جامعة المثنى
كلية التربية الاساسية
قسم العلوم
أستاذة المادة: م. م اسيل طالب هاشم

المادة: الفيزياوية
الفصل الدراسي الاول
المرحلة الثانية
الدراسة : الصباحية والمسائية

محاضرات الفيزياوية للعام الدراسي ٢٠٢٥-٢٠٢٦

يُعدّ علم الكيمياء العلم الأساسي الذي يتعامل مع صيغ وتركيب المواد، فضلاً عن التغيرات التي تطرأ على هذا التركيب. أما الكيمياء الفيزياوية فهي ذلك الفرع الحيوي والمحوري من علوم الكيمياء الذي يهتم بدراسة الخصائص الفيزياوية للمادة وبنائها التركيبي، جنباً إلى جنب مع القوانين والروابط الرياضية والثرموديناميكية التي تتحكم بالتفاعلات الكيمياوية المختلفة.

تبدأ المادة بالتركيز على فهم حالات المادة الثلاث (الصلبة، السائلة، والغازية)، وتحديداً سلوك الحالة الغازية التي تمتاز بقابليتها العالية للتمدد والانضغاط مقارنة بالحالتين الأخرى الكثيفة. ومن خلال دراسة المتغيرات الفيزيائية الأساسية الأربعة (درجة الحرارة T، الضغط P، الحجم V، وعدد المولات n)، يتم صياغة قوانين الغازات لتفسير الفروقات الجوهرية بين الغاز المثالي الافتراضي والغاز الحقيقي الواقعي. كما تمتد المادة لتشمل علم "الثرموداينميك" (الديناميكا الحرارية) وتطبيقاته العملية في حساب الشغل، الحرارة، التغير في الطاقة الداخلية، و (الأنتروبي).

ثانياً: أهمية المادة (Significance of the Course)

تكمن الأهمية الاستراتيجية والأكاديمية لمادة الكيمياء الفيزياوية في تحقيق الأهداف التالية:

١. الربط بين النظرية والتطبيق: تجميع كافة المعلومات والبيانات التجريبية لتحديد خواص الغازات والسوائل والمواد الصلبة والمحاليل، وتزويد الطلبة بالأسس النظرية المصاغة في صورة قوانين رياضية دقيقة.

٢. فهم الأنظمة الغازية وقوانينها: تمكين الطالب من فهم واستخدام القوانين الأساسية (قانون بويل، قانون شارل، قانون جاي لوساك، وقانون أفوجادرو)، والوصول إلى معادلة الغاز المثالي التي تجمع المتغيرات الأربعة.

٣. التنبؤ الطاقي بالتفاعلات (الثرموداينميك): دراسة انتقال الطاقة بين النظام والمحيط، وحساب كميات الشغل والحرارة المتبادلة، مما يساعد الطالب على التنبؤ بتلقائية التفاعلات الكيميائية من عدمها عبر حسابات الطاقة الحرة والأنتروبي.

٤. الأهمية المختبرية (العملية): تنعكس أهمية المادة في الجانب التجريبي؛ حيث يتعلم الطالب كيفية إيجاد الأوزان الجزيئية للسوائل المتطايرة (مثل طريقة دوماس)، وتعيين لزوجة السوائل (معامل اللزوجة) وكثافتها، بالإضافة إلى التطبيقات الحرارية كحساب ثابت المسعر وحرارة التعادل للأحماض والقواعد.

ثالثاً: مفردات المنهج والتجارب العمليّة

القسم النظري (المحاضرات من ١ إلى ٨):

*** المحاضرة الأولى والثانية: قوانين الغازات (بويل، شارل، جاي لوساك، والقانون الموحد للغازات)، العلاقة بين الحجم والكمية (قانون أفوجادرو)، ومعادلة الغاز المثالي والغاز الحقيقي.**

*** المحاضرة الثالثة والرابعة: مقدمة في علم الثرموداينميك (الديناميكا الحرارية) وقوانينه الأساسية.**

*** المحاضرة الخامسة والسادسة: دراسة الشغل المبذول (W)، كمية الحرارة (q)، والتغير في الطاقة الداخلية للنظام والمحيط.**

*** المحاضرة السابعة والثامنة: حسابات الأنتروبي القياسي والتغير في الطاقة الحرة القياسية وتطبيقات طاقة التكوين الحرة.**

القسم العملي (تجارب المختبر):

١. التجربة الأولى: إيجاد الوزن الجزيئي لسائل متطاير بطريقة (دوماس).

٢. التجربة الثانية: دراسة علاقة حجم الغاز بدرجة الحرارة وإيجاد الصفر المطلق عملياً.

٣. التجربة الثالثة: إيجاد لزوجة السوائل المتطايرة باستخدام الفسكوميتر (مقياس اللزوجة).

٤. التجربة الرابعة: إيجاد ثابت المسعر الحراري.

٥. التجربة الخامسة: إيجاد حرارة التعادل (حامض قوي - وقاعدة قوية).

٦. التجربة السادسة: إيجاد حرارة التعادل (حامض ضعيف - وقاعدة قوية).

٧. التجربة السابعة: إيجاد جهد قطب المغنيسيوم بطريقة ترموديناميكية .

المصادر

- الكيمياء الفيزيائية/ د. عمار هاني الدجيلي

- الديناميكية الحرارية وتطبيقاتها في الكيمياء/ د. جلال محمد صالح

- كتاب الكيمياء الفيزياوية/ د. ليلى محمد نجيب

- P.W. Atkins physical chemistry, 7 th edition, 2007

Essential of (physical chemistry) by Arun Bahl B.S. Bahl 2000

مصدر الجزء العملي

محاضرات م عذراء سلمان احمد - الجامعة المستنصرية

قوانين الغازات The Gas Laws

تتواجد الماده في ثلاث حالات هي الحالة الصلبة والحالة السائلة والحالة الغازية، وتختلف الحالة الغازية عن كلا من الحالة الصلبة والحالة السائلة من وجوه عدة منها على سبيل المثال أن الغاز يتمدد فجأة ليملأ الإناء الذي يحتويه وبالتالي فإن حجم الغاز يساوى حجم الإناء الحاوي له، أيضا فإن قابلية الغازات للانضغاط مرتفعة جدا فعندما يطبق ضغط على الغاز فإن حجمه يقل بطريقة ملحوظة، على عكس المواد الصلبة والسائلة فأنها لا تتمدد لتملأ الإناء كما أنها تقريبا غير قابلة للانضغاط.

التجارب التي تمت على كثير من الغازات بينت أنه توجد أربع متغيرات نحن في حاجة إليها لكي نعرف حالة الغاز أو الظروف الفيزيائية له وهي:

١. درجة الحرارة T Temperature
٢. الضغط P Pressure
٣. الحجم V Volume
٤.كمية الغاز معبرا عنها بالمولات n moles
والمعادلات التي تعبر عن العلاقة بين هذه المتغيرات الأربع تعرف ب "قوانين الغازات".

2- الغاز المثالي و الحقيقي The ideal and real gas:

الغاز المثالي (Ideal Gas) : هو الغاز الذي تكون جزيئاته متناهية الصغر (نقطية) تامة المرونة، ينعدم بينها الاحتكاك لانها لاتؤثر على بعضها البعض بأي قوة، و ان الغاز المثالي غير موجود في الحقيقة انما هو افتراضي.

اما الغاز الحقيقي (Real Gas): و هو الغاز الذي تكون جزيئاته صغيرة و متباعدة عن بعضها البعض و في الظروف الاعتيادية من ضغط ودرجة حرارة .

قانون بويل للغازات Boyle's Law

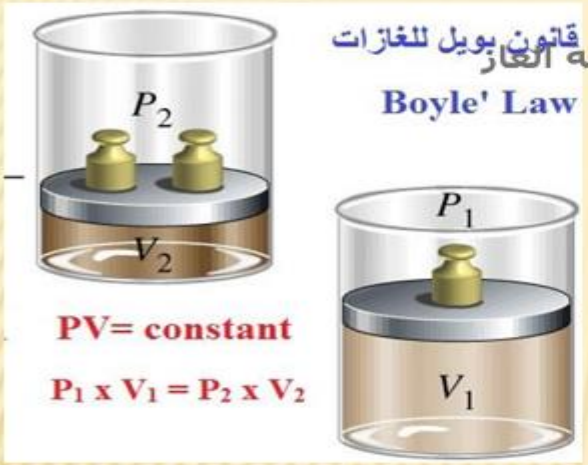
وينص على :

"حجم كمية معينة من غاز محفوظ عند درجة حرارة ثابتة يتناسب عكسيا مع الضغط"

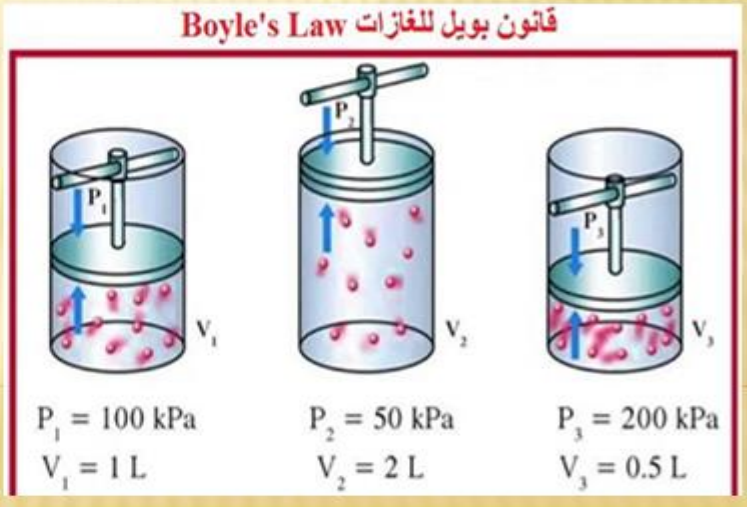
تمثل العلاقة بين الضغط والحجم عند ثبوت درجة الحرارة بالقانون :

$$V = \text{constant} \times 1/P$$
$$\text{or } PV = \text{constant}$$

$$P1 \times V1 = P\ 2x\ V2$$



وقيمة الثابت تعتمد على درجة الحرارة وكمية الغاز



قانون شارل للغازات

قانون شارل هو أحد أهمّ القوانين الفيزيائية التي تتعلّق بالغازات، وبشكلٍ خاص يتحدَّث عن الغاز المثاليّ، والذي ينصّ على مايلي: **عندَ ضغط ثابت، فإن حجم كتلة معينة من غازٍ مثاليّ يزداد أو ينقص بنفس المقدار عند زيادة ونقصان درجة حرارته (كلفن)**، أي أنَّ حجم كميّة معينة من الغاز تحت ضغطٍ ثابتٍ تتغيّر طردياً مع درجة الحرارة، ولقد قام (جوزيف لويس غاي-لوساك) في العام ١٨٠٢م، بإظهار هذا القانون والذي يعود فضل اكتشافه الى أعمال وتجارب (جاك شارل) من عام ١٧٨٧م غير المنشورة، ويعطى القانون من خلال العلاقة الآتية:

$V = \text{constant} \times T$

$$V \propto T$$

$$V = \text{Constant}.\ T$$

$$V1/T1 = V2/T2 = K$$

تمثل T_1 و V_1 درجة الحرارة والحجم الابتدائي و T_2 و V_2 درجة الحرارة والحجم الجديدين

نص قانون جاي لوساك

ينص قانون جاي لوساك على الآتي:

"

يتناسب ضغط (P)كتلة معينة من غاز تناسباً طردياً مع درجة حرارتها المطلقة (T)عند ثبوت الحجم "

$$P \propto T \Rightarrow \frac{P}{T} = K$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

وهذه العلاقة مفيدة في حساب ضغط الغاز عند تسخينه في أواني مغلقة ثابتة الحجم، فنلاحظ مثلاً أن بعض العبوات المغلقة (مثل البخاخات) يكتب عليها) لا تخزن فوق ٥٠ (C^o) وذلك لأنها عندما تسخن العبوة يزداد ضغط الغاز بالداخل وقد يؤدي ذلك إلى انفجار العبوة.

4- تدمج القوانين الثلاثة السابقة بقانون واحد يسمى القانون الموحد للغازات و يعطى بالعلاقة التالية:

$$\frac{P1.V1}{T1} = \frac{P2.V2}{T2}$$

عند تثبيت اي من المتغيرات الثلاثة في المعادلة اعلاه فانها سوف تؤول الى احد القوانين الثلاثة السالفة الذكر.

قانون تحويل درجة الحرارة من المئوية إلى الكلفن	$T_k = 273 + T_c$
	T_c : درجة الحرارة بالمئوية (سيليزية)

الواجب اليومي والأسبوعي

*** النشاط الأول: على ماذا ينص قانون شارل وقانون جاي لوساك؟**

*** النشاط الثاني:** قارن بين الغاز الحقيقي والغاز المثالي.

فيزياوية -محاضرة ٢- مرحلة ثانية

العلاقة بين الحجم والكمية: قانون أفوجادرو The Volume-Amount Relationship

وجد العالم الإيطالي **اميدو افوجادرو Amedeo Avogadro** عام ١٨١١ أنه عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة فإن الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي علي نفس العدد من الجزيئات (أو الذرات في حالة الغازات أحادية الذرة).

وهذا يعني أن حجم أي غاز يجب أن يعتمد على عدد مولاته الجزيئية الموجودة. أي أن

$$V \alpha\ n$$

$$V = k_4 n$$

حيث أن n عدد المولات و k_4 ثابت التناسب.

وتعرف هذه المعادلة **بقانون افوجادرو** والذي ينص على أنه عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة فإن حجم الغاز يتناسب تناسباً طردياً مع عدد مولاته.

يوضح الشكل ٦.٥ أن

$$k_4 = \frac{RT}{P}$$

وبناء على قانون افوجادرو نجد أنه عند تفاعل غازين مع بعضهما البعض فإن الحجوم المتفاعلة منهما تكون بنسب بسيطة وفي حالة كان الناتج عبارة عن غاز فإن حجمه يتناسب مع حجوم المتفاعلات بنسب بسيطة أيضاً.

٤.٥ معادلة الغاز المثالي The Ideal Gas Equation

من قوانين الغازات السابقة وجد أن من قانون بويل $v \propto \frac{1}{P}$ عند ثبوت n و T

من قانون شارلز $v \propto T$ عند ثبوت n و P

من قانون افوجادرو $v \propto n$ عند ثبوت P و T

ويمكن جمع هذه القوانين في علاقة واحدة كالتالي:

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

$$V = R\frac{nT}{P}$$

$$PV = nRT$$

حيث أن R الثابت العام للغازات وتعرف هذه المعادلة بمعادلة الغاز المثالي وتجمع المتغيرات الأربعة الحجم والضغط ودرجة الحرارة والكمية.

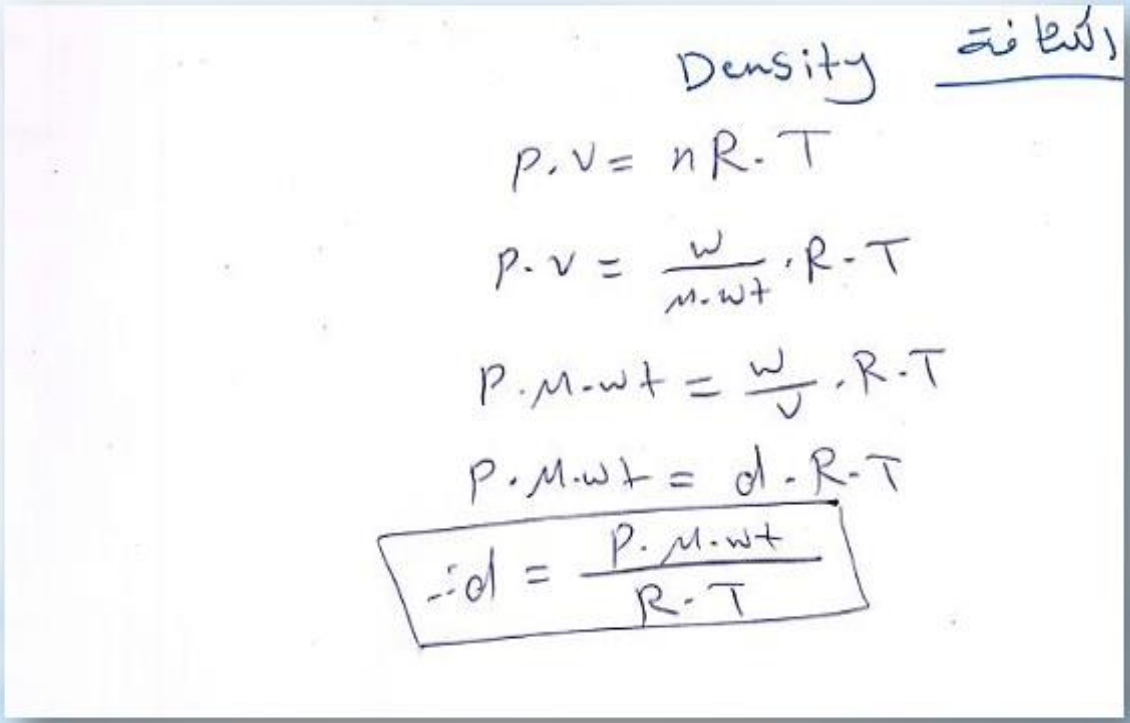
والغاز المثالي هو الغاز الذي تنطبق عليه معادلة الغاز المثالي ويتميز الغاز المثالي بعدم تأثر جزيئاته بعضها ببعض. وفي الحقيقة هو غاز متخيل وغير حقيقي وتم افتراضه لإيجاد معادلة مناسبة يمكن عن طريقها حل العديد من المشكلات المتعلقة بالغازات.

