

# الباب الأول

## مدخل في الديناميكا الحرارية

- 1.1. طبيعة علم الديناميكا الحرارية .
- 2.1 . المفاهيم والتعاريف الأساسية .
  - 1.2.1 النظام الديناميكي الحراري .
  - 2.2.1 . خواص وحالة النظام .
  - 3.2.1 الإحداثيات الترموديناميكية .
  - 4.2.1 الجسم المعامل - المادة الشغالة .
  - 5.2.1 . العملية الترموديناميكية .
  - 6.2.1 . الإجراءات والدورات .
  - 7.2.1 . الطاقة الداخلية .
- 3.1 . البارامترات الترموديناميكية للحالة .
  - الضغط - الحجم النوعي - درجة الحرارة
  - 4.1 . النظام العالمي للوحدات القياسي .
  - 5.1 . الحرارة والشغل
  - 6.1 . الطاقة
  - 7.1 . النظرة المجهرية والعيانية .
  - 8.1 . الغازات ومعادلة الحالة .
    - 1.8.1 . مقدمة .
    - 2.8.1 . الغازات المثالية .
    - 3.8.1 . القوانين الأساسية للغازات .
    - 4.8.1 . معادلة الحالة .
    - 5.8.1 . أمثلة .

## 1.1 طبيعة علم الديناميكا الحرارية.

يعتبر علم الديناميكا الحرارية (Thermodynamics) أحد فروع العلوم الطبيعية ، الهدف منه شرح الظواهر المختلفة للطاقة ، وقوانين تحويلاتها ، وخواص المواد المتعلقة بها ولا سيما قوانين تحويل الحرارة إلى صور أخرى من الطاقة وبالعكس ، والتي من خلالها يتم وضع أساسيات للتطبيقات الهندسية الحرارية المختلفة .

وبدقة أكثر هو ذلك العلم الذي يختص بالطاقة وتحويلاتها ، ويصوغ العلاقات التي تربط المقادير الترموديناميكية المختلفة ، وإيجاد العلاقة بين الطاقة والتغير ، إذ أن حدوث أي تغير مهما كان نوعه يتبعه إما انطلاق أو امتصاص لكمية معينة من الطاقة . فعلى سبيل المثال عملية تحول الماء إلى بخار يحتاج إلى مقدار معين من الطاقة على صورة حرارة حتى يتحول السائل إلى بخار . ويعتمد هذا العلم على قانونين أساسيين تجريبين تم الحصول عليهما نتيجة لتعميم التجارب والأبحاث العديدة المختلفة . وتمثل هذه القوانين الضوابط العامة التي تنظم تحويلات الطاقة وما ينتج عنها .

تقسم الديناميكا الحرارية إلى عامة ، وهندسية ، وكيميائية ، حيث تدرس " الديناميكا الحرارية العامة " المبادئ والقوانين الأساسية وما ينتج عنها ، وعمليات تحول الطاقة من صورة إلى أخرى وتصوغ العلاقات المختلفة بين المقادير الترموديناميكية وهو ما يتضمنه هذا الكتاب ، وتدرس " الديناميكا الحرارية الهندسية " التحولات المتبادلة بين الحرارة والشغل ، وتضع الأسس النظرية للمحركات الحرارية ، أما الديناميكا الحرارية الكيميائية فتدرس تطبيق القوانين الأساسية على العمليات الكيميائية وتأثير الشروط الخارجية على التوازن .

### 2.1. المفاهيم والتعاريف الأساسية .

تستخدم في علم الديناميكا الحرارية ، كما في أي علم آخر مفاهيم ومصطلحات وتعاريف خاصة سوف نتعرف على الأساسية منها .

#### 1.2.1. النظام الديناميكي الحراري (Thermodynamic System) :

يطلق اسم النظام ( System ) في الديناميكا الحرارية على مجمل الأجسام المادية التي تتبادل بالطاقة على شكل حرارة وشغل مع بعضها البعض والوسط المحيط على حد سواء

وتفصل هذه الأجسام عن المحيط الخارجي بواسطة حدود (Boundary) مادية أو وهمية ، ويكون عندئذ كل ما يقع خارج هذه الحدود عبارة عن الوسط المحيط ( Surroundings ) . فعلى سبيل المثال عند دراسة هواء غرفة ما نستطيع عزل حجم ما منه باعتباره نظاماً ثرموديناميكياً ، ويكون عندئذ كل ما يقع خارج هذا الحجم عبارة عن الوسط المحيط كما هو مبين في الشكل (1.1) .



الشكل (1.1) - النظام والوسط المحيط وحدود النظام

ويمكن للنظام أن يكون مغلقاً ويسمى عندئذ " بالنظام المغلق (Closed System) " ، أو مفتوحاً ويسمى عندئذ " بالنظام المفتوح (Open System) " ويعتمد ذلك على ظروف تبادل الكتلة والشغل والحرارة مع الوسط المحيط .

فالنظام المغلق (Closed System) هو النظام الذي يخترق حدوده الطاقة العابرة فقط ولا يسمح بانتقال المادة ( الكتلة ) بالدخول فيه أو الخروج منه ، أي تبقى كتلة المادة العاملة للنظام ثابتة ويعرف النظام المغلق بنظام الكتلة المحددة (Control Mass System) . أما إذا كان هذا النظام لا يتأثر بالوسط المحيط به ، أي لا يتبادل الطاقة أو المادة ( الكتلة ) مع الوسط المحيط به فإن هذا النظام يدعى بالنظام المعزول ( Isolated System ) ، ويعتبر حالة خاصة من النظام الثرموديناميكي المغلق . أما النظام الذي يخترق حدوده الطاقة العابرة والذي يسمح بانتقال المادة ( الكتلة ) بالدخول فيه أو الخروج منه فيدعى بالنظام المفتوح (Open System) ، ويعرف هذا النظام "بنظام الحجم المحدد (Control Volume System)"

## 1.2. خواص وحالة النظام (Thermodynamic State and Properties)

إن حالة (State) أي نظام هي الشروط التي يوجد بها النظام عندما يكون في حالة توازن . وهذه الشروط تتعين بإحداثيات ( بارامترات ) يمكن قياسها كدرجة الحرارة (T) والضغط ( P ) والحجم ( V ) والكثافة ( ρ ) وغيرها .

وهذه الإحداثيات تدعى بخواص النظام. وتعتمد على حالة النظام فقط، ولا تعتمد على ماضي النظام ولا على العملية التي وصل بواسطتها النظام الى هذه الحالة.

فمثلاً عندما تتغير احدى خواص النظام فان القيمة التي ستأخذها هذه الخاصية تعتمد فقط على الحالة النهائية للنظام ولا تتأثر بالمسار الذي سلكه النظام حتي وصل الى تلك الحالة. فاذا كانت الاحداثيات ( البارمترات ) المشار اليها سابقاً في كل نقطة داخل حدود النظام واحدة فان لنظام يكون متجانساً، أما اذا كانت هذه البارمترات مختلفة في مختلف أجزاء النظام فان النظام يعتبر غير متجانس.

المعروف أن الماء يمكن أن يتوجد في حالات مختلفة مثل الحالة السائلة والصلبة والبخار فتسخن الماء السائل يحوله الى حالة البخار، وتبريد الماء السائل يحوله الى الحالة الصلبة ( ثلج ). وكل حالة من هذه الحالات تسمى « بالطور » ( phase ) ويمكن تقسيم الماء الى أجزاء متجانسة فمثلاً اذا كان وعاء يحتوي على ماء يغلي وبخار فانه يمكن اعتبار كل الماء السائل والبخار نظاماً متجانساً مستقلاً حيث يسمى كل جزء متجانس من النظام بالطور السائل وطور البخار، وكذلك اذا كان وعاء يحتوي على ماء سائل وثلج صلب، هما معاً يشكلان نظامين متجانسين و الوعاء هنا يحتوي على الطور السائل والطور الصلب.

تقسم خواص النظام الى نوعين:-

(a) خواص مركزة ( intensive properties ) .

وهي الخواص التي لا تعتمد على كتلة النظام أو حجمه مثل درجة الحرارة، والضغط والكثافة، واللزوجة وغيرها.

(b) خواص امتدادية ( Extensive properties ) .

فهي الخواص التي تعتمد على كتلة النظام مثل الحجم الكلي للنظام ( volume ) والكتلة الكلية للنظام ( Mass ) والطاقة الكلية الداخلية ( Internal Energy )، والشحنة، والوزن، والطول، والمساحة السطحية.

وعادة يرمز للخاصية الامتدادية بحرف كبير أما القيمة النوعية لتلك الخاصية فيرمز لها بحرف صغير فمثلاً اذا كانت الطاقة الداخلية الكلية للنظام هي الحرف ( U ) ، فان الطاقة الداخلية النوعية ( أو الطاقة الداخلية لوحدة الكتل هي u ) :

$$u = U / M$$

ويمكن تحويل الخاصية الامتدادية الى خاصية مركزة وذلك اذا ما قسمنا الخاصية الامتدادية للنظام على كتلته أو عدد المولات فيه .

أي أن الخواص النوعية ( specific properties ) هي تلك الخواص الامتدادية لوحدة كتلة أي انها تعتبر بطبيعتها خواص مركزة مثل الحجم النوعي ( specific volume ) .  
والطاقة النوعية ( specific Energy )  $e = E/m$  وغيرها .

وتسمى النسبة بين الخاصية الامتدادية للنظام الى عدد المولات فيه بالقيمة النوعية المولارية لتلك الخاصية.

ويعرف المول ( Mole ) بأنه كمية المادة من نظام يحوي مكونات أولية بقدر ما هو موجود من ذرات في ( 12g ) من الكربون ويساوي هذا المقدار بعدد افوجادرو.

$$( NA = 6.02 \times 10^{23} \text{ atom / mole} )$$

فمثلاً اذا كان حجم النظام الكلي ( V ) وعدد المولات ( n ) فان الحجم النوعي

$$v = \frac{V}{n}$$

أن كتلة أي نظام غالباً تعطي بذكر عدد المولات التي يحتويها ، فالمول هو كتلة العنصر التي تساوي عددياً وزنه الجزيئي فمثلاً كيلو مول ( k mole ) من الأوكسجين ( O<sub>2</sub> ) يحتوي على ( 32kg ) - ( الكتلة المولية للأوكسجين M = 32 ) ، وكيلو مول الهواء يعادل 29Kg ( الكتلة المولية الظاهرية للهواء M = 29 ) ، وهكذا .....

