

KunthavaiNaacchiyaar Government Arts College (W)
(Autonomous), Thanjavur-613 007.

Department of Physics



THERMAL & STATISTICAL PHYSICS

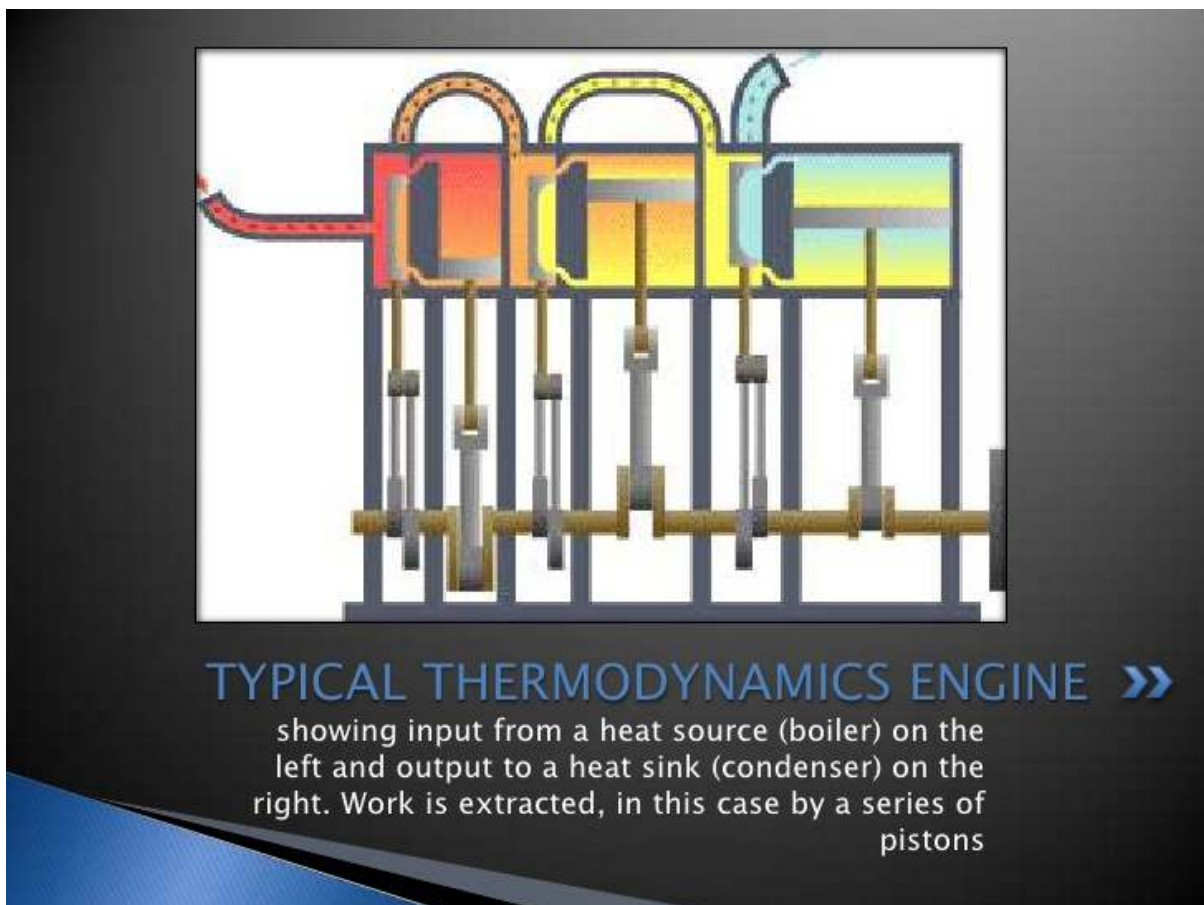
18K4P06

- 1. Dr.M.Kayalvizhi, (UNIT - III & IV)*
Dept. of Physics, Kngac, TNJ.
- 2. Mrs.V.P.Akila, (UNIT - I & III)*
Dept. of Physics, Kngac, TNJ.

Unit - IV

Thermodynamics

Statements of Zeroth and First law of Thermodynamics- Isothermal and Adiabatic Process - Work done during Isothermal and Adiabatic Processes- Reversible and Irreversible Processes- Second law of Thermodynamics- Carnot's Ideal Heat Engine- Carnot's Cycle- Carnot's theorem- Entropy: Temperature - Entropy diagram- Third law of Thermodynamics.



Thermodynamic system

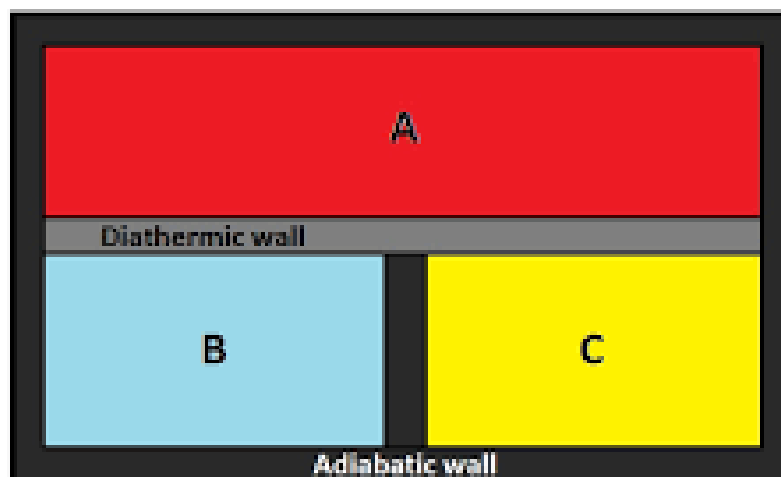
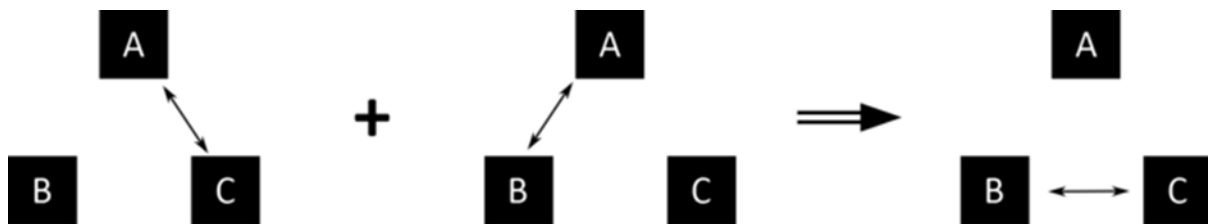
A thermodynamic system is a body of matter and/or radiation, confined in space by walls, with defined permeabilities, which separate it from its surroundings.

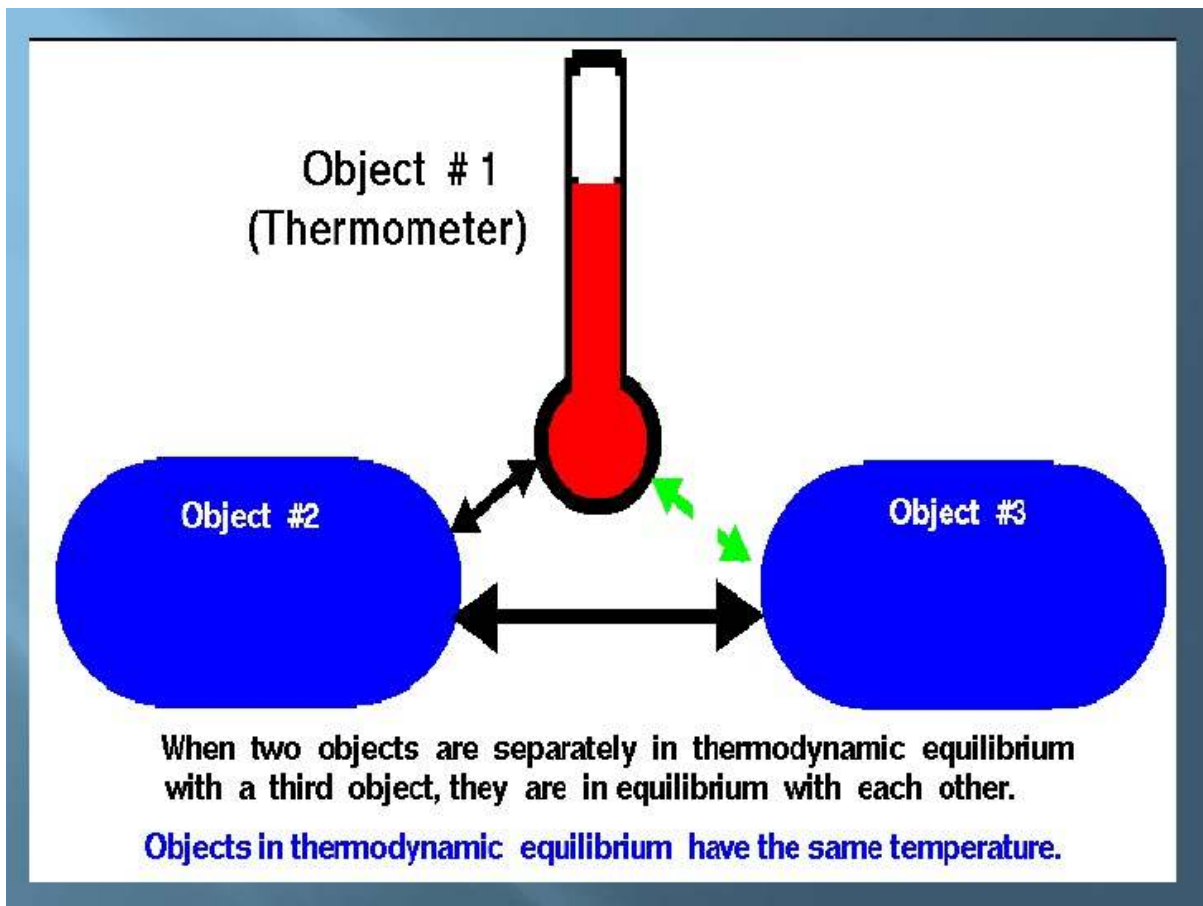
The surroundings may include other thermodynamic systems, or physical systems that are not thermodynamic systems.

A wall of a thermodynamic system may be purely notional, when it is described as being 'permeable' to all matter, all radiation, and all forces.

Zeroth Law of Thermodynamics

The double arrow represents thermal equilibrium between systems. If systems A and C are in equilibrium, and systems A and B are in equilibrium, then systems B and C are in equilibrium. The systems A, B, and C are at the same temperature.





Before we get into the first law of thermodynamics, we need to understand the relation between heat and work and the concept of internal energy. Just like mass, energy is always conserved i.e., it can neither be created nor destroyed but it can be transformed from one form to another. Internal energy is a thermodynamic property of the system that refers to the energy associated with the molecules of the system which includes kinetic energy and potential energy.

Whenever a system goes through any change due to interaction of heat, work and internal energy, it is followed by numerous energy transfer and conversions. However, during these transfers, there is no net change in the total energy.

Similarly, if we look at the first law of thermodynamics it affirms that heat is a form of energy. What it means is that the thermodynamic processes are governed by the principle of conservation of energy. The first law of thermodynamics is also sometimes referred to as the Law of Conservation of Energy.

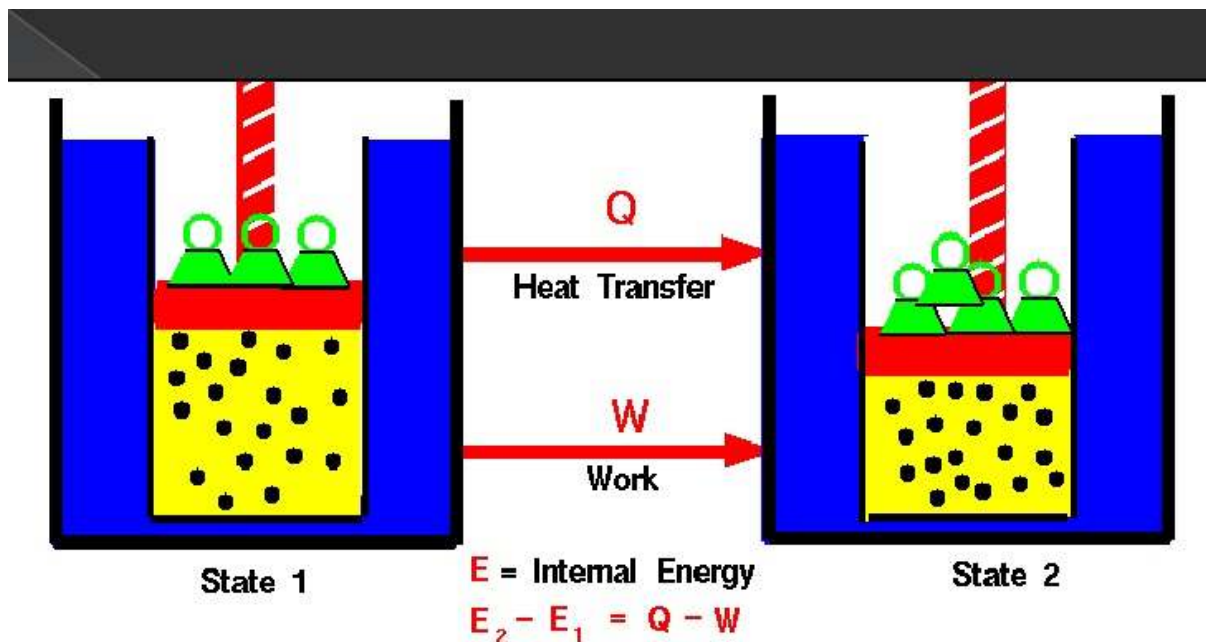
A thermodynamic system in an equilibrium state possesses a state variable known as the internal energy(E). Between two

systems the change in the internal energy is equal to the difference of the heat transfer into the system and the work done by the system.

The first law of thermodynamics states that the energy of the universe remains the same. Though it may be exchanged between the system and the surroundings, it can't be created or destroyed. The law basically relates to the changes in energy states due to work and heat transfer. It redefines the conservation of energy concept.

First Law of Thermodynamics

The First Law of Thermodynamics states that heat is a form of energy, and thermodynamic processes are therefore subject to the principle of conservation of energy. This means that heat energy cannot be created or destroyed. It can, however, be transferred from one location to another and converted to and from other forms of energy.



Any thermodynamic system in an equilibrium state possesses a state variable called the internal energy (E). Between any two equilibrium states, the change in internal energy is equal to the difference of the heat transfer into the system and work done by the system.

Second law of thermodynamics

The second law of thermodynamics put restrictions upon the direction of heat transfer and achievable efficiencies of heat engines. The first law of thermodynamics states that the energy of the universe remains constant, though energy can be exchanged between system and surroundings, it can't be created or destroyed.

While the first law of thermodynamics gives information about the quantity of energy transfer in a process, it fails to provide any insights about the direction of energy transfer and the quality of the energy. The first law cannot indicate whether a metallic bar of uniform temperature can spontaneously become warmer at one end and cooler at others. All that the law can state is that there will always be energy balance if the process occurs.

It is the second law of thermodynamics that provides the criterion for the feasibility of any process. A process cannot occur unless it satisfies both the first and second laws of thermodynamics.

Second Law of Thermodynamics

The second law of thermodynamics states that any spontaneously occurring process will always lead to an escalation in the entropy (S) of the universe. In simple words, the law explains that an isolated system's entropy will never decrease over time.

Nonetheless, in some cases where the system is in thermodynamic equilibrium or going through a reversible process, the total entropy of a system and its surroundings remains constant. The second law is also known as the Law of Increased Entropy.

Second Law Thermodynamics Statements

- Kelvin-Planck statement-

No process is possible whose sole result is the absorption of heat from a reservoir and complete conversion of the heat into work.

- Clausius statement

No process is possible whose sole result is the transfer of heat from a colder object to a hotter object.

Different Statements of The Law

There are two statements on the second law of thermodynamics which are;

1. Kelvin- Plank Statement
2. Clausius Statement

Kelvin-Planck Statement

It is impossible for a heat engine to produce a network in a complete cycle if it exchanges heat only with bodies at a single fixed temperature.

Exceptions:

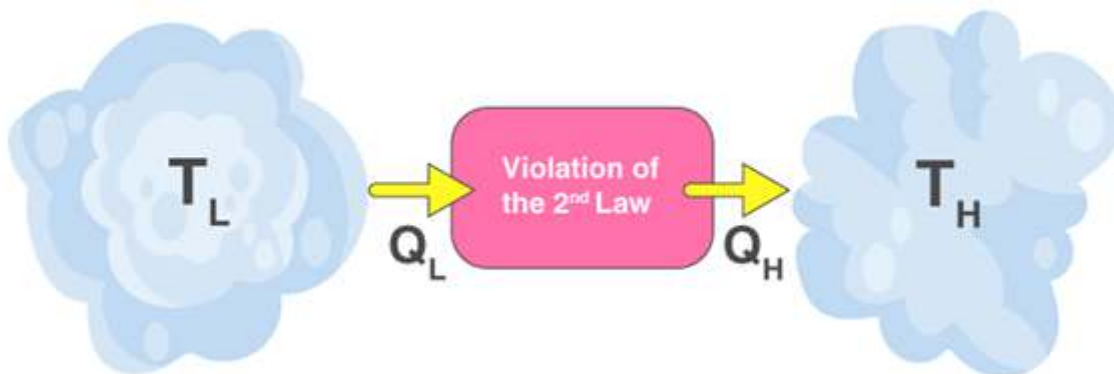
If $Q_2 = 0$ (i.e., $W_{\text{net}} = Q_1$, or efficiency=1.00), the heat engine produces work in a complete cycle by exchanging heat with only one reservoir, thus violating the Kelvin-Planck statement.

Clausius's Statement

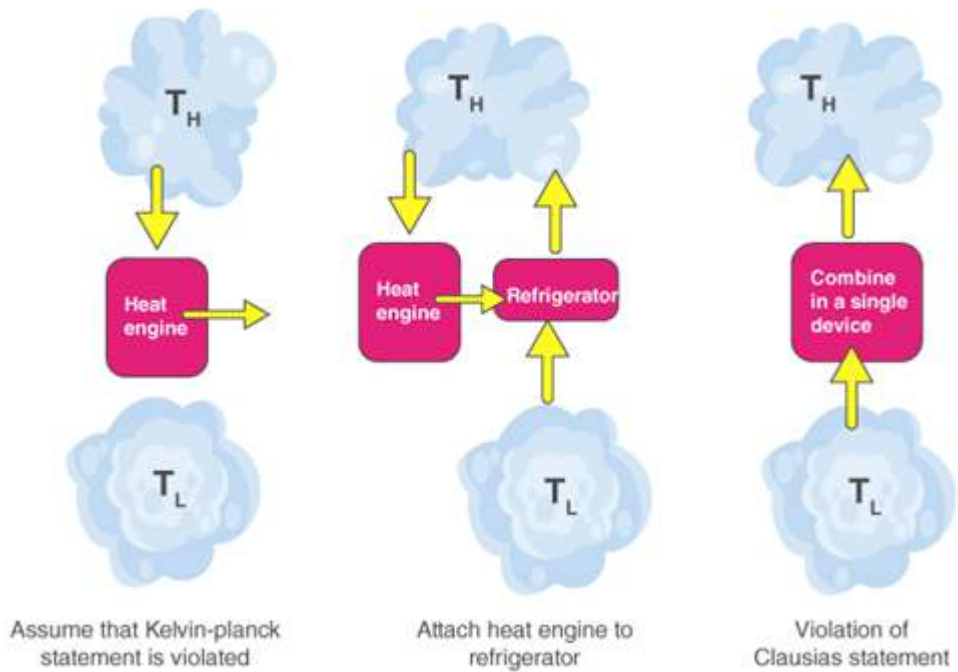
It is impossible to construct a device operating in a cycle that can transfer heat from a colder body to warmer without consuming any work.

In other words, unless the compressor is driven by an external source, the refrigerator won't be able to operate.

Heat pump and Refrigerator works on Clausius's statement.



Both Clausius's and Kelvin's statements are equivalent i.e a device violating Clausius's statement will also violate Kelvin's statement and vice versa.



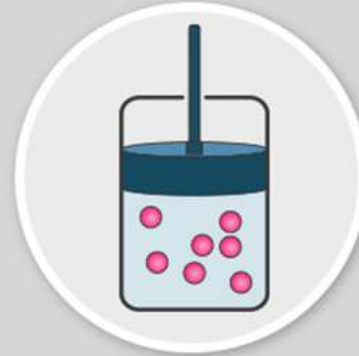
In addition to these statements, a French physicist named Nicolas Léonard Sadi Carnot also known as "father of thermodynamics," basically introduced the Second Law of Thermodynamics. However, as per his statement, he emphasized the use of caloric theory for the description of the law. Caloric (self repellent fluid) relates to heat and Carnot observed that some caloric was lost in the motion cycle.

DIFFERENCE BETWEEN ISOTHERMAL AND ADIABATIC PROCESS



ISOTHERMAL PROCESS

AN ISOTHERMAL PROCESS IS A CHANGE OF A SYSTEM, IN WHICH THE TEMPERATURE REMAINS CONSTANT: $\Delta T = 0$.



