

بحث عن قوانين الغازات في الكيمياء

على عكس حالات المادة الأخرى كما وجدت في الطبيعة، فإن الغازات كانت عبارة عن سرب كبير للغاية بالنسبة للعلماء في دراستها، ولكن دراستها كانت ضرورة ملحة في علم الكيمياء، وذلك لأن الغازات هي التي تملأ الغلاف الجوي لأرضنا، وبعد جهد كبير، وبحلول القرن السابع عشر، استطاع العلماء دراستها وتقديم القوانين الهامة فيها، والتي سنتعرف عليها من خلال هذا البحث الهام.

مقدمة بحث عن قوانين الغازات

الغازات، أو ما يعرف بالحالة الغازية، هو أحد الهياكل الثلاثة التي تتواجد فيها المادة في الطبيعة، جنباً إلى جنب مع الحالة الصلبة والحالة السائلة، وأكثر ما يميز الحالة الغازية عن الحالتين الصلبة والسائلة، هو أنها لا تمتلك شكل أو حجم ثابت، كما تتميز الغازات بكثافة أقل من حالات المادة الأخرى، إضافة إلى الكثير من الخصائص الأخرى، ولذلك، تتميز هذه الحالة للمادة بقوانين خاصة تحدد خصائصها في ظل ظروف معينة، وهذا القوانين التي توصل إليها العلماء الفيزيائيين، هي محور هذا البحث الهام عن الغازات وقوانينها، إضافة إلى المواضيع الأخرى التي لها تأثير بشكل مباشر أو غير مباشر في صياغة هذه القوانين.

بحث عن قوانين الغازات

تم إنشاء قوانين الغاز في أوائل القرن السابع عشر، وذلك لمساعدة العلماء في العثور على الحجم V ، والكمية أو العدد المولي للغاز n ، والضغط P ، ودرجة الحرارة T ، وثابت الغاز R ، وعند الحديث عن مسائل الغاز، فتتكون قوانين الغاز من ثلاثة قوانين أساسية، وهي قانون تشارلز وجاي لوساك وقانون بويل وقانون أفوجادرو، والتي سيتم دمجها جميعاً لاحقاً في معادلة الغاز العامة وقانون الغاز المثالي.

قانون بويل للغازات

سُمي قانون بويل على اسم روبرت بويل، الذي ذكره لأول مرة في عام 1662م، ويمنح القانون بالمعادلة $p_1v_1=p_2v_2$ ، وينص قانون بويل على أنه إذا كانت درجة الحرارة ثابتة، فإن الحجم والضغط لهما علاقة عكسية، حيث أن زيادة المساحة المتاحة لجزيئات الغاز، تسمح بالانتشار بعيداً عن بعضها، لكن هذا يقلل من عدد الجسيمات المتاحة للتصادم مع الحاوية وبالتالي ينخفض الضغط، ويؤدي لتقليل حجم الحاوية إلى تصادم الجسيمات في كثير من الأحيان، وبالتالي يزداد الضغط.

قانون جاك تشارلز

ويمنح القانون بالمعادلة $v_1/t_1=v_2/t_2$ ، وينص هذا القانون على أن حجم ودرجة حرارة الغاز لهما علاقة مباشرة، فمع زيادة درجة الحرارة يزداد الحجم، وذلك عندما يظل الضغط ثابتاً، ويؤدي تسخين الغاز إلى زيادة الطاقة الحركية للجسيمات، مما يؤدي إلى تمدد الغاز، ومن أجل الحفاظ على ثبات الضغط، يجب زيادة حجم الحاوية عند تسخين الغاز.

قانون جاي لوساك

ينص قانون جاي لوساك على أن ضغط كتلة معينة من الغاز، يختلف بشكل مباشر مع درجة حرارة كلفن عندما يظل الحجم ثابتاً، ويتم التعبير عن قانون جاي لوساك في صيغة المعادلة $P_1/T_1=P_2/T_2$ ، ولكن، عند التعامل مع قانون جاي لوساك، يجب أن تكون وحدة درجة الحرارة دائماً بوحدة كلفن.

قانون أفوجادرو

أو ما يشار إليه برقم أفوجادرو، ويمنح القانون بالمعادلة $p_1/n_1=p_2/n_2$ ، والذي يعود للعام 1811م، حيث اقترح العالم الإيطالي أميديو أفوجادرو فكرة أن الأحجام المتساوية من الغاز عند نفس درجة الحرارة والضغط، سيكون لها عدد متساوٍ من الجسيمات، بغض النظر عن طبيعتها الكيميائية وخصائصها الفيزيائية.