ان النسبة بين خاصيتين امتداديتين لنظام متجانس هي خاصية مركزة . فالضغط الذي هو خاصية مركزة يساوي الوزن الذي هو خاصية امتدادية مقسوماً على المساحة السطحية وهي أيضاً خاصية امتدادية ( P = W / A ) ، وكذلك الكثافة وغيرها .

إن تغير أي خاصية من هذه الخواص يعني تغير حالة النظام أي أن حالة النظام يمكن تحديدها بواسطة جملة معينة من الخواص . وتبين الحالة للنظام عادة عدد الأطوار ونوعها وكتلة كل واحد منها في النظام .

وبشكل عام تعرف الحالة الترموديناميكية للنظام بأنها مجموعة الخواص الترموديناميكية المرتبطة بالنظام عند أي لحظة زمنية ، أي بمعنى آخر هي الوضع الترموديناميكي للنظام .  
ولتحديد حالة نظام ما ، يجب معرفة علي الأقل خاصيتين مستقلتين من خواص المادة العاملة ( الجسم العامل ) ( Working medium ) مثل الضغط ودرجة الحرارة ( P , T ) أو الضغط والحجم النوعي ( P , v ) أو درجة الحرارة والحجم النوعي ( T , v ) ويجب أن يكون النظام في حالة أتران .

### 3.2.1 الإحداثيات الترموديناميكية ( Thermodynamic Coordinates )

الإحداثيات الترموديناميكية هي الخواص والإحداثيات اللازمة لتعيين حالة النظام فالمتغيرات كالضغط ( p ) والحجم ( v ) ودرجة الحرارة ( t ) والأنتروبي ( s ) لنظام تسمى بالإحداثيات الترموديناميكية ولتعيين حالة نظام ما يتطلب توفير قدر كبير من المعلومات عن خاصية من خواص النظام ( الضغط ، درجة الحرارة ، الحجم ، الكتلة والكثافة و الشد السطحي و اللزوجة ، والسعة الحرارية ) ولكن في الحقيقة أنه عند تثبيت عدد قليل من الخواص ستكون بقية الخواص مثبتة تلقائياً . فمثلا عند ضغط ثابت ودرجة حرارة ثابتة يكون النظام في حالة استقرار وستكون بقية خواص النظام مناظرة لتلك الحالة .

فالحجم خاصية تحدد قيمتها بقيمتي الضغط ودرجة الحرارة وهكذا يمكن كتابة الدالة التالية:-

$$V = f( T , P )$$

وتختلف الإحداثيات باختلاف الأنظمة . فمثلا في حالة خليط من غاز تكون إحداثياته هي التركيب الكيميائي والكتلة والحجم ودرجة الحرارة . . . . . الخ .

والمادة التي لها كتلة ثابتة يمكن أن تكون لها حجوم مختلفة وضغوط مختلفة ، وكذلك تثبت الحجم يمكن أن تكون للمادة ضغوط مختلفة وكذلك العكس .

يسمى كل من الضغط والحجم بالإحداثيات المستقلة ( Independent Coordinates )

أما الإحداثيات المستقلة للأغشية فهي الشد السطحي والمساحة .

#### 4.2.1 الجسم العامل - المادة الشغالة - ( Working Medium )

أن المادة التي تقوم مرات متكررة ، بإنجاز عملية مغلقة ( دورة ) في المحرك الحراري تدعى بالجسم العامل ( المادة الشغالة ) ففي المحطات الكهربائية مثلاً ، الحرارية منها أو الذرية ، يكون الجسم العامل عبارة عن الماء والبخار ، أما في وحدات التبريد فيستخدم غاز الفريون أو غيره من المواد الأخرى ، وأما في محركات الاحتراق الداخلي ووحدات التوربينات الغازية فيستخدم الهواء ومنتجات احتراق الوقود يمكن أن تكون المادة الشغالة :-

##### 1- مادة حقيقية (Actual)

وهي عبارة عن المادة التي لجزيئاتها أبعاد هندسية وقوي تجاذب والتي يمكن تبخرها وتجمدها وإسالتها ولا تتبع القوانين العامة للغازات المثالية . يمكن اعتبار الماء ( Water ) ، والفريون ( Freon ) ، والامونيا ( Ammonia ) مواد شغالة حقيقية .

##### 2. مادة مثالية ( Ideal )

وهي عبارة عن الغازات المثالية ( Perfect gases ) التي تمثل جزيئاتها بنقط هندسية ، ولا تملك قوى ترابط بين بعضها البعض ، وتتبع قانون بويل ، وقانون شارل وتتبع المعادلة العامة للغازات . ويمكن اعتبار الهواء والنيتروجين والأكسجين عند درجات الحرارة المألوفة غازات مثالية .

#### 5.2.1 العملية الترموديناميكية ( Thermodynamic Process )

تعرف العملية الترموديناميكية بأنها عبارة عن مجموعة من المتغيرات التي تطرأ على النظام أثناء انتقالها من حالة توازن إلى حالة توازن أخرى . أو بمعنى آخر هي عبارة عن تغير وضع النظام من حالة إلى أخرى . ويمكن أن تكون العملية الترموديناميكية عملية متزنة ( Equilibrium Process ) وهي عبارة عن العملية التي تتم ببطء والتي في كل لحظة فيها تكون حالة النظام مماثلة لحالة الوسط المحيط بها ، أما أن تكون العملية الترموديناميكية غير متزنة ( Non - Equilibrium Process ) وهي عبارة عن العملية التي تتم بسرعة فائقة وفيها كل حالة من حالات العملية لا يمكن اعتبارها حالة متزنة .

ويمكن أثناء إجراء أي عملية ثرموديناميكية تثبيت خاصية من خواص الجسم العامل ( المادة الشغالة ) للنظام ، ومثل ثبات الضغط (  $P = \text{Constant}$  ) ، أو ثبات الحجم (  $V = \text{Constant}$  ) ، أو ثبات درجة الحرارة (  $T = \text{Constant}$  ) وترك بقية الخواص تتغير لتأخذ قيم جديدة .

كما يمكن تقسيم العمليات الثرموديناميكية من حيث تغير قيم الإحداثيات إلى خمسة

أنواع هي :-

- 1- عملية ثبوت درجة الحرارة وتدعى بالعملية الأيزوثرمية .
- 2- عملية ثبوت الضغط وتدعى بالعملية الأوبارية .
- 3- عملية ثبوت الحجم وتدعى بالعملية الأيزوكورية .
- 4- العملية الأديباتية : وهي العملية التي لا يصاحبها انتقال حرارة من وإلى النظام أي بدون حرارة مع الوسط المحيط .
- 5- العملية الدورية وهي العملية التي تتشابه بها الحالة الابتدائية والحالة النهائية . وهي العملية التي تعيد نفسها بعد فترة زمنية محددة .

كما يمكن أن تكون العملية الثرموديناميكية " عملية عكسية " ( Reversible Process ) وهي العملية التي يعود بعدها النظام الثرموديناميكي إلى الوضع الأصلي في الاتجاهين المباشر والعكس ، و لا تحصل عند ذلك أية تغيرات في الوسيط المحيط . وتتكون العملية الانعكاسية من حالات متزنة وتعتبر عملية ( مثالية ) لا يمكن تحقيقها عملياً .

أما العملية اللانعكاسية ( Irreversible Process ) فهي العملية التي يصحبها تغير في حالتها أو في حالة الوسط المحيط بها عند عكسها . أي تؤدي دوماً إلى إنقاص الشغل الذي ينجزه النظام الثرموديناميكي ، وتحتاج إلى مساعدة خارجية عند عكسها لكي تعود إلى حالتها الأصلية .

## 6.2.1. الإجراءات والدورات ( Processes and Cycles )

يقال أن النظام مر بإجراء ثرموديناميكي ( Thermodynamic Processes ) إذا تغيرت خاصية أو أكثر من خواص هذا النظام ، وبالتالي تغيرت حالته . وتشمل الإجراءات الحقيقية على تغير في معظم خواص النظام . ولكن الديناميكا الحرارية تُدرس عن طريق نماذج مثالية ، حيث تثبت إحدى هذه الخواص ، فعند ثبات الضغط يقال أن المادة أُجرى عليها

إجراء ثبات الضغط ( Isobaric Process ) ، وإذا كان الحجم ثابت عند تغير بقية الخواص فيسمى الإجراء عندئذ بإجراء ثبات الحجم ( Isochoric Process ) ، والتفاعلات الكيميائية المختلفة هي أيضاً إجراءات كاتحاد مثلاً الكربون والأكسجين لتكوين ثاني أكسيد الكربون ، أو ذوبان السكر في الشاي وغيرها .

أما عند مرور الجسم العامل ( المادة الشغالة / بسلسلة من الإجراءات ، ثم يعود إلى حالته الأولى فإن الجسم العامل يكون قد مر " بدورة ترموديناميكية " . أي الدورة الترموديناميكية ( Thermodynamic Cycle ) هي عبارة عن مجموعة من الإجراءات التي تعيد المادة الشغالة إلى حالتها الأصلية .

### 7.2.1 . الطاقة الداخلية ( Internal Energy ) .

من أجل أن نتصور مفهوم الطاقة الداخلية لنظام ما من المفيد أن نسأل ماذا يحدث للحرارة بعد دخولها للنظام ؟ وماذا يحدث للشغل المنجز .

لنفرض أن لدينا نظاماً ذو درجة حرارة معينة ، وهذا النظام يتألف من عدد كبير من الجسيمات التي تمتلك أشكالاً مختلفة من الطاقة ( طاقة حركية انتقالية ، وطاقة حركية دورانية ، وطاقة حركية اهتزازية ، وطاقة وضع ، وطاقة إلكترونية ونووية ) أن مجموع هذه الطاقات التي تمتلكها كافة الجسيمات الداخلة في تكوين النظام تدعى بالطاقة الداخلية للنظام ويرمز لها بالحرف ( U ) .

