

ألباب الاول

Fundamental of thermodynamics أساسيات الديناميكا الحرارية

1- قوانين الغازات المثالية laws of perfect gases

الغاز المثالي يمكن ضغطه بضغط مختلف ، وبالضغط يتغير الحجم .
والغازات المثالية هي الغازات التي تتبع قانون Boyle's low وقانون شارل Charles's Low ويمكن تحديد خواص الغاز بالضغط P ، والحجم V ، ودرجة الحرارة T ، والضغط الذي نتعامل معه هو الضغط المطلق Absolute pressure ، وأيضا درجة الحرارة المطلقة .

1-a- الضغط المطلق Absolute pressure

هو مجموع الضغط الجوي Atmospheric pressure والضغط المانومتري gauge pressure ، والضغط الجوي 100 كيلونيوتن / المتر المربع أو واحد بار ، وقياس الضغط الجوي بدقة يستخدم باروميتر مدرج بالمليمتري زئبق .

والضغط الجوي يساوي ارتفاع عمود من الزئبق بالمليمتري 133.3 وعلى سبيل المثال باروميتر قراءته 756 مم زئبق .

∴ الضغط الجوي = 133.3 X 756 = 100.8 X 1.008 = 100.8 كيلونيوتن / المتر المربع أو 1.008 بار .

1-b- درجة الحرارة المطلقة Absolute temperature . هي درجة الحرارة المنوية مضافاً إليها $273c^0$.

$$T^0 Kelvin = T Absolute = T c^0 + 273 c^0$$

1-C- قانون بويل Boyle's low .

عند ثبوت درجة الحرارة يتناسب ضغط الغاز مع حجمه تناسباً عكسياً ، كلما زاد ضغطه وقل حجمه والعكس صحيح .

$$\text{at } T = \text{constant } p \propto \frac{1}{V} \text{ or } P \times V = \text{constant}$$

$$\therefore P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 \quad 1-1$$

Where V_1 = الحجم الابتدائي متر مكعب

V_2 = الحجم النهائي متر مكعب

P_1 = الضغط الابتدائي المطلق كيلونيوتن / متر مربع

P_2 = الضغط النهائي المطلق كيلونيوتن / المتر المربع

1-d - قانون شارل Charles's low

أولاً : عند ثبوت ضغط الغاز يتناسب حجمه مع درجة حرارته المطلقة تناسباً طردياً .

$$\text{at } P = \text{constant} \quad T \propto V \quad \text{or} \quad \frac{T}{V} = \text{constant} \quad \therefore \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

ثانياً : عند ثبوت الحجم يتناسب ضغط الغاز مع درجة حرارته المطلقة تناسباً طردياً .

$$\text{at } V = C \quad T \propto P \quad \text{or} \quad \frac{P}{T} = \text{Cons} \quad \therefore \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad 1-2$$

حيث أن V_1 = الحجم الابتدائي للغاز m^3

V_2 = الحجم النهائي للغاز m^3

P_1 = الضغط الابتدائي المطلق للغاز كيلونيوتن / m^2

P_2 = الضغط النهائي المطلق للغاز كيلونيوتن / m^2

T_1 = درجة الحرارة الابتدائية المطلقة للغاز $^{\circ}C$

T_2 = درجة الحرارة النهائية المطلقة للغاز $^{\circ}C$

1-1e القانون العام للغازات .

يتناسب حجم الغاز مع ضغطه المطلق تناسباً عكسياً و يتناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة .

$$\frac{PV}{T} = \text{constant} \quad \therefore \frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2} \quad 1-3$$

مع الملاحظ عند التطبيق العملي يراعى أن الضغط ودرجة الحرارة هما الضغط ودرجة الحرارة المطلقة .

2-1 تمدد وإنضغاط الغازات المثالية .

Expansion & compression of perfect Gases .

1.2.1 إنضغاط الغاز Compression of gas .

عند ضغط كمية من الغاز المثالي في إسطوانة محكمة يزيد ضغطه وينقص حجمه . وينتج عنه شغل مبذول يظهر على شكل طاقة حرارية للغاز وترتفع درجة حرارته .

1.2.2 الشغل المبذول في عمليات الضغط والتمدد المختلفة .

يبين شكل 1-1 الشغل المبذول في عملية الإنضغاط والتمدد المختلفة a , b , c , d .
 Isochoric خط ثبات الضغط ، Isochoric خط ثبات الحجم .

و مع ثبوت حجم الغاز $v = \text{constant}$

وفي الشكل a يوضح الخط 2 → 1 الشغل المبذول = صفر

مع ثبوت ضغط الغاز $P = \text{constant}$

في الشكل b يوضح الخط 2 → 1 الشغل المبذول $(V_2 - V_1) p$ أى مساحة المستطيل 1-2-3-4 .

مع ثبوت درجة الحرارة $T = \text{constant}$ يكون الشغل المبذول تحت المنحنى البياني
 من $1 \rightarrow 2 \text{ area} = \int_1^2 P dv$

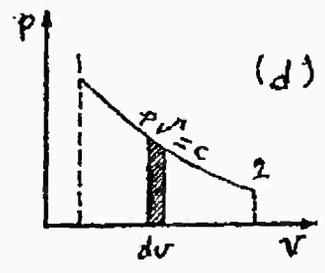
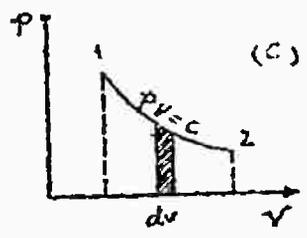
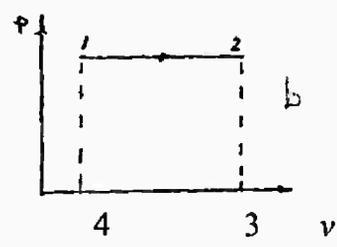
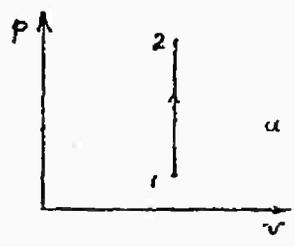


Figure 1-1 a, b, c, d

1.2.3 التمدد والضغط البوليتروبي Expansion & pressure polytropic
 الشغل المبذول هو المساحة تحت الخط المنحنى 1-2 وتساوى

$$PV^n = \text{constant} .$$

حيث أن n أس المعادلة البوليتروبية .
 وإذا فرضنا أن $PV = \text{constant}$ $n = 1$ تكون العملية عملية أيزوثيرمالي وإذا
 فرضنا أن $PV^k = \text{constant}$ $n = k$ تكون هذه العملية عملية
 أدبياتيكية . ويمكن تمثيل هذه العمليات بيانياً كما هو موضح في شكل 1-2 . ويوضح
 الإنضغاط والتمدد المثالي للحالات الثلاث عند ضغط وتمدد الغاز داخل الإسطوانة .