درجة الحرارة والضغط القياسيين

نظراً لاختلاف درجة الحرارة والضغط من مكان إلى آخر، يستخدم العلماء في الحسابات والمعادلات، نقطة مرجعية قياسية تسمى درجة الحرارة والضغط القياسيين STP، وتكون درجة الحرارة القياسية هي نقطة تجمد الماء - 32 درجة فهرنهايت، ويقابلها 0 درجة مئوية أو 273.15 كلفن، أما الضغط القياسي هو ضغط جوي واحد atm، ويشار إلى الضغط القياسي عند 760 مم زئبق، وهي وحدة SI للضغط القياسي عند استخدامها هي $1.01 \times 10^{-5} \text{ Nm}^{-2}$ ، وهو الضغط الذي يمارسه الغلاف الجوي على الأرض عند مستوى سطح البحر.

ثابت الغاز المثالي

والذي ينص على أن الطاقة الحركية لكل وحدة درجة حرارة مول واحد من الغاز هي قيمة ثابتة، ويشار إليها أحياناً باسم ثابت رينولت، وستتغير قيمة R عند التعامل مع وحدة مختلفة للضغط والحجم، في حين يتم التغاضي عن عامل درجة الحرارة، لأن درجة الحرارة ستكون دائماً بالكلفن بدلاً من مئوية عند استخدام معادلة الغاز المثالي، وترتبط قيم R المختلفة وفقاً للوحدات المعطاة في المسألة، ولذلك عند اختيار قيمة R ، يجب اختيار القيمة التي تحتوي على الوحدات المناسبة للمعلومات المقدمة، وفيما يلي بعض قيم R شائعة الاستخدام:

- atm وهي اختصار لوحدة الضغط جو: $0.08206 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \text{ atm}$ L
- $Torr$ وهي اختصار لوحدة الضغط تور: $62.364 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \text{ Torr}$ L
- Pa وهي اختصار لوحدة الضغط باسكال: $8.3145 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \text{ Pa}$ m3
- J وهي اختصار لوحدة الضغط جول: $8.3145 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \text{ J}^*$

قانون الغاز المثالي

في حين أن قوانين كل من أفوجادرو وثابت الغاز المثالي وكلا قوانين بويل وتشارلز، تتحد لوصف الغاز المثالي النظري، بحيث تكون جميع تصادمات الجسيمات متساوية تمامًا، فإنها تقترب كثيرًا من وصف سلوك معظم الغازات، ولكن هناك انحرافات رياضية صغيرة جدًا بسبب الاختلافات في حجم الجسيمات الفعلي والقوى الصغيرة بين الجزيئات في الغازات الحقيقية، ومع ذلك، غالبًا ما يتم دمج هذه القوانين المهمة في معادلة واحدة تُعرف باسم قانون الغاز المثالي، ويمنح القانون بالمعادلة $PV=nRT$ ، وباستخدام هذا القانون، يمكن إيجاد قيمة أي من المتغيرات الأخرى، مثل الضغط أو الحجم أو الرقم أو درجة الحرارة وما إلى ذلك.

القانون العام للغازات

والذي يعرف أيضاً بالقانون المجمع للغازات، وذلك لأنه يجمع بين القوانين الثلاثة الأساسية السابقة، وهي قوانين بويل وأفوجادرو وتشارلز، ويعبر عنه بالمعادلة التالية $P^1V^1 / T^1 = P^2V^2 / T^2$ ، وتنص معادلة الغاز العامة على أنه بالنسبة للكتلة الثابتة للغاز تحت أي مجموعة من الظروف، يجب أن تظل قيمة PVT ثابتة، حيث يتم تحديد العلاقة بين الضغط والحجم ودرجة الحرارة لكمية معينة من الغاز.

أمثلة على قوانين الغازات

يتضمن حل الأمثلة على قوانين الغاز أو أي مسائل حسابية أخرى عدة خطوات رئيسية، وهي قراءة المسألة بتمعن لمعرفة المطلوب، وتحديد القانون المطلوب ومعطيات المسألة الممنوحة، وفي النهاية الحل عبر تعويض المعطيات في القانون للحصول على النتيجة، والأمثلة المدرجة أدناه تتسلسل بنفس الترتيب للحل:

- **المثال الأول:** احسب الحجم الذي تشغله 2.5 مولات من غاز مثالي عند -23 درجة مئوية و 4.0 ضغط جوي، بحيث يكون R ثابت الغاز المثالي هو $0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$.