فلو أعطينا النظام كمية من الطاقة الحرارية فإن تلك الطاقة سوف تنتشر وتتوزع على ذرات وجزئيات النظام وتزيد طاقاتها بمقدار يتناسب مع كمية الحرارة الداخلة للنظام ، أي أن الحرارة الداخلة تحولت إلى زيادة في الطاقة الداخلية ( u ) وهذه الزيادة يمكن أن تظهر في أحد الأوجه التالية :-

- 1- زيادة درجة حرارة النظام .
- 2- تغير حالة النظام من صلب إلى سائل أو من سائل إلى بخار .
- 3- زيادة المسافة بين جزئيات الكتلة ( التمدد ) .

إن الطاقة التي يمتصها النظام تدعى بالزيادة في الطاقة الداخلية للنظام ويرمز لها بالرمز (  $\Delta u$  ) ويحدث نفس الشيء إذا أنجزنا شغلاً على النظام فإنه يعمل على زيادة الطاقة الداخلية ، أما إذا سحبنا كمية من الحرارة من النظام وذلك عن طريق ملامسته بجسم أبرد منه فإن الطاقة الداخلية للنظام سوف تنقص ، وإذا أنجز النظام شغلاً على الوسط المحيط فينبئ ذلك يتم على حساب طاقته الداخلية .

مما سبق يتضح أن الشغل والحرارة ما هما إلا طريقان يمكن بواسطتهما تغيير الطاقة الداخلية للنظام .

### 3.1. البارمترات الترموديناميكية للحالة .

تدعى المقادير التي تحدد النظام الترموديناميكي كما أشرنا سابقاً ببارامترات الحالة . وهي عبارة عن سلسلة من القيم التي تصف حالة النظام ( الإحداثيات ) . والبارمترات الأساسية في الديناميكا الحرارية هي الضغط ، ودرجة الحرارة ، والحجم النوعي ، وسوف نقوم بالتعرف على وحداتها وطرق قياسها نظراً لأهميتها في دراسة ( الترموديناميكا ) .

#### أولاً : الضغط ( Pressure )

إن الضغط أكثر الخواص الترموديناميكية استعمالاً وذلك لسهولة قياسه المباشرة ، ويساوي الضغط القوة المؤثرة على وحدة المساحة لسطح الجسم ، ويقصد بالقوة المؤثرة بتلك القوة المحصلة لضربات ذرات الغاز أو البخار ( عندما يجري الحديث عن ضغط الغاز أو البخار ) ، المتجهة بشكل عمودي على جدران الإناء . ويرمز له بالرمز ( p ) حيث :

$$P = \frac{F}{A} \quad , \quad [ N / m^2 ]$$

في نظام الوحدات العالمي ( SI ) الوحدة  $N / m^2$  تسمى البسكال ( Pascal ) : ويعرف البسكال ( Pa ) - بأنه عبارة عن الضغط الناتج عن تأثير قوى موزعة بانتظام قدرها واحد نيوتن على سطح مساحته واحد مربع (  $1 Pa = N / m^2$  ) .

ويمكن قياس الضغط بعمود من السائل سواء كان الماء أو الزئبق حيث أن واحد ضغط جوي يساوي ( 760 mm ) زئبق عند الصفر المنوي عند سطح البحر .

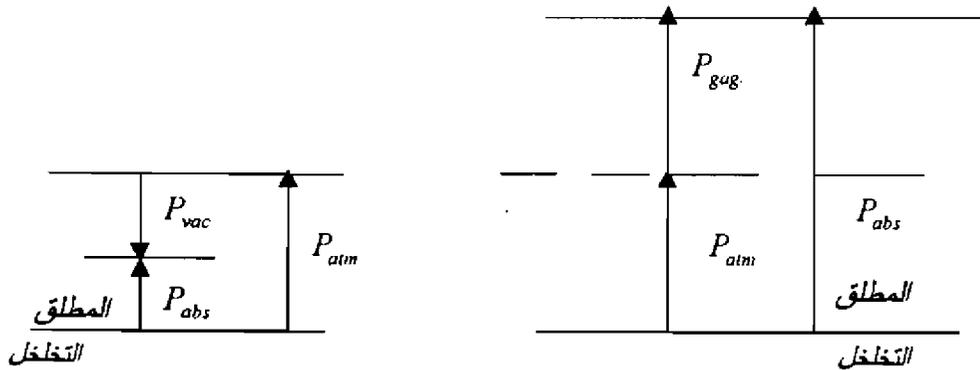
ويقاس الضغط بواسطة أجهزة خاصة منها البارومترات ( Barometer ) وهي تبين وتقيس الضغط الجوي ( Atmospheric Pressure ) ويرمز له بالرمز (  $P_{atm}$  ) ، أما الأجهزة التي تقيس الضغط الأعلى من الضغط الجوي فتدعى بالمانومترات ( Manometer ) ويسمى الضغط المقاس بالضغط الزائد أو الفائض ( Gauge pressure ) ويرمز له بالرمز (  $P_{gag}$  ) ، وأما الأجهزة التي تقيس الضغط الأقل من الضغط الجوي فتدعى بالفاكومترات ويسمى الضغط المقاس عندئذ بضغط التخخلل ( Vacuum pressure ) ويرمز له بالرمز (  $p_{vac}$  ) .

من المعروف إنه في معظم دراسات علم الهندسة الحرارية والتحليل الترموديناميكي يجب استخدام الضغط المطلق حيث يرتبط الضغط الزائد والضغط الجوي وضغط التخخلل والضغط المطلق مع بعضهما البعض حسب العلاقات التالية :-

$$P_{gag} = P_{abs} - P_{atm} \quad \left( \text{هذا بالنسبة للضغوط أعلى من الضغط.} \right)$$

$$P_{vac} = P_{atm} - P_{abs} \quad \left( \text{هذا بالنسبة للضغوط أقل من الضغط الجوي} \right)$$

والشكل ( 1- 2 ) يبين هذه الضغوط



الشكل ( 1- 2 ) - الضغوط - المطلق ، الزائد ، والتخخلل .

كما أشرنا سابقاً فإن وحدة قياس الضغط هي البسكال (Pascal) حيث أن :-

$$1 \text{ Pa} = \text{N} / \text{m}^2$$

والبسكال وحدة صغيرة جداً لذا لا يكون دائماً من المناسب استخدامها وذلك لأن ( 1Pa ) أصغر من الضغط الجوي (Patm) بحوالي مليون مرة . لذا تستخدم أحياناً وحدات قياس أكبر هي :-

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ pa} \quad \text{حيث أن} \quad \text{bar} \quad \text{البار}$$

$$\text{Kpa} = 10^3 \text{ Pa} \quad \text{حيث أن} \quad (\text{Kpa}) \quad \text{والكيلو باسكال}$$

$$\text{MPa} = 10^6 \text{ Pa} \quad \text{حيث أن} \quad (\text{MPa}) \quad \text{والميجاباسكال}$$

$$\text{Mpa} = 10 \text{ bar} \quad \text{وحيث أن}$$

ثانياً - الحجم النوعي ( Specific Volume )

وهو عبارة عن نسبة الحجم الكلي للمادة ( $\sqrt{V}$ ) إلى كتلتها (m) ويعطى بالعلاقة التالية :

$$v = V / m \quad , \quad (\text{m}^3 / \text{Kg})$$

حيث أن :  $v$  الحجم الكلي للمادة ويقاس ( $\text{m}^3$ )

$m$  هي الكتلة وتقاس بـ (Kg)

أما الكثافة فهي نسبة كتلة المادة إلى حجمها حيث أن :

$$\rho = m / V$$

أي أن الكثافة هي مقدار معاكس للحجم النوعي ( $v$ ) هو مقدار معاكس للكثافة :-

$$v = 1 / \rho$$

أي أن حاصل ضرب الكثافة في الحجم النوعي يساوي الواحد :-

$$\rho \times v = 1$$

وبمعرفة الحجم النوعي ( أو الكثافة ) يمكن إيجاد حجم المادة بموجب الكتلة المعلومة :-

$$V = m / \rho$$

أو يمكن إيجاد كتلة المادة بموجب الحجم المعلوم :

$$m = V \cdot \rho \quad \text{أو} \quad m = V / v$$

## ثالثاً - درجة الحرارة ( Temperature )

تعتبر الحرارة من أهم الخواص الفيزيائية المستخدمة في الديناميكا الحرارية وهي إحدى جانب ذلك من أهم الخواص المرتبطة بخواص الإنسان . إن الاستخدام الواسع لكلمتي الحرارة ودرجة الحرارة جعلهما تبادوان وكأنهما واضحتان المفهوم . ولكن المفهوم الدقيق بهاتين الكلمتين يعتبر واحد من أهداف دراسة ، علم الديناميكا الحرارية .

إن الحرارة ( Heat ) " هي طاقة في حالة عبور أو انتقال وهي ظاهرة حدودية ووقتيّة أي إنها تتواجد في درجة حرارة النظام وما يجاوزه من أجسام " فلو تلامس جسم ساخن مع جسم بارد فإن الحرارة ستندفق من الجسم الساخن إلى الجسم البارد وهذا التدفق لا يستمر أبداً بل يتوقف بعد حين .

إن المعنى الابتدائي لدرجة الحرارة يتضمن إنها الخاصية التي تصف الجسم فيما إذا كان بارداً أو حاراً .

فمثلاً حين نلمس قطعة معدنية ساخنة فإن نهايات الأعصاب عند مكان اللمس ستحس بالسخونة رأساً .