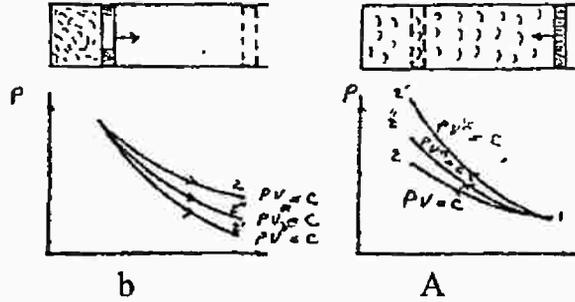


Figure 1-2

ولو تصورنا أن إندفاع المكبس داخل الإسطوانة يبطنى لضغط الغاز مع مراعات
 سحب أى حرارة متولدة عن الضغط .

يسمى هذا الإنضغاط بالإنضغاط الأيزوثيرمالي كما هو مبين بالمنحنى البياني
 بالشكل (1-2) b وتكون العلاقة بين الضغط والحجم هي $PV = \text{Cons}$ وتتبع
 قانون بويل .

ولو تصورنا أيضًا أن المكبس يندفع داخل الإسطوانة بسرعة حتى لا يكون هناك
 وقت لإنتقال الحرارة من الغاز الوسيط إلى الجو المحيط به أو العكس كما هو مبين
 بالمنحنى البياني 2 بالشكل (1-2) b في هذه الحالة يظهر الشغل المبدول كتغيير
 في الطاقة الداخلية للغاز وهذه العملية تعتبر عملية مثالية وتسمى بالإنضغاط
 الأدبياتيكي *adiabatic process* وتكون العلاقة بين الضغط والحجم الأتي :

$$PV^k = \text{constant}$$

في الحياة العملية لا يتحقق عمليًا الإنضغاط الأيزوثيرمالي ولا الإنضغاط الأدبياتيكي
 حيث أن بعض الحرارة تفقد من الغاز الوسيط المضغوط إلى الخارج خلال جدار
 الإسطوانة إلى مياه التبريد أو وسيلة الإشعاع ، وفي هذه الحالة وبسبب فقد الحرارة
 تسمى هذه العملية بالإنضغاط البوليتروبي *polytropic process* وتكون العلاقة
 بين الضغط والحجم هي .

$$PV^n = \text{constant} \quad 1-4$$

حيث أن $1 < n < 1.41$
 ويمثل الشغل في هذه العملية بيانيًا كما هو موضح بالشكل (1-2)

1.2.4 الكميات الأساسية متغيرة القيمة parameters ووحدات قياس النظام العالمي للوحدات SI units هي كالآتي :

المتر (مقياس للطول) ، الكيلوجرام (مقياس للكتلة) ، الثانية (مقياس للزمن)
كلفن kelvin (مقياس لدرجة الحرارة) ، الأمبير (مقياس لشدة التيار) ،
الشمعة (مقياس لشدة الإضاءة) .

في هذه الوحدات SI units وحدة الضغط تكون $\text{Newton} / \text{m}^2$ ، ويستخدم أيضًا البار bar كوحدة للضغط .

$$1\text{Bar} = 1 \times 10^5 \text{ N/m}^2 \quad 1-5$$

وغالبًا ما يقاس الضغط المبذول بواسطة عمود من السائل - الزئبق أو المياه - بالارتفاع h $p = \rho hg \text{ N/m}^2$ حيث أن ρ التقل النوعي للسائل kg / m^3 والتقل النوعي للزئبق $13596 \text{ kg} / \text{m}^3$ بمعنى 13596 كيلوجرام زيادة عن التقل النوعي للمياه العذبة - التقل النوعي للمياه العذبة $1000 \text{ kg} / \text{m}^3$.

$1 \text{ bar} = 750\text{mm} \text{ hg} = 1.02 \times 10^4 \text{mm water column}$ 1-6
والأجهزة المستخدمة في قياس الضغط هي الباروميتر أو التخلخل *vacuum meter*. ويمكن رؤية الاختلاف بين الضغط المطلق عند نقطة القياس والضغط الجوي الخارجي - الضغط الباروميترى - يسمى بمقياس الضغط شكل 1-3 .

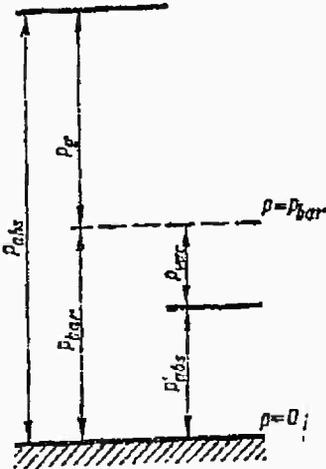


Figure 1-3

وإذا كان مقياس الضغط أكبر من المقياس الباروميترى .

$$\therefore P_g = P_{abs} - P_{bar} \quad 1.7$$

وقيمة P_g تسمى أيضًا بالضغط المانوميترى أو ضغط الشغل ، وإذا كان مقياس الضغط أقل من الضغط الجوي يتم التعامل معه كتخلخل (إنخفاض في الكثافة)

ويسمى الفرق بين الضغط البارومتري والضغط المطلق بالتخلخل أو إنخفاض الكثافة حينئذ .

$$P_{vac} = P_{bar} - P'_{abs} \quad 1-8$$

$$\text{Or } P'_{abs} = P_{bar} - P_{vac} \quad 1-9$$

عند استخدام المعادلة 1-7 ، 1-8 بدون الضغط المانومتري وبفرض أنه يساوى الضغط الجوى فإن المعادلة الأساسية للضغط الجوى يعبر عنها N / m^2 كذلك فإن درجة الحرارة تكون معلم من المعالم المهمة للغاز ، ودرجة الحرارة المطلقة تحدد بقيمة تتناسب مع طاقة الحركة المتوسطة لنقل حركة جزيئات الغاز .

