

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

---

# الفصل الثالث

## النظرية الحركية الجزيئية للغازات

---



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### الفصل الثالث

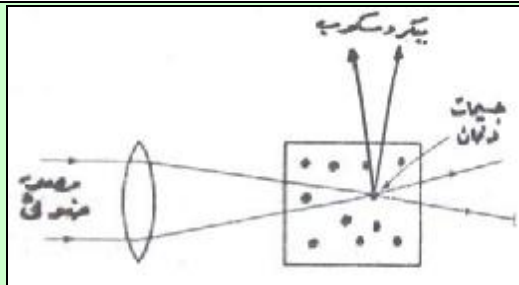
### النظرية الحركية الجزيئية للغازات

#### الحركة البراونية

#### Brownian Motion

إن إحدى مظاهر السلوك الملاحظ لغاز، التي تزود بأقوى معلومة بالنسبة لطبيعة الغازات هي تلك الظاهرة المعروفة بالحركة البراونية. وهذه الحركة التي لوحظت لأول مرة بواسطة عالم النبات الأسكتلندي، روبرت براون في عام (1827) هي عبارة عن حركة متعرجة غير منتظمة لجسيمات دقيقة للغاية عندما تكون معلقة في سائل أو في غاز. ويمكن ملاحظة الحركة البراونية بتعديل بؤرة ميكروسكوب وفقاً لمدى العين (focusing) على جسيمات دخان مضاءة من الجانب. ولا يرسب الجسيم الى قاع إنائه الحاوي، ولكنه يتحرك باستمرار جيئةً وذهاباً، ولا يبدي أي إشارة لبلوغه حالة الإستقرار. وكلما كان الجسيم الملاحظ معلقاً، أصغر، كلما كانت تلك الحالة الدائمة من الحركة غير المنتظمة أكثر عنفاً. وكلما كانت درجة حرارة المائع أعلى، كلما كانت حركة الجسيم المعلق أكثر قوة.

ويناقض الحركة البراونية، الفكرة عن المادة بأنها حالة ساكنة، وتقرح أن جزيئات المادة تكون الى حد ما متحركة باستمرار. ويبدو أن جسيم الدخان يصطدم بجزيئات الهواء، وبذلك فإن حركة جسيم الهواء تعكس بطريق غير مباشر الحركة تحت الميكروسكوبية لجزيئات المادة غير المرئية. وتوجد هنا حينئذ دعامة قوية للاقتراح بأن الغازات تتكون من أجزاء ضئيلة من مادة، والتي تكون دائماً في حركة.



شكل ٩٢

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### النظرية الحركية الجزيئية للغازات

### Molecular Kinetic Theory of Gases

### الفروض ونموذج الغاز المثالي

### hypothesis and Ideal Gas Model

تساعد قوانين الغازات في التنبؤ بسلوك الغازات ولكنها لا تفسر على المستوى الجزيئي التغيرات في الحجم أو الضغط أو درجة الحرارة التي تحدث عند تغير الظروف. فمثلاً، لماذا يتمدد حجم الغاز عند التسخين؟ لقد استطاع بعض الفيزيائيين من أمثال بولتزمان (Boltzmann) وماكسويل (Maxwell) أن يفسروا الخواص الفيزيائية للغازات بواسطة حركة جزيئاتها المفردة. لقد وضع عمل بولتزمان وماكسويل الأساس لنظرية الحركة الجزيئية لغازات.

لقد بينت القوانين التجريبية السابقة للغازات قابلية الغازات للانضغاط، قابلية الغازات للانتشار، تناسب حجم الغاز عكسياً مع ضغطه وطردياً مع درجة حرارته المطلقة. والقوانين السابقة لم تصل لتفسير مناسب لتلك الخواص، ولهذا عمل العلماء على إيجاد تفسير هذه الخواص فكانت جهود هؤلاء العلماء في نظرية سميت بالنظرية الحركية الجزيئية للغازات وهي تتألف من فروض تفسر سلوك الغازات المثالية التي تخضع لقانون الغاز المثالي.

ومن المعلوم أن جزيئات الغازات في حركة مستمرة، لأجل ذلك فلا بد أن جزيئات الغازات تمتلك طاقة حركية، وبهذا فإن النظرية الحركية تحاول أن توجد علاقة بين الطاقة الحركية للغازات ودرجة الحرارة.

وتعرف النظرية الخاصة بالجزيء المتحرك، بنظرية الحركة للمادة وافترضاتها الأساسيان هما أن جزيئات المادة تكون في حركة، وأن الحرارة عبارة عن إظهار لهذه الحركة. ومثل أي نظرية فإن نظرية الحركة تصور نموذجاً مقترحاً لتفسير مجموعة من

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

الحقائق المشاهدة. ولكي يكون النموذج مفيداً، فإنه يجب تقديم بعضاً من الإفتراضات التوضيحية بالنسبة لخصائصها. ويمكن التحقق من صحة كل فرض وإمكانية الاعتماد على النظرية ككل، من كيفية تفسير الحقائق بشكل مرض.

وفي عام (1857) نشر رودولف كلاوزيوس Rudolf Clausius (1822 – 1888) نظرية حاولت أن تشرح الملاحظات التجريبية (experimental observations) التي لخصت قوانين : بويل، تشارلز، دالتون وأفوجادرو.

### افتترضت النظرية الحركية للغازات المثالية الفروض التالية لتفسير سلوك الغازات وتحديد صفاتها :

(١) يتألف الغاز من جسيمات دقيقة (دقائق) كروية تعرف بالجزيئات أو الذرات (**a gas consists of small particles (atoms or molecules)**) لكل منها كتلة معينة وحجم معين لا يختلفان للغاز الواحد ولكن يختلفان من غاز لآخر.

(٢) تتباعد الجزيئات عن بعضها بمسافات كبيرة جداً إذا ما قورنت بحجوم الجزيئات (بحيث أن حجم الجزيئات الفعلي يكون كمية مهملة بالمقارنة الى الفراغ الموجود بين الجزيئات) (الحيز الموجود بين الجزيئات أي أن  $V = 0$ )، ولذلك فإن أي ضغط على الغاز إنما يجعل الجزيئات تتقارب من بعضها البعض أي يقل حجمها. كما أن المسافات بين الجزيئات في حالة الغازات أكبر بكثير من المسافات بين الجزيئات في الحالتين السائلة والصلبة (المسافات بين الدقائق أقل بكثير في السوائل والمواد الصلبة). وتفسر هذه الخاصية القابلية العالية للإنضغاط في حالة الغازات ولذلك، فإن الغازات تكون قابلة للإنضغاط أكثر بكثير من الجزيئات في الحالتين السائلة والصلبة.

The actual volume occupied by gas molecules is extremely small compared to the volume that the gas occupies. The volume of the container is considered equal to the volume of the gas. Most of the volume of a gas is empty space, which allows gases to be easily compressed.

A gas is composed of molecules whose size is much smaller than the distances between them. This concept accounts for the ease with which gases can be compressed and for the fact that gases at ordinary temperature and pressure mix completely with each other. These facts imply that there must be much unoccupied space in gases that provides substantial room for additional molecules in a sample of gas.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

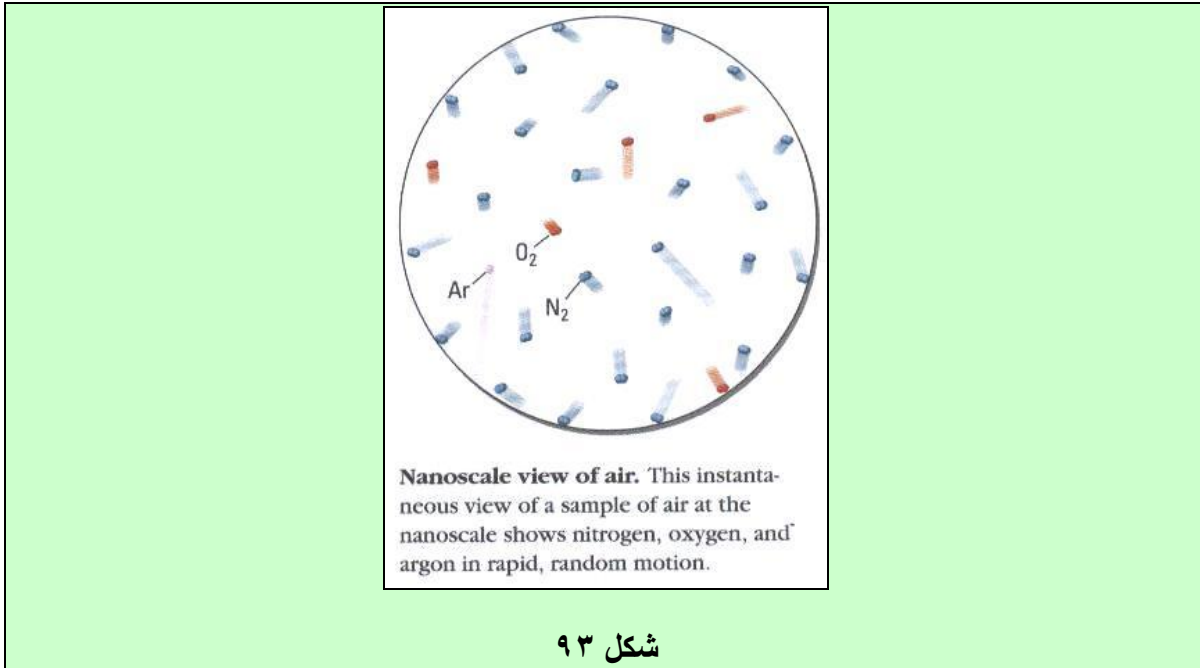
إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

٣) بسبب المسافات الكبيرة بين جزيئات الغاز فإن قيمة التجاذب بين جزيئات الغاز في غاية الصغر ولذلك فهي مهملة.

The attractive forces between the particles of a gas can be neglected  
ومن هنا فإنه لا توجد قوى تجاذب بين الجزيئات أي لا تمارس الجسيمات أي قوة على بعضها البعض (ما عدا أثناء التصادم)، بمعنى لا تتأثر الجزيئات ببعضها البعض كما لا توجد قوى تنافر بينها، وبالتالي فإن الجزيئات مستقلة تماماً كل عن الأخرى. وبذلك فإنها تتحرك باستقلالية وتملاً أي وعاء مهما كان حجمه وشكله.

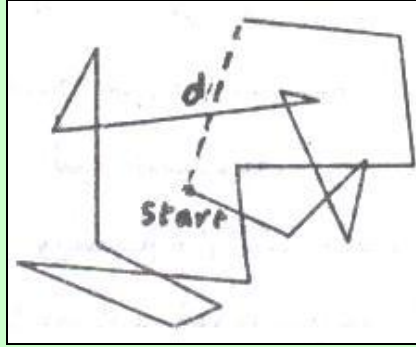
Except when gas molecules collide, forces of attraction and repulsion between them are negligible. This concept is consistent with the fact that all gases behave in the same way, regardless of the types of noncovalent interactions among their molecules.

٤) تكون جزيئات الغاز في حركة سريعة، عشوائية، في خطوط مستقيمة وبسرعات مختلفة (rapid velocities) وفي جميع الاتجاهات (in all directions) ، ويتغير اتجاه الجزيء عندما يصطدم بجزيء آخر أو بجدار الإناء.



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي



شكل ٩٤

Gas particles are in constant motion, moving rapidly in straight paths. When gas particles collide, they rebound and travel in new directions. When they collide with the walls of the container, they exert gas pressure. An increase in the number or force of collisions against the walls of the container cause an increase in the pressure of the gas.

Gas molecules move randomly at various speeds and in every possible direction. This concept is consistent with the fact that gases quickly and completely fill any container in which they are placed.

٥) تصطدم هذه الدقائق مع بعضها البعض أو مع جدران إنائها الحاوي باصطدامات تامة المرونة (**Perfectly Elastic**) ، بمعنى أنها لا تؤدي الى فقدان الغاز لأي من طاقته الحركية بالرغم من أنه قد يوجد انتقال للطاقة بين شركاء التصادم. ويفسر هذا التصادم المرن بأن الجزيء عند تصادمه بجزيء آخر يفقد جزءاً من طاقته، لكنه يكتسب نفس الطاقة عندما يصطدم به جزيء آخر ولذلك فإن الطاقة الكلية للزوج من الجزيئات يبقى دون تغيير.

When collisions between molecules occur, they are elastic. The speeds of colliding molecules may change, but the total kinetic energy of two colliding molecules is the same after a collision as before the collision. That is the collision is elastic. This concept is consistent with the fact that a gas sample at constant temperature never "runs down" , with all molecules falling to the bottom of the container.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

وهذا المبدأ يفسر انتشار الغاز بانتظام في جميع أنحاء الإناء الحاوي له، أي يكون الغاز متجانساً في الإناء، فهو لا يكون محتجزاً في جزء من الإناء. ويعزى ضغط غاز ما الى اصطدام دقائق الغاز بجدار الإناء الحاوي لهذا الغاز.

ويعرف متوسط المسافة التي يقطعها الجسيم بين تصادمين متتالين بمتوسط المسار الحر (Mean Free Path)، ويعتبر الزمن الذي يستغرقه التصادم ضئيلاً للغاية بالمقارنة بالزمن المستغرق بين التصادمات.



٦) يعتبر الزمن الذي يستغرقه التصادم ضئيلاً للغاية بالمقارنة بالزمن المستغرق بين التصادمات.

٧) عند لحظة معينة، فإنه في أي تجمع لجزيئات غاز، يوجد جزيئات مختلفة لها سرعات مختلفة، وطاقت حركة مختلفة وتناسب متوسط الطاقة الحركية لكل جزيئات الغاز تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المطلقة، أي أن زيادة درجة الحرارة تؤدي الى إكساب الدقائق طاقة حركة والتي تعتبر مقياساً لحرارة المادة، مما يؤدي الى زيادة سرعة الجزيئات وبالتالي تؤدي الى زيادة عدد الضربات على جدار الإناء في الثانية وبالتالي الى زيادة الضغط.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

**The average kinetic energy of gas molecules is proportional to the Kelvin temperature.** Gas particles move faster as the temperature increases. At higher temperatures, gas particles hit the walls of the container with more force, which produces higher pressures.

**The average kinetic energy of gas molecules is proportional to the absolute temperature.** Though not part of the kinetic molecular theory, this useful concept is consistent with the fact that gas molecules escape through a tiny hole faster as the temperature increases, and with the fact that rates of chemical reactions are faster at higher temperatures.

The kinetic theory helps explain some of the characteristics of gases. For example, we can quickly smell perfume from a bottle that is opened on the other side of a room, because its particles move rapidly in all directions. They move faster at higher temperatures, and more slowly at lower temperatures. Sometimes tires and gas-filled containers explode when temperatures are too high. From the kinetic theory, we know that gas particles move faster when heated, hit the walls of a container with more force, and cause a buildup of pressure inside a container.

ولا تخضع الغازات خضوعاً تاماً لهذه الفروض (تحديد الغازات الحقيقية عنها)، ولكن افترض غازاً وهمياً (مثالياً) يخضع لتلك الفروض عرف بالغاز المثالي Ideal Gas والغاز المثالي هو الذي يخضع للقوانين السابقة (بويل، تشارلز، أفوجادرو)، وتسلك الغازات الحقيقية سلوكاً قريباً من المثالية في الظروف العادية (عند ضغوط أدنى من 1 atm، ودرجات حرارة أعلى من 273 K سوف يطيع أي غاز قوانين الغاز المثالي لدرجة ملاصقة) إلا أنها تنحرف انحرافاً ملحوظاً عن السلوك المثالي عند درجات الحرارة المنخفضة والضغوط العالية لأنها بذلك تقترب من الحالة السائلة.



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### ملخص لفروض النظرية الحركية للغازات

(١) يتألف الغاز من جسيمات (دقائق) تسمى جزيئات، بعيدة عن بعضها، وذات حجم صغير جداً لدرجة أن الحجم الفعلي للجزيئات يكون مهملاً مقارنة بالحيز الموجود بين جزيئاتها أو مقارنة بحجم الإناء الذي توجد فيه.

A gas is composed of molecules (discrete molecules) that are separated from each other by distances far greater than their own dimensions. The molecules can be considered to be "points"; that is, they possess mass but have negligible volume.

The individual molecules are very small and are very far apart relative to their own sizes.

(٢) لا يوجد قوى تجاذب (أو تنافر) بين جسيمات الغاز أو مع جدران الإناء الذي توجد به وتكون الجزيئات مستقلة تماماً عن الأخرى.

Between collisions, the molecules exert no attractive or repulsive forces on one another; instead, each molecule travels in a straight line with a constant velocity.

(٣) تتحرك جسيمات الغاز بحركة سريعة، مستمرة وعشوائية في خطوط مستقيمة لا يتغير اتجاهها إلا عند اصطدامها مع بعضها أو مع جدران الإناء الحاوي. واصطدام الجزيئات ببعضها اصطدامات مرنة (elastic)، أي لا تفقد طاقة عند تصادمها فليس هناك محصلة فقد أو اكتساب (there is no energy gain or loss).

The gas molecules are in continuous, random, straight-line motion with varying velocities.

Gas molecules are in constant (continuous) motion in random directions, and they frequently collide with one another. Collisions among molecules are perfectly elastic. In other words, energy can be transferred from one molecule to another as a result of collision. Nevertheless, the total energy of all the molecules in a system remains the same.

(٤) متوسط طاقة الحركة لجميع الجزيئات، يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة.

The average kinetic energy of the molecules is proportional to the (absolute) temperature of the gas in Kelvins. Any two gases at the same temperature will have the same average kinetic energy (The average kinetic energies of molecules of different gases are equal at a given temperature).

For instance, in samples of H<sub>2</sub>, He, CO<sub>2</sub> and SO<sub>2</sub> at the same temperature, all the molecules have the same average kinetic energies. But the lighter molecules, H<sub>2</sub> and He, have much higher average velocities than do the heavier molecules, CO<sub>2</sub> and SO<sub>2</sub>, at the same temperature.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

The average kinetic energy of a molecule is given by :

average molecular KE =  $\bar{KE} \propto T$

or

average molecular speed =  $\bar{u} \propto \sqrt{\frac{T}{\text{molecular weight}}}$

$$\bar{KE} = \frac{1}{2} m \bar{u}^2$$

m : mass of the molecule and u is its speed.

$\bar{u}^2$  : mean square speed; it is the average of the square of the speeds of all the molecules :

$$\bar{u}^2 = \frac{u_1^2 + u_2^2 + \dots + u_N^2}{N},$$

N : the number of molecules

Assumption 4 enables us to write :

$$\bar{KE} \propto T$$

$$\frac{1}{2} m \bar{u}^2 \propto T$$

$$\frac{1}{2} m \bar{u}^2 = KT$$

According to the last equation the absolute temperature of a gas is a measure of the average kinetic energy of the molecules, the higher the temperature the more energetic the molecules. (Molecular kinetic energies of gases increase with increasing temperature and decrease with decreasing temperature).

We have referred only to the average kinetic energy, in a given sample, some molecules may be moving quite rapidly while others are moving more slowly.

٥) ضغط الغاز هو نتيجة للتصادمات بين الجزيئات وجدران الوعاء الحاوي. وهو يعتمد على تكرار التصادم في وحدة المساحة وكذلك يعتمد على مدى قوة اصطدام الجزيء بالجدار.

According to the kinetic molecular theory, gas pressure is the result of collisions between molecules and the walls of their container. It depends on the frequency of collision per unit area and on how 'hard' the molecules strike the wall.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

**س) علل : تنتشر جزيئات الغاز في جميع أجزاء الإناء بشكل منتظم.**

ج) لأن الغازات تتحرك بسرعة في خطوط مستقيمة وبطريقة عشوائية حتى تصطدم في جدار الإناء.

**س) علل : تتسرب الغازات من أي ثقب مهما كان صغيراً.**

ج) لأن جزيئات الغاز صغيرة جداً.

**س) علل : تحتل الغازات حجماً أكبر بكثير من الحجم الذي تشغله إذا تحولت الى سائل.**

ج) لأن جزيئات الغاز متباعدة عن بعضها البعض.

**س) علل : يقل حجم الغاز بازياد الضغط.**

ج) وذلك لاقتراب الجزيئات من بعضها البعض.

**س) علل : يزداد حجم فقاعة هواء عندما تصعد من قاع حمام سباحة الى سطحه.**

ج) بسبب أنه كلما ارتفعت فقاعة الهواء يقل الضغط عليها وبذلك يزداد حجمها.

**س) علل : يزداد الضغط إذا سخن غاز في إناء مغلق**

ج) بسبب أن الحرارة تزيد الطاقة الحركية للجزيئات وبذلك تتحرك بسرعة أكبر وتصطدم بجدران

الإناء وبالتالي يزداد الضغط لأن الضغط ينشأ من اصطدام جزيئات الغاز بجدران الإناء.

**س) علل : يزداد ضغط الهواء داخل إطار السيارة بصفة ملحوظة عند القيادة بسرعة عالية.**

ج) السرعة العالية تزيد من حرارة الإطار وبالتالي تزداد الطاقة الحركية لجزيئات الهواء داخل الإطار

فيزداد اصطدامها بجدران الإناء بشكل أكبر وبذلك يزداد الضغط.

وقبل مناقشة كل من هذه الافتراضات، فإنه يمكننا أن نسأل، كيف يكون النموذج مرتبطاً بالكميات الملاحظة (T, P, V). والنموذج المقبول بالنسبة لغاز، هو ذلك الذي يتكون في الأغلب من حيز خال، والذي تتحرك فيه بلايين من نقاط دقيقة تمثل جزيئات، بحركة عنيفة، متصادمة مع بعضها البعض، ومع الجدران الخاصة بالوعاء الحاوي، إذ يكون حجم غاز في الأغلب عبارة عن حيز خال، ولكنه يكون مشغولاً، بمعنى أن الجسيمات المتحركة تشغل كل المنطقة التي تتحرك فيها. والضغط، المعروف بقوة لكل وحدة مساحة، يكون ناشئاً عن الغازات، لأن الجزيئات تصطدم مع جدران الوعاء الحاوي. وينتج عن

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

كل اصطدام دفعه صغيرة جداً . ومجموع كل الدفعات لكل ثانية على  $(1 \text{ cm}^2)$  من جدار هو عبارة عن الضغط. وتعطي درجة الحرارة مقياساً كميّاً لمتوسط حركة الجزيئات.

