

الفصل الثاني: المبدأ الأول للترموديناميك

1.10 تعريف الطاقة الداخلية للجملة

تملك كل جملة طاقة داخلية يرمز لها بالرمز U وتساوي مجموع الطاقات التالية:
أ) مجموع طاقات الربط لكل الجزيئات المكونة للجملة.

ب) مجموع قوى التجاذب بين الالكترونات والأنوية لكل ذرات الجملة.

ج) مجموع الطاقات الحركية لكل جزيئات الجملة.

لا يمكن تحديد الطاقة الداخلية أو حسابها في حالة ما ولكن يمكن تحديد تغيرها لما تنتقل الجملة من حالة الى أخرى. وتتغير الطاقة الداخلية لما تتبادل الجملة الطاقة مع الوسط الخارجي. يتم تبادل الطاقة بطريقتين: بتبادل العمل W أو بتبادل كمية الحرارة Q .

يسمى المبدأ الأول للترموديناميك مبدأ انحفاظ الطاقة الداخلية أو مبدأ الحالة الابتدائية والحالة النهائية حيث أن الطاقة الداخلية لجملة ما تعتبر دالة حالة وتغيرها بين حالتين مقدار ثابت ويساوي المجموع الجبري للعمل وكمية الحرارة المتبادلين بينها وبين الوسط الخارجي ولا يتعلق بالمسار الذي تسلكه الجملة للانتقال بين الحالة الابتدائية والحالة النهائية. بناء على هذا، تغير الطاقة الداخلية لجملة معزولة معدوم وهذا التغير معدوم أيضا لما تنتقل الجملة بين عدة حالات مختلفة ثم تعود الى الحالة الأولى (الطاقة الداخلية لحلقة cycle معدوم).

$$\Delta U = U_2 - U_1 = W + Q$$

$$\Delta U_{Cycle} = \Delta U_{\Phi} = 0 \quad (\text{تغير الطاقة الداخلية لحلقة})$$

ΔU : تغير الطاقة الداخلية.

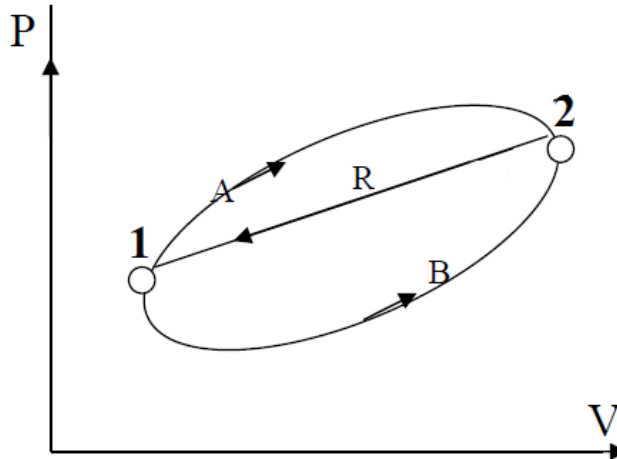
U_1 : الطاقة الداخلية في الحالة الابتدائية.

U_2 : الطاقة الداخلية في الحالة النهائية.

W : العمل المتبادل.

Q : كمية الحرارة المتبادلة.

ليكن لدينا تبادل حرارة وعمل بين النظام والوسط الخارجي حيث يمر النظام من الحالة الابتدائية 1 إلى الحالة النهائية 2 على مسارين مختلفين (A,B) و يرجع النظام إلى حالته الأولى على مسار R.



لنكتب المجموع الجبري من حرارة وعمل:

$$(Q_A + W_A) + (Q_R + W_R) = 0$$

$$(Q_B + W_B) + (Q_R + W_R) = 0$$

$$Q_A + W_A = Q_B + W_B = Q + W = \text{const.} \quad \text{و منه نحصل على}$$

فلاحظ أن تغير الطاقة الداخلية معدوم للحلقتين **1A2R1** و **1B2R1** بما أن النظام ينطلق ويرجع إلى النقطة الأولى.