ADIABATIC PROCESS

AN ADIABATIC PROCESS IS ONE THAT OCCURS WITHOUT TRANSFER OF HEAT OR MATTER BETWEEN A THERMODYNAMIC SYSTEM AND ITS SURROUNDINGS

Carnot cycle

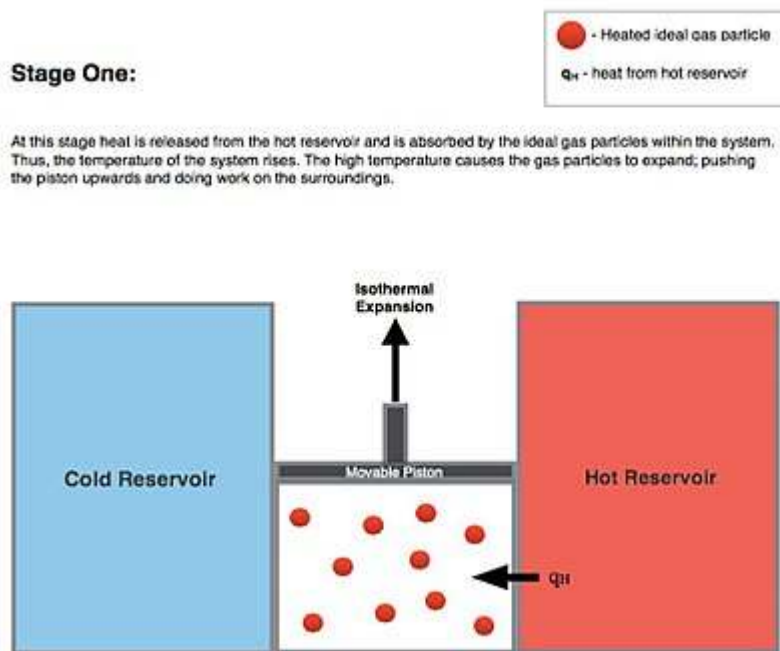
The Carnot cycle is a theoretical ideal thermodynamic cycle proposed by French physicist Nicolas Léonard Sadi Carnot in 1824 and expanded upon by others over the next few decades. It provides an upper limit on the efficiency that any classical thermodynamic engine can achieve during the conversion of heat into work, or conversely, the efficiency of a refrigeration system in creating a temperature difference by the application of work to the system. It is not an actual thermodynamic cycle but is a theoretical construct.

Every single thermodynamic system exists in a particular state. When a system is taken through a series of different states and finally returned to its initial state, a thermodynamic cycle is said to have occurred. In the process of going through this cycle, the system may perform work on its surroundings, for example by moving a piston, thereby acting as a heat engine. A system undergoing a Carnot cycle is called a Carnot heat engine, although such a "perfect" engine is only a theoretical construct and cannot be built in practice. However, a microscopic Carnot heat engine has been designed and run.

Essentially, there are two "heat reservoirs" forming part of the heat engine at temperatures T_h and T_c (hot and cold respectively).

They have such large thermal capacity that their temperatures are practically unaffected by a single cycle. Since the cycle is theoretically reversible, there is no generation of entropy during the cycle; entropy is conserved. During the cycle, an arbitrary amount of entropy ΔS is extracted from the hot reservoir, and deposited in the cold reservoir. Since there is no volume change in either reservoir, they do no work, and during the cycle, an amount of energy $T_h\Delta S$ is extracted from the hot reservoir and a smaller amount of energy $T_c\Delta S$ is deposited in the cold reservoir. The difference in the two energies $(T_h-T_c)\Delta S$ is equal to the work done by the engine.

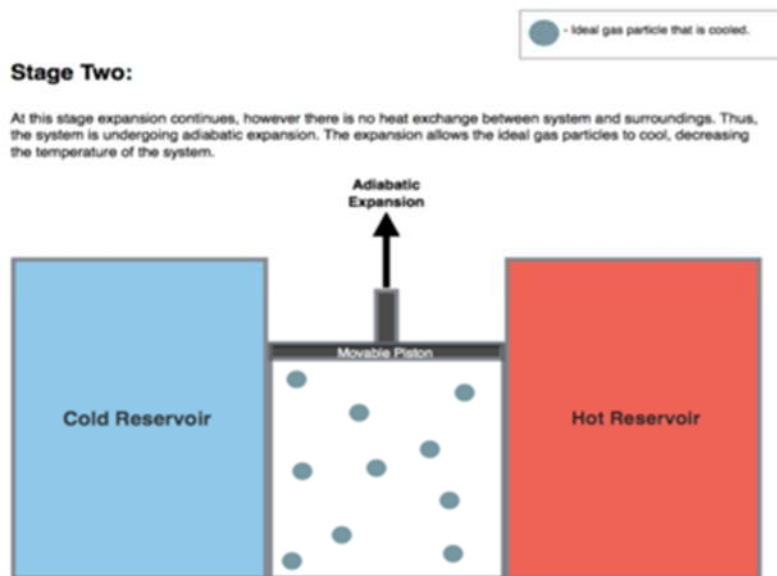
The Carnot cycle when acting as a heat engine consists of the following steps:



1. Isothermal Expansion. Heat is transferred reversibly from high temperature reservoir at constant temperature T_H (isothermal heat addition or absorption). During this step (1 to 2 on Figure 1, A to B in Figure 2) the gas is allowed to expand, doing work on the surroundings by pushing up the piston (stage 1 figure, right). Although the pressure drops from points 1 to 2 (figure 1) the temperature of the gas does not change during the process because it is in thermal contact with the hot reservoir at T_h , and thus the expansion is isothermal. Heat energy Q_1 is absorbed

from the high temperature reservoir resulting in an increase in the entropy of the gas by the amount .

2. Isentropic (reversible adiabatic) expansion of the gas (isentropic work output). For this step (2 to 3 on Figure 1, B to C in Figure 2) the gas in the engine is thermally insulated from both the hot and cold reservoirs. Thus they neither gain nor lose heat, an 'adiabatic' process. The gas continues to expand by reduction of pressure, doing work on the surroundings (raising the piston; stage 2 figure, right), and losing an amount of internal energy equal to the work done. The gas expansion without heat input causes it to cool to the "cold" temperature, T_c . The entropy remains unchanged.

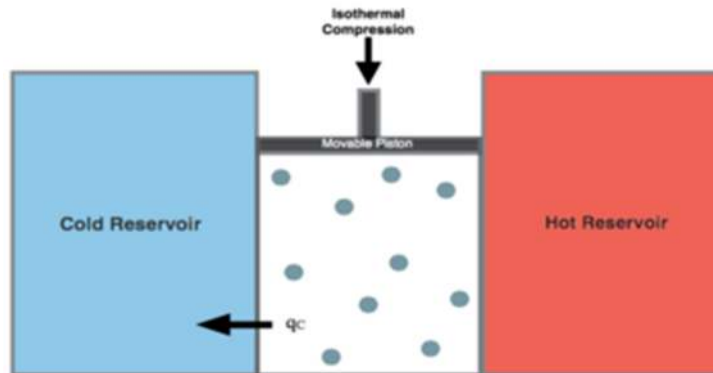


3. Isothermal Compression. Heat transferred reversibly to low temperature reservoir at constant temperature T_c . (isothermal heat rejection) (3 to 4 on Figure 1, C to D on Figure 2) Now the gas in the engine is in thermal contact with the cold reservoir at temperature T_c . The surroundings do work on the gas, pushing the piston down (stage 3 figure, right), causing an amount of heat energy Q_2 to leave the system to the low temperature reservoir and the entropy of the system to decrease by the amount . (This is the same amount of entropy absorbed in step 1, as can be seen from the Clausius inequality.)

Stage Three:

At this stage the surroundings do work on the system which causes heat to be released (q_c). The temperature within the system remains the same. Thus, isothermal compression occurs.

q_c - heat released from system to cold reservoir
● - ideal gas particle that is cooled.

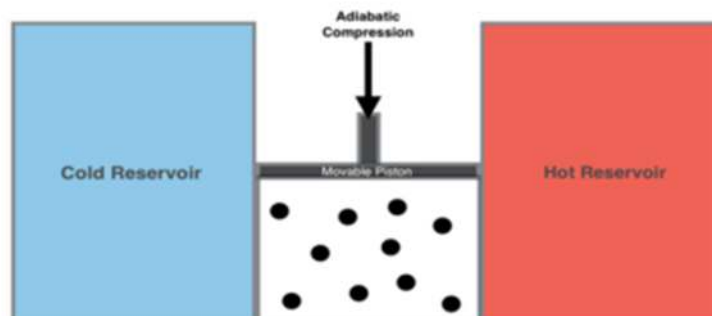


4. Adiabatic reversible compression. (4 to 1 on Figure 1, D to A on Figure 2) Once again the gas in the engine is thermally insulated from the hot and cold reservoirs, and the engine is assumed to be frictionless, hence reversible. During this step, the surroundings do work on the gas, pushing the piston down further (stage 4 figure, right), increasing its internal energy, compressing it, and causing its temperature to rise back to T_h due solely to the work added to the system, but the entropy remains unchanged. At this point the gas is in the same state as at the start of step 1.

Stage Four:

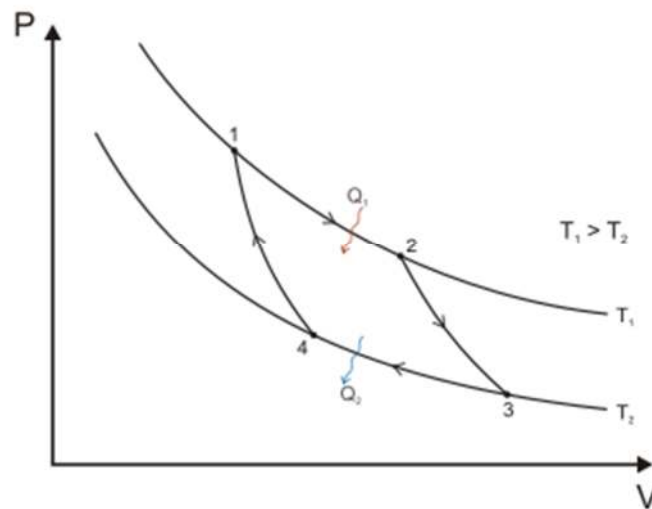
No heat exchange occurs at this stage, however, the surroundings continue to do work on the system. Adiabatic compression occurs which raises the temperature of the system as well as the location of the piston back to its original state (prior to stage one).

● - ideal gas particle at normal temperature prior to Carnot Cycle commencement.



The pressure-volume graph

When the Carnot cycle is plotted on a pressure–volume diagram (Figure 1), the isothermal stages follow the isotherm lines for the working fluid, the adiabatic stages move between isotherms, and the area bounded by the complete cycle path represents the total work that can be done during one cycle. From point 1 to 2 and point 3 to 4 the temperature is constant. Heat transfer from point 4 to 1 and point 2 to 3 are equal to zero.

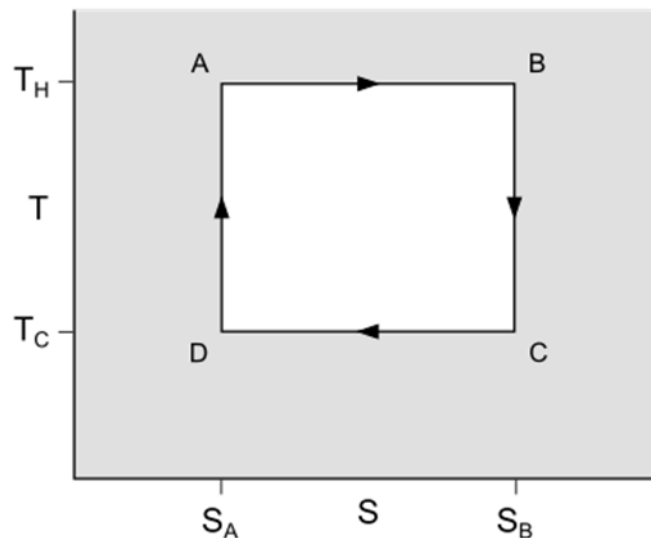


The behaviour of a Carnot engine or refrigerator is best understood by using a temperature–entropy diagram (T–S diagram), in which the thermodynamic state is specified by a point on a graph with entropy (S) as the horizontal axis and temperature (T) as the vertical axis (Figure 2). For a simple closed system (control mass analysis), any point on the graph will represent a particular state of the system. A thermodynamic process will consist of a curve connecting an initial state (A) and a final state (B). The area under the curve will be:

$$Q = \int_A^B T ds$$

which is the amount of thermal energy transferred in the process. If the process moves to greater entropy, the area under the curve will be the amount of heat absorbed by the system in that process. If the process moves towards lesser

entropy, it will be the amount of heat removed. For any cyclic process, there will be an upper portion of the cycle and a lower portion. For a clockwise cycle, the area under the upper portion will be the thermal energy absorbed during the cycle, while the area under the lower portion will be the thermal energy removed during the cycle. The area inside the cycle will then be the difference between the two, but since the internal energy of the system must have returned to its initial value, this difference must be the amount of work done by the system over the cycle. Referring to figure 1, mathematically, for a reversible process we may write the amount of work done over a cyclic process as:



A Carnot cycle acting as a heat engine, illustrated on a temperature–entropy diagram. The cycle takes place between a hot reservoir at temperature T_H and a cold reservoir at temperature T_C . The vertical axis is temperature, the horizontal axis is entropy.

Since dU is an exact differential, its integral over any closed loop is zero and it follows that the area inside the loop on a T – S diagram is equal to the total work performed if the loop is traversed in a clockwise direction, and is equal to the total work done on the system as the loop is traversed in a counterclockwise direction.

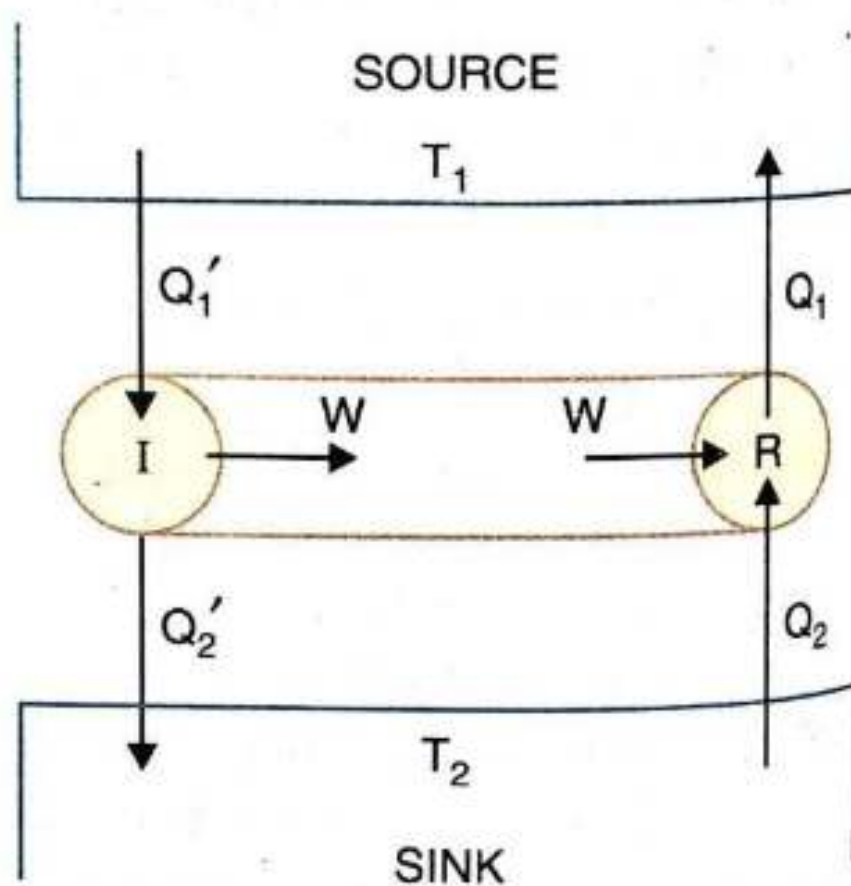
$$W = \oint P dv = \oint T ds$$

Carnot's theorem

Carnot's theorem is a formal statement of this fact: *No engine operating between two heat reservoirs can be more efficient than a Carnot engine operating between those same reservoirs.* Thus, Equation gives the maximum efficiency possible for any engine using the corresponding temperatures. A corollary to Carnot's theorem states that: *All reversible engines operating between the same heat reservoirs are equally efficient.* Rearranging the right side of the equation gives what may be a more easily understood form of the equation, namely that the theoretical maximum efficiency of a heat engine equals the difference in temperature between the hot and cold reservoir divided by the absolute temperature of the hot reservoir. Looking at this formula an interesting fact becomes apparent: Lowering the temperature of the cold reservoir will have more effect on the ceiling efficiency of a heat engine than raising the temperature of the hot reservoir by the same amount. In the real world, this may be difficult to achieve since the cold reservoir is often an existing ambient temperature.

In other words, maximum efficiency is achieved if and only if no new entropy is created in the cycle, which would be the case if e.g. friction leads to dissipation of work into heat. In that case, the cycle is not reversible and the Clausius theorem becomes an inequality rather than an equality. Otherwise, since entropy is a state function, the required dumping of heat into the environment to dispose of excess entropy leads to a (minimal) reduction in efficiency. So Equation gives the efficiency of any reversible heat engine.

In mesoscopic heat engines, work per cycle of operation in general fluctuates due to thermal noise. If the cycle is performed quasi-statically, the fluctuations vanish even on the mesoscale. However, if the cycle is performed faster than the relaxation time of the working medium, the fluctuations of work are inevitable. Nevertheless, when work and heat fluctuations are counted, there is exact equality that relates the exponential average of work performed by any heat engine and the heat transfer from the hotter heat bath.



Third Law of Thermodynamics

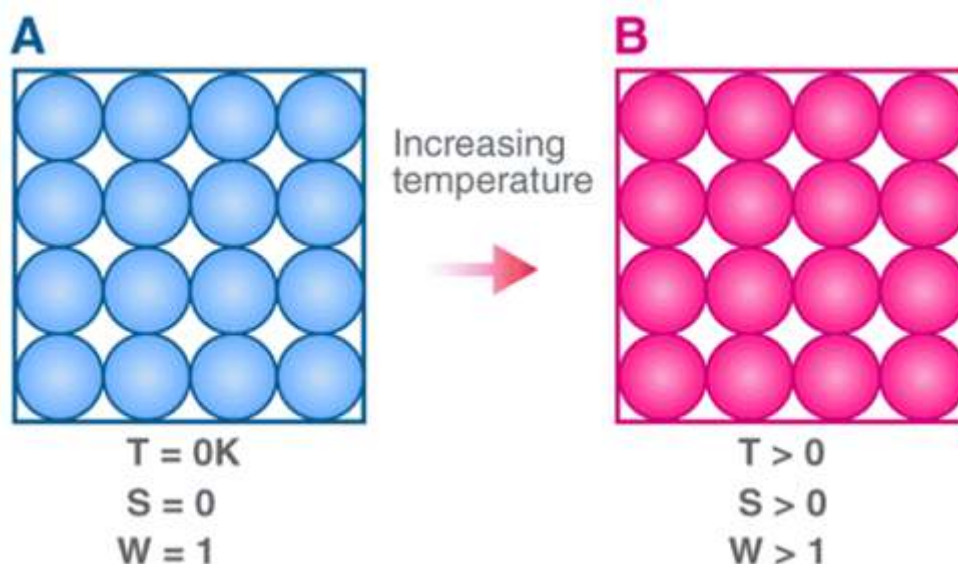
The third law of thermodynamics states that the entropy of a perfect crystal at a temperature of zero Kelvin (absolute zero) is equal to zero.

Entropy, denoted by 'S', is a measure of the disorder/randomness in a closed system. It is directly related to the number of microstates (a fixed microscopic state that can be occupied by a system) accessible by the system, i.e. the greater the number of microstates the closed system can occupy, the greater its entropy. The microstate in which the energy of the system is at its minimum is called the ground state of the system.

At a temperature of zero Kelvin, the following phenomena can be observed in a closed system:

- The system does not contain any heat.
- All the atoms and molecules in the system are at their lowest energy points.

Therefore, a system at absolute zero has only one accessible microstate – its ground state. As per the third law of thermodynamics, the entropy of such a system is exactly zero.



This law was developed by the German chemist Walther Nernst between the years 1906 and 1912.

Alternate Statements - 3rd Law of Thermodynamics

The Nernst statement of the third law of thermodynamics implies that it is not possible for a process to bring the entropy of a given system to zero in a finite number of operations.

The American physical chemists Merle Randall and Gilbert Lewis stated this law differently: when the entropy of each and every element (in their perfectly crystalline states) is taken as 0 at absolute zero temperature, the entropy of every substance must have a positive, finite value. However, the entropy at absolute zero can be equal to zero, as is the case when a perfect crystal is considered.