### مناقشة فروض النظرية الحركية الجزيئية للغازات

ويمكن إدراك أن أول الاقتراحات الأربع :

(1) يتألف الغاز من جسيمات (دقائق) تسمى جزيئات، بعيدة عن بعضها، وذات حجم صغير جداً لدرجة أن الحجم الفعلي للجزيئات يكون مهملًا مقارنة بالحيز الموجود بين جزيئاتها أو مقارنة بحجم الإناء الذي توجد فيه.

وهذا الإقتراح يكون معقولاً، من حقيقة أن انضغاطية الغازات تكون كبيرة جداً. وتوضح الحسابات أنه في غاز الأكسجين مثلاً، عند (STP) يكون (99.96 %) من الحجم الكلي، عبارة عن حيز خال في أي لحظة. وحيث أنه يوجد  $(2.7 \times 10^{19} \text{ molecules/ml})$  من غاز الأكسجين عند (STP) فإن المسافة بين الجزيئات تكون حوالي  $(3.7 \times 10^{-7} \text{ cm})$  والتي هي عبارة عن (12) مرة مثل القطر الجزيئي. وعندما يضغط الأكسجين أو أي غاز آخر فإن متوسط المسافة بين الجزيئات سوف يختزل، أي ينقص الكسر من الحيز الحر.

وتتدعم صحة الإفتراض الثاني :

لا يوجد قوى تجاذب (أو تنافر) بين جسيمات الغاز أو مع جدران الإناء الذي توجد به وتكون الجزيئات مستقلة تماماً عن الأخرى.

من ملاحظة أن الغازات تتمدد تلقائياً لتشغل كل الحجم المتاح لها. ويحدث هذا السلوك حتى بالنسبة للغاز المضغوط لدرجة كبيرة، حيث تكون الجزيئات ملاصقة لبعضها البعض إلى حد ما، ويجب أن تكون أي قوى بين الجزيئات هي الأعظم. ومن الجدير بالذكر أنه يجب أن لا يوجد ترابط يمكن تقديره بين جزيء غاز وجيرانه.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### الإفتراض الثالث:

تتحرك جسيمات الغاز بحركة سريعة، مستمرة وعشوائية في خطوط مستقيمة لا يتغير اتجاهها إلا عند اصطدامها مع بعضها أو مع جدران الإناء الحاوي. اصطدامات الجزيئات ببعضها اصطدامات مرنة، أي لا تفقد طاقة عند تصادمها.

إن الملاحظة الخاصة بالحركة البراونية، تدل ضمناً على أن جزيئات الغاز تتحرك متفقة مع الإفتراض الثالث.

ومثل أي جسيم متحرك، فإن الجزيئات لها كمية من طاقة الحركة تساوي  $(1/2mu^2)$ ، حيث  $(m)$  كتلة الجزيء، و  $u$  : عبارة عن سرعته. وذلك أن الجزيئات تتحرك في خطوط مستقيمة، إنما ينبع من افتراض عدم وجود قوى تجاذب. ولو أنه كان هناك قوى تجاذب بينها لأمكن للجزيئات أن تنحني عن مسارات الخط المستقيم. ونظراً لأنه يوجد جزيئات كثيرة إلى حد بعيد، في عينة غاز، وبسبب أنها تتحرك سريعاً جداً (عند  $0^\circ C$  تكون السرعة المتوسطة لجزيئات الأكسجين حوالي 1000 mph) فإنه يوجد تصادمات متكررة الحدوث. ومن الضروري اعتبار أن التصادمات تكون تامة المرونة، وذلك حيث أنها لا تفقد طاقة حركة عن طريق التحول إلى طاقة وضع (مثلاً عند تشويه الجزيئات). وإذا لم يكن ذلك حقيقياً فإن حركة الجزيئات سوف تقف في آخر الأمر، كما أن الجزيئات سوف ترسب إلى قاع الإناء الحاوي.

### والافتراض الرابع :

عند لحظة معينة، فإنه في أي تجمع لجزيئات غاز، يوجد جزيئات مختلفة لها سرعات مختلفة، وطاقات حركة مختلفة وتتناسب متوسط الطاقة الحركية لكل جزيئات الغاز تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المطلقة

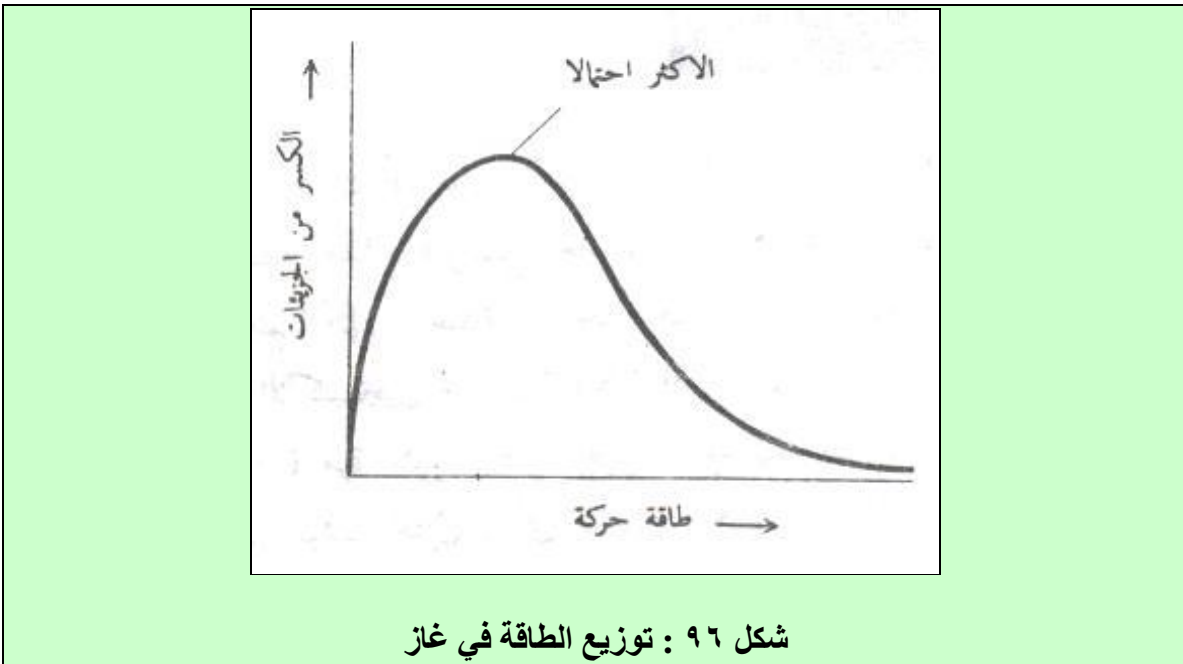
وهذا الإفتراض له شقان :

(1) أنه يوجد توزيع لطاقة الحركة.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

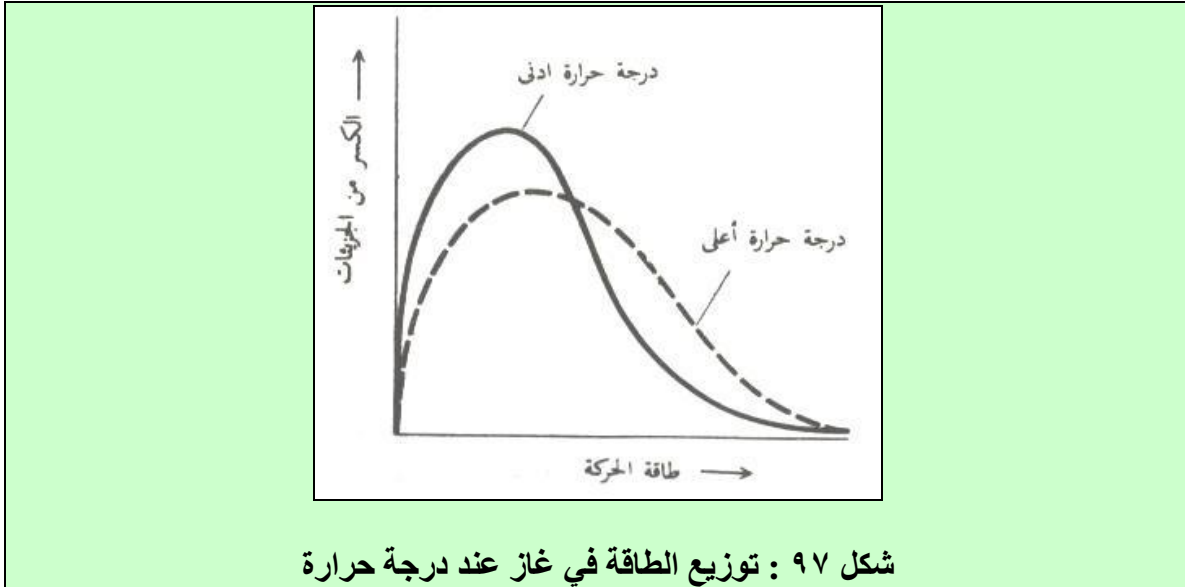
(٢) طاقة الحركة المتوسطة تتناسب مع درجة الحرارة المطلقة. ويحدث التوزيع، أو المدى للطاقات نتيجة للتصادمات الجزيئية، التي تغير باستمرار من سرعة جزيء مفرد. إذ أن جزيئاً معيناً، يمكنه أن يتحرك إلى الأمام بسرعة محددة، إلى أن يرتطم بآخر، الذي يفقد إليه بعضاً من طاقة حركته، وربما فيما بعد، يلقى ارتطاماً من ثالث، ويكتسب طاقة حركة. وهذا التبادل لطاقة الحركة بين الجيران يحدث باستمرار، بحيث أن طاقة الحركة الكلية لعينة غاز هي التي تبقى كما هي، بشرط أنه طبعاً لا تضاف طاقة لعينة الغاز من الخارج، مثلاً بالتسخين (أو تسحب مثلاً بالتبريد). وتتركب طاقة الحركة الكلية لغاز من طاقات الحركة لجميع الجزيئات، التي يمكن أن يكون كل منهما متحركاً بسرعة مختلفة. وعند لحظة معينة، يمكن لقليل من الجزيئات، أن تقف ساكنة بدون طاقة حركة، وقد يكون لقليل طاقة حركة عالية، ويكون لمعظمها طاقة حركة قريبة من المتوسط. ويتلخص الوضع في الشكل (٩٦).



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

الذي يوضح التوزيع العادي لطاقات الحركة في عينة غاز. وتعتبر كل نقطة على المنحنى عن أي كسر من الجزيئات تكون له قيمة معينة من طاقة الحركة. ويمكن أن ترتفع درجة حرارة غاز بإضافة حرارة. وماذا يحدث للجزيئات عندما ترفع درجة الحرارة؟ فالحرارة التي تضاف عبارة عن صورة للطاقة، وبذلك فإنها يمكن أن تستخدم في زيادة سرعة الجزيئات، وبالتالي متوسط طاقة الحركة. ويوضح ذلك في الشكل (٩٧)



حيث يصف الخط المتقطع الوضع عند درجة حرارة أعلى. فعند درجة الحرارة الأعلى يكون للجزيئات متوسط طاقة حركة أعلى منها عند درجة حرارة أدنى. وبذلك فإن درجة الحرارة تصلح كمقياس لمتوسط طاقة الحركة.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### المعادلة الأساسية للنظرية الحركية للغازات

الصيغة الرياضية للمعادلة الأساسية للنظرية الحركية :

$$PV = \frac{1}{3} m N \bar{u}^2$$

$$PV = \frac{1}{3} m (nN_A) \bar{u}^2$$

حيث :

P : الضغط بوحدة Pa ، V : الحجم بوحدة  $m^3$  ، N : عدد الجزيئات ، m : كتلة الجزيء  
الواحد بوحدة الكيلوجرام ،  $\bar{u}^2$  : متوسط مربع سرعة الجزيء ( $m^2/s^2$ )

### مثال (١٦١)

احسب الضغط بوحدة kPa المبذول بواسطة ( $2 \times 10^{21}$  molecule) من غاز  $N_2$  في وعاء حجمه (1 L) علماً بأن متوسط مربع السرعة لهذه الجزيئات هو ( $244036 m^2/s^2$ ). (الكتلة الذرية لـ N = 14)

### الحل

نحسب أولاً كتلة الجزيء الواحد من غاز النيتروجين بوحدة Kg :

$$Mw_{N_2} = 2 \times 14 = 28 \text{ g mol}^{-1}$$

$$Mw_{N_2} = 0.028 \text{ kg mol}^{-1}$$

$$m = \frac{Mw_{N_2}}{N_A} = \frac{0.028 \text{ kg mol}^{-1}}{6.023 \times 10^{23} \text{ molecules mol}^{-1}}$$

$$m = 4.65 \times 10^{-26} \text{ kg molecule}$$



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

وبتطبيق المعادلة الأساسية للنظرية الحركية للغازات :

$$PV = \frac{1}{3} m N \bar{u}^2 \Rightarrow P = \frac{\frac{1}{3} m N \bar{u}^2}{V}$$

$$P = \frac{\frac{1}{3} \times (4.65 \times 10^{-26} \text{ kg molecule}^{-1}) \times (2 \times 10^{21} \text{ molecule}) \times (244036 \text{ m}^2\text{s}^{-2})}{\left(\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ L m}^{-3}}\right)}$$

$$P = 7565.116 \text{ Kg / m s}^2$$

$$P = 7565.116 \text{ Pa}$$

$$P = 7.565 \text{ kPa}$$

$$\text{(where } 1 \text{ Pa} = 1 \text{ Nm}^{-2} = (\text{kg m s}^{-2}) \times (\text{m}^{-2}) = \text{kg /m s}^2$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

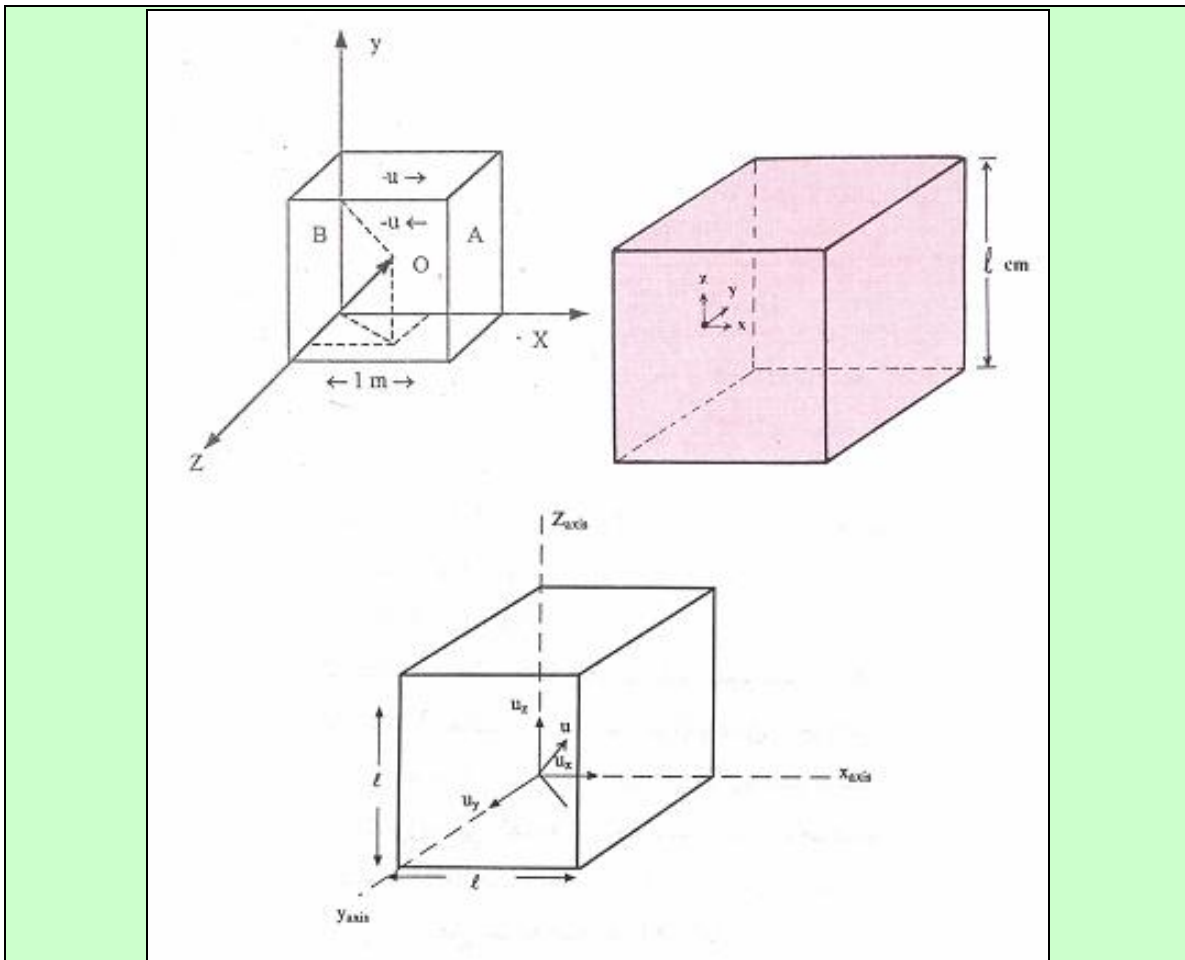
### اشتقاق المعادلة الأساسية للنظرية الحركية

### Fundamental Equation of the Kinetic Theory

### المعادلة الحركية للغازات

### Kinetic Equation of Gases

- من الممكن بناءً على الفروض السابقة (فروض النظرية الحركية للغازات) إيجاد علاقة تربط بين ضغط الغاز المثالي (P) وكتلة الغاز (m) وسرعة الجزيئات (u).
- نفترض أن لدينا غاز محبوس في إناء مكعب الشكل طول ضلعه (L) وحجمه ( $L^3$ ) ومساحة كل جدار له ( $L^2$ )



شكل ٩٨ : تحليل السرعة باتجاه محاور (X, Y, Z)

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

- يحتوي المكعب على عدد (N) من الجزيئات، كتلة الجزيء الواحد منها (m) وسرعته (u) عند درجة حرارة ثابتة.
- ووفقاً للنظرية الحركية للغاز فإن الجزيئات تتحرك عشوائية في جميع الإتجاهات (تتحرك في كل اتجاه)
- ولتبسيط الاشتقاق فإنه يمكن تحليل السرعة (u) للجزيئات في أي لحظة في ثلاث اتجاهات محورية (x, y, z) متعامدة على بعضها كما هو مبين بالشكل (٩٨)
- وبالتالي فـ (1/3)N الجزيئات أي (1/3)N يتحرك في اتجاه الإحداثي X، ومثله في اتجاه الإحداثي Y وآخر في اتجاه Z. وهذا التبسيط لا غبار عليه حيث أن سرعة كل جزيء يمكن تحليلها الى مكوناتها في اتجاه ثلاثة محاور عمودية هي: (X, Y, Z).
- ينتج ضغط الغاز على أي جدار من جدران الإناء نتيجة الإصطدامات التي تقوم بها الجزيئات على هذا الجدار، ومن المعروف أن القوة الناتجة عن كل اصطدامة يمكن حسابها من معرفتنا أن القوة عبارة عن معدل تغير كمية الحركة مع الزمن، ومن معرفتنا لهذه المبادئ يمكن أن نشق المعادلة العامة للغاز المثالي.
- ولنرمز الى السرعات في الإتجاهات الثلاث بالرموز (u<sub>x</sub>, u<sub>y</sub>, u<sub>z</sub>) ومتوسط الجذر التربيعي للسرعة (Root Mean Square Velocity  $\bar{u}^2$ )

$$\bar{u}^2 = \bar{u}_x^2 + \bar{u}_y^2 + \bar{u}_z^2$$

- وإذا تصورنا جزيئاً واحداً يصطدم بجدار المكعب (A) أي في اتجاه المحور (الإحداثي) (x) وبسرعة قدرها (u m/s). هذا الجزيء المتحرك في هذا الإتجاه سيصطدم بالجدار المظلل كلما قطع مسافة 2 L cm خلال مساره وذلك لأنه بعد الاصطدام لا بد أن يقطع مسافة (L) ليصل الى الجدار المقابل ثم يعود مسافة (L)

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

ليصطدم مرة أخرى بالجدار المظلل أي يقطع مسافة  $2L$  ليصطدم مرة أخرى بنفس الجدار.