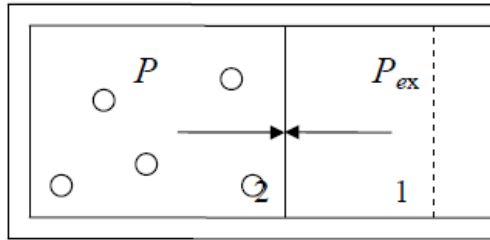
هذه العلاقة الأخيرة تبين أن المجموع الجبري (عمل زائد حرارة) لا يتعلق بمسار التغيير المسلك لكن يرتبط فقط بالحالة الابتدائية والنهائية.

2.10 العمل W

يعرف العمل بكونه جداء قوة ما (**F**) في المسافة (**L**) التي ينتقل بها جسم ما وهو تحت تأثير هذه القوة. بالنسبة للغازات يترجم هذا على شكل تمدد (زيادة الحجم) أو انكماش (انضغاط) تحت تأثير قوة ما.

نعرف أن جزيئات الغاز تأخذ كل الحجم الذي توجد فيه. ليكن غاز في الحالة الأولى (P_1, V_1, T_1) فينتقل إلى الحالة

الثانية (P_2, V_2, T_2).



إذا كان الحجم V_2 أكبر من V_1 فالغاز يقوم بعمل تمديد، أما إذا كان العكس فهذا عمل انضغاط.

عمل انتقال الحالة من 1 إلى 2 يكون:

$$\delta W = F.dL = P_{ex}.S.dL = P.dV$$

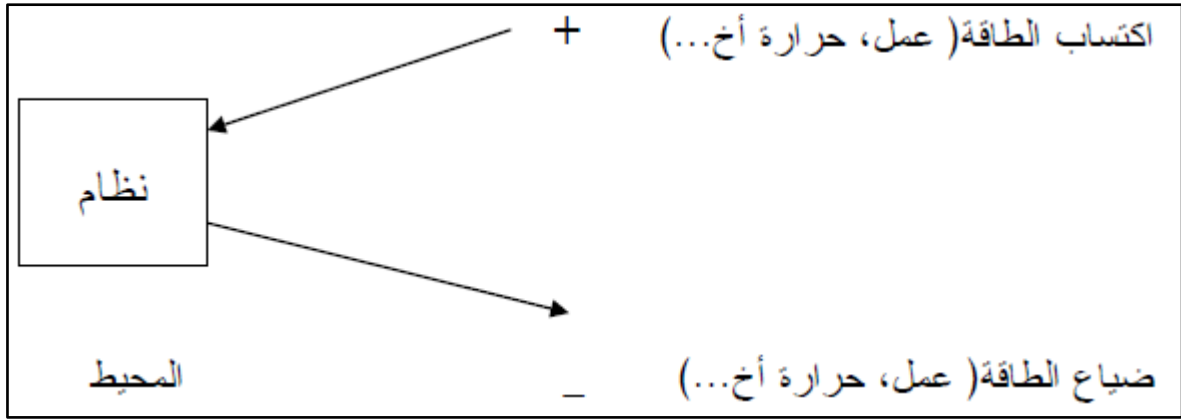
إذا كان التغيير بطيئا (تحول عكوس)، ضغط الغاز في كل لحظة يساوي تقريبا ضغط المحيط الخارجي $P=P_{ex}$.

الاتفاق على الإشارة

نحصل عند حساب عمل الانضغاط أو التمديد بقيمة موجبة في الحالة الأولى و سالبة في الحالة الثانية.

لما يقوم النظام بعمل تمديد (نشر الطاقة)، يأخذ قيمة سالبة (-). ولما المحيط الخارجي يضغط على النظام (اكتساب الطاقة)، يأخذ قيمة موجبة (+).

مفهوم الاتفاق على الإشارة يشمل الطاقة بصفة عامة بما فيها من عمل، حرارة، طاقة ضوئية الخ...