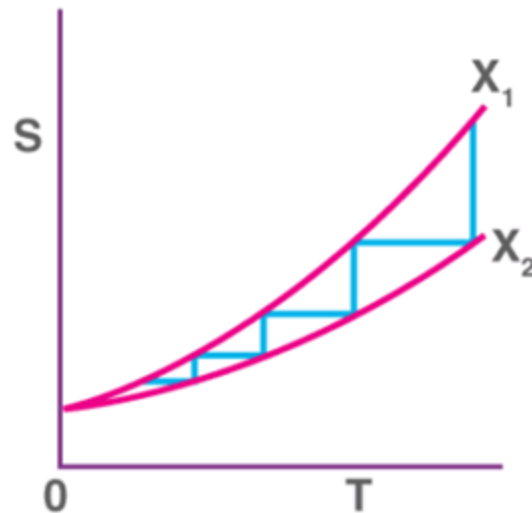
The Nernst-Simon statement of the 3rd law of thermodynamics can be written as: for a condensed system undergoing an isothermal process that is reversible in nature, the associated entropy change approaches zero as the associated temperature approaches zero.

Another implication of the third law of thermodynamics is: the exchange of energy between two thermodynamic systems (whose composite constitutes an isolated system) is bounded.

Impossible to Achieve a Temperature of Zero Kelvin

For an isentropic process that reduces the temperature of some substance by modifying some parameter X to bring about a change from ' X_2 ' to ' X_1 ', an infinite number of steps must be performed in order to cool the substance to zero Kelvin.

This is because the third law of thermodynamics states that the entropy change at absolute zero temperatures is zero. The entropy v/s temperature graph for any isentropic process attempting to cool a substance to absolute zero is illustrated below.



From the graph, it can be observed that – the lower the temperature associated with the substance, the greater the number of steps required to cool the substance further. As the temperature approaches zero kelvin, the number of steps required to cool the substance further approaches infinity.

அலகு - IV

வெப்ப இயக்கவியல்

வெப்ப இயக்கவியல் (Thermodynamics) என்பது வெப்பம், அதன் தன்மை, வெப்ப ஆற்றலுக்குப் பிற ஆற்றல் வடிவங்களுடான தொடர்பு போன்ற விடயங்களை ஆயும் இயல். இயற்பியலின் ஒரு கிளைத் துறையான இது, இயற்பியல் முறைமைகளில், வெப்பநிலை, அழுத்தம், கனவளவு ஆகியவற்றில் ஏற்படும் மாற்றங்களின் விளைவுகளை ஆய்வு செய்கிறது. மேற்படி விளைவுகளைப் பெருநோக்கு (macroscopic) அடிப்படையில் துகள்களின் மொத்த, இயக்கங்களையும், புள்ளியியல் முறைகளைப் பயன்படுத்தி இது ஆய்வு செய்கின்றது. அண்ணளவாக, வெப்பம் என்பது மாறுநிலையில் உள்ள ஆற்றல் ஆகும். எனவே வெப்ப இயக்கவியலின் பிழிவானது, ஆற்றலின் இயக்கம் பற்றியும், அவ்வாற்றல் எவ்வாறு இயக்கத்தை ஏற்படுத்துகிறது என்பது பற்றியும் ஆய்வு செய்தல் ஆகும். இத்துறையை தெறுமத்தினவியல் என்றும் தமிழில் குறிப்பிடலாம் எனச் சிலர் பரிந்துரை செய்கின்றனர்.

தொடக்கத்தில் இத்துறையானது நீராவி எஞ்சினின் பயனுறு திறனை (efficiency) மேம்படுத்துவதற்காகவே உருவாக்கி வளர்க்கப்பட்டது. இயந்திர வெப்ப சுழற்சிகளுக்கு வெப்ப இயக்கவியல் ஆரம்ப பயன்பாடு இரசாயன கலவைகள் மற்றும் இரசாயன எதிர்வினைகள் ஆய்வு ஆரம்பத்தில் நீட்டிக்கப்பட்டது. ரசாயன எதிர்வினைகளை செயல்படுத்துவதில் எண்டிரோபியின் பங்கின் இயல்பை வேதியியல் வெப்பமானியியல் ஆய்வு செய்கிறது.

அமைப்பு

வெப்ப இயக்கவியலில் ஆய்வுக்காக எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட அண்டத்தின் ஒரு குறிப்பிட்ட பகுதியை அமைப்பு (system) அல்லது தொகுதி என்கிறோம். அமைப்பைச் சுற்றி இருக்கும் ஏனைய அனைத்தும் சுற்றுப்புறமாகும் (சூழல்) (surrounding). அமைப்பும் சுற்றுப்புறமும் சேர்ந்த தொகுப்புக்கு அண்டம் (Universe) என்று பெயர். அமைப்பை அதன் தன்மையைப் பொறுத்து மூன்று வகைகளாகப் பிரிக்கலாம்.

- திறந்த அமைப்பானது (open system) நிறையையும் ஆற்றலையும் தன்னுள் செல்ல அனுமதிக்கக் கூடியதாகும். உதாரணம்: காற்று அழுத்தி (compressor), சுழலி (turbine)
- மூடிய அமைப்பு (closed system) என்பது ஆற்றலை மட்டுமே அனுமதிக்கும். நிறையை அனுமதிக்காது. உதாரணம்: அழுத்த சமையற்கலன் (pressure cooker)

- தனித்த அமைப்பு (isolated system) நிறை மற்றும் ஆற்றல் இரண்டையுமே தன்னுள் செல்ல அனுமதிக்காது.

அமைப்பின் வகைகளை எளிய உதாரணங்கள் வாயிலாக விளக்கலாம். நாம் மூடப்படாத பாத்திரத்தில் சமைக்கும் போது நீராவி (steam) கலனை விட்டு வெளியேறும். வெளியேறும் நீராவி வெப்ப ஆற்றலைக் கொண்டிருக்கும். இது திறந்த அமைப்பாகும். நாம் அன்றாட வாழ்க்கையில் காணும் அமைப்புகள் திறந்த அமைப்புகள் ஆகும். அழுத்த சமையற் கலனில் உணவு சமைக்கும் போது கலனை விட்டு நீராவி வெளியேறாது. ஆனால் வெப்பம் கலனுக்குள் செல்கிறது. இது மூடிய அமைப்பைக் குறிக்கிறது. சமைத்த பின் பொருளை வெப்பக் குடுவைக்குள் (Thermo flask) வைக்கும் போது நிறை மற்றும் ஆற்றல் இரண்டுமே வெளியேறுவது இல்லை. இது தனித்த அமைப்பு ஆகும். ஆனால், தனித்த அமைப்பானது கருத்தளவில் மட்டுமே கூறப்படுகிறது. வெப்பக் குடுவையில் சிறிதளவாயினும் வெப்பப் பெயர்ச்சி நிகழும். புரிதலை எளிதாக்குவதற்கு இந்த எடுத்துக்காட்டுகள் கொடுக்கப்பட்டு உள்ளன. அமைப்பை அதன் சுற்றுப் புறத்தில் இருந்து பிரிப்பது எல்லை எனப்படும். எல்லை உண்மையானதாகவோ, கற்பனையாகவோ, நிலையானதாகவோ அல்லது நகரக் கூடியதாகவோ இருக்கலாம். நிலைமை (phase) என்றால் பொருள் முழுவதுமாக ஒரே மாதிரியான இயற்பியல் கட்டமைப்பும் வேதிக்கலவையும் கொண்டிருப்பதாகும். ஒர் அமைப்பில் ஒரே ஒரு நிலைமை மட்டும் இருந்தால் அதனை ஒருபடித்தான(homogeneous) அமைப்பு என்கிறோம். உதாரணம்: முழுவதும் கலக்கக் கூடிய திரவங்களின் கலவை, வாயுக்களின் கலவை. ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட நிலைமைகளைக் கொண்டிருக்கும் அமைப்பை பலபடித்தான(heterogeneous) அமைப்பு எனலாம். உதாரணம்: ஒன்றுடன் ஒன்று கலக்காத திரவங்களின் கலவை, திரவம் மற்றும் வாயு சேர்ந்த தொகுப்பு.

வெப்ப இயக்கவியலின் பூஜ்ய விதி

ஒன்றுக்கொன்று வெவ்வேறான மூன்று அமைப்புகளில் மூன்றாவது அமைப்பானது முதல் மற்றும் இரண்டாவது அமைப்புகளுடன் தனித்தனியே வெப்பச் சமநிலையில் இருந்தால், முதல் மற்றும் இரண்டாவது அமைப்புகளும் தங்களுக்குள் வெப்பச் சமநிலையில் இருக்கும். வெப்பநிலை என்னும் கருத்து வெளிவரக் காரணமாக இருந்தது இந்த வெப்ப இயக்கவியலின் பூஜ்ய விதி ஆகும்.

வெப்ப இயக்கவியலின் சமநிலை

ஓர் அமைப்பு சமநிலையில் நேரத்தைப் பொறுத்து மாறாத பண்புகளைப் பெற்று இருந்தால் அதனை வெப்ப இயக்கவியல் சமநிலையில் உள்ளது எனலாம். ஓர் அமைப்பு வெப்ப இயக்கவியல் சமநிலையில் இருப்பதற்குக் கீழ்க்கண்ட நிபந்தனைகளைப் பெற்று இருக்க வேண்டும்.

1. எந்திரவியல் சமநிலை (Mechanical Equilibrium) ஓர் அமைப்பில் உள்ள அனைத்து விசைகளும் சமன் படுத்தப்பட்டு இருந்தால் அதனை எந்திரவியல் சமநிலை என்கிறோம். அதாவது அந்த அமைப்பானது மற்றொரு அமைப்புடன் எந்த வேளையிலும் ஈடுபடாது. மேலும் அதன் எல்லாப் பகுதிகளிலும் அழுத்தம் மாறாமல் இருக்கும்.

2. வெப்பச் சமநிலை (Thermal Equilibrium) அமைப்பில் வெப்பப் பரிமாற்றம் நிகழவில்லை எனில் அத்தகைய சமநிலை வெப்பச் சமநிலை ஆகும். அதாவது அமைப்புக்கும் அதன் சுற்றுப் புறத்துக்கும் இடையே வெப்பநிலை வேறுபாடு இருக்காது. வெப்பநிலை வேறுபாடு இருந்தால் மட்டுமே வெப்பப் பரிமாற்றம் நிகழும்.

3. வேதிச் சமநிலை (Chemical Equilibrium) அமைப்பானது எந்த ஒரு வேதிவினைக்கும் உட்படவில்லை எனின், அவ்வமைப்பு வேதிச் சமநிலையில் உள்ளது எனலாம். எந்த ஓர் அமைப்பும் மேற்கூறப்பட்ட மூன்று சமநிலைகளையும் பெற்று இருப்பின் அந்த அமைப்பு வெப்ப இயக்கவியல் சமநிலையில் உள்ளது எனலாம். ஏதேனும் ஒரு சமநிலை இல்லாதிருப்பின் அமைப்பினில் ஆற்றல் பரிமாற்றம் நிகழ வாய்ப்பு உள்ளது. எனவே இந்த அமைப்பு வெப்ப இயக்கவியல் சமநிலையில் இல்லை என்பதாகும்.

வெப்ப இயக்கவியலின் செயல்முறைகள்

வெப்பநிலை மாறாச் செயல்முறை என்பது செயல்முறையின் தொடக்க மற்றும் இறுதி நிலைகளுக்கு இடையே வெப்பநிலை மாறாமல் இருப்பதாகும். அமைப்பானது சுற்றுப் புறத்துடன் வெப்பத்தைப் பரிமாற்றம் செய்து கொள்வதால் வெப்பநிலை மாறுவது இல்லை.

வெப்ப மாறாச்செயல்முறையில் அமைப்பு சுற்றுப் புறத்துடன் வெப்பத்தைப் பரிமாற்றம் செய்து கொள்வது இல்லை. வெப்ப மாறச் செயல் முறைக்கு உதாரணம் ஆட்டோ சுழற்சியில் நடைபெறும் சுருக்கம் மற்றும் விரிவாக்கச் செயல்முறைகளாகும்.

வெப்ப இயக்கவியல் முதல் விதி

வெப்ப இயக்கவியல் முதல் விதியின்படி ஆற்றலானது ஒரு வகையிலிருந்து மற்றொரு வகையாக மாறக்கூடியது மற்றும் எந்த ஒரு செயல்முறையிலும் ஆற்றலை ஆக்கவோ அல்லது அழிக்கவோ இயலாது. வெப்ப இயக்கவியல் முதல் விதியானது ஒவ்வொரு செயல்முறையின் போதும் நிகழும் வெவ்வேறு ஆற்றல் மாற்றங்களைப் பற்றிக் கூறுகிறது. ஆனால், அத்தகைய ஆற்றல் மாற்றங்கள் பற்றி விளக்குவதில்லை. ஒரு செயல்முறை நிகழும் திசையானது தன்னிச்சையானதா அல்லது தன்னிச்சையற்றதா என்பதைப் பற்றிய கருத்தையும் வெப்ப இயக்கவியல் முதல் விதி கூறவில்லை.

வெப்ப இயக்கவியல் இரண்டாம் விதி

கெல்வின் பிளாங்க் கூற்று

ஒரு முழுமையான சுற்றில் ஒரு பொருளிலிருந்து வெப்பத்தை உறிஞ்சி, அந்த அமைப்பில் எத்தகைய சிறு மாற்றத்தையும் ஏற்படுத்தாமல், முழுவதுமாக வேலையாக மாற்றக் கூடிய இயந்திரத்தை வடிவமைக்க இயலாது.

கிளாசியஸ் கூற்று

- எத்தகைய வேலையும் செய்யாமல் வெப்பத்தைக் குளிர்ந்த பொருளிலிருந்து சூடான பொருளுக்கு மாற்றுவது இயலாது.
- என்ட்ரோபியை அதிகரிக்கூடிய செயல்முறையானது தன்னிச்சையானதாகும். இக்கூற்று என்ட்ரோபி கூற்று எனப்படும். என்ட்ரோபி என்பது ஒழுங்கற்ற தன்மையை குறிக்கிறது. ஒர் இயந்திரத்தின் திறன் எப்பொழுதும் 100% அடையாது.
- ஒர் இயந்திரத்தின் திறன் என்பது வெளிப்படுத்திய ஆற்றலுக்கும் உறிஞ்சப்பட்ட ஆற்றலுக்கும் உள்ள விகிதத்தின் மதிப்பாகும். எனவே 100% திறனை ஒரு பொதும் அடைய இயலாது.

என்ட்ரோபி மாற்றம்

வெப்ப இயக்கவியல் இரண்டாம் விதியால் அறிமுகப்படுத்தப்பட்ட என்ட்ரோபி சார்பு என்பது உமிழப்படும் வெப்பத்திற்கும் (வ) செயல்முறையின் வெப்ப நிலைக்கும் உள்ள விகிதமாகும்.

'இயற்கைச் செயல்முறை' என்பது தன்னிச்சைச் செயல்முறையாகும் இவை தாமாகவே நடைபெறுகின்றன. அண்டத்தின் என்ட்ரோபி மாற்றமானது பூச்சியமாகவோ அல்லது எதிர்க்குறியையோ பெற்றிருக்கும் போது, அமைப்பானது தன்னிச்சையற்ற செயல்முறையில் இயங்கும்.

ஒரு வேதிவினையில், வினைவிளை பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையானது வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையை விட அதிகமாக இருக்கும் போது என்ட்ரோபி அதிகரிக்கிறது.

(1) ஒரு திண்மம் நீர்மமாதல், ஒரு நீர்மம் ஆவியாதல் மற்றும் ஒரு திண்மம் ஆவியாதல் ஆகிய நிலைமை மாற்ற இயற்பியல் செயல்முறைகளின் போது என்ட்ரோபி அதிகரிக்கிறது.

என்ட்ரோபி என்பது ஓர் அமைப்பில் நிகழும் நுண்ணிய ஒழுங்கற்ற தன்மையையும், தன்னிச்சைச் செயல்முறையையும் குறிக்கிறது.

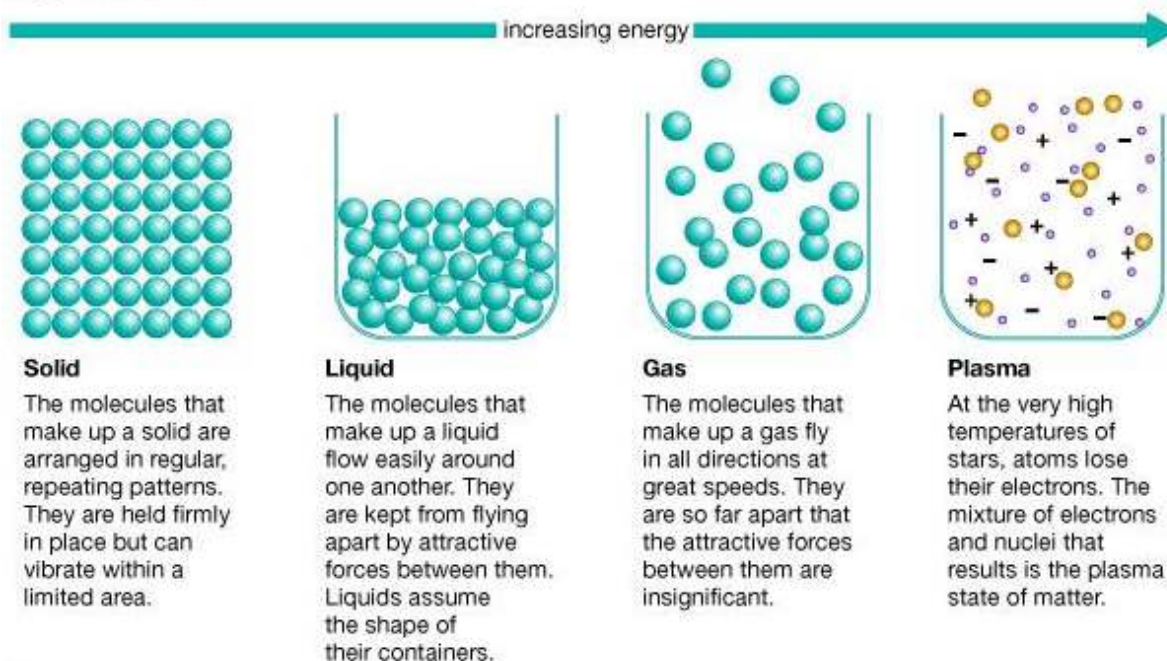
UNIT - III

Change of State & Liquefaction of Gases

Change of State- Andrew's experiment on Carbon-dioxide - Derivation of Vander Waal's equation - Critical Constants: Definition, estimation - Joule Thomson effect - Porous Plug Experiment - Liquefaction of Hydrogen- Helium- Helium I and II - Electrolux Refrigerator - Vapour Absorption machine.

Changes in the state of a system are produced by interactions with the environment through heat and work, which are two different modes of energy transfer. During these interactions, equilibrium (a static or quasi-static process) is necessary for the equations that relate system properties to one-another to be valid.

Physical states



Phase Changes

When temperature or pressure change of a system occurs, phase changes occur. When the temperature or pressure increases, the interaction between the molecules increases. Similarly, when the temperature decreases, it is easier for molecules and atoms to settle into a more rigid structure.

Changes Between Liquids and Solids

Freezing

Heat transfer occurs between the warmer tray and the colder air in the freezer. The warm water loses heat to the cold air in the freezer. This heat transfer occurs until no energy is available for the particles to slide past each other. This forces them to remain in fixed positions, locked in place by the force of attraction between them. This way liquid water is changed into solid ice. The process of liquid water changing to solid ice is termed as freezing. The temperature at which it occurs is known as the freezing point.

Melting

If you took out the ice cubes from the freezer and placed them in a warm room, the ice would absorb energy from the warmer air around them. This absorbed energy would facilitate them to overcome the force of attraction holding them together, enabling them to slip out of the fixed position that they held as ice. The process in which a solid changes to a liquid is called melting. The melting point is the temperature at which a solid changes to a liquid.

Changes Between Liquids and Gases

If you fill a pot with cold tap water and heat it on a hot stovetop, the water heats up. Heat energy travels from the stovetop to the pot, and the water absorbs the energy from the pot.

Vaporization

If the water is hot enough, it starts to boil. Bubbles of water vapor are formed in the boiling water. This happens as particles of liquid water gain enough energy to completely overcome the force of attraction between them and change to the gaseous state.

The bubbles rise through the water and escape from the pot as steam. The process in which a liquid boils and changes to a gas is called vaporization. The temperature at which a liquid boils is its boiling point.

Condensation

Some hot water from the shower evaporates and when it comes in contact with cooler surfaces such as the mirror, it cools and loses energy. The cooler water particles no longer have the energy to overcome the forces of attraction between them. They come together and form droplets of liquid water. This process in which a gas changes to liquid is known as condensation.

Changes Between Solids and Gases

Solids that change to gas passes through the liquid state first. However, sometimes solids change directly to gases and skip the liquid state. The reverse can also occur. Sometimes gases change directly to solids.