- لحساب الحجم V ، نقوم باستخدام قانون الغاز المثالي $PV = nRT$.
- وفقاً لنص المسألة تكون المعطيات هي $P = 4.0$ ، و $n = 2.5$ مول، و $T = -23 + 273 = 250$.
- بما أن $PV = nRT$ فيتم إيجاد V من خلال القانون المشتق منه وهو $V = nRT / P$.
- بتبديل المعطيات بالأرقام الممنوحة يصبح لدينا $V = nRT / P = 2.5 \times 0.0821 \times 2504 = 12.8 \text{ dm}^3$.
- كما يمكن أيضاً قياس الضغط بوحدات أخرى، مثل 760 مم زئبق = 1 ضغط جوي = 101325 نيوتن.
- **المثال الثاني:** إذا كان لدينا نظاماً عند 1 ميكرون وحجم 2 لتر، وخضع لتغيير إلى 3.5 لتر، فاحسب الضغط الجديد؟
- يمكننا ببساطة حذف درجة الحرارة من المعادلة والعائد وفق قانون بويل الذي ينص على $P^1V^1 = P^2V^2$.
- وبما أن المجهول هنا هو الضغط الجديد، فيكون الاشتقاق من معادلة بويل هو $P^2 = P^1V^1 / V^2$.
- وبتعويض القيم بالمعادلة تصبح العملية $P^2 = 1 \text{ atm} \times 2 \text{ L} / 3.5 \text{ L}$.
- والنتيجة تكون $P^2 = 0.6$ ضغط جوي.

- **المثال الثالث:** يتم احتواء 6.2 لتر من الغاز المثالي عند 3.0 ضغط جوي و 37 درجة مئوية، فكم عدد مولات الغاز هذه؟
- نظراً لأن وحدات ثابت الغاز معطاة باستخدام الغلاف الجوي والمولات والكلفن، فمن المهم التأكد من تحويل القيم الواردة في مقاييس درجة الحرارة أو الضغط الأخرى، وبالنسبة لهذه المشكلة.
- نقوم بتحويل درجة الحرارة من درجة مئوية إلى كلفن باستخدام المعادلة: $T = ^\circ \text{C} + 273$.
- بالتعويض تصبح $T = 37 + 273 = 310$.
- هنا يمكننا القيم التعويض بالقيم في المعادلة من أجل الحصول على عدد المولات، وذلك وفق الاشتقاق من معادلة الغاز المثالي $PV = nRT$ ، ليصبح لدينا $n = PV / RT$.
- وبالتعويض يصبح لدينا $n = (3.0 \text{ atm} \times 6.2 \text{ L}) / (0.08206 \text{ L atm} / \text{mol K} \times 310 \text{ K})$.
- والنتيجة هي $n = 0.75$ مول.

أنواع الغازات

توجد العديد من العناصر في الطبيعة كغازات عند درجة حرارة وضغط قياسي، بينما يمكن أن تصبح العناصر والمركبات الأخرى غازات في ظل ظروف معينة، وبشكل عام، يتم تصنيف الغازات إلى ثلاثة أنواع وهي:

- **الغازات الأولية:** وهي التي تتواجد كغازات طبيعية غير مركبة عند درجة حرارة وضغط معياريين، مثل الهيدروجين والنتروجين والأكسجين وغيرها، والغازات النبيلة أحادية الاتجاه مثل الهيليوم والنيون وغيرها.
- **الغازات النقية والمختلطة:** تتخذ الغازات النقية عدة أشكال، فقد تتكون من ذرات فردية مثل النيون، أو يمكن أن تتكون من غازات ذرية أو غازات نبيلة، ومن ناحية أخرى، تتكون الغازات المختلطة من أكثر من نوع واحد من الغاز النقي.
- **الغازات السامة:** ويمكن أن تسبب الغازات السامة ضرراً عند استنشاقها أو عند تعرض الأشخاص لها، أو حتى إلى الوفاة الفورية.