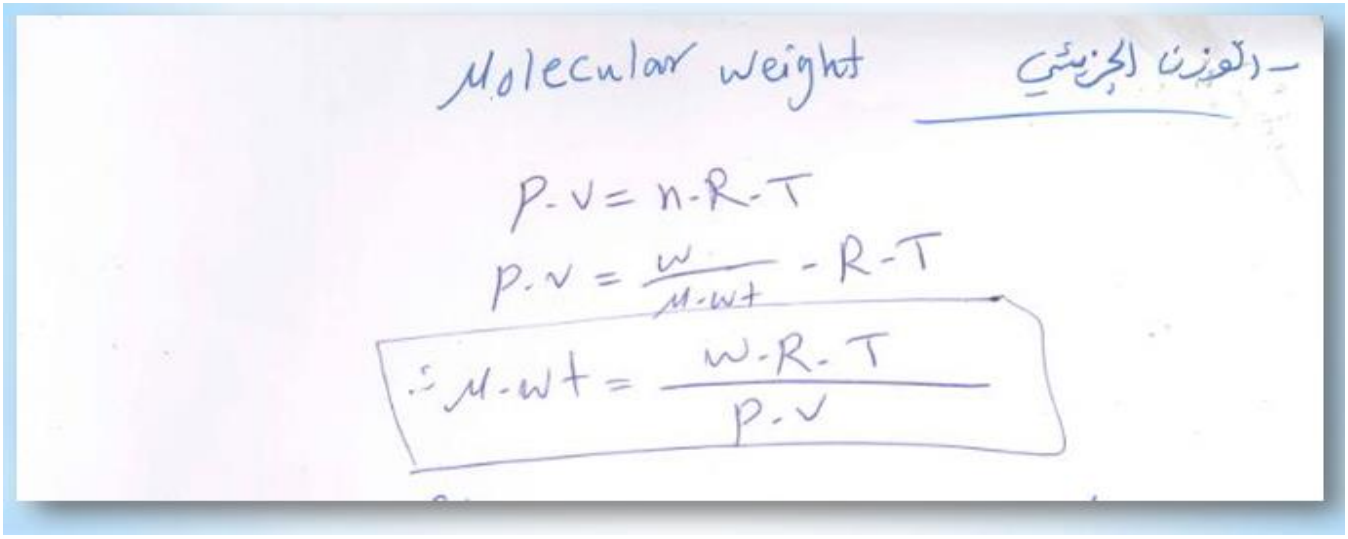
كما وتدعى بالمعادلة العامة للغازات، ويمكن من خلالها الحصول على قيمة ثابت الغاز R، حيث ان المول الواحد من الغاز المثالي يشغل حجماً قدره 22.414 لتر عند ضغط 1 جو ودرجة حرارة 0 °م (درجة الحرارة القياسية والضغط القياسي). لذا فان:

$$R = \frac{PV}{nT}$$

$$= \frac{(1\ atm)(22.414\ l)}{(1\ mol.)(0 + 273\ °K)} = 0.082\ l.atm.K^{-1}.mol^{-1}$$

حسابات الكثافة Density Calculations





5 - قانون دالتون للضغوط الجزئية (Dalton's law for partial pressures):

في حال وجود نظام مكون من اكثر من نوع من الغازات فقد اوضح دالتون انه "كل غاز في مزيج من الغازات يسلط نفس الضغط كما لو كان يشغل الوعاء لوحده". وبذلك فان الضغط الكلي سوف يساوي مجموع الضغوط المنفردة التي يسلطها كل غاز.

$$P_T = P_1 + P_2 + \dots\dots$$

$$= \sum_i P_i$$

حيث P_1 و P_2 تمثل الضغوط الجزئية المنفردة للمكونات 1 و 2.

لو فرضنا وجود نظام مكون من غازين (1 و 2) عند درجة T وحجم V، وكانت الضغوط الجزئية للغازين P_1 و P_2 على التوالي. وبتطبيق معادلة الغاز المثالي:

$$P_1V = n_1RT \quad \Longrightarrow \quad P_1 = \frac{n_1RT}{V}$$

$$P_2V = n_2RT \quad \Longrightarrow \quad P_2 = \frac{n_2RT}{V}$$

حيث n_1 و n_2 عدد مولات الغازين الموجودين في النظام.

وبتطبيق قانون دالتون للضغوط الجزئية ينتج:

$$P_T = P_1 + P_2$$

$$= \frac{n_1 RT}{V} + \frac{n_2 RT}{V}$$

$$= (n_1 + n_2)\frac{RT}{V}$$

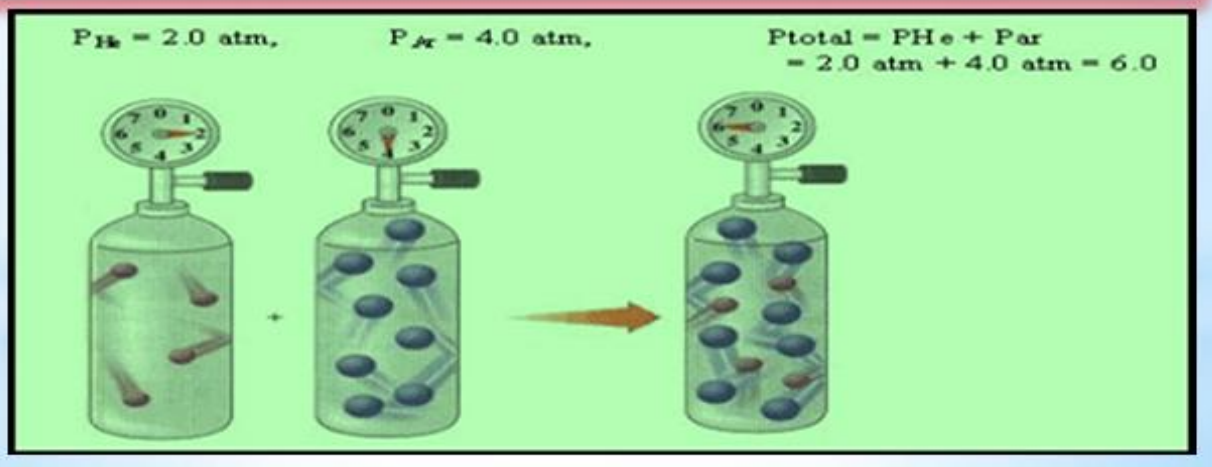
وبقسمة الضغوط الجزئية على الضغط الكلي نحصل على:

$$\frac{P_1}{P_T} = n_1 \frac{RT}{V} \Big/ (n_1 + n_2)\frac{RT}{V} \quad \Rightarrow \quad P_1 = \frac{n_1}{(n_1 + n_2)} P_T = X_1 P_T$$

$$\frac{P_2}{P_T} = n_2 \frac{RT}{V} \Big/ (n_1 + n_2)\frac{RT}{V} \quad \Rightarrow \quad P_2 = \frac{n_2}{(n_1 + n_2)} P_T = X_2 P_T$$

حيث X_1 و X_2 تمثل الكسور المولية للغازين 1 و 2، حيث تعرف الكسور المولية على انها نسبة عدد المولات، لذلك فهي عديمة الوحدة. وان مجموع الكسور المولية في مزيج يجب ان يساوي واحد:

$$\sum_i X_i = 1$$



7 - قانون كراهام للانتشار (Graham's law of diffusion):

يعرف الانتشار (Diffusion) على انه **عملية سريان الغاز من منطقة الضغط العالي الى منطقة الضغط الواطيء خلال حاجز مسامي او انبوبة ضيقة ذات قطر صغير جدا**. اما سريان جزيئات الغاز من خلال ثقب صغير جدا فيعرف بالاندفاق (Effusion).

من خلال القياسات التي اجراها العالم كراهام لنسب الاندفاق لعدد كبير من الغازات، استنتج ان معدل اندفاق الغازات يتناسب عكسيا مع الجذر التربيعي لكثافتها عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة. فلو نأخذ الغازين 1 و 2، فان معدل اندفاق كل منهما سيكون V_1 و V_2 وكثافتهما d_1 و d_2 وبذلك فان:

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

ومن خلال الرجوع الى المعادلة العامة للغازات:

$$M = \frac{dRT}{P}$$

وتعويضها يمكن الحصول على القانون بالصيغة التالية:

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

حيث يتضح من هذا ان الغاز الاخف يكون اسرع انتشاراً من الغاز الثقيل.

وهنالك صيغة اخرى للقانون:

$$d = \frac{P \cdot M.wt}{R \cdot T}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{\frac{P \cdot M_2}{R \cdot T}}{\frac{P \cdot M_1}{R \cdot T}}}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$$\frac{t_2}{t_1} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

حيث ان الزمن اللازم لمرور حجم معين من الغاز خلال فتحة يتناسب عكسيا مع سرعة الاندفاق او الانتشار.

الواجب اليومي والأسبوعي

*** النشاط الأول: باستخدام القانون العام للغازات اشتق قانون الكثافة ؟**

*** النشاط الثاني: على ماذا ينص قانون دالتون للضغوط الجزيئية.**

كيمياء فيزياوية المرحلة الثانية - المحاضرة ٣

(المحاضرة الثالثة) / فيزياوية

ثاني كرياد

(١)

س/ اذا كانت كتلة (560 cm^3) من الغاز صبي 1.55g عند الظروف القياسية، فاحسب الوزن الجزيئي لهذا الغاز، علماً بأن

$R = 0.082\ L.atm.K^{-1}mol^{-1}$

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{wt}{M.wt} RT$$

$$Mwt = \frac{wt}{PV} RT$$

$$M.wt = \frac{1.55\ g}{1atm * \frac{560\ cm^3}{1000}} \times 0.082 \times 273$$

$$M.wt = 62\ g/mol$$

(2) (المحاضرة الثالثة / فيزيائية)

شاني محمد

ما الحجم الذي تشغله كمية من غاز الهيدروجين تزن 2.5g عند الظروف القياسية

(الكتلة الذرية H=1 , R= 0.082)

* ملاحظة / ظروف قياسية

$$PV = nRT$$

$$V = n\left(\frac{RT}{P}\right)$$

$$V = \frac{wt}{M.wt} \times \frac{RT}{P}$$

$$V = \frac{2.5}{2 \times 1} \times \frac{0.082 \times 273}{1}$$

$$V = 1.25 \times 0.082 \times 273$$

$$V = 28L$$

س/ احسب الوزن الجزيئي لغاز اذا كان 5g منه تشغل حيزاً مقداره 0.75L عند درجة حرارة مقدارها 40°C وضغط 35cm Hg

(3)

نحول P = $\frac{35\ cm\ Hg}{76\ cm\ Hg/atm} = \boxed{0.46}\ atm$

نحول T = 40 + 273 = 313 K

$PV = nRT$

$PV = \frac{wt}{M.wt} RT$

$M.wt = \frac{wt}{PV} RT$

$= \frac{5 \times 0.082 \times 313}{0.46 \times 0.75L}$

$\boxed{M.wt = 372.42\ g/mol}$

ما عدد مولات غاز حجمها 200ml جمعت عند درجة حرارة 45°C وضغط 800 mm Hg علماً بأن ثابت الغاز (R = 0.082 L.atm.mol⁻¹.K⁻¹)

نحول حجم الغاز لتر: $\frac{200}{1000}$

نحول الضغط الى atm: $\frac{800}{760}$

$PV = nRT$

عند ضغط كمية من غاز CH_4 في إناء حجمه 20L بمقدار 190 cm Hg فإذا كانت درجة الحرارة $-5^{\circ}C$ فاحسب ما يلي :-

1- عدد المولات 2- الكتلة بالغرام 3- عدد الجزيئات

(1) (2)

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$P = \frac{190\ cm\ Hg}{76\ cm\ Hg/atm} = 2.5\ atm$$

$$T = (-5 + 273) = 268\ K$$

$$n = \frac{2.5 \times 20}{0.082 \times 268} \rightarrow n = 2.27\ mol$$

(2) الكتلة بالغرام

$$n = \frac{wt}{M.wt}$$

$$12 + 4 \times 1 = 16$$

$$wt = 2.27 \times 16 = 36.32\ g$$

(3) حساب عدد الجزيئات N

من القانون $n = \frac{N}{N_A}$

$$N = nN_A$$

$$N = 2.27 * 6.023 \times 10^{23}$$

$$N = 1.37 \times 10^{24}\ moles$$

(كيمياء عنصر ادبي العامرة الثانية)

ثانوي كيمياء

(5) س/ اذا كان 0.32 mol من غاز CO_2 يشغل حجماً قدره 8 dm^3 عند 100°C فما هو ضغط الغاز؟ $R = 0.082\ L.atm.mol^{-1}.K^{-1}$

الحل/

$PV = nRT$

$P = \frac{nRT}{V}$

$1\ dm^3 = 1\ L$

$273 + 100 = 373\ K$

$P = \frac{0.32 \times 0.082 \times 373}{8L}$

$P = 1.225\ atm$

كلية التربية الاساسية \المرحلة الثانية ----فيزياوية –المحاضرة الرابعة
الثرموداينميك

System		النظام هو الجزء المحدد من المادة والتي توجه إليه الدراسة
Surrounding		المحيط هو الجزء الذي يحيط بالـ systemويتبادل معه الطاقة ويمكن أن يكون حقيقي أو وهمي
Universe		الكون هو كلا من الـ system و الـ surrounding

Process	العملية هى أي تغير يحدث على النظام ويحدث تغيير فى الضغط أو درجة الحرارة أو الحجم (الإحداثيات الثيرموديناميكية)
Isothermal process	هي العملية التي يكون فيها التغيير تحت درجة حرارة ثابتة
Isobaric process	هي العملية التي يكون فيها التغيير تحت ضغط ثابت
Isochoric process	هى العملية التى يكون فيها التغيير تحت حجم ثابت
Adiabatic process	هى العملية التى لا يكون فيها تغيير فى كمية الحرارة وتتم فى نظام معزول أي لا يوجد انتقال حرارة من أو إلى النظام.
Irreversible process	هي العملية التي تكون فيها الإحداثيات الثيرموديناميكية غير متجانسة عند إجراء العملية
Reversible process	هي العملية التي تكون فيها الإحداثيات الثيرموديناميكية متجانسة عند إجراء العملية
Thermal Contact	الاتصال الحراري يكون بين جسمين إذا كان من الممكن أن يتبادلا الطاقة الحرارية بدون بذل شغل
Thermal Equilibrium	الاتزان الحراري بين جسمين يحدث إذا كان بينهما اتصال حراري وكذلك يكون صافي التبادل الحراري بينهما يساوي صفر

بناء على الطريقة التي يتبادل بها النظام الطاقة والمادة مع المحيط قسمت الأنظمة إلى ثلاث أنواع:

أ - النظام المفتوح (Open System) وهو النظام الذي يسمح بتبادل كل من المادة والطاقة بين النظام والوسط المحيط.

ب - النظام المغلق (Closed System) وهو الذي يسمح بتبادل الطاقة فقط بين النظام والوسط المحيط على صورة حرارة أو شغل.

ج - النظام المعزول (Isolated System) وهو الذي لا يسمح بانتقال أي من الطاقة والمادة بين النظام والوسط المحيط.

يمكن تقسيم الخواص الطبيعية للنظام إلي مجموعتين :

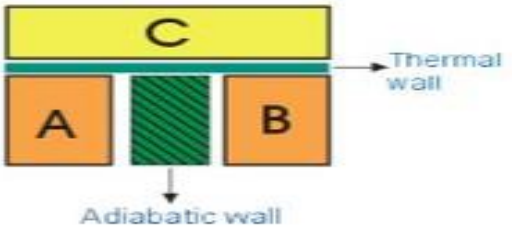
أ - خواص شاملة (Extensive Properties) وهي الخواص التي تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الكتلة ، الحجم ، السعة الحرارية ، الطاقة الداخلية ، الانتروبي ، الطاقة الحرة ومساحة السطح والقيمة الكلية بالنسبة لهذه الخواص تساوي مجموع القيم المنفصلة لها .

ب - خواص مركزة (Intensive Properties) وهي الخواص التي لا تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الضغط ، درجة الحرارة ، الكثافة ، التوتر السطحي ، القوة الدافعة الكهربية والجهد الكهربي . كل هذه الخواص مميزة للمادة ولكن لا تعتمد على كميتها .

The zeroth law of الحرارية للديناميكا الصفري القانون thermodynamics

القانون الصفري للديناميكا الحرارية الذي سيتم شرحه لاحقاً. الذي ينص على أنه : إذا تواجد نظامان في حالة اتزان مع نظام ثالث فأن النظامين يكونان في حالة اتزان مع بعضيهما .

Experimentally it was found that when two bodies A and B are each in thermal equilibrium with a third body C then A and B are also in thermal equilibrium.



ومعنى ذلك أنه إذا وجد جسمين معزولين وكلاً منهما في حالة اتزان حراري مع جسم ثالث فإن ذلك يؤدي إلى أن الجسمين أيضا في حالة اتزان حراري مع بعضهما البعض. وسمي بالقانون الصفري للديناميكا الحرارية لأنه من المسلمات البديهية ويعتبر هذا القانون الأساس لفكرة الثيرمومتر المستخدم لقياس درجات الحرارة.

القانون الأول في الثيرموديناميك الكيميائي

القانون الذي يتعامل مع الطاقة هو نفسه قانون حفظ الطاقة

هناك عدد من النصوص المختلفة تعبر جميعها عن نتيجة مهمة جدا وهي حصيلة تجارب لا يمكن حصرها تتعلق بتغيرات الطاقة المرافقة لتغيرات الحالة:

*نص قانون بقاء الطاقة

" الطاقة لا تفنى ولا تستحدث من العدم ولكنها يمكن أن تتحول من صورة إلى أخرى مكافئة لها"

ويمكن صياغة القانون الأول في الديناميكا الحرارية كما يلي:

"الطاقة الكلية لنظام معزول تظل ثابتة ويمكن تحول الطاقة من صورة إلى أخرى"

$$\left.\begin{matrix}\Delta E \\ \Delta U\end{matrix}\right\} = dw + dq$$

$$W = P\Delta V$$

حيث تمثل :-

ΔE = التغير في الطاقة الداخلية

q = كمية الحرارة او الطاقة الحرارية .

w = الشغل .

وفي الترموداينميك فان مجموع طاقة اي نظام مستقلة عن الطاقة الحركية والطاقة الكامنة تدعى بالطاقة الداخلية لذلك النظام Internal Energy (ΔE او ΔU).

