

$$w_{rev} = - 13548 J = - 13.548 kJ$$

Because of the temperature is constant, $\Delta T = 0$, therefore $\Delta U = 0$, then $q = -w$, and then $q = -(-13.548 kJ) = +13.548 kJ$. So, this means that the work is done by the gas on the surrounding and the heat is transferred from the surrounding to the system.

Homework 3: A sample consisting of 2.00 mol He is expanded isothermally at 22°C from 22.8 dm³ to 31.7 dm³ (a) reversibly, (b) against a constant external pressure equal to the final pressure of the gas, and (c) freely (against zero external pressure). For the three processes calculate q , w , ΔU .

Answer (a) 1.63 kJ (b) 1.38 kJ (c) 0

Homework 4: A sample consisting of 1.00 mol Ar is expanded isothermally at 0°C from 22.4 dm³ to 44.8 dm³ (a) reversibly, (b) against a constant external pressure equal to the final pressure of the gas, and (c) freely (against zero external pressure). For the three processes calculate q , w and ΔU .

2-6-4 Heat Transactions

يحسب التغيير في الطاقة الداخلية للنظام من خلال المعادلة (2-6) أي القانون الأول لحفظ الطاقة

$$dU = \delta q + \delta w \quad (2-6)$$

الطاقة الداخلية: هي مجموع (الطاقة الحركية، الدورانية، الاهتزازية والكامنه) لمكونات النظام (جزيئات، ذرات أو أيونات)، حيث الطاقة الكامنه لجزيئات الغاز مساوية إلى صفر (بالأخص للغاز المثالي وذلك بسبب قوة التنافر السائدة).

فعندما تنتقل الطاقة على شكل حرارة من وإلى نظام معين ولا يحصل هنالك تغيير في حجم ($\Delta V = 0$, Isochoric) ذلك النظام، أي لا يحصل شغل منجز ($w = 0$) فإن الحرارة المنتقلة عند ثبوت الحجم سوف تساوي الطاقة الداخلية للنظام وعندها يرمز للطاقة المنتقلة على شكل حرارة بالرمز q_v أو حسب المعادلة التالية:

$$\Delta U = q_v, \text{ at constant } V, \text{ means } \Delta V = 0 \quad (2-16)$$

إنَّ إنتقال الطاقة على شكل حرارة الى النظام يؤدي إلى رفع حرارة النظام حتى وإن كانت الكمية المنتقلة متناهية في الصغر وبالتالي فإنَّ العلاقة بين الطاقة المنتقلة على شكل حرارة ودرجة الحرارة هي علاقة طردية وتعطى كالآتي:

$$\delta q \propto dT \quad (2-18)$$

$$\delta q_v = C_v dT \quad (2-19)$$

وعند أخذ التكامل للمعادلة (2-19) تصبح بالشكل التالي:

$$q_v = C_v \Delta T \quad (2-20)$$

C هي قيمة ثابتة وتعتمد على تركيز النظام (سواء أكان بالمول أو بالغرام) ودرجة حرارته، وتسمى السعة الحرارية للنظام أو ثابت المسعر (Heat Capacity or calorimeter constant) ، والتي تُعرَّف بأنها كمية الطاقة الحرارية اللازمة لرفع درجة حرارة النظام درجة حرارة واحدة، وتقاس بوحدة $(J K^{-1})$ ، وهي خاصية شمولية حيث تتغير بتغير كتلة النظام.

و تسمى بالسعة الحرارية المولارية أو النوعية (Molar or specific heat capacity) والتي تُعرَّف بأنها كمية الطاقة الحرارية اللازمة لرفع درجة حرارة غرام أو مول واحد من تلك المادة درجة مئوية واحدة $(1 K)$ ، والأكثر استخداماً هو استخدام السعة الحرارية المولارية (Molar heat capacity) $(C_m = C/n)$ بدلاً من النوعية وتقاس بوحدة $(J K^{-1} mol^{-1})$ ، حيث n تمثل عدد مولات المادة.