وينتقل ذلك الإحساس إلى العقل الذي يفسر أن ذلك الجسم الملموس ساخن . أما إذا تم لمس قطعة من الجليد فيمكن الاستنتاج دون عناء إنه بارد . والسبب في هذا الاستنتاج يعود إلى إن الجسم الساخن يعطي حرارة لليد عند اللمس بينما قطعة الجليد تمتص الحرارة من اليد ، ومن ذلك نستخلص أن التصور المعقول لدرجة الحرارة يستند على عملية الحرارة ، فإذا انتقلت الحرارة من الجسم إلى اليد يوصف الجسم بأنه حار ، أما إذا انتقلت الحرارة من اليد إلى الجسم فإن ذلك الجسم يوصف بأنه بارد فدرجة السخونة والبرودة هنا من مقياس وامر سلبي ، حيث أن إحساس الإنسان بالحرارة هو إحساس سلبي لا يقول عليه الدقيقة . وذلك لأن حساسية اللمس عاجز عن تقدير درجة السخونة والبرودة رقمياً، بالإضافة إلى ذلك فإن حساسية اللمس تحسب فقط مدى محدود جداً من درجات الحرارة ، فالإنسان لا يستطيع أن يتحمل لمس الأجسام الباردة والساخنة جداً.

إضافة إلى ذلك فإن حساسية اللمس كثيراً ما تعطي انطباعاً غير صحيح عن درجة سخونة الأجسام فمثلاً عند لمس جسمين في فصل الشتاء أحدهما معدني والأخر خشبي فإن

الجسم الأول يبدو عند اللمس أبرد من الجسم الثاني على الرغم من تساوي درجة حرارتهما والسبب يعود إلى كون الجسم المعدني موصل جيد للحرارة يسمح بانتقال الحرارة بينما الجسم الثاني عازل لا يسمح بانتقال الحرارة لذلك من الضروري اللجوء إلى طريقة علمية دقيقة في قياس درجة الحرارة . إن أول خطوة نحو الوصول إلى مقياس علمي لإحساس " درجة الحرارة " هو إرساء معيار لتساوي درجات الحرارة ، متى تتساوى درجة حرارة جسمين ؟ الجواب تتساوى درجة حرارة جسمين عندما لا يحدث تبادل حراري بينهما عندما يتلامسان ، أي عندما يكونان في حالة توازن حرارية أي عندما يتوقف انتقال الحرارة بينهما بعد فترة من التلامس .

ويتوقف عملياً انتقال الحرارة بين الجسمين عندما تكون هناك خاصية مشتركة بين الجسمين وهذه الخاصية هي " درجة الحرارة " ( Temperature ) ولذلك يمكننا الآن تعريف درجة الحرارة .

" درجة الحرارة " :- هي تلك الخاصية التي تعين فيما إذا كان النظام متوازن حرارياً مع نظام أو أكثر مجاور له .

أما الحرارة (Heat) فهي شكل من أشكال الطاقة تنتقل من جسم إلى آخر نتيجة الفرق بين درجة حرارة هذين الجسمين .

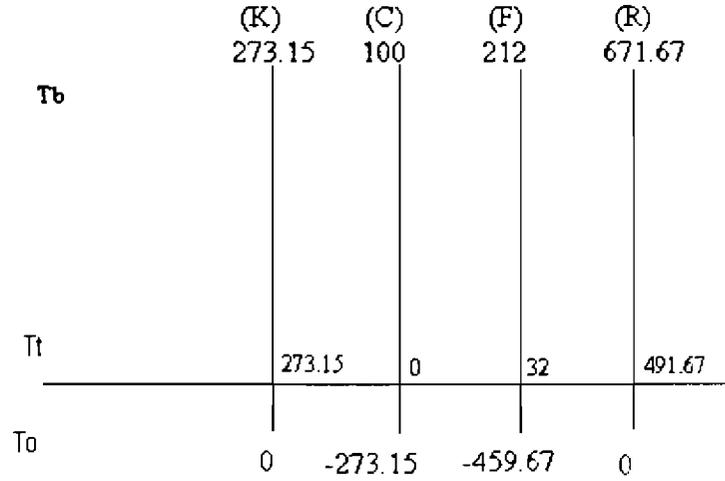
أما إذا تساوت درجة حرارة الجسمين فإن ذلك يعني أن الطاقة الحرارية المنتقلة تساوي الصفر وأن الجسمين في حالة توازن حراري .

أن المفاهيم - الحرارة ، ودرجة الحرارة ، والتوازن الحراري مفاهيم مرتبطة مع بعضها البعض . يستخدم لقياس درجات الحرارة العادية ( t ) " C<sup>0</sup> أو F<sup>0</sup> " الترمومترات ذات المقياس المنوي ( Celsius scale ) والمقياس الفرنيهي ( Fahrenheit scale ) علي التوالي .

وفي التحليل الترموديناميكي يجب استخدام درجات الحرارة المطلقة ( T ( K أو R ) المقاسة بدرجة كلفن ( Kelvin ) وبدرجة رانكين ( Rankine ) علي التوالي .

إن مقياس درجة الحرارة المطلقة مقسم كمقياس درجة الحرارة العادية لكن درجة الصفر المطلق بالنسبة له تكون أقل من نقطة إذا به التلج بحوالي 273.15 C<sup>0</sup> أو 459.67 F<sup>0</sup> .

والشكل ( 1 - 3 ) يبين مقياس درجات الحرارة المختلفة .



شكل (2-1) مقياس درجات الحرارة

يبين شكل ( 1 - 3 ) المقاييس المختلفة لدرجات الحرارة مع ذكر نقطة غليان الماء عند الضغط الجوي ( Tb ) ، والنقطة الثلاثية للماء ( Tt ) والصفر المطلق ( To ) .

العلاقات بين درجات الحرارة المطلقة والعادية هي :-

$$K = C^{\circ} + 273.16$$

$$R = F^{\circ} + 459.67$$

العلاقات بين درجات الحرارة المنوية والفهرنهايتية هي :-

$$F^{\circ} = (C^{\circ} \times \frac{9}{5}) + 32 \quad \text{و} \quad C^{\circ} = (F^{\circ} - 32) \frac{5}{9}$$

وحيث أن :-

$$K = (F^{\circ} - 32) \frac{5}{9} + 273.15$$

$$\therefore \frac{9}{5} K = (F^{\circ} - 32) + 273.15 \times \frac{9}{5}$$

$$= F^{\circ} + 459.67 = R$$

وتصبح العلاقة بين درجات الحرارة المطلقة هي :

$$R = 1.8 k$$

حيث يرمز لدرجات الحرارة المقاسة بالكلفن بالحرف ( k ) والمقاسة بالدرجة المنوية T ( C ) والفهرنهيية بالرمز ( F ) ، المقاسة بدرجة رانكين بالرمز ( R ) .

### أمثلة

مثال رقم ( 1.1 ) : -

حول درجة الحرارة 80 F الى ما يقابلها في لتدرج المنوي .

الحل : -

من العلاقة التدرج المنوي والفهرنهيي نجد أن : -

$$9/5 t_c = t_F - 32$$

$$t_c = 5/9 ( t_F - 32 )$$

$$t_c = 5/9 ( 80 - 32 )$$

$$t_c = 5/9 ( 48 ) = 26.7 C^{\circ}$$

مثال رقم ( 2.1 ) :

ماهي درجة حرارة تجمد الأكسجين على التدرج المنوي اذا كانت قيمتها بالتدرج الفهرنهيي ( - 362 F ) .

$$t_c / 100 = ( t_F - 32 ) / 180$$

$$t_c = 5/9 ( t_F - 32 ) = 5/9 ( - 362 - 32 )$$

$$t_c = - 218.9 C^{\circ}$$

مثال (3-1)

عند أي درجة حرارة تتفق قراءتا التدرجيين الفرنهايتي والمنوي؟ وما هي درجة الحرارة التي تكون قيمتها على القياس المنوي ضعف قيمتها على القياس الفرنهايتي  
الحل :-

(a) تتفق درجة حرارة قراءتا التدرجيين الفرنهايتي والمنوي ( $t_c = t_F = T$ ) عند :-

$$\frac{t_c}{100} = \frac{t_F - 32}{180}$$

$$\frac{T}{5} = \frac{T - 32}{9}$$

$$\frac{9}{5}T = T - 32$$

$$\frac{9}{5}T - T = -32 \Rightarrow T\left(\frac{9}{5} - 1\right) = -32$$

$$T = \frac{-32 \times 5}{4} = -40^{\circ}$$

(b) تكون قيمة القياس المنوي ضعف قيمة القياس الفرنهايتي أي ( $t_c = 2T_f$ ) عند :-

$$\frac{9}{5}t_c = t_F - 32$$

$$\frac{9}{5}(2t_F) = t_F - 32 \quad \text{بالتعويض عن } (t_c = 2T_f)$$

$$\frac{18}{5}t_F - t_F = -32 \Rightarrow t_F\left(\frac{18}{5} - 1\right) = -32$$

$$t_F = \left(\frac{18 - 5}{5}\right) = -32 \Rightarrow t_F = \frac{-32 \times 5}{13} = -12.3F^{\circ}$$

#### 4.1. النظام العالمي للوحدات القياسي :-

##### (International System Of units. SI)

منذ عام 1970 كل الكتب ، والمراجع والأبحاث يشترط نشرها بالوحدات العالمية ، حيث أن اصطلاحات قياسية عالمية موحدة يسهل تبادل المعلومات العلمية والصناعية ، علاوة على ذلك حفظ الوقت والمجهود اللازمين للحسابات والقراءات وذلك كنتيجة لاستخدام نظام واحد يحتوي على أجزاء أو مضاعفات للعدد عشرة .

مع أن النظام الخاص للوحدات قد يكون اختياري إلا أن الحاجة إلى نظام موحد وإلى لغة عالمية للوحدات والرموز ، حصلت المنظومة الدولية للقياسات والموازين توصي وتُقر استخدام النظام العالمي للوحدات ، والتي اعتمدها المؤتمر الحادي عشر منذ عام 1960 .