اما بالنسبة لاشارات كل من الشغل والحرارة تعطى كالاتي :-

شغل مبذول في النظام على المحيط (-)

" " " المحيط " النظام (+)

انتقال حرارة من النظام الى المحيط (-)

" " " المحيط الى النظام (+)

في العمليات المعزولة (الأديباتية) $q = 0$

$$\therefore \Delta E = dw + 0$$
$$\Delta E = dw$$

في العمليات الايزوكورية (تحت حجم ثابت) $w = p\Delta V = 0$

$$\Delta E = dw + dq$$
$$\Delta E = 0 + dq$$
$$\therefore \Delta E = dq$$

في العمليات الايزوبارية (تحت ضغط ثابت)

$$\Delta E = -dw + dq$$

$$dq = \Delta E + dw \Longrightarrow dq = \Delta E + p\Delta V$$

$$dq = \Delta E + \Delta nRT$$

حيث ان Δn تمثل الفرق في عدد المولات بين نواتج التفاعل والمواد المتفاعلة.

Work in volume change

علمنا في الميكانيكا أن الشغل المبذول على جسم مادي يساوي التغير في الطاقة الحركية للجسم. كما يمكن أن يكون هناك شغل لا يصحبه تغير في الطاقة الحركية أو طاقة الوضع مثل الشغل المبذول على غاز في عملية ضغط عليه أو كما في حالة الشغل المبذول بواسطة بطارية كهربية لشحن مكثف كهربي. يدرس علم الديناميكا الحرارية هذه الظواهر وفي هذه المحاضرة سنركز على الشغل المبذول على غاز.

لنفترض نظام كما في الشكل له حجم V، يؤثر النظام بضغط منتظم على المكبس مما يجعله يتحرك مسافة dy ويزداد الحجم بمقدار dv أي أن النظام يتمدد Expand.

القوة المؤثرة على عنصر المساحة dA(المكبس) هي dF

$$dF = P\,dA$$

حيث أن المساحة dA تحركت مسافة dyفإن الشغل المبذول بواسطة القوة dF هو

$$dF\,dy = P\,dA\,ds$$

$$dW = P\,dV$$

هذه المعادلة التي تحسب الشغل في حالة تغير الحجم وبالتعويض عن وحدة الضغط ووحدة الحجم نجد أنها وحدة طاقة وهي الجول.

ملاحظات:

عندما يتمدد الغاز (Expand) فإن التغير في الحجم dV يكون موجباً ويكون الشغل المبذول موجب ونقول أن الغاز يبذل شغل على المحيط Work done by the gas.

عندما ينضغط الغاز (Compressed) فإن التغير في الحجم dV يكون سالباً ويكون الشغل سالب ونقول أن شغل بذل على الغاز Work done on the gas.

في عملية تحت حجم ثابت (Isochoric) أي أن dV=0 فإن الشغل يساوي صفر.

في عملية تحت ضغط ثابت (Isobaric) فإن الشغل يساوي الضغط في الحجم النهائي ناقص الحجم الإبتدائي

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

في عملية تحت درجة حرارة ثابتة (Isothermal) فإننا سنعوض عن الضغط بالمعادلة العامة للغاز المثالي.

$$PV = nRT \quad \bullet \quad P = nRT/V$$

ويكون الشغل في هذه الحالة:

$$W = nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} \qquad W = nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

الواجب اليومي والأسبوعي

*** النشاط الأول : صنف الانظمة بناء على طريقة تبادله للطاقة والمادة مع المحيط.**

*** النشاط الثاني: حضر تقريرا عن القانون الاول في الثرموداينامیك الكيميائي**

مثال (١): إذا تمدد غاز مثالي عند درجة حرارة ($25\ C^o$) من الحجم (2 L) إلى الحجم (5 L) عند ضغط ثابت فاحسب الشغل المنجز عندما يتمدد الغاز:
(أ) ضد الفراغ
(ب) ضد ضغط ثابت مقداره (3 atm)

الحل:
(أ) التمدد ضد الفراغ: يعني أن الضغط المضاد يساوي صفراً:

$$w = - P (V_2 - V_1)$$
$$w = - 0 (5 - 2) = 0$$

(ب) التمدد ضد ضغط ثابت مقداره (3 atm)

$$w = - P (V_2 - V_1)$$
$$w = - 3\ atm\ (5 - 2)L$$
$$w = - 9\ L.\ atm$$

ويفضل تحويل وحدات L.atm إلى وحدات الجول حيث (1 L.atm = 101.3 J)

$$1\ L\ .\ atm = 101.325\ J$$
$$- 9\ L\ .\ atm = W$$
$$w = - 9\ L\ .\ atm \left(\frac{101.325\ J}{1\ L\ .\ atm} \right) = - 911.925\ J$$

مثال (٢): يتمدد غاز مثالي من حجم 15 L إلى 25 L ، وكان الضغط النهائي هو 2 atm ، احسب:
(أ) الشغل بوحدة (L.atm)
(ب) الشغل بوحدة الجول (J)
(ج) ما دلالة إشارة قيمة الشغل

الحل:
لحل هذا المسألة نتبع العلاقة:

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

(أ) حساب الشغل بوحدة (L.atm)

$$w = - P (V_2 - V_1)$$
$$w = - 2 \text{ atm } (25 \text{ L} - 15 \text{ L})$$
$$w = - 20 \text{ atm} \quad \text{L}$$

(ب) حساب الشغل بوحدة الجول (J) : 1 L.atm = 101.3 J

$$w = - P \Delta V$$
$$w = - 2 \text{ atm} \times 10 \text{ L} \times \left(\frac{101.325 \text{ J}}{\text{L. atm}} \right)$$
$$w = - 2026.5 \text{ J}$$

(ج) إشارة قيمة الشغل هنا بالسالب مما يعني أن النظام فقد شغلاً (بذل شغلاً) على المحيط (ضد المحيط).

مثال (٣): حدد من خلال التفاعلات التالية أي من المعادلات بذل فيه النظام شغلاً على المحيط مع التعليل:

$$1.....Sn(s) + 2F_2(g) \longrightarrow SnF_4(s)$$
$$2.....SiI_4(g) \longrightarrow Si(s) + 2I_2(g)$$
$$3.....H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftarrows 2HCl(g)$$

الحل :

القاعدة :
(١) عندما يكون عدد المولات الغازية الناتجة (n_p) أكبر من عدد المولات الغازية المتفاعلة (n_R) فإن هذا يعني أن النظام قد زاد حجمه (تمدد) وبالتالي فإن النظام عمل شغلاً على المحيط.

(٢) عندما يكون عدد المولات الغازية الناتجة (n_p) أصغر من عدد المولات الغازية المتفاعلة (n_R) فإن هذا يعني أن النظام قد قل حجمه (انكمش) وبالتالي فإن المحيط عمل شغلاً على النظام.

(٣) عند تساوي عدد المولات الغازية الناتجة والمتفاعلة فإن التغير في الحجم يساوي صفراً وبالتالي لا يحدث شغل.

وبتطبيق هذا القواعد على التفاعلات:

التفاعل الأول:

$$1.....\overbrace{Sn(s) + 2F_2(g)}^{n_R = 2} \longrightarrow \overbrace{SnF_4(s)}^{n_P = 0}$$

بما أن ($n_p < n_R$) فإن الحجم قل وبالتالي فإن المحيط عمل شغلاً على النظام

التفاعل الثاني:

$$2.....\overbrace{SiI_4(g)}^{n_R = 1} \longrightarrow \overbrace{Si(s) + 2I_2(g)}^{n_P = 2}$$

بما أن ($n_p > n_R$) فإن الحجم قد زاد، وبالتالي فإن النظام يعمل شغلاً على المحيط.

التفاعل الثالث:

$$3.....\overbrace{H_2(g) + Cl_2(g)}^{n_R = 2} \rightleftharpoons \overbrace{2HCl(g)}^{n_P = 2}$$

بما أن ($n_p = n_R$) فإن الحجم لم يتغير وبالتالي لا يحدث شغل

-- إذا كان الشغل المبذول عندما ضغط غاز في اسطوانة (J 299) يساوي وخلال هذه العملية انتقلت من الغاز إلى المحيط كمية من الحرارة مقدارها (J 70.3) فاحسب التغير في الطاقة الداخلية للغاز.

الحل:

** بما أن كمية الحرارة تنطلق من النظام إلى المحيط فالحرارة مفقودة وبالتالي إشارتها تكون بالسالب أي (q = -70.3 J)

** وبما أن الغاز ينكمش (يعمل عليه شغل من النظام) فقيمته بالموجب (w = +)

** بتطبيق القانون الأول في الثيرموديناميك:

$$\Delta E = q + w$$

$$\Delta E = (-70.3) + (299) = 228.7\ J$$

ولأن قيمة الطاقة الداخلية بالموجب، فإن الطاقة الداخلية للغاز تزداد بمقدار (J 228.7)

--- عند درجة حرارة ثابتة، اكتسب غاز كمية حرارة مقدارها (J 30) فتمدد الغاز وبذل شغلاً على المحيط مقداره(J 130)

(أ) احسب التغير في الطاقة الداخلية للنظام.

(ب) احسب التغير في الطاقة الداخلية للمحيط.

الحل:

(أ) حساب التغير في الطاقة الداخلية للنظام:

نطبق العلاقة:

$$\Delta E = q + w$$

**(q) هي كمية الحرارة، ونظراً لأن النظام اكتسبها فتكون قيمتها بالموجب (q = +30 J)

** (w) الشغل، ونظراً لأن الغاز تمدد وبذل شغلاً على المحيط فإن قيمته (w = -130 J)

** بالتعويض بهذه القيم نحصل على التغير في الطاقة الداخلية للنظام كما يلي:

$$\Delta E = q + w$$

$$\Delta E = (+ 30) + (- 130\ J)$$

$$\Delta E = - 100\ J$$

** بما أن قيمة الطاقة الداخلية بالسالب، فإن هذا يعني أن الطاقة الداخلية للنظام قلت بمقدار (100 J)

(ب) حساب التغير في الطاقة الداخلية للمحيط:

** في هذه الحالة فإن إشارات كمية الحرارة والجول هي بعكس ما أعطيت للنظام في الفقرة (أ)

** حيث نطبق العلاقة:

$$\Delta E = q + w$$

** (q)هي كمية الحرارة التي فقدها المحيط (اكتسبها) النظام ، وتكون قيمتها بالسالب (q = -30 J)

** (w) هو الشغل الذي اكتسبه المحيط (بذله النظام)، وبالتالي فإن إشارته تكون موجبة (w = +130 J)

** بالتعويض بهذه القيم نحصل على التغير في الطاقة الداخلية للمحيط كما يلي:

$$\Delta E = q + w$$

$$\Delta E = (- 30\ J) + (+ 130\ J)$$

$$\Delta E = + 100\ J$$

** نلاحظ أن قيمة التغير في الطاقة الداخلية للمحيط بالموجب، وبالتالي فإنها زادت بمقدار (100 J) وكلا الإجابتين في الفقرتين (أ) و (ب) تؤيدان قانون حفظ الطاقة، حيث أن النظام فقد (100 J) من طاقته واكتسبها المحيط.

--: احسب كمية الحرارة (q) لنظام يعمل شغلاً على المحيط قدره (20 J) وتتناقص طاقته الداخلية بمقدار (30 J)

الحل:

** بما أن النظام عمل شغلاً على المحيط فإنه قد تمدد حجمه (التغير في حجمه بالموجب) وبالتالي فإن قيمة الشغل بالسالب وفقاً للعلاقة:

$$w = - P\Delta V(+) = -$$

$$w = -20\ J$$

ويمكن القول أن النظام قد فقد شغلاً وبالتالي فقيمة الشغل بالسالب (w = -20 J)

**** بما أن التغير في الطاقة الداخلية تناقص فبالتالي قيمة التغير في الطاقة الداخلية بالسالب (ΔE = - 30 J)**

**** من هنا يمكن التطبيق في القانون التالي لحساب كمية الحرارة:**

$$\Delta E = q + w$$
$$q = \Delta E - w$$
$$q = -\ 30\ J - (-\ 20\ J)$$
$$q = -\ 30\ J + 20\ J$$
$$q = -\ 10\ J$$

**** بما أن (- = q) فإن هذا يعني أن النظام قد فقد كمية من الحرارة.**

الواجب اليومي والأسبوعي

النشاط :احسب مقدار الشغل المبذول لنظام اكتسب طاقة حرارية بمقدار(30J) وتناقص في طاقته الداخلية بمقدار (20J)

القانون الثاني في الثرموداينمك :

بعض العمليات تحصل بشكل تلقائي وقسم منها بشكل غير تلقائي فمثلاً يبرد الجسم الساخن تلقائياً ولكن لا يسخن الجسم البارد مطلقاً .

الغاز يتمدد من المكان المملوء الى الفارغ ولا يحصل العكس .

التفاعلات الكيميائية تسير نحو التوازن ويحصل العكس كذلك .

وبشكل عام تسير جميع النظم الى حالة التوازن وان عكس هذه العمليات تحتاج الى قوة خارجية اي يجب ان ننجز شغل .

ولاتعتبر التغيرات في الطاقة الداخلية او الانثالبي مؤشرات يعول عليها للدلالة على قابلية سير التفاعل اي انها لا تدلنا على موضع الاتزان اي اننا نحتاج الى صيغة او قانون وسناخذ بالقانون الثاني ليعطينا تفسيراً لذلك وللقانو الثاني صيغتان :

الصيغة الاولى (كلفن) :

((من المستحيل اجراء عملية دورية تؤخذ فيها حرارة من مستودع وتحول الى شغل دون نقل حرارة في الوقت نفسه من مستودع ساخن الى مستودع بارد)) .

١

وترتبط هذه الصيغة للقانون الثاني بحالات الاتزان اذا مادركنا انه يمكن الحصول على شغل فقط من النظام عندما لايكون قد وصل فعلاً الى حالة الاتزان وذلك لانه في حالات الاتزان لا توجد عملية تحدث تلقائياً ولايوجد مايمكن تسخيره للحصول على شغل .

الصيغة الثانية (كلازيوس) :

((من المستحيل ان تنتقل حرارة من مستودع بارد الى مستودع ساخن دون ان تحول في نفس الوقت كمية معلومة من شغل الى حرارة)) . ويمكن توضيح ذلك بعمل الثلاجة الكهربائية .

نص القانون الثاني في الثيرموديناميك وفقًا لدالة الأنتروبي:

** يرتبط القانون الثاني للديناميكا الحرارية بمفهومنا عن التغيرات في الأنتروبي ويقول إن الكمية الكلية لانتروبي الكون في ازدياد. ويمكننا تعريف الكون بأنه مؤلف من نظام كيميائي معين تحت الاختبار والجزء الباقي من المحيط الكوني.

** ينص القانون الثاني وفقاً للأنتروبي على:

"كل تغير تلقائي لا بد وأن ترافقه زيادة في الأنتروبي وتبقى ثابتة في حالة التوازن".

أو بعبارة أخرى:

"عندما يتم أي تغير تلقائي في نظام معين تكون هناك زيادة في أنتروبي الكون".

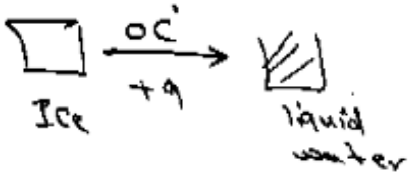
بمعنى أن التغير الكلي في الأنتروبي (ΔS_t)) هو الذي يحدد كون العملية تلقائية أم لا.

- الانتروبي وتغير الحالة :-

ان التغير في الانتروبي للعملية المتضمنة التغير في الحالة (التغير في الطور) مثل الانصهار fussion والتسامي sublimation والتبخير vaporation

في كل هذه العمليات يمكن اعطائه بواسطة الحرارة اللازمة لانجاز الانتقال من حالة الى اخرى مقسومة على درجة الحرارة عند حدوث الانتقال .

$$\Delta S = \frac{q}{T}$$



ان الشرط الوحيد لاستخدام هذه العلاقة هو وجود الاتزان ما بين الطورين او الحالتين بمعنى اخر ان عملية التحول يجب ان تكون عملية عكسية وبما ان

$q_{rev,p} = \Delta H$ (عملية تحول الطور عكسية)

وعند تعويضها في $\Delta S = \frac{q}{T}$ ينتج $\Delta S = \frac{\Delta H}{T}$

هذه العلاقة محكومة بثلاث شروط وهي :-

(1) لعمليات تغير الطور او الحالة .
(2) تكون العملية عكسية .
(3) تحدث في درجة حرارة ثابتة .