وعند تعويض C_m في المعادلة (2-20) نحصل على المعادلة (2-21)

$$q_v = nC_{v,m} \Delta T \quad (2-21)$$

أما عندما تحسب بالغمات فتسمى بالسعة الحرارية النوعية $(C_s = C/m, \text{ Specific heat capacity})$ وتقاس بوحدة $(J K^{-1} g^{-1})$ ، حيث m تمثل كتلة المادة. و كذلك عند تعويض C_s في المعادلة (2-20) نحصل على المعادلة (2-22):

$$q_v = mC_{v,s} \Delta T \quad (2-22)$$

كلا السعتين المولارية والنوعية تمتلك خواص مركزة (Intensive) / لماذا؟ (Homework 5)

ملاحظة: في الحسابات الترموديناميكية التعامل مع السعة الحرارية المولارية أو النوعية هو أكثر فائدة من التعامل مع السعة الحرارية فقط / لماذا؟ (Homework 6).

لكل مادة سعة حرارية نوعية، فعلى سبيل المثال السعة الحرارية النوعية للماء هي ($4.2 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$) تعني هذه القيمة، أنّ كل غرام واحد من الماء يحتاج الى امتصاص طاقة على هيئة حرارة مقدارها 4.2 لرفع درجة حرارته درجة مئوية واحدة.

وبما إنّ السعة الحرارية النوعية تعطي فكرة عن كمية الحرارة المطلوب إمتصاصها لرفع درجة حرارة تلك المادة، فالمواد التي لها سعرات حرارية نوعية عالية تحتاج الى كمية عالية من الطاقة الممتصة لكي ترفع درجة حرارتها بشكل قليل، وبالمقابل تتطلب المواد ذوات السعرات الحرارية النوعية الواطئة الى امتصاص طاقة قليلة لرفع درجة حرارتها بشكل كبير، مثال ذلك معظم المعادن تسخن بسرعة عند امتصاصها للحرارة.

Example: What is the specific heat capacity of a 22.8 g sample of metal that absorbs 1450 J of a heat from 21.8 °C to 75.0 °C?

Solution: $m_{\text{metal}} = 22.8 \text{ g}$, $T_1 = 21.8^\circ\text{C}$ and $T_2 = 75.0^\circ\text{C}$.

$$\Delta T = T_f - T_i = (348.0 - 294.8) \text{ K} = 53.2 \text{ K}$$

$$q_V = m C_{V,s} \Delta T \quad (2-22)$$

$$1450 \text{ J} = C_{V,s} (22.8 \text{ g})(53.2 \text{ K})$$

$$C_{V,s} = \frac{1450 \text{ J}}{(22.8 \text{ g})(53.2 \text{ K})} = 1.2 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$$

Homework 7: How much energy is needed to heat 9 g of water from 25 °C to 85 °C?

$$C_s = 4.2 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$$

عملياً يمكن قياس إنتقال الحرارة q خلال العملية الكيميائية أو الفيزيائية باستخدام ما يعرف بالمسعر (Calorimeter) ويعرّف بأنه جهاز يستخدم لغرض قياس إنتقال الطاقة على شكل حرارة، و المسعر الأكثر شيوعاً هو (Adiabatic calorimeter)، أما العملية التي يتم فيها قياس انتقال الحرارة فتسمى ((Calorimetry)).

يتكون المسعر من وعاء ذو مقاومة عالية لارتفاع الضغط العالي الناجم عن اجراء التفاعل داخله ويسمى بالمفجر (Bomb) والذي يجهز بمنفذ لدخول غاز الاوكسجين، وفي وسط هذا المفجر يتم تثبيت جفنة خزفية (والتي تستخدم لاجراء التفاعل حيث يوضع النموذج) في الوسط العلوي من المفجر، و يثبت في أعلى الجفنة مقدحة لتوليد شرارة الاحتراق والتي تستخدم في عملية حرق النموذج.

