

الفصل الثالث

الديناميكا الحرارية

أولاً: أسئلة وأجوبتها

س- عرف علم الديناميكا الحرارية؟

ج- علم الديناميكا الحرارية هو ذلك العلم الذى يهتم بدراسة التغيير فى الطاقة الذى يصاحب حدوث التفاعلات أو التغيرات الكيميائية.

س- وضع أهمية علم الديناميكا الحرارية؟

ج- من خلال علم الديناميكا الحرارية يمكن التنبؤ بتلقائية تفاعل ما أو إمكانية حدوثه بطريقة نظرية صحيحة. فغالبا ما يكون معرفة تلقائية تفاعل ما من الأمور المهمة لدارسى الكيمياء، حيث يمكن بواسطة بعض الدوال الديناميكية الحرارية، مثل: ΔH و ΔE و ΔS ، الاستدلال على إمكانية وتلقائية حدوث تفاعل معين. فهو يخبرنا عما إذ كانت مادتان كيميائيتان ستتفاعلا تلقائيا أم لا.

س- عرف تلقائية التفاعل، موضحا إجابتك بأمثلة؟

ج- تلقائية التفاعل هي إمكانية حدوث تفاعل كيميائى معين عند الظروف العادية. والتفاعل الذى يحدث من ذات نفسه فى الظروف العادية يعرف بـ "التفاعل التلقائى - Spontaneous reaction".

وتوجد فى واقع حياتنا اليومية، أمثلة كثيرة ومتعددة لتلك التحولات والتغيرات التى تتم بطريقة تلقائية، ومنها: سريان الحرارة من الجسم الساخن إلى الجسم الأقل سخونة عندما يوصلا معا (عند ملامستهما)، كما أن الماء يسيل ويندفع من المكان المرتفع (الأعلى) إلى المكان الأقل ارتفاعا (المنخفض). كذلك، تندرج كرة أو صخرة من أعلى جبل إلى أسفله (إذا لم يوجد ما تركز عليه).

أيضا هناك أمثلة للعديد من التفاعلات الكيميائية التى تتم بطريقة تلقائية، ومنها: صدأ الحديد بصورة ذاتية أيضا إذا ترك معرضا للجو فترة من الزمن (حدوث

الصدأ، ما يكون إلا نتيجة تفاعل أكسدة الحديد). كما يتسرب الغاز المضغوط تلقائياً إذا وجد ثمة ثقب أو فتحة يتسرب من خلالها. كذلك تتبخر مياه البحار والمحيطات (أى تتحول من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية بفعل الحرارة والتيارات الهوائية) بصورة تلقائية.

س- عرف الطاقة، وما صورها، ومدى امكانية تحولها إلي صور اخري؟

ج- الطاقة هى القدرة على أداء شغل، وللطاقة أشكال متعددة، منها: الطاقة الميكانيكية والطاقة الكيميائية والطاقة الحرارية والطاقة الحركية والطاقة الكهربائية، وغيرها.

وقد تختزن الطاقة فى جسم ما بحكم الوضع، كما هو فى حالة حجر مرتفع عن سطح الأرض (حيث تختزن بداخله الطاقة المستخدمة لوضعه عند هذا الارتفاع على هيئة طاقة وضع).

ويمكن تحويل أى صورة من الطاقة إلى الصور الأخرى، متى توافرت التقنية المناسبة لإجراء هذا التحويل. فعندما توصل الإنسان إلى اختراع "الدينامو"، أمكن تحويل الطاقة الحركية إلى طاقة ضوئية. كما تتحول الطاقة الكهربائية إلى طاقة ميكانيكية (عند تشغيل المروحة) أو إلى طاقة حرارية (عند تشغيل المكواه أو السخان الكهربى)، وهكذا.

س- ماهي وحدات الطاقة المستخدمة؟

ج- فى نظام سم.جم.ث (cm.gm.sec)، يعبر عن وحدة الطاقة بـ "الإرج" ويعرف "الإرج" (erg) بأنه: "الشغل الناتج عندما تؤثر قوة مقدارها "داين" (dyne) واحد، خلال مسافة قدرها 1 سم.

ووحدة القوة هى الداين (dyne). ويعرف الداين (dyne) بأنه: "القوة التى تكسب كتلة مقدارها 1 جم عجلة قدرها 1 سم/ث².

وحيث إن "الإرج" يمثل كمية صغيرة جدا من الطاقة، فمن الملائم استعمال وحدة أكبر؛ وهى الجول (Joule). حيث إن: 1 جول = 10^7 إرج

س- ما وحدة الحرارة شائعة الاستعمال، وما تعريفها؟

ح- وحدة الحرارة شائعة الاستعمال فى الكيمياء الفيزيائية هى السعر (Calorie). ويعرف السعر بأنه: "عبارة عن كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء من 14.5°C إلى 15.5°C ؛ ولذلك يسمى سعر الـ (15.5). والسعر كما يستعمله الآن الكيميائيون والفيزيائيون الأمريكيون يساوى 4.184 جول مطلق.

$$1 \text{ Cal} = 4.184 \text{ J}$$

س- عرف الطاقة الداخلية للمادة؟

ج- والطاقة الداخلية هى الطاقة التى يحتوئها أى جسم بحكم حالته الداخلية. والطاقة الداخلية تعتبر ذات أهمية بالغة فى علم الديناميكا الحرارية، وبالنسبة للتفاعلات الكيميائية. فهى طاقة خاصة بالمادة ومميزة لها، وهى تنشأ عن التركيب الداخلى للمادة، وعن طريقة رص الذرات وارتباط الجزيئات وحركة الإلكترونات. وعند حدوث التفاعل الكيميائى تنكسر هذه الروابط، ويعاد ترتيب الذرات من جديد لتكون المواد الناتجة والتى يكون لها طاقة جديدة مختلفة عنها للمواد المتفاعلة. وهكذا نجد أن كل مادة لها طاقة داخلية خاصة بها، وبالتالي فإن للمواد المتفاعلة طاقة داخلية (E_1)، وللمواد الناتجة طاقة داخلية (E_2)، والفرق بينهما (التغير فى الطاقة الداخلية) ΔE ، تعطى بالعلاقة:

$$\Delta E = E_2 - E_1$$

ولكن:

$$\Delta E = q - W$$

$$\Delta E = q - P\Delta V$$

$$\Delta E = q - P (V_2 - V_1)$$

حيث: E = الطاقة الداخلية

$$\Delta E = E_2 - E_1 = \text{التغير في الطاقة الداخلية، حيث: } \Delta E$$

حيث E_1 : هي الطاقة الداخلية للنظام في حالة الابتدائية

E_2 : هي الطاقة الداخلية للنظام في حالته النهائية

q = كمية الحرارة الممتصة بواسطة النظام ($q = +ve$)

أو كمية الحرارة المنبعثة بواسطة النظام ($q = -ve$)

W = الشغل المبذول بواسطة النظام ($W = +ve$)

أو الشغل المبذول على النظام ($W = -ve$)

[q و W كميات متجهة لها قيمة وإشارة]

س- وضح صور الطاقات المختلفة التي تتكون منها الطاقة الداخلية لنظام ما؟

ج- الطاقة الداخلية لنظام ما، هي عبارة عن مجموع الطاقات الداخلية لجزيئاته

المكونه له. وهي تتضمن إسهامات متعددة، بعضها حركية (Kinetic)، والبعض

الأخر وضعية (Potential). وهي تشمل:

أ- طاقة إنتقالية **Translational Energy**

ويصاحبها حركة انتقالية للجزيئات، وخاصة لجزيئات الغازات.

ب- طاقة دورانية **Rotational Energy**

ويصاحبها دوران الجزيء حول مركز ثقله. ويجب ملاحظة أنه لا توجد

مساهمة دورانية بالنسبة لغاز أحادي الذرية.

ج- طاقة اهتزازية **Vibrational Energy**

ويصاحبها حركات اهتزازية للذرات داخل الجزيء. وتتميز بها جميع

الجزيئات في الأجسام الصلبة، وفي السوائل والغازات.

د- طاقة إلكترونية Electronic Energy

يُصاحبها تجاذبات متبادلة كهروستاتيكية بين الجسيمات العديدة المشحونة التي تكون الجزئ.

وتعد الطاقة الانتقالية والطاقة الدورانية مثالاً للإسهام الحركي، في حين تُعد الطاقة الإلكترونية مثالاً للإسهام الوضعي. في حين تُعد الطاقة الاهتزازية مثالاً للإسهامين معاً، إذا أنها إسهام حركي جزئي وإسهام وضعي جزئي.

س- أذكر العلاقة التي يمكن من خلالها حساب الشغل المبذول؟
ج- تستخدم العلاقة التالية:

$$W = P\Delta v$$

$$W = P(V_2 - V_1)$$

حيث: W = الشغل المبذول

V_1 = الحجم الابتدائي (قبل التمدد)

V_2 = الحجم النهائي (بعد التمدد)

س- وضح العلاقة التي تحدد الشغل الأقصى للتمدد ثابت الحرارة؟

ج- تستخدم العلاقة التالية لحساب الشغل في هذه الحالة:

$$W = nRT \ln \frac{P_1}{P_2} \quad \text{أو} \quad W = nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

حيث: R = الثابت العام للغازات

P_1 = الضغط في حالته الأولى (قبل التمدد)

P_2 = الضغط في حالته النهائية (بعد حدوث التمدد)

س- اذكر العلاقة التي تربط بين الطاقة والكتلة؟

ج- العلاقة التي تربط بين الطاقة والكتلة صاغها أينشتاين في قانون يعرف باسمه، وتمثله العلاقة التالية:

$$E_m = \Delta m C^2$$

حيث E_m كمية الطاقة المنطلقة نتيجة تحول جزء من المادة

Δm كتلة المادة المتحولة إلى طاقة

C سرعة الضوء، وتساوى تقريبا (3×10^{10} cm/sec.)