① $\Delta S_{fuss.} = \frac{\Delta H_{fuss}}{T}$

② $\Delta S_{sub.} = \frac{\Delta H_{sub}}{T}$

③ $\Delta S_{Vap.} = \frac{\Delta H_{vap.}}{T}$

التغير في الإنتروبي مع درجة الحرارة :-

$$S_2 - S_1 = C \ln \frac{T_2}{T_1}$$

① السعة الحرارية غير المعتمدة على درجة الحرارة :

$$\Delta S = nC \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T}$$

$$= n C \ln \frac{T_2}{T_1}$$

② السعة الحرارية معتمدة على درجة الحرارة :

$$C = a + bT + cT^2$$

(a, b, c) قيم هذه الثوابت هي قيم خاصة لكل مادة .

$$\Delta S = n \int_{T_1}^{T_2} \frac{(a + bT + cT^2)}{T} \cdot dT$$

$$\Delta S = n \int \frac{a \cdot dT}{T} + \frac{bT}{T} dT + \frac{cT^2}{T} \cdot dT$$

$$= n \int_{T_1}^{T_2} \frac{a \cdot dT}{T} + n \int_{T_1}^{T_2} \frac{bT \cdot dT}{T} + n \int_{T_1}^{T_2} \frac{cT^2 \cdot dT}{T}$$

$$= na \cdot \ln \frac{T_2}{T_1} + n \cdot b (T_2 - T_1) + n \cdot c \left(\frac{T_2^2 - T_1^2}{2} \right)$$

التغير في الإنتروبي لمزيج من الغازات :-

$$\Delta S_{mix} = -R \sum_{i=1}^{c} x_i \ln x_i$$

x_i = الكسر المولي للمكون i = عدد مولات المكون i / عدد المولات الكلي

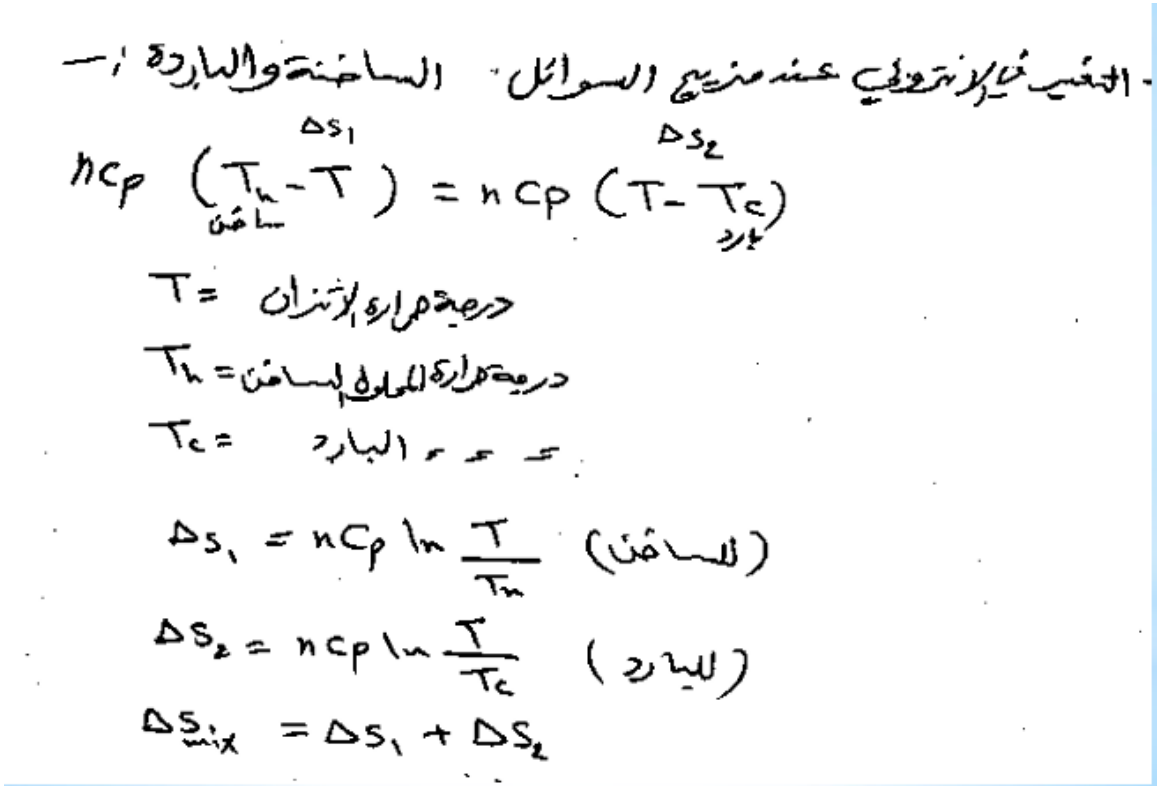
لعملية ايزوثيرمية (T ثابتة) $\Delta S = R \ln \frac{V_2}{V_1} = R \ln \frac{P_1}{P_2}$

لعملية ايزوبارية (P ثابتة) $\Delta S = C_p \ln \frac{T_2}{T_1}$

لعملية ايزوكورية (V ثابتة) $\Delta S = C_v \ln \frac{T_2}{T_1}$

لعملية اديباتية عكسية ($\Delta S = 0$) $C_v \ln \frac{T_2}{T_1} = -R \ln \frac{V_2}{V_1}$

$$C_p \ln \frac{T_2}{T_1} = R \ln \frac{P_2}{P_1}$$



الواجب اليومي والأسبوعي

النشاط الاول: على ماذا ينص القانون الثاني في الثرموداينمك وفقا لدالة الانتروبي؟

النشاط الثاني: ما قيمة التغير في الانتروبي عند مزيج من السوائل الساخنة و الباردة؟

ينص القانون الثالث للديناميكا الحرارية على أن:
(الأنتروبي لأي مادة نقية متبلورة عند درجة الصفر المطلق (0 K)يساوي صفراً)
وهذا افتراض مبني على أن الجزيئات تكون منتظمة تماماً عند درجة الصفر المطلق وليس لديها أي حركة حرارية.

ويمكن أن يصاغ القانون الثالث للديناميكا الحرارية بأنه :
(لا يمكن خفض درجة الحرارة لأي نظام إلى درجة الصفر المطلق في عدد محدود من الخطوات).

**عندما ترتفع درجة الحرارة عن الصفر المطلق فسوف يختل النظام بسبب الإثارة الحرارية للجسيمات الكلية. ويعرف أنتروبي المادة عند هذه الدرجة بالأنتروبي المطلق (S^o) ويعني ذلك أن الأنتروبي المطلق (S^o)لأي مادة في درجة حرارة أعلى من الصفر المطلق ذات قيمة موجبة بسبب فقدان حالة النظام التي تسود فقط عند الصفر المطلق. إذ أنه كلما ارتفعت درجة الحرارة ازداد معها الأنتروبي المطلق للمادة

قيم الأنتروبي القياسي (S^o)لبعض المواد محسوبة على أنها الزيادة الحاصلة في الأنتروبي عندما يسخن مول واحد من المادة بدءاً من حالة متبلورة تماماً عند الصفر المطلق ومروراً بتغيرات عدة مثل الإنصهار والتبخر حتى تصل المادة إلى حالتها القياسية عند درجة حرارة (298 K) وضغط جوي واحد.

Formula	S° (J/mol.K)	Formula	S° (J/mol.K)	Formula	S° (J/mol.K)
$H^+(aq)$	0	HCN(g)	201.7	$H_2S(g)$	205.6
$H_2(g)$	130.6	$CCl_4(g)$	309.7	$F^-(aq)$	- 9.6
$Na^+(aq)$	60.2	$CCl_4(L)$	214.4	$F_2(g)$	207.7
Na(s)	51.4	$CH_3CHO(g)$	266	HF(g)	173.7
NaCl(s)	72.1	$C_2H_5OH(L)$	161	$Cl^-(aq)$	55.1
$NaHCO_3(s)$	102	Si(s)	18.5	$Cl_2(g)$	223.0
$Na_2CO_3(s)$	139	$SiO_2(s)$	41.5	HCl(g)	186.8
$Ca^{2+}(aq)$	- 55.2	$SiF_4(g)$	285	$Br^-aq)$	80.7
Ca(s)	41.6	Pb(s)	64.8	$Br_2(L)$	152.2
CaO(s)	38.2	PbO(s)	66.5	L(aq)	109.4
$CaCO_3(s)$	92.9	PbS(s)	91.3	$I_2(s)$	116.1
C(graphite)	5.7	$N_2(g)$	191.5	$Ag^+(aq)$	73.9
C(diamond)	2.4	$NH_3(g)$	193	Ag(s)	42.7
CO(g)	197.5	$NO_2(g)$	240.5	AgF(s)	84
$CO_2(g)$	213.7	$N_2O_4(g)$	304.3	AgCl(s)	96.1
HCO_3^- (aq)	95.0	$O_2(g)$	205.0	AgBr(s)	107.1
$CH_4(g)$	186.1	$O_3(g)$	238.8	AgI(s)	114
$C_2H_4(g)$	219.2	OH^- (aq)	- 10.5		
$C_2H_6(g)$	229.5	$H_2O(g)$	188.7		
$C_6H_6(L)$	172.8	$H_2O(L)$	69.9		
HCHO(g)	219	$S_2(g)$	228.1		
$CH_3OH(L)$	127	S(rhombic)	31.9		
$CS_2(g)$	237.8	S(monoclinic)	32.6		
$CS_2(L)$	151.0	$SO_2(g)$	248.1		

القيم الواردة في الجدول توضح أن:

(١) أنتروبي الغازات بشكل عام أكبر من أنتروبي المواد الصلبة أو السائلة (علل) بسبب أن جزيئات المواد الغازية أقل انتظاماً من جزيئات المواد الصلبة، وطاقتها منتشرة على حجم أكبر أي أن طاقة جزيئات الغاز منتشرة بشكل أكبر من انتشار الطاقة المصاحبة لحركة الجزيئات في المادة الصلبة.

(٢) أنتروبي المواد السائلة تقع بين أنتروبي المواد الغازية والصلبة.

(٣) أنتروبي المواد ذات الجزيئات الكبيرة عادة ما تكون أكبر من أنتروبي المواد صغيرة الجزيئات.

تغير الأنتروبي في التفاعلات الكيميائية Entropy Change in Chemical Reactions

تغير في الأنتروبي القياسي (ΔS^o): هو الفرق بين مجموع قيم الأنتروبي القياسي لجميع المواد الناتجة ومجموع قيم الأنتروبي القياسي لجميع المواد المتفاعلة:

$(S^o)_p$: الأنتروبي المولي القياسي للمادة الناتجة.
$(S^o)_R$: الأنتروبي المولي القياسي للمادة المتفاعلة.

$$\Delta S^o = \sum n_p (S^o)_p - \sum n_R (S^o)_R$$

ReDSOFT™

كيف يمكن التنبؤ بتلقائية التفاعل من عدمها ؟

* سير التفاعل بشكل تلقائي يعتمد على أكثر من عامل حسب قانون جيبس للطاقة الحرة ، ولا يعتمد فقط على التغير في الإنثالبي (ΔH) للتفاعل ، وبناء على قانون جيبس فإن النظام يسير بشكل تلقائي عندما تكون الطاقة الحرة (ΔG) للنظام بإشارة سالبة ، ولا يسير بشكل تلقائي إذا كانت إشارتها موجبة ، وتعتمد الطاقة الحرة للنظام على التغير في الإنثالبي (ΔH) والتغير في الإنتروبي (العشوائية) (ΔS) ودرجة الحرارة المطلقة (T) للنظام والعلاقة الرياضية لهذا القانون هي :

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

وللتوضيح :

١ – إذا كان التفاعل مصحوباً بإنخفاض في الإنثالبي (- =ΔH) (التفاعل طارد للحرارة) ، وزيادة في الإنتروبي (+ = ΔS) فإن :

$$(\Delta G = \Delta H - T\Delta S) < 0$$

وبالتالي تكون قيمة (ΔG) سالبة وهذا يعني أن التفاعل سوف يحدث تلقائياً عند جميع درجات الحرارة .

---

٢ – إذا كان التفاعل مصحوباً بزيادة في الإنثالبي (+ =ΔH) (التفاعل ماص للحرارة) ، وإنخفاض في الإنتروبي (- = ΔS) فإن :

$$(\Delta G = \Delta H - T\Delta S) > 0$$

وبالتالي تكون قيمة (ΔG) موجبة وهذا يعني أن التفاعل غير تلقائي عند جميع درجات الحرارة .

---

٣ – إذا كانت قيمة كل من الإنثالبي (+ =ΔH) (التفاعل ماص للحرارة) ، الإنتروبي (+ = ΔS) فإن قيمة الحرارة تلعب دوراً في تحديد مإذا كان التفاعل تلقائياً أم لا .

(أ) فإذا كانت درجة الحرارة (T) مرتفعة بشكل يجعل القيمة (TΔS) أكبر من القيمة (ΔH) فإن :

$$\Delta G < 0$$

أي أن قيمة (- = ΔG) وبالتالي يحدث التفاعل بشكل تلقائي .

(ب) فإذا كانت درجة الحرارة (T) منخفضة بشكل يجعل القيمة (TΔS) أقل من القيمة (ΔH) فإن :

$$\Delta G > 0$$

أي أن قيمة (+ = ΔG) وبالتالي يكون التفاعل غير تلقائي .

---

٤ – إذا كانت قيمة كل من الإنثالبي (- =ΔH) (التفاعل طارد للحرارة) ، الإنتروبي (- = ΔS) فإن قيمة الحرارة تلعب دوراً في تحديد مإذا كان التفاعل تلقائياً أم لا .

(أ) فإذا كانت درجة الحرارة (T) منخفضة بشكل يجعل القيمة (TΔS) أقل من القيمة (ΔH) فإن :

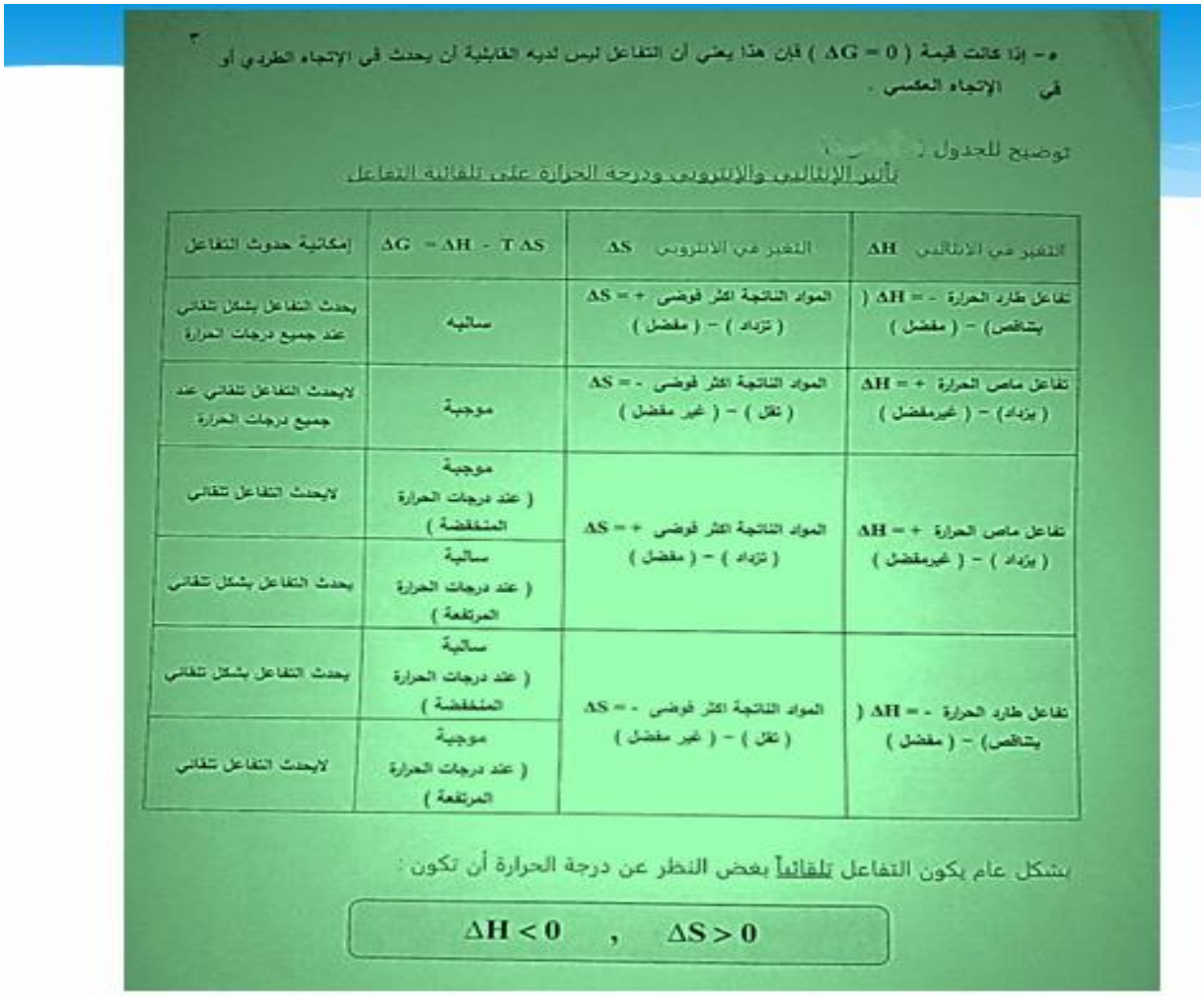
$$\Delta G < 0$$

أي أن قيمة (- = ΔG) وبالتالي يحدث التفاعل بشكل تلقائي .

(ب) فإذا كانت درجة الحرارة (T) مرتفعة بشكل يجعل القيمة (TΔS) أكبر من القيمة (ΔH) فإن :

$$\Delta G > 0$$

أي أن قيمة (+ = ΔG) وبالتالي يكون التفاعل غير تلقائي .



٥- إذا كانت قيمة ($\Delta G = 0$) فإن هذا يعني أن التفاعل ليس لديه القابلية أن يحدث في الإتجاه الطردي أو في الإتجاه العكسي .

توضيح للجدول :

تأثير الإنثالبي والإنتروبي ودرجة الحرارة على تلقائية التفاعل

التغير في الإنثالبي ΔH	التغير في الإنتروبي ΔS	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$	إمكانية حدوث التفاعل
تفاعل طارد الحرارة ($\Delta H = -$ يتناقص) - (مفضل)	المواد الناتجة اكثر فوضى $\Delta S = +$ (تزداد) - (مفضل)	سالبه	يحدث التفاعل بشكل تلقائي عند جميع درجات الحرارة
تفاعل ماص الحرارة $\Delta H = +$ (يزداد) - (غيرمفضل)	المواد الناتجة اكثر فوضى $\Delta S = -$ (تقل) - (غير مفضل)	موجبة	لايحدث التفاعل تلقائي عند جميع درجات الحرارة
تفاعل ماص الحرارة $\Delta H = +$ (يزداد) - (غيرمفضل)	المواد الناتجة اكثر فوضى $\Delta S = +$ (تزداد) - (مفضل)	موجبة (عند درجات الحرارة المنخفضة)	لايحدث التفاعل تلقائي
		سالبة (عند درجات الحرارة المرتفعة)	يحدث التفاعل بشكل تلقائي
تفاعل طارد الحرارة ($\Delta H = -$ يتناقص) - (مفضل)	المواد الناتجة اكثر فوضى $\Delta S = -$ (تقل) - (غير مفضل)	سالبة (عند درجات الحرارة المنخفضة)	يحدث التفاعل بشكل تلقائي
		موجبة (عند درجات الحرارة المرتفعة)	لايحدث التفاعل تلقائي

بشكل عام يكون التفاعل تلقائياً بغض النظر عن درجة الحرارة أن تكون :

$$\Delta H < 0 \quad , \quad \Delta S > 0$$

لتغير في الطاقة الحرة القياسية Standard Free Energy Change

يمكن حساب التغير في الطاقة الحرة القياسية من العلاقة التالية:

$$\Delta G^\circ = \sum n_p \left(\Delta G_f^\circ\right)_p - \sum n_R \left(\Delta G_f^\circ\right)_R$$

ومنه فإن التغير في الطاقة الحرة القياسية لتفاعل ما يساوي مجموع قيم طاقات التكوين الحرة القياسية للمواد الناتجة مطروحاً منه مجموع قيم طاقات التكوين الحرة القياسية للمواد المتفاعلة.