• فإذا كان الجزيء يتحرك بسرعة  $u \text{ m/s}$  فمعنى ذلك أنه خلال ثانية واحدة يكون قد قطع مسافة  $u \text{ cm}$

وبالتالي فالزمن الذي يمر قبل أن يقوم الجزيء بعمل اصطدام ثانية مع نفس وجه الصندوق تحدده العلاقة :

$$\text{الزمن المستغرق} = \frac{\text{المسافة الكلية المقطوعة}}{\text{سرعة الجسيم}} = \frac{2L}{u_x}$$

• وبالتالي فإن عدد الإصطدامات التي سيحدثها على الجدار المظلل في الثانية الواحدة (في وحدة الزمن) يكون مساوياً للمسافة التي قطعها في الثانية الواحدة مقسوماً على المسافة التي يقطعها ليحدث الإصطدام (مقلوب التعبير السابق)

$$\text{عدد الإصطدامات في الثانية الواحدة} = \left( \frac{u}{2L} \right) \text{collisions/second} \text{ اصطدامات/ثانية}$$

وبفرض أن عملية الإصطدام مرنة فإن الجزيء سوف يرتد في الإتجاه المعاكس بنفس السرعة السابقة (لأن الاصطدام مرن) مع عكس الإشارة ( $-u$ ) ، وبالتالي فإن كمية تحرك الجزيء (كمية الحركة للجزيء) قبل اصطدامه بالسطح (الجدار A) في اتجاه المحور x تساوي :

$$\text{الكتلة} \times \text{السرعة} \\ mu$$

وكمية الحركة بعد الاصطدام بالجدار =  $-mu$

• إذاً التغير في كمية التحرك للجزيء في كل اصطدام على السطح (A) (التغير في كمية الحركة للإصطدام الواحد) :

$$= mu - (-mu) = 2mu \text{ Kg m s}^{-1}$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

والآن فإن القوة التي يؤثر بها جسيم وحيد على ذلك الوجه من الصندوق يحددها معدل التغير في كمية التحرك الذي يمارسه الجسيم (القانون الثاني لنيوتن):

القوة = معدل التغير في كمية التحرك

ولهذا سيكون التغير في كمية التحرك لكل ثانية بالنسبة لجزيء واحد للسطح الواحد في الذهاب يساوي

القوة الناتجة عن اصطدام جزيء واحد بالجدار المظلل =

عدد الإصطدامات في الثانية الواحدة  $\left(\frac{u}{2L}\right) \times$  التغير في كمية الحركة في الإصطدامة  
الواحدة  $(2mu)$

$$\text{Force} = (2 mu) \left(\frac{u}{2L}\right) = \left(\frac{mu^2}{L}\right) \text{kg m s}^{-1}$$

• وعند الإياب سوف يتعرض السطح (B) المقابل بحيث يصبح التغير في كمية التحرك لكل ثانية لنفس الجزيء هو :

$$\left(-\frac{mu^2}{L}\right)$$

• وبالتالي فإن معدل التغير في كمية التحرك لكل ثانية للجزيء على السطحين المتقابلين (A. B) على طول المحور X يساوي :

$$\frac{mu^2}{L} + \frac{mu^2}{L} = \frac{2mu_x^2}{L}$$

• وبالمثل يمكن حساب التغير في كمية التحرك لنفس الجزيء في اتجاه المحورين الآخرين (y, z) يساوي :

$$\frac{2mu_y^2}{L}, \frac{2mu_z^2}{L}$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

على التوالي.

- ويصبح التغير الكلي في كمية التحرك بالنسبة للأوجه الستة للمكعب هو :

$$\frac{2mu_x^2}{L} + \frac{2mu_y^2}{L} + \frac{2mu_z^2}{L} = \frac{2m}{L} (u_x^2 + u_y^2 + u_z^2) = \frac{2mu^2}{L} \text{ Newtons}$$

- وطبقاً لقانون نيوتن للحركة فإن معدل التغير في كمية التحرك يكون مساوياً للقوة المؤثرة، والقوة الناتجة عن ضربات الجزيء الواحد هي :

$$\frac{2m \bar{u}^2}{L} \text{ Newtons}$$

- والقوة الكلية الناتجة عن عدد  $N$  من الجزيئات هي :

$$\frac{2 m N \bar{u}^2}{L}$$

- وحيث أن الضغط يعرف بأنه القوة الدافعة على وحدة المساحات:

$$P = \frac{F}{A} = \frac{2 m N \bar{u}^2}{A L}$$

- حيث أن  $P$  الضغط ،  $A$  مساحة سطح الوجه الواحد من المكعب، وحيث أن مساحة أوجه المكعب الست هي :

$$A = 6 L^2$$

وبالتالي :

$$P = \frac{2 m N \bar{u}^2}{6 L^2 \times L} = \frac{1}{3} \times \frac{m N \bar{u}^2}{L^3}$$

$$L^3 = V$$

$$P = \frac{1}{3} \times \frac{m N \bar{u}^2}{V}$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزاري

أو

$$PV = \frac{1}{3} m N u^2$$

وتعرف هذه المعادلة بالمعادلة الحركية للغازات المثالية.

ويمكن كتابة التعبير الأخير لضغط الغاز بصورة بديلة، حيث  $(mN)$  هي الكتلة الكلية للغاز،  $(V)$  هي الحجم الكلي، وبذلك فإن الكثافة  $(d)$  تساوي  $(mN/V)$  وتصبح المعادلة كما يلي :

$$P = \frac{1}{3} d u^2$$

### معادلة الطاقة الحركية للجزيئات

الصيغة الرياضية :

$$\bar{ke} = \frac{1}{2} m \bar{u}^2$$

حيث :

$\bar{ke}$  : الطاقة الحركية بوحدة (J) لجزيء واحد من الغاز

$m$  : كتلة الجزيء الواحد بوحدة الكيلوجرام (kg)

$\bar{u}^2$  : متوسط مربع سرعة الجزيء بوحدة  $(m^2/s^2)$

والطاقة الحركية لعدد  $(N)$  من الجزيئات هي :

$$KE = \frac{1}{2} m N \bar{u}^2$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### اشتقاق قوانين الغاز المثالي من المعادلة الحركية

Derivation of the Ideal Gas Laws from the Kinetic Equation

### تفسير نظرية الحركة لقانون بويل من خلال النظرية الحركية للغازات

إن أهم خاصية ملفتة للنظر هي قابلية الغاز للإنضغاط. لذلك، يجب أن تكون الجزيئات التي تم تصورهما في النظرية الجزيئية الحركية دقيقة جداً ومتباعدة عن بعضها في الغاز بحيث يوجد هنالك وفرة في الحيز الفارغ بينها. فبهذه الطريقة فقط يمكن أن تحشر الجزيئات مع بعضها بعضاً بهذه السهولة. فأتثناء تطاير هذه الجسيمات الدقيقة، تصطم مع بعضها وبجدران الوعاء. وكل تصادم مع الجدار يمارس دفعة ضئيلة جداً. والتأثيرات المتراكمة للأعداد الضخمة في مثل هذه التصادمات كل ثانية على كل سنتيمتر مربع في الجدار تؤدي إلى ضغط الغاز.

يعتمد الضغط على عاملين: (pressure depends on two factors)

(1) عدد الجزيئات التي ترتطم بالجدران في وحدة الزمن

The number of molecules striking the walls per unit time

(2) مدى قوة اصطدام الجزيئات بالجدران

how vigorously the molecules strike the walls

وعند درجة حرارة ثابتة، فإن متوسط السرعة (average speed) وقوة الإصطدامات (force of the collisions) تبقى نفسها (remain the same).

ويعتمد ضغط الغاز فقط على عدد الصدمات الجزيئية (molecular collisions) لكل وحدة مساحة

من الجدار لكل ثانية (with the walls per second)، إذا أبقيت درجة الحرارة ثابتة لكي تتحرك الجزيئات بنفس السرعة المتوسطة. وعدد الصدمات يعتمد على الكثافة (عدد الجزيئات في وحدة الحجم (number of molecules per unit volume)). وعند



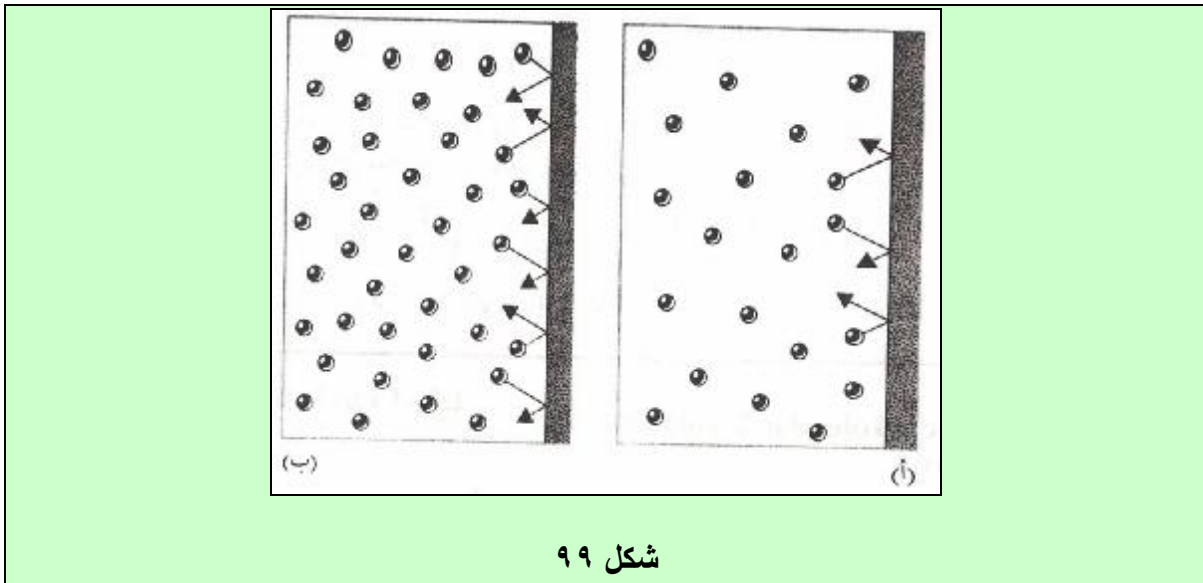
## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

خفض حجم الغاز فإن كثافته تزيد وبالتالي يزداد معدل التصادم فيزداد الضغط. ومن هنا نشأت العلاقة العكسية بين الضغط والحجم

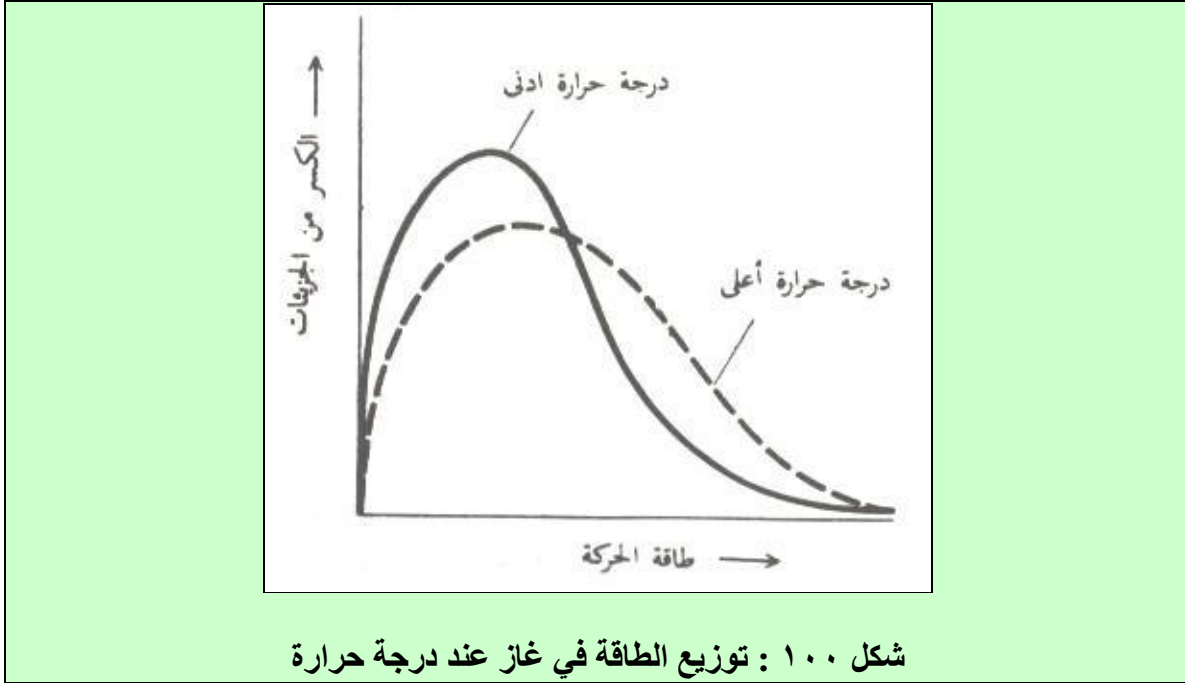
(as volume decreases, pressure increases and vice versa)

ويمثل هذا النموذج للغاز في ذهننا، نستطيع تفسير قانون بويل. فعندما نشطر حجم الغاز الى نصفين، فنحن نرص ضعف عدد الجزيئات في كل سنتيمتر مكعب (عندما ينقص الحجم لا يكون للجزيئات قدر كبير من حجم تتحرك فيه). كما أن هناك الآن على كل سنتيمتر مربع في الجدار جزيئات ضعف ما كان في السابق، ولذلك يجب أن يكون ضعف عدد تصادمات الجزيئات مع الجدار في كل ثانية (تصطم الجزيئات مع الجدران بتكرار أكثر، وبذلك فإن الجدران تستقبل صدمات أكثر لكل ثانية). وهذا يعني أن الضغط يتضاعف (الضغط يكون أكبر في حجم أصغر) كما هو موضح بالشكل (٩٩).



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي



إذا كان تنصيف الحجم يضاعف الضغط، عندئذ الضغط والحجم يتناسبان عكسياً مع بعضهما بعضاً، وهذه العبارة هي قانون بويل. إن الغاز المثالي، كما تذكر، يخضع لقانون بويل تماماً تحت كافة الظروف. وهذا يعني أنه مهما كانت الجزيئات مرصوفة بإحكام، سيكون دائماً من الممكن تنصيف حجمها بمضاعفة الضغط. والطريقة الوحيدة التي يمكن بها حدوث ذلك مرة بعد أخرى، هي بالطبع إذا كان الغاز مكوناً من جسيمات ليس لها حجم، بحيث أن الحجم كله عبارة عن حيز فراغ. ولكن الجزيئات الحقيقية لها أحجام محددة، وهكذا لا يمكن لأي غاز حقيقي أن يخضع لقانون بويل تماماً، خاصة تحت ضغط عال.

### إثبات قانون بويل رياضياً :

طبقاً للنظرية الحركية للجزيئات تتناسب الطاقة الحركية للجزيئات طردياً مع درجة الحرارة المطلقة للغاز أي أن :

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

$$\frac{1}{2} m \bar{u}^2 \propto T \text{ (Kelvin)}$$

$$\frac{1}{2} m N \bar{u}^2 \propto NT$$

$$\frac{1}{2} m N \bar{u}^2 = KT N \dots\dots\dots (\times 2/3)$$

$$\frac{2}{3} \left( \frac{1}{2} m N \bar{u}^2 \right) = \frac{2}{3} K T N$$

$$PV = \frac{2}{3} \left( \frac{1}{2} m N \bar{u}^2 \right) = \frac{2}{3} K T N$$

$$PV = \frac{2}{3} K T N$$

at constant T, N

$\Rightarrow PV = \text{constant}$

**طريق إثبات أخرى :**

$$T(\text{Kelvin}) \propto \frac{1}{2} mc^2$$

$$\Rightarrow PV = \frac{1}{3} Nmc^2$$

$$PV = \frac{2N}{3} \left( \frac{1}{2} mc^2 \right)$$

$$\Rightarrow T \propto \frac{1}{2} mc^2$$

$$PV \propto NT$$

$$PV = \text{const (for fixed N and T)}$$

$$\Rightarrow PV = nRT$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### ٢- تفسير نظرية الحركة لقانون تشارلز من خلال النظرية الحركية للغازات :

ينص هذا القانون بأن الحجم يزداد عند رفع درجة الحرارة بشرط إبقاء الضغط ثابتاً. ولقد رأينا للتو أن رفع درجة الحرارة يتسبب في جعل عدد أكثر من الجزيئات يصطدم بالجدار في كل ثانية (التأثير الناتج عن رفع درجة الحرارة بالنسبة لغاز هو زيادة متوسط طاقة الحركة للجزيئات)،

the average kinetic energy is directly proportional to the absolute temperature.

ويتسبب أيضاً في جعل قوة صدمة الجزيئات مع الجدران تزداد بسبب الزيادة في متوسط الطاقة الحركية للجزيئات، بحيث يؤدي إلى معدل أكبر في تغير كمية التحرك (عندما تتحرك الجزيئات وهي مزودة بطاقة أكبر فإنها ترتطم بجدران الإناء الحاوي بتكرار أكثر وبنشاط أكثر محدثة بذلك ضغطاً أكبر، مما ينتج عنه زيادة في الضغط).

Doubling the absolute temperature of a sample of gas doubles the average kinetic energy of the gaseous molecules, and the increasing force of the collisions of molecules with the walls doubles the volume at constant pressure.

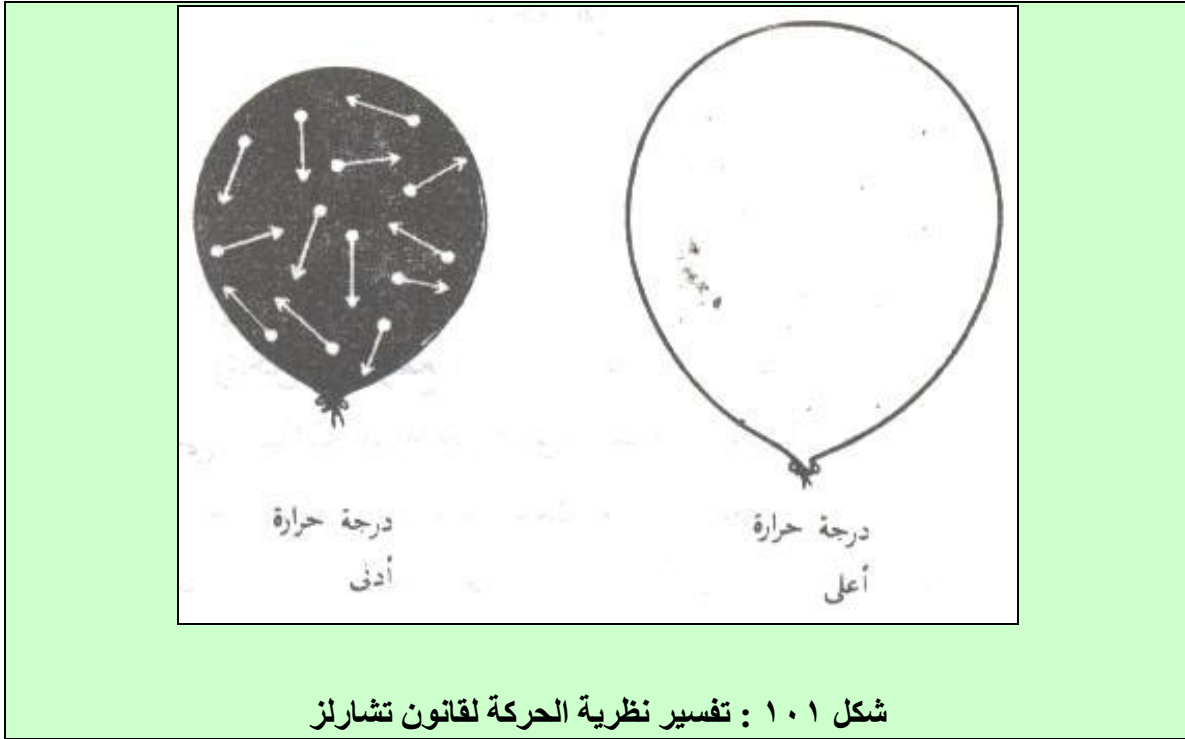
والطريقة الوحيدة للمحافظة على ثبات الضغط هو تخفيض عدد الإصطدامات في الثانية الواحدة مع كل سنتيمتر مربع من الجدار. وبالإمكان تحقيق هذا بالسماح للغاز بالتمدد فيتواجد عدد أقل من الجزيئات على كل سنتيمتر مربع من الجدار. وبتعبير آخر، فللمحافظة على ضغط الغاز ثابتاً عندما نرفع درجة حرارته، علينا أن نسمح له بالتمدد وإشغال حجم أكبر (وهذا التمدد يكون في الجدران المرنة حيث يتمدد الغاز لكي يشغل حجماً أكبر، وبذلك يحتفظ الغاز بالضغط الابتدائي ويستمر التمدد في حجم الوعاء حتى يعادل ضغط الغاز مع الضغط الثابت الخارجي

The volume of gas will expand until the gas pressure is balanced by the constant external pressure.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

والشكل (١٠١) يوضح أنه إذا كان الضغط على البالون ثابتاً، في حين ترفع درجة الحرارة، فإن الغاز يمدد البالون إلى حجم أكبر، ويحدث فيه تعويض من الحركة الجزيئية الأكثر نشاطاً.



والآن، دعنا نتأمل فيما يحدث عند تبريد غاز ما. فإذا اتبعنا التعليل نفسه كما في الفقرة السابقة، فإننا نجد أنه حتى نحافظ على ثبات الضغط عندما يبرد الغاز، فإنه يجب علينا إنقاص الحجم. فالجزيئات تتحرك ببطء أكثر فأكثر، والحيز بينها يصبح أقل تدريجياً.