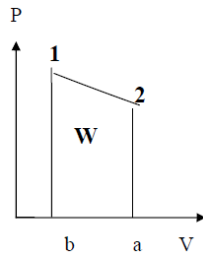
التحول العكوس يكون بزيادة أو نقصان كمية صغيرة جدا من الحجم dV (تغير عنصري). العمل المناسب للتمديد أو للانضغاط يساوي :

$$\delta W = -P_{ext} \cdot dV$$

العمل الكلي يساوي:

$$W_{1 \rightarrow 2} = - \int_{V_1}^{V_2} P_{ext} \cdot dV$$

في محور $P = f(v)$ المساحة ab تمثل عمل انضغاط الغاز، أما المساحة $ba21$ فتتمثل عمل تمديد الغاز.



حساب العمل لتحول غاز مثالي:

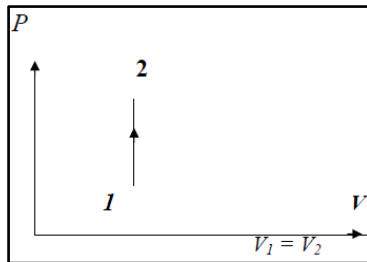
$$W_{1 \rightarrow 2} = - \int_{V_1}^{V_2} P_{ext} \cdot dV$$

انطلاقا من التكامل ، ندرس الحالات التالية:

(أ) تحول ثابت الحجم (Isochore, $V = cte$)

فالعمل يساوي الصفر لأن $dV = 0$ حيث أن $V_1 = V_2$.

$$W_{1 \rightarrow 2} = - \int_{V_1}^{V_2} P_{ext} \cdot dV \Rightarrow W_{1 \rightarrow 2} = 0$$



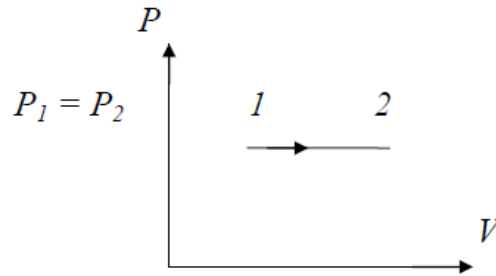
(Isobare, P=cte) تحول ثابت الضغط

يصبح العمل:

$$W_{1 \rightarrow 2} = - \int_{V_1}^{V_2} P_{ext} \cdot dV = -P(V_2 - V_1) = -(PV_2 - PV_1)$$

حيث أن : $PV = nRT$

$$W = -nR(T_2 - T_1)$$

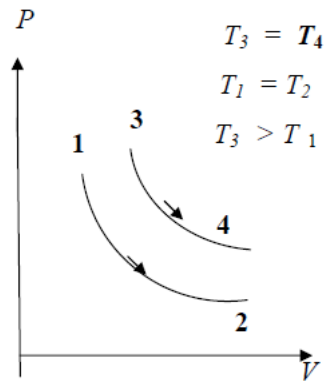


(Isotherme, T=cte) تحول ثابت درجة الحرارة

يصبح العمل: تحول عكوس $P_{ext} = P$

ومنه $W_{1 \rightarrow 2} = - \int_{V_1}^{V_2} P \cdot dV$

$$W = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = nRT \ln \frac{P_2}{P_1}$$



(Adiabatique, Q=0) تحول كظوم

خلال التحول الكظوم لا يقع تبادل لكمية الحرارة بين الجملة و الوسط الخارجي : $Q = 0$

ترتبط المتغيرات بعضها البعض كالتالي:

$$PV^\gamma = Cte \Rightarrow P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$$

$$T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1}$$

حيث:

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

C_p : السعة الحرارية المولية عند ضغط ثابت.

C_v : السعة الحرارية المولية عند حجم ثابت.

يصبح العمل:

$$W = -\int_{V_1}^{V_2} P dV = -P_1 V_1^\gamma \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V^\gamma} = -P_1 V_1^\gamma \frac{V_2^{(-\gamma+1)} - V_1^{(-\gamma+1)}}{-\gamma+1}$$

$$W = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{\gamma - 1}$$

علاقة ماير بين السعة الحرارية المولية عند ضغط ثابت والسعة الحرارية المولية عند حجم ثابت لغاز مثالي:

علاقة ماير هي: $C_p - C_v = R$

$$C_p = \frac{\gamma R}{\gamma - 1}$$

$$C_v = \frac{R}{\gamma - 1}$$

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

حالة غاز مثالي وحيد الذرة:

$$C_p = \frac{5}{2} R$$

$$C_v = \frac{3}{2} R$$

$$\gamma = \frac{5}{3} = 1,67$$

حالة غاز مثالي ثنائي الذرة (من ضمنها الهوائ):

$$C_p = \frac{7}{2} R$$

$$C_v = \frac{5}{2} R$$

$$\gamma = \frac{7}{5} = 1,4$$

حساب كمية الحرارة المتبادلة عندما تتغير درجة الحرارة (تسخين أو تبريد)

تعريف الحرارة النوعية (c_i)

تمثل الحرارة النوعية كمية الحرارة (Q) اللازمة لرفع درجة حرارة 1g لجسم ما (i) بدرجة كلفن واحدة ($1^\circ K$).

وحدتها هي: $cal/g \cdot ^\circ K$ أو $J/g \cdot ^\circ K$ حيث: $c_{(H_2O)} = 1 cal/g \cdot ^\circ K$

تعريف السعة الحرارية (C_i)

وهي نوعان:

السعة الحرارية ($capacit\acute{e} calorifique, C_i$): هي كمية الحرارة (Q) اللازمة لرفع درجة حرارة جسم ما (i) بمقدار

$$C_i = m_i \cdot c_i$$

$1^\circ K$. حيث:

السعة الحرارية المولية ($C_{i,m}$) (capacité calorifique molaire): وهي الأكثر استعمالا في الكيمياء، تعرف على أنها كمية الحرارة اللازمة (Q) لرفع درجة حرارة 1mole لجسم ما بمقدار 1°K .

$$C_{i,m} = M_i \cdot c_i$$

ليكن جسم ذي كتلة m (عدد المولات n) و حرارة نوعية c (سعة حرارية مولية C حيث ينتقل من الحالة الابتدائية حيث يوجد في درجة حرارة T_1 الى الحالة النهائية T_2 حيث تصبح درجة حرارته).

كمية الحرارة اللازمة لهذا التحويل تساوي:

أ/ لما تكون الحرارة النوعية (السعة الحرارية المولية) مستقلة عن درجة الحرارة، أي ثابتة عند تغير درجة الحرارة:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad /c \text{ (J ou cal/g.}^\circ\text{K)}$$

$$Q = n \cdot C \cdot \Delta T \quad /C \text{ (J ou cal/mol.}^\circ\text{K)}$$

ب/ لما تكون الحرارة النوعية (السعة الحرارية المولية) بدلالة درجة الحرارة، أي تتغير بتغير درجة الحرارة:

$$Q = m \cdot \int_{T_1}^{T_2} c(T) \cdot dT \quad /c \text{ (J ou cal/g.}^\circ\text{K)}$$

$$Q = n \cdot \int_{T_1}^{T_2} C(T) \cdot dT \quad /C \text{ (J ou cal/mol.}^\circ\text{K)}$$

للسعات الحرارية المولية C ($n = 1\text{mol}$)

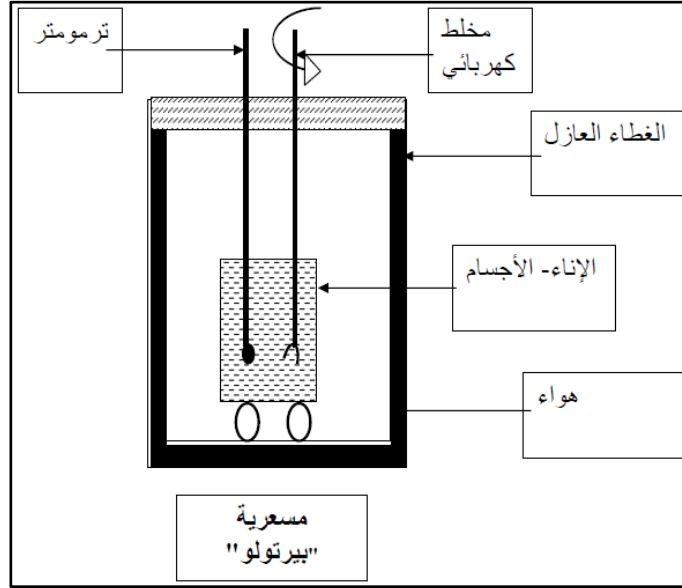
$$C = \frac{\delta Q}{dT} \Rightarrow C_v = \left(\frac{\delta Q}{dT} \right)_v ; C_p = \left(\frac{\delta Q}{dT} \right)_p$$