تعريف طاقة التكوين الحرة القياسية ΔG_f^o

** طاقة التكوين الحرة القياسية ΔG_f^o لمركب ما: عبارة عن التغير في الطاقة الحرة المصاحب لتكون مول واحد من مركب ما من عناصره الأولية وهي في حالتها القياسية. وتكون طاقة التكوين الحرة القياسية لأي عنصر في حالته القياسية تساوي صفراً.

يمكن حساب ΔG^o من العلاقة:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

١- احسب التغير في الانتروبي القياسي للتفاعلات التالية

$$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$\dot{S}_{(CaCO_3)} = 92.9\ J/K\,mol$

$\dot{S}^{\circ}_{(CO_2)} = 213.7\ J/K\,mol$

$\dot{S}_{(CaO)} = 38.2\ J/K\,mol$

$$\Delta \dot{S} = \Sigma n_P (\dot{S})_P - \Sigma n_R (\dot{S})_R$$

$$\Delta \dot{S} = [\dot{S}_{(CaO)} + \dot{S}_{(CO_2)}] - [\dot{S}_{(CaCO_3)}]$$

$$\Delta \dot{S} = 38.2 + 213.7 - 92.9 = 159\ J/K$$

٢/ لديك التفاعل التالي

$$HCOOH_{(L)} \longrightarrow CO_{(g)} + H_2O_{(L)}$$

فاذا كانت قيمة ΔH للتفاعل تساوي $15.79\ KJ$ والتغير في الانتروبي ΔS تساوي $232.63\ J/K$ احسب قيمة التغير في الطاقة الحرة ΔG عند $25^{\circ}C$ وهل التفاعل تلقائي ؟

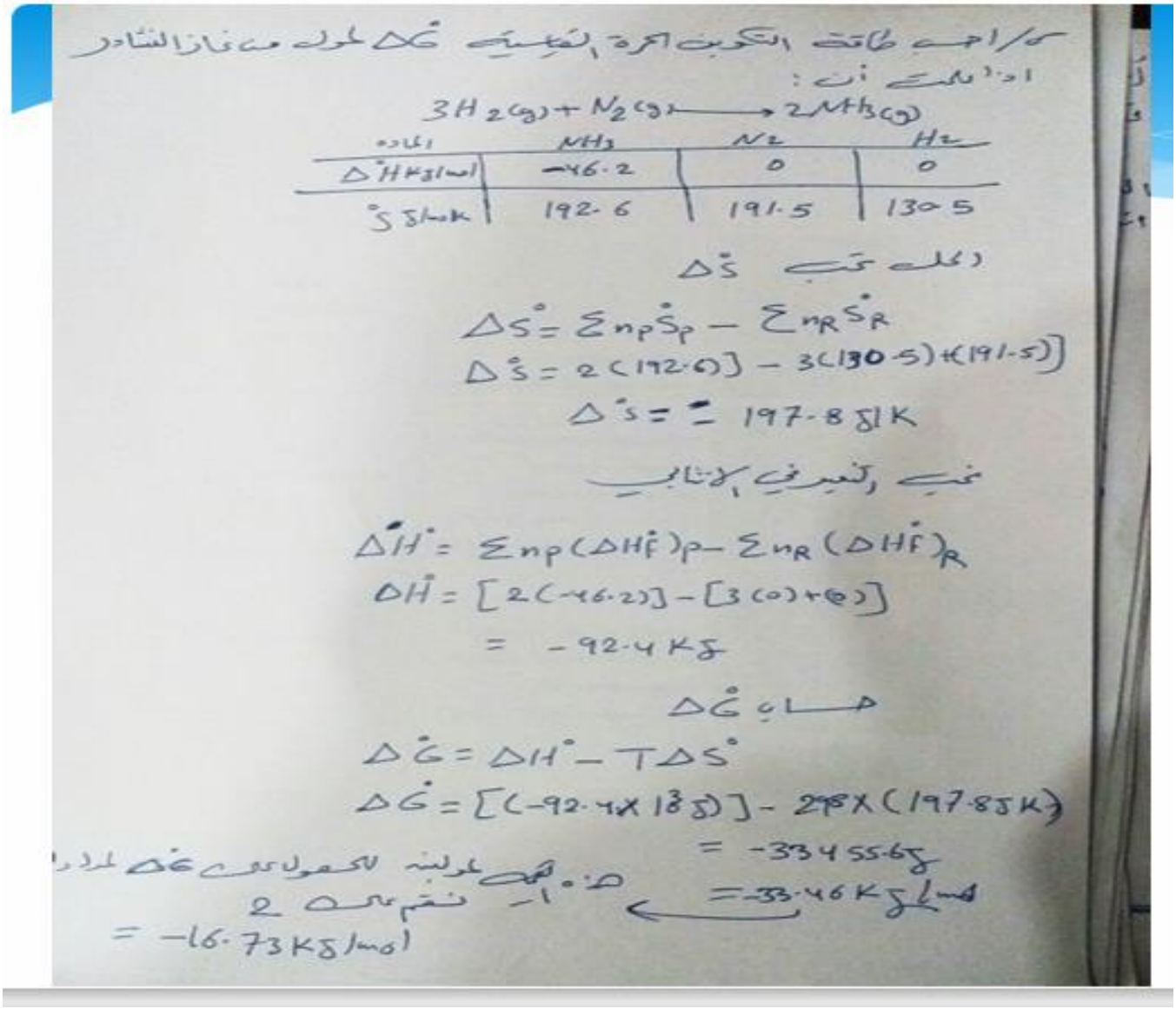
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = 15.79 \times 10^3\ J/mol) - (298K \times 232.63\ J/K)$$

$$\Delta G = -53533.74\ J/mol$$

$$\Delta G = -53.53\ KJ/mol$$

وبما ان قيمة (ΔG) بالسالب اذن التفاعل تلقائي



الواجب اليومي والأسبوعي

النشاط : علل لماذا عندما يكون التفاعل طارد للحرارة وزيادة في قيمة الانتروبي تكون قيمة الطاقة الحرة ذات اشارة سالبة؟

تكمن أهمية هذا النوع من الحسابات في أن قيمة ΔG^{o} للتفاعل تحدد موقع الإتزان أو بمعنى آخر تحدد عدد مولات التفاعل والنواتج التي تكون موجودة عندما تصل المنظومة الكيميائية لحالة الإتزان. كل هذه الأمور يمكن جمعها كمياً في المعادلة التالية :

$$\Delta G = \Delta G^{o} + RT\ \ln Q$$

أو باستعمال اللوغاريتم الشائع (العشري) :

$$\Delta G = \Delta G^{o} + 2.303RT\ \log Q$$

ويمثل الرمز Q حاصل التفاعل، وهو تعبير فعل الكتلة للتفاعل. وفي حالة الغازات فإن Q تكتب باستعمال الضغوط الجزئية، أما في التفاعلات التي تحدث في المحاليل فتستعمل التركيزات المولارية[1]. حيث أن :

$$\Delta G^{o} = \left(\Delta G_{f}^{o}\right)_{Products} - \left(\Delta G_{f}^{o}\right)_{Reactants}$$

وعند الإتزان فإن :

$$\left(\Delta G = 0, Q = K\right)$$

وبالتالي فإن المعادلة :

$\Delta G = \Delta G^{o} + RT\ \ln Q$ تؤول عند الإتزان الى :

$$\Delta G = \Delta G^{o} + RT\ \ln Q$$
$$0 = \Delta G^{o} + RT\ \ln K$$
$$\Delta G^{o} = -RT\ \ln K$$
$$\Delta G^{o} = -2.303\ RT\ \log K$$

ويسمى K بثابت الإتزان الثيرموديناميكي وقد يكون معبراً عنه بالتراكيز المولارية فيصبح القانون :

$$\Delta G^{o} = -RT\ \ln K_{C}$$

وقد يكون معبراً عنه بالضغوط الجزئية كما في حالة الغازات :

$$\Delta G^{o} = -RT\ \ln K_{P}$$

ملخص قيم ثابت التوازن K وفقاً لقيم (ΔG°)

K	ln K	ΔG°	ملاحظات
K > 1	+	$\Delta G^\circ < 0$	التفاعل يحدث تلقائياً في الإتجاه المباشر عند الظروف القياسية (تفضل النواتج على المتفاعلات عند الإتزان).
K = 1	0	$\Delta G^\circ = 0$	التفاعل في حالة توازن كيميائي عند الظروف القياسية
K < 1	-	$\Delta G^\circ > 0$	التفاعل غير تلقائي في الإتجاه المباشر عند الظروف القياسية (تفضل المتفاعلات على النواتج عند الإتزان).

احسب ثابت الإتزان الثيرموديناميكي (الديناميكي الحراري) (K_p) للتفاعل :

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2SO_3(g)$$

عند درجة حرارة 25 °C، علماً بان $(\Delta G^\circ = -140\ kJ)$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$$

$$\ln K_p = \frac{-\Delta G^\circ}{RT}$$

$$\ln K_p = \frac{-(-140 \times 10^3 J)}{(8.314\ J\ mol^{-1}\ K^{-1}) \times (298\ K)}$$

$$\ln K_p = 56.5$$

$$K_p = 3 \times 10^{24}$$

عند درجة حرارة 25 °C وجد أن $K_p = 713$ للتفاعل التالي :

$$2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$$

فما هي قيمة $\left(\Delta G^\circ\right)$ لهذا التفاعل بوحدة الكيلوجول؟

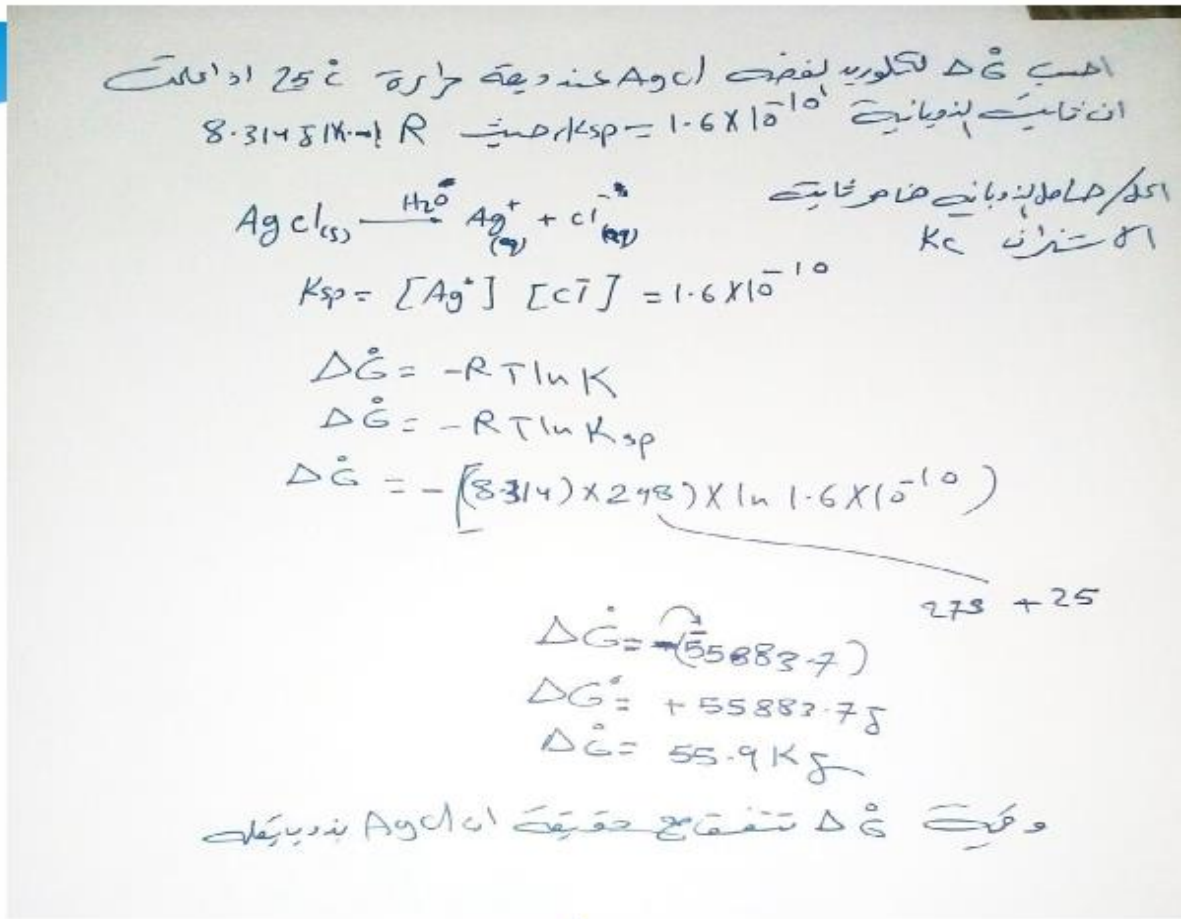
الحل

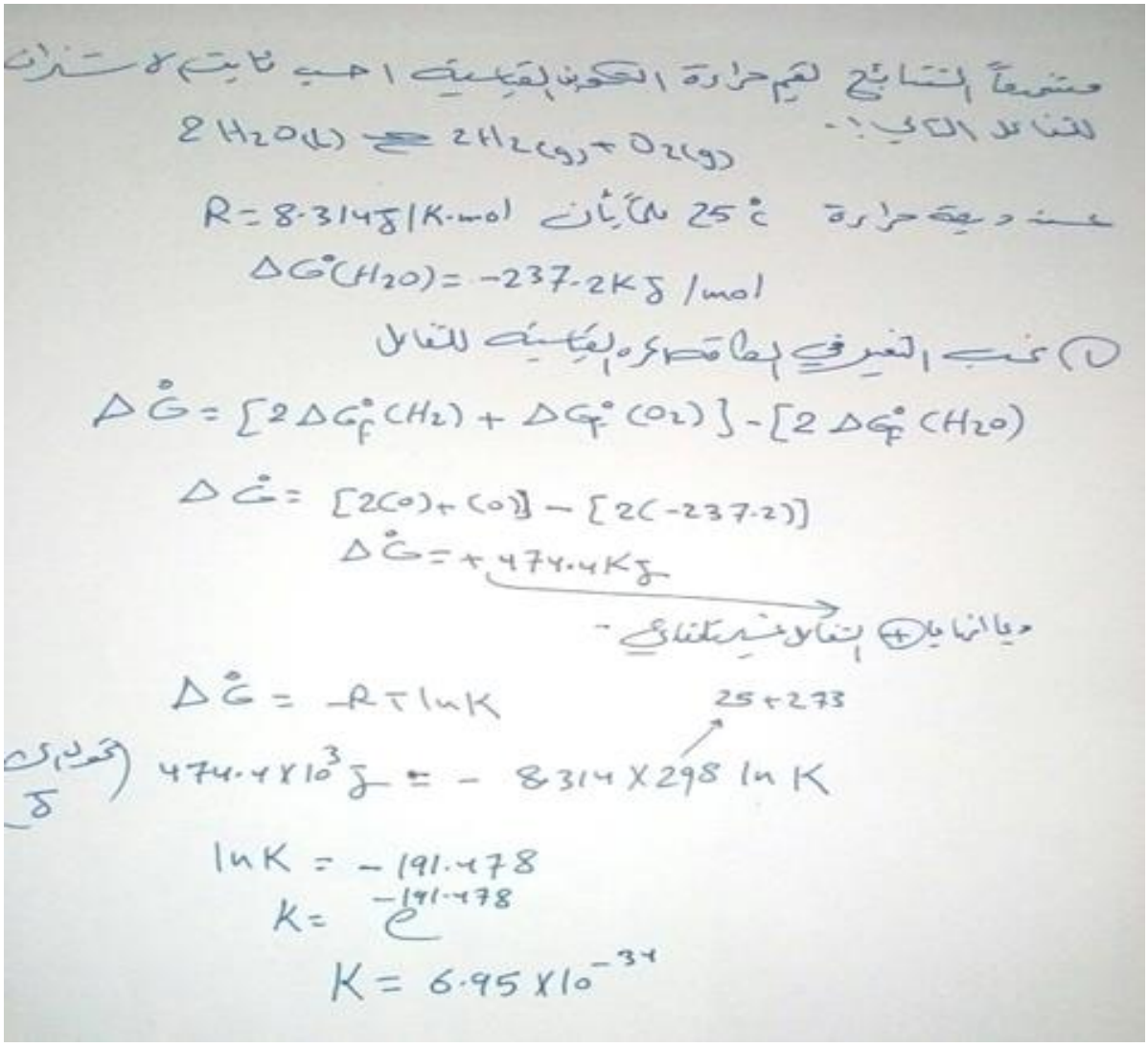
$$\Delta G^\circ = - RT \ln K_p$$

$$\Delta G^\circ = - (8.314\ J\ mol^{-1}K^{-1}) \times (298K) \ln (713)$$

$$\Delta G^\circ = - 4870\ J$$

$$\Delta G^\circ = - 4.870\ kJ$$





الواجب اليومي والأسبوعي

النشاط: حظر تقريرا عن التفاعلات التلقائية والغير تلقائية

الجانب العملي

التجربة الاولى

ايجاد الوزن الجزيئي لسائل متطاير بطريقة دوماس

الجزء النظري

تنعكس أهمية هذه الطريقة في أيجاد الوزن الجزيئي لسائل متطاير عند عدم معرفة الصيغة الجزيئية للمركب .في الظروف الاعتيادية من ضغط ودرجة حرارة.

يتم تطبيق القانون العام للغازات (بأعتبار ان غاز السائل المتطاير هوغازمثالي).

$$PV=nRT$$

PV=nRT

PV=Wt/M.Wt RT

حيث أن:

P= الضغط الجوي

V= حجم البخار = حجم الدورق

n= عدد المولات= الوزن/الوزن الجزيئي

R= ثابت العام للغازات

T= درجة الحرارة المطلقة

تعتبر طريقة دوماس جيدة للحصول على نتائج جيدة وتعتمد على أيجاد وزن بخار السائل المتطاير الذي يملأ حجم معين في ظروف قياسية.