$$T = \frac{2}{3k} \cdot \frac{mw^2}{2} \quad 1-10$$

Where $k = \text{Boltzmann constant} .$

، $\frac{mw^2}{2} = \text{mean kinetic energy of the translational motion of molecules} .$

التطبيقات المختلفة للقياسات العالمية المتعلقة بقياس التدرج المنوى والتي تكون فيها الحرارة $T^{\circ}C$ ودرجة إنصهار الثلج عند ضغط mm 760 تكتب $0^{\circ}C$ وتكون العلاقة بين درجة الحرارة المطلقة T/k° وقراءة مقياس التدرج المنوى $T^{\circ}C$.

$$T^{\circ}k = t^{\circ}C + 273.15 . \quad 1-11$$

ومن المعادلة 1-11 نجد أن

$$T_2 - T_1 = t_2 - t_1 \text{ and } dT = dt.$$

ويكون الحجم النوعى هو الحجم الذى يشغل بواسطة وحدة الكتلة .

$$v = \frac{V}{m} = m^3 / kg \quad 1-12$$

ومقلوب الحجم النوعى kg / m^3 $1/v = m/v = \rho$ تعرف بالكثافة النوعية الكثافة النوعية : هى وزن وحدة الحجم وتكون كالآتى .

$$\gamma = \frac{G}{V} = \frac{mg}{V} \text{ kgf} / m^3$$

1.2.5 معادلة الغاز .

وتبين الخبرة النظرية للكميات متغيرة القيمة p, v and T parameters للأجسام المتجانسة فى الحالات المتعادلة تكون لها علاقة بالدالة ϕ .

$$\phi = (p, v, T) = 0 \quad 1-13$$

والعلاقة بين إثنين من المعالم المتغيرة القيمة من الممكن أن تحدد شكل المعادلة بمعامل ثالث مجهول .

والدالة ϕ تتغير بناءً على حسب طبيعة الجسم .

والمعادلة الحالية للغاز المثالي تعرف بمعادلة Clapeyron Mendeleev للغاز المثالي .

$$pv = mRT \quad 1-14$$

ولواحد كيلوجرام من الغاز فى المعادلة 1-14 تكتب كالاتى :

$$pv = RT. \quad 1-15$$

Where p = Absolute pressure N/m^2 .

V = volume occupied by the Gas m^3 .

v = specific volume m^3/kg .

m = mass of the Gas kg .

T = absolute temperature k^o .

R = Gas constant , depending on the nature of substance.

ومن المعادلة 1-14 السابقة حصل على ثابت الغاز المثالى R وتسمى $J/kg-deg$

1.2.6 السعة الحرارية Heat capacity .

عندما يكون الشغل وكمية الحرارة لا يساويان صفر فى النظام المشترك فى العملية الديناميكية تكون حالة الغاز أو النظام ليس مطابقاً لافى قيمة الشغل L ولا فى كمية الحرارة Q لدرجة أنه ليس هناك إحساس بالقول أن عمليات شغل الغاز محددة القيمة للحرارة أو الشغل لذا فإن حالة الشغل والحزارة تنطبق على التغيير للشغل المتوسط وتكون سمة من السمات الرئيسية للعملية الديناميكية .
الطاقة الحرارية (تشمل الحرارة أو الشغل) وتقاس بالجول .

$$\text{One } J = 1 \text{ N} - m$$

ويوجد هناك وحدات كبيرة للطاقة تسمى بالكيلوجول (kJ) $10^3 J$ ووحدة الطاقة (للحرارة أو الشغل) تستخدم فى علم الهندسة وتكون ($kw-hr$) kilowatt - hour ويشار إلى $k w$ بكمية الشغل المبذول بواسطة محرك لمدة ساعة واحدة .

$$1 \text{ J/sec} = (w) \text{ watt}$$

وتكون وحدة القدرة مع الملاحظ أن .

$$1 \text{ k w-hr} = 3600 \text{ k joule} \quad 1-16$$

وبجاناب الكيلوجول يوجد الكيلوكالورى ($k \text{ calorie}$) وهو شائع الاستخدام .

$$1 \text{ k cal} = 4.1818 \text{ k j} \quad \text{حينئذ يكون المكافئ الحرارى الآتى :}$$

$$1 \text{ k w-hr} = 860 \text{ k cal} \quad 1-17$$

1.2.7 حساب الشغل . Calculation of work .

دعنا نفرض أن شغل الغاز تحت ضغط p محصور فى حجم dp يتمثل فى شرائح صغيرة Δv وبالتعبير عن مساحة شغل الغاز بالمساحة الأولية df شكل $(4-1)$ والتي تتحرك بقيمة المسافة dh كما أن الحجم سوف يتغير ، ويكتمل

الشغل ويتغلب على الضغط الخارجى p' ويتساوى مع ضغط الغاز p فى أى لحظة .

ويكون الشغل الأولى بواسطة الغاز مساويا لناتج القوة pdf والمسافة

$$dl = pdf.dh$$

ويتكامل المساحة الداخلية ويفرض أن ضغط الغاز متساوى فى جميع النقط نجد أن .

$$dl = P \int_f df dh = p dv \quad 1-18$$

وحيث يكون التغيير النهائى لحجم الغاز من V_1 إلى V_2 ، وبحساب الشغل فى شوط التمدد نحصل على .

$$L = \int_{V_1}^{V_2} p dv \quad 1-19$$

علاقة الشغل الناتج عن التمدد لوحد كيلوجرام من الغاز فى المعادلة (1-18) ، (1-19) يأخذ الشكل الآتى :

$$dl = p dv; \quad l = \int_{v_1}^{v_2} p dv \quad 1-20$$

فى الحالة العامة يكون الضغط p متغير حسب الحجم v وبالتكامل يمكن معرفة العلاقة بين p ، v الضغط والحجم بمعنى أن المعادلة $p = f(v)$ المعطاه من العملية والموضحة بالمنحنى 1 ← 2 فى المنحنى $p - v$ شكل (1.4) _b وفى هذه الحالة نجد أن الشغل الحرارى يساوى المساحة تحت خط المنحنى الطبيعى .