س- وضح بالشرح تجارب (جيمس جول) لإيجاد العلاقة بين الشغل والحرارة؟

درس العالم الإنجليزي "جيمس جول - Joule - J." تحول كل من الشغل الميكانيكي إلى حرارة. ولقد استخدم الشغل المبذول بوزن هابط لإدارة عجلة دوارة مغموسة في وعاء به ماء، وقام بقياس الحرارة الناتجة وذلك بقياس الزيادة الحادثة في درجة حرارة الماء.

وفي مجموعة التجارب التي أجراها العالم "جول"، استخدام أنواع مختلفة من العجلات ذات الأوزان المختلفة، كما استخدام كميات مختلفة أيضا من الماء. ووجد أنه في جميع الحالات، أن الشغل يعطى الكمية نفسها من الحرارة.

ويتكون جهاز "جول" من مجموعة أثقال هابطة، متصلة بنظام من البدالات التي تدور في وعاء معزول مملوء بالماء. وقد استخدم "جول" في تجربته أثقالا مختلفة تهبط مسافات رأسية مختلفة، وسجل الارتفاع في درجة حرارة الماء في كل تجربة. ولقد أوضحت هذه التجارب التناسب بين الشغل المبذول أو النقص في الطاقة الميكانيكية لثقل هابط، وكمية الحرارة المكتسبة أو الزيادة في الطاقة الحرارية للماء (ارتفاع درجة حرارة الماء).

وقد أتضح أن كمية الطاقة الميكانيكية المفقودة يمكن مساواتها بكمية الطاقة الحرارية المكتسبة (بواسطة الماء)، إذا ما عرفنا الوحدات التي قيست بها هاتين الصورتين المختلفتين من الطاقة. فقد أثبت "جول" صحة العلاقة:

$$1 \text{ Cal} = 4.184 \text{ J}$$

حيث إن (Cal) السعر الحرارى، هو وحدة الحرارة، بينما أن (Joule) الجول، هو وحدة الشغل.

وهكذا، وجدنا أن الحرارة والشغل، ما هما إلا صورتين مختلفتين للطاقة. فقد ثبت فى حالة هذين النوعين من الطاقة، مبدأ بقاء الطاقة؛ أى إن الطاقة يمكن أن تتحول صورتها من شغل إلى حرارة أو العكس، ولكن تظل كمية الطاقة ثابتة. وقد اتسعت حدود هذا المبدأ الآن بحيث يشمل جميع أنواع الطاقات التي يمكن وصفها، كالطاقة الحرارية والطاقة الميكانيكية. ويعرف هذا المبدأ حالياً بـ "مبدأ بقاء الطاقة" (Principle of Conservation of Energy).

س- عرف النظام؟

ج- النظام: هو جزء محدد من العموم الطبيعي، وله أسطح وحدود تميزه وتفصله عما حوله، ويكون تحت الدراسة.

س- عرف الوسيط المحيط؟

ج- هو جميع الأجزاء الأخرى من العموم الطبيعي والتي تحيط بالنظام. وبمعنى آخر، هو العموم الطبيعي باستثناء النظام.

س- وضح أنواع النظام في ضوء العلاقة بين النظام والوسط المحيط؟

ج- بناء على طبيعة العلاقة بين النظام والوسط المحيط، من حيث تبادل الطاقة

أو المادة، فإنه يمكن تقسيم النظام إلى ثلاثة أنواع، وهي:

(1) نظام مفتوح: Open System

هو ذلك النظام الذي يبادل كلا من مادته وطاقته مع الوسط المحيط. مثال ذلك: تفاعل كيميائي يتم في إناء مفتوح ذو جدار موصله ويصاحبه انبعاث غازات وحرارة.

(2) نظام مغلق: Closed System

هو ذلك النظام الذي يبادل طاقته فقط دون مادته مع الوسط المحيط. مثال ذلك: تفاعل كيميائي يتم في إناء مغلق ذا جدار موصله، ويصاحبه انبعاث حرارة فقط.

(3) نظام معزول: Isolated System

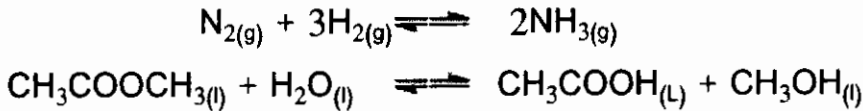
هو ذلك النظام الذي لا يبادل أيًا من مادته أو طاقته مع الوسط المحيط. مثال ذلك: تفاعل كيميائي يتم في إناء مغلق وذا جدار عازلة.

س- وضح أنواع النظام طبقا لحالة مكوناته؟

ج- يقسم النظام طبقا للحالة أو الطور الذي توجد عليها مكوناته إلى قسمين، وهما:

أ- النظام المتجانس: Homogeneous System

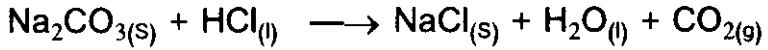
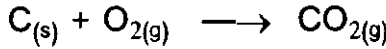
هو ذلك النظام الذي توجد جميع مكوناته في حالة واحدة، أو طور واحد. مثال ذلك:



ب- النظام غير المتجانس: Heterogeneous System

هو ذلك النظام الذي توجد مكوناته في أكثر من حالة أو أكثر من طور.

مثال ذلك:



س- أذكر أنواع الخواص للنظام؟

ج- للنظام نوعين من الخواص، وهي الخواص الميكروسكوبية والخواص الماكروسكوبية.

س- تكلم عن الخواص الميكروسكوبية للنظام؟
Microscopic Properties

ج- هي تلك الخواص التي تعتمد على التركيب الداخلي لمكونات النظام. وهي تعتمد على تركيب الجزيئات وكيفية ارتباط الذرات والالكترونات الموجودة بها. وهي خواص تحتاج إلي أجهزة دقيقة وتقنيات حديثة جدا لدراستها.

س- تكلم عن الخواص الماكروسكوبية للنظام وأنواعها؟
Macroscopic Properties

ج- هي تلك الخواص التي تعتمد على التركيب الخارجي لمحتويات النظام. وهي خواص يمكن ملاحظتها ودراستها بأجهزة وتقنيات بسيطة جدا. وتقسم الخواص الماكروسكوبية إلى نوعين، وهما:

أ- الخواص الداخلية Intensive Properties

هي تلك الخواص التي لاتعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام. ومن أمثلتها: الضغط والكثافة ودرجة الحرارة.

ب- الخواص الخارجية Extensive Properties :

وهي تلك الخواص التي تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام. ومن أمثلتها: الحجم والإنثالبي والانتروبي.

س- عرف العملية؟

ج- عندما يتحول نظام ديناميكي حراري من حالة إلى حالة أخرى، فإنه يطلق على ذلك التحول اسم عملية.

س- تكلم عن أنواع العمليات الديناميكية الحرارية اعتمادا على الظروف التي تتم عندها العملية؟

ج- وفي الحقيقة، فإن العمليات التي تتم بصاحبها تغير في بعض خواص الأنظمة الخاضعة للتغير، مثل: الحجم والضغط ودرجة الحرارة. وبناء على هذه التغيرات، يمكن تقسيم عمليات الديناميكا الحرارية إلى :

1- عملية ايزوثيرمالية:

هي تلك العملية التي تتم بينما تكون درجة الحرارة للنظام ثابتة دون تغير. ويمكن تحقيق ذلك عن طريق وضع النظام في حمام مائي ذي درجة حرارة ثابتة. أي إن:

$$dT = 0$$

2- عملية أدياباتية:

هي تلك العملية التي تتم دون انتقال للحرارة من أو إلى النظام. ويمكن تحقيق ذلك، بوضع النظام في إناء معزول. أي إن: $dq = 0$

3- عملية ايزوباركية:

هي تلك العملية التي تتم عند ثبوت الضغط. ومن أمثلتها: جميع العمليات التي

تتم في أنية مفتوحة، والتي تكون معرضة للضغط الجوى (الثابت). أى إن: $dp = 0$

4- عملية ايزوكورية:

هى تلك العملية التى تتم عند ثبوت الحجم. ومن أمثلتها العمليات التى تتم فى أنية مغلقة ذات حجم ثابت، والتى تتم دون حدوث شغل أو تمدد. أى إن: $dV = 0$

5- عملية مغلقة:

هى العملية التى يمر فيها النظام بعدد من التغيرات (العمليات)، ثم يعود أخيرا إلى حالته الابتدائية مرة أخرى. وبالنسبة للعملية المغلقة، فإن: $dH = 0$ و $dE = 0$

س- تكلم عن أنواع العمليات الديناميكية الحرارية اعتمادا على اتجاه العملية؟
ج- تنقسم العملية طبقا لاتجاهها إلى نوعين، وهما:

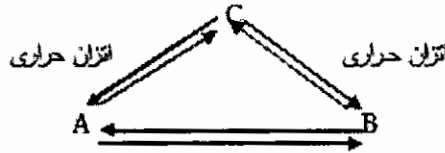
أ- العملية العكسية:

هى العملية التى تتم ببطء متناه فى الصغر، والتى يمكن عكس اتجاهها عند أى لحظة (نقطة)، بتغيير متناه فى الصغر فى حالة النظام.
أو هى العملية التى يمكن عكسها عند الطلب بإحداث تغيرات متناهية فى الصغر فى درجة الحرارة أو الضغط أو أية متغيرات أخرى.