ومنه يمكن استعمال القيم المتوسطة للسعات الحرارية المولية C ($n = 1\text{mol}$) ، إذا اعتبرت ثابتة (لا تتعلق بالحرارة T) في المجال الحراري المدروس (ΔT):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} \Rightarrow C_v = \left(\frac{Q}{\Delta T} \right)_v ; C_p = \left(\frac{Q}{\Delta T} \right)_p$$

$T_2 > T_1$	يكتسب الجسم حرارة في حالة: +
$T_2 < T_1$	يفقد أو يحرر الجسم حرارة في حالة: -
$\Delta T = T_2 - T_1$	المجال الحراري للتغير ΔT
جول أو حريرة Joule ou calorie	وحدة كمية الحرارة Q
غ أو كغ g ou kg	وحدة الكتلة
جول/غ.درجة كلفن J/g.K	وحدة الحرارة النوعية أو الكتلية

المسعرية، القيمة المائية للمسعرية (أو المكافئ المائي للمسعرية)



تستعمل المسعرية كوسيلة لحساب الحرارة المتبادلة. بفرض أنه لا يوجد تبادل لكمية الحرارة مع المحيط الخارجي (نظام كظوم أو معزول لفترة)، يمكن كتابة:

$$\sum Q_i = 0$$

القيمة المائية للمسعرية (E) : تعرف بأنها السعة الحرارية لكمية من الماء التي تملك نفس السعة الحرارية للمسعر الفارغ (الاجزاء الداخلية للمسعر: المحرار، المخلط الكهربائي...الخ).

المكافئ المائي للمسعرية ($\mu = m_e$) : يعرف بأنه كتلة الماء التي تمتص نفس كمية الحرارة التي تمتصها الاجزاء الداخلية للمسعر (المحرار، المخلط الكهربائي...الخ).

و تعطى بالعلاقات التالية:

$$\mu = m_e = C_{cal}/c_e \quad ; \quad E = C_{cal} = \mu \cdot c_e$$

μ : المكافئ المائي للمسعرية (الكتلة المكافئة من الماء)

E : القيمة المائية للمسعرية (السعة الحرارية للمسعر الفارغ)

C_{cal} : السعة الحرارية للمسعر الفارغ بوحدة جول/كلفن أو بوحدة حريرة/كلفن.

c_e : الحرارة النوعية الكتلية للماء بوحدة جول/كلفن.كغ أو حريرة/كلفن.غ.

تمثل E الحرارة الممتصة أو الضائعة من طرف لوازم المسعر (المحرار، المخلط الكهربائي...الخ).

مثال 1: ليكن جسمان 1 و 2 معزولان عن المحيط، حيث درجة حرارة: $T_1 < T_2$

للجسمين نفس الحرارة النوعية c . تنتقل الحرارة من الجسم الأسخن (الجسم 2) الى الجسم الأبرد (الجسم 1), الى أن يصبح لهما نفس درجة الحرارة. نقول إنهما أصبحا في توازن حراري حيث تسمى درجة حرارتهما عند هذا التوازن الحراري T_{eq} .

بما أن الجملة معزولة حراريا يمكن كتابة المعادلة التالية: $Q_1 + Q_2 = 0$

$$m_1.c.(T_{equ} - T_1) + m_2.c.(T_{equ} - T_2) = 0$$

$$T_{equ} = \frac{m_1.T_1 + m_2.T_2}{m_1 + m_2}$$

فنحصل على درجة التوازن الحراري:

انطلاقا من هذه العلاقة يمكن حساب درجة حرارة التوازن، الحرارة النوعية، أو درجة حرارة الجسم الأول أو الثاني.