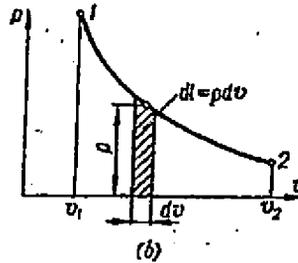
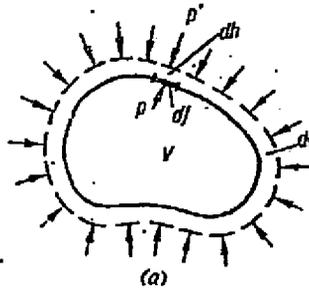


Figure 1-4 a , b

والذى يتمثل فى المساحة $1, v_1, 2, v_2$ ويكون الشغل الكامل عند ضغط الغاز ($d_v > 0$) بفرض أنه موجب .
 والشغل الكامل عند ضغط الغاز ($d_v < 0$) بفرض أنه سالب .

1.2.8 حسابات الحرارة Calculation of heat

حسابات الحرارة المشتركة فى عمليات الديناميكا الحرارية يمكن حسابها بطرق مختلفة.

وهى واحدة من هذه الطرق الأساسية وهى العملية الإنتروبية Entropy . كما أن الشغل الابتدائي من الممكن الحصول عليه من المعادلة $dl = p d_v$ بينما كمية الحرارة الابتدائية يعبر عنها بواسطة المعادلة .

$$dq = Tds \quad 1-21$$

حيث أن s تساوى الإنتروبي النوعي للجسم T axis, S axis والرسم البياني الحرارى لمعلم الإنتروبي يتمثل فى الإحداثي T axis, S axis ودرجة الحرارة المطلقة والتي تتمثل بالحرف T كما هو مبين بالشكل 1-5 . وفى هذا المنحنى $T-S$ شكل 1-5 المساحة المظللة تمثل جزء متناهي فى الصغر dq من الشكل ، والمساحة بين كل من منحنى العملية والإحداثيان الرأسيان $1-1'$ ، $2-2'$ تمثل الحرارة المشتركة فى العملية .
 وبتكامل المعادلة 1-21 نحصل على .

$$q = \int_1^2 Tds = \text{area } 122'1'1 \quad 1-22$$

where $T = f(s)$.

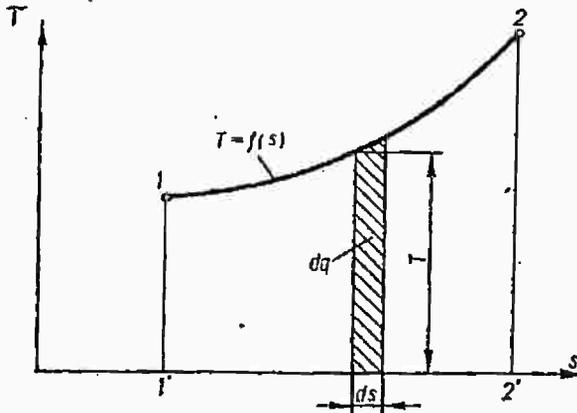


Figure 1-5

ولما كانت كمية الحرارة تعتمد على طبيعة العملية . فإن السعة الحرارية تعتمد أيضا على نفس العملية . وبدقة فإن السعة الحرارية تكون عند الحجم الثابت C_p ، وعند الضغط الثابت C_p, C_v .

وللغازات المثالية تكون العلاقة بين السعة الحرارية للكتلة وتمثلها معادلة Mayer's equation

$$C_p - C_v = R \quad 1-23$$

والسعة الحرارية للغازات المثالية عند عملية الضغط الثابت أكبر من السعة الحرارية عند عملية الحجم الثابت .

وهذه نتيجة واقعية لعملية الحجم الثابت لعدم حصولها على شغل خارجي يشمل الحرارة المفقودة لتغيير الطاقة الداخلية للغاز والتي تعتمد على درجة الحرارة حيث أنه في عملية الضغط الثابت لا تفقد الحرارة فقط عند التغيير في الطاقة الداخلية ولكن أيضا تفقد على شكل شغل خارجي .

وفى الغازات المثالية عندما تكون $R > C_p - C_v$ تعتمد على التمدد عندما تكون $P = \text{constant}$ ليس فقط في الشغل الخارجى ولكن أيضا فى الشغل الداخلى وبتوسع أكبر فى استخدامات الحرارة فى الهندسة عن طريق نسبة السعات الحرارية C_p and C_v فإن

$$1-24 \quad k = \frac{C_p}{C_v}$$

ولما كانت $C = f(T)$ فى المنحنى البيانى C, T فإن شكل 1-6 يبين كمية السعة الحرارية المتغيرة بواسطة C^0 1 وهى كمية الحرارة المستهلكة ، والمقاطع المختلفة من العملية ليست متساوية لحظيا وتكون درجة الحرارة t_1 عند السعة الحرارية C_1 ودرجة الحرارة t_2 عند السعة الحرارية C_2 وكل من السعة الحرارية تشير إلى السعة الحرارية الحقيقية .

والسعة الحرارية الحقيقية تتطابق فى التغيير النهائى عند الصفر فى درجة الحرارة dt عند تحديد السعة الحرارية .

$$C_x = \frac{dq_x}{dt} \quad 1-25$$

وللوصول لتصور السعة الحرارية الحقيقية يمكن الحصول عليها من المعادلة 1-26 .

$$dq_x = C_x dt \quad \text{or} \quad q_x = \int_{t_1}^{t_2} C_x dt \quad \text{kJ/kg} \quad 1-26$$

ومن المنحنى البيانى نحصل على التكامل $\int_{t_1}^{t_2} C_x dt$ ويكون مساويا للمساحة 1 ، a ، b ، 2 مع أخذ المتوسطات .