Sublimation

The process in which solids directly change to gases is known as sublimation. This occurs when solids absorb enough energy to completely overcome the forces of attraction between them. Dry ice is an example of solids that undergo sublimation.

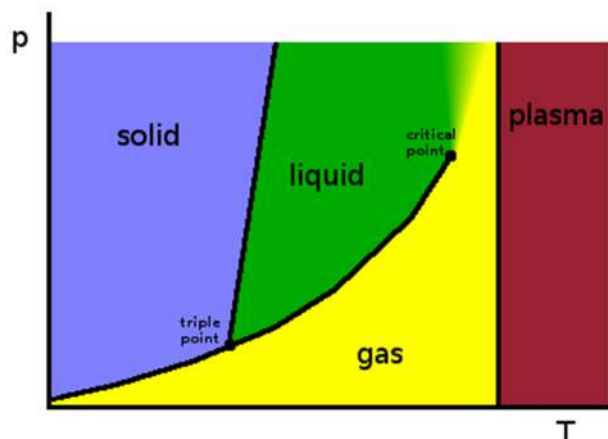
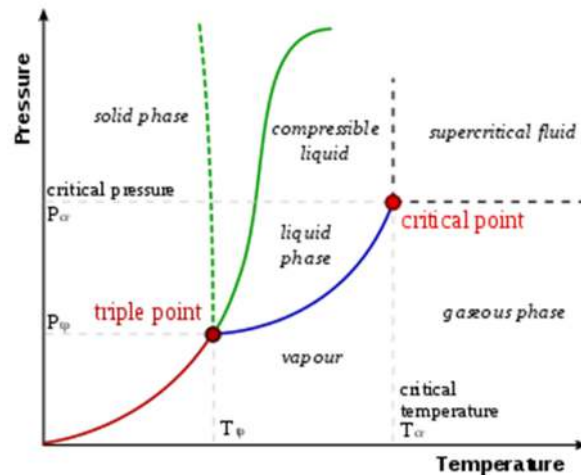
Five Changes of State

Melting	Freezing	Evaporation	Condensation	Sublimation
<i>The process by which a substance changes from the solid phase to the liquid phase is known as melting.</i>	<i>The process by which a substance changes from the liquid phase to the solid phase is known as freezing.</i>	<i>The process by which a substance changes from the liquid phase to the gaseous phase is known as evaporation.</i>	<i>The process by which a substance changes from the gaseous phase to the liquid phase is known as condensation.</i>	<i>The transition of the solid phase to the gaseous phase without passing the intermediate liquid phase is known as sublimation.</i>

If you supply enough heat, everything on this planet can be made to change its state. The thing is though not every substance has to follow the solid-liquid-gas path. Some substances can naturally change from their solid-state to their gaseous state without entering the liquid state. This phenomenon is known as Sublimation. Examples of sublimation are, the element Iodine, Dry ice (solid CO_2) and high-quality coal which at high-temperature burns and sublimates into vapour.

Continuity of state

Property of a transition between two states of matter, as between gas and liquid, during which there are no abrupt changes in physical properties.



Andrews experiment on carbon dioxide

The classic experiment on the behaviour of gases was devised by Andrews in 1863 and used carbon dioxide as the test gas. Above this temperature carbon dioxide could not be liquefied by pressure alone, while below this temperature an increase in pressure would finally result in liquid carbon dioxide.

Each tube was in its own water bath, the control bath at room temperature and the test bath at a temperature which could be changed. Both capillary tubes were previously checked for uniform diameter, and the volume of gas per mm length was measured before installing the tubes in the casing.

With the test gas at constant temperature, the pressure was increased in steps. At each step, the length of each gas column was measured when steady. Hence the volume of each gas could be determined. Since the control gas obeys Boyle's law its pressure could be calculated from its volume (using $pV = p_0V_0$, p and V being the pressure and volume of the control gas at any step, p_0 and V_0 being the pressure and volume of the control gas at atmospheric pressure). Because the test gas was at the same pressure as the control gas at each step, then the pressure of the test gas could be found. So Andrews was able to obtain readings of pressure and volume at different constant temperatures for a fixed mass of test gas.

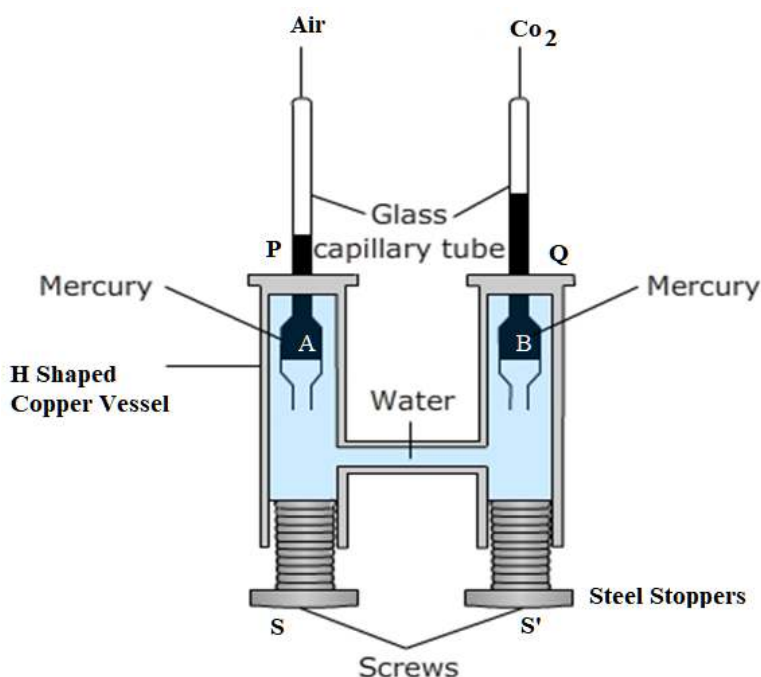
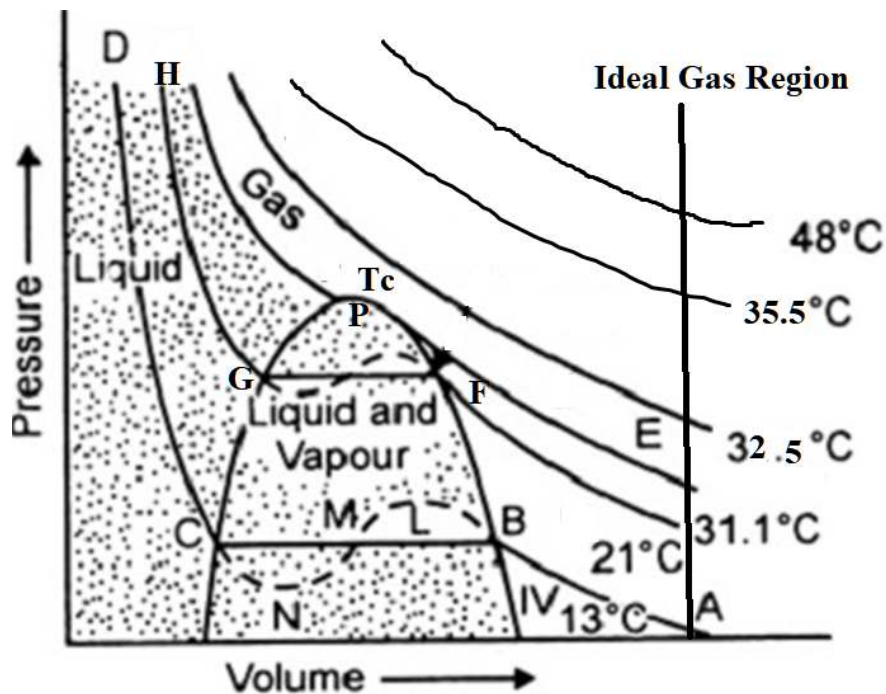


Figure shows the results for CO₂ as the test gas, with pressure plotted on the vertical axis and volume on the horizontal axis. Each curve is at different constant temperature. The curves are referred to as isotherms of p against V. The state of the CO₂ depends on its pressure, volume and temperature. The liquid state can only exist at or below the critical temperature.

The critical temperature T_c is the temperature above which no liquid can form, no matter how great the pressure of the gas is. The critical isotherm is the isotherm at the critical temperature. It is flat at one point only. Isotherms below the critical temperature are flat over a range of volume corresponding to CO, as saturated vapour and liquid. The point where the critical isotherm is flat is the highest temperature where liquid is present. This point is called the critical point.



Consider the isotherm labelled ABCD. At A, the CO₂ is an unsaturated vapour since no liquid is present. If the volume is now reduced, the pressure rises to point B. At B, the CO₂ vapour is just saturated. Further reduction of the volume causes the saturated vapour to liquefy, the percentage of liquid increasing from B to C. The saturated vapour pressure stays constant. At C, the CO₂ is entirely liquid. Further reduction of volume is now difficult to achieve because liquids are almost incompressible. So

the pressure rises sharply from C to D. All the other isotherms below the critical isotherm are like ABCD in general, each with a liquid-only section, a saturated vapour and liquid section, and an unsaturated section. Above the critical isotherm, no liquid is present so there are no flat parts on the curves.

Other gases give p against V curves with the same general shape as the CO_2 isotherms of Figure, but the critical temperature of each gas differs, and so too does the pressure at the critical point. Andrews' work on the liquefaction of gases led others to design and operate machines capable of liquefying the so-called permanent gases, nitrogen, oxygen and hydrogen etc. Very low temperatures are achieved when these gases are liquefied. Oxygen, for example, liquefies at 90 K at standard pressure. Its critical temperature is 155 K. Helium-3 (i.e. ^3_2He atoms) liquefies at 3.2 K at standard pressure. The usual way of supplying oxygen for industrial or medical use is now as liquid oxygen in high pressure cylinders.

Van der Waals Equation Derivation

Van der Waals equation derivation is based on correcting the pressure and volume of the ideal gases given by Kinetic Theory of Gases. Another derivation is also used that is based on the potentials of the particles. Nonetheless, both derivations help us establish the same relationship.

Van der Waals Equation of State for Real Gases – Derivation

Kinetic theory of ideal gases assumes the gaseous particles as –

- Point masses without any volume,
- Independent having no interactions and
- Undergo perfectly elastic collisions.

In practice, Van der Waals assumed that, gaseous particles –

1. Are hard spheres.
2. Have definite volume and hence cannot be compressed beyond a limit.
3. Two particles at close range interact and have an exclusive spherical volume around them.

Volume Correction in Van der Waals Equation

As the particles have a definite volume, the volume available for their movement is not the entire container volume but less.

Volume in the ideal gas is hence an over-estimation and has to be reduced for real gases.

Volume of the real gas $V_R = \text{Volume of the container/ideal gas } (V_I) - \text{Correction factor}(b)$

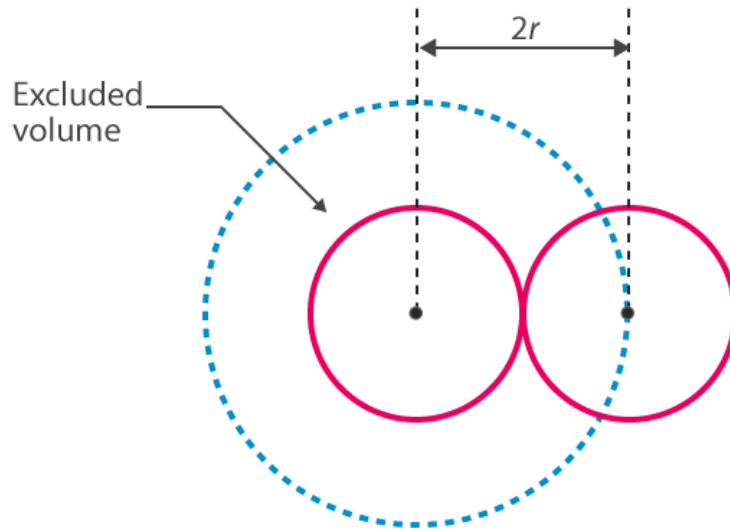
$$V_R = V_I - b.$$

If the particles are independent, then,

Total volume of the particle = number of particle x volume of one particle = $(n(4/3)\pi r^3)$

But, the particles are not independent, they do interact.

Van der Waal considered two hard-sphere particles can come as close as to touch each other and they will not allow any other particle to enter in that volume as shown in the diagram.



The two sphere model, has a total radius of '2r' (r is the radius of the sphere particle) and Volume of

$$(4/3)\pi(2r)^3 = 8 \times (4/3)\pi r^3 = 8 \times \text{volume of single particle}.$$

Then, each of the two particles has a sphere of influence of 4 times the volume of the particle.

Volume correction for each particle is not volume of the particle but four times of it $=b=4 \times \frac{4}{3}\pi r^3$

Volume correction for 'n' particles $=nb=4n \times \frac{4}{3}\pi r^3$

Volume (V) of the real gas $=V_i - nb$

Pressure Correction in Van der Waals Equation

Gaseous particles do interact. For inside particles, the interactions cancel each other. But, the particles on the surface and near the walls of the container do not have particles above the surface and on the walls. So, there will be net interactions or pulling of the bulk molecules towards the bulk that is away from the walls and surface. The molecules experiencing a net interaction away from the walls will hit the walls with less force and pressure. Hence, in real gases, the particles exhibit lower pressure than shown by ideal gases.

The reduction in pressure is a square of the particle density in the bulk $\propto (\text{particle density}/\text{volume})^2$

$aV^2/n^2 = aV^2/n^2$; where, a is the proportionality constant.

Pressure of the real gas, $P_i = P_r + aV^2/n^2$

Substituting the pressure and volume correction in the ideal gas equation, we get Van der Waals equation for real gases as;

$$P_r + aV^2/n^2 (V_i - nb) = nRT \quad \text{or in general } P_r + aV^2/n^2 (V - nb) = nRT$$

Here, 'a' and 'b' are Van der Waals constants and they contain positive values. The constants are characteristic of the individual gas. When gas is ideal or that it behaves ideally then both the constants will be zero. Generally, 'a' constant helps in the correction of the intermolecular forces while the 'b' constant helps in making adjustments for the volume occupied by the gas particles.

In thermodynamics, a critical point (or critical state) is the end point of a phase equilibrium curve. The most prominent example is the liquid-vapor critical point, the end point of the pressure-temperature curve that designates conditions under which a liquid and its vapor can coexist. At higher temperatures, the gas cannot be liquefied by pressure alone. At the critical point, defined by a critical temperature T_c and a critical pressure p_c , phase boundaries vanish.

Joule Thomson porous plug experiment

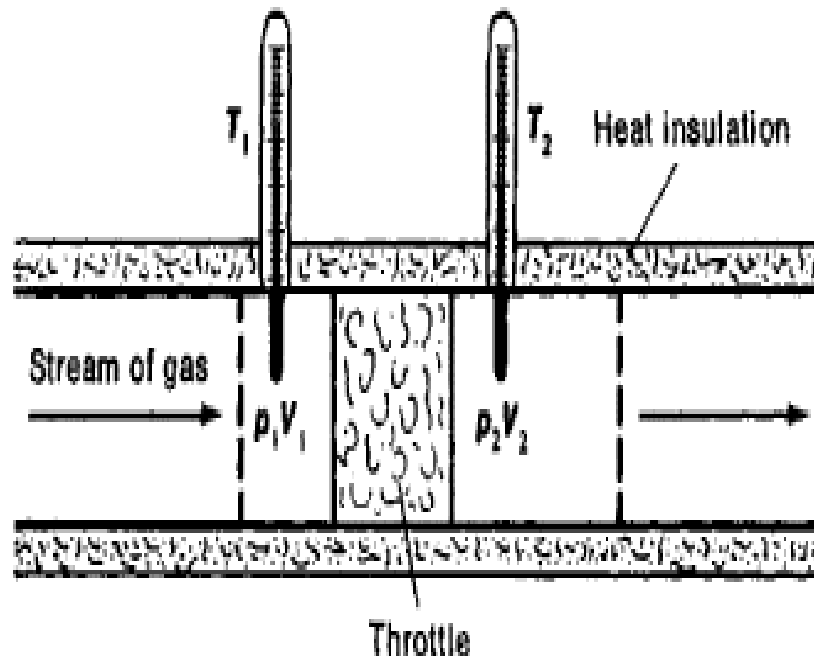
The porous plug experiment was designed to measure temperature changes when a fluid flows steadily through a porous plug which is inserted in a thermally insulated, horizontal pipe. The apparatus used by Joule and Thomson. A gas at pressure and temperature flows continuously through a porous plug in a tube and emerges into a space which is maintained at a constant pressure. The device is thermally insulated and kept horizontal. Consider the dotted portion as control volume. Therefore, whenever a fluid expands from a region of high pressure to a region of low pressure through a porous plug, partially opened valve or some obstruction, without exchanging any energy as heat and work with the surrounding (neglecting, the changes in PE and KE), the enthalpy of the fluid remains constant, and the fluid is said to have undergone a throttling process. If the downstream pressure is held at several different values successively and at each of these is measured, we shall obtain a situation

Each plotted point represents a state for which the enthalpy is equal to. If we join all these points we shall be able to obtain a constant enthalpy line. Such a plot of P versus yields may also be called isenthalpic curve. The slope of the isenthalpic curve is called the Joule-Thomson coefficient and The experiments are conducted with different and in order to find out the isenthalpic curves. A family of isenthalpic curves which is typical of all real gases.

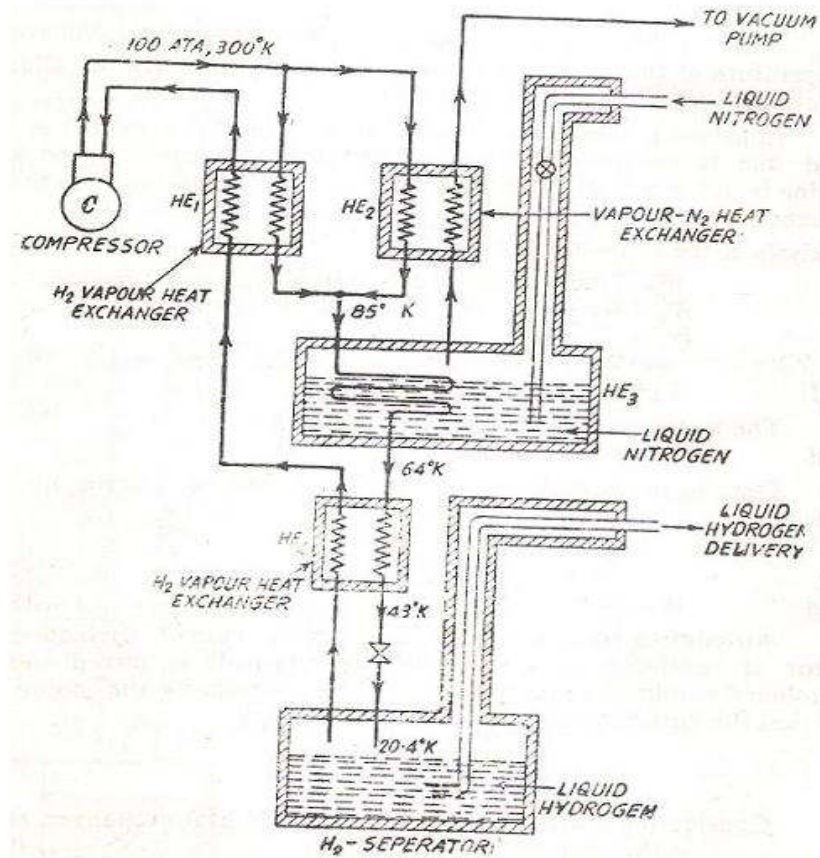
The point at which called the inversion point. The locus of all inversion points is the inversion curve. In the region left of the inversion curve, . In the throttling process the down stream pressure is always less than the upstream pressure. Therefore, whenever a real gas is subjected to throttling, the temperature of the gas decreases if the initial state lies in the region to the left of the isenthalpic curve. This is explained by a process from, To the right of the inversion curve. If the initial state of gas lies in the region to right of the inversion curve, the temperature of the gas

increase upon throttling. For almost all the gases, at ordinary range of pressures and temperature, and the maximum inversion temperature is above the room temperature. The exceptions are hydrogen, helium and neon. For hydrogen, the maximum inversion temperature is 200 K and for helium the maximum inversion temperature is 24 K. If hydrogen is throttled at room temperature, the temperature of the gas increases. To produce low temperature by throttling, the initial temperature of hydrogen should be below 200 K. This is usually accomplished by cooling with liquid nitrogen. Similarly, in the production of liquid helium by throttling, the initial temperature of helium should be below 24 K. Hence it is cooled by liquid hydrogen prior to throttling.

Suppose an ideal gas is throttled. Since throttling process is isenthalpic, and for an ideal gas enthalpy is a function of temperature only, the temperature of an ideal gas does not change during a throttling process. Hence for an ideal gas.