يحاط المفجر بجدار مائي داخلي والذي يكون معزولاً عن المحيط والذي يستفاد منه في التأكد من أنّ عملية الاحتراق تكون بمعزل تام عن المحيط. يزود هذا الجدار بمحرار (Thermometer) لغرض قياس درجة حرارة الماء قبل (T_i) وبعد عملية الحرق (T_f) وكما في الشكل (2-5)،

يعمل المحرار على قياس كمية الحرارة المنتقلة أو المتحررة الناجمة من احتراق النموذج داخل المفجر الى الوعاء المائي وذلك من خلال قياس الفرق في درجة الحرارة (ΔT) للمسعر و يتم حسابها وفقاً للمعادلة (2-23).

$$q_V = C_V \Delta T \quad (2-23)$$

q_V تمثل حرارة التفاعل المتحررة أو الممتصة بثبوت الحجم. إنَّ الغرض من اجراء التجربة أعلاه هو معرفة قيمة C_V من خلال معرفة قيمة q عملياً لمادة معينة. يمكن تعيين ثابت المسعر بطريقتين:

1- الطريقة الأولى (الكهربائية): في هذه الطريقة يتم تمرير تيار كهربائي ثابت (I)، من مصدر ذو فرق جهد معروف وبمقدار $\Delta\phi$ ، من خلال مسخن ولفترة زمنية معلومة (t) وحسب المعادلة التالية:

$$q_V = It\Delta\phi \quad (2-24)$$

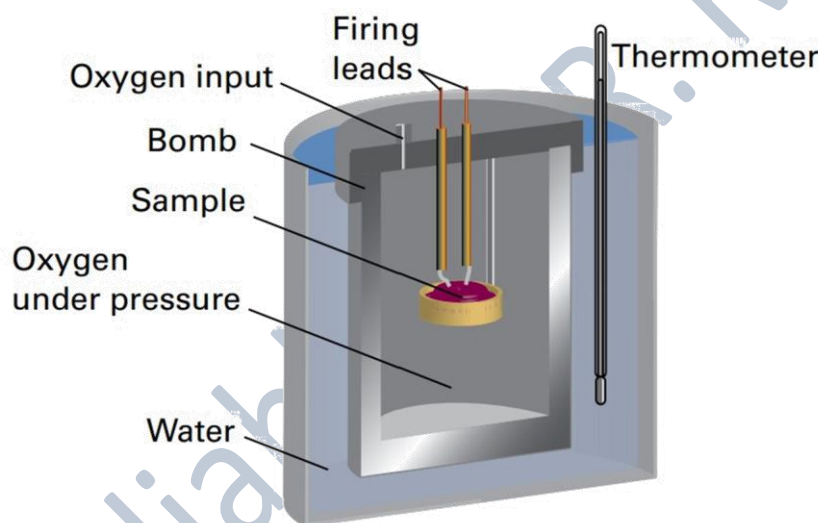


Figure 2-5: A constant-volume bomb calorimeter (adiabatic calorimeter).

Example: Calculate the specific heat if a current of 10 ampere (A) from a 12 volte (V) supply is passed for 300 seconds (s).

Solution: $I = 10.0 \text{ A}$, $\Delta\phi = 12 \text{ V}$ and $t = 300 \text{ s}$.

$$q_V = It\Delta\phi \quad (2-24)$$

$$q_V = (10 \text{ A}) \times (300 \text{ s}) \times (12 \text{ V})$$

$$q_V = 3.6 \times 10^4 \text{ A V s} = 36 \text{ kJ}$$

The result in joules is obtained by using $1 \text{ A V s} = 1(\text{C s}^{-1}) \text{ V s} = 1 \text{ C V} = 1 \text{ J}$.