وكمية الحرارة المستهلكة ترفع درجة الحرارة C^0 1 على مدى الحرارة من

t_2 إلى t_1

$$C_{xm} = \frac{qx}{t_2 - t_1}$$

1-27

وفى هذه الحالة تعرف كمية الحرارة بالسعة الحرارية المتوسطة شكل 1-6. ويفسر المنحنى البياني $C = f(T)$ فى شكل 1-6 التغير فى درجة حرارة الغاز C^0 1 وكمية الحرارة المستهلكة فى أنحاء العملية متساوية لحظيًا. وعند درجة الحرارة t_1 تكون السعة الحرارية C_1 وعند درجة الحرارة t_2 تكون السعة الحرارية C_2 كذلك يشار إلى السعة الحرارية بأنها السعة الحرارية الحقيقية

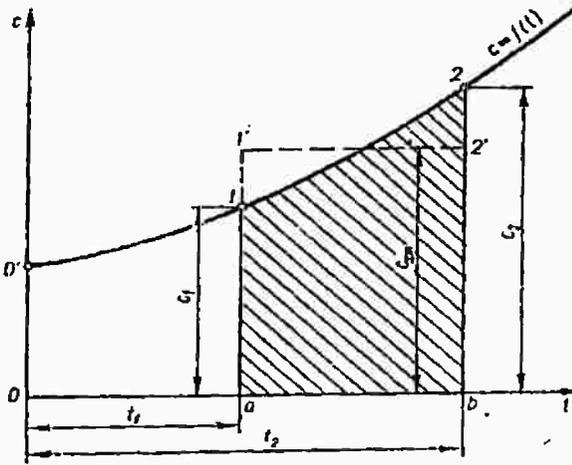


Figure 1-6

السعة الحرارية الحقيقية تتطابق مع الأجزاء المتناهية فى الصغر والتغير فى درجة الحرارة تحده السعة الحرارية .

حاليًا وبالنظر إلى قيمة C_{xm} تكون على شكل مستطيل رأسى $a, b, 2, 1'$ وتساوى مساحه الشغل q .

والجدول رقم 1-1 يعطى متوسطات $Molar$ لكميات الحرارة عند الضغط الثابت ($kj/molar - deg$) للغاز والتي يكون لها الأهمية عند المهندسين البحريين ومدى درجة الحرارة من 0 إلى $t^{\circ}C$.

Mean Molar Heat Capacity of Gases at Constant Pressure (kJ/mole-deg)

°C	O ₂	N ₂	H ₂	CO	CO ₂	H ₂ O	Air
0	29.28	29.20	28.64	29.13	36.06	33.40	29.14
100	29.55	29.21	28.92	29.19	38.27	33.63	29.15
200	29.84	29.29	29.08	29.33	40.23	33.97	29.20
300	29.41	29.43	29.16	29.54	41.85	34.43	29.52
400	30.800	29.64	29.20	29.81	43.25	34.92	29.79
500	31.36	29.80	29.20	30.12	44.50	35.46	30.11
600	31.79	30.19	29.33	30.45	45.82	36.01	30.42
700	32.18	30.49	29.43	30.78	46.91	36.59	30.74
800	32.53	30.79	29.54	31.11	47.89	37.18	31.04
900	32.83	31.08	29.67	31.41	49.29	37.77	31.34
1000	33.14	31.36	29.81	31.70	49.58	38.37	31.62
1100	33.40	31.62	29.97	31.97	50.28	38.96	31.88
1200	33.64	32.88	30.13	32.23	50.93	39.34	32.13
1300	33.87	32.41	30.31	32.47	51.54	40.12	32.38
1400	34.00	32.34	30.49	32.69	52.09	40.65	32.59
1500	34.29	32.55	30.67	32.89	52.60	41.19	32.79
1600	34.48	32.74	30.85	33.08	53.07	41.70	32.99
1700	34.67	32.93	31.04	33.27	53.50	42.20	33.17
1800	34.84	33.10	31.22	33.44	53.91	42.67	33.35
1900	35.02	33.28	31.40	33.60	54.29	43.12	33.51
2000	35.18	33.42	31.58	33.75	54.64	43.56	33.66

Table 1-1

1.2.9 الطاقة الداخلية للغاز Internal energy

تشمل الديناميكا الحرارية عمليات شغل الغازات وفي هذه العمليات تكون الطاقة الكلية للعملية هي E ، وفي الحالة العامة للطاقة فإن طاقة الحركة kinetic يعبر عنها بالرمز K والحركة الظاهرة للغاز هي الطاقة الكامنة P والطاقة الداخلية u والكل يعتمد على الحالة الداخلية للغاز .

$$E = k + P + u \quad 1-28$$

ومن خواص الطاقة الداخلية للغاز التغيير الذي لا يعتمد على العملية الطبيعية وإذا كان الغاز الكامل هادى بحيث لا توجد قوى خارجية مؤثرة عليه فإن الطاقة الكلية تتكون فقط من الطاقة الداخلية .

$$E = u \quad 1-29$$

وبالأولى عند الحالات الابتدائية والنهائية للغاز فإن التغيير في الطاقة الداخلية للغاز المثالي يعتمد فقط على درجة الحرارة الابتدائية والنهائية . بمعنى أن كل العمليات المحتملة والمتساوية في التغيير في درجة الحرارة هي نفس التغيير في الطاقة الداخلية . ولذلك عندما تكون قيمة $V = constant$ فإن العملية تشمل على غاز لا يحتوى على تمدد أو أى شكل من أشكال الشغل . ولذلك فإن الحرارة المعطاه للغاز $q = C_v(t_2 - t_1)$ سوف تسبب التغيير في الطاقة الداخلية .

وكمية الحرارة المحتويه عليها العملية كالاتى :

$v = \text{constant}$

$$q_v = C_{vm} (t_2 - t_1)$$

$$\therefore q_v = \Delta u = C_{vm}(t_2 - t_1) \quad 1-30$$

وبتفاضل المعادلة 30 نحصل على .

$$du = C_v dT$$

1-30_a

1.2.10 معلم الإنتروبي Entropy .

هو معلم من المعالم parameters الخمسة u, T, v, P, i والإنتروبي هو أهم معلم من هذه المعالم وتطبيقاته واسعة في علم الديناميكا الحرارية ومن المعادلة 1-21 نحصل على .

$$ds = \frac{dq}{T} \quad 1-31$$

بمعنى أن يكون الإنتروبي معلم لحالة تفاضلية متساوية لنسبة كمية حرارة متناهية في الصغر، ومشاركة في عملية الدائرة الأولية ودرجة الحرارة المطلقة للغاز، (والتي أصبحت ثابتة من خلال شريحة متناهية في الصغر) وبإزاحة dq مع قيمتها من المعادلة 1-25 نحصل على تعبير عام للتغيير في الإنتروبي للغاز المثالي $d_s = \frac{C_x dT}{T}$ وعندما تكون السعة الحرارية تساوى ثابت فإن .

$$\Delta_s = S_2 - S_1 = C_{xm} \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} = C_{xm} \ln \frac{T_2}{T_1} \quad 1-32$$

1.2.11 تحليل القانون الأول للديناميكا الحرارية First low .