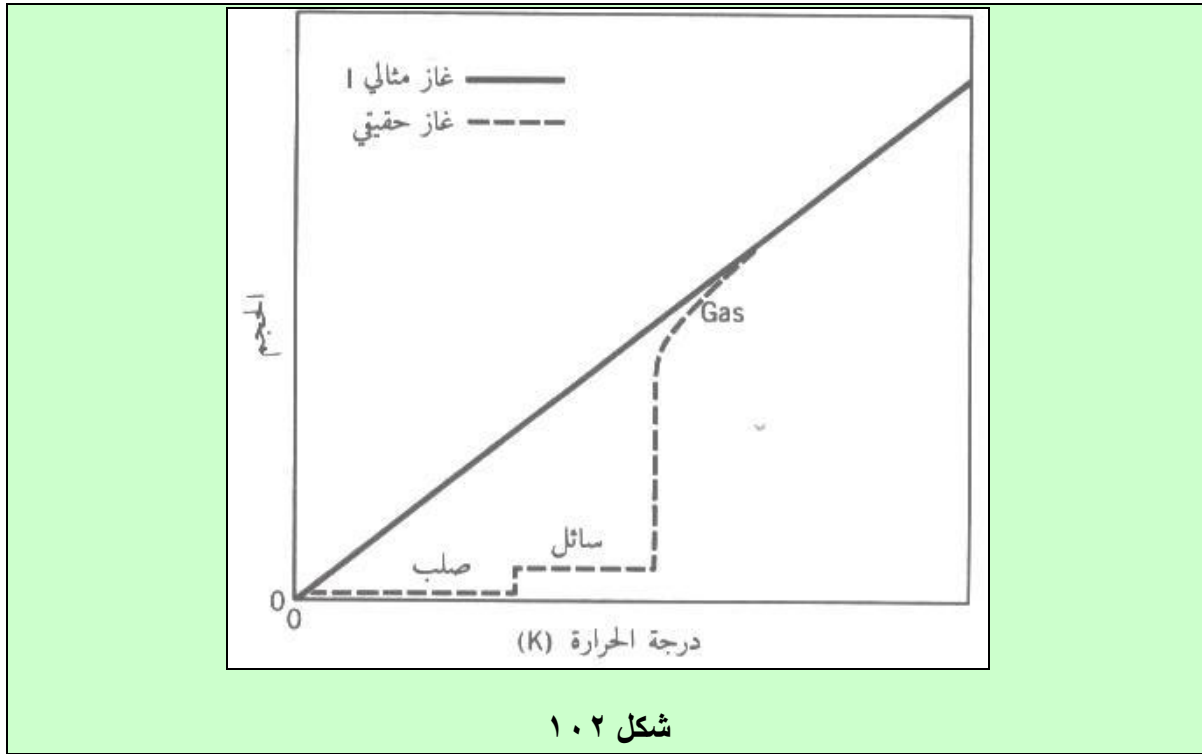
Halving the absolute temperature decreases kinetic energy to half its original value, at constant pressure, the volume decreases by half because of the reduced vigor of the collision of gaseous molecules with the container walls.

وفي آخر الأمر، تتكثف جميع الغازات الحقيقية لتكون سائلاً، عندما يتم تبريدها، لأن قوى التجاذب بين الجزيئات تسبب في نهاية الأمر اصطدامات "الزجة". إلا أن الغاز

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

المثالي لا يتكثف بغض النظر عن كمية التبريد التي نقوم بها، ومن هنا فإن خاصية أخرى " لجزيئات " الغاز المثالي هي أنه ليس لديها قوى تجاذب بين جزيئية. فالغاز المثالي إذاً مادة افتراضية ليس لجزيئاتها حجم ولا قوى تجاذب "بين جزيئية".



### إثبات قانون تشارلز رياضياً :

$$PV = \frac{2}{3} K T N$$

$$V = \frac{2}{3} \times \frac{K T N}{P}$$

$$\frac{V}{T} = \frac{2}{3} \times \frac{K N}{P}$$

at constant P, N

$$\frac{V}{T} = \text{constant}$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### ٣- إثبات قانون غاي لوساك (أو أمونتونز) : $\frac{P}{T} = \text{constant}$ (قانون الضغط)

ينص هذا القانون أنه إذا أبقينا الحجم ثابتاً، يتناسب الضغط مباشرة مع درجة الحرارة المطلقة. وبعبارة أخرى، عندما تزداد درجة الحرارة، يزداد الضغط أيضاً. فكيف بمقدورنا تفسير هذا؟ بموجب النظرية الحركية، يؤدي رفع درجة الحرارة إلى ازدياد متوسط الطاقة الحركية للجزيئات وهكذا تتحرك الجزيئات بسرعة أعلى (بزيادة درجة الحرارة سوف يزداد متوسط الطاقة الحركية للجزيئات مما يؤدي إلى زيادة في التغير في كمية التحرك عند جدران الوعاء الحاوي ثابت الحجم، والنتيجة هي زيادة في الضغط). وهذا يعني أنها ستصطدم بالجدار عدداً أكثر من المرات وأنه عند اصطدامها بالجدار سيكون متوسط قوة الصدمة أكبر. فتؤدي هذه العوامل إلى ازدياد الضغط. وعادة ما يلاحظ هذا التأثير بالنسبة لإطار السيارة حيث يكون الغاز محصوراً في حجم ثابت تقريباً. ونتيجة لظروف الإحتكاك وانتثائية المطاط، فإن الهواء داخل الإطار سوف تزداد درجة حرارته ويتعاضم الضغط.

### ٤- إثبات قانون أفوجادرو من خلال النظرية الحركية للغازات ::

إن الأحجام المتساوية للغاز، تحت نفس درجة الحرارة والضغط، تحتوي أعداداً متساوية من الجزيئات. وهذا هو مبدأ أفوجادرو الذي يمكن أن نعرضه بطريقة أخرى كما يلي : الأعداد المتساوية من جزيئات الغاز التي تشغل الحجم نفسه عند درجة الحرارة نفسها تمارس الضغط نفسه. ويمكن تفسير هذا بالإشارة إلى أن متوسط قوة الصدمة للجزيئات التي تصطدم مع مساحة معينة من الجدار تعتمد على متوسط طاقتها الحركية، وبالتالي على درجة حرارتها. فإذا كانت درجتا حرارة عيني غاز متماثلتين، عندئذ يجب أن يتساوى متوسط الطاقة الحركية لجزيئاتها، وإذا كان عدد الجزيئات في وحدة الحجم متماثلاً، فعندئذ، يتبع ذلك أن ضغطيهما يجب أيضاً أن يكونا متماثلين.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### إثبات قانون أفوجادرو رياضياً :

نفترض أن لدينا غازين (1, 2) متساويين في الحجم والضغط وطبقاً لفرض أفوجادرو فإنهما يحتويان على نفس العدد من الجزيئات ولإثبات ذلك فإن:

$$P_1 V_1 = \frac{1}{3} m_1 N_1 \bar{u}_1^2$$

$$P_2 V_2 = \frac{1}{3} m_2 N_2 \bar{u}_2^2$$

وبفرض تساوي الغازين في الضغط والحجم فإن :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

أي أن :

$$\frac{1}{3} m_1 N_1 \bar{u}_1^2 = \frac{1}{3} m_2 N_2 \bar{u}_2^2 \dots \dots \dots (\times 3)$$

$$m_1 N_1 \bar{u}_1^2 = m_2 N_2 \bar{u}_2^2$$

وعند ثبوت درجة الحرارة للغازين، وهذا يعني أن الطاقة الحركية لكل جزيء متساوية :

$$\text{i.e. } \frac{1}{2} m_1 \bar{u}_1^2 = \frac{1}{2} m_2 \bar{u}_2^2$$

وبقسمة المعادلة:

$$m_1 N_1 \bar{u}_1^2 = m_2 N_2 \bar{u}_2^2$$

على :

$$\frac{1}{2} m_1 \bar{u}_1^2 = \frac{1}{2} m_2 \bar{u}_2^2$$



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

$$\frac{m_1 N_1 \bar{u}_1^2}{\frac{1}{2} m_1 \bar{u}_1^2} = \frac{m_2 N_2 \bar{u}_2^2}{\frac{1}{2} m_2 \bar{u}_2^2}$$
$$2 N_1 = 2 N_2 \quad (\text{divided by } 2)$$
$$N_1 = N_2$$

أي أن : "الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة عند نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة فإنها تحتوي على نفس العدد من الجزيئات N" وهذا هو فرض أفوجادرو.

ولإثبات القانون :  $\frac{V}{n} = K$  الناشيء من فرض أفوجادرو فإن :

$$PV = \frac{2}{3}(KTN)$$

$$\frac{V}{N} = \frac{2}{3} \left( \frac{KT}{P} \right)$$

$$\text{at constant } P, T \Rightarrow \frac{V}{N} = \text{constant}$$

وعدد الجزيئات (N) يتناسب طردياً مع عدد المولات (n) وبالتالي فإن :

$$\frac{V}{n} = \text{constant}$$

### طريقة أخرى لإثبات قانون أفوجادرو :

رأينا أن ضغط غاز يتناسب طردياً مع كل من الكثافة وحرارة الغاز. وبسبب أن كتلة الغاز تتناسب طردياً مع عدد المولات للغاز، يمكن أن نمثل الكثافة بـ  $(n/V)$ .

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

$$P \propto \frac{n}{V} T$$

For two gases 1 and 2 :

$$P_1 \propto \frac{n_1}{V_1} T_1 = K \frac{n_1 T_1}{V_1}$$

$$P_2 \propto \frac{n_2}{V_2} T_2 = K \frac{n_2 T_2}{V_2}$$

وعند نفس الظروف من الضغط والحجم ودرجة الحرارة ( $V_1 = V_2, P_1 = P_2, T_1 = T_2$ ) فإن :

$$n_1 = n_2$$

وهذا هو التعبير الرياضي لقانون أفوجادرو

(mathematical expression of Avogadro's law)

### ه) إثبات قانون جراهام من خلال النظرية الحركية للغازات :

يمكن استنتاج هذا القانون مباشرة من الإفتراض في نظرية الحركة بأن متوسط طاقة حركة الجزيئات تكون ثابتة بالنسبة لدرجة حرارة معينة.  
من قانون الطاقة الحركية لجزيء :

$$\bar{ke} = \frac{1}{2} m \bar{u}^2$$

وعندما يكون لدينا غازين (A, B) عند نفس درجة الحرارة فإن :

$$\bar{ke}_A = \frac{1}{2} m_A \bar{u}_A^2$$

$$\bar{ke}_B = \frac{1}{2} m_B \bar{u}_B^2$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

وحسب النظرية الحركية التي تنص على أن الغازات عند ثبوت درجة حرارتها فإن طاقتها الحركية الوسطى متساوية :

$$\bar{ke}_A = \bar{ke}_B$$

$$\frac{1}{2} m_A \bar{u}_A^2 = \frac{1}{2} m_B \bar{u}_B^2$$

وبترتيب المعادلة الأخيرة :

$$\frac{1}{2} m_A \bar{u}_A^2 = \frac{1}{2} m_B \bar{u}_B^2 \dots \dots \dots (x 2)$$

$$m_A \bar{u}_A^2 = m_B \bar{u}_B^2 \dots \dots \dots \left( \times \frac{1}{\bar{u}_B^2 \cdot m_A} \right)$$

$$\frac{\bar{u}_A^2}{\bar{u}_B^2} = \frac{m_B}{m_A} \dots \dots \dots (\sqrt{\quad})$$

$$\sqrt{\frac{\bar{u}_A^2}{\bar{u}_B^2}} = \sqrt{\frac{m_B}{m_A}}$$

وحيث أن نسبة أوزان مادتين بالجرام لبعضهما يساوي نسبة الأوزان الجزيئية لنفس الغازين لبعضهما فإن :

$$\begin{aligned} \sqrt{\frac{\bar{u}_A^2}{\bar{u}_B^2}} &= \sqrt{\frac{m_B}{m_A}} \\ \Rightarrow \frac{r_A}{r_B} &= \sqrt{\frac{Mw_B}{Mw_A}} \end{aligned}$$

ومن العلاقة  $\sqrt{\frac{\bar{u}_A^2}{\bar{u}_B^2}} = \sqrt{\frac{m_B}{m_A}}$  نتوصل الى قانون جراهام الآخر الذي يربط معدل الانتشار بالكثافة :

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

$$\sqrt{\frac{\bar{u}_A^2}{\bar{u}_B^2}} = \sqrt{\frac{m_B}{m_A}}$$

$$\therefore d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \times V$$

$$\sqrt{\frac{\bar{u}_A^2}{\bar{u}_B^2}} = \sqrt{\frac{V_B \times d_B}{V_A \times d_A}}$$

$$V_A = V_B$$

$$\sqrt{\frac{\bar{u}_A^2}{\bar{u}_B^2}} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

$$\Rightarrow \frac{r_A}{r_B} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

### طريق استنتاج أخرى لعلاقة جراهام :

يمكن كتابة المعادلة الحركية بالنسبة لواحد مول غاز مثالي (A) كما يلي :

$$PV = \frac{1}{3} m N_A \bar{u}^2$$

وبما أن :

$$Mw = m N_A$$

فإن :

$$PV = \frac{1}{3} Mw \bar{u}^2$$

$$\bar{u}^2 = \frac{3 P V}{Mw}$$

$$\bar{u}^2 = \frac{3 P}{d}$$

حيث (Mw/V) الكثافة (d)، ومقلوبها (V/Mw) هو مقلوب الكثافة (1/d).

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

أي أن معدل الانتشار ( $r$ ) للغاز يعتمد على سرعة الجزيئات ( $u$ ) بمعنى أن الغاز الذي له أعلى معدل سرعة سوف يكون له أعلى معدل انتشار وتكون :

$$r \propto \sqrt{\frac{3P}{d}}$$

و عند ضغط ثابت فإن :

$$r \propto \sqrt{\frac{1}{d}}$$

وهو قانون جراهام للانتشار.

### ٧) إثبات قانون دالتون للضغوط الجزيئية من خلال النظرية الحركية للغازات :

طبقاً لنظرية الحركة، فإنه لا يوجد قوى تجاذب (أو تنافر) ملحوظ بين الجزيئات في غاز مثالي. وفي خليط من جزيئات غاز، كل جزيء يعمل بشكل مستقل عن الجزيئات الأخرى، لذلك فإن كل جزيء يرتطم بالجدران (collide with the walls)، بنفس عدد المرات لكل ثانية، وبنفس القوة، كما لو لم يكن هناك جزيئات أخرى موجودة. والنتيجة فإن الضغط الجزئي لغاز، لا يكون متغيراً، نتيجة لوجود غازات أخرى في الإناء الحاوي.

As a result, each gas exerts a partial pressure that is independent of the presence of other gas, and the total pressure is due to the sum of all the molecule-wall collisions.

إذا لم تتجاذب أو تتنافر الجزيئات فيما بينها، كما افترضت النظرية الحركية، فإن الضغط الذي يعمله أي نوع من الجزيئات سوف لا يتأثر بوجود نوع آخر من الجزيئات (مثل خليط من الغازات)، وبالتالي فإن الضغط الكلي يعطى بواسطة مجموع ضغوط الغازات المفردة.

### إثبات قانون دالتون رياضياً :

إذا كان كل جزيء في غاز يتحرك مستقلاً عن أي من الجزيئات الأخرى، ماعدا عند لحظة التصادم، وإذا كانت التصادمات مطاطة، فإنه في خليط من غازات مختلفة، سوف

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

تكون الطاقة الحركية الكلية لجميع الغازات المختلفة المكونة للخليط الغازي مساوية لمجموع الطاقات الحركية للغازات الفردية، أي أن :

$$E = E_1 + E_2 + E_3 + E_4 + \dots$$

ولنعتبر لدينا خليطاً من غازين مثاليين، تامي الإمتزاج في وعاء حجمه  $V$ ، دون حدوث تفاعل كيميائي بينهما من أي نوع :  
فبالنسبة للغاز الأول يمكن أن نكتب العلاقة التالية :

$$P_1 V = \frac{1}{3} N_1 m_1 u_1^2$$

$$P_1 V = \frac{2}{3} \left( \frac{1}{2} N_1 m_1 u_1^2 \right)$$

$$P_1 V = \frac{2}{3} E_1$$

حيث  $E_1$  : متوسط الطاقة الحركية .

بالنسبة للغاز الثاني نجد أن :

$$P_2 V = \frac{1}{3} N_2 m_2 u_2^2$$

$$P_2 V = \frac{2}{3} \left( \frac{1}{2} N_2 m_2 u_2^2 \right)$$

$$P_2 V = \frac{2}{3} E_2$$

وحيث أن كل جزيء يتحرك مستقلاً، فإن الضغط الذي يمارسه كل غاز على جدران الوعاء الحاوي، يمكن أن يستمد بصفة مستقلة، حيث :

$$P_1 = \frac{2 E_1}{3V}, \quad P_2 = \frac{2 E_2}{3V}$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

والضغط الذي تمارسه إحدى مكونات الغاز يعرف بالضغط الجزئي (Partial Pressure). وحيث أنه لم يحدث تفاعل بين الغازين، فإنه سوف لا يحدث تغير في درجة حرارة الخليط. وبالتعويض في تعبير طاقة الخليط  $(E = E_1 + E_2 + E_3 + E_4 + \dots)$  وبضرب طرفي المعادلة في  $\left(\frac{2}{3}V\right)$  نجد أن :

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + \dots$$

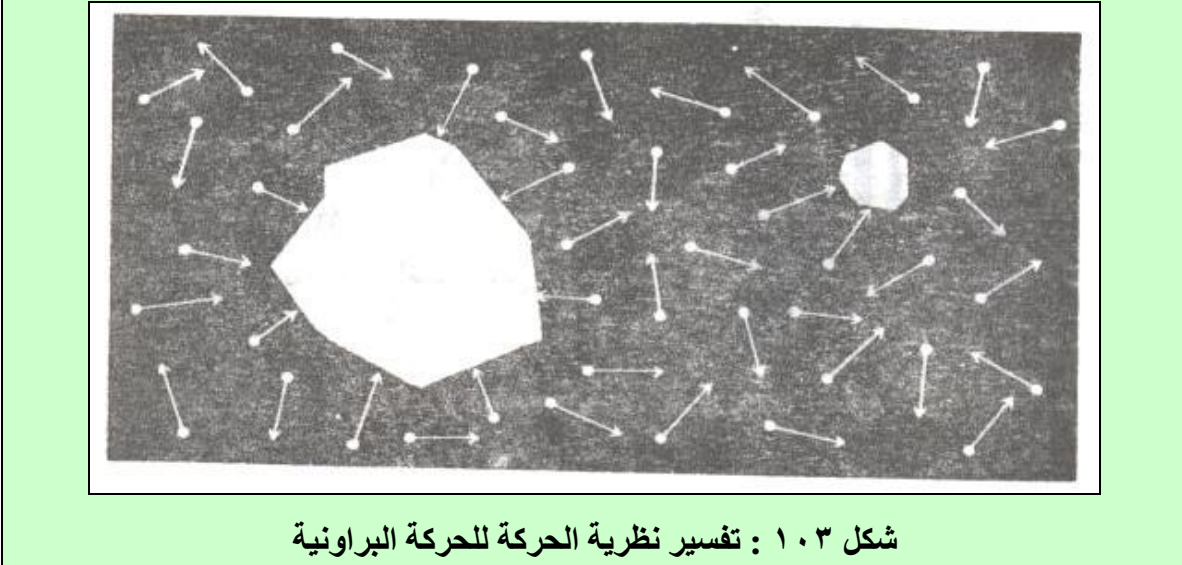
وبذلك فإن الضغط الكلي ( $P_{\text{total}}$ ) تساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة للخليط مهما كان عدد أنواع الغازات المكونة للخليط مادامت لا تتفاعل كيميائياً مع بعضها.

### ٨) إثبات الحركة البراونية (Brownian Motion) من خلال النظرية الحركية للغازات

عندما يكون جسيم معلقاً في غاز، فإن جزيئات الغاز تصطدم به. وإذا كان الجسيم كبيراً جداً، فإن عدد الجزيئات القاذفة (bombarding) على أحد الجوانب، يكون تقريباً مساوياً لعدد الجزيئات القاذفة على الجانب الآخر. ولكن إذا كان الجسيم صغيراً، وبحيث أن عدد الجزيئات القاذفة في أي لحظة يكون قليلاً، فإن الإرتطامات على أحد جوانب الجسيم قد تكون غالبية، لدرجة أن الجسيم يلاقي محصلة قوة تؤدي به إلى التحرك، ويتضح ذلك في الشكل (١٠٣).

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي



شكل ١٠٣ : تفسير نظرية الحركة للحركة البراونية

ويلاحظ قرين للحركة البراونية عندما تلقى قطعة غليظة صغيرة (chunk) من الخبز على سطح بركة يوجد بها كثير من السمك الصغير. فيندفع الخبز جيئةً وذهاباً، كما لو كان مقذوفاً ببعض القوى غير المرئية، وترجع هذه القوة الخفية الى الصراع الناتج عن السمك القاضم. وكلما كانت قطعة الخبز كبيرة، كلما كانت حركتها الشاردة أقل.



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### الطاقة الحركية ودرجة الحرارة Kinetic Energy and Temperature

المعادلة الأساسية للنظرية الحركية للغازات :

$$P V = \frac{1}{3} m N \bar{u}^2$$

حيث :

$N$  : عدد جزيئات الغاز،  $(m)$  : كتلة الجزيء في حيز ما،  $\bar{u}^2$  : متوسط مربع سرعة الجزيء الواحد.

والقانون العام للغازات :

$$P V = n R T$$

ويمكن من خلال هذين :

$$P V = \frac{1}{3} m N \bar{u}^2$$

$$P V = n R T$$

استنتاج العلاقة بين الطاقة الحركية ودرجة الحرارة كما يلي :

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

$$P V = \frac{1}{3} m N \bar{u}^2$$

$$PV = nRT$$

$$\frac{1}{3} m N \bar{u}^2 = nRT \dots \times 3$$

$$m N \bar{u}^2 = 3 nRT \dots \div n$$

$$m \left( \frac{N}{n} \right) \bar{u}^2 = 3RT \dots \div 2$$

$$\frac{1}{2} m N_A \bar{u}^2 = \frac{3}{2} RT$$

( $N_A$  : Avogadro's Number =  $6.023 \times 10^{23}$ )

$$\frac{1}{2} m \bar{u}^2 N_A = \frac{3}{2} RT$$

$$\bar{ke} N_A = \frac{3}{2} RT = KE$$

(KE : Kinetic Energy for One Mole,  $\bar{ke}$  : Kinetic Energy for One Molecule)

$$\bar{ke} = \frac{3}{2} \left( \frac{R}{N_A} \right) T$$

$$\bar{ke} = \frac{3}{2} kT$$

$$(k : \text{Boltzman's Constant} = \frac{8.314 \text{ J/K. mol}}{6.022 \times 10^{23} \text{ molecules/mol}} = 1.381 \times 10^{-23} \text{ J/K})$$

وبالتالي فإنه لحساب الطاقة الحركية لعدد  $n$  من المولات فإن :

$$KE = \frac{3}{2} n R T$$

$$KE = \frac{3}{2} \times (8.314) \times n \times T$$

$$KE = 12.47 \times n \times T$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

ومنه فإن الطاقة الحركية لكمية محددة من الغاز لا تعتمد على ضغطه، ولا حجمه ولا نوعه بل تعتمد فقط على درجة حرارته.