الشحنة الكهربائية تقاس (Coulombs) و يقاس التيار بوحدة C s^{-1} أو A وبذلك فإنَّ ($1\text{A} = 1\text{C s}^{-1}$) أما فرق الجهد فيقاس بوحدة الفولت V وبذلك فإنَّ الوحدة النهائية للطاقة المتحررة هي كالآتي:

$$q = C \text{ s}^{-1} V \text{ s} = J$$

If the observed rise in temperature is 5.5 K, then the calorimeter constant is:

$$q_V = C_{V,s} \Delta T \quad (2-23)$$

OR $C_{V,s} = \frac{q_V}{\Delta T}$

$$C_V = \frac{36 \text{ kJ}}{5.5 \text{ K}} = 6.5 \text{ kJ K}^{-1}$$

2- الطريقة الثانية وفيها يتم حرق كتلة (m) معلومة من مادة ماء، على سبيل المثال حامض البنزويك والذي

يستخدم دائماً لتوضيح هذه الطريقة كون أن الحرارة الناجمة من احتراقه معلومة ومن قياس الفرق في

درجة الحرارة يتم معرفة قيمة C من خلال المعادلة (2-23).

أما عند انتقال الطاقة على شكل حرارة ويحصل هنالك تغير في حجم النظام سواء أكانت عملية تمدد أو تقلص

في النظام، فإن العملية في هذه الحالة ستتم تحت ضغط ثابت (Isobaric) وإن التغير بالطاقة الداخلية للنظام

سوف لن تساوي الطاقة المنتقلة كحرارة. تحت هذه الظروف فإن بعض من هذه الطاقة المنتقلة الى النظام على

شكل حرارة سوف تعود الى المحيط على شكل شغل تمدد كما في الشكل (2-6) وإن التغير بالطاقة الداخلية للنظام

سوف تكون أقل من الحرارة المنتقلة ($\Delta U < q$). في هذه الحالة فإن الطاقة المنتقلة الى النظام على شكل حرارة

تحت ضغط ثابت تكون مساوية الى التغير في خاصية ثرموديناميكية أخرى للنظام يطلق عليها المحتوى الحراري

(Enthalpy).

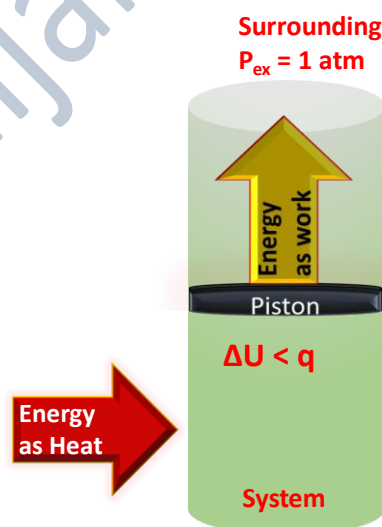


Figure 2-6: A system is subjected to constant pressure and is free to change its volume.

وبالتالي عند تطبيق معادلة القانون الأول لحفظ الطاقة أي المعادلة (2-6) لشغل التمدد وتحت ضغط ثابت

نحصل على المعادلة (2-24).

$$\Delta U = q_p - w \quad (2-6)$$

$$q_p = \Delta U + w = H \text{ (Enthalpy) or } q_p = H \quad (2-24)$$

من المعادلة (2-24) فإن H (الإنتالبي) يمثل كمية الحرارة المتحررة أو الممتصة من قبل النظام وتحت ضغط ثابت. وفق المعادلة (2-24) فإن:

$$H = U + w (p\Delta V) \quad (2-25)$$

من المعادلة أعلاه فإن p تمثل ضغط النظام و V تمثل حجم النظام. و بما إن ضغط وحجم وكذلك الطاقة الداخلية للنظام كلها دوال حالة، عليه فإن الإنتالبي هو أيضا دالة حالة (State function) أي تعتمد على الحالة الابتدائية والنهائية للعملية الكيميائية أو الفيزيائية ($\Delta H = H_f - H_i$).

وعند حصول تغير طفيف في قيمة الإنتالبي (Infinitesimal change) تصبح المعادلة (2-25) كالآتي:

$$\int_{H_i}^{H_f} dH = \int_{U_i}^{U_f} dU + p \int_{V_i}^{V_f} dV \quad (2-26)$$

وبأخذ التكامل للمعادلة (2-26) نحصل على المعادلة (2-27).