في النظام العالمي للوحدات هناك وحدة واحدة لكل كمية طبيعية مهما اختلفت نوعيتها . مثال ذلك : الجول (  $J = N \cdot m$  ) هو عبارة عن الوحدة المشتقة للطاقة مهما كانت نوعية الطاقة ، أي طاقة داخلية ( Internal ) ، طاقة وضع ( Potential ) ، وطاقة حركة ( Kinetic ) أو طاقة عابرة مثل الشغل ( Work ) والحرارة ( Heat ) أو طاقة كهربائية ( Electrical ) ، مثال آخر هو القدرة الميكانيكية ( Mechanical ) والقدرة الكهربائية حيث يمكن التعبير عنها بدلالة وحدة مشتقة واحدة للنظام العالمي للوحدات وهي :- الوات (  $W = J/S$  ) .

يحتوي النظام العالمي للوحدات ( SI ) على خمسة أبعاد حرارية أساسية بدالاتها يمكن اشتقاق وحدات أخرى نحتاج إليها في العلوم الهندسية مختلفة الفروع وذلك بواسطة عمليات بسيطة تشمل على عمليات ضرب وقسمة للوحدات الأساسية .  
إن الجدول (1-1) - يبين الوحدات الحرارية الأساسية ورموزها .  
جدول - ( 1-1 ) الوحدات الأساسية المستخدمة في علم الديناميكا الحرارية:-

الوحدات الهندسية حسب النظام العالمي	الرمز	الكمية الطبيعية
الكيلو غرام ( Kg )	m	الكتلة
المتر ( m )	L	الطول
الثانية ( s )	t	الزمن
الكلفن ( K )	T	درجة الحرارة
المول ( Mol )	Mol	كمية المادة

ونستطيع أن نشق من الوحدات الأساسية كما أشرنا سابقاً الوحدات المساعدة مثل وحدة المساحة ( $m^2$ ) ، وحدة الحجم ( $m^3$ ) ووحدة القوة ( $N = Kg \cdot m/s^2$ ) حيث أن القوة تساوي الكتلة ضرب العجلة .

كما يمكن استخدام الوحدات المشتقة لاستنتاج وحدات مشتقة أخرى والأمثلة تبين ذلك

فمثلاً :-

$$\text{Pascal} = \text{Pa} = \text{N} / \text{m}^2$$

الضغط = القوة / المساحة

$$\text{Joule} = \text{J} = \text{N} \cdot \text{m}$$

الطاقة = القوة / المسافة

$$\text{Watt} = \text{W} = \text{J} / \text{s}$$

القدرة = الطاقة / الزمن

والجدول (1-2) يبين بعض الوحدات المشتقة وكمياتها الطبيعية المناظرة اللازم استخدامها في دراسة علم الديناميكا الحرارية .

جدول (1-2) - بعض الوحدات المشتقة المستخدمة في علم الديناميكا الحرارية وكمياتها الطبيعية المناظرة :

الكمية الطبيعية	الرمز	الوحدة	التعبير في النظام العالمي
الضغط	P	البسكال	$N / m^2$
الضغط	p	البار	$10^5 \cdot N/m^2$
الحجم	V	الليتر	$10^3 \text{ mm}^3$
الحرارة	Q	الجول	$N \cdot M$
الشغل	W	الجول	$N \cdot M$
الطاقة	E	الجول	$N \cdot M$
القدرة	P	الوات	$J / s$
الزمن	t	الدقيقة	60 s
الكتلة	m	الطن	$10^3 \text{ Kg}$
القوة	F	النيوتن	$\text{Kg} \cdot \text{m} / \text{s}^2$

كما يبين الجدول (1-3) بعض الوحدات المشتقة وحروفها الرمزية لمجموعة أخرى من الكميات الطبيعية اللازمة وكيفية الحصول عليها .

جدول (1-3) - الوحدات المشتقة لمجموعة أخرى من الكميات الطبيعية المستخدمة في علم الديناميكا الحرارية .

الكمية الطبيعية	الحرف الرمزي	التعبير في النظام العالمي
الحجم النوعي	$V/m$	$M^3 / Kg$
الكثافة	$\rho = m / v$	$Kg / m^3$
السعة الحرارية	$C$	$J / K^\circ$
السعة الحرارية النوعية	$c = C / m$	$J / Kg . K^\circ$
الإنثالبي الكلية	$H$	$J$
الإنثالبي النوعية	$h = H / m$	$J / Kg$
الأنتروبيا الكلية	$S$	$J / K$
الأنتروبيا النوعية	$s = S / m$	$J / Kg . K$
الطاقة الكامنة	$E = Q / m$	$J / Kg$
معدل سريان الحرارة	$Q = Q / t$	$W$
معامل انتقال الحرارة	$h = Q / A . \Delta T$	$W / m^2 . K$
كتلة الجزئي	$M = m / n$	$Kg / mol$

بالإضافة إلى ذلك تستخدم الكميات الإضافية التي تجعل الوحدة أكبر بمقدار  $10^3$  ،  $10^6$  ،  $10^9$  على التوالي ، أي أكبر بألف ومليون ومليار مرة مثلاً :-  
 $1Kg = 1000 g$  ، وميغاباسكال  $1MPa = 10^6$  .

إن البسكال هو وحدة مصغرة جداً ولذا لا يكون دائماً من المناسب استخدامها كوحدة لقياس الضغط وذلك لأن (1Pa) أصغر من الضغط الجوي بحوالي (100000) مرة ، ولذا تستخدم أحياناً وحدات قياس أكبر مثل البار (  $1bar = 10^5 pa$  ) .

لذا للتغلب على الصعوبات التي تظهر في الأغراض والتحليلات الهندسية عندما تكون الصحة العددية للوحدات الأساسية والمشتقة للنظام العالمي ليست مناسبة وملائمة .  
ويفضل استخدام البادئات المستخدمة ( Used Prefixes ) والتي تكون على الصورة  $(10^{-3n})$  حيث أن n عبارة عن عدد صحيح .

والجدول (4-1) يشتمل على الأجزاء (Fractions) والمضاعفات (Multiples) الشائعة الاستعمال في علم الهندسة الحرارية .

الجدول (4-1) - الأجزاء والمضاعفات الشائعة الاستعمال في علم الهندسة الحرارية .

اسم البادئة	الرمز المختصر	الجزء المضاعف
كيلو (Kilo)	K	$10^3$
ميغا (mega)	M	$10^6$
كيغا (Giga)	G	$10^9$
ميلي (milli)	m	$10^{-3}$
ميكرو (micro)	$\mu$	$10^{-6}$
نانو (nano)	n	$10^{-9}$

ويفضل كقاعدة عامة استخدام البادئات في البسط فقط .

يستخدم لقياس درجات الحرارة السلم المتوحي وسلم الفرنهايت كما أشرنا سابقاً ، إضافة إلى وحدة الكلفن الواردة في النظام العالمي لوحدات القياس (SI) . ويرمز عادة لدرجات الحرارة المقاسة بالكلفن بالحرف ( K ) ، والمقاسة بالدرجة المتوحي  $T$  (C<sup>0</sup>) أو الفرنهايت (F<sup>0</sup>) بالحرف ( t ) حيث :

$$T = t [c^0] + 273.15$$

$$t = [c^0] = (t [F^0] - 32) / 1.8$$

وكما يبدو من الصيغة الأولى فإن قيمة التدرجة الواحدة في مقياس الكلفن والدرجة المتوحي هي نفسها ، وتختلف فقط بداية الحساب بحيث أزيحت في مقياس كلفن بمقدار ( 273.15 ) درجة لذا فعند قياس فروق درجات الحرارة تكون المقادير التي تعبر عنها

$$\Delta T [K] = \Delta t [C^0]$$

بالكلفن والدرجات المتوحي هي نفسها ، أي

وتكون قيمة التدرجة في مقياس الفرنهايت أقل بمقدار (1.8) مرة من قيمة التدرجة

في مقياس كلفن والمقياس المتوحي ، ولكن فرق درجات الحرارة :-

$$\Delta t [C^0] = \Delta t [F^0] / 1.8$$

ومن الجدير بالذكر أن الوحدات المسماة بأسماء العلماء تكتب بحرف لاتيني كبير ، ( مثلاً

كلفن تكتب بحرف كبير ( K ) نسبة إلى العالم المعروف " وليم تومسون لورد كلفن " وما تبقى من الوحدات يكتب بحرف صغير) .

## 1-5 الحرارة والشغل ( Heat and work ) .

الحرارة والشغل هما الشكلان الوحيدان للطاقة اللذين لا يمكن تواجدهما بشكل طاقة مخزونة بل يتواجدان فقط أثناء اجتيازهما لحدود النظام . أي أن الحرارة والشغل تعني تبادل الطاقة بين النظام ومحيطه .

إن الحرارة والشغل يتعلقان بشروط انتقال نظام من حالته الابتدائية إلى حالته النهائية . أي إنهما يرتبطان بكيفية سير العملية . ويظهر مفهوم الشغل والحرارة فقط بارتباطه مع العملية الترموديناميكية الجارية وبدونها لا وجود لحرارة أو شغل في نظام ما . بالإضافة إلى كلا من الحرارة والشغل تعتبر ظواهر عابرة حيث أن النظام لا يحتوي أبداً على حرارة أو شغل ولكن قد يظهر إحداهما أو كليهما في أثناء تغير حالة النظام . لذا فإن الحرارة والشغل تعتبر دوال مسار .

ويمكن تشبيه الطاقة العابرة ( الحرارة والشغل ) بالمطر فعندما يهبط المطر على البحر يتحول هذا المطر إلى ماء إضافي في البحر ولا يسمى بعدد مطر ، فالماء ضمن البحر يشبه

الطاقة المخزونة بينما يشبه المطر الحرارة والشغل .

وبالمثل بعد أن يجتاز الشغل الحرارة حدود النظام ويدخلان فيه ينتهي وجودهما كشغل أو حرارة ويتحولان إلى طاقة مخزونة كالطاقة الداخلية أو غيرها . فالحرارة والشغل يمثلان الطاقة العابرة لحدود النظام أي إنهما تعتبر (( ظاهرة حدودية )) حيث يمكن إعطاء الحرارة للنظام أو سحبها منه ، وتكون موجبة إذا أعطيت للنظام وسالبة إذا أخذت منه ، وكذلك أما أن يكون منجزاً على النظام أو بواسطته .