فإذا اخترنا القيمة  $(8.314 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1})$  ، قيمة ثابت الغاز  $R$ ، فإن إسهام الحركة الانتقالية في طاقة جزيء جرامي واحد من أي غاز مثالي عند درجة حرارة  $25^\circ\text{C}$  تصبح :

$$\frac{3}{2} R T = \frac{3}{2} (8.314 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1}) \times (298 \text{ K}) = 3720 \text{ J mol}^{-1}$$

ويمكن أن يعبر عن متوسط طاقة الحركة لجزيء واحد من غاز كما يلي :

$$\bar{ke} = \frac{KE}{N_A} = \frac{3}{2} \frac{R}{N_A} T$$

ونظراً لأن معظم دراستنا اللاحقة تتعلق بطاقات الجزيئات والذرات المنفردة فمن الأفضل أن ندخل ثابتاً جديداً يعرف بثابت بولتزمان Boltzman's Constant ويرمز له بالرمز  $(k)$  وتكون قيمته كما يلي :

$$k = \frac{R}{N_A} = \frac{8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}}{6.023 \times 10^{23} \text{ molecules mol}^{-1}} = 1.3804 \times 10^{-23} \text{ J / K . molecule}$$

ثابت بولتزمان هو ثابت الغاز للجزيء الواحد، وبذلك تكون متوسط طاقة الحركة للجزيء الواحد تساوي :

$$\bar{ke} = \frac{3}{2} kT$$

ويكون متوسط طاقة الحركة لجزيء ما عند درجة حرارة  $(25^\circ\text{C})$  مساوية :

$$\bar{ke} = \frac{3}{2} (1.3806 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1}) \times (298 \text{ K}) = 6.17 \times 10^{-21} \text{ J}$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### طريقة إثبات أخرى

$$\frac{1}{3}Nm\bar{u}^2 = nRT$$

$$\frac{1}{3}n N_A m\bar{u}^2 = nRT$$

$$\frac{1}{3}N_A (m\bar{u}^2) = RT$$

$$\frac{1}{3}N_A \left( 2 \times \frac{1}{2} m\bar{u}^2 \right) = RT$$

$$\frac{2}{3}N_A \left( \frac{1}{2} m\bar{u}^2 \right) = RT$$

$$\frac{2}{3}N_A (\text{avg KE per molecule}) = RT$$

$$N_A (\text{avg KE per molecule}) = \frac{2}{3}RT$$

This equation shows that the absolute temperature is directly proportional to the average molecular kinetic energy, as postulated by the kinetic molecular theory. Because there are  $N_{AV}$  molecules in a mole, so the left-hand side of this equation is equal to the total kinetic energy for a mol of molecules.

$$N_A (\text{avg. KE per molecule}) = \frac{2}{3}RT$$

$$N_A (\bar{K}e) = \frac{2}{3}RT$$

$$KE = \frac{2}{3}RT$$

KE : total kinetic energy per mole of gas

ولعدد n من مولات الغازات :

$$KE = \frac{2}{3} nRT$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

ومنه فإن متوسط الطاقة الحركية لجزيء من الغاز

$$N_A (\bar{K}_e) = \frac{2}{3} RT$$

$$\bar{K}_e = \frac{2}{3} \left( \frac{R}{N_{AV}} \right) T$$

$$\bar{K}_e = \frac{2}{3} (k) T$$

### مثال (١٦٢)

ما مقدار الطاقة الحركية عند الظروف القياسية لكل من :  
أ) 0.1 mol من غاز ما      ب) 1 mol من غاز ما.

### الحل

نتبع العلاقة التالية :

$$KE = \frac{3}{2} n R T$$

$$KE_{(0.1\text{mol})} = \frac{3}{2} \times 0.1 \times 8.314 \times 273 = 340.46 \text{ J}$$

$$KE_{(1\text{mol})} = \frac{3}{2} \times 1 \times 8.314 \times 273 = 3404.58 \text{ J}$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### مثال (١٦٣)

أوجد طاقة حركة مول واحد من غاز مثالي عند (27 °C) بوحدة kJ

### الحل

$$KE = \frac{3}{2}nRT$$

$$KE = \frac{3}{2} \times 1 \times 8.314 \times (27 + 273)$$

$$KE = 3741.3 \text{ J}$$

$$KE = 3.741 \text{ kJ}$$

### مثال (١٦٤)

أوجد طاقة حركة (0.2 mol) من غاز مثالي عند (27 °C) بوحدة kJ

### الحل

$$KE = \frac{3}{2}nRT$$

$$KE = \frac{3}{2} \times 0.2 \times 8.314 \times (27 + 273)$$

$$KE = 748.26 \text{ J}$$

$$KE = 0.75 \text{ kJ}$$

### مثال (١٦٥)

أوجد الطاقة الحركية لكتلة مقدارها (14 g) من غاز (CO) عند (25 °C) بوحدة

ال جول (J)، (الكتلة الذرية : C = 12, O = 16)

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### الحل

نوجد أولاً عدد المولات كما يلي :

$$n_{\text{CO}} = \frac{m}{M_w} = \frac{14 \text{ g}}{(12 + 16)} = 0.5$$

ثم نجد الطاقة الحركية كما يلي :

$$KE = \frac{3}{2} nRT$$

$$KE = \frac{3}{2} \times 0.5 \times 8.314 \times (25 + 273)$$

$$KE = 1858.18 \text{ J}$$

$$KE = 1.86 \text{ kJ}$$

### مثال (١٦٦)

أوجد درجة الحرارة بوحدة الكالفن (K) لكي تكون للطاقة الحركية لمول من غاز الأكسجين نصف قيمتها عند الظروف القياسية.

### الحل

نكون معادلتين إحداهما في درجة حرارة T والأخرى في درجة حرارة 298 K (الحرارة في الظروف القياسية).

$$KE = \frac{3}{2} n R T \dots\dots\dots(1)$$

$$\frac{1}{2} KE = \frac{3}{2} n R (273) \dots\dots\dots(2)$$

وبقسمة المعادلة (٢) على المعادلة (١) نحصل على :

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

$$\frac{\frac{1}{2}KE}{KE} = \frac{\left(\frac{3}{2} \times (273) n R\right)}{\frac{3}{2} n R T}$$

$$\frac{1}{2} = \frac{273}{T}$$

$$T = 2 \times 273$$

$$T = 546 \text{ K}$$

### مثال (١٦٧)

احسب ضغط (4 g) من غاز النيتروجين ( $N_2$ ) إذا علمت أن حجمه يساوي (250 ml) وأن الطاقة الحركية (KE) لمول واحد منه تساوي 12471 J/mol

### الحل

أولاً : من قانون الطاقة الحركية نوجد درجة الحرارة :

$$KE = \frac{3}{2} nRT$$

$$12471 = \frac{3}{2} \times 1 \times (8.314) \times T$$

$$T = 1000 \text{ K}$$

وبالتطبيق في قانون الغازات العام لنحسب الضغط :

$$P V = n R T$$

$$P = \frac{n R T}{V}$$

$$P = \frac{\left(\frac{4}{28}\right) \times 0.0821 \times 1000}{0.250 \text{ L}}$$

$$P = 46.91 \text{ atm}$$



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### السرعة الجزيئية Molecular Speed

يجدر بنا أن نعتبر خاصية جزيئية ترتبط بطاقة الحركة وهي السرعات التي تتحرك بها الجزيئات.

المعادلة العامة للغازات :

$$PV = nRT$$

وتستنتج من النظرية الحركية كما يلي :

$$PV = \frac{1}{3} m N \bar{u}^2$$

$$PV = \frac{1}{3} m (nN_A) \bar{u}^2$$

$$PV = \frac{1}{3} n (mN_A) \bar{u}^2$$

$$PV = \frac{1}{3} n M_w \bar{u}^2$$

$$\therefore PV = n R T$$

$$\Rightarrow \frac{1}{3} n M_w \bar{u}^2 = n R T \dots\dots\dots \left( \times \frac{3}{n} \right)$$

$$M_w \bar{u}^2 = 3 R T$$

$$\bar{u}^2 = \frac{3 R T}{M_w}$$

$$\Rightarrow \sqrt{\bar{u}^2} = u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3 R T}{M_w}}$$

rms : root - mean - square

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

طريقة ثانية لإثبات العلاقة  $\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 R T}{M_w}}$  من خلال النظرية الحركية للغازات

$$P V = \frac{1}{3} m N \bar{u}^2$$

$$n R T = \frac{1}{3} m N \bar{u}^2$$

$$\text{for 1 mol } N = N_A$$

$$R T = \frac{1}{3} m N_A \bar{u}^2$$

$$\Rightarrow m N_A = M_w$$

$$\Rightarrow R T = \frac{1}{3} M_w \bar{u}^2$$

$$\bar{u}^2 = \frac{3 R T}{M_w}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 R T}{M_w}}$$

**إثبات بطريقة أخرى**

$$P V = \frac{1}{3} m N \bar{u}^2$$

$$n R T = \frac{1}{3} m n N_A \bar{u}^2$$

$$R T = \frac{1}{3} m N_A \bar{u}^2$$

$$\bar{u}^2 = \sqrt{\frac{3 R T}{m N_A}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3 R T}{M_w}}$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

**طريقة ثالثة للحصول على  $\sqrt{\bar{u}^2}$**

يمكن الحصول على  $\sqrt{\bar{u}^2}$  كما يلي :

$$KE = \left( \frac{1}{2} m N_A \bar{u}^2 \right) = \frac{1}{2} M_w \bar{u}^2$$

وبالرابط بين هذه النتيجة وفرض نظرية الحركة - الجزيئية الذي ينص على أن

$$: KE = \frac{3}{2} RT$$

$$KE = \frac{3}{2} RT$$

$$\frac{1}{2} M_w \bar{u}^2 = \frac{3}{2} RT \dots\dots\dots (\times 2)$$

$$M_w \bar{u}^2 = 3RT$$

$$\bar{u}^2 = \frac{3RT}{M_w}$$

$$\Rightarrow \sqrt{\bar{u}^2} = u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{M_w}}$$

السرعة  $\sqrt{\bar{u}^2}$  هي الجذر التربيعي لمتوسط مربع السرعة :

Root – Mean Square Velocity (rms)

The equation :

$$\sqrt{\bar{u}^2} = u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{M_w}}$$

shows that the (rms) speed of a gas increases with the square root of its temperature (in Kelvins). Because  $M_w$  appears in the denominator, it follows that the heavier the gas, the more slowly its molecules move.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

ويتم الحصول عليها بأخذ الجذر التربيعي لمتوسط مربع جميع السرعات الجزيئية:

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{u_1^2 + u_2^2 + u_3^2 + \dots + u_n^2}{n}}$$

مع ملاحظة أن :

(١) المعادلة :

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 R T}{M_w}}$$

تدل على أن السرعة الجزيئية تعتمد فقط على درجة الحرارة (T) وعلى طبيعة الغاز المستخدم الذي يميز بالوزن الجزيئي (M<sub>w</sub>).

(٢) لحساب  $\sqrt{\bar{u}^2}$  بوحدة (m/s) يجب استخدام R بوحدة الجول، والوزن الجزيئي M<sub>w</sub> يكون بوحدة Kg/mol وليس بوحدة g/mol والسبب هو أن قيمة R = 8.314 (J/K.mol) والجول يساوي (1 J = 1 N.m) وحدته :

$$J = N \cdot m = \frac{kg \cdot m}{S^2} \times m = kg \cdot m^2 \cdot S^{-2}$$

وبالتالي فإن :

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 R T}{M_w}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 R (J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}) T (K)}{M_w (kg \cdot mol^{-1})}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 R (kg \cdot m^2 \cdot s^{-2} \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}) T (K)}{M_w (kg \cdot mol^{-1})}} = m \cdot s^{-1}$$

ولتحويل السرعة من وحدة m/s الى وحدة km/h نضرب :

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

$$\frac{\text{km}}{\text{h}} = \frac{\text{km} \times 1000 \text{ m/km}}{\text{h} \times 3600 \text{ s/h}}$$
$$\left( \frac{\text{km}}{\text{h}} \times 3.6 \right) = \text{m s}^{-1}$$

(٣) متوسط مربع السرعة الجذري يتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي للوزن الجزيئي للغاز. فلو أن (Mw) معلومة يمكن حساب متوسط الجذر التربيعي  $\sqrt{u^2}$  عند أي درجة حرارة حيث (R = 8.314 J/K.mol , Mw = Kg/mol) ويمكن كتابة المعادلة:

$$\sqrt{u^2} = \sqrt{\frac{3 R T}{Mw}}$$

على هذه الصورة :

$$\therefore P M_w = d R T$$

$$\frac{P M_w}{d M_w} = \frac{d R T}{d M_w}$$

$$\therefore \frac{P}{d} = \frac{R T}{M_w}$$

$$\therefore \sqrt{u^2} = \sqrt{\frac{3 R T}{M_w}}$$

$$\Rightarrow \sqrt{u^2} = \sqrt{\frac{3P}{d}}$$

### مثال توضيحي (١٦٨)

في حالة غاز النيتروجين ( $N_2$ ) ، عند درجة حرارة (25 °C) على سبيل المثال، فإن قيمة (Mw) وفقاً لنظام الوحدات العالمي (SI) تساوي 0.02802 Kg وحيث أن العلاقة التحويلية للوحدات ( $1 \text{ J} = 1 \text{ Kg m}^2 \text{ s}^{-2}$ ) فتصبح السرعة المتوسطة :

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3RT}{M_w}}$$

$$\Rightarrow \sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3(8.3143) \times (298)}{0.02802}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = 515 \text{ m s}^{-1}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = 1854 \text{ km h}^{-1}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = 1150 \text{ mi h}^{-1}$$

ويتضمن جدول (١٧) بعض قيم إضافية للسرعة المتوسطة لعدد من الغازات ذات جزيئات بسيطة. ويلاحظ أنه نظراً لأن طاقة الحركة المتوسطة عند درجة حرارة معينة لها نفس القيمة لجميع الجزيئات بغض النظر عن كتلهم فإن الجزيئات الخفيفة لها سرعات أكبر من الجزيئات الثقيلة.

جدول ١٧ : السرعات المتوسطة لجزيئات بعض الغازات (تساوي  $(0.921 \sqrt{u^2})$ )

عند درجة حرارة  $25^\circ\text{C}$  ( $298\text{ K}$ ) ودرجة حرارة  $1000^\circ\text{C}$  ( $1273\text{ K}$ )

Gas	$25^\circ\text{C}$		$1000^\circ\text{C}$	
	$\text{m s}^{-1}$	$\text{mi h}^{-1}$	$\text{m s}^{-1}$	$\text{mi h}^{-1}$
H <sub>2</sub>	1770	3960	3660	8180
He	1260	2820	2600	5830
H <sub>2</sub> O	590	1320	1220	2730
N <sub>2</sub>	470	1060	970	2190
O <sub>2</sub>	440	990	910	2050
CO <sub>2</sub>	380	840	780	1740
Cl <sub>2</sub>	300	670	620	1380
HI	220	490	450	1010
Hg	180	400	370	830

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### مثال (١٦٩)

احسب الجذر التربيعي لمتوسط السرعة لجزيء الهيدروجين ( $H_2$ ) عند درجة الصفر المئوي، علماً بأن الكتلة الذرية للهيدروجين ( $H = 1$ ).

### الحل

$$M_w = 2 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}$$

$$R = 8.314 \text{ J/K.mol}, T = 273 \text{ K}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3RT}{M_w}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 \times (8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times 273 \text{ K}}{2 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 \times (8.314 \text{ kg m}^2 \text{ S}^{-2} \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times 273 \text{ K}}{2 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = 1.84 \times 10^3 \text{ m/S}$$

### مثال (١٧٠)

احسب درجة الحرارة لغاز النيتروجين ( $N_2$ ) عندما يكون الجذر التربيعي لمتوسط السرعة مساوياً لجزيء غاز الهيليوم ( $He$ ) عند درجة حرارة ( $27^\circ C$ )  
علماً بأن الكتل الذرية : ( $N = 14, He = 4$ )

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

**الحل**

$$Mw_{He} = 4 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}$$

$$Mw_{N_2} = 28 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}$$

$$\sqrt{u^2}_{(He)} = \sqrt{\frac{3RT}{Mw}}$$

$$\sqrt{u^2}_{(He)} = \sqrt{\frac{3 \times (8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times 300 \text{ K}}{4 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}}}$$

$$\sqrt{u^2}_{(He)} = \sqrt{\frac{3 \times (8.314 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2} \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times 300 \text{ K}}{4 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}}}$$

$$\sqrt{u^2}_{(He)} = 1367.4 \text{ m/s}$$

$$\sqrt{u^2}_{(N_2)} \text{ at } T \text{ K}$$

$$\Rightarrow \sqrt{u^2}_{(N_2)} = \sqrt{\frac{3RT}{Mw}} = 1367.4 \text{ m/s}$$

$$\left( \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \times T}{28 \times 10^{-3}}} \right)^2 = (1367.4 \text{ m/s})^2$$

$$\frac{3 \times 8.314 \times T}{28 \times 10^{-3}} = 1869782.76$$

$$T = \frac{1869782.76 \times 28 \times 10^{-3}}{3 \times 8.314}$$

$$T = 2099 \text{ K}$$

**مثال (١٧١)**

احسب الجذر التربيعي لمتوسط مربع السرعة لجزيء الهيدروجين عند درجة الصفر

المئوي ( $R = 8.314 \text{ J/K.mol}$ ) (الكتلة الذرية للهيدروجين  $H = 2.016$ )



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

الحل

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3RT}{M_w}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 \times (8.314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{(2.016 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1})}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 \times (8.314 \text{ kg.m}^2 \text{ s}^{-2}\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{(2.016 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1})}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = 1.84 \times 10^3 \text{ m/s}$$

ولتحويل الوحدة من m/s إلى km/s :

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \frac{1.84 \times 10^3 \text{ m}}{\text{s}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \frac{(1.84 \times 10^3 \text{ m} / 1000 \text{ m km}^{-1})}{1 \text{ s} / 3600 \text{ s h}^{-1}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = 6624 \text{ km h}^{-1}$$

وباختصار لتحويل السرعة من وحدة m/s إلى وحدة Km/h نضرب :

$$\frac{\text{m/s} \times 3.6}{1.84 \times 10^3 \times 3.6 = 6624 \text{ km h}^{-1}}$$

عند درجة الصفر المئوي تبلغ سرعة جزيء غاز  $\text{H}_2$  (6624 Km/h) ومع ذلك فعند ملاحظة انتشار غاز في غاز آخر فإن الانتشار لا يتم بتلك السرعة ، ويرجع السبب في ذلك أنه بالرغم من سرعة الجزيء العالية إلا أنه يغير اتجاهه باستمرار نتيجة اصطدامه بالجزيئات الأخرى.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

**مثال (١٧٢)**

احسب الجذر التربيعي لمتوسط مربع السرعة الجزيئية عند الظروف القياسية لـ (0.1 mol) من غاز الأوكسجين

**الحل**

أ) الجذر التربيعي لمتوسط مربع السرعة :

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3RT}{Mw_{O_2}}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 \times (8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{(32 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1})}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 \times (8.314 \text{ kg. m}^2 \text{ s}^{-2} \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{(32 \times 10^{-3} \text{ Kg mol}^{-1})}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = 461.3 \text{ m/s}$$

ولتحويل الوحدة من m/s الى km/s :

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \frac{461.3 \text{ m}}{\text{s}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \frac{(461.3 \text{ m} / 1000 \text{ m km}^{-1})}{1\text{s} / 3600 \text{ s h}^{-1}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = 1660.68 \text{ km h}^{-1}$$

أو باختصار :

$$461.3 \text{ m s}^{-1} \times 3.6 = 1660.68 \text{ km h}^{-1}$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

**مثال (١٧٣)**

احسب الجذر التربيعي لمتوسط مربع السرعة لجزيئات غاز النيتروجين ( $N_2$ ) عند (273 K) بوحدة Km/h

**الحل**

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3RT}{Mw}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 \times (8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{(28 \times 10^{-3} \text{ kg mol})}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 \times (8.314 \text{ N. m K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{(28 \times 10^{-3} \text{ kg mol})}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 \times (8.314 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2} \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{(28 \times 10^{-3} \text{ kg mol})}}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = 493.14 \text{ m S}^{-1}$$

ولتحويل وحدة السرعة من m/S الى km/h :

$$\sqrt{\bar{u}^2} = 493.14 \text{ m s}^{-1} \times \left( \frac{10^{-3}}{\frac{1}{3600}} \right)$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = 493.14 \text{ m s}^{-1} \times 3.6 = 1775.3 \text{ km h}^{-1}$$

**مثال (١٧٤)**

احسب الجذر التربيعي لمتوسط مربع السرعات الجزيئية للغازات التالية:

(HBr, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, He) ، ما هي ملاحظاتك؟

علماً بأن الكتل الذرية (H = 1, Br = 80, O = 16, N = 16, H = 1, He = 4)

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

الحل

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3R (\text{J K}^{-1}\text{mol}^{-1})T(\text{K})}{M_w (\text{kg mol})}}$$