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V \quad (2-27)$$

تمثل المعادلة (2-27) العلاقة بين الطاقة الداخلية والمحتوى الحراري وشغل التمدد للغازات تحت ضغط ثابت. وبالتعويض عن قيمة $p\Delta V$ من المعادلة العامة للغازات بالمعادلة (2-27) نحصل على المعادلة (2-28)

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT, (p\Delta V = \Delta n RT \text{ Avogadro's equation}) \quad (2-28)$$

المعادلة (2-28) تمثل العلاقة بين التغير بالطاقة الداخلية (ΔU) والتغير بالمحتوى الحراري (ΔH) للنظام (الغاز المثالي) وبثبوت درجة الحرارة (Isothermal process)، حيث تستخدم للحالة الغازية و عندما لا تكون لدينا معلومات عن حجم وضغط الغاز المثالي، بالمقابل لدينا معلومات عن عدد المولات للغاز المثالي.

Δn_g تمثل التغير بعدد المولات للغاز المثالي ويمكن الحصول عليها من المعادلة الكيميائية و وفق العلاقة التالية:

$$\Delta n = \sum n (\text{productes}) - \sum n (\text{reactants}) \quad (2-29)$$

أما تمدد الحجم الحاصل للمواد للسائلة أو الصلبة فيكون صغير جداً بحيث يمكن أهمله أي ($\Delta V \approx 0$) وبالتالي تصبح المعادلة (2-27) بالشكل التالي:

$$\Delta H = \Delta U \text{ (because } p\Delta V = p \times \text{zero} \approx \text{zero}) \quad (2-30)$$

Example: If water vapour is assumed to be an ideal gas, molar enthalpy changes for vaporization of 1.0 mole of vaporization of water at 1 atm and 100 °C is 41

kJ. Calculate the internal energy, when (a) 1 mole of water is vaporized at 1 atm and 100 °C. (b) 1 mole of water is converted into ice.

Solution: $n = 1 \text{ mol}$, $T = 100 \text{ °C} + 273 = 373 \text{ K}$, $p = 1 \text{ atm}$ and $\Delta_{\text{vap}}H = 41 \text{ kJ mol}^{-1}$

The reaction is $\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(g)$

$$(a) \quad \Delta H_m = \Delta U_m + \Delta n_g RT \quad (2-28)$$

$$\Delta U_m = \Delta H_m - \Delta n_g RT (\text{rearranging the above equation})$$

$$\Delta U = 41 \text{ kJ} - (1 \text{ mol})(8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(373 \text{ K})$$

$$\Delta U = 41 \text{ kJ} - 3.1 \text{ kJ}$$

$$\Delta U = 37.9 \text{ kJ}$$

(b) Here the water is converted to ice (solid), so this means $\Delta V = 0$

$$\Delta n_g RT = 0 \text{ and } p\Delta V_g = 0$$

$$\Delta U = \Delta H, \text{ and this means } \Delta U = 41 \text{ kJ}$$

الملاحظات:

- 1- الوحدة المستخدمة للطاقة الداخلية أو المحتوى الحراري هي (kiloJoules) وليس (Joule).
- 2- قيمة التغير في الطاقة الداخلية (ΔU) للنظام في الحالة الغازية أقل من قيمة التغير في المحتوى الحراري (ΔH) لنفس النظام والسبب في ذلك هو أن جزء من الحرارة الممتصة من قبل النظام قد صرف لإنجاز شغل تمدد وهو تحويل الماء من الحالة السائلة الى الغازية. ويمكن تصور أن قيم التغير تكون بالعكس في حالة شغل التقلص وانبعثت الحرارة من النظام بسبب أن $(-\Delta H)$.