## 1-6 الطاقة (Energy)

بالرغم من أنه هناك تعريف محدد للطاقة (E) إلا أنها تعتبر القدرة على إنجاز شغل ( أو القدرة على إحداث تغير أو تأثير ما ) وتظهر الطاقة في صور مختلفة وتشمل الطاقة المخزونة ( Energy Stored ) والطاقة العابرة ( Energy in Transit ) . وتكون الطاقة المخزونة على عدة أشكال مثل الطاقة الميكانيكية ( طاقة الوضع وطاقة الحركة ) ، الطاقة الكهربائية ، الطاقة الداخلية ، الطاقة الكيماوية وغيرها .

أما الطاقة العابرة فتكون علي شكلين فقط وهما الحرارة والشغل – كما أشرنا سابقا حيث أن الطاقة التي تدخل النظام أو تخرج منه تكون أما علي شكل شغل ميكانيكي أو علي شكل حرارة ...

## 7.1. النظرة المجهرية والعينية.

### (Microscopic and macroscopic properties)

أشرنا سابقاً بأن علم الديناميكا الحرارية يعتمد على قانونين تجريبيين يعبران عن القيود العامة التي تفرضها الطبيعة على التغيرات في أشكال الطاقة واتجاه تلك التغيرات والتحويلات. وأن هذه القوانين لا يمكن اشتقاقها رياضياً لكونها حقائقاً تجريبية أصيلة.

هناك طريقتان لمعالجة هذه القوانين وتطبيقاتها وهما الطريقة الإحصائية (statistical method) والطريقة الكلاسيكية (Classical method).

فالطريقة الإحصائية على خواص مجهرية (Microscopic properties) : والتي يقصد بها الخواص التي يتعذر رؤيتها بالعين المجردة مثل كتلة الجسيمات وحركة الذرات والجزيئات.

وهي الخواص التي تتصف بها الذرات والجزيئات المنفردة الداخلة في تركيب المادة ، وفق هذه الطريقة يمكن دراسة خصائص المادة وسلوكها من خلال خصائص وسلوك الجسيمات المكونة لها .

أما الطريقة الكلاسيكية فهي تعتبر المادة جسماً متجانساً له خواص عينية (Macroscopic properties) ، وهذه الخواص يمكن قياسها مباشرة ويمكن حسابها واستنتاجها من تلك القياسات ، ومن أمثلة الخواص العينية : - الحجم ، الضغط ودرجة الحرارة ، الكتلة ، وغيرها ووفق هذه الطريقة يمكن الوصول إلى علاقات كثيرة بين الخواص العينية المختلفة للمادة دون الحاجة إلى معرفة تفاصيل التركيب الداخلي للمادة لذلك تطور علم الديناميكا الحرارية تاريخياً قبل الوصول إلى نظرية التركيب الذري للمادة .

بمقارنة وجهتي النظر المجهرية والعينية يظهر أنهما متباينتان تبايناً شديداً ولا يقترنان ببعضهما إلا أنه توجد علاقة بينهما ، فمن خلال معرفتنا لأي خاصية عينية يمكننا اشتقاقها نظرياً من الخواص المجهرية ، فمثلاً ضغط الغاز خاصية عينية يمكن قياسها مباشرة بواسطة المانومتر ، ويمكن أيضاً وفق الطريقة الإحصائية اشتقاق ضغط الغاز من خلال الخواص المجهرية ، حيث نعلم أن الضغط يساوي متوسط القوة الناتجة من تصادم الجزيئات مع وحدة

المساحة وعليه يكفي أن نعرف كتلة الجزئي . سرعة الجزئي ، و عدد الجزيئات الساقطة علي وحدة السطح لنحسب مقدار الضغط المسلط .

إن الطريقة الإحصائية تعتمد بشكل رئيسي علي الأساليب الرياضية ولقد أعطت هذه الطريقة تفسيرات عميقة لسلوك المادة وتوضيحات مفصلة لبعض الظواهر التي تعذر تفسيرها بالطريقة الكلاسيكية .

إن الطريقتين الكلاسيكية والإحصائية لها نفس الأهمية إذ انهما يكملان بعضهما البعض من حيث توضيح سلوك المادة وبعض الظواهر الأخرى .

## 8.1 الغازات ومعادلة الحالة.

### 1.8.1. مقدمة

يضم مفهوم الحالة الترموديناميكية لنظام ما جميع خواص المادة التي تؤلف النظام . تلك الخواص التي يمكن قياسها والتي يطلق عليها الإحداثيات الترموديناميكية للنظام . وقد بينت التجارب إن خواص المادة لا تتغير بشكل مستقل عن بعضها البعض ، أي أن عدد من هذه الخواص تلغى لتعین جميع الخواص الأخرى .

فمثلا يتغير حجم ( V ) لكتلة معينة من غاز أو سائل عندما تتغير درجة حرارتها أو عندما يتغير الضغط الواقع عليها . كما تشغل دوماً كتلة ( M ) معينة من مادة عند ثبوت درجة الحرارة والضغط حجماً ثابتاً .

أي أن هناك علاقة بين الحجم ( V ) والضغط ( P ) ودرجة الحرارة ( T ) لكل مادة هذه العلاقة تسمى معادلة الحالة ( Equations of state ) للمادة أو النظام . ورياضياً يمكن التعبير عن معادلة الحالة على الصورة التالية :-

$$f(v, p, T) = 0 \quad (1.1)$$

ويمكن حل هذه المعادلة لأي من هذه الخواص ، فمثلا يمكن إيجاد قيمة ( V ) بدلالة ( T ) ، ( P ) على النحو التالي :-

$$V = f ( p , T ) \quad (2.1)$$

ويلاحظ من هذا الحل أن قيمة ( V ) تعتمد على قيمة المتغيرات  $p$  ،  $T$  في آن واحد . أما قيمة ( P ) فلا يشترط أن تعتمد على قيمة ( T ) وبالعكس وعليه يمكن اعتبار المتغيرين  $T$  ،  $P$  مستقلين عن بعضهما أي لا تعتمد فيه أحدهما على قيمة الآخر ، وهذا يعني أننا نستطيع أن نتحكم اختيارياً بقيمة كل من المتغيران  $T$  ،  $P$  على انفراد .

وبالمثل يمكن كتابة معادلة الحالة كما يلي :

$$P = f ( V , T ) \quad (3.1)$$

$$T = f ( p , V ) \quad (4.1)$$

$$\frac{PV}{RT} = f(p, T)$$

وهناك عدة أشكال أخرى لمعادلة الحالة ولكن أبسطها علي الاطلاق هي معادلة حالة للغاز المثالي.

وفي حالة الاتزان الترموديناميكي تمثل معادلة الحالة لنظام ما معادلة حالة خاصة به وتعبر عن خصائص النظام وما يميزه عن نظام آخر ولذا يجب أن نعين معادلة الحالة أما بالتجربة أو بالمنظومة الجزيئية. ولا يمكن التعبير عن سلوك مادة ما بالمقارنة مع مادة أخرى .

أشرنا سابقاً أن حالة نظام ما يبين الشروط التي يتواجد فيها النظام وهذه الاحداثيات تدعى بخواص النظام . وتعتمد خواص النظام هذه علي حالته فقط فهي اذاً لا تعتمد علي ماضي النظام ولا علي العملية او الطريقة التي وصل بها الي تلك الحالة . لذا فان تغير خاصية من خواص النظام يعتمد فقط علي الحالة النهائية وليس علي الطريق أو المسار الذي سلكه النظام حتي وصل الي تلك الحالة .

ان خواص ( التغيرات ) التي تعتمد علي حالة النظام فقط تدعى بدوال حالة النظام . فمثلا الضغط ( P ) يمثل دالة حالة كذلك الحجم ( V ) ودرجة الحرارة ( T ) ، أما الخواص التي لا تعتمد علي حالة النظام فقط بل علي المسار أو الطريقة التي وصل بها النظام الي تلك الحالة فتدعى بدوال المسار ( Function of path ) وخير مثال علي ذلك هو الشغل والحرارة .

ان شروط دالة الحالة تتوضح فيما لو أخذنا نظاماً في حالة توازن، كالغاز مثلاً، ان حالة ذلك الغاز تتعين كما ذكرنا سابقاً تعيناً تاماً بمعرفة القيم النهائية للخواص التالية: - الحجم النوعي ( v ) ، والضغط ( p ) ، ودرجة الحرارة ( T ) وهذه القيم لا تعتمد علي المسار أو الطريقة التي وصل بها النظام الحالة التوازن تلك .

ان ذلك يعني بصورة رياضية أننا اذا أجرينا عملية التكامل علي متغير مثل ( x ) خلال دورة كاملة وكانت نتيجة هذه العملية مساوية للصفر عندئذ يقال بأن المتغير ( x ) دالة حالة أي :-

$$\oint dx = 0 \dots\dots\dots ( 6.1 )$$

فمثلاً " الحجم " لو أخذنا التغير الكلي في الحجم ( dv ) و أجرينا عليه عملية التكامل خلال دورة كاملة فسوف نحصل على : -

$$\oint dv = 0 \dots\dots\dots(7.1)$$

أي أن الحجم يعود الي نفس قيمة الأصلية عند وصول الي حالته الابتدائية ويقال للتفاضل ( d v ) بأنه تفاضل تام أم دوال المسار فيعتبر تفاضلاً غير تام .

### 2.8.1. الغازات المثالية ( The Ideal Gases ) .

تعرف الغازات المثالية بأنها الغازات التي تتعدم فيها قوى التأثير المتبادل للجزيئات ، ويهمل فيها حجم هذه الجزيئات ، أي يمكن تصورها عبارة عن نقط مادية .