خصائص الغازات

في علم الفيزياء، كانت الغازات لغزاً للعلماء الأوائل الذين حيرتهم حرية الحركة وانعدام الوزن الواضح مقارنة بالسوائل والمواد الصلبة، وبشكل فعلي، لم يقرروا أن الغازات تشكل حالة من المادة حتى القرن السابع عشر، وبعد دراسة عن كثب، بدأوا بملاحظة الخصائص المتسقة التي تحدد الغازات، وهي التالي:

- **الكثافة:** تحتوي الغازات على جزيئات متناثرة مشتتة عبر حجم معين وبالتالي فهي أقل كثافة من حالتها الصلبة أو السائلة.
- **الشكل:** ليس للغازات شكل أو حجم محدد، فالحركة العشوائية لجزيئات الغاز تسمح لها بالتمدد أو الانكماش لتحمل حجم الحاوية التي تحتفظ بها.
- **قابلية الانضغاط والتوسع:** الكثافة المنخفضة للغازات تجعلها قابلة للانضغاط، وذلك لأن جزيئاتها يمكن أن تكون متباعدة عن بعضها البعض، وهذا يسمح لهم بالتحرك بحرية لتناسب فجوات المسافة بينهم، وبما أن الغازات قابلة للانضغاط، فهي أيضاً قابلة للتمدد، حيث تؤدي حرية جزيئات الغاز إلى اتخاذ شكل أي حاوية توضع فيها، وتملاً حجم الحاوية.
- **الانتشار:** نظراً لكميات الكبيرة من الفراغ بين جزيئات الغاز، يمكن أن يختلط غازان أو أكثر بسرعة وسهولة مع بعضهما البعض لتشكيل خليط متجانس، وهذه العملية تسمى الانتشار.
- **الضغط:** فجزيئات الغاز في حركة مستمرة، ويمارسون الضغط، أو القوة لكل وحدة مساحة على السطح الداخلي لحاوياتهم، ويختلف الضغط وفقاً لكمية الغاز المحصورة في حجم حاوية معينة ودرجة الحرارة والضغط.

كيفية قياس ضغط الغاز

تتمثل إحدى طرق قياس الضغوط المرتفعة في استخدام مقياس ضغط، وقد يكون عنصر استشعار الضغط عبارة عن أنبوب أو غشاء أو كبسولة أو مجموعة مفاتيح يتغير شكلها استجابة لضغط الغاز، وتتم قراءة انحراف عنصر استشعار الضغط بواسطة وصلة متصلة بإبرة، ويتراوح الضغط النموذجي من 0-1 بار حتى 0-600، ومن أمثلة أجهزة المقاييس الأكثر استخداماً:

- **مقياس الضغط الأسائلي:** وهو مقياس ضغط يتم معايرته لقياس الضغوط في النطاق التقريبي من 950 إلى 1070 ملي بار.
- **مقياس أنبوب U:** وهو جهاز بسيط لقياس ضغط الغاز، وعادة ما يحتوي على الماء أو الزئبق في أنبوب على شكل حرف U.
- **مقياس الفراغ:** وهو مشابه لمقياس الضغط الأسائلي، ويقاس الضغوط من 1000 ملي بار إلى حوالي 50 ملي بار.
- **مقياس ماكلود:** يعزل مقياس ماكلود عينة من الغاز ويضغطها في مقياس ضغط زئبقي معدل، حتى يصبح الضغط بضعة مليبار، ونطاقه المفيد هو من 1 نانو بار إلى 100 نانو بار.

خاتمة عن قوانين الغازات

تعتبر دراسة الغازات من أهم ما درسه العلماء من المواد المحيطة بنا، فهي تشكل غلافنا الجوي الذي يجعل من كوكبنا قابلاً للحياة دون الكواكب الأخرى في مجموعتنا الشمسية، إضافة إلى تأثيرها المباشر علينا كبشر، ونتيجة الجهود التي بذلها هؤلاء العباقرة، والتي استمرت لعدة قرون طويلة، بدءاً من القرن السابع عشر، والمستمرة حتى يومنا الحالي ولأجل غير مسمى، أصبح لدينا القوانين الأساسية التي سهلت دراسة هذه الحالة الفريدة من حالات المادة المعروفة في الطبيعة، والتي توسعنا في شرحها من خلال هذا البحث الهام، بعد أن تعرفنا على خصائصها وأنواعها المصنفة.