ب- العملية غير العكسية:

هى العملية التى تمر من الحالة الابتدائية إلى الحالة النهائية فى خطوة وحيدة، ولا يمكن أن تسير فى الاتجاه العكسى تحت نفس الظروف. أو هى العملية التى لا يمكن عكسها عند الطلب بإحداث تغيرات متناهية فى الصغر فى أى من متغيرات الحالة للنظام.

س- أذكر نص القانون الصفري للديناميكا الحرارية، ووضحه بمثال؟
 ج- ينص القانون الصفري للديناميكا الحرارية على أنه: "إذا كان هناك نظامان حراريان في حالة اتزان حراري مع نظام ثالث، فإن هذين النظامين يكونان في حالة اتزان حراري مع بعضهما البعض".
 فإذا كان لدينا نظام حراري "A" في حالة اتزان حراري مع نظام "C"، وكذلك إذا كان لدينا نظام حراري "B"، في حالة اتزان حراري أيضا مع النظام "C"، فإن النظامين "A" و "B" يكونان في حالة اتزان حراري مع بعضهما البعض". ويتضح ذلك من الشكل التالي:



والمقصود بالاتزان الحراري، هو أن درجة حرارة النظامين تكون متساوية. ويتم ذلك عن طريق انتقال الحرارة من النظام الأكثر حرارة إلى النظام الأقل حرارة، حتى تتساوى درجة حرارة النظامين.

س- اذكر نص القانون الأول للديناميكا الحرارية لفظيا ورياضيا؟
 ج- ينص على: "الطاقة لا تخلق ولا تدمر، ولكن يمكن أن تتحول من صورة إلى صورة أخرى، أثناء التفاعلات أو التغيرات الكيميائية".

$$\Delta E = q - W$$

حيث ΔE هي التغير في الطاقة الداخلية

q كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة عند حدوث التفاعل

W الشغل المبذول بواسطة النظام أو على النظام.

علما بأن: $\Delta E = E_2 - E_1$

حيث إن E_1 هي طاقة النظام في حالته الابتدائية.

و E_2 هي طاقة النظام في حالته النهائية.

س- عرف دالة الحالة؟

ج- هي تلك الخاصية أو الكمية التي تعتمد فقط على الحالة الابتدائية قبل التغير، والحالة النهائية بعد التغير، ولا تعتمد علي الطريق أو المسار الذي تم من خلاله التغير.

س- وضح، بمثال، هل ΔE و w و q ، هل هي دوال حالة أم لا، ولماذا؟

ج- لتوضيح أي من الكميات التالية: ΔE و w و q ، هي دالة حالة أم لا، سوف نشرح ذلك المثال لنوضح أيا منهم يعتمد علي الطريقة والمسار، الذي يتم من خلاله التغير:

لدينا ثقل معلق بخيط في سقف حجرة، ويمثل هذا الوضع الحالة الابتدائية (A). والتغير الحادث هو أن يصل هذا الثقل إلي أرضية الغرفة، ويمثل هذا الوضع الحالة النهائية (B). ويمكن إجراء العملية المطلوبة، والانتقال من الحالة (A) إلي الحالة (B) من خلال طريقتين مختلفتين (كما هو موضح بالشكل)، وهما:

الطريقة الأولى: وفي هذه الطريقة، يتم قطع الخيط المعلق به الثقل في سقف الغرفة، حيث يهبط الثقل (النظام) ويسقط سقوطا حرا ويصل إلي الحالة (B). وفي هذه الحالة، لم يحدث أي شغل من أي نوع علي الثقل (النظام)، ولكن تتغير طاقة الوضع الكامنة في الثقل عند هذا الارتفاع، وتحول إلي طاقة حركية، يندفع بها الجسم نحو الأرض. وعند اصطدامه بسطح الأرض تتوقف حركته، وتحول هذه الطاقة الحركية إلي طاقة حرارية، تظهر علي هيئة ارتفاع في درجة حرارة الأرضية

عند موضع الاصطدام.

ويمكن التعبير عن التغيرات التي صاحبت هذه الطريقة، علي النحو التالي:

$$W = 0 , \quad q = -ve , \quad \Delta E = q - w = -ve + 0 = -ve$$

الحالة الابتدائية
(A)



الحالة النهائية
(B)



$$W = 0$$

$$q = -ve$$

$$\Delta E = q - W = x$$

$$W = -ve$$

$$q = 0$$

$$E = q - W = x$$

الطريقة الثانية: وفي هذه الطريقة يربط النقل (النظام) بخيط معلق به ثقل آخر (أصغر قليلا جدا جدا)، بحيث ينزلق الثقل (النظام) ببطء شديد جدا حتي يصل إلي أرضية الغرفة، دون اصطدام.

وفي هذه الطريقة، نلاحظ أن النظام لم يفقد أو يكتسب حرارة، أما طاقة الوضع التي فقدها النظام نتيجة تغير موضعه، فقد ظهرت علي هيئة شغل بذله الثقل (النظام) في شد ورفع الثقل الآخر؛ وفي هذه الحالة يكون الشغل مبذولا بواسطة النظام.

ويمكن التعبير عن التغيرات التي صاحبت هذه الطريقة، علي النحو التالي:

$$W = +ve , \quad q = 0 , \quad \Delta E = q - w = 0 + (-ve) = -ve$$

وكما هو واضح، فإن قيم كل من w , q قد اختلفت في الطريقتين، أي أنهما تأثرا واختلفت قيمتهما باختلاف المسار الذي تم منة خلاله التغير، ولذلك فهما ليستا

دالة حالة. أما ΔE فإن قيمتها لم تتغير بتغير المسار، ولذلك فهي دالة حالة. ويمكن الاجابة علي السؤال السابق، كما يلي:
 ΔE تعتبر دالة حالة لأنها لا تعتمد علي المسار الذي تم من خلاله التغير، فهي تعتمد فقط على الحالة الابتدائية والنهائية.
 q و w ليستا دالة حالة لأنهما أعتدما على المسار.

س- عرف المحتوى الحرارى (الإنثالبي) ΔH ؟

ج- فى حالة العمليات التى تتم عند ضغط ثابت، والتى تشتمل على غازات ناتجة، فإن النظام يبذل طاقة على هيئة شغل (PV). وعلى ذلك، يكون المحتوى الحرارى للنظام - عند ثبوت الضغط- يكافئ الطاقة الداخلية للنظام "E"، بالإضافة إلى الطاقة المبذولة على هيئة شغل (PV). وهكذا تتحدد الطاقة الكلية للنظام بحاصل الجمع ($E + PV$). وتعرف هذه الكمية بالمحتوى الحرارى أو الإنثالبي (H) للنظام. ويعبر عنه رياضيا بالعلاقة التالية:

$$H = E + PV$$

س- استنتج قيمة حرارة التفاعل عند حجم ثابت (q_v)؟

ج- من القانون الأول للديناميكا الحرارية، فإنه يمكن التعبير عن حرارة التفاعل طبقا للمعادلة التالية:

$$q = \Delta E + w$$

ولكن،

$$w = p \Delta v = p (v_2 - v_1)$$

$$q = \Delta E + p (v_2 - v_1)$$

ولكن، وبالنسبة للتفاعلات التي تتم عند حجم ثابت، فإن:

$$v_1 = v_2 = v$$

$$(v_2 - v_1) = 0 \quad \text{أي إن}$$

وبالتالي، فإن:

$$p (v_2 - v_1) = 0$$

$$w = 0$$

وبالتعويض في المعادلة السابقة عن قيمة w ، نحصل علي:

$$\Delta E = q$$

وحيث أن هذه العملية تتم عند ثبوت الحجم، فإنه يمكن أن يعبر عن q بـ q_v ،
تقول المعادلة إلي:

$$\Delta E = q_v$$

وبناء علي المعادلة السابقة، فإنه بالنسبة للتفاعلات التي تتم عند حجم ثابت فإنه
لا يصاحبها حدوث شغل؛ أي إن التغير في الطاقة الداخلية للنظام يظهر علي
هيئة تغير حراري فقط.

فإذا حدث التفاعل الكيميائي عند ثبوت الحجم، ونقصت الطاقة للنظام؛ أي
أصبحت E_2 أقل من E_1 ، فإن الطاقة المفقودة تظهر علي هيئة حرارة
متصاعدة (منطلقة) فقط (تفاعل طارد للحرارة).

أما إذا حدث التفاعل الكيميائي عند ثبوت الحجم، وزادت الطاقة للنظام؛ أي
أصبحت E_2 أكبر من E_1 ، فإن الطاقة الزائدة تظهر علي هيئة حرارة ممتصة
فقط (تفاعل ماص للحرارة).

س- استنتج قيمة لحرارة التفاعل عند ضغط ثابت (q_p)؟

ج- بالنسبة للتفاعلات التي تتم عند ضغط ثابت، فإنه يكون من المناسب استخدام
دالة الإنثالبي، والتي يعبر عنها رياضيا بالعلاقة:

$$H = E + PV$$

وبإجراء التفاضل لهذه المعادلة:

$$dH = dE + d(PV)$$

ويمكن كتابة المعادلة السابقة علي الصورة التالية:

$$\Delta H = \Delta E + \Delta(PV)$$

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V + V\Delta P$$

ومن القانون الأول للديناميكا الحرارية، فإن:

$$\Delta E = q - P\Delta V$$

وبالتعويض عن قيمة ΔE في المعادلة السابقة، نحصل علي:

$$\Delta H = q - P\Delta V + P\Delta V + V\Delta P$$

أي إن:

$$\Delta H = q + V\Delta P$$

وفي حالة التفاعلات التي تتم عند ضغط ثابت، فإن: $V\Delta P = 0$

وتؤول المعادلة السابقة إلي:

$$\Delta H = q$$

وحيث أن هذه العملية تتم عند ثبوت الضغط، فإنه يمكن أن يعبر q بـ q_p ،

وتؤول المعادلة إلي الصورة التالية:

$$\Delta H = q_p$$

أي إن الحرارة الممتصة أو المنبعثة في عملية ما تتم تحت ضغط ثابت تساوي التغير في المحتوى الحراري.