كما هو واضح من هذا التعريف ، فإن الغازات المثالية هي عبارة عن نموذج مبسط ، حيث أن الغازات الحقيقية لا تخلو من التأثير المتبادل بين الجزيئات ، ولكن هذا التأثير يتناقص مع زيادة المسافة بين الجزيئات . ويصبح الحجم الذاتي للجزيئات صفرأ نسبياً لحد يمكن معه إهماله ، بالمقارنة مع الحجم الذي يشغله الغاز . وأن زيادة المسافة بين جزيئات الغازات المثالية تعني نقصان كثافتها ( أو ازدياد حجمها النوعي  $v$  ) . لذا فإن نموذج الغاز المثالي سيكون أدق كلما نقصت كثافته ، أو ما هو نفس الشيء ، كلما نقص الضغط ( P ) وازدادت درجة الحرارة ( T ) . ولا يوجد في الطبيعة غاز مثالي ، غير أن عدداً كبيراً من الغازات مثل (الهواء الأكسجين ، أول أكسيد الكربون ، ونواتج احتراق الوقود ، والأزوت وغيرها) تخضع القوانين الغازات المثالية ، وذلك عند درجات الحرارة التي تعلقو عن درجة حرارة الغرفة ، وعند الضغوط التي لا تزيد عن عدة عشرات البارات .

ولا ينطبق نموذج الغاز المثالي على الغاز أو البخار الذي يتمتع ببيارات الحالة القريبة من التكثف وكذلك لا يصح بالنسبة للسوائل ، وخاصة في درجات الحرارة والضغط العادية .

إن اختيار الغازات لدراسة الحالة يستند ويعتمد على سلوكها الأيسط أكثر من سلوك السوائل والأجسام الصلبة كما أشرنا سابقاً . كما إن خواصها معروفة بشكل أفضل حيث إن مفهوم الغاز يستند على الفرضيات التي يمكن تلخيصها كما يلي : -

1 - تتكون الغازات من جسيمات صغيرة تدعى بالجزئيات ( Molecules ) .  
2 - إذا أدخلت كمية من الغاز الي غرفة فإن هذا الغاز سوف يملأ حلالاً جميع حيز هذه الغرفة.

من هنا نستطيع القول أن الجزئيات تتحرك بسرعة فائقة وتتحرك في جميع الاتجاهات في حركة عشوائية بالإضافة إلي أن قوة التجاذب بين الجزئيات تهمل وهذا يعني انتظام كثافة هذه الجزئيات .

3- تخضع جزئيات الغاز لميكانيك العالم اسحق نيوتن

إن الغازات المختلفة تسلك سلوكاً واحداً مثالياً عند الضغوط الواطئة كما أشرنا سابقاً وفي هذه الحالة ترتبط خواص هذه الغازات المختلفة ببعضها البعض بواسطة بعض العلاقات والقوانين البسيطة تسمى " قوانين الغازات المثالية " أو الغازات التامة .

وقد تم التوصل تجريبياً إلي قوانين الغازات المثالية وهي تتبع قوانين العلماء - بويل ، وشارل ، وغي - لوساك - ودالتون وافوجادرو .

1.8.3 القوانين الأساسية للغازات .

I ) قانون بويل ( BOYLE,S LAW ) .

لاحظ روبرت بويل (1691 - 1627 م ) في أثناء إجرائه لمجموعة من التجارب المختلفة على الهواء بأن العلاقة بين الضغط والحجم عند ثبوت درجة حرارة كمية معينة من غاز يتغير حجم الغاز تغيراً عكسياً مع الضغط المطلق . وقد قام بصياغة القانون الذي سمي باسمه والذي ينص على إنه في " العملية الأيزوترمية (( عملية ثبات درجة الحرارة )) يتناسب الضغط المطلق للغاز تناسباً عكسياً مع حجمه " ويمكن التعبير عن القانون رياضياً كما يلي :-

$$P \propto \frac{1}{V} , ( T = \text{const} )$$

أي إن حاصل ضرب ضغط الغاز بحجمه مقدارا ثابتاً ومن أجل ( 1Kg ) من الغاز فإن

$$PV = \text{const} \dots\dots\dots(8.1)$$

وإذا كتبنا العلاقة ( 8.1 ) لحالتين اختياريتين ، فأننا نحصل علي العلاقة بين بارامترات الغاز المثالي في العملية الايزوترمية ( أي عملية ثبات درجة الحرارة ) .

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \dots\dots\dots(9.1)$$

أو :-

$$P_1 / V_2 = P_2 / V_1 \dots\dots\dots(10.1)$$

## 2 ) قانون شارل ( Charle's Low )

بعدها يقرب من مائة عام من اكتشاف قانون بويل استطاع العالم جاسكويس أ . تشارلز ( 1746 - 1823 م ) أن يكتشف ما نطلق عليه " بقانون شارل "

حيث أجرى تجربته علي حجم معين من الغاز وربط العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة عند ثبات الضغط ، وينص هذا القانون علي أنه في العملية الايزوبارية (عملية ثبات الضغط ) يتناسب حجم الغاز طردياً مع درجة حرارته المطلقة :

$$V / T = \text{const}$$

أو من أجل ( 1Kg ) من الغاز

$$v / T = \text{const} \dots\dots\dots(11.1)$$

وإذا كتبنا هذه الصيغة لحالتين اختياريتين ، فأننا سنحصل علي العلاقة بين بارامترات الغاز المثالي في العملية الايزوبارية :

$$V_2 / V_1 = T_2 / T_1 \dots\dots\dots(12.1)$$

### 3) قانون غي - لوساك ( Gay - lussac Law )

استطاع العالم جوزيف ج جاي لوساك ( 1850 - 1778 م ) أن يكتشف تجريبياً العلاقة بين الضغط المطلق ودرجة الحرارة المطلقة عند ثبات الحجم . وقد صاغ هذا القانون الذي يدعى بقانون ( غي - لوساك ) حيث ينص على أنه في عملية الايزوكورية ((عملية ثبات الحجم )) فإن الضغط المطلق للغاز يتناسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة أي ان :-

$$P \propto T$$

أو :-

$$P / T = \text{const}$$

وإذا كتبنا هذه الصيغة لحاليتين اختياريتين ، فأنا سنحصل على العلاقة بين بارامترات الغاز المثالي في عملية الايزوكورية :-

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2 \dots\dots\dots(13.1)$$

### 4) قانون دالتون للضغوط الجزئية ( Dalton's Law of partial pressure )

إن جون دالتون ( 1844 - 1766 م ) كان هو من قرر ان الضغط الكلي ( $P_m$ ) لخليط من الغازات يساوي مجموع الضغوط الجزئية ، التي يبذلها كل غاز و لو كان منها يشغل بمفرده الحجم الكلي ( $V_m$ ) عند درجة حرارة الخليط نفسها ( $T_m$ ) . لكن هذا القانون يثبت أيضاً في نهاية المطاف أنه صحيح تماماً للغاز المثالي فقط .

وإذا كان  $P_1$  ,  $P_2$  ,  $P_3$  يمثل الضغط الجزئي للغازات المختلطة (1) , (2) , (3) على التوالي لخليط مكوناته ( $i$ ) فإن قانون دالتون يعبر عنه رياضياً كما يلي :-

$$P_m = \sum P_i = P_1 + P_2 + P_3 + \dots\dots\dots$$

حيث :-

$$\{ T_m = T_1 = T_2 = T_3 , \quad V_m = V_1 = V_2 = V_3 \dots\dots\dots \}$$

أي أنه كل غاز يعتبر فراغاً بالنسبة لأي غاز ممزوج معه . أي أنه إذا وضعت عدة غازات مثالية لا تتفاعل كيميائياً مع بعضها في وعاء واحد فإن كل منها يتمدد في ذلك الوعاء بأكمله دون أن يتأثر بوجود الغازات الأخرى ويكون الضغط الكلي للمزيج مساوياً لمجموعة الضغوط الجزئية المكونة له .

(5) قانون أفوجادرو - ( Avogadro's Law )

في عام (1856-1776 م) قرر عالم الطبيعة الإيطالي وهو " اميدو افوجادرو بأن ( الحجم المتساوية من الغازات المثالية - عند ضغط واحد ودرجة حرارة واحدة - تحتوي علي عدد متساو من الجزيئات ) وهذه الصيغة حقيقية تماماً للغاز المثالي فقط .

أي أن المول الواحد من أي غاز تحت نفس الشروط يحتوي علي نفس العدد من الجزيئات ويحتل نفس الحجم .

عدد الجزيئات في المول الواحد من الغاز ( $N_A$ )

$$N_A = 6.02 \times 10^{23} \text{ gmole}^{-1}$$

4.8.1. معادلة الحالة (The equation of state)

بعد دراستنا للقوانين الأساسية للغازات المثالية يمكننا أن نحصل من قانون بويل وقانون شارل وقانون غي - لوساك على المعادلة الحرارية للحالة ، تلك المعادلة التي تعمل علي ربط البارامترات الأساسية للحالة :- الضغط ( $p$ ) ، درجة الحرارة ( $T$ ) ، والحجم النوعي ( $V$ ) ، وينتج من هذه القوانين أن :-

$$PV / T = \text{const}$$

هي عبارة عن مقدار ثابت للغاز المعطى : -

$$PV / T = R$$

أو :-

$$PV = RT \dots\dots\dots(14.1)$$

حيث أن ( R ) الثابت الغازي النوعي ، ( J/Kg.K ) .

أن العلاقة ( 14.1 ) مكتوبة من اجل ( 1 Kg ) من الغاز ، وبضرب طرفي هذه المعادلة

بكتلة الغاز ( m ) نحصل علي :-

$$PV = mRT \dots\dots\dots(15.1)$$

حيث ( v ) حجم ( m ) من الغاز ، بالمتر المكعب  $m^3$  .

وتسمى المعادلة الحرارية لحالة الغاز المثال ( 14.1 ) أيضاً بمعادلة كلايرون

- مندليف . ويتحدد الثابت النوعي الغازي ( R ) الذي يدخل في معادلة كلايرون -

مندليف بتقسيم الثابت الغازي العام  $R \mu = 8314 \text{ J}/(\text{Kmol} \cdot \text{k})$  على الكتلة المولية للغاز ..

$$R = R \mu / \mu = 8314 / M \dots\dots\dots(16.1)$$

وهو يقاس بالوحدة

$$J / ( \text{Kg} \cdot \text{K} )$$

من الجدير بالذكر أنه يجب أخذ جميع المقادير الداخلة في معادلة ( كلايرون - مندليف )

في جملة قياس واحدة . مثلاً ، في النظام ( SI ) : الضغط ( P ) يقاس بالباسكال ( Pa ) أو

الحجم النوعي ( v ) يقاس (  $\text{m}^3/\text{kg}$  ) و R يقاس ( J / (kg.k) ) والحرارة T تقاس بالكلفن K .

