

**قوانين الديناميكا الحرارية**



**إعداد الطالب:**

**قوانين الديناميكا الحرارية**

قوانين الثرموديناميك أساسا هي ما يصف خاصيات وسلوك انتقال الحرارة وإنتاج الشغل سواء كان شغلا ديناميكيا حركيا أم شغلا كهربائيا من خلال عمليات ثرموديناميكية. منذ وضع هذه القوانين أصبحت قوانين معتمدة ضمن قوانين الفيزياء والعلوم الفيزيائية (كيمياء، علم المواد، علم الفلك، علم الكون...).

**القانون الصفري للديناميكا الحرارية**

" إذا كان نظام A مع نظام ثاني B في حالة توازن حراري ، وتواجد B في توازن حراري مع نظام ثالث C ، فيتواجد A و C أيضا في حالة توازن حراري ".

**القانون الأول للديناميكا الحرارية**

" الطاقة في نظام مغلق تبقى ثابتة. "

ويعبر عن تلك الصيغة بالمعادلة :

U = Q - W

وهي تعني أن الزيادة في الطاقة الداخلية U لنظام = كمية الحرارة Q الداخلة إلى النظام - الشغل W المؤدى من النظام.

**ويتضمن هذا القانون ثلاثة مبادئ :**

قانون انحفاظ الطاقة : الطاقة لا تفنى ولا تنشأ من عدم ، وانما تتغير من صورة إلى أخرى.

تنتقل الحرارة من الجسم الساخن إلى الجسم البارد ، وليس بالعكس.

الشغل هو صورة من صور الطاقة.

وعلي سبيل المثال ، عندما ترفع رافعة جسما إلى أعلى تنتقل جزء من الطاقة من الرافعة إلى الجسم ، ويكتسب الجسم تلك الطاقة في صورة طاقة الوضع.

وعندما يسقط الجسم من عال ، تتحول طاقة الوضع (المخزونة فيه) إلى طاقة حركة فيسقط على الأرض.

**تكوّن تلك الثلاثة مبادئ القانون الأول للحرارة.**

**القانون الثاني للديناميكا الحرارية**

يؤكد القانون الثاني للديناميكا الحرارية على وجود كمية تسمى إنتروبيا لنظام ، ويقول أنه في حالة وجود نظامين منفصلين وكل منهما في حالة توازن ترموديناميكي بذاته ، وسمح لهما بالتلامس بحيث يمكنهما تبادل مادة وطاقة ، فإنهما يصلان إلى حالة توازن متبادلة. ويكون مجموع إنتروبيا النظامين المفصولان أكبر من أو مساوية لإتروبيتهما بعد اختلاطهما وحدوث التوازن الترموديناميكي بينهما.

أي عند الوصول إلى حالة توازن ترموديناميكي جديدة تزداد " الإنتروبيا" الكلية أو على الأقل لا تتغير.

ويتبع ذلك أن " أنتروبية نظام معزول لا يمكن أن تنخفض". ويقول القانون الثاني أن العمليات الطبيعية التلقائية تزيد من إنتروبية النظام.

طبقا للقانون الثاني للديناميكا الحرارية بالنسبة إلى عملية عكوسية (العملية العكوسية هي عملية تتم ببطء شديد ولا يحدث خلالها أحتكاك) تكون كمية الحرارة δQ الداخلة النظام مساوية لحاصل ضرب درجة الحرارة T في تغير الانتروبيا.

**أمثلة**

مثال 1:

ينتشر غاز فيما يتاح له من حجم توزيعا متساويا.ولماذا ذلك؟ فلنبدأ بالحالة العكسية، ونتخيل صندوقا به جزيئ واحد يتحرك.فيكون احتمال أن نجد الجزيئ في أحد نصفي الصندوق مساويا 1/2. وإذا افترضنا وجود جزيئين اثنين في الصندوق فيكون احتمال وجود الجزيئان في النصف الأيسر من الصندوق مساويا 1/2 · 1/2 = 1/4.وعند تواجد عدد N من الجزيئات في الصندوق يكون احتمال وجودهم في النصف الايسر فيه 0,5N.

عدد الذرات في غاز يكون كبير جدا جدا. فيوجد في حجم 1 متر مكعب عند الضغط العادي ما يقرب من 3·1025 من الجسيمات. ويكون احتمال أن تجتمع كل جسيمات الغاز في نصف الصندوق صغيرا جدا جدا بحيث ربما لا يحدث مثل هذا الحدث على الإطلاق.

ومن هنا يأتي تفسير الإنتروبيا: فالإنتروبيا هي مقياس لعدم النظام في نظام (مقياس للهرجلة للأو العشوائية).

لا ينطبق القانون الثاني بنسبة 100% مع ما نراه في الكون وخصوصا بشأن الكائنات الحية فهي أنظمة تتميز بانتظام كبير - وهذا بسبب وجود تآثر بين الجسيمات ، ويفترض القانون الثاني عدم تواجد تآثر بين الجسيمات - أي أن الإنتروبيا يمكن أن تقل في نواحي قليلة جدا من الكون على حساب زيادتها في أماكن أخرى. هذا على المستوى الكوني الكبير ، وعلى المستوى الصغري فيمكن حدوث تقلبات إحصائية في حالة توازن نظام معزول ، مما يجعل الإنتروبيا تتقلب بالقرب من نهايتها العظمى."