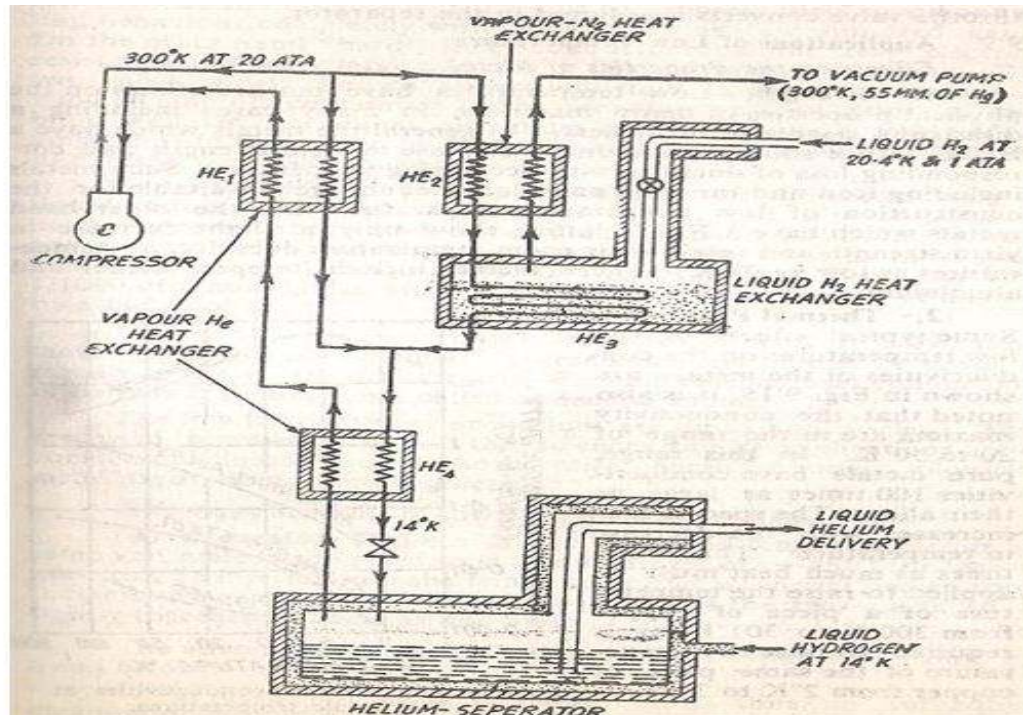


Liquefaction of Hydrogen



The basic principle is based on the Joule's Thomson effect described above. Firstly pure Hydrogen gas is compressed to a high pressure and obviously its temperature also rises. It is important to use pure Hydrogen as impurities could solidify at the later stages causing problems in the overall system. The hot pressurized gas is then passed through two heat exchangers and again combined to be passed through a tank containing liquid nitrogen, finally to pass through another heat exchanger. Now we have gaseous Hydrogen which is at a low temperature but high pressure and it is perfect time to throttle it and receive it in the receiver from where it can be delivered as per usage.

Liquefaction of Helium I and Helium II

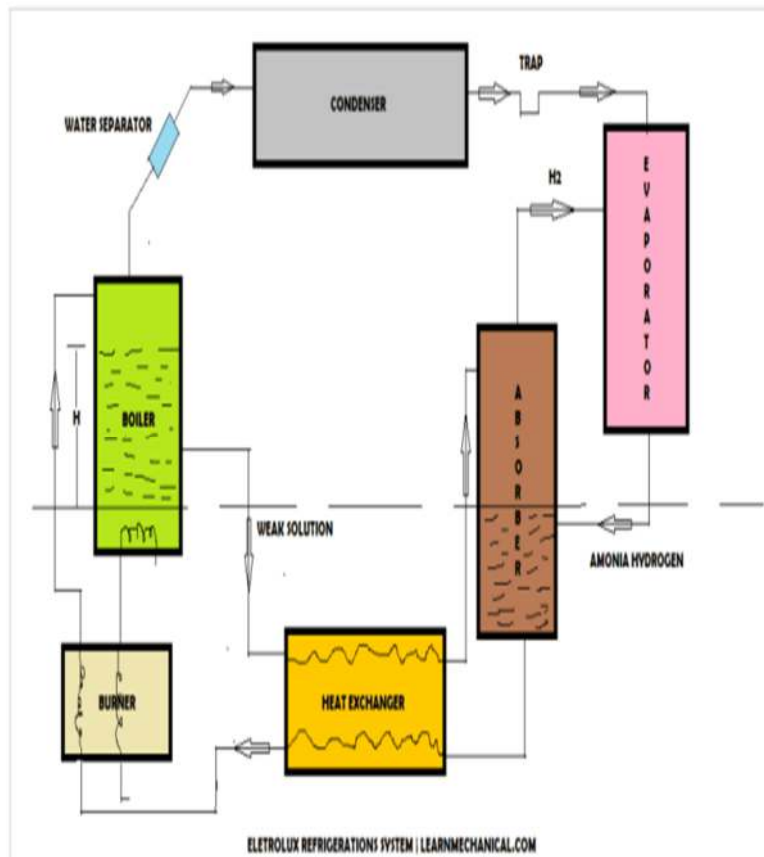


Helium is the only substance which remains fluid at temperatures below -259 degrees Celsius and its inversion point is much lower than that of Hydrogen namely around -233 degrees Celsius. The boiling point of Helium is just around -267 degrees Celsius which is quite close to absolute zero on the Kelvin scale. Just for historic reference Helium was discovered more than a century later after discovery of Hydrogen, 129 years to be precise.

The reason for more difficulty in liquefaction of Helium is that it is a noble gas which in turn means that the inter-atomic forces are quite weak and it has a low atomic mass, thereby bringing it closer to the properties of an ideal gas vis-à-vis other gases. And we know that Joule's Thomson effect is less pronounced on gases which are close to being ideal (though no gas is fully ideal).

Given below is the process diagram for production of liquid Helium. The set up may seem bit similar to the arrangement of producing liquid Hydrogen studied earlier but you will note the substantial difference in the temperature and pressure readings along various points of the process.

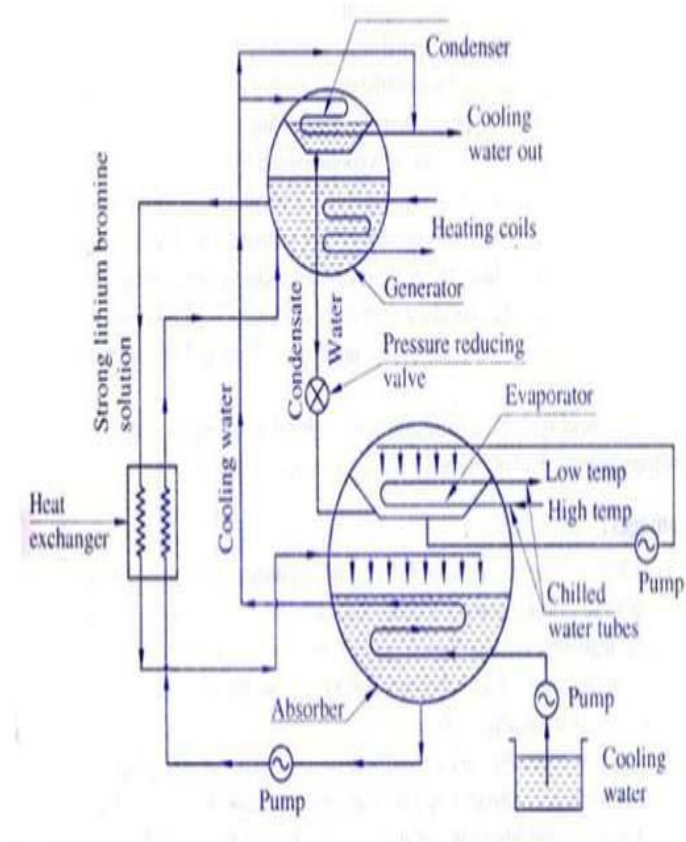
Electrolux refrigerator



In Electrolux refrigeration system NH_3 gas coming out from the boiler is passed through the rectifier or water separator and then to the condenser. The liquid of refrigerant gravitates to u-shape trap filled with liquid NH_3 to prevent the entry of H_2 to the condenser and then enters the evaporator. The whole plant is charged to a pressure of about 14 kgf/cm^2 and the evaporator contains hydrogen at a pressure of 12 kgf/cm^2 . Therefore as soon as NH_3 enters the evaporator, its pressure falls to 2 kgf/cm^2 and its temperature being about $18\text{-degree centigrade}$. Due to this low temperature, NH_3 evaporator taking its latent heat from the refrigerated space and produces a cooling effect. The dense mixture of NH_3 vapor and H_2 then passes into the absorber

where it meets with H₂O coming from boiler and NH₃ is absorbed in H₂O, while H₂ rises and returns to evaporator. The strong solution of NH₃ then passed through the heat exchanger and burner and supplied to the boiler at pressure head h.

Vapour Absorption Machine



1. Evaporator

The evaporator function is to cool the water flowing through a coil. The evaporator is maintained under a vacuum of around 6 mmHg to which the refrigerant water boils at around 4 °C. Water as the refrigerant enters the evaporators at a very low pressure and temperature. Since very low pressure is maintained inside the evaporator, this water refrigerant absorbs the heat from the substance to be chilled and gets fully evaporated; it then enters the absorber.

2. Absorber

The absorber function is to maintain the pressure of the evaporator in the vacuum by absorbing the refrigerant vapor evaporated in the evaporator. A concentrated solution of lithium bromide is available in the absorber since water is highly soluble in lithium bromide solution then converted in dilute LiBr formed. This solution is pumped to the generator.

In meantime you can High pressure side

1. Generator

The generator function is to enrich the LiBr solution to its original concentration. As the lithium bromide solution is depleted, the effect to absorb the refrigerant vapor reduces. The dilute solution to LiBr absorbent flow to the generator to regain its concentration. It is a vessel, where the diluted solution of absorbent is heated by steam hot water or direct gas. The diluted solution releases the refrigerant vapor and becomes concentrated solution. The hot concentrated solution, which had now regained its strong affinity for absorbing more refrigerant returns back to the absorber.

2. Condenser

The condenser function is to refrigerant vapor that are released from the generator are cooled and liquefied. The hot refrigerant vapour leaving the regenerator flows through eliminators or separator to the condenser the cooling water from a cooling tower circulate through the condenser to moving the heat from the refrigerant vapour. This vapour is condensed into liquid refrigerant where it passed thorough pressure reducing valve into evaporator, which operated under vacuum.

அலகு - III

நிலைமாற்றம் & வாயுக்களின் திரவமாக்கல்

பொருட்களின் நிலை என்பது ஒரு பொருள் காணப்படக்கூடிய பல்வேறு நிலைகளுள் ஒன்றைக் குறிக்கும். பொதுவாக இயற்பியலின்படி பொருட்கள் மூன்று நிலைகளில் இருக்கக்கூடும். அவை, திண்மம், நீர்மம், வளிமம் என்பன. திண்ம நிலையில் ஒரு பொருளின் கனவளவும், வடிவமும் மாறாமல் இருக்கும். நீர்ம நிலையில் கனவளவு மாறாமல் இருந்தாலும், வடிவம் அதைக்கொண்டிருக்கும் கொள்கலனின் வடிவத்தை எடுக்கும். வளிம நிலையில் பொருட்களுக்கு நிலையான கனவளவோ அல்லது வடிவமோ கிடையாது. கிடைக்கக்கூடிய இடம் முழுதும் இது பரந்து காணப்படும்.

நிலைச் சமன்பாடு

இயற்பியலிலும், வெப்ப இயக்கவியலிலும், நிலைச் சமன்பாடு (Equation of state) என்பது குறிப்பிட்ட புறநிலைத் தொகுதி ஒன்றில், ஒரு பருப்பொருளின் நிலை குறித்து விவரிக்கும் ஒரு வெப்பஇயக்கவியற் சமன்பாடு ஆகும்.. இது, வெப்பநிலை, அழுத்தம், கனவளவு, அக ஆற்றல் போன்ற நிலைச்சார்புகளுள் இரண்டு அல்லது அதற்கும் மேற்பட்டவற்றுள் உள்ள தொடர்பைக்கணிதச் சமன்பாடு மூலம் தருகிறது. தனிப்பாய்மங்கள், பாய்மக்கலவைகள், திண்மப் பொருள்கள், அல்லது விண்மீன்களின் உள்ளடக்கம் பற்றியெல்லாம் விவரிக்க உதவுகிறது நிலைச் சமன்பாடு.

நிலைச்சமன்பாட்டின் பரவலான பயன்பாடு நீர்மவளிமங்களின் அடர்த்தியை அவற்றின் வெப்பநிலை, அழுத்தம் ஆகியவற்றோடு தொடர்புபடுத்துவது தான். மிகவும் எளிமையான ஒரு நிலைச் சமன்பாடு கருத்தியல் வளிம விதி என்பதாகும். இது குறைந்த அழுத்தத்திலும், மிதமான வெப்பநிலையிலும் சரியாக இருந்தாலும், வெப்பமும் அழுத்தமும் அதிகரிக்கும்போது முற்றிலும் சரியாகக் கணிப்பதில்லை. ஒரு வளிமம் நீர்மமாகும் நிலை குறித்தும் இச்சமன்பாடு சரியாக விவரிப்பதில்லை. வளிமநீர்மங்களுக்குப் பயன்படுத்த வேறு சரியான நிலைச்சமன்பாடுகள் பலவற்றையும் கண்டறிந்திருக்கின்றனர். எல்லா வகையான பொருள்களுக்கும், அவற்றின் எல்லாப் புறநிலைகளிலும், பொருள்களின் எல்லாப் பண்புகளையும் மிகச் சரியாக விவரிக்கும் ஒர் ஒற்றை நிலைச் சமன்பாடு என்று எதுவுமில்லை.

வான் டெர்வால்சின் சமன்பாடு

வான் டெர்வால்சின் சமன்பாடு (Van der Waals' Equation) என்பது வளிமம் மற்றும் நீர்மங்களின் அடர்த்தியை அவற்றின் அழுத்தம், கொள்ளளவு மற்றும் வெப்பநிலை நிலைகளுடன் தொடர்புபடுத்தி விளக்கும் ஒரு வெப்ப இயக்கவியல் நிலைச் சமன்பாடு. இச்சமன்பாட்டைக் கண்டறிந்தமைக்காக டச்சு நாட்டைச் சேர்ந்த இயற்பியலாளர் யொகான்னசு டெரிக் வான் டெர்வால்சு 1910 ஆம் ஆண்டின் இயற்பியலுக்கான நோபல் பரிசை வென்றார்.

உன்னத வளிமச்சமன்பாடு

உன்னத வளிமங்களுக்கு $PV = NRT$ என்ற சமன்பாடு பொருந்தும். இதில் வளிமத்திலுள்ள அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளுக்கிடையே கவர்ச்சி விசை ஏதுமில்லை என்றும் அவைகளுடைய பருமனளவு புள்ளி அளவே என்றும் கொள்ளப்பட்டுள்ளன.

$$P = RT/V_m = RT/V$$

வான் டெர்வால்சின் சமன்பாடு

உண்மையான வளிமங்களுக்கு உன்னத வளிமச்சமன்பாடு பொருந்தாது. ஒரு கலனில் மையப்பகுதியிலுள்ள உள்ள வளிமத்தின் அணுக்கள் எல்லா திசையிலும் கவர்ச்சி விசைக்கு ஆட்பட்டு உள்ளன. ஆனால் கலத்தின் சுவர்களுக்கருகில் அணுக்கள் அவ்வாறு இல்லாமல் உள்புறமாக அதிகமாக கவர்ந்து இழுக்கப்படுகின்றன. எனவே கலனின் சுவர்களில் காணப்படும் அழுத்தம் சற்று குறைவாகவே உள்ளது.

சுவரில் காணப்படும் அழுத்தம் ஒரு கன செ.மீ.ல் காணப்படும் அணுக்களின் எண்ணிக்கைக்கு அல்லது வளிமத்தின் அடர்த்திக்கு நேர்வீதத்தில் உள்ளது. இதனை வளிமத்தின் கன அளவிற்கு எதிர் விகித்திலுள்ளது என கூறலாம். ஏனெனில் $d=1/v$ ஆகும். அதுபோல் ஒரு சதுர செ.மீ. பரப்பில் மோதும் அணுக்களின் எண்ணும் அடர்த்திக்கு நேர்வீதத்தில் உள்ளது. அதாவது $1/v$ க்குச் சமமாகும். அழுத்தக் குறைபாடு $1/v^2$ க்குச் சமமாகும். எனவே இயல்பான வளிமங்களுக்கு அழுத்தம் a'/v^2 அளவு கூடுதலாகவே உள்ளது. அதன் அழுத்தம் $P+a'/v^2$ என்றாகிறது.

இதுபோல் அணுக்களின்பருமனளவு காரணமாக கொள்கலனின் அளவை வளிமத்தின் கன அளவாக கொள்ளமுடியாது. ஒவ்வொரு சுவர் பக்கமும் ஆரத்தின் அளவு குறைவுபடும் எனவே வளிமத்தின்பருமனளவு $(V-b')$ க்கு சமமாக உள்ளது. எனவே சாதரணவளிமங்களுக்கு

$$(P+a'/v^2) (V-b') = Kt$$

இதுவே வான் டெர்வால்சின்சமன்பாடாகும்

- a' என்பது அணுக்கள், துகள்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளுக்கிடையேயுள்ள கவர்ச்சி விசையின் சராசரி அளவு
- b' என்பது அணுக்கள், துகள்கள் அல்லது மூலக் கூறுகளால் நிரப்பப்படாத கொள்ளவு
- $v=V/N$ என்பது கொள்கலனின் கன அளவு
- k என்பது போல்ட்ஸ்மன் மாறிலி

* ஜில் - ரகல்வின் விண்ணம் :-

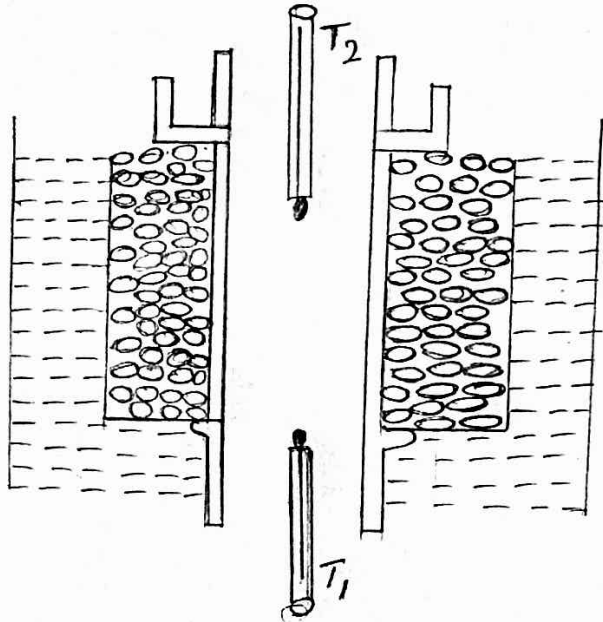
காற்றிடுக்கிடுக்கினால் அங்கீகரிக்கப்பட்ட வாயு, காய்ச்சியப்பட்ட நுண் சூழலான வடிவாகச் சரணாக அரிவதையும் போது அந்நன் செயல்படுதலையில் மாற்றம் ஏற்படுகிறது. அந்த விண்ணத்தை ஜில் - ரகல்வின் விண்ணம் எனப்படும்.

* ஜில் - ரகல்வின் நுண் சூழலின் சோதனை :-

ஜில் - ரகல்வின் விண்ணத்தை ஆய்வுசெய்தலான கடுவியின் அமைப்பில் காட்டப்பட்டுள்ளது. நுண் சூழலுடன் கூடிய அடு பிடுக்கான சூடுகளை நுண் சூழலான அமைப்பானாகச் செயல்படுகிறது. இதனால் சுற்றி இருக்கும் (B) அமைந்து, அமைப்பை படுக்கி, கம்பளி போன்ற செயல்படும் கட்டிகளால் மூடப்பட்டுள்ளது. இதனால் சுற்றியுள்ள சூழலுடன் செயல்படும் போது சரணாகிறது. அந்த அமைப்பு கடுவியில் சூடு தராமலும் வைத்து, சூடு மாற்ற செயல்படுதலையில் அடுக்கிடமாக செயல்படுகிறது. T₁, T₂ எனும் அடு பிடுக்கான பிண்தலை செயல்படாமலும் தடுக்கி ஒரு விநியதை வசூலிடு முன்பும், பின்பும் வாயுவின் செயல்படுதலை அளவிடப்படுகிறது. சோதனைக்கிடையே வாயுவை, அங்கீகரிக்கப்பட்ட சூடு தராமலும் உள்ள கடுவியின் சுற்று வடிவாகச் செயல்படுகி, நுண் சூழலான செயல்படுதலையே அமைப்பின் செயல்படுதலும்.