(where  $\text{J} = \text{N} \cdot \text{m} = \text{kg} \cdot \text{m S}^{-2} \cdot \text{m} = \text{kg m}^2 \text{ s}^{-2}$ )

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3R (\text{kg m}^2 \text{ s}^{-2} \text{ K}^{-1}\text{mol}^{-1})T(\text{K})}{M_w (\text{kg mol}^{-1})}} = \text{m/s}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} (\text{HBr}) = \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \times 273}{80.91 \times 10^{-3}}} = 290.1 \text{ m/s} = 1044.36 \text{ km/h}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} (\text{O}_2) = \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \times 273}{32.00 \times 10^{-3}}} = 461 \text{ m/s} = 1659.6 \text{ km/h}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} (\text{N}_2) = \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \times 273}{28.01 \times 10^{-3}}} = 493 \text{ m/s} = 1774.8 \text{ km/h}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} (\text{H}_2) = \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \times 273}{2.02 \times 10^{-3}}} = 1835.99 \text{ m/s} = 6609.56 \text{ km/h}$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} (\text{He}) = \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \times 273}{4.0 \times 10^{-3}}} = 1304.72 \text{ m/s} = 4696.99 \text{ km/h}$$

ويلاحظ أن الجزيئات الأثقل تكون هي الأبطأ في التحرك عند درجة الحرارة المعطاة، وأن الطاقة الحركية ترتبط مباشرة بدرجة الحرارة. وبالرغم من أن جذر متوسط مربع سرعة جزيئات النيتروجين عند (STP) قد تكون ( $493 \text{ ms}^{-1}$ )، إلا أن ذلك لا يعني أن جميع جزيئات النيتروجين تتحرك بهذه السرعة. والحقيقة أنه يوجد توزيع للسرعات (كما مر معنا) ابتداء من الصفر حتى قيم تزيد بمقدار يمكن إدراكه عن  $493 \text{ ms}^{-1}$ . وحيث أن جزيئات الغاز الفردية تتصادم وتتبادل الطاقة فيما بينها، فإن سرعاتها سوف تختلف. ويسري التوزيع الفعلي للسرعات عند درجات الحرارة المختلفة طبقاً لتوزيع ماكسويل –

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

بولتزمان للسرعات. وقد استنبطت المعادلات التي أدت إلى هذه المنحنيات من النظرية الحركية للغازات باستخدام براهين إحصائية واحتمالية. إن للحسابات المستخدمة في المثال (١٧٤) علاقة مشوقة مع تركيب الغلاف الجوي للأرض. فمثلاً بخلاف كوكب المشتري (Jupiter) لا تكون هناك كميات معقولة (appreciable) من غازات مثل الهيدروجين ( $H_2$ ) أو الهيليوم (He) في الغلاف الجوي. ما سبب هذه الحالة؟ وبسبب أن كوكب الأرض صغير مقارنة بكوكب المشتري فإن جاذبيتها لهذه الغازات الخفيفة تكون ضعيفة جداً. وتظهر الحسابات العادية بأن الجزيء لكي يهرب من مجال الجاذبية الأرضية يجب أن يسير بسرعة أكبر (تقريباً  $11000 \text{ m/s}$ ) والتي تسمى بسرعة الهروب (escape velocity) نسبة لأن السرعة المتوسطة للهيليوم تكون أكبر من سرعة جزيئات النيتروجين أو الأكسجين فإن ذرات الهيليوم أكثر هروباً من الغلاف الجوي للأرض إلى الفضاء الخارجي وبالتالي هناك قليل من ذرات الهيليوم في غلافنا الجوي. أما كوكب المشتري فإن كتلته أكبر من كتلة الأرض بحوالي (320) مرة وبالتالي فإن له مقدرة كبيرة على الإبقاء على كل الغازات خفيفة كانت أو ثقيلة في غلافه الجوي

(Jupiter retains both heavy and light gases in its atmosphere).

وفي الكواكب الصغيرة (small planets) في مجموعتنا الشمسية (solar system) لا سيما تلك التي لها درجة حرارة أعلى من كوكبنا عطارد والزهرة (Mercury and Venus) فإن الهيدروجين والهيليوم محدود فيها. مركبة الفضاء مارينر ١٠ في عام ١٩٧٤م أوضحت (أظهرت) (revealed) كميات قياسية من الهيليوم (measurable amounts of helium) في الغلاف الجوي لعطارد (in the atmosphere of Mercury) ، ومصدر هذا الهيليوم غير معروف. والأجسام

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

العظيمة مثل نجومنا (Massive bodies such as stars) (بما فيها شمسنا) تتألف غالباً من الهيدروجين والهيليوم. (are mainly composed of H and He). وبمعرفة حجم الجزيء، والسرعة التي يتحرك بها، وعدد الجزيئات الأخرى في وحدة الحجم التي تحيط به فإنه يمكننا حساب متوسط الممر الحر (Mean Free Path) وهي المسافة التي يتحركها الجزيء بين اصطدامين متتاليتين، وكذلك تردد الإصطدام (Collision Frequency).

والجزيئات مثل  $O_2$ ,  $N_2$  تسير مسافة متوسطة قدرها  $(1000 \text{ \AA})$  بين التصادمين، وهي تؤدي تقريباً ٥ بليون اصطدام في الثانية عند STP

### مثال (١٧٥)

احسب الجذر التربيعي لمتوسط مربع السرعة لغاز النشادر  $NH_3$  عند  $(25 \text{ }^\circ C)$  بوحدة (m/s) (علماً بأن الكتل الذرية  $(N = 14, H = 1)$  ،  $(R = 8.314 \text{ J/K. mol})$ .

### الحل

الجواب : 661.23 m/s

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### متوسط السرعة ( $\bar{u}$ )

### The Average Velocity

السرعة المتوسطة  $\bar{u}$  للجزيئات يمكن إيجادها على هذه الصورة :

$$\bar{u} = \frac{u_1 + u_2 + \dots + u_n}{n}$$

حيث  $u_1, u_2, \dots, u_n$  تمثل السرعة لجميع الجزيئات كل على حدة، ( $n$ ) عدد الجزيئات الكلية للغازات.

وقيمة  $\bar{u}$  كما وجدت حسابياً بواسطة ماكسويل وبولتزمان تساوي :

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{8 R T}{\pi M_w}}$$

$$\therefore (M_w = m N_A)$$

$$\Rightarrow \bar{u} = \sqrt{\frac{8 R T}{\pi m N_A}}$$

$$\therefore \left( \frac{R}{N_A} = k \right) \text{ ثابت بولتزمان : } k$$

$$\Rightarrow \bar{u} = \sqrt{\frac{8 k T}{\pi m}}$$

بينما قيمة الجذر التربيعي لمتوسط مربع السرعة تحسب من العلاقة :

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3 R T}{M_w}}$$

مع ملاحظة أن :

$$\sqrt{\bar{u}^2} \neq \bar{u}$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

لأن :

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{u_1^2 + u_2^2 + u_3^2 + \dots + u_n^2}{n}}$$

بينما :

$$\bar{u} = \frac{u_1 + u_2 + u_3 + \dots + u_n}{n}$$

ومع ذلك فإن اختلافهما عن بعض لا يتجاوز (10 %).

**العلاقة بين  $\bar{u}$  ,  $\sqrt{\bar{u}^2}$  :**

إن كلاً من  $\bar{u}$  ,  $\sqrt{\bar{u}^2}$  توجد علاقة بينهما كالآتي :

$$\frac{\bar{u}}{\sqrt{\bar{u}^2}} = \frac{\sqrt{\frac{8RT}{\pi M_w}}}{\sqrt{\frac{3RT}{M_w}}}$$

$$\frac{\bar{u}}{\sqrt{\bar{u}^2}} = \sqrt{\left(\frac{8RT}{\pi M_w}\right) \times \left(\frac{M_w}{3RT}\right)}$$

$$\frac{\bar{u}}{\sqrt{\bar{u}^2}} = \sqrt{\frac{8}{3\pi}}$$

$$\frac{\bar{u}}{\sqrt{\bar{u}^2}} = 0.92$$

إذاً : متوسط السرعة =  $0.921 \times$  الجذر التربيعي لمربع متوسط السرعة.

$$\bar{u} = 0.921 \times \sqrt{\bar{u}^2}$$



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

جدول ١٨ : السرعات الجزيئية (الجذر التربيعي لمتوسط مربع السرعات، السرعات المتوسطة) لبعض الغازات عند  $273\text{ K}$  :

السرعة المتوسطة ( $\bar{u}$ ) $\text{m s}^{-1}$	الجذر التربيعي لمتوسط السرعة ( $\sqrt{\bar{u}^2}$ ) $\text{m s}^{-1}$	الغاز
1698	1845	$\text{H}_2$
1202	1305	$\text{He}$
454	493	$\text{N}_2$
424	461	$\text{O}_2$
362	393	$\text{CO}_2$
600	652	$\text{CH}_4$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### توزيع السرعات الجزيئية

Distribution of Molecular Speeds

### توزيع ماكسويل وبولتزمان للسرعات الجزيئية

Maxwell and Boltzman Distribution

تسمح لنا نظرية الحركة الجزيئية للغازات بفحص الحركة الجزيئية وبتفاصيل دقيقة. إفتراض أن لدينا عدداً كبيراً من جزيئات الغاز في إناء. إننا نتوقع أن تكون حركة الجزيئات عشوائية بالكامل كما أنه لا يمكن التنبؤ بها. كلما ظلت درجة الحرارة ثابتة فإن متوسط طاقة الحركة ومتوسط السرعة الجزيئية سوف يظلان ثابتين مع مرور الزمن. والميزة الجديرة بالإهتمام هنا هي انتشار أو توزيع السرعات الجزيئية. فعند اللحظة المعينة ما هو عدد الجزيئات التي تتحرك بسرعة معينة؟ لقد وضع ما كسويل معادلة رياضية لحل هذه المسألة في عام 1860. هذه المعادلة تأخذ بعين الإعتبار افتراضات نظرية الحركة الجزيئية وهذه المعادلة تعتمد على التحليل الإحصائي لسلوك الجزيئات. ومن فروض النظرية الحركية الجزيئية أن متوسط طاقة حركة الجزيئات تتناسب مع درجة حرارتها المطلقة. ويجب أن ننظر بشكل فاحص الى توزيع الطاقة الجزيئية الذي يتضمنه التعبير متوسط الطاقة الحركية  $Average\ Kinetic\ Energy$  في حالة المادة الثلاثة، تكون الجزيئات في حالة حركة مستمرة (وهذه أوضح ما تكون في الحالة الغازية)، وبما أن هذه الجزيئات تصطدم مع بعضها البعض، فإن بعضها يفقد سرعته أو جزءاً كبيراً منها والبعض الآخر تزداد سرعته ومعظم هذه الجزيئات تكون سرعتها متوسطة.

والحقيقة أن جزيئات الغاز لا تتحرك جميعها بنفس السرعة ذلك أنه من خلال الإصطدامات التي يحدثها الجزيء مع الجزيئات الأخرى وتبادلها للطاقة خلال تلك الإصطدامات فإن اتجاه الجزيء وسرعته وطاقته تتغير باستمرار. فمثلاً، يمكن لتصادم ما

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

أن يترك جزيئاً معيناً ، في بعض الأحيان، بدون حركة تقريباً، إلى أن يعاني، بعد برهة، من اصطدام آخر فيرسل مرة أخرى في سبيله. ومن الممكن لجزيء آخر أن يتلقى عدة اصطدامات "خلفية" واحدة تلو الأخرى مما يؤدي إلى إعطائه سرعة عالية جداً. بهذه الطريقة، تتغير سرعات الجزيئات باستمرار عبر تصادمها مع بعضها بعضاً. وفي أية لحظة، تتحرك بعض الجزيئات ببطء، وبعضها بسرعة عالية جداً، رغم أن لمعظمها سرعات تتراوح ما بين ذلك.

**س) علل: تحسب سرعة الجزيئات في العادة على هيئة متوسط مربع السرعة ولا تحسب السرعة مباشرة؟**  
ج) لأن سرعة الجزيئات للغاز غير ثابتة، حيث تتفاوت بين سرعات منخفضة وسرعات مرتفعة حسب الظروف.  
**س) علل: تختلف سرعات جزيئات الغاز؟**  
ج) لأنه أثناء حركة الجزيئات ينتج عنه تصادمات تؤدي إلى تغيير سرعة وحركة وطاقة الجزيئات باستمرار.

ومن المعادلة الأساسية للنظرية الحركية :

$$P V = \frac{1}{3} m N \bar{u}^2$$

يلاحظ منه أن السرعة الجزيئية  $\bar{u}^2$  ظهرت على هيئة متوسط مربع السرعة، والسبب هو اختلاف جزيئات الغاز في السرعة عند نفس الظروف اختلافات تتراوح فيها السرعة بين سرعات منخفضة جداً إلى سرعات مرتفعة جداً، مما يدل على اتساع الاختلاف في السرعات بحيث يمكن تقسيم جزيئات الغاز إلى مجموعات كثيرة كل منها ذات سرعات متقاربة تختلف عن تلك لمجموعة أخرى، وتسمى عملية التقسيم هذه بتوزيع سرعة الجزيئات في مجموعات. وهذا التوزيع ينطبق على الطاقة الحركية للجزيئات لأن :

$$\bar{ke} = \frac{1}{2} m \bar{u}^2$$

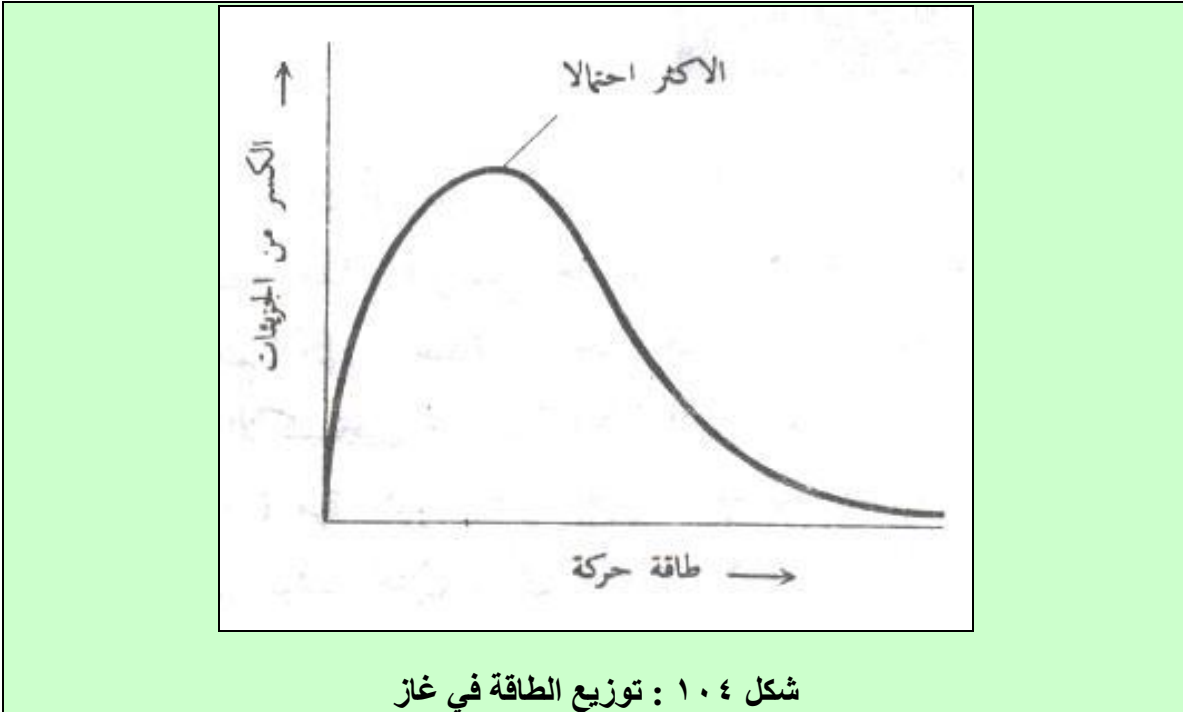
## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

حيث  $\bar{ke}$  هي الطاقة الحركية للجزيء.

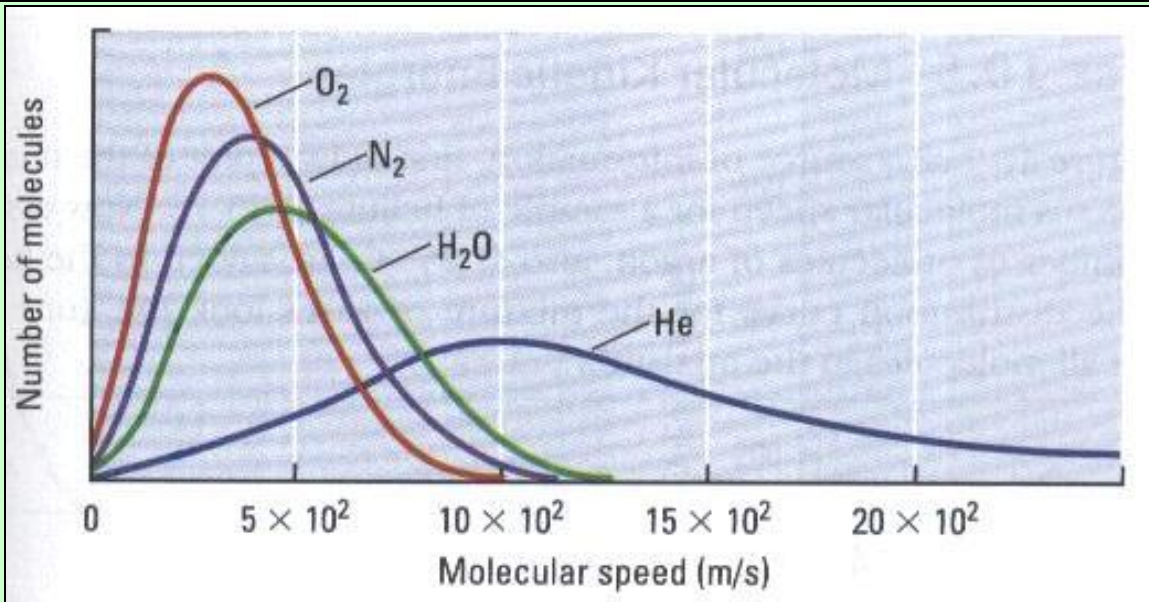
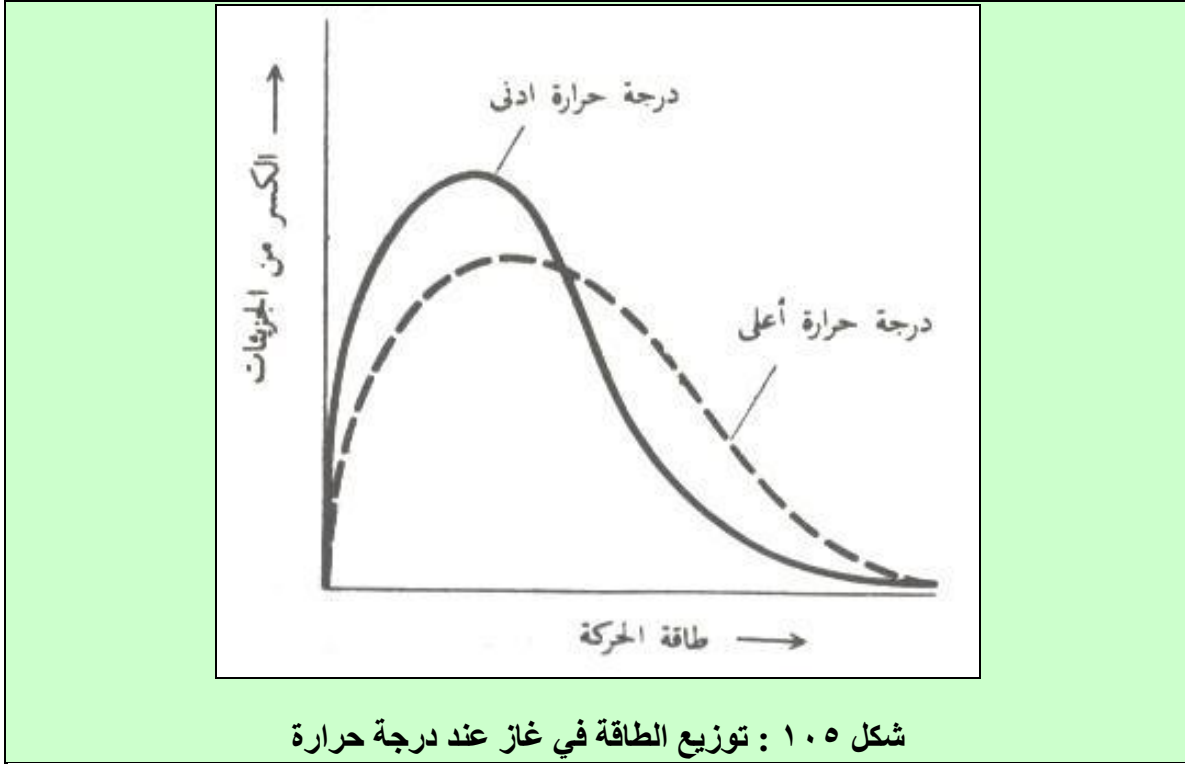
ولقد استطاع العالمان ماكسويل (Maxwell) وبولتزمان (Boltzman) باستخدام نظرية الاحتمالات للتوصل الى معادلة رياضية هامة تحكم هذا التوزيع والتي بينت أن التوزيع الفعلي للسرعات الجزيئية يعتمد على درجة الحرارة (T) والوزن الجزيئي (Mw).

وبدون الدخول في تفاصيل اشتقاق قانون التوزيع، سنوضح النتيجة التي توصلنا إليها من خلال مقارنة توزيع ماكسويل وبولتزمان للسرعات الجزيئية عند درجات حرارة مختلفة.