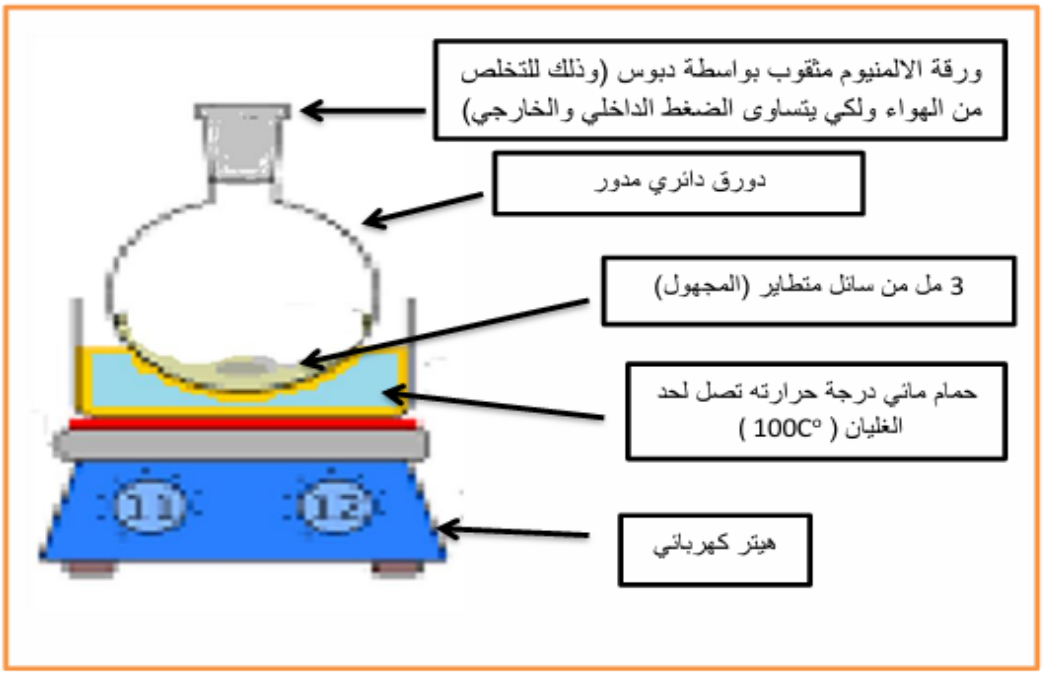
طريقة العمل:

1- نأخذ دورق دائري جاف ونظيف ويغلق بواسطة رقيقة المنيوم(Aluminum foil) ويتم ثقب الورقة بواسطة دبوس (وذلك للتخلص من الهواء ولكي يتساوى الضغط الداخلي والخارجي) ويوزن الدورق مع ورقة الالمنيوم وهو فارغ ويسجل الوزن.

2- نضع (3ml) من السائل المتطاير (المجهول) في الدورق ثم توضع ورقة الالمنيوم على الدورق وتوضع في حمام مائي (درجة حرارة تصل حد الغليان 100c°) وننتظر حتى غليان السائل وتبخر اخر قطرة منة.

3- يغلق الثقب باليد ويوزن الدورق ويسجل الوزن الذي يمثل (وزن الدورق مع وزن بخار السائل).

4- نأخذ الدورق الدائري ونضع فيه ماء لحد الفوهة ثم نسكب الماء في اسطوانة مدرجة ونقيس حجم الماء = حجم الدورق والذي يساوي حجم البخار .



الحسابات:

نطبق القانون العام للغازات:

$$PV=nRT$$

$$PV=Wt/M.Wt\ RT$$

P = الضغط الجوي (1 atm)

V=حجم البخار =حجم الدورق ب(ml) ويحول الى(Lit)

n=عدد المولات= Wt/M.Wt حيث ان:

Wt =وزن بخار السائل =(وزن الدورق مع البخار – وزن الدورق وهو فارغ)ووحداته (gm)

M.Wt = الوزن الجزيئي وهو المطلوب بالتجربة ووحداته (gm/mol)

R=الثابت العام للغازات=0.082 ووحداته L.atm/mol.K

T=درجة غليان الحمام المائي= K(100+273)

الواجب اليومي والاسبوعي

النشاط: حضر تقريرا عن التجربة التي نفذتها.

التجربة الثانية

علاقة حجم الغاز بدرجة الحرارة وإيجاد الصفر المطلق

الجزء النظري:

لاحظ شارل ان حجم أي غاز تحت الضغط يتمدد بنفس النسبة من حجمة الابتدائي (بدرجة الصفر المئوي) لكل زيادة بدرجة الحرارة درجة مئوية واحدة.

لقد دعم عمل شارل من قبل العالم غاي لوساك حيث وجد أنه لكل زيادة في الحرارة بدرجة مئوية واحدة يزاد حجم الغاز بمقدار حوالي 1/237 من حجم الغاز في درجة الصفر المئوي .

مثال أذا أخذنا مقدارا معينا من غاز H_2 وقسنا حجمة وهو في درجة الصفر المطلق فوجدناها $273cm^3$.ثم رفعنا درجة حرارته درجة مئوية واحدة دون أن يحدث تغيرا في ضغطة أصبح حجمة $274cm^3$ أي أنه أزداد بمقدار حوالي 1/273 من حجمة وهو في درجة الصفر المئوي وكذلك بقية الغازات.

لذلك يعرف(1/273) بمعامل التمدد الحجمي : وهو مقدار الزيادة الحاصلة في وحدة الحجم للغاز في درجة الصفر المئوي لكل زيادة في درجة الحرارة درجة مئوية واحدة . ولقد وجد بالتجربة ان معامل التمدد الحجمي(αv) للغازات هو واحد لكافة الغازات لا يختلف مقداره باختلافه؟

السبب في ذلك يعود الى ان جميع الغازات تتألف من جزيئات وكأنها جسيمات حرة مستقلة عن بعضها البعض وثم ان الأبعاد بين الجزيئات الغاز تفوق كثيرا انصاف اقطارها وهذه صفة عامة في الغازات عامة

ولذلك فان ضآلة القوى المؤثرة بين جزيئات الغاز المتباعدة وصغر حجمها بالنسبة للحجم الكلي للغاز يعتبر من العوامل التي لا قيمة لها في تمدد الغاز.

ولهذه الاسباب وفيما عدا(الضغط ودرجة الحرارة) التي يقترب فيها الغاز من حالة السيولة فان الغازات جميعها تسلك سلوك متشابه وتشترك في صفاتها الفيزيائية المتماثلة .

ويلاحظ من تعريف معامل التمدد الحجمي (αv)للغازات حددنا درجة الحرارة وذلك لان الغازات ليست كسائر المواد في تمددها حيث ان حجم الغاز يتغير تبعاً لتغير درجات الحرارة حيث ان معامل التمدد الحجمي للغاز في درجة الصفر المئوي لايساوي الحجم في درجة ($100\ c^o$) ولذلك عندما يراد حل أي مسألة تتعلق بحجم الغاز يجب ان يحسب حجمه وهو في درجة الصفر أولاً ثم يعتبر المعامل =1/273

Vo =حجم كتلة معينة من الغاز في درجة الصفر المئوي .

Vt=حجم كتلة معينة من الغاز بدرجة t.

$$V_t = V_o + V_o\ \alpha_v\ t \longrightarrow (1)$$

$$V_t = V_o\ (1+\alpha_v\ t) \longrightarrow (2)$$

أذا كان (V_1, V_2) حجم نفس الكتلة من الغازعند درجتين(t_1 , t_2) عند ضغط معين فأن

$V_1 = V_o (1+\alpha_v\ t_1) \longrightarrow (3)$

$V_2 = V_o (1+\alpha_v\ t_2) \longrightarrow (4)$

وبقسمة المعادلة 3على المعادلة 4 نحصل على:

$V_1 / V_2 = V_o (1+\alpha_v t_1) / V_o (1+\alpha_v t_2) \longrightarrow (5)$

وباختصار قيمة V_o تصبح المعادلتين:

$V_1 / V_2 = (1+\alpha_v t_1) / (1+\alpha_v t_2) \longrightarrow (6)$

وبتعويض قيمة $\alpha = 1/273$ نحصل على:

$V_1 / V_2 = (1 + t_1/ 273) / (1 + t_2 /273) \longrightarrow (7)$

$V_1 / V_2 = (273 + t_1) / (273 + t_2) \longrightarrow (8)$

حيث ان : $T_1=(273+t_1)$

$T_2=(273+t_2)$

درجة الحرارة المطلقة

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \longrightarrow (9)$$

وفق معادلة (9) يتناسب حجم أي كمية من الغاز عند ضغط ثابت تناسبا طرديا مع درجة الحرارة هذا هو قانون غاي لوساك.

وحسب المعادلة(8) الصفر المطلق بالمقياس الجديد يكون عند $t = -273$

حيث ان $T=0$

وحسب قانون شارل غاي لوساك نحصل على :

$V \alpha T$

$V=K_P T \longrightarrow (10)$

تشير المعادلة (10) انه اذا كان Tالمطلقة =صفر عند درجة حرارية مئوية $t = -273$

فان الحجم v=0بينما في الواقع لايمكن الحصول على هذه الحالة وذلك لان اي غاز يتحول الى سائل ثم يتصلب قبل الوصول الى الصفر المطلق والقانون يفشل ويصبح عند درجة حرارة معينة .

طريقة العمل:

1- يستخدم جهاز متكون من سحاحتين تسمى (سحاحتي همبل) فتكون نهايتي السحاحتين مكسورة ومربوطة مع بعضها البعض بواسطة انبوب مطاطي يستخدم لغلق الدورق الزجاجي حيث تملأ السحاحة بالماء حيث يكون مستوى الماء في السحاحة(A)عند 50(السحاحة المفتوحة) والسحاحة (B) عند الصفر (السحاحة المغلقة).

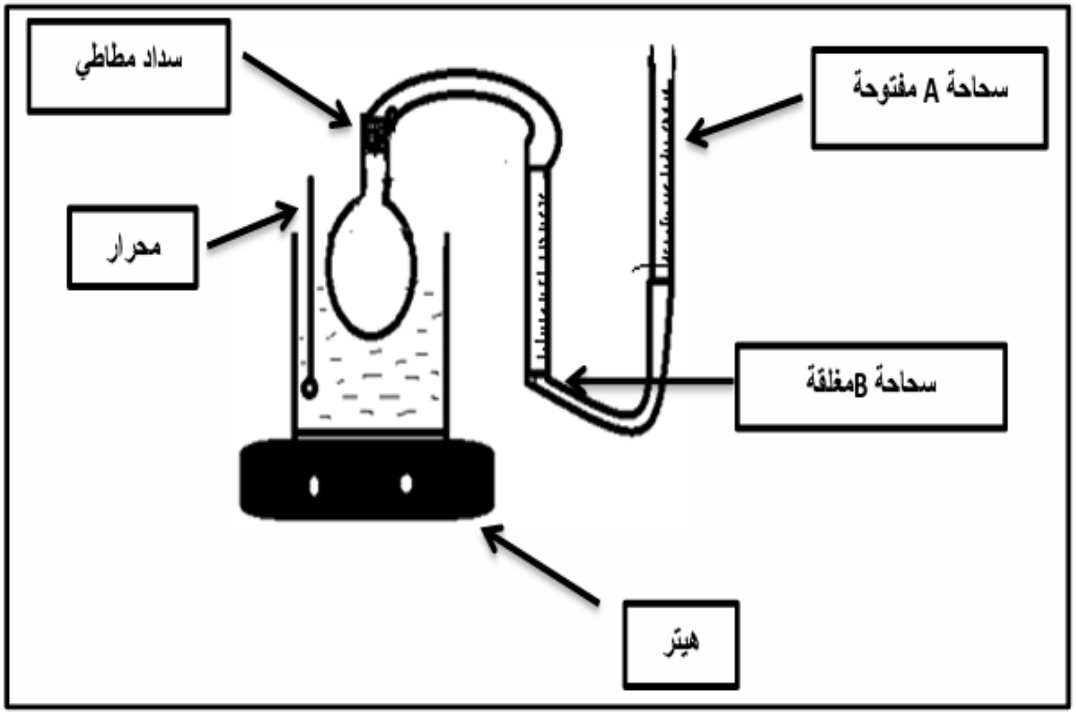
2- نغلق الدورق المدور النظيف والجاف بالسداد المطاطي ونلاحظ انخفاض الماء في السحاحة المغلقة، نساوي مستوى الماء في السحاحتين ونقرأ الحجم من السحاحة(B) الحجم المقاس يمثل التسرب الحاصل في الجهاز.(V)الحجم المتسرب

3- نضع الدورق في حمام مائي ونسخن ببطء مع تحريك الماء بواسطة محرك زجاجي الى ان ترتفع درجة الحرارة الى($30C^o$) نساوي مستوى

الماء في السحاحتين أي تحريك السحاحة (A) و(B) وتقرأ في السحاحة (B) ويسجل الحجم (V)والذي يمثل مقدار الزيادة في حجم الهواء المحصور وتطرح قيمة

(V حجم التسرب - V) وتكرر العملية عند درجات (40,50,60,70,80,90,).

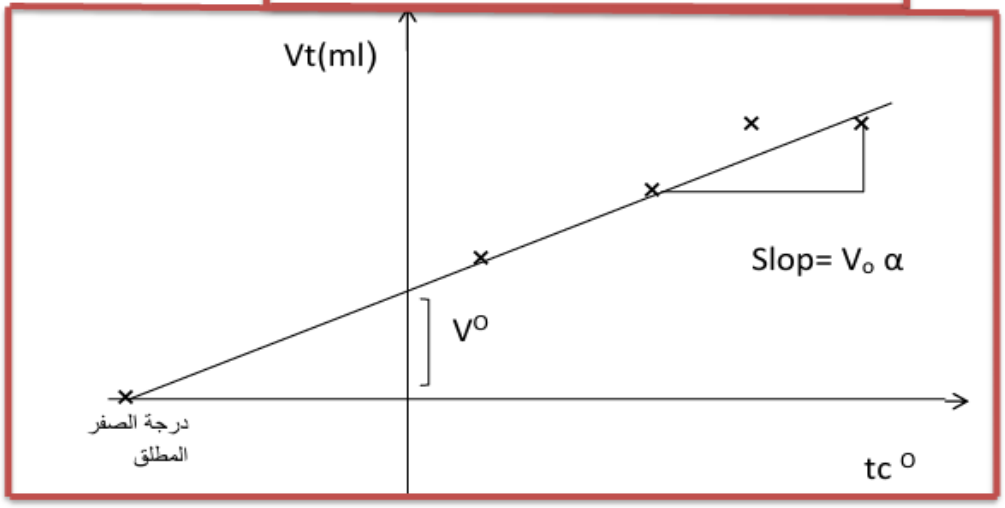
4- وفي نهاية التجربة يأخذ الدورق الدائري ويملأ بالماء لحد دخول السداد المطاطي ويسكب الماء في الاسطوانة المدرجة ويقرأ الحجم الذي يمثل حجم الهواء.



الحسابات:

t°c	Vt= (V – حجم التسرب Vحجم الهواء+)
30	
40	
50	
60	
70	
80	
90	

الرسم البياني للمعادلة $Vt = V_o + V_o\ \alpha_v\ t$



تحسب قيمة α_v (معامل التمدد الحجمي)

$$Slop = V_o\ \alpha_v$$

معلوم من الرسم — معلوم من الرسم

$$\alpha_v = \frac{Slop}{V_o} = \left(\frac{1}{degre}\right)$$

النشاط اليومي والاسبوعي

النشاط الاول: ما هو معامل التمدد

النشاط الثاني: حضر تقرير عن التجربة التي نفذتها

التجربة الثالثة

ايجاد لزوجة سائل متطاير وايجاد الكثافة المطلقة والنسبية لسائل متطاير

الجزء النظري:

تعرف اللزوجة (viscosity) بانها الممانعة التي يبديها السائل اثناء جريانه وتقاس بواسطة اداة بسيطة تسمى بالفسكوميتر (viscometer).

حتى يصبح مفهوم اللزوجة واضحا لدينا نأخذ الانسياب الطبقي للنهر حيث نلاحظ أن طبقات الماء القريبة أو المجاورة للشاطئ تكون ساكنة ولكن عندما يزداد البعد عن الشاطئ تزاد السرعة لجريان الماء وتصبح في النهاية العظمى عند مركز النهر. تحاول الطبقة التي تتحرك أبطاء حركة الطبقة المجاورة وهكذا يكون هناك نوع من القوة الاحتكاك بين الطبقتين .

على هذا الاساس يمكن اعتبار السائل الذي يتحرك خلال أنبوب على أنه يتكون من طبقات موحدة المحور تتحرك بسرع مختلفة ويمكن اعتبار الطبقات الملتصقة الى جوانب الانبوب مستقرة وتزداد السرعة كلما اقتربنا من مركز الانبوب وهكذا سيكون انحدار في السرعة بين الطبقات نتيجة لقوة الاحتكاك الفاعلة بين مختلف الطبقات هذه القوة هي المسؤولة عن لزوجة السائل وقد تبين بالتجربة بأن القوة (F) اللازمة للحصول على فرق ثابت بين سرعة الطبقات المتوازية لسائل يتحرك بنفس الاتجاه يتغير طرديا مع الفرق في السرعة (Δu) والمساحة (A) لسطح تماس الطبقتين وعكسيا مع المسافة (d) بين الطبقتين

أي :-

$$F\alpha \frac{A \ \Delta u}{d} \longrightarrow (1)$$

$$F = \eta \frac{A \ \Delta u}{d} \longrightarrow (2)$$

حيث ان:

(η) هو ثابت التناسب وتلفظ (إيتا eta) وتسمى معامل اللزوجة(Coefficient of Viscosity)

ان وحدة قياس اللزوجة هي البواز (poise) والتي تساوي

($dyn.cm^{-2}.sec$) وهي القوة اللازمة لتحريك طبقة سائل مساحته (cm^2) وسرعته (1cm/sec) لجوار طبقة اخرى على بعد (1cm). جاءت تسمية البواز نسبة الى اسم العالم (بوازيللي) الذي اوجد فكرة اللزوجة.