وفي ضوء ذلك، يمكن تعميم الكلام السابق علي النحو التالي:

1- بالنسبة للتفاعلات التي تتم عند حجم ثابت، تكون الحرارة المنطلقة مقياسا

للتقص في الطاقة الداخلية (E).

2- بالنسبة للتفاعلات التي تتم عند ضغط ثابت، تكون الحرارة المنطلقة مقياسا للنقص في المحتوى الحراري (H).

س- استنتج العلاقة بين كميتي الحرارة عند حجم ثابت q_v وعند ضغط ثابت q_p ؟

ج- نفرض أنه لدينا نظاما يتغير من حالته الابتدائية، حيث المحتوى الحراري لها هو H_1 ، إلى حالته النهائية، حيث المحتوى الحراري لها هو H_2 ، وبالتالي يكون التغير في الإنثالبي لهذه العملية، والذي يمكن حسابه باستخدام العلاقة التالية:

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

وحيث أن:

$$H_1 = E_1 + P_1V_1 , \quad H_2 = E_2 + P_2V_2$$

فإن:

$$\Delta H = E_2 + P_2V_2 - E_1 + P_1V_1$$

وبإعادة ترتيب المعادلة السابقة:

$$\Delta H = (E_2 - E_1) + (P_2V_2 - P_1V_1)$$

وحيث إن الإنثالبي دالة تستخدم في حالة التفاعلات التي تتم عند ضغط ثابت،

$$P_1 = P_2 = P$$

وبالتالي، نجد أن:

$$\Delta H = (E_2 - E_1) + P (V_2 - V_1)$$

$$\Delta E = (E_2 - E_1) \quad \& \quad \Delta V = (V_2 - V_1) \quad \text{وحيث أن:}$$

فإن المعادلة السابقة تقول إلي:

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$$

وتبقي العلاقة السابقة مبهمة، حيث تتوقف العلاقة بينهما علي قيمة المقدار $P\Delta V$ ، ولتعيين قيمة ذلك المقدار فإن ذلك يستلزم قياس الضغط، وقياس الحجم في البداية V_1 والحجم في النهاية V_2 ، وجميعها صعبة وتحتاج أجهزة معينة وتزداد فيها نسبة الخطأ. ولذلك، كان البحث عن قيمة أخرى تكون عملية قياسها أسهل. ففي حالة العمليات التي يصاحبها خروج غازات، فإنه يمكن تطبيق المعادلة للغازات (بفرض أن الغاز يسلك سلوكا مثاليا):

$$PV = n RT$$

وحيث أن التغير في حجم الغاز يصاحبه تغير في أعداد الجزيئات، بينما تظل العوامل الأخرى ثابتة، فإن العلاقة السابقة يمكن كتابتها في الصورة التالية:

$$P\Delta V = \Delta n RT$$

وهكذا، يمكن استبدال الحد في المعادلة السابقة ($P\Delta V$) بالحد التالي ($\Delta n RT$). وبالتالي، فإن المعادلة السابقة تؤول إلي الصورة التالية:

$$\Delta H = \Delta E + \Delta nRT$$

حيث $\Delta n =$ اعداد جزيئات المواد الناتجة (في الحالة الغازية) - اعداد جزيئات المواد المتفاعلة (في الحالة الغازية).

س- عرف السعة الحرارية (C) Heat Capacity؟

ج- تعنى السعة الحرارية لنظام سعته لامتناص حرارة وتخزين الطاقة. فعندما يمتص النظام حرارة، فإن جميع جزيئاته وذراته تصبح في حركة كيناتيكية. وهذه تزيد من طاقته الحركية، مما يتسبب في ارتفاع درجة حرارة النظام.

فإذا كانت كمية الحرارة الممتصة "q" بواسطة مادة كتلتها "m"، فإن درجة الحرارة ترتفع من " T_1 " إلى " T_2 ". وفي هذه الحالة، فإن السعة الحرارية (C) تعطى بالعلاقة:

$$C = \frac{q}{m(T_2 - T_1)}$$

وتعرف السعة الحرارية (C) للنظام، بأنها: "الحرارة الممتصة لوحد الكتلة والتي تسبب ارتفاع درجة حرارة النظام بمقدار درجة واحدة".

وفى حالة ما إذا اعتبرنا أن الكتلة "m" تساوى مول واحد، فإن السعة الحرارية تسمى فى هذه الحالة بـ "السعة الحرارية الجزيئية"، والتي تعطى بالعلاقة:

$$C = \frac{q}{T_2 - T_1} = \frac{q}{dT}$$

وتعرف السعة الحرارية الجزيئية (Molar heat capacity) بأنها: "كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة مول واحد من المادة درجة واحدة مئوية".
وحدات السعة الحرارية الجزيئية هي $\text{Cal/mol} \cdot ^\circ\text{K}$ أو $\text{J/mol} \cdot ^\circ\text{K}$

س- عرف السعة الحرارية الجزيئية عند حجم ثابت C_v ؟

ج- تعرف بأنها: "كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة مول واحد درجة واحدة عند حجم ثابت".

من تعريف السعة الحرارية الجزيئية، فإن:

$$C = \frac{q}{dT}$$

وعند ثبوت الحجم، فإن $q = q_v$ ، و $C = C_v$ ، وبالتالي، فإن:

$$\frac{q_v}{dT} = C_v$$

$$q_v = C_v dT$$

وإذا كان التغير يتم من T_1 إلى T_2 ، فإن:

$$\int_{T_1}^{T_2} dT q_v = C_v$$

$$q_v = C_v (T_2 - T_1)$$

$$\Delta E = q_v \quad \text{وحيث إن:}$$

$$\Delta E = C_v(T_2 - T_1) \quad \text{فإن:}$$

س- عرف السعة الحرارية الجزيئية عند ضغط ثابت C_p ؟

ج- تعرف بأنها: "كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة مول واحد درجة واحدة عند ضغط ثابت".

من تعريف السعة الحرارية الجزيئية، فإن:

$$C = \frac{q}{dT}$$

وعند ثبوت الضغط

$$C = C_p \text{ و } q = q_p \quad \text{فإن}$$

$$C_p = q_p/dT \quad \text{وبالتالي، فإن:}$$

$$q_p = C_p \cdot dT \quad \therefore$$

وإذا كان التغيير يتم من T_1 إلى T_2 ، فإن:

$$\int_{T_1}^{T_2} dT q_p = C_p$$

$$q_p = C_p (T_2 - T_1)$$

$$\Delta H = q_p \quad \text{وحيث إن:}$$

$$\therefore \Delta H = C_p(T_2 - T_1) \quad \text{فإن:}$$

س- استنتج العلاقة بين السعة الحرارية عند حجم ثابت (C_V)، وضغط ثابت (C_P) لغاز مثالي؟

ج- من تعريف الإنثالبي:

$$H = E + PV$$

وبإجراء التفاضل للعلاقة السابقة، نحصل على:

$$dH = dE + d(PV)$$

ويقسمة طرفي المعادلة السابقة على dT ، فإن المعادلة السابقة تقول إلى:

$$\frac{d(PV)}{dT} + \frac{dE}{dT} = \frac{dH}{dT}$$

وحيث إن:

$$\frac{dH}{dT} \quad \& \quad C_P = \frac{dE}{dT} \quad C_V =$$

فإن:

$$\frac{d(PV)}{dT} \quad C_P = C_V +$$

ولكن، وبالنسبة لمول واحد من غاز مثالي، فإن:

$$PV = RT$$

$$\therefore d(PV) = RdT$$

وبالتعويض عن قيمة $d(PV)$ في المعادلة السابقة:

$$\frac{RdT}{dT} \quad C_P = C_V +$$

$$C_P = C_V + R \quad \therefore$$

أو

$$C_P - C_V = R$$

وهكذا، فإن الفرق بين السعة الحرارية الجزيئية لغاز مثالي عند ضغط ثابت (C_p) وعند حجم ثابت (C_v) يساوى مقدار ثابت وهو (R)؛ الثابت العام للغازات.

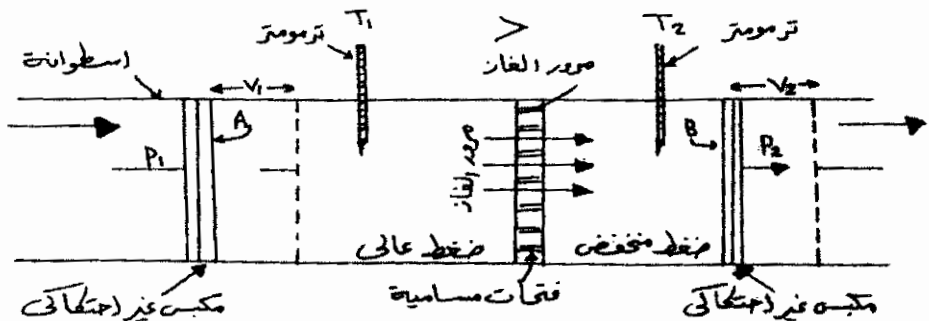
س- عرف تأثير "جول - طومسون" Joule - Thomson Effect ؟

ج- لاحظ العالمان "جول" و "طومسون" أنه عندما يندفع غاز مضغوط من خلال سدادة مسامية (فتحات مسامية) إلى منطقة ذات ضغط منخفض، فإن الغاز يبرد نسبياً.