2-6-5 Enthalpy change and heat transfer

بالرجوع للمعادلة (2-27) ثم التعويض عن الطاقة الداخلية للنظام ($\Delta U = q - w$)

$$\Delta H = q - w + p\Delta V \quad (2-31)$$

وبالتعويض عن w بما يعادلها و اعتبار أن الشغل الحاصل هنا هو شغل تمدد فقط وتحت ضغط ثابت وفقاً

لتعريف المحتوى الحراري (Enthalpy) نحصل على المعادلة (2-31)

$$\Delta H = q_p - p\Delta V + p\Delta V \quad (2-32)$$

من المعادلة أعلاه نستنتج أن التغير في المحتوى الحراري يعتمد على الطاقة المنتقلة على شكل حرارة تحت ضغط ثابت ولا يعتمد على شغل التمدد المنجز خلال العملية.
المعادلة (2-23) تصبح كالآتي:

$$q_p = C_p \Delta T \quad (2-33)$$

q_p تمثل الحرارة المتحررة أو الممتصة تحت ضغط ثابت، عليه عند استخدام المعادلتين (2-23) و (2-33) يجب الإنتباه إلى العملية التي تنتقل خلالها الطاقة على شكل حرارة فيما لو كانت تحت حجم ثابت أم تحت ضغط ثابت!

Example: Water is heated to boiling under a pressure of **1.0 atm**. When an electric current of 0.50 A from a 12 V supply is passed for 300 s through a resistance in thermal contact with the H₂O, it is found that 0.798 g of H₂O is vaporized. Calculate the enthalpy change.

Solution: $I = 0.50 \text{ A}$, $\Delta\phi = 12 \text{ V}$, $t = 300 \text{ s}$, **p, 1 atm (constant pressure)** and wt of water H₂O = 0.798 g, (Vaporized means that the water is transferred from liquid to gas, and it can be represented as an ideal gas).

$$q_p = It\Delta\phi \quad (2-24)$$

$$\Delta H = q_p = It\Delta\phi = (0.50 \text{ A}) \times (300 \text{ s}) \times (12 \text{ V})$$

$$\Delta H = q_p = 1800 \text{ A Vs} = 1800 \text{ J} = 1.8 \text{ kJ}$$

Because 0.798 g of water is $(0.798 \text{ g}) / (18.02 \text{ g mol}^{-1}) = 0.0443 \text{ mol}$, where $1 \text{ A Vs} = 1 \text{ J}$.

Because 0.798 g of water, the enthalpy of vaporization per mole of H₂O is

$$\Delta H_m = \frac{1.8 \text{ kJ}}{0.044 \text{ mol}} = +41 \text{ kJ mol}^{-1}$$

والسؤال هنا كيف يتم قياس التغير بالمحتوى الحراري باستخدام طريقة المسعر الحراري تحت ضغط ثابت. يتم ذلك باستخدام المسعر الموضح في الشكل (2-7)، وهذا المسعر هو مثال بسيط لوعاء معزول حرارياً ومعرض للضغط الجوي الاعتيادي (1 atm) أي تحت ضغط ثابت.

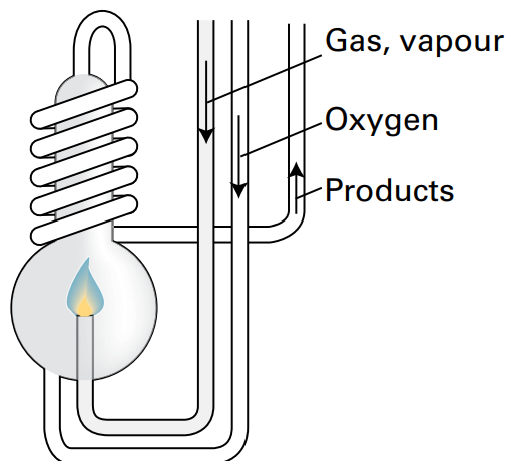


Figure 2-7: A constant-pressure flame calorimeter (Isobaric calorimeter)

يتم مراقبة انتقال الطاقة على شكل حرارة وذلك من خلال قياس التغير في درجة الحرارة (ΔT) للمواد المراد معرفة محتواها الحراري.

Example: How much enthalpy is produced for the 4 moles of an ideal gas absorbs 12 kJ energy under atmospheric pressure of (1.0 atm)?