مثال 2: تبادل حراري بين جسمين حيث الأول له كتلة m_1 وحرارة نوعية كتلية c_1 أما الثاني له كتلة m_2 وحرارة نوعية كتلية c_2

يقع التبادل الحراري حيث: $Q_1 + Q_2 = 0$

$$m_1.c_1(T_{equ} - T_1) + m_2.c_2(T_{equ} - T_2) = 0$$

$$T_{equ} = \frac{m_1.c_1.T_1 + m_2.c_2.T_2}{m_1.c_1 + m_2.c_2}$$

ومنه نحصل على درجة حرارة التوازن:

ونكتب العلاقة العامة بعد تبادل حراري بين عدة أجسام سائلة/صلبة:

$$T_{equ} = \frac{\sum m_i.c_i.T_i}{\sum m_i.c_i}$$

مثال 3: تبادل حراري بين المسعرية بلوازمها (الماء الموجود داخل وعاء المسعر m_1 والاجزاء الداخلية E) ومعدن m_2

$$Q_{cal} + Q_{m2} = 0$$

$$(m_1.c_1 + E)(T_{equ} - T_1) + m_2.c_2(T_{equ} - T_2) = 0$$

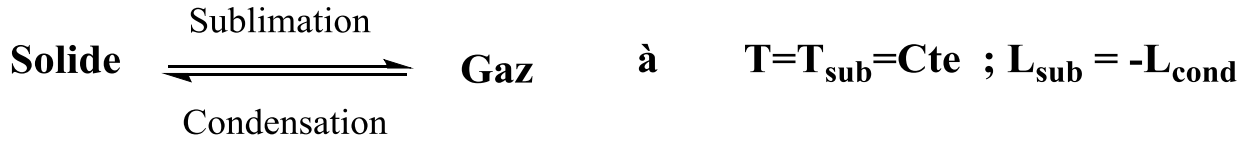
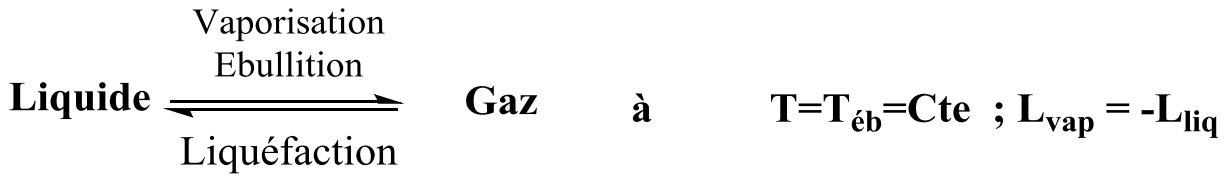
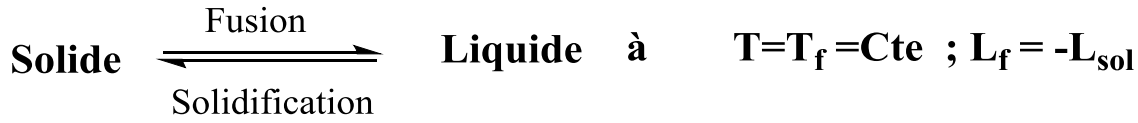
تمثل E القيمة المائية للمسعرية، فهي الحرارة الممتصة أو الضائعة من طرف لوازم المسعرية (المحرار، المخلط الكهربائي... الخ).

حساب كمية الحرارة المتبادلة عندما تتغير الحالة الفيزيائية (غليان، تجمد، تكاثف... الخ)

كمية الحرارة الكامنة (اللاطية) ($chaleur\ latente\ (L)$) لتغير الحالة الفيزيائية هي، تعريفاً، كمية الحرارة اللازمة لتحويل 1 مول من جسم نقي من حالة فيزيائية ما إلى أخرى تحت درجة حرارة ثابتة ($T=Cte$). إذا كان لدينا n مول من جسم نقي، فكمية الحرارة اللازمة لتحويل هذه الكمية سوف تساوي:

$$Q = n.L\ ou\ Q = m.L$$

الجسم	الحرارة الكامنة للانصهار $L_f\ (kJ/mol)$	الحرارة الكامنة للتبخير $L_v\ (kJ/mol)$
ميثانول السائل	3,2	35,3
النحاس الصلب	13	304,6
الماء السائل	6	44