تعين اللزوجة بطريقتين عامتان وقد استندت هاتان الطريقتان الى معادلة (Stokes) و(معادلة بوازيللي) سوف يتم قياس اللزوجة عمليا استنادا الى معادلة بوازيللي حيث اعطى معادلته التي تبين العلاقة بين اللزوجة وسرعة جريان السائل خلال أنبوب رفيع وطويل نصف قطرة (r) في زمن (t) تحت ضغط ثابت (p) وطولها 1cm(L).

$$\eta = \frac{\pi \ p \ r^4 \ t}{8 \ L \ V} \longrightarrow (3)$$

حيث (V) يعبر عن حجم السائل المناسب خلال الأنبوب الشعري لو كانت أزمان انسياب حجوم متساوية من سائلين خلال نفس الانبوبة الشعرية وقيست تحت نفس الظروف سيكون :

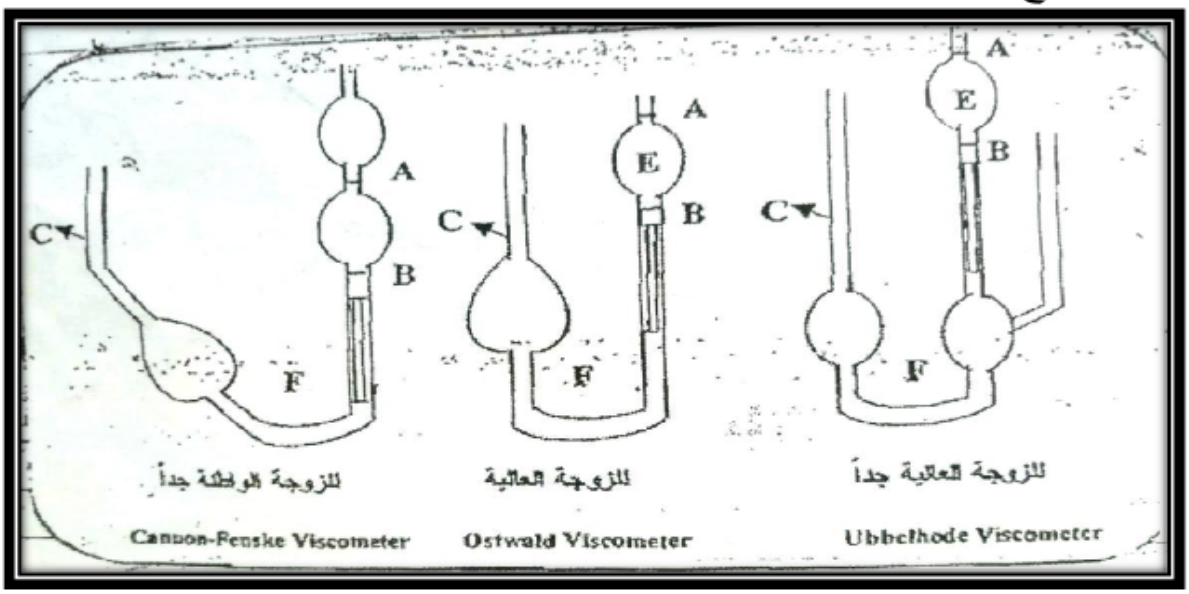
$$\frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{p_1\ t_1}{P_2\ t_2} = \frac{d_1\ t_1}{d_2\ t_2} \longrightarrow (4)$$

حيث ان:

$$P \alpha\ d$$

تقاس اللزوجة كما ذكر سابقا باستخدام جهاز يسمى المزلاج (الفسكوميتر) Viscometer ويستخدم أيضا لقياس لزوجة المحاليل البوليمرية ومنها لإيجاد أوزانها الجزيئية وعلية هناك ثلاثة أنواع من أجهزة المزلاج وهي:

1-مزلاج لقياس اللزوجة العالية جدا
2-مزلاج لقياس اللزوجة العالية
3-مزلاج لقياس اللزوجة الواطئة جدا

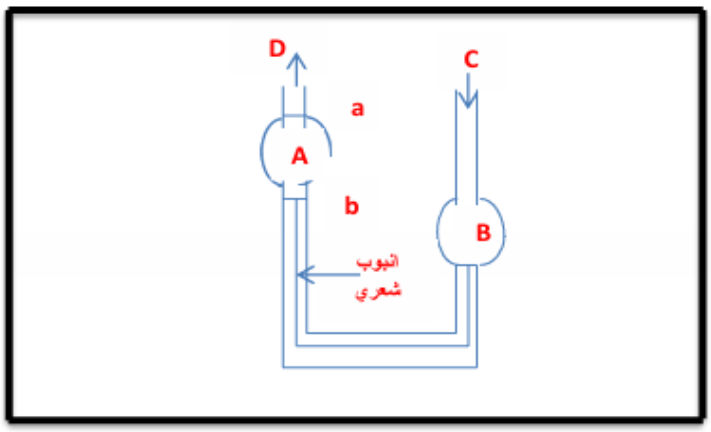


طريقة العمل

1-يؤخذ فسكوميتر جاف ونظيف ويوضع فيه من الطرف (C) السائل المتطاير بحيث يملئ الانتفاخ (B).

2-يسحب السائل بواسطة انبوب مطاطي من الطرف (B) بحيث يصل الى حد العلامة (a) ثم نحسب زمن نزول السائل من العلامة (a) الى العلامة (b) وتعاد الخطوة عدة مرات حتى نتأكد من زمن النزول (t_1) مقاس بوحدة (sec).

3-تعاد الخطوة رقم (2) بعد ان يجفف الفسكوميتر ونحسب زمن نزول الماء بنفس الطريقة (t_2) مقاس بوحدة (sec)



قانون اللزوجة

$$\frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{\text{السائل المتطاير } (d_1\ t_1)}{\text{الماء المقطر } (d_2\ t_2)}$$

حيث ان:-

η_1 = لزوجة السائل المتطاير $(N/m^2.sec)$

η_2 = لزوجة الماء المقطر = $8.909 * 10^{-4}$ $(N/m^2.sec)$

t_1 = زمن نزول السائل (sec)

t_2 = زمن نزول الماء (sec)

d_1 = كثافة السائل (Kg/m^3)

d_2 = كثافة الماء المقطر (kg/m^3)

يجب تحويل الكثافة من (g/cm^3) الى (kg/m^3).

ايجاد الكثافة المطلقة والكثافة النسبية لسائل متطاير

تعرف الكثافة المطلقة بانها كتلة وحدة الحجوم وتقاس بوحدة (kg/m^3) او (g/cm^3) .

الكثافة المطلقة = الكتلة/الحجم

الكثافة النسبية : كثافة المادة (السائل المتطاير) نسبة الى كثافة مادة معلومة (الماء المقطر) وهي مجردة من الوحدات.

الكثافة النسبية = كثافة السائل المتطاير/ كثافة الماء المقطر

تقاس الكثافة باستخدام اداة بسيطة تسمى البكنوميتر او قنينة الكثافة

طريقة العمل:

1- نأخذ قنينة الكثافة(جافة ونظيفة) ونزنها مع السداد ونسجل الوزن.(وزن القنينة فارغة مع السداد)

2- تملأ القنينة بالسائل المتطاير اولا الى حد الفوهة وتغلق بواسطة السداد وتجفف من الخارج وتوزن القنينة مع السائل المتطاير ويسجل الوزن .(وزن القنينة مع السائل)

[(وزن القنينة مع السائل)- (وزن القنينة فارغة مع السداد)]=وزن السائل

3- يسكب السائل المتطاير وتترك القنينة حتى تجف ثم تعاد الخطوة رقم(2) لكن باستخدام الماء المقطر ويسجل الوزن.

الحسابات:

قانون الكثافة المطلقة والكثافة النسبية

الكثافة المطلقة للسائل المتطاير = w_1 / v (g/cm^3)

الكثافة المطلقة المطلقة للماء = w_2 / v (g/cm^3)

w_1 = وزن السائل المتطاير

w_2 = وزن الماء المقطر

v = حجم السائل والذي يساوي حجم القنينة

الكثافة النسبية للسائل المتطاير = d_1/d_2 او w_1/w_2

ملاحظة / يجب ان تحول الكثافة من g/cm^3 ⟵ kg/m^3

وذلك بالضرب في 1000 ؟؟؟؟

بعد حساب الكثافة المطلقة والكثافة النسبية يجب ان تكون القيم متساوية او قريبة من بعضها البعض.

النشاط اليومي والاسبوعي

النشاط الاول: عرف اللزوجة وماهي وحدة قياسها

النشاط الثاني: حضر تقريرا عن التجربة التي نفذتها

التجربة الرابعة

أيجاد ثابت المسعر

الجزء النظري:

تصاحب معظم التفاعلات الكيميائية انبعاث او امتصاص كمية من الحرارة تتناسب هذه الكمية مع :

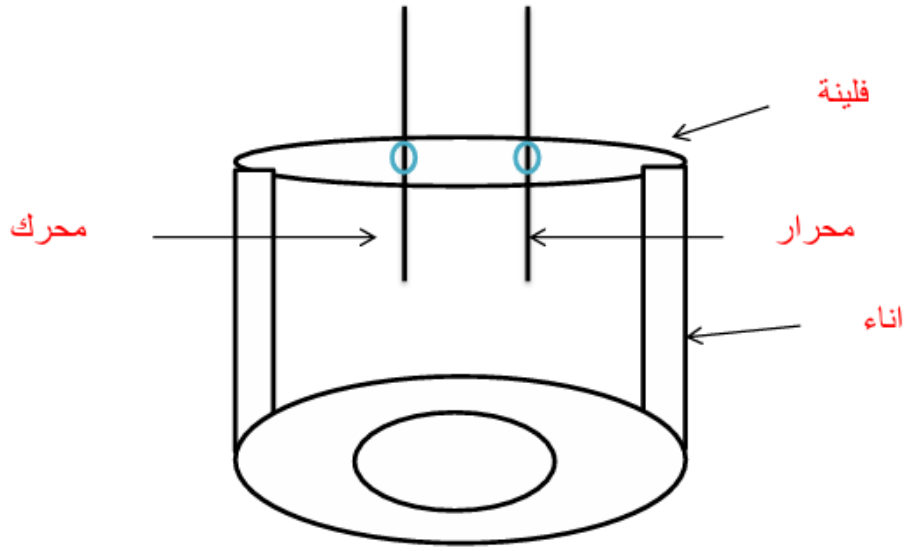
1-كمية المادة المستعملة
2-الحالة الفيزيائية للمادة
3-لايعتمد على مسار التفاعل

كمية الحرارة تدعى (بالانثالبي او بالمحتوى الحراري) وهي دالة حالة اي انها تعتمد على حالة المواد المستعملة (المتفاعلات والنواتج) ولا تعتمد على مسار التفاعل. ولقياس هذا النوع من الحرارة نستخدم وعاء يسمى المسعر (calorimeter) وهو وعاء معدني اجوف ذي طبقتين من الزجاج مفرغتين من الهواء ومطلية من الداخل بالفضة وموضوعتين في اناء حديدي يحوي على مادة الخشب العازلة.

يتم قياس حرارة التفاعل من خلال اجراء تفاعل بين مزيج من كميات معلومة من المواد المتفاعلة في المسعر حيث تكون كمية الحرارة المنبعثة او

الممتصة من جراء التفاعل = كمية الحرارة المنبعثة او الممتصة من المسعر.

لكل مسعر ثابت خاص به يسمى بثابت المسعرأو (السعة الحرارية)وهي كمية الحرارة التي تؤدي الى زيادة او نقصان بمقدارها درجة مئوية واحدة) ويستعمل الثابت لجميع التجارب شرط استخدام نفس المسعر.



الحرارة النوعية = السعة الحرارية / الكتلة

كمية الحرارة = (كتلة المادة × الحرارة النوعية) × الفرق بدرجات الحرارة

كمية الحرارة = السعة الحرارية × الفرق بدرجات الحرارة

السعة الحرارية : كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة مقدارها (m غرام) درجة حرارية مئوية واحدة.

ويمكن كتابة اعلاه رياضيا

$$q = c \cdot \Delta t \longrightarrow (1)$$

حيث ان:

q = كمية الحرارة

C = السعة الحرارية

Δt = الفرق بدرجات الحرارة

وبما ان القياس يجري عند ضغط ثابت فان المحتوى الحراري أو الانثالبي :

$$\Delta H = q_p \longrightarrow (2)$$

وبتعويض المعادلة (2)في المعادلة (1) فان:

$$\Delta H = c. \Delta t$$

$$C = \frac{\Delta H}{\Delta t}$$

حيث ان:

c= ثابت المسعر ووحداته (cal/c° or kcal/ K)

ΔH = الانثالبي او المحتوى الحراري (cal or kcal)

Δt = الفرق بدرجات الحرارة (c°)او(K)

طريقة العمل

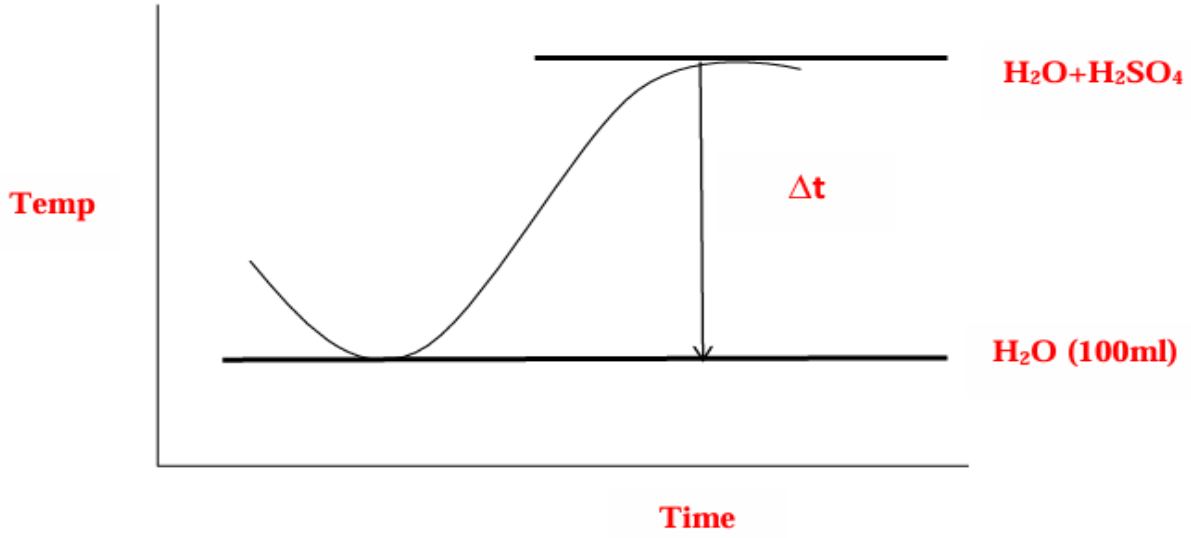
1- ينظف المسعر جيدا ويوضع فيه (100ml) من الماء المقطر ويحرك باستمرار بواسطة محرك زجاجي وتقرأ درجة الحرارة كل (30sec) لحين الثبوت.

2-يضاف (3ml) من حامض الكبريتيك المركز الى الماء المقطر نلاحظ ارتفاع درجة الحرارة لحظة اضافة الحامض ثم انخفاضها نسجل درجة الحرارة كل (30sec) لحين الثبوت.

3-نسحب بالماصة (pipette) (10ml) من المحلول ونضعه في دورق مخروطي (conical flask) ونضيف قطرتين من دليل الفينو نفثالين ويسحح مع (1N NaOH) لحين ظهور اللون الوردي ويسجل الحجم.

الحسابات

1- نرسم العلاقة البيانية بين درجة الحرارة (temp) والزمن (time) في حالة الماء المقطر فقط وفي حالة اضافة (H_2SO_4) اليه



2- نحسب عيارية (H_2SO_4) من عملية التسحيح مع (NaOH) من خلال قانون التخفيف

$$N_1V_1=N_2V_2$$

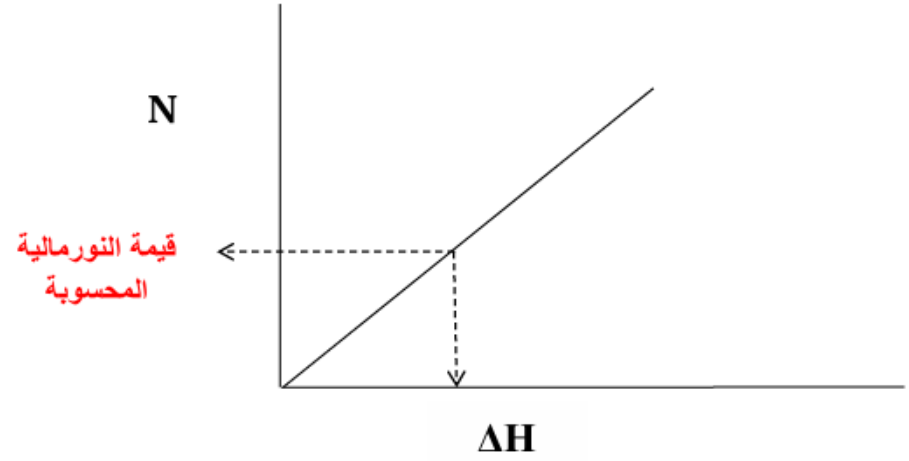
$$(NaOH) = (H_2SO_4)$$

$$1N * V(\text{من السحاحة}) = N_2(?) * 10ml$$

3- تحسب (ΔH) من الجدول اعتمادا على قيمة النورمالية المحسوبة فاذا كانت موجودة في الجدول تؤخذ قيمة (ΔH) المقابلة لها وتعوض في قانون ثابت المسعر.

عيارية المحلول النهائي(N) (Eq . L^{-1})	كمية الحرارة المتحررة(ΔH) (Kcal)
1.100	0.945
0.918	0.784
0.842	0.718
0.552	0.473
0.227	0.242
0.217	0.191

اما اذا كانت غيرذلك ترسم العلاقة بين قيم (ΔH) والنورمالية الموجودة في الجدول ويتم تحديد قيمة (ΔH) من خلال الرسم وتعوض في قانون ثابت المسعر لايجاد الثابت.