Solution: $q = 12$ kJ, $n = 4$ mol and $p = 1$ atm (atmospheric pressure).

$$\Delta H = q_p \quad (2-32)$$

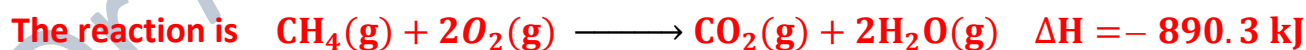
نستخدم المعادلة أعلاه للحصول على قيمة المحتوى الحراري ولمول واحد، أما لعدد من المولات فتكون كالآتي:

$$n \Delta H = q_p$$

$$4 \text{ mol } \Delta H = 12 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = \frac{12 \text{ kJ}}{4 \text{ mol}} = + 3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Homework 8: If 10.0 g of methane combust completely, how much energy is released?



Homework 9: 4.82 g of unknown metal is heated to 115.0°C and then placed in 35 mL of water at 28.7°C which then heats up to 34.5 °C. What is the specific heat capacity of the metal?

End of the 2nd lecture of Chapter Two

2-6-3-2 Relation between C_p and C_v (Derivation)

$$q_v = C_v \Delta T = \Delta U \text{ (at constant volume)} \quad (2-23)$$

$$q_p = C_p \Delta T = \Delta H \text{ (at constant pressure)} \quad (2-33)$$

من المعادلتين (2-23) و (2-33) أي السعة الحرارية تحت حجم ثابت (C_v) أو تحت ضغط ثابت (C_p) يمكن الاستنتاج أن قيمة $C_p > C_v$ والسبب في ذلك يعود إلى أن السعة الحرارية تحت ضغط ثابت يحصل عندها شغل تمدد والذي لا يحصل في حالة السعة الحرارية تحت حجم ثابت، حيث تستخدم جميع الطاقة المنتقلة فقط إلى رفع درجة حرارة الغاز (النظام) من خلال ΔT ولذلك عندما لا تتغير درجة حرارة النظام تصبح قيمة $\Delta U = \text{zero}$. بالمقابل فإن السعة الحرارية تحت ضغط ثابت يحصل عندها شغل تمدد عند انتقال الطاقة على شكل حرارة بالإضافة إلى تخزين الحرارة في النظام، بذلك عند الرجوع إلى المعادلة (2-25) والتعويض عن قيمة $p\Delta V$ بما يساويها من القانون العام للغازات نحصل على:

$$\Delta H = \Delta U + (p\Delta V = \Delta RT) \quad (2-27)$$

وبما إن قيمة R ثابتة عليه تصبح خارج رمز التغيير Δ وتكون المعادلة بالشكل (2-34)

$$\Delta H = \Delta U + R\Delta T \text{ (Charles's law)} \quad (2-34)$$

وبالتعويض عن ΔU بما يعادلها من المعادلة (2-23) و ΔH من المعادلة (2-33) نحصل على المعادلة التالية:

$$C_p \Delta T = C_v \Delta T + R\Delta T \quad (2-35)$$

وبعد حذف ΔT من كلا الطرفين نحصل على المعادلة (2-36):

$$C_p = C_v + R \quad (2-36)$$

وبعد إعادة ترتيب المعادلة أعلاه نحصل على المعادلة (العلاقة) التالية:

$$C_p - C_v = R, \text{ for one mole of ideal gas} \quad (2-37)$$

$$C_p - C_v = nR, \text{ for no. of moles of ideal gas} \quad (2-37)$$

إن المعادلة (2-37) تثبت أن عملية طرح C_v من C_p تساوي R وتثبت ما ذكر أعلاه وهو أن C_v أقل من C_p . وبما إن C_p أكبر من C_v ، فهذا يعني أن عملية تخزين الطاقة المنتقلة على شكل حرارة تحت ضغط ثابت أقل منه تحت حجم ثابت.

Homework 10: Why the T of the system @ const. V is higher than T of the system @ const. p?