ملاحظة هامة:

- بالنسبة للأجسام غير قابلة للانضغاط (الصلبة والسائلة): $\delta W = 0$ و $\delta Q = nCdT$ (تسخين وتبريد).
- كمية الحرارة ليست دالة حالة، أي أنها تتغير بتغير المسار، كما تختلف كمية الحرارة المتبادلة مع الوسط الخارجي باختلاف الحالة الفيزيائية للنظام نفسه (غاز، سائل أو صلب) يمكن استنتاجها انطلاقاً من المبدأ الأول للترموديناميك.

$$dU = \delta Q + \delta W$$

$$\delta Q = dU - \delta W$$

$$\delta Q = dU + PdV$$

$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V \cdot dT + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T \cdot dV$$

$$\delta Q = dU + PdV = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V \cdot dT + \left[\left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T + P\right] \cdot dV$$

حساب الطاقة الداخلية لغاز مثالي:

$$\Delta U = Q + W$$

$$dU = \delta Q + \delta W$$

$$\boxed{dU = nC_v dT - P \cdot dV}$$

U دالة حالة لهذا تفاضلها كامل (d) وتغيرها يتوقف على الحالة الابتدائية والنهائية للجملة فقط.

Q و W ليسا دالتي حالة وبالتالي فتفاضلها ليسا كاملين (δ) وتغيرهما يتوقف على المسار الذي يتخذه التحول.

(أ) تحول ثابت الحجم (Isochore, V=cte):

$$dU = \delta Q + \delta W = nC_v dT - P_{\text{ext}} dV = nC_v dT - 0 = nC_v dT$$

$$\boxed{\Delta U = n \int_{T_1}^{T_2} C_v dT = Q_v} \quad (\text{حرارة التفاعل تحت حجم ثابت})$$

(ب) تحول ثابت الضغط (Isobare, P=cte):

$$dU = \delta Q + \delta W = nC_p dT - P_{\text{ext}} dV \quad / \quad Q_p = n \int_{T_1}^{T_2} C_p dT$$

$$\Delta U = n \int_{T_1}^{T_2} C_p dT - P_{\text{ext}} \int_{V_1}^{V_2} dV = n \int_{T_1}^{T_2} C_p dT - P(V_2 - V_1) = n \int_{T_1}^{T_2} C_p dT - nR(T_2 - T_1)$$

$$\boxed{\Delta U = Q_p - P(V_2 - V_1) = Q_p - nR(T_2 - T_1)}$$

(ج) تحول ثابت درجة الحرارة Isotherme, T=cte (قانون جول1):

الطاقة الداخلية لغاز مثالي لا تتغير الا بتغير درجة الحرارة. اذا كانت هذه الأخيرة ثابتة فان الطاقة الداخلية تبقى أيضا ثابتة، أي أن تغيرها يكون معدوما (قانون جول1).

$$T = \text{constante} (\Delta T = 0) \implies \boxed{\Delta U = 0} \implies U = f(T) \quad \boxed{dU = nC_v dT}$$

$$\delta Q = -\delta W = pdV$$

$$Q = -W = \int_{V_1}^{V_2} pdV = nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = nRT \ln \frac{P_1}{P_2}$$

$$\boxed{Q = nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = nRT \ln \frac{P_1}{P_2}}$$

(د) تحول كظوم (Adiabatique, Q=0):

$$Q = 0 \implies \Delta U = Q + W = W$$

$$W = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{\gamma - 1} \implies \boxed{\Delta U = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{\gamma - 1}}$$

تعريف الأنتالبي (المحتوى الحراري، Enthalpie):

لدينا جملة (قد تكون غازا مثاليا) تنتقل من حالة توازن داخلي 1، حيث يساوي ضغطه الضغط الخارجي، الى حالة توازن أخرى حيث يساوي ضغطه الضغط الخارجي أيضا (تحول ثابت الضغط).