அந்த செயல்படுதலையில் சூடு J.K விண்ணம் (கூடுகிடுக்கி) சூடு J.K விண்ணமாக (செயல்படும்) மாற்றுகிறது, அந்த செயல்படுதலையே மூட்டு J.K செயல்படுதலை எனப்படும். இதனை கடுவியின் வாயுவை செயல்படுதலையில் J.K விநிய கடுவியின் செயல்படுதலையே சோதனைக்கிடையே அங்கீகரிக்கப்படும் அந்த செயல்படுதலை

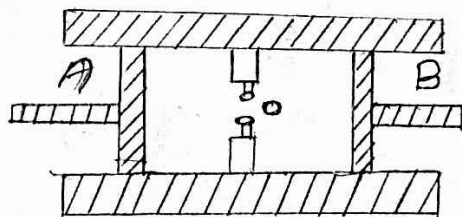
4756 J-12 തെർമിസ്റ്റിക് സെൻസർ.



വൃഷ്ടിമയം അഥവാ അളവുകോൽ അളക്കുന്നതിൽ ഉപയോഗിക്കാൻ കഴിയുന്ന ഒരു ഉപകരണം. തെർമിസ്റ്റിക് സെൻസർ, 4756 തെർമിസ്റ്റിക് സെൻസർ കൂടെ ഉപയോഗിക്കാൻ സാധ്യമാക്കി തിരഞ്ഞെടുക്കുന്ന ഉപകരണങ്ങളിൽ ഉൾപ്പെടെ ഉപയോഗിക്കാൻ കഴിയുന്ന ഒരു ഉപകരണം.

* അളക്കുന്നതിന് ഉപയോഗിക്കുന്ന ഉപകരണം :-

P_1, V_1 അഥവാ ഇലക്ട്രിക് അളവുകോൽ അളക്കുന്നതിന് ഉപയോഗിക്കുന്ന ഉപകരണം, P_2, V_2 അഥവാ അളക്കുന്നതിന് ഉപയോഗിക്കുന്ന ഉപകരണം. A, B അളവുകോൽ അളക്കുന്നതിന് ഉപയോഗിക്കുന്ന ഉപകരണം U_1, U_2 അഥവാ അളക്കുന്നതിന് ഉപയോഗിക്കുന്ന ഉപകരണം.



செய்யப்பட்ட நிகர வேலை = $P_2 \cdot V_2 - P_1 V_1$

(a) மாபிணின் செய்பநிலையில் :-

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

(b) மாபிணின் செய்பநிலைக்குத் தரத்தீத செய்பநிலையில் :-

$$P_1 V_1 < P_2 V_2$$

(c) மாபிணின் செய்பநிலைக்குவிட உயர்த்த செய்பநிலையில் :-

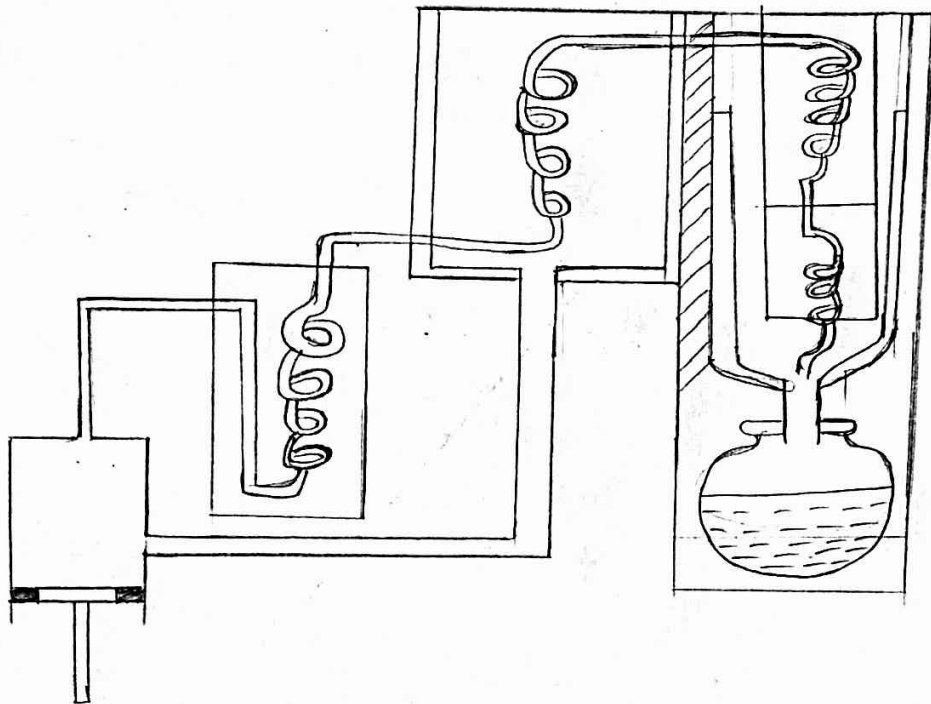
$$P_1 V_1 > P_2 V_2$$

மூலக்கூறுகட்கிடையே நரீமீய வினை உண்மையில் உரபு திரிவகையுமீ போது நிலையாற்றலீ அதிநகீக, அபகீக ஆற்றலீ குறைகிறகு. எனவே $P_2 > P_1$ கலக அலீவகு $T_2 < T_1$ எனவே உரபு குளிர்ச்சி அகலகிறகு.

மேலும் $P_2 V_2 < P_1 V_1$ ஆக உண்ம போது உரபுவின் மீது மேலும் வேலை செய்பபடுகிறகு. இதனால் உரபுவின் செய்பநிலை உயர்கிறகு. அரீத அது நிகழ்வுகளுமீ எதிரிதையாக அடுப்பதால், நிகழ்வினைசீ சாரீத செய்பநிலை அதிநகீமீபோ அலீவகு குறைகலா அடுக்கலாம். அது நிகழ்வுகளுமீ சமலாக உண்ம போது, செய்பநிலையில் எலீவீத மாரீதும் அடுக்கலகு அநாவகு $K_1 - K_2$ கெடுகிறி அலீவகு எதிரீகிறி அலீவகு கடிபாகீதலா அடுக்கலாம். எனவே ஆலீ ககலீவின் வினைவகீ குளிர்ச்சிபகலகுலா அலீவகு செய்பமகலகுலா அலீவகு மாரீத செய்பநிலையலா அடுக்கலாம்.

താമ്രദ്രജ്ജ്ഞ നിർമ്മാണങ്ങൾ :-

താമ്രദ്രജ്ജ്ഞ വാപുയിതാ ഗ്ലാസ് വെപ്പിടുന്നവർ
 - 19 കിരവാർക ക്രമപാദ. ഗുണത്തിൽ ഇത് 1000 തവണ താമ്രദ്രജ്ജ്ഞ
 - 240°C ആയി. ക്രമപാദ ഇത് 450 വെപ്പിടുന്ന - 83°C
 ആയി.



കൃത്യമായി താമ്രദ്രജ്ജ്ഞ വാപു 200 വരെ അളക്കുന്നതിനായി
 - കമ്പോളം കൂടി കമ്പോളം താ - ആകാശം, ആലിതനാൽ കലക്കലിൽ
 - അതുകൊണ്ട് കമ്പോളം കൂടി വാപുവെപ്പിടുന്നതിനായി കൂടിയിരിക്കും
 - പകർച്ച. ഇത് അത് A-ൽ അടയ്ക്കുന്നു. ഇതിൽ താമ്രദ്രജ്ജ്ഞ
 - താമ്രദ്രജ്ജ്ഞ ക്രമപാദ കൂടിയിരിക്കുന്നു. അത് C-ൽ കിരവാർക
 - കമ്പോളം കൂടി, അത് അളക്കുന്നതിൽ താമ്രദ്രജ്ജ്ഞ. ഇത് അത്
 - അതുകൊണ്ട് കൂടി F വാപുവെപ്പിടുന്ന താമ്രദ്രജ്ജ്ഞ വെപ്പിടുന്ന
 200°C കൂടി കൂടിയിരിക്കുന്നു. കൂടിയിരിക്കുന്ന താമ്രദ്രജ്ജ്ഞ കൂടി
 C-ൽ കൂടിയിരിക്കുന്ന താമ്രദ്രജ്ജ്ഞ N വാപുവെപ്പിടുന്നു. J. K
 താമ്രദ്രജ്ജ്ഞ കൂടി ക്രമപാദ കൂടിയിരിക്കുന്നു.

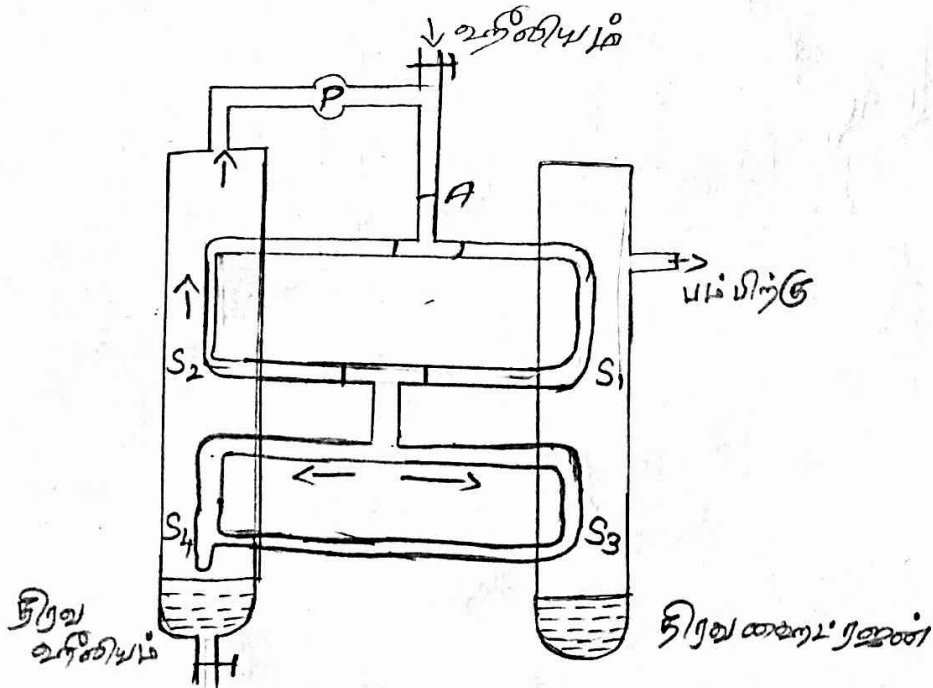
இந்த சிறவும் மூலம் குறைவிலி சேர்க்கை வைக்கப்படுகிறது.
 இவ்வாறு வாயுப்பகுதி நீர்மமாக்கப்படுகிறது.

* ஆனால் குறைவிலி உதவியுள்ள சிறவமாக்கல்:-

ஆல்பி தகல்விண் விணவானியை பயன்படுத்தி

1908-ல் ஆனால் உதவியுள்ள சிறவமாக்கலினை. ஆனால் மாந்திரை
 உதவியுள்ள -268°C ஆனால் மூலம் உதவியுள்ள -238°C ஆல்பி

தகல்விண் குறைவிலி உதவியுள்ள சிறவமாக்கல் குறைவிலி ஆனால் உதவியுள்ள
 - ஆல்பி 17 K-க்கு குறைவிலி உதவியுள்ள உதவியுள்ள



S_1, S_2 வாயுவாகச் செல்லும் உதவியுள்ள குறைவிலி உதவியுள்ள
 ஆனால் உதவியுள்ள குறைவிலி S_3, S_4 வாயுவும் குறைவிலி உதவியுள்ள
 ஆனால் குறைவிலி உதவியுள்ள குறைவிலி உதவியுள்ள குறைவிலி உதவியுள்ள
 குறைவிலி உதவியுள்ள குறைவிலி உதவியுள்ள குறைவிலி உதவியுள்ள
 குறைவிலி உதவியுள்ள குறைவிலி உதவியுள்ள குறைவிலி உதவியுள்ள
 குறைவிலி உதவியுள்ள குறைவிலி உதவியுள்ள குறைவிலி உதவியுள்ள
 குறைவிலி உதவியுள்ள குறைவிலி உதவியுள்ள குறைவிலி உதவியுள்ள

* കൃത്യ He - I ; He - II :-

22 K താപനിലയിൽ ഉണ്ടായ പ്രാഥമിക പര്യായ
 തന്മാത്രകൾ. ഇവയ്ക്ക് താപനിലയിൽ ഇരുന്ന് ചൂടു കിട്ടി പര്യായ
 ഉണ്ടായ താപനില, താപനില ക്രമീകരിക്കൽ കൃത്യതയ്ക്ക് പ്രാഥമിക
 താപനില തന്മാത്രകൾ. കൂടാതെ പ്രാഥമിക താപനില തന്മാത്രകൾ
 തന്മാത്രകളിൽ അനേകതരം താപനില, ഇവയ്ക്ക് ഉണ്ടായതുകൊണ്ട് തന്മാത്രകൾ
 തന്മാത്രകൾ.

കൃത്യതയ്ക്ക് താപനില ക്രമീകരിക്കൽ 2.19 K ഉണ്ടായ
 തന്മാത്രകൾ.

താപനില ക്രമീകരിക്കൽ താപനിലകൾ ഉണ്ടായതുകൊണ്ട്
 തന്മാത്രകൾ തന്മാത്രകൾ. ഇവയ്ക്ക് താപനില ക്രമീകരിക്കൽ
 തന്മാത്രകൾ. തന്മാത്രകൾ താപനില ക്രമീകരിക്കൽ തന്മാത്രകൾ
 തന്മാത്രകൾ താപനില ക്രമീകരിക്കൽ തന്മാത്രകൾ. 2.19 K
 താപനില ക്രമീകരിക്കൽ തന്മാത്രകൾ താപനില ക്രമീകരിക്കൽ
 തന്മാത്രകൾ താപനില ക്രമീകരിക്കൽ തന്മാത്രകൾ. ഇവയ്ക്ക്
 താപനില ക്രമീകരിക്കൽ തന്മാത്രകൾ. തന്മാത്രകൾ താപനില
 ക്രമീകരിക്കൽ തന്മാത്രകൾ. തന്മാത്രകൾ താപനില ക്രമീകരിക്കൽ
 തന്മാത്രകൾ.

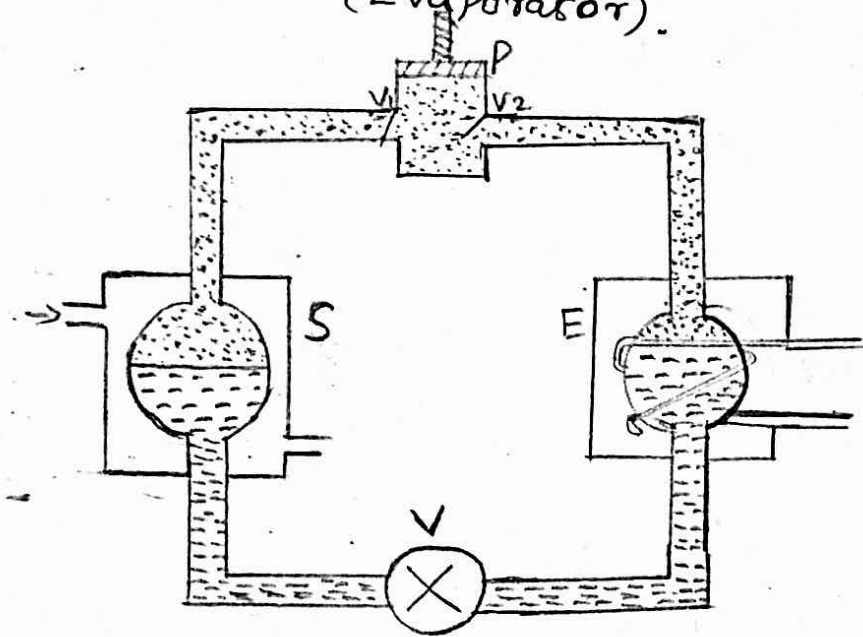
കൃത്യതയ്ക്ക് താപനില :-

കൃത്യതയ്ക്ക് താപനില ക്രമീകരിക്കൽ തന്മാത്രകൾ തന്മാത്രകൾ
 തന്മാത്രകൾ താപനില ക്രമീകരിക്കൽ തന്മാത്രകൾ. തന്മാത്രകൾ
 താപനില ക്രമീകരിക്കൽ തന്മാത്രകൾ. തന്മാത്രകൾ താപനില
 ക്രമീകരിക്കൽ തന്മാത്രകൾ. തന്മാത്രകൾ താപനില ക്രമീകരിക്കൽ
 തന്മാത്രകൾ.

குளிர் பதனம் செய்வதில் சீனச் சுற்றினை உண்டாக்க:-

அவை,

- திரைக்கி (Compressor)
- குளிர்விப்பான் (Condenser)
- ஆவிபாக்கி (Evaporator).



குளிர் பதனம் செய்வதில் பயன்படுத்தப்படும் குளிர்ச்சியூட்டுவான் கிடைக்கண்ட பண்டுகள் தகவண்டிக்க வேண்டும்

* ஆவிபாக்கினை உள்நுழைய செய்ப்பம் உயர்வாக இருக்க வேண்டும்.

* திரை அல்லது செய்ப்பதில் ஆவிபாக்கியம் -15°C செய்ப்பதில் திரைபாக்கியம் அமைப்ப வேண்டும்.

+15 $^{\circ}\text{C}$ செய்ப்பதில் ஆவிபாக்கியம், ப.ப.வ

* -15°C செய்ப்பதில் திரை ஆவிபாக்கியம் உள்நுழையத் தகுந்த அளவாக இருக்க வேண்டும்.

* ஆவிபாக்கி குளிர் பதனம் (specific volume) மிக அதிகமாக இருக்க வேண்டும்.

Unit - I

Heat and Transmission

Heat capacity - Definition of Specific heat - Specific heat of a gas – Jolly’s Differential Steam Calorimeter and Regnault’s Method - Dulong and Petits law.

Conduction: Rectilinear flow of heat along a Bar by Fourier Equation of heat flow - Forbe’s method-Lee’s Disc Method – Wiedmann - Franz Law.

Convection - Applications of Convection - Central heating system - Thermos Flask.

Heat capacity

Heat capacity or thermal capacity is a physical property of matter, defined as the amount of heat to be supplied to a given mass of a material to produce a unit change in its temperature. The SI unit of heat capacity is joule per kelvin (J/K).

Specific heat capacity

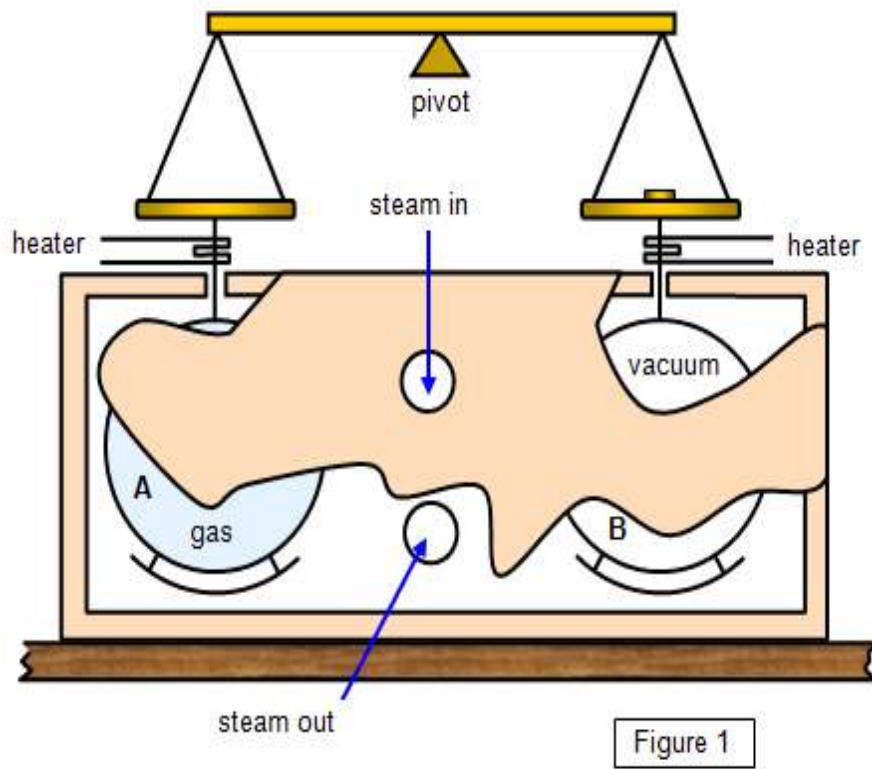
It is the amount of energy that must be added, in the form of heat, to one unit of mass of the substance in order to cause an increase of one unit in temperature.

Jolly’s differential calorimeter to measure the Specific heat of a gas

(a) Specific heat capacity at constant volume (c_p)

The specific heat capacity of a gas at constant volume (c_v), can be measured using the differential steam calorimeter invented by Joly in 1886. Two hollow copper spheres identical in size and mass are suspended by wire from the two pans of a beam balance. One of the spheres contains a mass of gas M at high pressure (Joly used 22 atmospheres) and the other is evacuated. The spheres are surrounded by a box through which steam is passed. Steam will condense on the cool spheres, more steam

condensing on the one with the greater thermal capacity, that is, the one filled with gas. After some time a mass m has to be placed on pan B to counterbalance the extra mass of steam that has condensed on sphere A.