المعادلة (2-37) تستخدم للتعبير عن العلاقة بين السعتين الحراريتين للغاز الأحادي الذرة (Monatomic gas) وكذلك تثبت أن الفرق بينهما يساوي الثابت العام للغازات (R)، وفقاً لذلك وحسب تعريف الطاقة الداخلية للغاز الأحادي الذرة وبثبوت الحجم فإن:

$$q_v = C_v \Delta T = \Delta U \quad (2-23)$$

OR

$$\Delta U = C_v = \frac{q_v}{n\Delta T} = \frac{3}{2} nR\Delta T \quad (2-38)$$

$$\Delta U = q_v = C_v = \frac{3}{2} R \quad (2-39)$$

أما السعة الحرارية تحت ضغط ثابت، حيث يوجد شغل تمدد فإن المعادلة (2-6) تصبح بالشكل التالي

$$\Delta U = q_p (nC_p\Delta T) - p\Delta V (nR\Delta T) \quad (2-6)$$

$$q_p (nC_p\Delta T) = \Delta U + p\Delta V (nR\Delta T) \text{ Rearranging the equation}$$

من المعادلة (2-38) نعوض عن ΔU بما يساويها في المعادلة (2-6) المعادة الترتيب فنحصل على التالي:

$$nC_p\Delta T = \frac{3}{2} nR\Delta T + nR\Delta T \quad (2-40)$$

وبقسمة طرفي المعادلة على $n\Delta T$ نحصل على التالي:

$$C_p = \frac{3}{2} R + R \quad (2-40)$$

وبالجمع نحصل على المعادلة (2-41):

$$C_p = \frac{5}{2} R \text{ where this is prove that } C_p > C_v \quad (2-41)$$

من المعادلة (2-39) يمكن معرفة قيمة C_v ومن المعادلة (2-41) يمكن معرفة قيمة C_p من دون ذكرها في السؤال.

$$C_v = \frac{3}{2} R = \frac{3}{2} \times 8.314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1} = 12.471 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

$$C_p = \frac{5}{2} R = \frac{5}{2} \times 8.314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1} = 20.785 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

$$C_p - C_v = R, (20.785 - 12.471) \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

أما النسبة بين C_p و C_v فتعطى من خلال المعادلة التالية:

$$\frac{C_p}{C_v} = \gamma = \frac{20.785 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}}{12.471 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} = 1.67 \quad (2-42)$$

الرمز كما γ هنا يمثل النسبة بين السعتين الحراريتين والتي سيتم توضيح استخدامها في العمليات الأديباتيكية التالية. الجدول (2-2) يوضح السعة الحرارية المولارية عند حجم أو تحت ضغط ثابت للغازات المثالية والحقيقية.

Table 2-2: Illustrate the molar heat capacities of ideal and real gases at constant volume and constant pressure.

Molar heat capacities for various gases (J mol ⁻¹ K ⁻¹)				
Gas	C_p	C_v	$C_p - C_v$	$\gamma = C_p/C_v$
Monatomic gases				
He	20.8	12.5	8.33	1.67
Ar	20.8	12.5	8.33	1.67
Ne	20.8	12.7	8.12	1.64
Kr	20.8	12.3	8.49	1.69
Diatomic gases				
H ₂	28.8	20.4	8.33	1.41
N ₂	29.1	20.8	8.33	1.40
O ₂	29.4	21.1	8.33	1.40
CO	29.3	21.0	8.33	1.40
Cl ₂	34.7	25.7	8.96	1.35
Polyatomic gases				
CO ₂	37.0	28.5	8.50	1.30
SO ₂	40.4	31.4	9.00	1.29
H ₂ O	35.4	27.0	8.37	1.30
CH ₄	35.5	27.1	8.41	1.31

Example: Estimate the molar heat capacity of nitrogen.

Solution: Because the N₂ gas here is diatomic so:

$$C_v = \frac{5}{2}R = \frac{5}{2} 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 20.785 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Homework 11: Calculate the molar heat capacity of helium gas (**helium is a monatomic gas and it is ideal gas**).