$$(P_1, T_1, V_1) \longrightarrow (P_1, T_2, V_2)$$

$$dU = \delta Q + \delta W = \delta Q - pdV$$

$$\Delta U = U_2 - U_1 = \int_1^2 \delta Q - \int_{V_1}^{V_2} P dV = Q_p - P(V_2 - V_1)$$

$$Q_p = U_2 - U_1 + PV_2 - PV_1 = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1)$$

$$\boxed{H = U + PV}$$

نضع:

هذا المقدار يسمى الأنتالبي وهو دالة حالة مثل الطاقة الداخلية حيث يمكن كتابته:

$$\boxed{\Delta H = H_2 - H_1 = Q_p} \text{ (حرارة التفاعل تحت ضغط ثابت)}$$

اذن كمية الحرارة المتبادلة خلال تحول ثابت الضغط تساوي التغير في انثالبي الجملة وإذا كانت درجة الحرارة ثابتة فان التغير في انثالبي الجملة يكون معدوما (قانون جول2).

$$T = \text{constante} (\Delta T = 0) \longrightarrow \boxed{\Delta H = 0} \longrightarrow H = f(T) \quad \boxed{dH = nC_p dT}$$

العلاقة بين Q_p و Q_v

ليكن لدينا جملة، غاز مثالي يتعرض لتحول كيميائي، منتقلا من حالة 1 الى حالة 2 خلال مسارين مختلفين: أ/المسار تحول ثابت الضغط:

$$(T, P_1, V_1, n_1) \longrightarrow (T, P_1, V_2, n_2)$$

$$U_2 - U_1 = Q_p (A) - P_1 (V_2 - V_1)$$

ب/المسار تحول ثابت الحجم B ثم تحول ثابت درجة الحرارة C حيث:

$$(T, P_1, V_1, n_1) \longrightarrow (T, P_2', V_1, n_2) \quad \text{تحول ثابت الحجم:}$$

$$(T, P_2', V_1, n_2) \longrightarrow (T, P_1, V_2, n_2) \quad \text{تحول ثابت درجة الحرارة:}$$

$$U_2 - U_1 = Q_v(B) + \Delta U(C) = Q_v(B) + 0 = Q_v(B)$$

$$Q_p (A) - P_1 (V_2 - V_1) = Q_v (B)$$

$$Q_p (A) - Q_v (B) = P_1 (V_2 - V_1)$$

$$P_1 V_1 = n_1 RT, P_1 V_2 = n_2 RT$$

$$P_1 (V_2 - V_1) = (n_2 - n_1) RT$$

$$Q_p (A) - Q_v (B) = (n_2 - n_1) RT$$

$$\boxed{Q_p = Q_v + \Delta n_g RT}$$

$$\boxed{\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT}$$

$$\boxed{\Delta n_g = \sum n_g(\text{نواتج}) - \sum n_g(\text{متفاعلات})}$$

- إذا كان النظام مغلق وغير متجانس فإن قيم $\Delta(PV)$ الناتجة عن الاجسام الصلبة والسائلة مهملة امام الغازات (الأجسام الصلبة والسائلة غير قابلة للانضغاط).
- خلال تفاعل لا يحتوي على أجسام غازية (متفاعلات ونواتج) فإن:

$$\Delta H - \Delta U = 0$$

$$\Delta V = 0 \quad \text{حيث} \quad \Delta H = \Delta U$$

- خلال تفاعل يكون فيه $\Delta n_g = 0$ ، فإن:

$$\Delta H - \Delta U = 0$$

$$\Delta H = \Delta U$$

ليكن لدينا جملة, غاز مثالي لا يتعرض لتحول كيميائي (تفاعل) بمعنى $n=cte$, منتقلا من حالة 1 الى حالة 2 :

$$H = U + PV$$

$$dH=dU+d(PV) \quad /PV=nRT$$

$$dH=dU+d(nRT) \text{ pour 1mole} \rightarrow C_p dT=C_v dT+RdT$$

$$C_p - C_v = R$$

(R^{tion}. de Mayer)

$$\Delta H = \Delta U + nR\Delta T$$

$$Q_p = Q_v + nR\Delta T$$