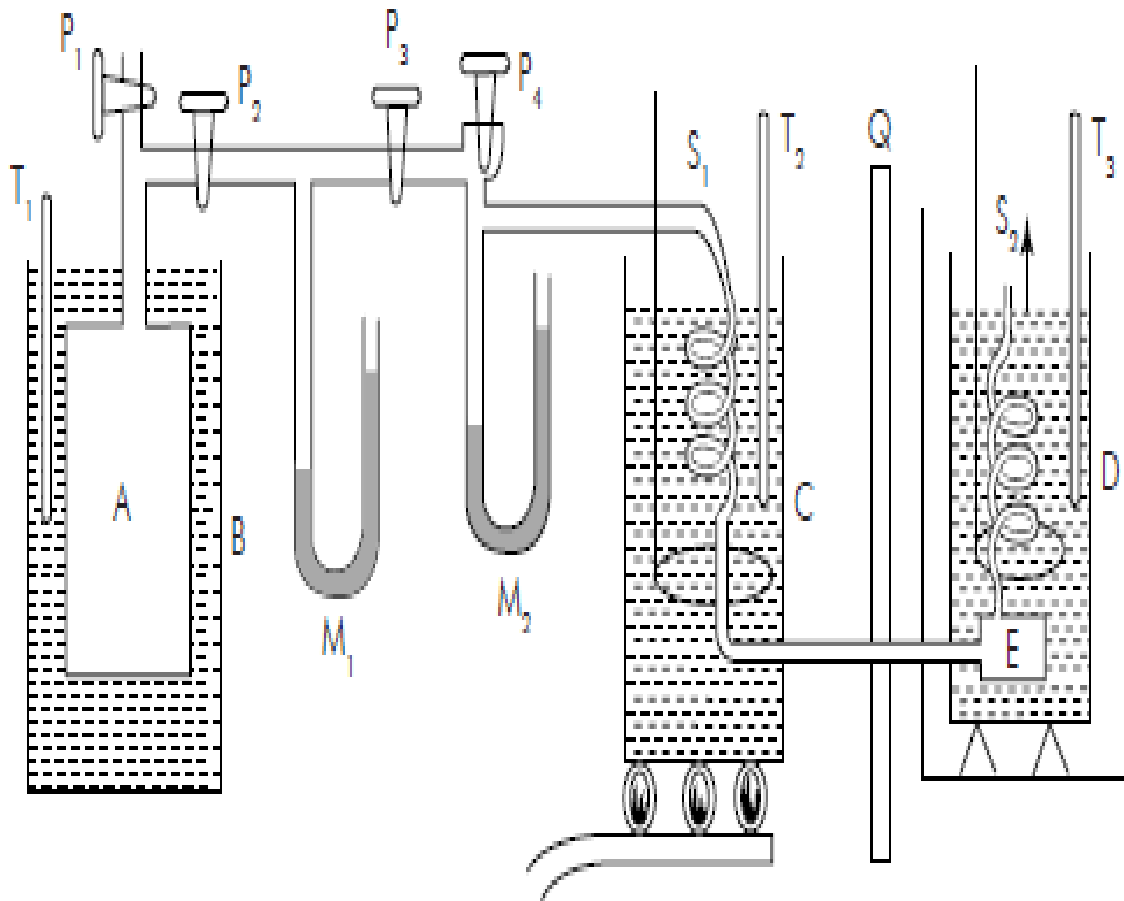


If c_V is the specific heat capacity of the gas at constant volume and θ_0 and θ_1 the initial and final temperatures of the sphere, then:

$$c_V = mL/[M(\theta_1 - \theta_0)]$$

where L is the specific heat of vaporisation of water. The two wires are heated to vaporise any liquid condensing on them, and baffles are provided to prevent water dripping off the roof of the box on to the spheres. A control experiment is performed to check the amount of steam condensing on the spheres when both are empty.

Regnault's Method



Dry, pure, compressed experimental gas is kept in container A which is kept immersed in a constant temperatures bath B. T_1 , T_2 , T_3 are thermometers provided for recording the temperature of corresponding vessels. P_1 , P_2 , P_3 , P_4 are taps to regulate the flow of experimental gas. M_1 , M_2 are two manometers for recording

An equivalent statement of the Dulong-Petit law in modern terms is that, regardless of the nature of the substance, the specific heat capacity c of a solid element (measured in joule per kelvin per kilogram) is equal to $3R/M$, where R is the gas constant (measured in joule per kelvin per mole) and M is the molar mass (measured in kilogram per mole). Thus, the heat capacity per mole of many elements is $3R$.

Dulong-Petit law:

The initial form of the Dulong–Petit law was:

$cM = K$, where K is a constant which we know today is about $3R$.

In modern terms the mass m of the sample divided by molar mass M gives the number of moles n . $m/M = n$

Therefore, using uppercase C for the full heat capacity (in joule per kelvin), we have:

$$C(M/m) = C/n = K = 3R$$

$$C/n = 3R$$

Therefore, the heat capacity of most solid crystalline substances is $3R$ per mole of substance. Dulong and Petit did not state their law in terms of the gas constant R (which was not then known). Instead, they measured the values of heat capacities (per weight) of substances and found them smaller for substances of greater atomic weight as inferred by Dalton and other early atomists. Dulong and Petit then found that when multiplied by these atomic weights, the value for the heat capacity per mole was nearly constant, and equal to a value which was later recognized to be $3R$. In other modern terminology, the dimensionless heat capacity (C/NR) is equal to 3.

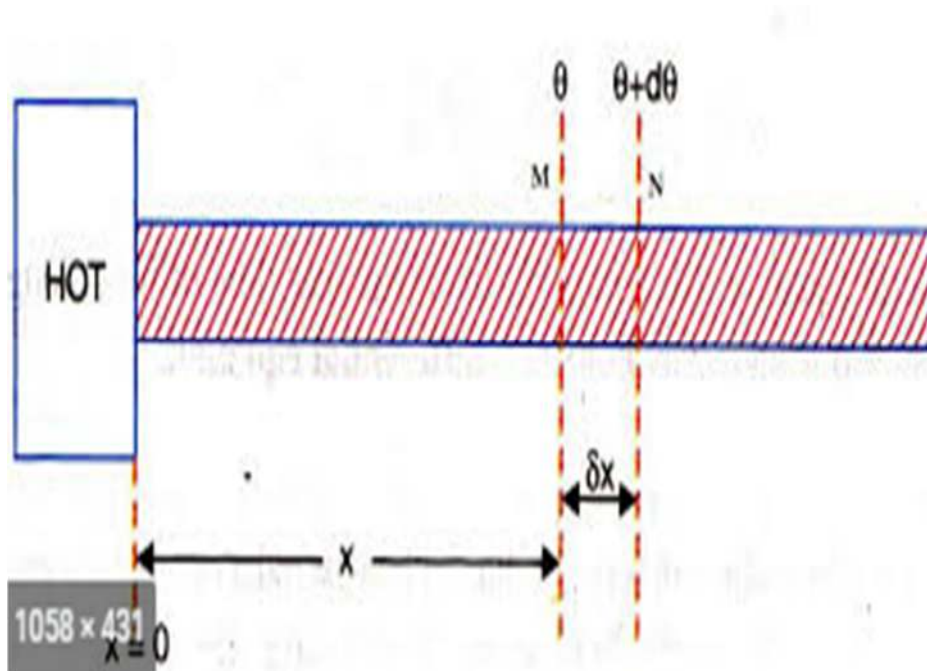
The law can also be written as a function of the total number of atoms N in the sample:

$$C/N = 3k_{\text{B}}, \text{ where } k_{\text{B}} \text{ is Boltzmann constant.}$$

Conduction

Conduction is the process by which heat energy is transmitted through collisions between neighboring atoms or molecules. Conduction occurs more readily in solids and liquids, where the particles are closer to together, than in gases, where particles are further apart.

Rectilinear flow of Heat along a bar



Let us consider a long metal bar of uniform cross-sectional area A , heated at one end. The bar lies along the x -axis whose origin is at the hot end. Heat flows along this axis. Now consider a thin slice with two parallel planes A and B perpendicular to the length of the bar at distances x and $x + \delta x$ from the hot end. If θ be the temperature of the plane A and $d\theta/dx$ be the temperature gradient at the slice at B per second. Then

$$Q = -K A \frac{d\theta}{dx} \quad (1)$$

$Q - dQ = -K A \frac{d}{dx}(\theta + \frac{d\theta}{dx} \delta x)$ - (2) Where K is the thermal conductivity of the bar. The negative sign indicates that the temperature decreases with increases x . Then the heat gained by the slice is $dQ = -K A \frac{d}{dx}(\theta + \frac{d\theta}{dx} \delta x)$,

$$= K A \frac{d^2\theta}{dx^2} \delta x \quad (3)$$

If dQ be the amount gained by the slice is used partly in raising the temperature of the slice and partly in radiation from the surface of the slice.

Let δ be the density and s be the specific heat of the material of the bar, then mass of the slice is $= A \delta x \rho$

Let E be the emissive power of the surface and $\delta\theta$ be the average excess temperature of the surface over the surrounding, then according to Newton's Law of Cooling, the heat radiated per second from the surface is dQ_2

$$= E_p \delta x \theta \quad (5) \text{ Hence we have}$$

$$KA \frac{d^2 \theta}{dx^2} \delta x = A \delta x \rho s \frac{d\theta}{dt} + E_p \delta x \theta$$

This can be written as $\frac{d\theta}{dt} = h \frac{d^2 \theta}{dx^2} - \mu \theta$, (6) Where $h = K/\rho s$, $\mu = E/A\rho s$ - (7). The constant h is known as the diffusivity of material, which determines the rate at which the temperature changes in a bar. Equation (6) is the standard Fourier equation for linear flow of heat. If we neglect the heat lost by radiation, (6) reduces to $\frac{d\theta}{dt} = h \frac{d^2 \theta}{dx^2}$ - (8)

Steady state

The temperature remains constant in slice element, this state is named as steady state. Hence $\frac{d\theta}{dt} = 0$ and (4) reduces to $\frac{d^2 \theta}{dx^2} = \mu/h\theta = m^2 \theta$, (9)

$$\text{where } m^2 = \mu/h\theta = E_p/KA$$

Here the radiation is included. Then $\theta_0 = A + B e^{-m\alpha} = A e^{\alpha}$

But e^{α} is not zero and hence $A = 0$. Thus the finding solution will be

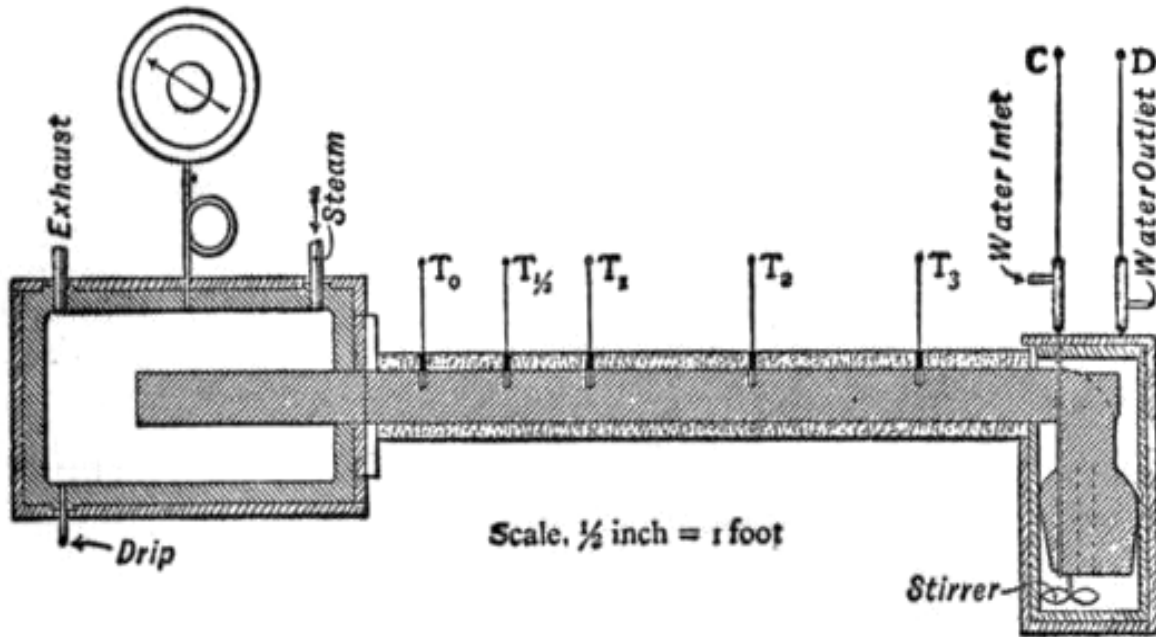
$\theta = \theta_0 e^{-mx}$ - (11). When bar is covered, so that the radiation loss is neglected, (9) becomes

$\frac{d^2 \theta}{dx^2} = 0$ (12), $\theta = Ax + B$ (13) Where A and B are constants, which can be determined again from the boundary conditions. If l be the length of the bar, then $\theta = \theta_0$, at $x = 0$, $\theta = \theta_1$ at $x = l$

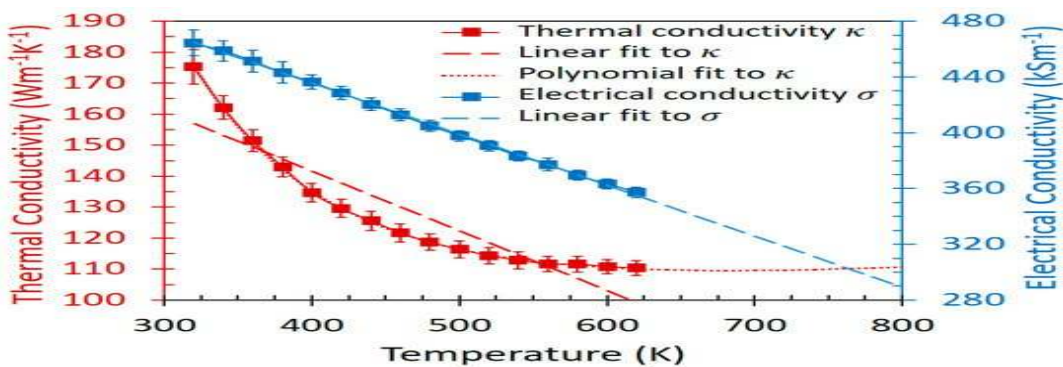
From (13) we get $B = \theta_0$, $A = \theta_0 - \theta_1 / l$, And hence

$$\theta = \theta_0 - (\theta_0 - \theta_1 / l) x \text{ Where } \theta \text{ is the temperature at any point } x.$$

Forbe's method

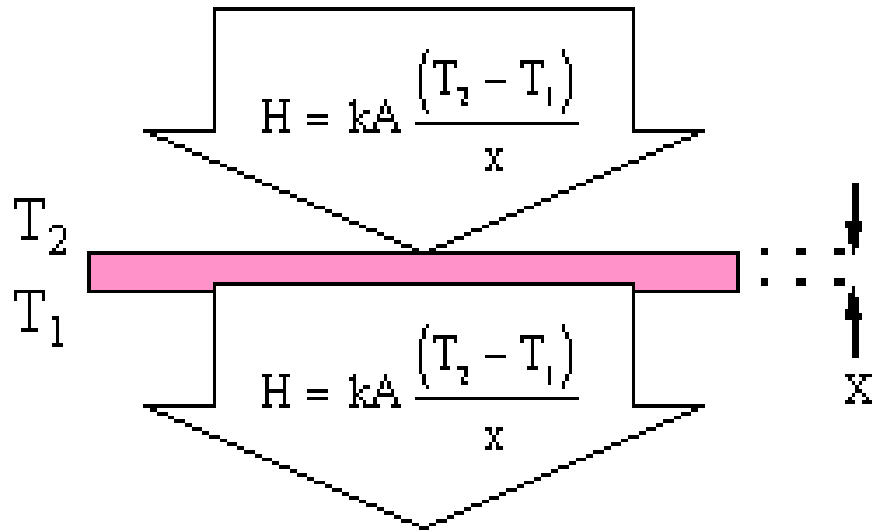


The principle of the method is that at the steady state, the quantity of heat passing through any section of a bar will be equal to the quantity of heat lost by radiation by the remaining part of the bar. Let l be the length, A be the area of cross section, ρ be the density, c be the specific heat and K be the thermal conductivity of the material of the bar. We consider a section of the bar at a distance $x = x_1$ from the hot end of the bar; then according to the theory, the quantity of heat passing through the section at $x = x_1$ per second



$$K = \rho S \left[\frac{d\theta}{dt} \cdot dx \right] / \left[\frac{d\theta}{dx} \right], K = \rho s (\text{area of the shaded portion}) / \tan \alpha$$

Lee's disc method



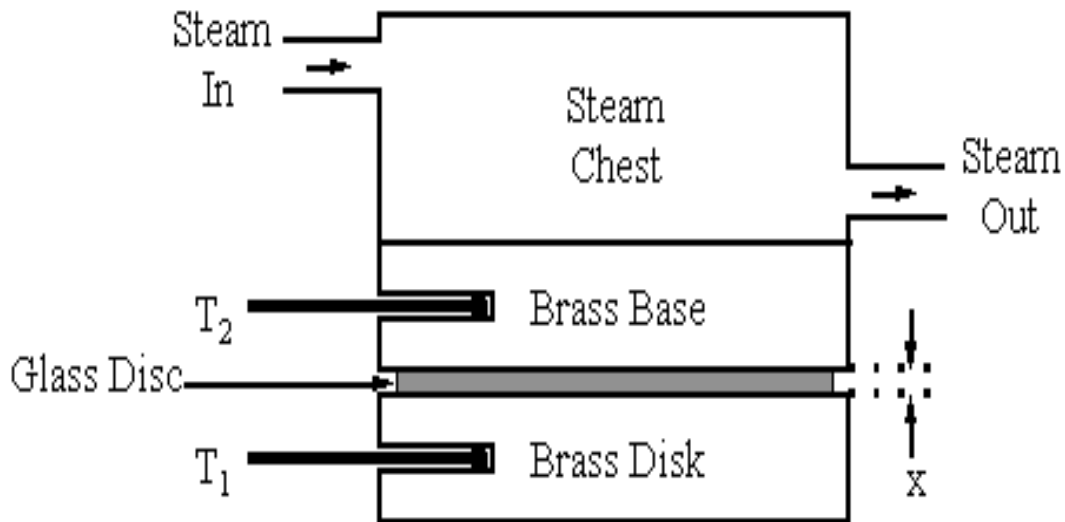
Assuming that the heat losses to the from sides of the sample are negligible, the steady state rate of heat transfer (H) by conduction

is given by: $H = kA \frac{(T_2 - T_1)}{x}$ Equation 1 where the k is the thermal

conductivity of the sample, A is the cross sectional area and $T_2 - T_1$ is the temperature difference across the sample thickness x . As the sample is an insulator, lagging at the sides will not significantly reduce the energy losses. Therefore to keep these losses small the sample is a thin disk with a large cross sectional

area $\left[A = \frac{\pi d^2}{4} \right]$ compared to the area exposed at the edge $[a = \pi dx]$. Keeping A large and x small produces a large rate of energy transfer across the sample. Keeping x small also means that the apparatus reaches a steady state (when temperatures T_1 and T_2 are constant) more quickly.

The thin sample is sandwiched between the brass disk and brass base of the steam chest (see figure 2). The temperature of the brass base (measured by thermometer T_2) is very close to the temperature of the top surface of the glass disk because the thermal conductivity of brass is about one hundred times that of glass.



Similarly the temperature of the brass disk (measured by T_1) is very close to the temperature of the lower glass surface. In this way the temperature difference across such a thin sample can be accurately measured.

Wiedemann-franzlaw

In physics, the Wiedemann–Franz law states that the ratio of the electronic contribution of the thermal conductivity (κ) to the electrical conductivity (σ) of a metal is proportional to the temperature (T).

$$\frac{\kappa}{\sigma} = LT \quad \text{or} \quad L = \frac{\kappa}{\sigma T} \quad \text{Wiedemann-Franz Law}$$

κ = thermal conductivity σ = electrical conductivity

L = Lorenz number

Convection

Convection is the transfer of heat due to the bulk movement of molecules within fluids (gases and liquids), including molten rock (rheid). Convection includes sub-mechanisms of advection (directional bulk-flow transfer of heat), and diffusion.