وتعرف ظاهرة انخفاض درجة الحرارة عندما يسمح لغاز بالتمدد أدياباتيكيًا من منطقة ذات ضغط مرتفع إلى منطقة ذات ضغط منخفض باسم "تأثير جول - طومسون".

س- اشرح تجربة جول - طومسون Joule - Thomson Experiment ؟

ج- الجهاز المستخدم بواسطة العالمان "جول" و "طومسون" لقياس التغير في درجة الحرارة المصاحب لتمدد حجم معين من غاز موضح بالشكل التالي. وهو عبارة عن أنبوبة معزولة مزودة بسدادة مسامية في وسطها، وكذلك مزودة بمكبسين (A) و (B)، على الجانبين.



شكل: الجهاز المستخدم في تجربة "جول - طومسون"

والآن، نفرض أن حجم الغاز (V_1) عند الضغط (P_1) قد دفع خلال السداد المسامى من خلال حركة المكبس "A". وفى هذه الحالة، فإن الغاز فى الجزء الأيمن من هذه الحجرة (الأنبوية) سوف يتمدد إلى الحجم (V_2) ويصبح الضغط (P_2)، وذلك من خلال حركة المكبس (B) إلى الخارج. والفرق فى درجة الحرارة يتم حسابه من خلال أخذ قرأتى الترمومترين، كما هو موضح بالشكل السابق. وقد وجد "جول" و "طومسون" أن معظم الغازات يتم تبريدها (تتخفض درجة حرارتها) عندما تتمدد، باستثناء غازى الهيدروجين والهيليوم، حيث أنهما يسخنان (ترتفع درجة حرارتهما) بدلا من أن تبرد (تتخفض).

ويمكن شرح وتوضيح ما حدث على النحو التالى:

$$P_1 V_1 = \text{الشغل المبذول على الغاز عند المكبس "A"}$$

$$P_2 V_2 = \text{الشغل المبذول بواسطة الغاز عند المكبس "B"}$$

$$P_2 V_2 - P_1 V_1 = \text{الشغل النهائى المبذول بواسطة الغاز}$$

وحيث أن العملية الحادثة هى عملية أدياباتيكية (أى إنها تتم دون انتقال للحرارة؛ $dq = 0$)

وبتطبيق القانون الأول للديناميكا الحرارية، فإن:

$$\Delta E = dq - W$$

$$\Delta E = -W = -(P_2 V_2 - P_1 V_1) \quad \therefore$$

$$E_2 - E_1 = -P_2 V_2 + P_1 V_1$$

وبإعادة ترتيب المعادلة السابقة، نحصل على:

$$E_2 + P_2 V_2 = E_1 + P_1 V_1$$

$$H_2 = H_1 \quad \therefore$$

$$H_2 - H_1 = 0 \quad \therefore$$

$$\Delta H = 0$$

وهذا يعنى أن العملية التى تتم فى تجربة "جول - طومسون" تحدث عند ثبوت الإنتالپى؛ أى إن الإنتالپى فى الحالة الابتدائية (H_1) والإنتالپى فى الحالة النهائية (H_2) هى نفسها ثابتة لم تتغير أثناء إجراء تجربة "جول - طومسون".

هذا أيضا يعنى أن أى زيادة فى (PV) أثناء العملية، يجب أن تقابل بالنقص فى القيمة (ΔE)؛ أى نقص فى الطاقة الداخلية، (بمعنى أن $E_1 > E_2$)، وهذا يؤدى بالطبع إلى أن درجة الحرارة النهائية (T_2) تقل عنها فى حالتها الابتدائية (T_1)؛ أى إن: $T_2 < T_1$. ولكن فى حالة غازى الهيليوم والهيدروجين، نلاحظ أن قيمة (PV) تقل عندما يقل الضغط، وهذا يؤدى إلى زيادة فى القيمة ΔE ؛ بمعنى أن E_2 تكون أكبر من E_1 ، مما يعنى أن $T_1 < T_2$.

س- عرف:معامل "جول - طومسون"

ج- يعرف معامل "جول - طومسون"، بأنه: "التغير فى درجة الحرارة الناشئ عن نقص الضغط عند ثبات الإنتالپى، عندما يتمدد الغاز من خلال السداد المسامى". أو "هو معدل التغير فى درجة الحرارة بتغير الضغط الذى يشاهد عند مرور الغاز من ضغط عالى إلى ضغط منخفض".

ويرمز لمعامل "جول - طومسون" بالرمز " μ "، ويعبر عنه رياضيا، على النحو التالى:

$$\mu = \frac{dT}{dP}$$

فإذا كانت قيمة " μ " موجبة، فإن الغاز يبرد أثناء التمدد أما إذا كانت قيمة " μ " سالبة، فهذا يعنى أن الغاز يسخن أثناء التمدد.

س- وضع مدلولات معامل "جول - طومسون"؟

ج- يمكن الاستفادة من معامل جول - طومسون، عن طريق اشتقاق بعض القيم الجزئية، على النحو التالي:

بما أن الإنثالبي دالة في الضغط ودرجة الحرارة، فإن:

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

$$dH = \left(\frac{\partial H}{\partial P} \right)_T dP + \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P dT$$

وبالنسبة لتجربة "جول - طومسون"، فإن $dH = 0$

$$\left(\frac{\partial H}{\partial P} \right)_T dP = - \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P dT \quad \therefore$$

ويقسمة طرفي المعادلة السابقة على (dP) ، وثبت الإنثالبي، تحصل

على:

$$\left(\frac{\partial H}{\partial P} \right)_T = - \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_H$$

وبإعادة ترتيب المعادلة السابقة:

$$\left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_H = \frac{(\partial H / \partial P)_T}{(\partial H / \partial T)_P}$$

ولكن، ومن تعريف معامل "جول - طومسون"، نجد أن

$$\mu = \frac{dT}{dP} = \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_H$$

$$\frac{(\partial H / \partial P)_T}{(\partial H / \partial T)_P} - \mu = \quad \therefore$$

ولكن

$$C_P = \frac{dH}{dT} = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P$$

$$\frac{1}{C_P} \left(\frac{\partial H}{\partial P} \right)_T - \mu = \quad \therefore$$

وبالتالى، فإنه يمكن حساب قيمة "μ" بمعلومية $\left(\frac{\partial H}{\partial P} \right)_T$ ، والعكس صحيح.

ولكن، وباستخدام العلاقة:

$$H = E + PV$$

فإنه يمكن كتابتها على الصورة التالية:

$$\left(\frac{\partial H}{\partial P} \right)_T = \left(\frac{\partial E}{\partial P} \right)_T + \left(\frac{\partial PV}{\partial P} \right)_T$$

وبالتعويض عن قيمة $\left(\frac{\partial H}{\partial P} \right)_T$ فى المعادلة السابقة، نحصل على:

$$\frac{1}{C_P} \left[\left(\frac{\partial E}{\partial P} \right)_T + \left(\frac{\partial PV}{\partial P} \right)_T \right] - \mu =$$

وحيث إن:

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

فإنه، يمكن كتابة المعادلة السابقة على الصورة التالية:

$$\frac{1}{C_P} \left[\left(\frac{\partial E}{\partial V} \right)_T \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T + \left(\frac{\partial PV}{\partial P} \right)_T \right] - \mu =$$

وهذه العلاقة هى علاقة عامة، ويمكن تطبيقها على أى غاز.

أ- بالنسبة للغازات المثالية:

نجد أن:

$$\left(\frac{\partial PV}{\partial P}\right)_T = 0 \quad , \quad \left(\frac{\partial E}{\partial V}\right)_T = 0$$

وبالتعويض عن هذه القيم في المعادلة السابقة، فإن

$$\mu = 0$$

وبناء على ذلك، يكون معامل "جول - طومسون" للغاز المثالي يساوى الصفر. بمعنى أن تمدد الغاز المثالي خلال حاجز مسامي لا يتبعه أى تغير فى درجة الحرارة.

ب- بالنسبة للغازات الحقيقية:

أوضحت تجارب "جول" و "طومسون" على الغازات الحقيقية، أنه باقتراب الغاز من السلوك المثالي، فإن تأثير "جول - طومسون" يكون قليل الأهمية، حيث لا يوجد تجاذب بين جزيئات الغاز المثالي. فالغاز لا يبذل شغلا على الوسط المحيط، وكذا لا يعطى النظام حرارة أو يأخذ حرارة من الوسط المحيط.

س- عرف العملية الأيزوثيرمالية **!Isothermal process**

ج- كما ذكرنا من قبل، فإن العملية الأيزوثيرمالية هى العملية التى تتم بينما تظل درجة الحرارة للنظام ثابتة دون تغير. وحيث إن الطاقة الذاتية لغاز مثالي تختلف باختلاف الحرارة فقط، فإن ثبات الحرارة يعنى ثبات الطاقة. وهكذا، يمكن القول بأنه فى حالة العملية الأيزوثيرمالية، فإن: $\Delta E = 0$

س- عرف التمدد الأيزوثيرمالي **!Isothermal expansion**

ج- عند دراسة التمدد الديناميكي الأيزوثيرمالي لغاز مثالي، وطبقا للقانون الأول

للديناميكا الحرارية، فإن:

$$dE = q - W$$

وحيث أن $dE = 0$ ، بالنسبة للتمدد الأيزوثيرمالي، فإن:

$$0 = q - W$$

$$q = W \quad \therefore$$

$$q = PdV$$

وحيث أن الحرارة تبقى ثابتة أثناء التمدد الأيزوثيرمالي، فإن المعادلة

السابقة تحول إلى:

$$PV = \text{ثابت}$$

س- عرف العملية الأديباتيكية **Adiabatic process**؟

ج- كما ذكرنا من قبل، فإن العملية الأديباتيكية هي العملية التي تتم دون انتقال

للحرارة من أو إلى النظام. وفي هذه الحالة، فإن:

$$dq = 0 \quad \& \quad q = \text{ثابت} \quad (1)$$

س- اثبت أن ($PV^\gamma = \text{ثابت}$) للتمدد الأديباتيكي.