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

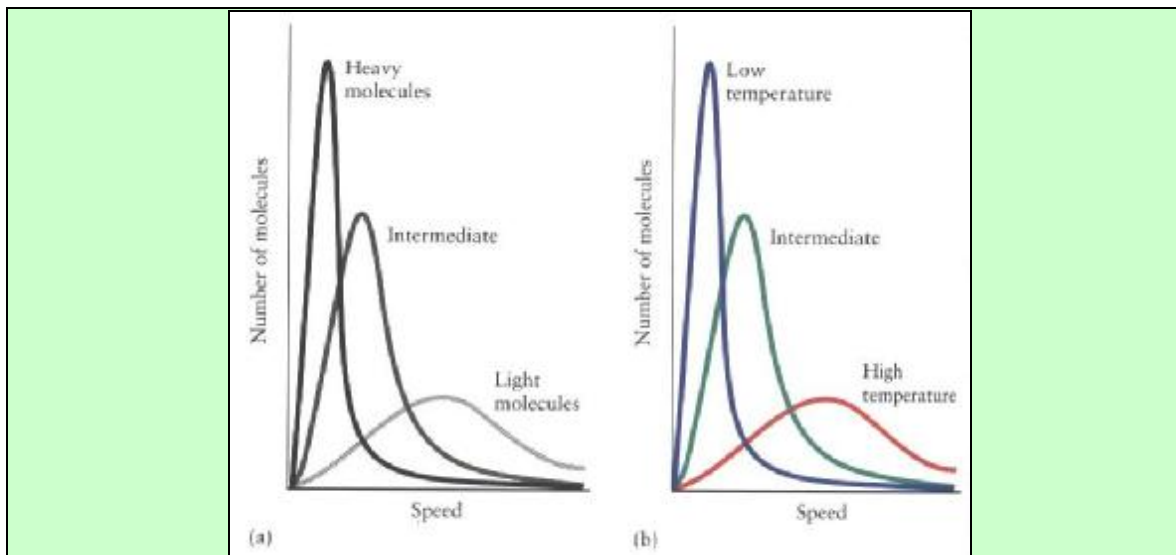
إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي



**Fig. 106** : The effect of molar mass on the distribution of molecular speeds at a given temperature. On average, heavier molecules move slower than lighter ones.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

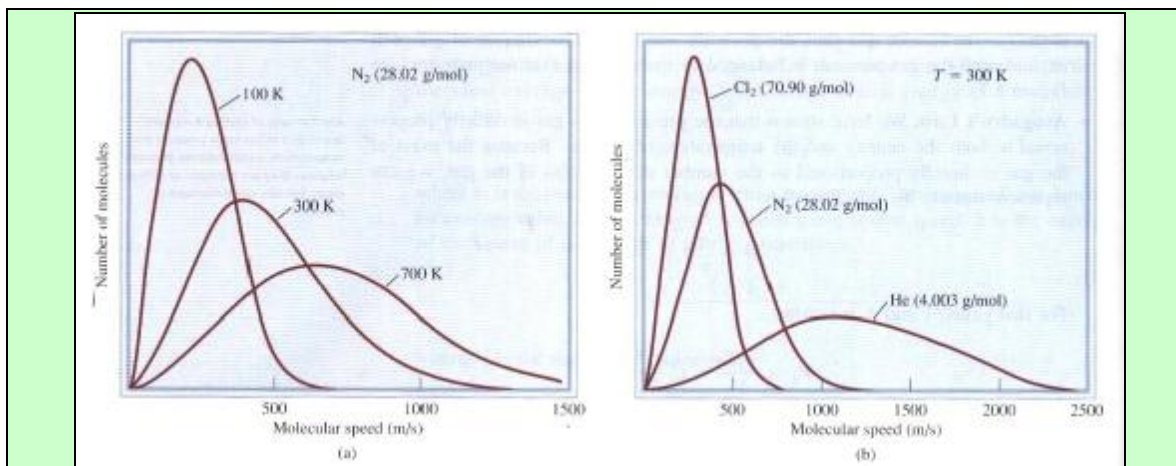
إعداد د/عمر بن عبد الله الهزاعي



**Fig. 107 :**

a) The range of molecular speeds for several gases, as given by the Maxwell distribution. All the curves correspond to the same temperature. The greater the molar mass, the narrower the spread of speeds.

b) The Maxwell distribution again, but now the curves correspond to the speeds of a single substance at different temperatures. The higher the temperature, the broader the spread of speeds.



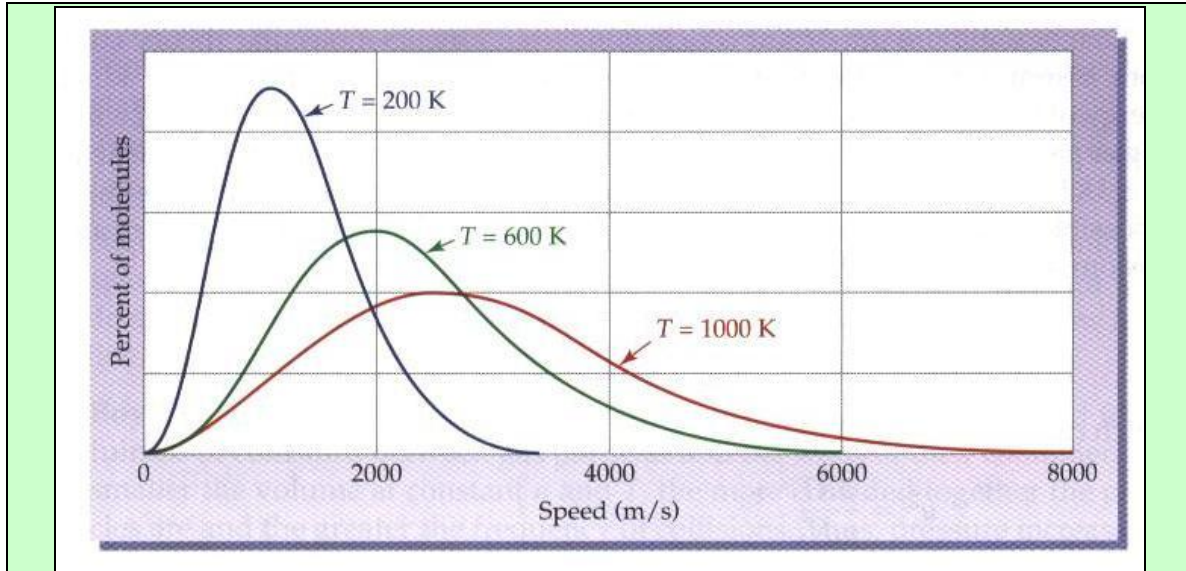
**Fig. 108 :**

a) The distribution of speeds for nitrogen gas at three different temperatures. At the higher temperatures, more molecules are moving at faster speeds.

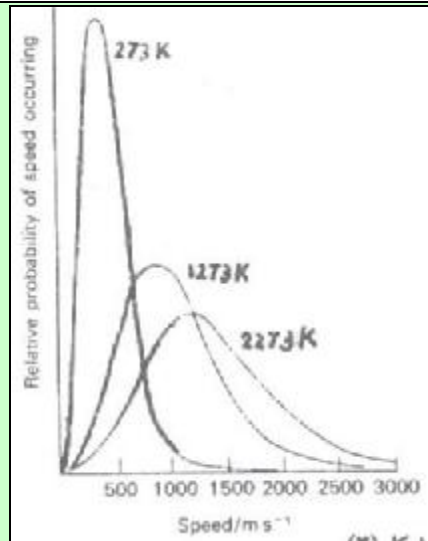
b) The distribution of speeds for three gases at 300 K. At a given temperature, the lighter molecules are moving faster, on the average.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي



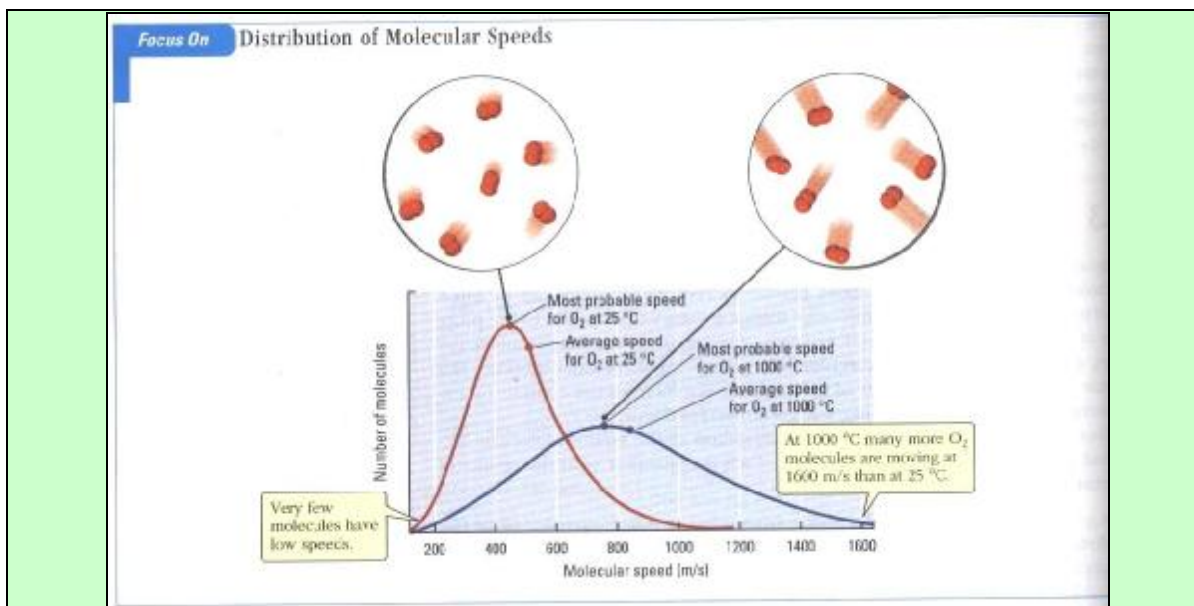
**Fig. 109** : The distribution of speeds for helium atoms at different temperatures.



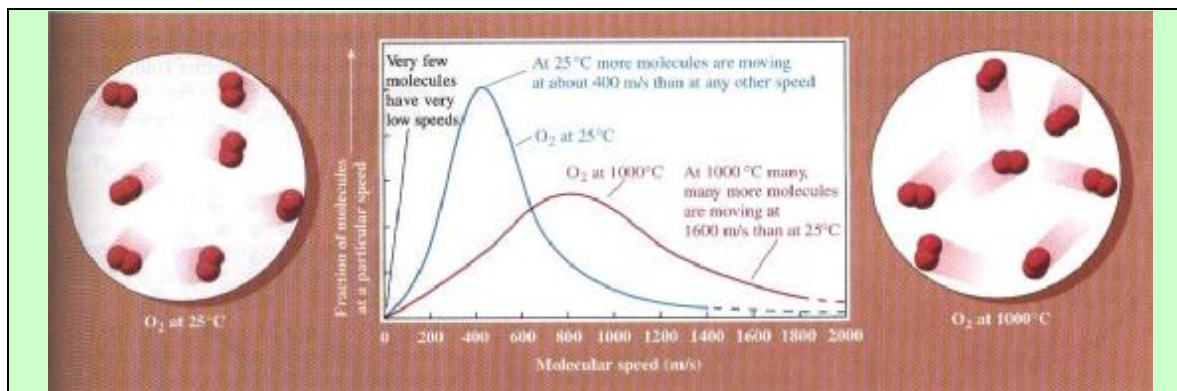
**Fig. 110** : The distribution of speeds for nitrogen atoms at different temperatures.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي



**Fig. 111 :** Graphs of molecular speeds (or energies) versus numbers of molecules are called Boltzmann distribution curves. They are named after Ludwig Boltzmann (1844-1906), an Australian physicist who helped develop the kinetic molecular theory of gases.

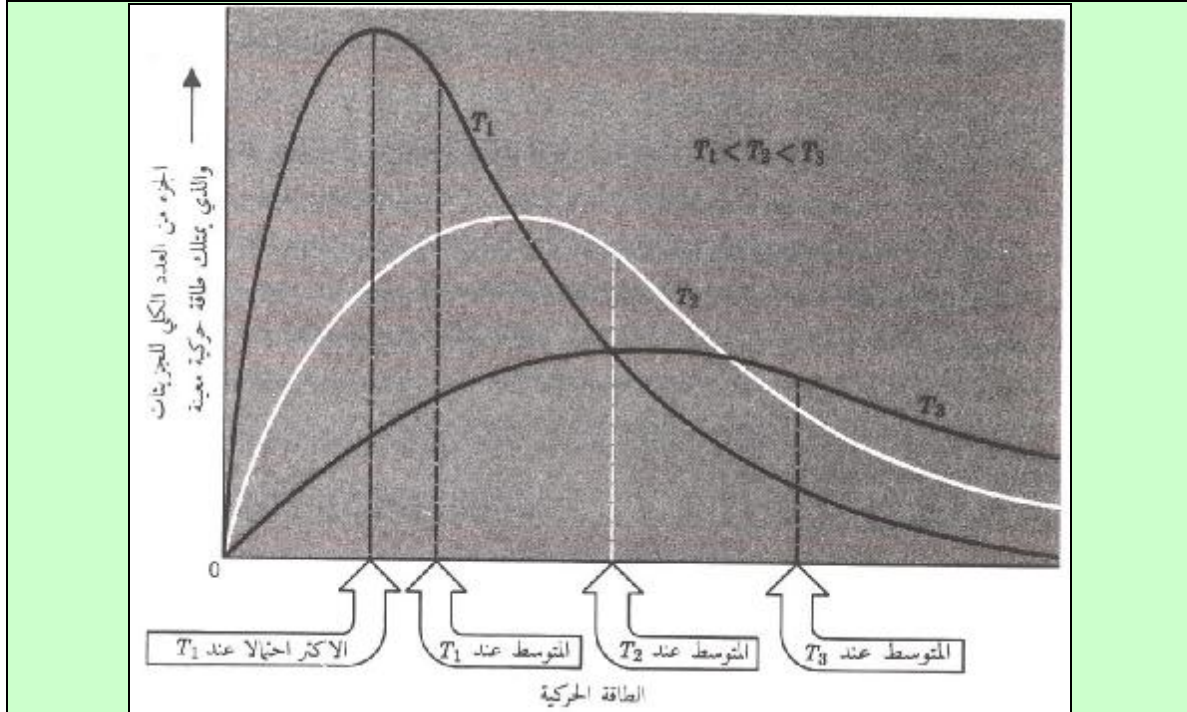


**Fig. 112 :** The Maxwellian distribution function for molecular speeds. This graph shows the relative numbers of  $O_2$  molecules having a given speed at  $25^\circ C$  and at  $1000^\circ C$ . At  $25^\circ C$ , most  $O_2$  molecules have speeds between  $200$  and  $600\text{ m/s}$  ( $450 - 1350$  miles per hour). Some of the molecules have very high speeds, so the distribution curve never reaches the horizontal axis. The average molecular speed is higher at  $1000^\circ C$  than at  $25^\circ C$ .



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي



شكل ١١٣ : توزيع الطاقات الحركية في مجموعة من الجزيئات عند ثلاث درجات حرارة مختلفة.

الأشكال (١٠٦ - ١١٣) يبين العلاقة بين السرعة (أو الطاقة الحركية) لجزيئات الغاز وعدد الجزيئات عند درجات حرارة مختلفة.

ويظهر من المنحنيات أن نسبة الجزيئات التي لا تتحرك صغيرة جداً (احتمال أن يكون هنالك جزيئات طاقتها الحركية تساوي صفراً هو احتمال يساوي صفراً في أية لحظة)، أما بالنسبة للسرعات الأكثر من الصفر فإن النسبة المئوية للجزيئات التي تتحرك بسرعة معينة تزيد كلما زادت السرعة وتصل هذه النسبة عند حد أقصى ثم تتناقص هذه النسبة مرة أخرى حتى تصل إلى الصفر عند السرعات العالية جداً. والحد الأقصى للمنحنى (القيمة العليا على المنحنى) يمثل الطاقة الحركية للجزء الأكبر من الجزيئات (النسبة المئوية للجزيئات التي تتحرك بالسرعة الأكثر احتمالاً)، أي أن السرعة المقابلة للحد

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

الأقصى للنسبة المئوية هي السرعة الأكثر احتمالاً (الحركية الأكثر احتمالاً ( Most Probable KE)، ويرمز لها بالرمز  $a$ . وعند رفع درجة حرارة الغاز يتجه المنحنى ناحية السرعات الأكبر (يتغير المنحنى بحيث يزداد متوسط الطاقة الحركية) ونجد أن نسبة أقل من الجزيئات تتحرك بالسرعات الأصغر ونسبة أكبر من الجزيئات تتحرك بالسرعة الأكبر، وفي المتوسط تتحرك الجزيئات بسرعة أكبر وبمعنى آخر فإن ارتفاع درجة الحرارة قد جعل الجزيئات في المتوسط تتحرك بسرعة أكبر (تتوجه الطاقة هذه نحو زيادة الطاقة الحركية وزيادة سرعة الجسيمات)، ويظهر ذلك بوضوح بالنسبة للسرعة الأكثر احتمالاً. ويمكن توضيح معنى السرعة الأكثر احتمالاً على أساس أن عدد الجزيئات الذي يتحرك بهذه السرعة أكبر من أي عدد يتحرك بأي سرعة أخرى.

أما متوسط الطاقة الحركية فيحدث عند قيمة أعلى من الطاقة الحركية الأكثر احتمالاً، وذلك لأن المنحنى غير متماثل.

وتقودنا العلاقة بين الطاقة الحركية ودرجة الحرارة الى مفهوم الصفر المطلق، كلما أزيلت الطاقة الحركية من الجزيئات (بواسطة التبريد) فإن هذه الجزيئات تصبح حركتها أبطأ فأبطأ، وعند توقف الجزيئات عن الحركة تصبح طاقتها الحركية صفراً، وبما أن الطاقات الحركية السالبة لا وجود لها (لا يمكن لجسم أن يتحرك بشكل أبطأ من السكون) ودرجة الحرارة تصبح أقل ما يمكن. وهذا ما يسمى بالصفر المطلق، وهي درجة الحرارة التي تتوقف عندها الحركة الجزيئية بأكملها، ولكن تبقى حركة الإلكترونات داخل الذرات. فبالرغم من كون الجزيئات لا حراك فيها، إلا أن الإلكترونات تستمر في "دورانها السريع" حول النوى التي ينتمي إليها.

**ومن الشكل (١١٣) يمكن تسجيل الملاحظات التالية:**

(١) الاحتمالية لوجود جزيئات ذات سرعات منخفضة جداً أو عالية جداً تكون ضئيلة.

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

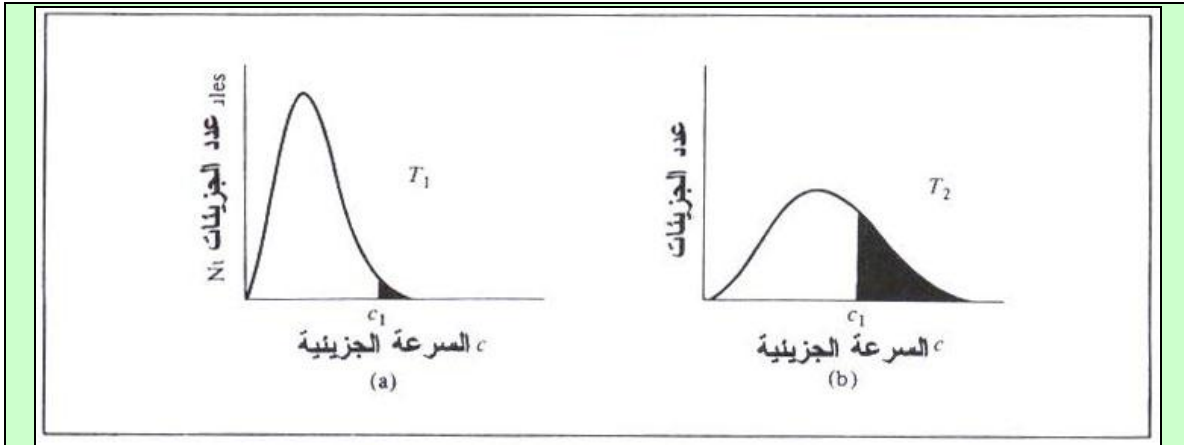
إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

(٢) سرعة أكبر عدد من الجزيئات يكون في قمة المنحنى- تسمى بالسرعة الأكثر احتمالاً - بل تختلف هذه السرعة لنفس الغاز باختلاف درجة الحرارة فتزداد قيمتها عند درجات الحرارة العالية ( $T_1$ ).

(٣) يزداد عدد الجزيئات ذات السرعات العالية بازدياد درجة الحرارة بسبب زيادة الطاقة الحركية للجزيئات.

### مثال توضيحي لتوزيع السرعات الجزيئية :

الشكل (١١٤) يظهر منحنين مثاليين لتوزيع سرعات ماكسويل بالنسبة لغاز النيتروجين عند درجتين حراريتين مختلفتين. عند درجة الحرارة المعينة فإن منحنى التوزيع يحدثنا عن عدد الجزيئات التي تتحرك بسرعة معينة.



**شكل ١١٤ :** توزيع سرعات ماكسويل لغاز النيتروجين عند  $a$  حيث درجة الحرارة  $T_1$ ،  $b$  حيث درجة الحرارة أعلى  $T_2$ . لاحظ أن المنحنى يصبح مسطحاً بعض الشيء عند درجة الحرارة العالية. المساحة المظللة تمثل عدد الجزيئات التي تسير بسرعات أكبر أو تساوي سرعة معينة  $v_1$  بحيث أن عدد الجزيئات التي تسير بسرعات كبيرة يزيد مع زيادة درجة الحرارة.