في عمليات الديناميكا الحرارية والتي تشمل التغيير في الشغل للغازات فإن الطاقة المكتسبة والمفقودة في هذه العملية تكون على شكل الحرارة Q والشغل L كما هو موجود في النتائج .
والتغيير في الطاقة الحرارية للعملية u .
وطبقا لقانون تحويل الطاقة تكتب المعادلة كالآتي :

$$Q + (-L) = \Delta u \quad 1-33$$

وقانون بقاء الطاقة في الديناميكا الحرارية يعرف بالقانون الأول للديناميكا الحرارية .

وإذا عبرنا عنه في المعادلة بواحد كيلوجرام من الغاز فإن الشغل في المعادلة 1-33 يكون كالآتي :

$$q = \Delta u + l \quad 1-34$$

$$dq = du + dl \quad 1-35 \quad \text{أو بشكل تفاضلي}$$

وطبقا للمعادلة $dl = p dv$ 1-18 والمعادلة 1-35 سوف نحصل على شكل المعادلة الآتية :

$$dq = du + p dv \quad 1-35_a$$

ونحصل أيضا على تعبير حسابي آخر للمعادلة الأولى للديناميكا الحرارية .

$$dq = di - v dp \quad 1-35_b$$

ويجب أن نشير إلى كل من d_i , d_u دالتين مسببتين للاختلاف الكلي لأن u , i دالتى وضع و dq , قيم متناهية فى الصغر تعتمد على مسار العملية ، ولكى نبين هذا الاختلاف فان dl , dq أحيانا لا تضافا مع الرموز اللاتينية الخاصة ، δ_i and δ_q .

1.2.12 الإنضغاط الأيزوثرمالي *Isothermal compression*

وهى عملية الإنضغاط مع ثبوت درجة الحرارةه $T = C$ عندما تتصور إندفاع المكبس ببطئى شديد من النقطة الميتة السفلى Bottom dead center إلى النقطة الميتة العليا top dead center مع مراعات سحب أى حرارة متولدة من الغاز المضغوط وذلك لإحتفاظ بدرجة حرارته ثابتة . تسمى هذه العملية بالعملية الأيزوثرمالي وفى هذه الحالة تكون العلاقة بين الضغط والحجم الأتى:

$$P v = constar$$

وهذه العلاقة تتبع قانون بويل low Boyle's . وفى المنحنى البياني الأتى يوضح خط ثبات درجة الحرارة على شكل قطع زائد متساوى الأضلاع كما هو مبين بالشكل 1.7_a الذى يبين الكميات المتغيرة القيمة ويمكن الحصول عليها من المعادلة 1.36 وبالتغيير فى سحب الطاقة الداخلية والمحتوى الحرارى Enthalpy للغاز الئالى فى العملية الأيزوثرمالي نجد ان $d_u = 0$, $d_i = 0$ عندما تكون $dT = 0$, حينئذ $i = cons$, $u = cons$ وكل الحرارة التى إكتسبها الغاز فى هذه العملية تم إستخدامها فى شوط التمدد ، ويمكن حساب الشغل الحرارى لهذه العملية من المعادلة 1-19 باستبدال p بالقيمة $\frac{RT}{v}$. وبأخذ العوامل الثابتة خارج التكامل نحصل على .

$$l_T = RT \int_{v_1}^{v_2} \frac{dv}{v} = RT \ln \frac{v_2}{v_1} = RT \ln \frac{p_1}{p_2} \quad 1-37$$

والحرارة المطلوبة للعملية يمكن حسابها من المعادلة 1-34 .

$$q_T = l = RT \ln \frac{v_2}{v_1} = RT \ln \frac{p_1}{p_2} \quad 1-38$$

ومعادلة التغيير فى الإنتروبي للعملية الأيزوثرمالي يمكن إستخراجها من المعادلة .

$$\Delta S_T = s_2 - s_1 = R \ln \frac{v_2}{v_1} = R \ln \frac{p_1}{p_2} \quad 1-39$$

وفى المنحنى T - S فى العملية الأيزوثرمالي $T = cons$ تمثل بخط مستقيم موازى للإحداثى S - axis شكل 1.7_b .

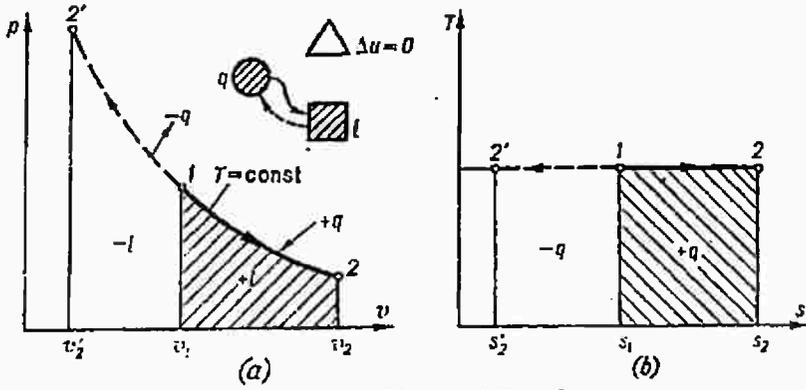


Figure 1-7 a, b

1.2.13 الإيضاط الأديباتيكي Adiabatic compression

عند تصور إندفاع المكبس داخل الإسطوانة من النقطة الميتة السفلى Bottom dead center إلى النقطة الميتة العليا top dead center دافع أمامه الغاز المثالي وبسرعة بحيث لا يكون هناك وقت لإنتقال الحرارة إلى الهواء المحيط به وبالعكس . في هذه الحالة يظهر الشغل المبذول على هيئة طاقة داخلية للغاز وترتفع درجة حرارته وهذا العملية المثالية تسمى بالإيضاط الأديباتي .