ج- عند دراسة التمدد الديناميكي الأديباتيكي لغاز مثالي، وطبقا للقانون الأول

للديناميكا الحرارية، فإن:

$$dE = dq - PdV \quad (2)$$

وبالتعويض عن قيمة dq من معادلة (1)، فإن:

$$dE = 0 - PdV$$

$$dE = - PdV \quad (3)$$

ولكن، ومن تعريف السعة الحرارية عند حجم ثابت (C_V)، فإن:

$$C_V = \frac{dE}{dT} \quad (4)$$

$$dE = C_V \cdot dT \quad (5)$$

وبالنسبة لعدد (n) من جزيئات الغاز، فإن المعادلة السابقة تقول إلى:

$$dE = nC_V \cdot dT \quad (6)$$

ومن المعادلتين (3) و (6)، فإننا نحصل على:

$$nC_V \cdot dT = - PdV \quad (7)$$

ولكن، وبالنسبة للغاز المثالي، فإن:

$$PV = nRT \quad , \quad P = \frac{nRT}{V}$$

أى إن:

$$PdV = nRT \frac{dV}{V} \quad (8)$$

وبالتعويض عن قيمة (PdV) من المعادلة (8) فى المعادلة (7)، نحصل على:

$$nC_V \cdot dT = - nRT \frac{dV}{V} \quad (9)$$

وبإعادة ترتيب المعادلة السابقة، فإنها تقول إلى:

$$\frac{C_V}{R} \cdot \frac{dT}{T} = - \frac{dV}{V}$$

وبإجراء التكامل للمعادلة السابقة، فعندما تتغير الحرارة من T_1 إلى T_2 ، فإن الحجم

يتغير أيضا من V_1 إلى V_2 :

$$\frac{C_V}{R} \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$$

$$\therefore \frac{C_V}{R} \ln \frac{T_2}{T_1} = - \ln \frac{V_2}{V_1} = \ln \frac{V_1}{V_2}$$

ويمكن وضع المعادلة السابقة على الصورة التالية:

$$\left(\ln \frac{T_2}{T_1} \right)^{C_V/R} = \ln \frac{V_1}{V_2}$$

وبأخذ عكس اللوغاريتم، فإن:

$$\left(\frac{T_2}{T_1} \right)^{C_V/R} = \frac{V_1}{V_2}$$

والمعادلة السابقة، يمكن وضعها على الصورة التالية:

$$V_1 T_1^{C_V/R} = V_2 T_2^{C_V/R}$$

وبمعلومية أن:

$$PV = nRT \quad , \quad C_p - C_v = R$$

فإنه يمكن وضع المعادلة السابقة على الصورة التالية (بعد إجراء إعادة الترتيب):

$$P_1 V_1^{C_p/C_v} = P_2 V_2^{C_p/C_v}$$

وبالتعويض عن $C_p/C_v = \gamma$ ، فإن المعادلة السابقة تتحول إلى:

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$$

أى إن:

$$PV^{\gamma} = \text{ثابت}$$

س- قارن بين التمدد الأيزوثيرمالي والتمدد الأديباتيكي؟

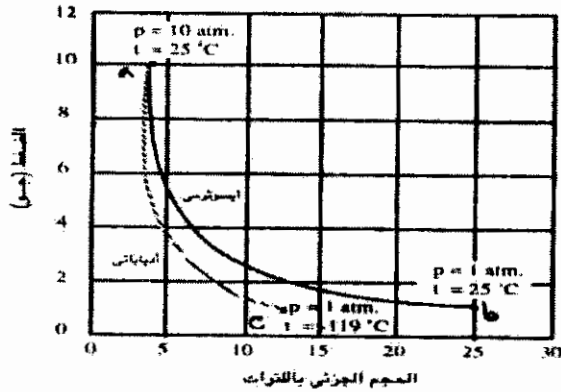
ج- يوضح قانون بويل العلاقة بين (الضغط - الحجم) لغاز مثالي عند ظروف من درجة الحرارة الثابتة. وهذه العلاقة تشبه العلاقة التي حصل عليها في حالة التمدد الأديباتيكي:

$$PV = \text{ثابت} \longrightarrow \text{تمدد أيزوثيرمالي}$$

$$PV^{\gamma} = \text{ثابت} \longrightarrow \text{تمدد أديباتيكي}$$

ويمكن مناقشة الفرق بين التمدد الأيزوثيرمالي والتمدد الأديباتيكي، بأنه في حالة التمدد الأيزوثيرمالي تكون درجة حرارة النظام ثابتة، أما في حالة التمدد الأديباتيكي فإن درجة الحرارة تتغير. ويمكن تفسير ذلك بأنه في حالة التمدد الأيزوثيرمالي، تستهلك الحرارة الممتصة في عمليات تمدد الغاز (حدوث شغل)، ولهذا تظل درجة الحرارة ثابتة. أما في حالة التمدد الأديباتيكي، فإن النظام يكون معزول، وتستهلك الحرارة (في الطاقة الداخلية) في حدوث الشغل، وتبعاً لذلك تقل درجة الحرارة. ويوضح الشكل التالي تلك العلاقات، حيث نلاحظ أن منحنى العمليات الأديباتيكية يقل عن منحنى العمليات الأيزوثيرمالية.

فكما هو واضح من الشكل التالي، عندما يتمدد جزئ جرمي من غاز ما تمددا أديباتيكيًا إلى حجم أكبر وضغط أقل، يصبح الحجم أقل مما لو تمدد الغاز تمددا ثابت درجة الحرارة إلى الضغط نفسه، لأن الشغل الخارجى المبذول في التمدد الأديباتيكي يبرد الغاز؛ مما يؤدي إلى انكماش حجمه.



فعدما يتمدد جزئى جرامى من الهيليوم عند النقطة "a"، حيث يشغل حجما قدره (22.4 Litres) تحت ضغط (1 atm.) وعند درجة (0°C)، تمدها ثابت درجة الحرارة إلى النقطة "b"، فإنه يشغل حجما قدره (44.8 Liters) تحت ضغط (0.5 atm.) وعند درجة الحرارة نفسها، أى (0°C). أما إذا تمدد الجزئى الجرامى من الهيليوم تمدها أديباتيكيا من النقطة "a" فى طريقه إلى النقطة "c"، فإنه يشغل حجما قدره (33.6 Liters) تحت ضغط (0.5 atm.)، وتهبط درجة حرارته إلى (-66°C).

وإذا سمح لغاز بالتمدد إلى أبعد من ذلك حتى يصير حجمه (44.8 Litres) عند النقطة "c"، فإن درجة حرارته تهبط إلى (-101°C)، ويصبح ضغطه (0.32 atm.) ويكون الشغل المبذول فى تمدد الغاز تمدد ثابت درجة الحرارة، وتمثله المساحة التى تحت المنحنى "ab"، أكبر من الشغل المبذول فى التمدد الأديباتيكى، والذي تمثله المساحة التى تحت المنحنى "ac"؛ مما يدل على أن الحرارة الممتصة من الوسط المحيط فى التمدد ثابت درجة الحرارة تمد الغاز بكمية زائدة من الطاقة لأداء شغل. أما الطاقة اللازمة للشغل المبذول فى التمدد الأديباتيكى، فلا تأتى إلا من تبريد الغاز نفسه.

ثانياً: مسائل وحلولها

- (1) أحسب الشغل الأقصى المبذول بعلية تمدد أيزوثيرمالية انعكاسية لعدد (2) مول من غاز النيتروجين من (10 litres) إلى (20 litres) عن 25°C .

الحل:

الشغل الأقصى فى عملية ايزوثيرمالية انعكاسية يمكن حسابه باستخدام المعادلة التالية:

$$W_{\max} = nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = 2.303 nRT \log \frac{V_2}{V_1}$$

ومن المعطيات، نجد أن:

$$n = 2 \text{ moles, } V_1 = 10 \text{ litres, } V_2 = 20 \text{ litres}$$

$$T = 25 + 273 = 298^{\circ}\text{K, } R = 1.987 \text{ Cal/deg.mole}$$

وبالتعويض عن تلك القيم فى المعادلة السابقة، نحصل على:

$$W_{\max} = 2.303 \times 2 \times 1.987 \times 298 \log \frac{20}{10}$$

$$W_{\max} = 822 \text{ Cal.}$$

- (2) حرارة التبخير المولارية للماء هى (9717 Cal/mole) عند درجة 373°K (مطلقة). أحسب التغير فى الانتروپى

الحل:

يمكن حساب التغير فى الانتروپى (ΔS)، باستخدام العلاقة:

$$\Delta S_{\text{vap}} = \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{T_b}$$

$$\Delta S_{\text{vap}} = \frac{9717}{373.2}$$

$$\Delta S_{\text{vap}} = 26.04 \text{ e.u./mol}$$

(3) أحسب التغير في الطاقة ΔE ، عند تحويل جزئى جرامى واحد من الماء إلى بخار تحت الضغط الجوى ودرجة حرارة (100°C) ، علما بأن الحرارة الكامنة لتبخير الماء تساوى $(40.670 \text{ J mol}^{-1})$ ، وكثافة الماء هي (1 gm ml^{-1}) .