Application of convection

Sea breeze

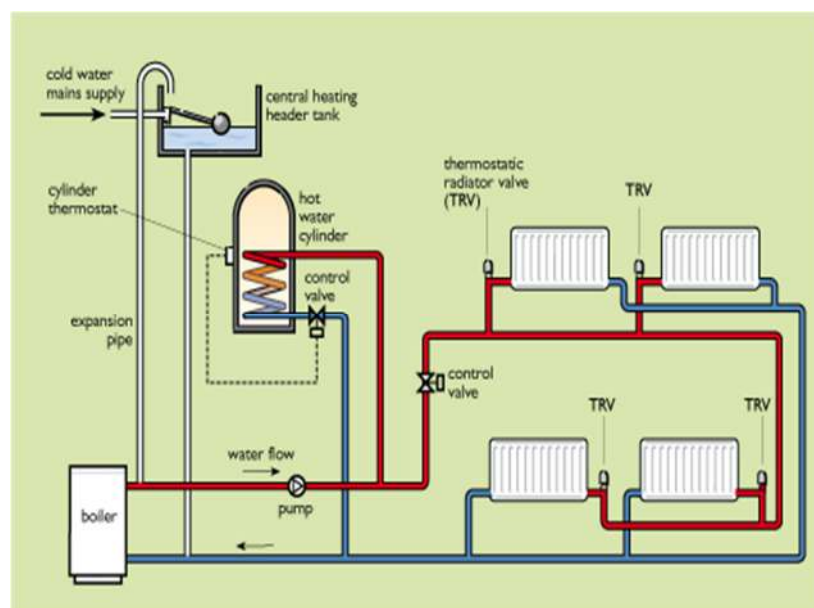
On a sunny day the land heats up more quickly than the sea because land absorbs heat faster than water. Hence, air over the land surface becomes more heated than air above the sea. So the hot air over the land being lighter moves up and the cooler air from the sea takes its place. Thus a cool and comforting breeze blows from the sea to the land. Therefore, it is called sea breeze.

Land breeze

The situation during the night is opposite. The sun is not there to heat and the cooling process has started. The land gives up heat more quickly than water. Thus, the air above the sea remains warmer and moves up while its place is filled up by the cool breeze blowing from the land. Therefore, this breeze from land to sea is called the land breeze.

Central heating system

The layout of a typical domestic wet central heating system. Water is circulated through a boiler, which may be fuelled by gas, oil or solid fuel (or even an electric heat pump). The heated water flows through the radiators as well as through a heat exchanger in a hot water storage cylinder, which holds the domestic hot water used for washing, etc. The storage cylinder (if present) should be well-insulated – most are now supplied with a sprayed layer of foam insulation.



அலகு - 1

வாய்ப் ஏற்றத்திறன் :-

தொகுக்கப்பட்ட நிறை தொண்டை மொடுகளின் வாய்ப் திணைமை 1°C உயர்த்துவதற்குத் தேவையான வாய்ப்திறன் அளவு அதன் வாய்ப் ஏற்றத்திறன் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

சூன் வாய்ப் ஏற்றத்திறன் :-

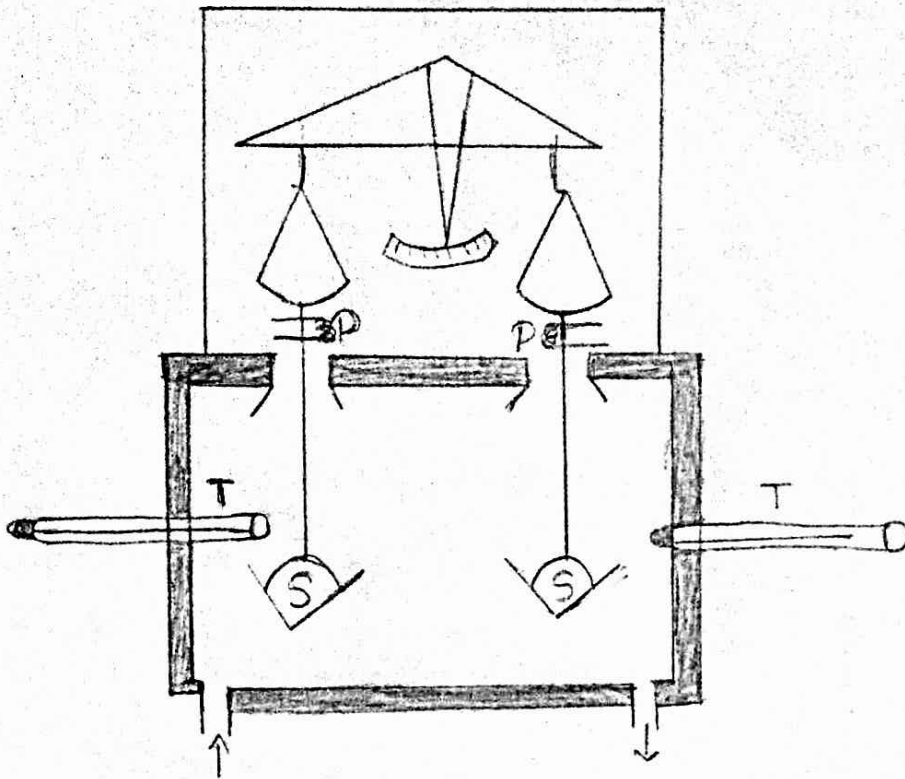
ஒரேயக நிறை தொண்டை மொடுகளின் வாய்ப்திணைமை ஒரேயக உயர்த்துவதற்குத் தேவையான வாய்ப் அளவினை சூன் வாய்ப் ஏற்றத்திறன் என்கிறார். இது மொதுவாக S எனவும் எடுத்துரைக்கக் கூடுதல் - படுகிறது.

மொடுகளின் வாய்ப் ஏற்றத்திறனுக்குச் சமமான வாய்ப் ஏற்றத்திறன் தொண்டை நீரின் நிறை, அம்மொடுகளின் வாய்ப்த் சமநீர் என வரையறுக்கலாம்.

* படுமண் மாறா சூன் வாய்ப் ஏற்றத்திறன் கணக்கல் - ஜாலியின் பகுதி நிராவி கலோரிமீட்டர் :-

0°C முதல் 100°C வரையிலான வாய்ப்திணை தொண்டை வாய்ப்தின் படுமண் மாறா சூன் வாய்ப் ஏற்றத்திறன் தேர்வுபாக்கக் கணக்கெடுப்பான ஒரே ஒகி சிறை ஜாலியின் பகுதி நிராவி கலோரிமீட்டர் மூலமுடைய ஆகும்.

ஜாலியின் பகுதி நிராவி கலோரிமீட்டர் அமைப்பு படம் 13-ல் காட்டப்பட்டுள்ளது. S, S எனப்படும் சமநீர் 7 எஃ.நி விட்டும், 100 கிராம் நிறையுடைய தொண்டை, எஃ.நி.கக் கொள்கலன். இவை ஆரண்டு உணர்வு நுட்பத் திராசின் கட்டுகளின் அடியின் எஃ.நி.க தொண்டை கம்பியால் கட்டித் தொங்கவிடப்பட்டுள்ளது. இவ்விதக் கொள்கலனும் நிராவி அறையிலுள்ள தொங்குகளின்குற.

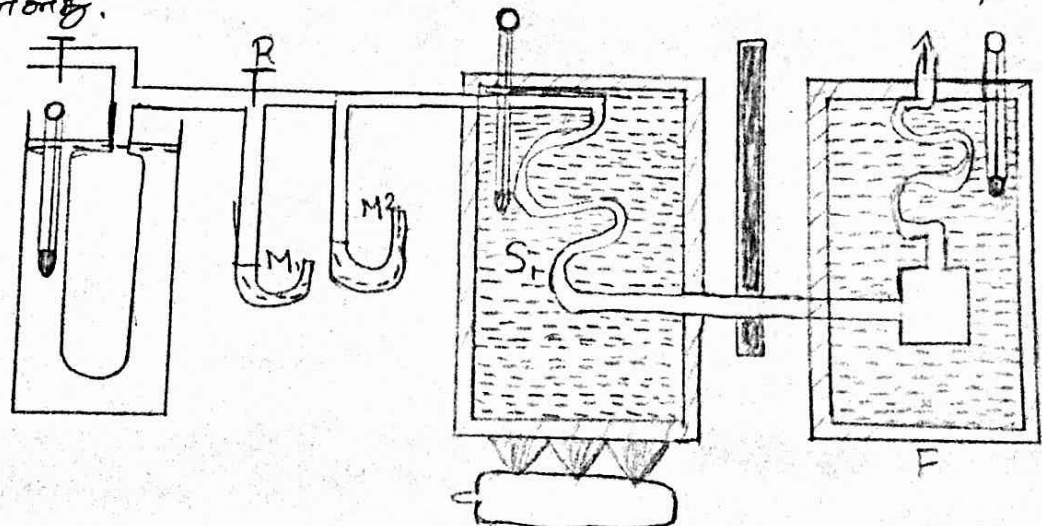


நிராவி அறையின் வாயில் நீர் சுவகைகள் கொண்டு வர
 சூப்பதற்கு, மின்னோட்டம் எல்லாம் மினாட்டாக்கி சுருள்கள் P, P வாயிலுக்கு
 கொடுக்கப்பட்டன.

$$C_v = \frac{M \cdot L}{m \cdot (\theta_2 - \theta_1)}$$

* அகத்தம் மாறா தன் எவயம் சூப்பதற்குக் காணல் என்னால்
 சிறை :-

வாயிலின் அகத்தம் மாறா தன் எவயம் சூப்பதற்குக் C_p காணல்
 - பதற்காக என்னால் அமைக்கப்பட்ட சூப்பதன் அமைப்பு
 காட்டப்பட்டுள்ளது.



ദോഷമുള്ളതായ വായുവിനെപ്പോലെയുള്ള ഒരു കോശം A-ൽ ഉപരി അളവുകൾ
 തിരിച്ചറിയുന്നതിനായി ഉപയോഗിക്കുന്നു. ഈ മാതൃകയെപ്പറ്റിയുള്ള തിരിച്ചറിയൽ
 തിരിച്ചറിയൽ സാധ്യമാക്കുന്നു. മറ്റൊരു കോശം B-ൽ ഉപരി പരമാവധി
 കോശങ്ങൾ ഉണ്ടായ വായു തിരിച്ചറിയുന്നതിനായി ഉപയോഗിക്കുന്നു.
 തിരിച്ചറിയൽ സാധ്യമാക്കുന്നു. M_1 തന്നെ പരമാവധി
 അളവുകൾ തിരിച്ചറിയുന്നു, കോശങ്ങൾ ഉണ്ടായ M_2 വായുവിൽ അളവുകൾ
 അതിലധികം. മറ്റൊരു കോശം B-ൽ ഉപരി പരമാവധി അളവുകൾ
 M_2 കോശങ്ങൾ ഉണ്ടായ മാതൃകയെപ്പോലെയുള്ള തിരിച്ചറിയൽ.

$$C_p = \frac{(m_2 S_1 + m_2 S_2) (\theta_2 - \theta_1)}{m_1 \left(\theta_2 - \frac{\theta_1 + \theta_3}{2} \right)}$$

വായുവിൽ തിരിച്ചറിയുന്ന m - കോശങ്ങൾ:-

$$\begin{aligned}
 m_1 &= (P_1 - P_2) V \\
 &= \frac{P_1 - P_2}{0.76} \times \frac{273}{(273 + \theta)} \times V P_0
 \end{aligned}$$

ഇതിനെപ്പറ്റിയുള്ള വായുവിൽ തിരിച്ചറിയുന്ന m_1 കോശങ്ങൾ.

* മൂല്യങ്ങൾ - ഗവേഷണ തിരിച്ചറിയൽ:-

തിരിച്ചറിയൽ സാധ്യമാക്കുന്നു തിരിച്ചറിയൽ സാധ്യമാക്കുന്നു, അങ്ങനെ
 തിരിച്ചറിയൽ (അതായത് അങ്ങനെ തിരിച്ചറിയൽ) തിരിച്ചറിയൽ തിരിച്ചറിയൽ
 - തിരിച്ചറിയൽ തിരിച്ചറിയൽ തിരിച്ചറിയൽ തിരിച്ചറിയൽ. (മാതൃക) തിരിച്ചറിയൽ
 24.94 ജൂൾ / കിഗ്രാം - അങ്ങനെ / കിഗ്രാം. $C_v = \frac{dE}{dT} = 3R$
 $R \approx 2$ കലോറി / കിഗ്രാം . അങ്ങനെ / കിഗ്രാം തിരിച്ചറിയൽ
 $C_v \approx 6$ കലോറി / കിഗ്രാം - അങ്ങനെ / കിഗ്രാം തിരിച്ചറിയൽ
 $C_v = 29.94$ ജൂൾ / കിഗ്രാം. തിരിച്ചറിയൽ മൂല്യങ്ങൾ തിരിച്ചറിയൽ.

* வெப்பக் கடத்துல் :-

ஒரு பொருளின் ஒரு முனையிலிருந்து மற்றொரு முனையின் தூசுகளின் இயக்கம் எதுவுமில்லாது, வெப்பம் பரவுவதை வெப்பக் கடத்துல் என்கிறார்கள். உலோகங்களில் வெப்பம் வெப்பக் கடத்துல் முறையில் பரவுகிறது.

* வெப்பச் சலனம் :-

பாய் பொருள்களில் வெப்ப முனையிலிருந்து, இன்னொரு முனையின் தூசுகள் உடகத் தூசுகள் இயங்குவதால் வெப்பம் பரவுவதை வெப்பச் சலனம் என்கிறார்கள். கிரகங்களில் வெப்பம் காந்தமுறையில் நான் பரவுகிறது.

* வெப்பக்கதிர் வீச்சு :-

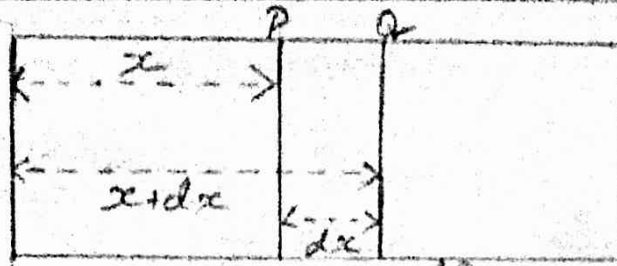
வெப்பமானது ஒளிபுகுகிறது மற்றொரு உட்கதிர், தூசுகளில் உதவி எதுவுமில்லாது வெப்பம் பரவுவதை வெப்பக் கதிர் வீச்சு என்கிறார்கள். சூரியனிலிருந்து பூமிக்கு வெப்பம் வெப்பக் கதிர்வீச்சின் மூலம் பரவுகிறது.

வெப்பக்கடத்துல் திணிப்பு :-

$$Q = K \cdot A \cdot \frac{(\theta_1 - \theta_2)}{L} \cdot t$$

* சூண்டில் வெப்பத்தின் நேர்வளைவு ஆட்டம் :-

ஒரு திணிப்பு சூண்டினால் கிடைக்கிறது. அதன் ஒரு முனை வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. சூண்டு மிக திணிப்புதான் மற்றொரு முனை வெப்பம் திணிப்பில் அமைகிறது. சூண்டின் ஒருவழி நேர்வளைவு வெப்பம் மிதிப்பாட்டினால் கண்டிடுவோம். வெப்ப முனையில் வெப்ப மிதிப்பாடு θ_1 , மற்ற முனையில் வெப்பமிதிப்பாடு θ_2 .



P-ல் கடத்தப்படும் வெப்பம் $Q_1 = k.A. \frac{d\theta}{dx}$

Q-ல் கடத்தப்படும் வெப்பம் $Q_2 = kA \frac{d}{dx} \left(\theta - \frac{d\theta}{dx} \cdot \delta x \right)$
 $= kA \frac{d\theta}{dx} - kA \cdot \frac{d^2\theta}{dx^2} \cdot \delta x$

PQ பகுதியில் கடத்தப்படும் வெப்பம் $= Q_1 - Q_2$
 $= kA \frac{d^2\theta}{dx^2} \cdot \delta x$

இந்தப் பகுதியில் சராசரி வெப்பம் θ எனவும், சுற்றும் பரப்பின் கதிர்வீச்சு எண் E எனவும் கொள்ளலாம், ஒரு எதிர்ப்பில் கதிர் வீச்சியல் வெப்பம்

$$= EP \cdot \delta x \cdot \theta, \quad \text{---} \rightarrow \textcircled{1}$$

எனவே,

$$kA \frac{d^2\theta}{dx^2} \delta x = AP \delta x \cdot \theta + EP \delta x \cdot \theta$$

$$kA \frac{d^2\theta}{dx^2} = AP \theta + EP \theta \quad \text{---} \rightarrow \textcircled{2}$$

எமன்மன (2) ஐ kA ஆல் வகுக்க

$$\frac{d^2\theta}{dx^2} = \frac{PS}{kA} \theta + \frac{EP}{kA} \cdot \theta \quad \text{---} \rightarrow \textcircled{3}$$

$$\frac{d^2\theta}{dx^2} = m^2 e^{mx}$$

$$\theta = Ae^{+mx} + Be^{-mx}$$

$$0 = Ae^{\infty} + Be^{-\infty} = Ae^{\infty}$$

$$\theta = \theta_s e^{-mx}$$

மேல்பகுதி (II) சூண்டில் ஏதாவதொரு பகுதியிலுள்ள மிகுதிப்பகுதி வெப்பநிலையைத் தடுக்கிறது.

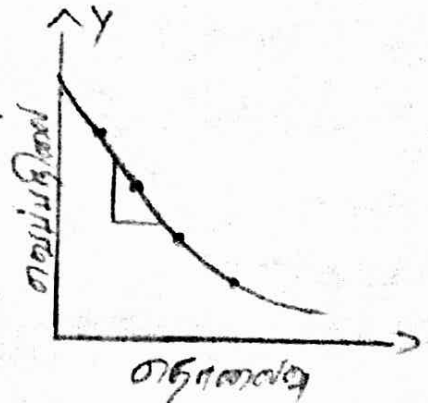
* ∴ போர்ப் முறை - நடுகட்டத்தில் வெப்பவந்தர்த்திகள் காணல் :-
(FORBE'S METHOD - DETERMINATION OF THERMAL CONDUCTION OF A GOOD CONDUCTOR)

இவ்வாறு இடம்பெற சூண்டில் ஒரு முறை சீரான வெப்பம் பரவியிருக்கிறது. இந்த சூண்டிலுள்ள குழியினால் பாதுகாப்பு சீரமை, அங்குள்ள வெப்பமானிகள் எடுக்கப்பட்டுள்ளன. சூண்டில் பரம்பு குழியும் சீரான வெப்பவந்தர்த்திப் பட்டுள்ளது.

நிலைப் பகுதி (Static Part) :-

ஒவ்வொரு வெப்பமானிகளும் காட்டும் வெப்பநிலைகளையும், வெப்பப்பெருக்கம் இடைவெளிகளில் வெப்பமானிகள் அமைந்துள்ள சூரத்தையும் அளந்து காணும் வேண்டும்.

$$\frac{d\theta}{dx} = -k \cdot \theta_s e^{-kx} = -k\theta$$

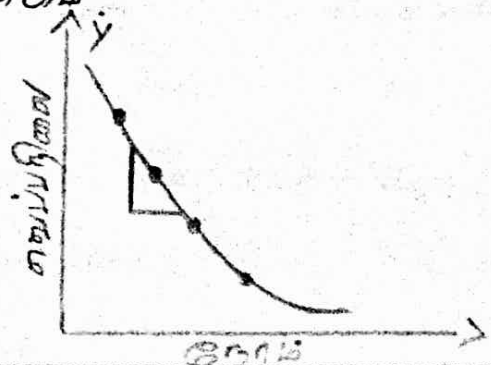


இயக்கப்பகுதி (Dynamic Part) :-

30 ஏதாவது இடைவெளிகளில் வெப்பநிலை மாற்றி காட்டும் வெப்பநிலை மாற்ற குறித்துக் காணும் வேண்டும்.

கதிர்வீச்சு எண் $E = \frac{ms \frac{d\theta}{dt}}{p\theta}$

$$k = \frac{EP}{AK^2}$$



THERMAL & STATISTICAL PHYSICS

BOOKS FOR REFERENCE:

- Brij Lal, Dr. N. Subrahmanyam & P. S. Hemne - Heat and Thermodynamics - S. Chand & Company, Ram Nagar, New Delhi - 110 055. (UNIT - I, III & IV)
- A. Sundaravelusamy, 2009, வெப்ப இயற்பியல் (Thermal Physics), Priya Publications, 31, South Street, Anna Nagar, Karur-639 002. (UNIT - I, III & IV)
- R. Murugesan & Kiruthiga Sivaprasath, Modern Physics, 2007, S.Chand& Company, Ram Nagar, New Delhi - 110 055. (UNIT - I, III & IV)

SOURCE:

1. <https://byjus.com/jee/zeroth-law-of-thermodynamics>
2. <https://byjus.com/jee/first-law-of-thermodynamics>
3. <https://byjus.com/jee/second-law-of-thermodynamics>
4. <https://byjus.com/chemistry/third-law-of-thermodynamics>
5. https://en.wikipedia.org/wiki/Carnot_cycle
6. [https://en.wikipedia.org/wiki/Carnot-theorem_\(thermodynamics\)](https://en.wikipedia.org/wiki/Carnot-theorem_(thermodynamics))
7. https://ta.wikipedia.org/wiki/வெப்ப_இயக்கவியல்
8. https://ta.wikipedia.org/wiki/நிலைச்_சமன்பாடு
9. https://ta.wikipedia.org/wiki/வான்_டெர்_வால்சின்_சமன்பாடு