$$\Delta Q = \Delta E + \Delta w = 0$$

$$\therefore \Delta E = -\Delta w$$

حيث أن Q هي الطاقة الحرارية التي تعطى للغاز الوسيط ، ΔE الزيادة في الطاقة الحرارية ، w الشغل المبذول في العملية . وفي هذه الحالة فإن $q = 0$ and $dq = 0$ ومعادلة العمليه الديناميكية في المنحنى pv يعبر عنها في القانون الأول للغازات مع الوضع في الإعتبار خواص الغاز المثالي . ومن المعادلة 35_b 35_a ، وإذا أخذنا في الإعتبار خواص الغاز المثالي نجد أن .

$$du = C_v dt \quad \text{and} \quad di = C_p dt .$$

$$\therefore dq = C_v dt + p dv \quad \text{or} \quad C_v dt = -p dv$$

$$dq = C_p dt - v dp \quad \text{or} \quad C_p dt = v dp .$$

$$\frac{C_p}{C_v} = k = -\frac{v dp}{p dv}$$

$$\text{or } kp dv + v dp = 0$$

ويقسمة المعادلة السابقة على pv وتكاملها نحصل على معادلة العملية الأديباتيكية

$$PV^k = \text{constant} .$$

$$1.40$$

حيث أن k أس المعادلة الأديباتيكية .
 وهي نسبة السعة الحرارية عند C_p إلى السعة الحرارية عند C_v وفي المنحنى
 البياني للعملية الأديباتيكية يكون خط التمدد الأديباتي قطع زائد قائم غير متساوي
 الأضلاع كما هو مبين بشكل 1-8a والعلاقة بين القيم المتغيرة p, v في هذه
 العملية كالآتي .

$$\frac{p_1}{p_2} = \left(\frac{v_2}{v_1} \right)^k \quad 1.41$$

والمعادلة يمكن كتابتها في نقطتين .

$$P_1 V_1 = RT_1 \quad ; \quad P_2 V_2 = RT_2 .$$

$$\text{Where } \frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1 v_2}{T_2 v_1} \quad 1.41 a$$

وباستبدال نسبة الإنضغاط في المعادلة نحصل على .

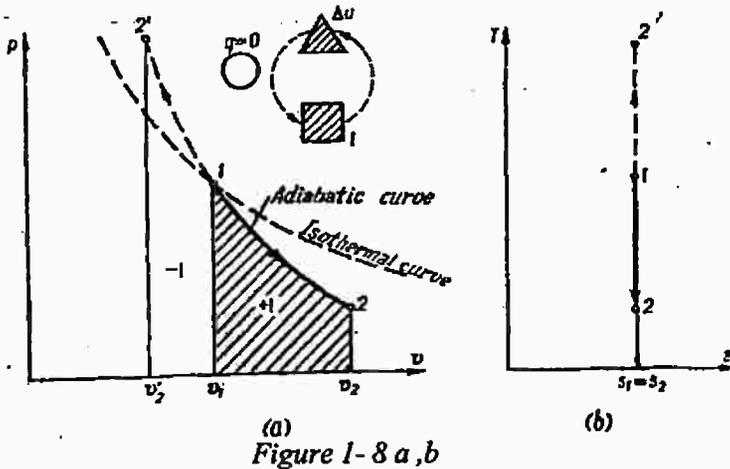
$$\frac{T_1}{T_2} = \left(\frac{v_2}{v_1} \right)^{k-1} \quad 1.42$$

ومن المعادلتين السابقتين نحدد النسبة بين الضغط P ، ودرجة الحرارة T .

$$\frac{T_1}{T_2} = \left(\frac{p_1}{p_2} \right)^{\frac{k-1}{k}} \quad 1-43$$

والتغيير في الطاقة الحرارية الداخلية يحدد من المعادلة .

$$dlq = - du \quad \text{or} \quad lq = - (u_2 - u_1) \quad 1-44$$



ولما كان في العملية الأديباتيكية Adiabatic process الكاملة بعض المتغيرات
 بالنتقص في الطاقة الداخلية للغاز المثالي والتي يعبر عنها في المعادلة الآتية .

$$l_q = C_{vm} (T_1 - T_2) \quad 1-45$$

وبناء عليه فإن $d_u = C_v dT$ ومن المعادلة 1-23 نحصل على .

$$l_q = \frac{R}{k-1} (T_1 - T_2) \quad 1-46$$

وبالتعويض فى المعادلة السابقة عن T_1, T_2 نحصل على .

$$l_q = \frac{1}{k-1} (P_1 V_1 - P_2 V_2) \quad 1-46_a$$

وإذا أعدنا ترتيب المعادلة 1-46 وأخذنا فى الاعتبار المعادلة 1-43 نحصل على

$$l_q = \frac{RT_1}{k-1} \left[1 - \left(\frac{P_2}{P_1} \right)^{\frac{k-1}{k}} \right] \quad 1-46_b$$

وفى المنحنى $T - S$ من العملية الأديباتيكية يمثل الخط المستقيم الرأسى 1-2 امتداد العملية الأديباتيكية والخط المنقوط 2 - 1 ضغط العملية الأديباتيكية .

1.2.14 العملية البولتروبية polytropic process

فى الحياة العملية لا تتحقق عملية الإنضغاط الأيزوثرمالى ولا الإنضغاط الأديباتيك حيث أن بعض الطاقة الحرارية تفقد من الغاز إلى الخارج من خلال جدار الإسطوانة وخاصة عند التبريد بالماء ، فى هذه الحالة عندما تفقد هذه الطاقة تسمى بالإنضغاط البولتروبي . وتكون العلاقة بين الضغط والحجم هى عملية بولتروبية $PV^n = \text{const}$ حيث أن قيمة n الآتى .

$$1 < n < 1.4$$

$$PV^n = \text{constant}$$

$$1-47$$

والشكل 9-1 يوضح هذه العملية بيانياً .

$$pv^n = \text{constant}$$

وعند فقد الغاز لبعض حرارته نجد الآتى

$$PV^0 = p = \text{constant} , n = 0 ;$$

$$\text{وإذا فرضنا أن } n = \pm \infty ; p1/\pm \infty v = v = \text{constant}$$

سوف نحصل على حجم ثابت .

$$\text{ولو فرضنا أن } n = 1 ; pv = \text{constant}$$

الأيزوثرمالى .

$$\text{ولو فرضنا أن } n = k ; pv^k = \text{constant}$$

سوف نحصل على العملية الأديباتيكية . وإذا نظرنا إلى العلاقة بين الكميات متغيرة القيمة والشغل نجد أن