الحل:

يحدث التمدد تحت ضغط ثابت وهو الضغط الجوى (1 atm) ، ولذلك تنتقل الطاقة إلى الوسط الميكانيكى المحيط. ويمكن حساب الشغل من العلاقة:

$$W = -P_{\text{ext}} (V_2 - V_1)$$

$$P_{\text{ext}} = 1 \text{ atm} = 101.325 \text{ Nm}^{-2}$$

$$V_1 = \text{volume of 1 mole of liquid H}_2\text{O} = 18 \text{ ml} = 18 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$V_2 = \text{volume of 1 mole of water vapor} = 0.0224 \times \frac{373}{273} =$$

$$0.0306 \text{ m}^3$$

$$W = -101.325 [0.0306 - 18 \times 10^{-6}] = -3.100 \text{ J}$$

$$W = -3.100 \text{ J}$$

ومن المعطيات، نجد أن

$$q = 40.670 \text{ J}$$

ويمكن حساب التغير فى الطاقة (ΔE) باستخدام العلاقة:

$$\Delta E = q + W$$

$$\Delta E = 40.670 - 3.100$$

$$\Delta E = +37.570 \text{ J}$$

(4) أحسب الشغل المبذول عندما يتمدد نظام يحتوى على غاز من (1 litre) إلى (2 litres) ضد ضغط خارجى ثابت مقداره (10 atm.).

الحل:

يمكن حساب الشغل المبذول فى هذه الحالة باستخدام المعادلة:

$$W = p\Delta V$$

ومن المعطيات، نجد أن:

$$V_1 = 1 \text{ litre}, V_2 = 2 \text{ litres}, P = 10 \text{ atm}, W = ?$$

وبالتعويض عن القيم السابقة فى المعادلة المعطاة:

$$W = P\Delta V = P(V_2 - V_1)$$

$$W = 10(2 - 1) = 10 \times 1$$

$$W = 10 \text{ L atm}$$

$$W = 10 \times \frac{1.987}{0.0821} = 242 \text{ Cal}$$

ولكن:

$$1 \text{ Calorie} = 4.184 \text{ J}$$

$$W = 242 \times 4.184 \text{ J}$$

$$W = 1012.528 \text{ J}$$

(5) أحسب الشغل المبذول عندما يتمدد مول واحد من غاز عكسيا وايزوثيرماليا من (5 atm) إلى (1 atm) عند (25°C).

الحل:

لحساب الشغل في هذه الحالة ، تستخدم العلاقة:

$$W = nR \ln \frac{P_1}{P_2}$$

ومن المعطيات:

$$n = 1 \text{ mol}, P_1 = 5 \text{ atm}, P_2 = 1 \text{ atm}, W = ?$$

$$T = 25 + 273 = 298^\circ\text{K} \quad R = 1.987 \text{ Cal/}^\circ\text{K.mol}$$

وبالتعويض عن القيم السابقة في المعادلة المعطاة:

$$W = nRT \ln \frac{P_1}{P_2}$$

$$W = 1 \times 1.987 \times 298 \ln \frac{5}{1}$$

$$W = 952.99 \text{ Cal}$$

$$W = 952.99 \times 4.184$$

$$W = 3987.31 \text{ J}$$

(6) أحسب أقصى شغل يمكن الحصول عليه عندما يتمدد (10 moles) من غاز مثالي ايزوثيرماليا وانعكاسيا، عند ثبوت درجة الحرارة (27°C) من (2.24 L) إلى (22.4 L). علما بأن: (R = 8.314 J/°K mol)

الحل:

يمكن حساب أقصى شغل باستخدام العلاقة:

$$W_{\max} = nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

ومن المعطيات، نجد أن:

$$V_1 = 2.24 \text{ L}, V_2 = 22.4 \text{ L}, n = 10 \text{ moles}$$

$$R = 8.314 \text{ J/}^\circ\text{K.mol}, T = 27 + 273 = 300^\circ\text{K}$$

وبالتعويض عن القيم السابقة في المعادلة المعطاة:

$$W_{\max} = nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$W_{\max} = 2.303 nRT \log \frac{V_2}{V_1}$$

$$W_{\max} = 2.303 \times 10 \times 8.314 \times 300 \log \frac{22.4}{2.24}$$

$$W_{\max} = 57441.42 \text{ J}$$

(7) أحسب الشغل المبذول لواحد مول من غاز مثالي عند 25°C عندما يتمدد

من (1 atm) إلى (5 atm)، تحت الظروف:

أ- عندما يكون التمدد أيزوثيرمالياً. ب- عندما يحدث التمدد فجائياً.

الحل:

عندما يتمدد أيزوثيرمالياً يمكن حساب الشغل عند هذه الحالة، باستخدام العلاقة:

$$W_{\max} = 2.303 nRT \log \frac{P_1}{P_2}$$

$$W_{\max} = 2.303 \times 8.314 \times 10^7 \times 298 \log \frac{1}{5}$$

$$W_{\max} = 3.99 \times 10^{10} \text{ erg/mol}$$

(8) أوجد قيم كلا من ΔE و q و W ، عندما يتمدد (2) مول من غاز الهيدروجين

عكسيا وأيزوثيرماليا عند (50°C) من (3 atm) إلى (1 atm).

الحل:

حيث أن العملية أيزوثيرمالية وعكسية، فإن:

$$\Delta E = 0$$

$$\Delta E = q - W \quad \text{ولكن}$$

$$\therefore q = W$$

وفي حالة العملية العكسية، يمكن حساب الشغل المبذول بواسطة العلاقة:

$$W = nRT \ln \frac{P_1}{P_2}$$

ومن المعطيات:

$$n = 2 \text{ mol}, R = 1.987 \text{ Cal/}^\circ\text{K mol}, T = 50 + 273 = 323^\circ\text{K}$$

$$P_1 = 3 \text{ atm}, P_2 = 1 \text{ atm}$$

وبالتعويض عن القيم السابقة في المعادلة المعطاة:

$$W = nRT \ln \frac{P_1}{P_2}$$

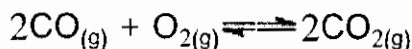
$$W = 2 \times 1.987 \times 323 \ln \frac{3}{1}$$

$$W = 1410.18 \text{ Cal}$$

$$W = q = 1410.18 \text{ Cal} \quad \text{ولكن}$$

$$q = 1410.18 \text{ Cal}$$

(9) أحسب "ΔE" بالنسبة للتفاعل التالي، والذي يتم عند (25°C):



علما بأن $\Delta H = -135.272 \text{ Cal}$ و $(R = 1.987 \text{ L.atm/}^\circ\text{K.mol})$

الحل:

من المعطيات، نجد أن:

$$\Delta H = -135.272 \text{ Cal}, R = 1.987 \text{ Cal/}^\circ\text{K.mol}, \Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$T = 25 + 273 = 298$$

وبالتعويض بالقيم السابقة في المعادلة التالية:

$$\Delta H = \Delta E + \Delta nRT$$

$$\Delta E = \Delta H - \Delta nRT$$

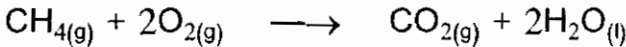
$$\Delta E = -135.272 - [(-1)(1.987)(298)]$$

$$\Delta E = 454.768 \text{ Cal}$$

(10) قيست حرارة الاحتراق لغاز الميثان عند حجم ثابت في مسعر القنبلة عند 25°C ، ووجدت أنها (-211.613 Cal) . احسب قيمة ΔH لهذا التفاعل علما بأن $(R = 1.987)$.

الحل:

يحترق غاز الميثان في وجود الأكسجين احتراقا كاملا طبقا للمعادلة التالية:



ومن المعطيات، نجد أن:

$$\Delta E = -211.613 \text{ Cal}, \Delta n = 1 - 3 = -2, T = 25 + 273 =$$

$$298^\circ\text{K}, R = 1.987$$

بالتعويض بالقيم السابقة في المعادلة التالية:

$$\Delta H = \Delta E + \Delta nRT$$

$$\Delta H = -211.613 + (-2) (1.987) (298)$$

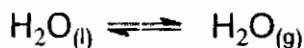
$$\Delta H = -211.613 - 1184.252$$

$$\Delta H = -1395.865 \text{ Cal.}$$

(11) كمية الحرارة الممتصة عند الضغط الجوي لتبخير جزئى جرامى واحد من الماء هي 9720 Cal. أحسب التغير الحرارى إذا حدث ذلك التغير عند ثبوت الحجم، علما بأن $(R = 1.987 \text{ L.atm/}^\circ\text{K.mol})$.