إن قمة كل منحنى تعطي أكثر السرعات احتمالية وهي سرعة أكبر عدد من الجزيئات. ونذكر هنا أن السرعة الأكثر احتمالية تكون أكبر عند درجات الحرارة العالية منها عند درجات الحرارة المنخفضة.

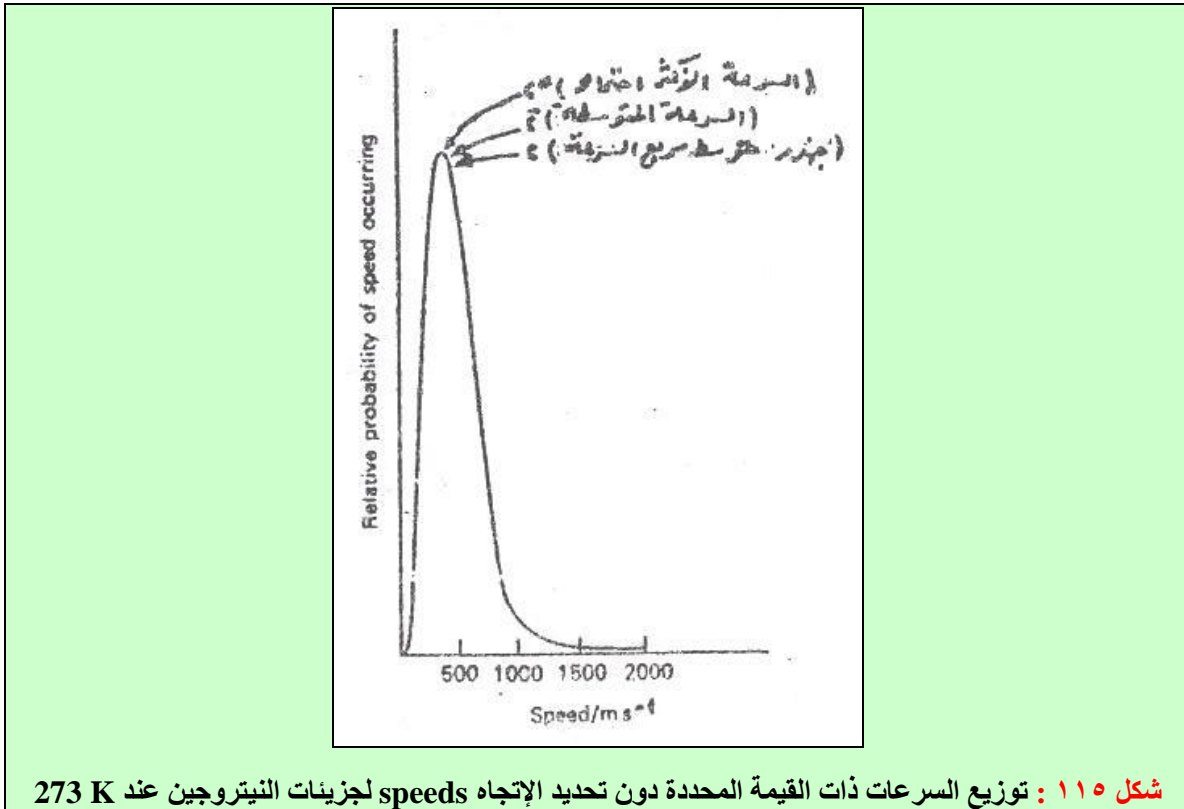
## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

وإذا قارنا الجزيئين (a) و (b) في الشكل (١١٤) فإننا نلاحظ ليس فقط انتقال قمة المنحنى الى اليمين ولكن أيضاً يصير المنحنى مسطحاً الأمر الذي يعني أن العدد الأكبر من الجزيئات يسير بسرعات كبيرة.

**العلاقة بين السرعة الأكثر احتمالاً ( $u^*$ ) - السرعة المتوسطة ( $\bar{u}$ ) - الجذر التربيعي لمربع متوسط السرعة ( $\sqrt{\bar{u}^2}$ )**

السرعة الأكثر احتمالاً (The Most Probable Speed) ( $u^*$ ) هي تلك السرعة التي يملكها الكسر الأعظم من الجزيئات، وبالتالي هي السرعة التي تترادف النهاية العظمى (Maximum) (شكل ١١٥).



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

السرعة المتوسطة (Mean Speed) وهي عبارة عن المتوسط الحسابي البسيط للسرعات الفردية :

$$\left( \bar{u} = \frac{u_1 + u_2 + u_3 + u_4 + \dots + u_N}{N} \right)$$

حيث N : عدد أفوجادرو.

والجذر التربيعي لمربع متوسط السرعة هو :

$$\left( \sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{u_1^2 + u_2^2 + u_3^2 + u_4^2 + \dots + u_N^2}{N}} \right)$$

وإذا كان منحنى التوزيع متماثلاً وكانت السرعة الأكثر احتمالاً ( $u^*$ ) مساوية للسرعة المتوسطة ( $\bar{u}$ )، ولكن نظراً لأن المنحنى يكون امتداده للخارج أكبر عند سرعات عالية، فإن السرعة المتوسطة تكون أكبر من السرعة الأكثر احتمالاً ( $\bar{u} > u^*$ ). ومهما كان شكل المنحنى فإن الصحيح دائماً، هو أن قيمة الجذر التربيعي لمتوسط مربع السرعة ( $\sqrt{\bar{u}^2}$ ) سوف تكون أكبر من السرعة المتوسطة ( $\bar{u}$ ). ويمكن رياضياً توضيح أنه بالنسبة لعدد كبير من الجزيئات تكون النسب بين هذه السرعات كما يلي :

$$u^* : \bar{u} : \sqrt{\bar{u}^2} : 1 : 1.128 : 1.225$$

وبالتالي فإن :

$$u^* \approx 0.8 \sqrt{\bar{u}^2}$$

$$\bar{u} \approx 0.9 \sqrt{\bar{u}^2}$$

ومن المتوقع أن يؤثر التغير في درجة الحرارة على منحنى توزيع السرعات الجزيئية. والشكل (١١٠) يوضح منحنيات التوزيع لغاز النيتروجين عند درجات حرارة (273, 1273, 2273 K). ومن المهم الإشارة إلى أن الزيادة في سرعات الجزيئات عند رفع

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

درجات الحرارة، لا تحدث بالتناسب، وإذا كان ذلك يحدث بالتناسب، لكننا قد رأينا أن المنحنيات – بتتابع درجات الحرارة – سوف تزاح ببساطة نحو اليمين على طول المحور.

ولكن الذي يحدث هو التوزيع الفعلي، أو هي السرعات الجزيئية التي تتغير بتغير درجات الحرارة، بحيث أنه عند درجات الحرارة الأعلى تكون السرعة أكبر. ويعتبر ذلك سمة هامة لسلوك الجزيئات في الغازات،

والجدول (١٩) يوضح قيم  $(u^*, \bar{u}, \sqrt{\bar{u}^2})$  لغاز النيتروجين عند درجات حرارة ثلاث مترادف المنحنى بالشكل (١١٠)

جدول ١٩ : السرعات الجزيئية لغاز النيتروجين ( $N_2$ ) عند درجات حرارية مختلفة

K	السرعة المتوسطة ( $\bar{u}$ ) m s <sup>-1</sup>	الجذر التربيعي لمتوسط السرعة ( $\sqrt{\bar{u}^2}$ ) m s <sup>-1</sup>	السرعة الأكثر احتمالاً ( $u^*$ ) m s <sup>-1</sup>
273	454	493	394.4
1273	981	1066	870
2273	1311	1424	1162

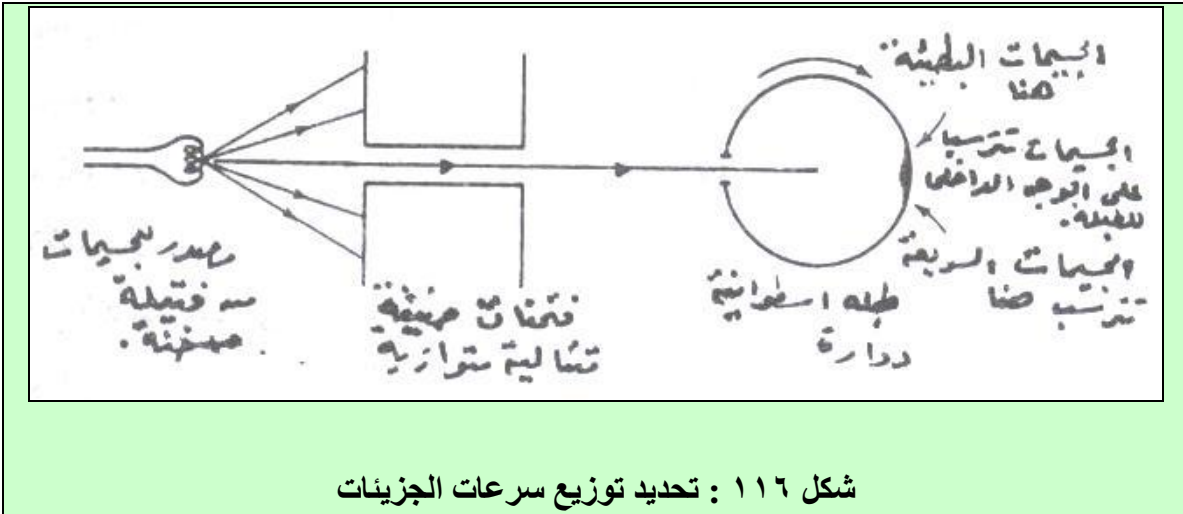
## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

### قياس توزيع السرعات الجزيئية في غاز

#### Measurement of Distribution of Molecular Speeds in a Gas

أمكن التحقق من توزيع السرعات الجزيئية، التي استنتجها ماكسويل نظرياً (لأول مرة)، وذلك بإجراء مجموعة من التجارب المتتابعة، بعد إدخال تحسينات عليها للتحقق من دقتها على مدى الأعوام الخمسين الأخيرة – وقد بني كثير من هذه التجارب على تلك التي تخيلها زارتمان (Zartmann) (1931) والموضحة بالشكل (١١٦).



شكل ١١٦ : تحديد توزيع سرعات الجزيئات

ومصدر الجسيمات عبارة عن فتيلة من سلك رفيع (filament) من الألومينيوم، مطلي بالفلز الذي سوف تدرس ذراته (الفضة، البزموت، السيزيوم). وعندما سخنت الفتيلة كهربياً، تبخر الفلز، وانبعثت تيارات من ذراته في جميع الإتجاهات، ثم تمرر إحدى هذه التيارات خلال فتحات متتالية متوازية لكي تتيح شعاعاً ضيقاً يمكنه أن يمر بعد ذلك خلال فتحة دقيقة موجودة على طبلة (اسطوانة) في حالة دوران. وفي كل دورة من دورات الطبلة سوف يمكن للشعاع أن يدخل خلال الفتحة الدقيقة عند تقابلها معه، ولكن نظراً لأن الذرات في الشعاع لها سرعات مختلفة، فإنها تترسب على الوجه المقابل داخل الطبلة في مدى ممتد من مسافة، مفضلة ذلك على ترسبها على مكان وحيد. وبقياس شدة (كثافة) الذرات في أماكن مختلفة على السطح الداخلي للطبلة، فإنه يمكن تقييم توزيع سرعات

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

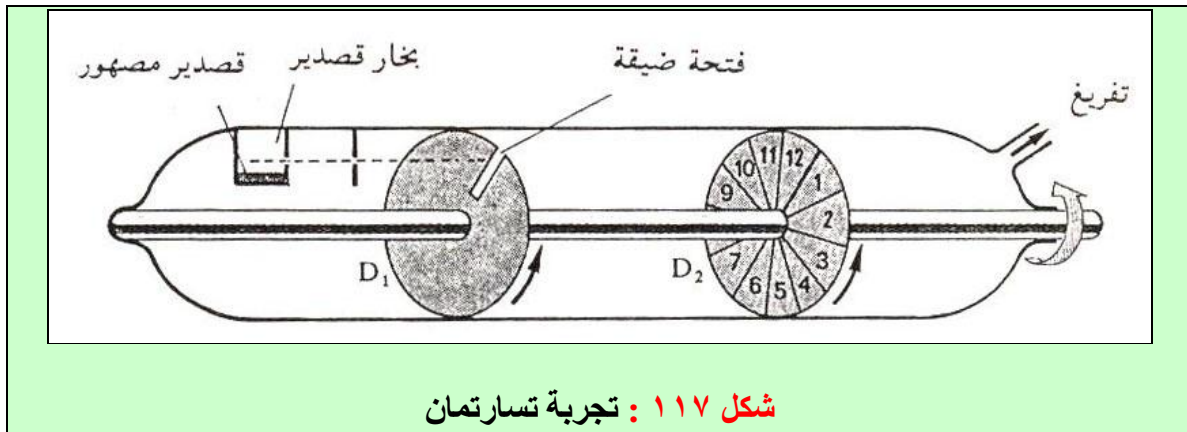
إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

الذرات في الشعاع. وقد وجد توافق قريب جداً مع التوزيع الذي تنبأ به ماكسويل، كما أكدت التجارب التي أجريت حديثاً شكل منحنى التوزيع بشكل جيد جداً.

### تجربة زارتمان (تسارتمان) لفحص توزيع السرعات الجزيئية

#### The Zartmann Experiment

كما سبق فإنه من الواضح أن الجزيئات المكونة لغاز ما لا يكون لها نفس السرعة أثناء تحركها. وفي أوائل الثلاثينات قام العالمان زارتمان و كو (Zartmann an Ko) بإجراء تجربة هامة لتعيين سرعات جزيئات الغاز، ويوضح الشكل (١١٧) الجهاز المستخدم في هذه التجربة.

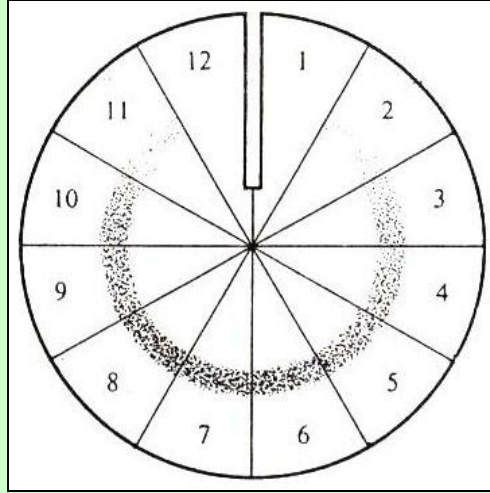


وفي هذا الجهاز يدور القرصان ( $D_1, D_2$ ) بنفس السرعة حول عمود مشترك في وعاء مفرغ. وفي مقابل  $D_1$  يوجد فرن يحتوي على مصهور القصدير عند درجة حرارة معينة. وتسمح الفتحة الموجودة بالقرص  $D_1$  بإدخال دفعات متقطعة من ذرات القصدير تتجه الى القرص  $D_2$  حيث تنسب وتكون طبقة تختلف كثافتها كما هو واضح في شكل (١١٨).



## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي



شكل ١١٨ : توزيع القصدير على شرائح القرص  $D_2$  في تجربة تسارتمان.

ومن الواضح أن الذرات الأسرع سوف تصطدم بالقرص  $D_2$  قبل الذرات الأقل سرعة. ويدل توزيع كثافة الذرات على القرص  $D_2$  على توزيع سرعة الذرات. ويمكن تعيين توزيع كثافة الذرات عن طريق تقسيم القرص  $D_2$  الى شرائح ووزن هذه الشرائح بدقة. ويوضح الشكل (١١٩ أ) منحنى توزيع وزن الشرائح مع رقم الشريحة. وبمعرفة المسافة بين  $(D_1, D_2)$  ومعدل الدوران حول المحور المشترك يمكن حساب سرعة الذرات التي تصطدم بشريحة معينة.

فعلى سبيل المثال: إذا كانت المسافة بين القرص  $D_1$  والقرص  $D_2$  هي  $(1 \text{ m})$  وكان القرصان يدوران بمعدل  $(5 \text{ cycles/s})$  (خمس دورات لكل ثانية).

إذا زمن الدورة الواحدة يساوي  $\left(\frac{1}{50}\right)$  من الثانية. وبفرض أن القرص  $D_2$  مقسم الى (12)

شريحة. فإن كل شريحة تعادل  $\left(\frac{1}{12}\right)$  من القرص وبذلك تقطع الذرات المترسبة على

حدود الشريحة (1) والشريحة (2) المسافة في زمن قدره :

$$\frac{1}{12} \times \frac{1}{50} = \left(\frac{1}{600}\right) \text{sec.}$$

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي

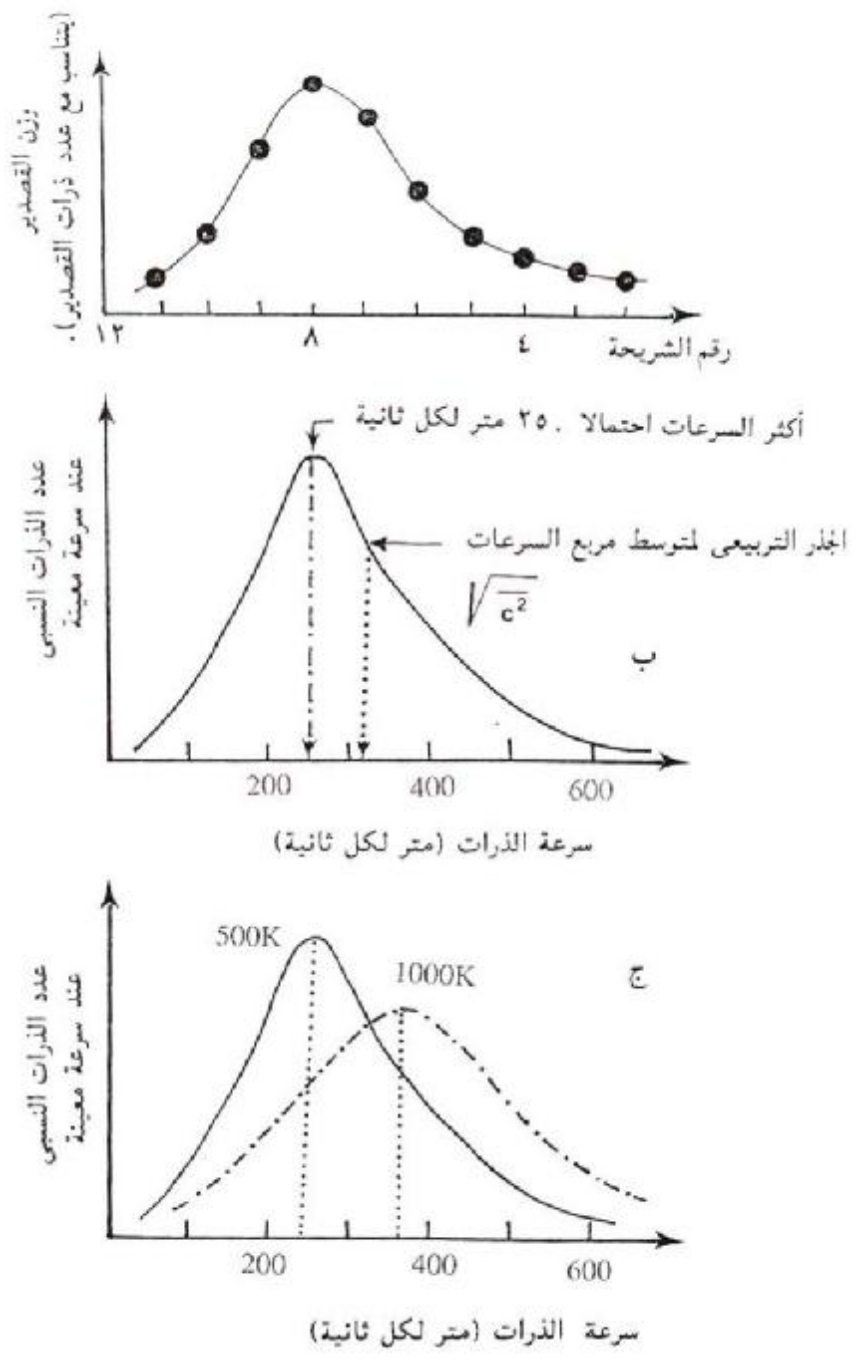
أي أنها تسير بسرعة ( $600 \text{ ms}^{-1}$ ) وهكذا يمكن حساب باقي السرعات. فعلى سبيل المثال يكون الزمن اللازم لدوران القرص ( $D_2$ ) بحيث تكون نهاية الشريحة (2) مواجهة لسير ذرات القصدير هو  $\left(\frac{2}{600}\right)\text{sec}$ . وبذلك تكون سرعة الذرات المترسبة على هذا الجزء هو ( $300 \text{ ms}^{-1}$ ) وهكذا.

وبفحص شكل (١١٩ ب) الموضح لتوزيع السرعات فإن قمة المنحنى تناظر أكثر السرعات احتمالاً في حين توجد قيمة مختلفة للجذر التربيعي لمربع السرعات  $\sqrt{u^2}$  (Root Mean Square Velocity) والتي يتم إيجادها حسابياً.

ويوضح الشكل (١١٩ ج) تأثير الزيادة في درجة حرارة ذرات القصدير على قيمة أكثر السرعات احتمالاً حيث تزداد هذه القيمة بزيادة درجة الحرارة ويرجع ذلك إلى أن زيادة درجة حرارة الذرات المكونة لبخار القصدير يصاحبها زيادة في طاقة حركتها (Kinetic Energy).

## الفصل الثالث: النظرية الحركية الجزيئية للغازات

إعداد د/عمر بن عبد الله الهزازي



شكل ١١٩ : توزيع سرعات ذرات الرصاص في تجربة تسارتمان.