العملية البولتروبية هى نفسها العملية الأديباتيكية التى تحتوى على الأس k إذا تم

تغييره إلى الأس n .

$$\frac{P_1}{P_2} = \left(\frac{V_2}{V_1} \right)^n ; \frac{T_1}{T_2} = \left(\frac{V_2}{V_1} \right)^{n-1} ; \frac{T_1}{T_2} = \left(\frac{P_1}{P_2} \right)^{\frac{n-1}{n}} \quad 1-48$$

ويمكن أن نعبر عن الشغل بالمعادلة الآتية .

$$l_{pol} = \frac{1}{n-1}(p_1 v_1 - p_2 v_2) = \frac{R}{n-1} (T_1 - T_2)$$

$$= \frac{RT_1}{n-1} \left[1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{n-1}{n}} \right] \quad 1.49$$

ودرجة الحرارة في العملية البولتروبية يمكن حسابها من المعادلة الآتية .

$$q_{pol} = \Delta u + l = C_v m (T_2 - T_1) + \frac{R}{n-1} (T_1 - T_2) \quad 1-50$$

أو بالتحويل من السعة الحرارية .

$$q_{pol} = C_{pol} m (T_2 - T_1) \quad 1-51$$

حيث أن $C_{pol} m$ هي السعة الحرارية المتوسطة للغاز في العملية البولتروبية ،

والتغير الداخلي للطاقة في العملية البولتروبية موجود في معادلة الغاز المثالي

1-30 ومن معادلة القاتون الأول للديناميكا الحرارية 1-34 نحصل على المعادلة

الآتية .

ومن المعادلة 1-50، 1-51 نحصل على .

$$C_{pol} m (T_2 - T_1) = C_v m (T_2 - T_1) - \frac{R}{n-1} (T_2 - T_1)$$

ويرفع T_2, T_1 من المعادلة وبالأخذ في الاعتبار أن .

$$R = C_p - C_v = C_v (k - 1)$$

نحصل على تعبير السعة الحرارية للعملية البولتروبية كالآتي:

$$C_{pol} m = C_v m \frac{n-k}{n-1} \quad 1-52$$

ويراعى حساب أس العملية البولتروبية n إذا كان الضغط P ، والحجم v عند

نقطتين معلومتين في العملية البولتروبية .

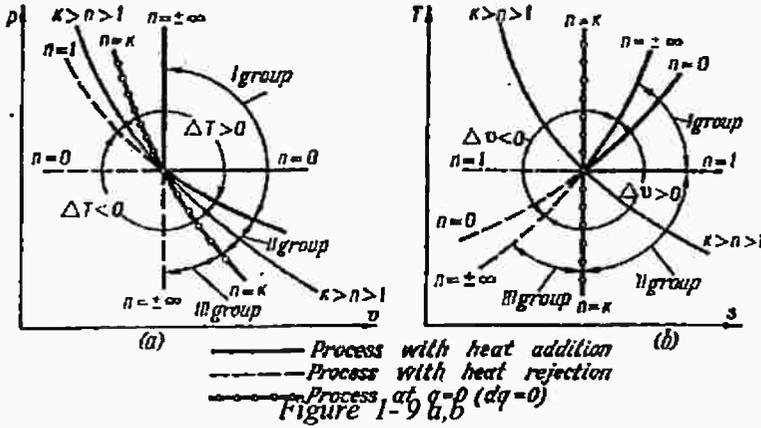
ومن المعادلة 1-48 نحصل على .

$$\frac{p_1}{p_2} \left(\frac{v_2}{v_1} \right)^n , \text{ or } \log \frac{p_1}{p_2} = n \log \frac{v_2}{v_1} .$$

$$n = \frac{\log \frac{p_1}{p_2}}{\log \frac{v_2}{v_1}} \quad 1-53$$

والتغيير في الإنتروبي نحصل من المعادلة 1-32 الآتية .

$$\Delta S_{pol} = C_{pol} m \ln \frac{T_2}{T_1} \quad 1-54$$



ولكى يتم التحليل تتفق العملية البولتروبية لقيم مختلفة للأس n فى الرسم البيانى p, v تكون الدقة فى العملية لمنحنيات مرسومة باستخدام النسب المحددة للمنحنيات البولتروبية لقيم أخرى للأس n وأيضا إيجاد قيمة q and Δv فى هذه العملية شكل 1-9_{ab}.

مثال ذلك فإن العملية البولتروبية لقيم مختلفه للأس $k > n > 1$ تمر بين المنحنيات البولتروبية $n=1$ and $n=k$ من خلال عملية التمدد وفى هذه العملية تعطى الحرارة من الخارج ($d_s > 0$) وبالتالي سوف تنخفض درجة الحرارة والطاقة الداخلية. والسمات الخاصة لجميع عمليات البولتروبي التمدد ($\Delta v > 0$) ومن الممكن أن تقسم إلى ثلاث مجاميع، كل منها تملك منحنيات للطاقة العامة المتزنة.

وعموما تحول الطاقة الطبيعية فى كل مجموعة، ولكن بكميات موزعة لثلاث طاقات متزنة لمكونات تكون مختلفة.

يحتوى الجدول رقم 1,2 على سمات خاصة لثلاثة مجموعات من العمليات البولتروبية متشابهة ومن الممكن أن تقسم إلى ثلاث مجموعات كلها عمليات بولتروبية للتمدد ($\Delta v < 0$) وتنقسم إلى ثلاثة مجموعات كل مجموعة تملك شكل متزن للطاقة العامة، وتحويل الطاقة الطبيعية يكون عام فى كل مجموعة ولكن توزيع الكميات الثلاثة للطاقة متزنة ومكوناتها تكون مختلفة والجدول الآتى يحتوى على سمات خاصة لثلاثة مجموعات للعمليات البولتروبية.

Fig. 1.2

Polytropic Processes of Expansion

Group	Limits of polytropic exponent n	Δu	q	Heat capacity of processes	Energy balance diagram
I	$1 > n > -\infty$	$\Delta u > 0$	$q > 0$	$c_n > 0$	
II	$k > n > 1$	$\Delta u < 0$	$q > 0$	$c_n < 0$	
III	$+\infty > n > k$	$\Delta u < 0$	$q < 0$	$c_n > 0$	