الحل:

تحويل جزئى الماء من حالته السائلة إلى البخارية، يتبع المعادلة التالية:



وتكون

$$\Delta n = 1 - 0 = 1$$

ودرجة الحرارة التى يغلى عندها الماء هي (100°C) ، وعليه فإن:

$$T = 100 + 273 = 373^\circ\text{K}$$

وحيث أن الحرارة الممتصة عند ثبوت الضغط $q_p = \Delta H$

$$\therefore \Delta H = 9720 \text{ Cal}$$

وبالتعويض عن القيم السابقة فى العلاقة التالية:

$$\Delta H = \Delta E + \Delta nRT$$

$$\Delta E = \Delta H - \Delta nRT$$

$$\Delta E = 9720 - (1) (1.987) (373)$$

$$\Delta E = 9720 - 738.54$$

$$\Delta E = 8981.46 \text{ Cal}$$

(12) أحسب ΔH بالنسبة للتفاعل التالى:



والذى يتم عند حجم ثابت، إذا علمت أن الحرارة المنبعثة هي 511.24 (Cal)، مع فرض أن التفاعل يتم عند $(25^{\circ}C)$ ، وعلماً بأن:
 $R = 1.987 \text{ L.atm/}^{\circ}K.mol$

الحل:

كمية الحرارة المنبعثة عند حجم ثابت $q_v = \Delta H$

$$\Delta E = -511.24 \text{ Cal.}, \Delta n = 1 - 2 = -1, T = 25 + 273 =$$

$298^{\circ}K,$

$$R = 1.987, \Delta H = ?$$

وبالتعويض عن القيم السابقة فى المعادلة التالية:

$$\Delta H = \Delta E + \Delta nRT$$

$$\Delta H = -511.24 + [(-1)(1.987)(298)]$$

$$\Delta H = -511.24 - 590.040$$

$$\Delta H = -1101.28 \text{ Cal}$$

(13) ثلاث جزيئات من غاز مثالى، السعة الحرارية لها عند حجم ثابت هي $(C_v = 5 \text{ Cal/deg mol})$ عند (10 atm) و $(0^{\circ}C)$ فإذا تحول الضغط إلى (20 atm) عند $(50^{\circ}C)$. أحسب ΔE و ΔH لهذا التغير.

الحل:

السعة الحرارية عند حجم ثابت (C_v) تعطى بالعلاقة التالية:

$$C_v = \frac{\Delta E}{dt}$$

$$\Delta E = C_V dT$$

وبالنسبة لغاز مكون من (n) جزيئ، فإن

$$\Delta E = nC_V dT$$

ومن المعطيات، نجد أن:

$$C_V = 5, P_1 = 10 \text{ atm}, P_2 = 20 \text{ atm}, T_1 = 0 + 273 = 273^\circ\text{K}$$

$$T_2 = 50 + 273 = 323^\circ\text{K}$$

وبالتعويض عن القيم السابقة في المعادلة المعطاة:

$$\Delta E = n C_V dT$$

$$\Delta E = 3 \times 5 (323 - 273) = 3 \times 5 \times 50$$

$$\Delta E = 750 \text{ Cal}$$

كذلك، نجد أن السعة الحرارية عند ضغط ثابت (C_P)، تعطى بالعلاقة:

$$C_P = \frac{\Delta H}{dT}$$

(وبفرض أن n عدد جزيئات الغاز)

$$\Delta H = nC_P dT$$

ولكن

$$C_P = C_V + R$$

$$\therefore \Delta H = n(C_V + R)dT$$

$$\Delta H = n(C_V + R) (T_2 - T_1)$$

وبالتعويض عن القيم في المعادلة السابقة، نجد أن:

$$\Delta H = 3(5 + 1.987) (323 - 273)$$

$$\Delta H = 3(6.987) 50$$

$$\Delta H = 1048.05 \text{ Cal}$$

(14) أحسب كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة (213.5 gm) من الماء من (25°C) إلى (100°C)، علماً بأن السعة الحرارية للماء هي (C = 18 Cal/mol.°K).

الحل:

ترتبط السعة الحرارية مع كمية الحرارة الممتصة بالعلاقة:

$$C = \frac{q}{T_2 - T_1}$$

ومن المعطيات، نجد أن:

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ °K}$$

$$T_2 = 100 + 273 = 373 \text{ °K}, C = 18 \text{ Cal/mol.°K}, q = ?$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{213.5}{18}$$

وبالتعويض عن القيم السابقة في المعادلة التالية:

$$q = nC (T_2 - T_1)$$

$$q = \frac{213.5}{18} \times 18 \times (373 - 298)$$

$$q = 213.5 \times 75$$

$$q = 16012.5 \text{ Cal}$$

(15) أحسب ΔE و q و W بالنسبة لتحويل (1 mol) من ماء إلى بخار عند 100°C وضغط قدره 1 atm، علماً بأن الحرارة الكامنة للتبخير هي (9720 Cal).

الحل:

من المعطيات، نجد أن: الحرارة الكامنة للتبخير = q

$$\therefore q = 9720 \text{ Cal}$$

ويمكن تعيين الشغل المبذول (W)، باستخدام العلاقة:

$$W = P\Delta V = P(V_2 - V_1)$$

ولكن:

$$V_1 = \text{حجم واحد مول من الماء السائل} = 18 \text{ cm}^3$$

$$V_2 = \text{حجم واحد مول من البخار} = \frac{373}{273} \times 22400 = 30600 \text{ cm}^3$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

وبالتعويض عن القيم السابقة في المعادلة المعطاة:

$$W = 1(30600 - 18) = 30582 \text{ cm}^3 \cdot \text{atm}$$

$$W = 740 \text{ Cal}$$

ويمكن تعيين قيمة ΔE ، باستخدام العلاقة:

$$\Delta E = q - W$$

$$\Delta E = 9720 - 740$$

$$\Delta E = 8980 \text{ Cal}$$

ثالثا: أسئلة غير محلولة

- 1- أذكر نص القانون الأول للديناميكا الحرارية لفظيا ورياضيا.
- 2- الحرارة "q" والشغل "W"، كميات متجهة. وضح ذلك.
- 3- عرف دالة الحالة.
- 4- وضح - بالأمثلة - إذا ما كانت q و W دالتي حالة أم لا، مع ذكر السبب.
- 5- ما المقصود بالمحتوى الحرارى (الإنتالبي) "H".
- 6- ما حرارة التفاعل عند حجم ثابت؟ وكيف يمكن استنتاج قيمتها $\Delta E = q_v$.
- 7- ما حرارة التفاعل عند ضغط ثابت؟ وكيف يمكن استنتاج قيمتها $\Delta E = q_p$.
- 8- استنتج العلاقة بين كميتى الحرارة عند حجم ثابت (q_v) وعند ضغط ثابت (q_p).
- 9- ما السعة الحرارية لمادة؟
- 10- عرف السعة الحرارية عند حجم ثابت (C_v).
- 11- عرف السعة الحرارية عند ضغط ثابت (C_p).
- 12- استنتج العلاقة بين (C_p) و (C_v) لغاز مثالى.
- 13- عرف : تأثير "جول - طومسون".
- 14- عرف : معامل "جول - طومسون"، وماهى مدلولاته؟
- 15- عرف درجة الانقلاب.
- 16- اثبت أنه فى حالة التمدد الأدياباتيكي لغاز فإن: ثابت PV^γ .
- 17- قارن بين التمدد الأيزوثيرمالي والتمدد الأدياباتيكي لغاز مثالى (وضح إجابتك بالرسم).
- 18- وضح ما المقصود بالعملية العكسية الترموديناميكية.

رابعاً: مسائل غير محلولة

(1) ما حرارة التفاعل عند حجم ثابت. وكيف يمكن استنتاج قيمتها $\Delta E = q_v$.

(2) ما حرارة التفاعل عند ضغط ثابت. وضح كيف يمكن استنتاج قيمتها ΔH

$$. = q_p$$

(3) استنتج العلاقة بين كميتى الحرارة عند حجم ثابت (q_v) وعند ضغط ثابت (q_p) .

(4) أحسب الشغل المبذول (بالسر والجول)، عندما يتمدد غاز ضد ضغط خارجى ثابت مقداره 10 atm من (1 L) إلى (2 L).

(5) عندما يتمدد غاز موضوع فى أسطوانة مزودة بمكبس (عديم الوزن والاحتكاك) ضد ضغط خارجى ثابت قدره 10 atm من (5 L) إلى (10 L)، فإنه يمتص حرارة قدرها 400 J من الوسط المحيط. أحسب ΔE لهذه العملية.

(6) قيست حرارة الأحتراق لغاز الميثان عند حجم ثابت فى مسعر القنبلة عند 25°C ، ووجد أنها (-211.613 Cal). أحسب قيمة ΔE لهذا التفاعل ، علماً بأن $R = 1.987 \text{ Cal/mol. K}$

(7) ما هو المقصود بالسعات الحرارية C_p و C_v ، ثم استنتج أن $C_p - C_v = R$ فى حالة الغاز المثالى.

(8) فى عملية اديباتيكية، هل ΔH للنظام تساوى صفراً. أشرح إجابتك.

(9) فسر العبارات التالية:

أ- بينما الطاقة الذاتية "E" دالة حالة إلا أن كلا من q و W ليسوا دوال حالة.

ب- قيمة ΔH لعملية ما تحت ضغط ثابت هى نفسها بغض النظر عن

كون العملية تمت انعكاسيا أو لا انعكاسيا.

(10) أحسب ΔE° لأحتراق الأوكتان $C_8H_{18(l)}$ إلى $CO_2(g)$ وبخار الماء $H_2O(l)$ عند $25^\circ C$ ، علما بأن قيمة ΔH° هي -5470.71 (KJ/mol).

(11) للتفاعل: $3NO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow 2HNO_3(l) + NO(g)$
كانت قيمة ΔH° هي -71.53 KJ/mol . أحسب قيمة ΔE° .
علما بأن $(R = 8.314$ J/°K mol).

(12) إذا كانت حرارة احتراق الميثان عند حجم ثابت عند $(25^\circ C)$ هي $(-885.4$ KJ/mol)، أحسب ΔH لهذا التفاعل $(R = 8.314$ J/°K mol).

(13) إذا أعطيت التفاعل:

$B_2H_6(g) + 3O_2(g) \longrightarrow B_2O_3(s) + 2H_2O(l)$
فإذا كانت (ΔE°) لهذا التفاعل تساوى $(-2143.2$ KJ/mol).
أحسب (ΔH°) لهذا التفاعل . علما بأن $(R = 8.314$ J/°K mol).