## 5.8.1. أمثلة

مثال رقم (1-1) :-

غاز حجمه  $(0.13\text{m}^3)$  وضغطه الأصلي  $(300\text{KN/m}^2)$  تمدد حتى أصبح ضغطه  $(60\text{KN/m}^2)$  . بينما درجة حرارته ثابتة . أوجد حجمه الجديد .

الحل :-

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad ;$$

ومنه

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} \quad ;$$

$$= \frac{300 (\text{KN/m}^2) \cdot 0.13(\text{m}^2)}{60 (\text{KN/m}^2)}$$

∴ الحجم الجديد للغاز هو  $0.7(\text{m}^3)$

مثال رقم (2-1) :-

كمية من الغاز حجمها الأصلي  $0.2(\text{m}^3)$  ودرجة حرارتها  $(303\text{C}^0)$  ، بُردت عند ضغط ثابت حتى أصبح حجمها  $(0.1\text{m}^3)$  . أوجد درجة حرارتها النهائية .

الحل :-

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

ومنه :-

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

• يجب تحويل درجة الحرارة الابتدائية  $t = 303\text{C}^0$  من المنوية إلى درجة الحرارة المطلقة الكلفن T حيث :-

$$T = t [C^0] + 273.15$$

$$T = 303 + 273.15$$

$$= 576.15 K^0$$

الآن نقوم بالتعويض فنجد :-

$$T_2 = \frac{0.1 \times 576.15}{0.2}$$

$$T_2 = 288 K^0$$

إذا درجة حرارة كمية الغاز النهائية بالتدريج المنوي تساوي :-

$$t_2 = 288 - 273.15$$

$$= 14.85 C^0$$

مثال (3-1) :-

خلال إجراء تجربة لقانون شارل كان حجم الغاز المحصور في الجهاز ( $10.000 \text{ mm}^3$ ) عندما كانت درجة الحرارة ( $18 C^0$ ) فإذا ازدادت درجة حرارة الغاز بعد ذلك إلى ( $85 C^0$ ) . فما هو الحجم المحصور الجديد في الجهاز إذا كان الضغط المعرض له الغاز يبقى ثابتاً .

الحل :-

من معطيات السؤال نجد :-

$$P = \text{const} ,$$

$$V_1 = 10.000 \text{ mm}^3 = 10.10^3 \text{ mm}^3$$

$$V_2 = ?$$

$$T_1 = 18 C^0 \Rightarrow 18 + 273 = 291 K^0$$

حسب قانون شارل

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

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

$$V_2 = \frac{10 \times 10^3 \text{ mm}^3 \times 358 \text{ K}^0}{291 \text{ K}^0}$$

$$V_2 = 12302 \text{ mm}^3$$

مثال رقم (1-4):-

ما هي كتلة الهواء الموجود بغرفة أبعادها (6 × 10 × 4 m) . إذا كان الضغط (100 Kpa) ودرجة الحرارة 25C<sup>0</sup> . على افتراض أن الهواء يُمثل غازاً مثالياً حيث أن ثابت الهواء (R = 0.287 KJ . K<sup>0</sup>) .

الحل:-

من معطيات السؤال نجد أن :-

$$V = 6 \times 10 \times 4 = 240 \text{ m}^3$$

$$P = 100 \text{ Kpa} .$$

$$T = 25 \text{ C}^0 + 273 = 298 \text{ K}^0$$

$$R = 287 \text{ KJ/Kg} . \text{ K}^0$$

بتطبيق العلاقة

$$PV = mRT$$

نجد أن :-

$$m = \frac{PV}{RT} = \frac{100 \cdot 10^3 \cdot 240}{287 \times 298}$$

$$= 280.5 \text{ Kg} .$$

نظام الوحدات :-

$$\frac{\text{K} (\text{N/m}^3) \cdot \text{m}^3}{\text{J/Kg} \cdot \text{K}^0 \times \text{K}^0} = \frac{\text{KN} \cdot \text{m}}{\text{J/Kg} (\text{N} \cdot \text{m})} = \text{Kg} .$$

مثال رقم (5-1) :-

خزان حجمه ( $1\text{m}^3$ ) يحتوي على هواء (على افتراض بأنه غازاً مثالياً) درجة حرارته ( $25\text{C}^0$ ) ، وضغط ( $500\text{ Kpa}$ ) متصل عن طريق صمام بخزان آخر يحتوي على ( $5\text{ Kg}$ ) من الهواء عند درجة حرارة ( $35\text{ C}^0$ ) وضغط ( $200\text{ Kpa}$ ) فتح الصمام وسمح للنظام أن يستقر حتى وصلت درجة حرارة الهواء إلى ( $20\text{C}^0$ ) . إذا علمت أن ثابت الهواء ( $R = 0.287\text{ KJ / Kg} \cdot \text{K}^0$ ) أوجد :-

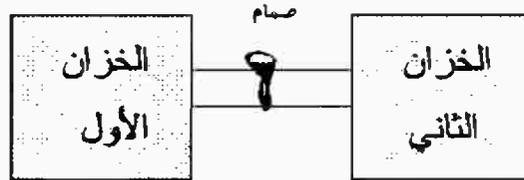
1. حجم الخزان الثاني .

2. الضغط النهائي للهواء بعد فتح الصمام .

الحل :-

من معطيات السؤال نجد :-

$$\begin{aligned} V_1 &= 1\text{ m}^3 \\ P_1 &= 500\text{ Kpa} \\ T &= 25\text{ C}^0 \\ m_1 &= ? \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} V_2 &= ? \\ P_2 &= 200\text{ Kpa} \\ T_2 &= 35\text{ C}^0 \\ m_2 &= 5\text{ Kg} \end{aligned}$$

بتطبيق معادلة الحالة للغازات :-

$$P_2 V_2 = m_2 R T_2$$

نجد أن :-

$$\begin{aligned} V_2 &= \frac{m_2 R T_2}{P_2} \\ &= \frac{5 \times 0.287 \times (35 + 273.15)}{200} = 2.21\text{m}^3 \end{aligned}$$

أما كتلة الهواء في الخزان الأول فيمكن الحصول عليها كما يلي :-

$$P_1 V_1 = m_1 R T_1$$

$$m_1 = \frac{P_1 V_1}{R T_1}$$

$$m_1 = \frac{500 \times 1}{0.287 \times 298.15} = 5.842\text{ Kg}.$$

2. الضغط النهائي للهواء بعد فتح الصمام

$$P_T = ?$$

$$V_T = V_1 + V_2$$

$$= 1 + 2.21 = 3.21 m^3$$

$$m_T = m_1 + m_2$$

$$= 5.84 + 5 = 10.84 \text{ Kg}$$

$$R = 0.287 \text{ KJ/Kg} \cdot K^0$$

$$T = 20 + 273.15 = 293.15 \text{ K}^0$$

$$P_T V_T = m_T R T$$

ومنه :-

$$= \frac{10.84 \times 0.287 \times 293.15}{3.21} = 284.11 \text{ Kpa.}$$

∴ الضغط النهائي للهواء بعد فتح الصمام يكون مساوياً ( $P_T = 284.11 \text{ Kpa}$ )

ملاحظة :-

إذا عبرنا عن كتلة ( $m$ ) بدلالة الوزن الجزيئي ( $M$ ) ووحدتها  $\text{Kg / Kmole}$  فيعبر عن الحجم المولي عندئذ ورمزه ( $VM$ ) .

$$PV_M = MRT$$

$$PV_M = R^* T \quad , \quad \text{الثابت العام للغاز}$$

$$MR = R^*$$

$$R^* = 8.314 \text{ KJ / Kmole} \cdot K^0$$

## أسئلة وتمارين (1)

س1 - أحسب الحجم الذي يشغله (2 mole) من غاز مثالي عند ضغط (120 Kpa) ودرجة حرارة ( $t = 27 C^0$ ).

س2- خزان حجمه ( $0.5 m^3$ ) ويحتوي على (10 Kg) من غاز مثالي وزنه الجزيئي يساوي 24 Kg / Kmol . فإذا كانت درجة الحرارة تساوي ( $25 C^0$ ) فما هو قيمة الضغط .

س3- إذا كانت كثافة الهواء هي  $\rho = 1.293 Kg / m^3$  ، تحت ضغط واحد ضغط جوي (1atm) وعند درجة حرارة ( $0 C^0$ ) . أوجد مقدار ثابت الغاز للهواء . ( $R^*$ ).

س4- خلال إجراء تجربة " بويل " وجد أن الحجم الأصلي للهواء المحصور في الجهاز يساوي ( $20.10^3 mm^3$ ) عندما يتساوى مستوياً الزئبق حدد الجهاز بعد ذلك ليصبح حجم الهواء ( $17.10^3 mm^3$ ) بينما بقيت درجة الحرارة ثابتة . إذا كانت قراءة البارومتر تشير إلى (765 mm Hg) . فما هو الضغط الذي يتعرض له مقدار بلميمتر زئبق .

س5- عرف ما يلي تعريفاً كاملاً :-

- النظام الترموديناميكي ، الباسكال ، علم الديناميكا الحرارية ، الإجراء ، الدورة الحرارية.

س6- وضح مفهوم الشغل والحرارة في الديناميكا الحرارية .

س7- يحتوي خزان سعته ( $1.5 m^3$ ) على (1.38 Kg) من غاز مثالي عند درجة حرارة  $30C^0$  وضغط تفريغ ( $80 Kg / cm^2$ ). أوجد كثافة الغاز ، وحجمه النوعي ، درجة الحرارة بوحدات الكلفن ، الفرنهايت ، الضغط المطلق للغاز . ثم حدد خاصية تركيزية وخاصية امتدادية .