4-يتم حساب ثابت المسعر $C = \Delta H / \Delta t$

$C =$ kcal/ K or c°

يتم استخراج (ΔH) من الجدول او الرسم البياني اما (Δt) تستخرج من الرسم البياني بين (H_2O) و (H_2SO_4).

النشاط اليومي والاسبوعي

النشاط الاول: عرف المسعر وما هو ثابت المسعر؟

النشاط الثاني: حضر تقريرا عن التجربة التي نفذتها

التجربة الخامسة

ايجاد حرارة تعادل لحامض قوي وقاعدة قوية

الجزء النظري:

حرارة التعادل : يعرف التغير في الانثالبي عند تعادل واحد مكافئ غرامي من الحامض مع واحد مكافئ غرامي من القاعدة في محلول مخفف بحرارة التعادل للحامض.

لقد تبين ان حرارة التعادل لأي حامض قوي مع قاعدة قوية عمليا تكون نفسها كما هو مبين في التفاعلات الاتية :

$$Hcl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O \quad \Delta H=-13.7\ Kcal$$

$$HNO_{3\,(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaNO_{3\,(aq)} + H_2O \quad \Delta H=-13.7$$

تمثل(13.7-) كيلو سعرة حرارة التعادل لحامض قوي وقاعدة قوية وهذه القيمة ثابتة وذلك لانها تمثل تعادل لجميع الحوامض:

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O \quad \Delta H=-13.7\ Kcal$$

لهذا السبب كل تفاعل تعادل يشمل اتحاد ايونات H^+ وOH^- لتكوين ماء غير متأين هذا بالنسبة للحامض القوي.

اما بالنسبة للحامض الضعيف مع القاعدة فتكون قيمة حرارة التعادل مختلفة عن الحامض القوي وذلك لان الحامض الضعيف يعاني تفكك اولا ثم اتحاد الايون الموجب H^+ مع الايون السالب OH^- وكما هو موضح ادناه :

$$CH_3COO^- H^+ + Na^+OH^- \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

في الواقع تكون العملية بمرحلتين هي:

1- $CH_3COOH \longrightarrow CH_3COO^- + H^+$ $\Delta H_2 = D$ (مرحلة التفكك)
حرارة التفكك

2- $H^+ + OH^- \longrightarrow H2O$ $\Delta H_3 = -13.7$ (مرحلة التعادل)
حرارة التعادل للحامض

وبجمع هاتين المعادلتين (مرحلة التفكك ومرحلة التعادل) نحصل على ΔH_1

$$\Delta H_{1\ nut} = \Delta H_{2ion} + \Delta H_3$$

$$\Delta H_{1\ nut} = D + (-13.7)$$

اذن يمكن حساب حرارة التفكك (التأين)D للحامض الضعيف من معرفة حرارة التعادل أي ان :

Heat of Neutralization = Heat of Ionization ± 13.7

طريقة العمل

1-نمزج (3.5 ml) من الماء المقطر مع 6.5 ml من حامض النتريك المركز) وذلك لتحضير (10 ml) من محلول حامض النتريك.

هذه اهم خطوة في طريقة العمل ويجب استخدام اسطوانة مدرجة لان الحامض قوي جدا (الحامض المحضر يحتوي على 50 % ماء).

2-ينظف المسعر جيدا ويوضع فيه (33 ml) من محلول هيدروكسيد الصوديوم NaoH(1N) و (66 ml) من الماء المقطر H_2O ويمزج جيدا بواسطة المحرك الزجاجي وتسجل درجة الحرارة كل (sec 30) لحين الثبوت.

3-يضاف الى محتويات المسعر (3.3 ml) من محلول حامض النتريك المخفف المحضر في الخطوة (1) وتسجل درجة الحرارة كل (sec 30) لحين الثبوت.

4- يضاف قطرتين من المثل البرتقالي الى محتويات المسعر ويلاحظ مايلي:

(a) اذا كان لون محتويات المسعر أصفر هذا يعني ان قسم من القاعدة غير متعادل مع حامض النتريك وفي هذه الحالة نأخذ (10 ml) من المحتويات وتسحح مع حامض (0.1 N) Hcl لحين الوصول الى نقطة التعادل.

(b) اذا كان لون محتويات المسعر أحمر فان هذا يعني ان جميع القاعدة متعادلة مع الحامض ولا نحتاج التسحيح مع (0.1N)HCl.

ملاحظة:- ان التفاعل السابق هو عبارة عن تفاعلين في نفس الوقت:-

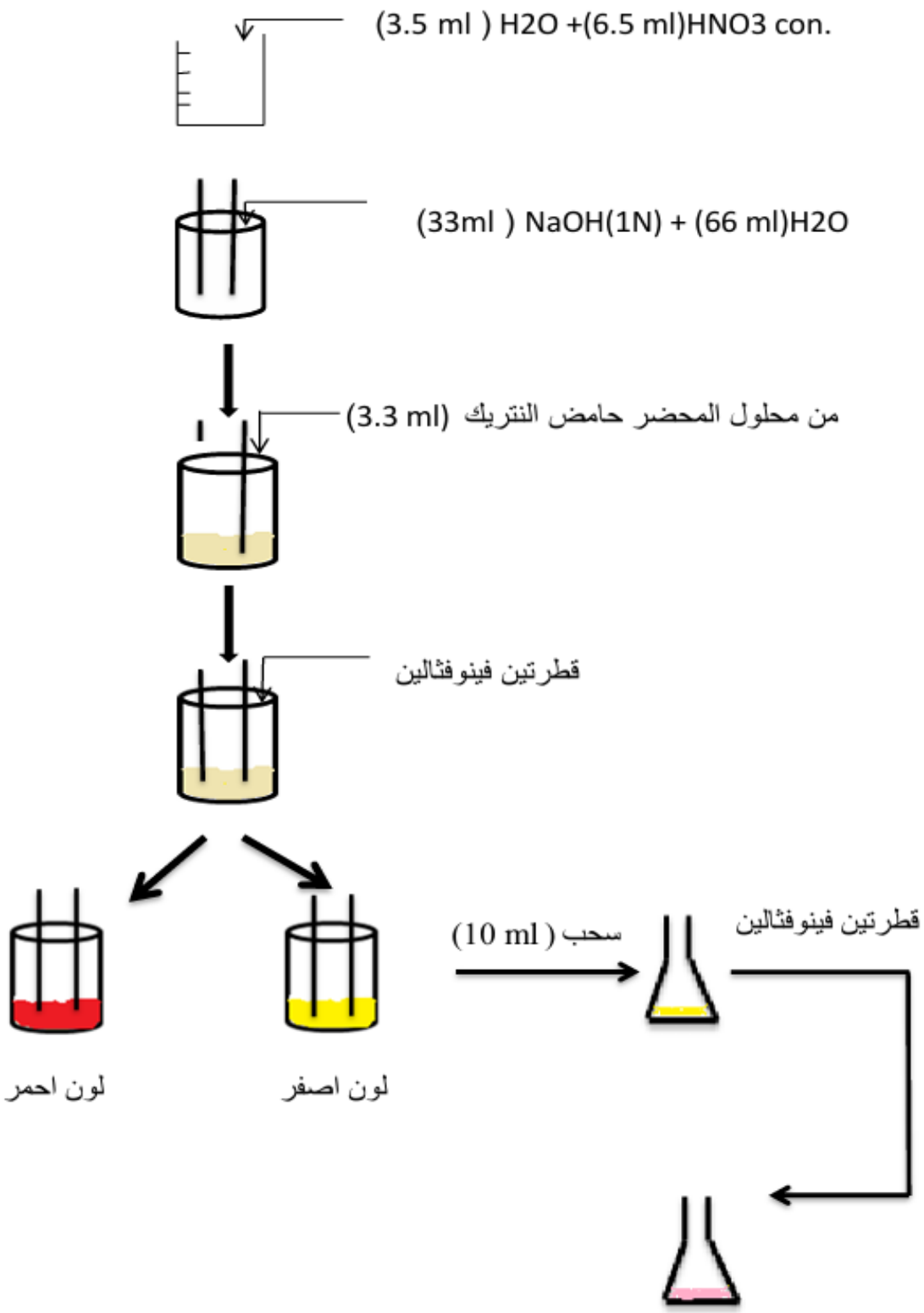
التفاعل الاول هو(حامض + الماء) فنحصل على حرارة تخفيف

التفاعل الثاني هو(حامض +قاعدة) فنحصل على حرارة التعادل

لذلك يجب ايجاد حرارة التخفيف(حرارة المحلول) وطرحها من القيمة الكلية حتى نحصل على حرارة التعادل فقط.

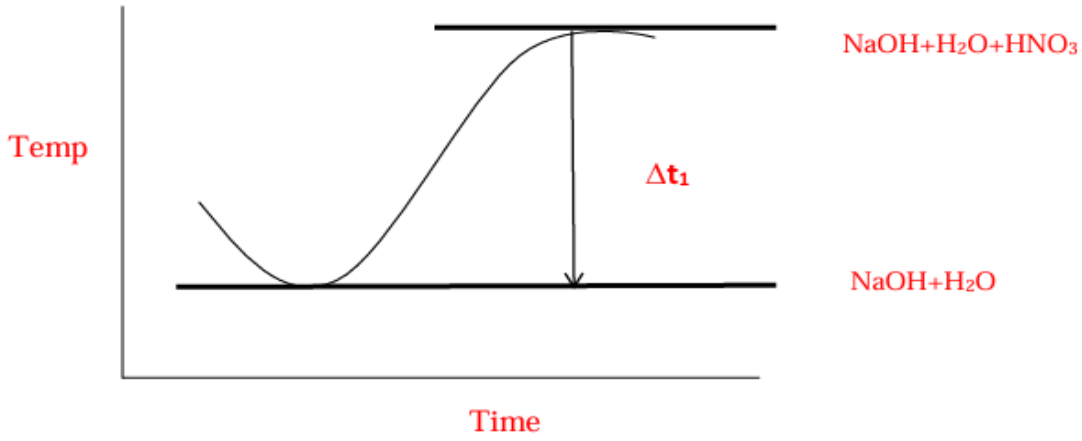
القيمة الكلية =حرارة التخفيف + حرارة التعادل

5- لحساب حرارة التخفيف تسكب محتويات المسعر وينظف جيدا ويوضع فية (99 ml) ماء مقطر وتسجل درجة الحرارة كل (30 sec) لحين الثبوت. بعد ذلك يضاف (3.3 ml) من حامض النتريك المحضر في الخطوة (1) وتحرك محتويات المسعر وتسجل درجة الحرارة كل (30sec) لحين الثبوت .

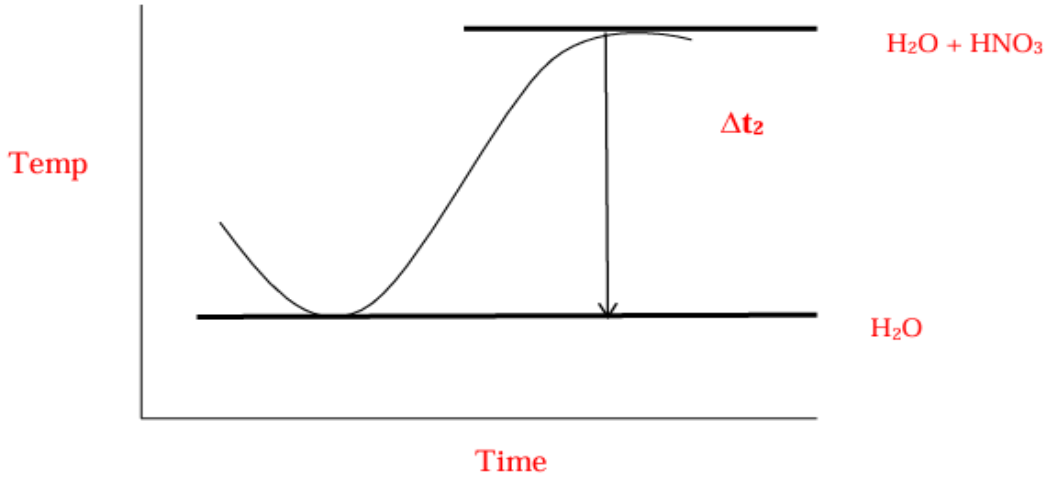

(3.5 ml) H2O +(6.5 ml)HNO3 con.
(33ml) NaOH(1N) + (66 ml)H2O
من محلول المحضر حامض النتريك (3.3 ml)
قطرتين فينوفثالين
لون احمر
لون اصفر
سحب (10 ml)
قطرتين فينوفثالين

الحسابات:

1-في طريقة العمل الخطوة 2 و 3 نرسم علاقة بيانية بين الزمن(time) ودرجة الحرارة(temp)



(حرارة تعادل + حرارة تخفيف)



(حرارة التخفيف فقط)

نحسب الارتفاع بدرجة الحرارة نتيجة التعادل والمساوية الى :-

$$\Delta t = \Delta t_1 + \Delta t_2$$

3-في الخطوة رقم (4) :-

نحسب عدد المكافئات القاعدة (y)

اذا كان لون محتويات المسعر اصفر

نحسب حجم القاعدة غير المتعادلة

مع حامض النتريك بالتسحيح معHcl (0.1N)

$$N_1 \ V_1 = N_2 \ V_2$$

(Hcl) (NaOH)

$$0.1 \times V = 1 \times V_2$$

حجم النازل من السحاحة

$$V2_{(NaOH)} = 0.1 \times V = \frac{V}{10}$$

$$y = \frac{N \times V_{(NaOH)}}{1000}$$

$$y = \frac{33 - \frac{V}{10}}{1000} \times (1N)$$

اذا كان لون محتويات المسعر احمر

$$y = \frac{N \times V_{(NaOH)}}{1000}$$

$$y = \frac{33}{1000} \times (1N)$$

$$y = eq$$

4- نحسب حرارة التعادل

$$\Delta H = \frac{C \cdot \Delta t}{y}$$

ΔH = حرارة التعادل Kcal / eq

C = ثابت المسعر 0.1 Kcal/°C

Y = عدد مكافئات القاعدة (eq)

Δt = الفرق في درجات الحرارة نتيجة التعادل

النشاط اليومي والاسبوعي

النشاط الاول : عرف حرارة التعادل

النشاط الثاني: حضر تقريرا عن التجربة التي نفذتها

التجربة السادسة

إيجاد حرارة التعادل لحامض ضعيف وقاعدة قوية

وإيجاد حرارة التفكك الحامض الضعيف

الجزء النظري:

الجزء النظري للتجربة مشابهة للجزء النظري في التجربة الخامسة

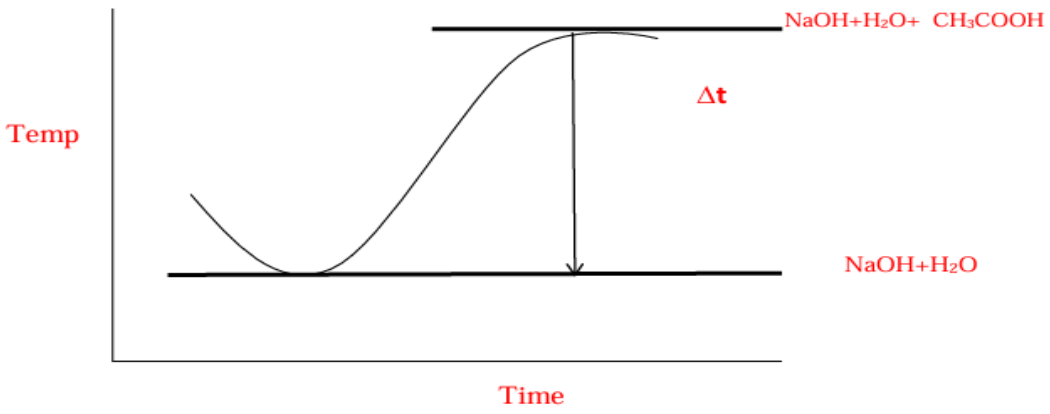
طريقة العمل:

1- نأخذ مسعر ذو ثابت معلوم ونضع فية (25ml) من NaOH(1N) ثم يمزج معة (75ml) من الماء المقطر وتسجل درجة الحرارة كل Sec 30 لحين الثبوت .

2- يفتح سداد المسعر ويضاف الى المحلول القاعدي أعلاة (25ml) من $CH_3COOH(1N)$ وتقاس درجة الحرارة كل Sec 30 لحين الثبوت.

الحسابات

1- نرسم العلاقة البيانية بين Temp درجة الحرارة بالمئوي وtime الزمن بالثواني حتى نحصل على Δt .



2-نحسب حرارة التعادل (ΔH) للحامض الضعيف

$$\Delta H = \frac{C \cdot \Delta t}{y}$$

حيث ان:-

C= ثابت المسعر 0.1 Kcal / °C

ΔH = حرارة التعادل Kcal/ eq

Δt=الفرق بدرجات الحرارة

y = عدد مكافئات القاعدة التي عادلت الحامض (eq)

$$y = \frac{1N \cdot 25ml}{1000} = (eq)$$

3-نستخرج حرارة التفكك ويرمز لها (D)

- ΔH= D + (-13.7)

D=(?)

علما ان :

ΔH = -13.7 هي حرارة تعادل أو أتحاد

D = حرارة التفكك الحامض

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

الواجب اليومي والاسبوعي

النشاط : حضر تقريرا عن التجربة التي نفذتها واستخرج حرارة التفكك حسب البيانات التي حصلت عليها.

التجربة السابعة

ايجاد جهد قطب المغنيسيوم بطريقة ثرموديناميكية

الجزء النظري:

يمكن ان يستخرج جهد القطب بالطريق الكهربائية فهي اسهل من أي طريقة أخرى لأنها طريقة مباشرة لكن في تجربتنا هذه سوف يتم قياس الجهد بطريقة ثرموديناميكية وذلك باستخدام القيم وقوانين الثرموديناميكي التفاعل هو:

$$Mg_{(s)} + 2H_{(aq)} \longrightarrow Mg^{+2}{}_{(aq)} + H_{2\,(g)}$$

ولإيجاد جهد القطب (E^{o} يتطلب أيجاد (ΔH^{o} , ΔS^{o} , ΔG^{o})

طريقة العمل:

1- في مسعر نظيف يتم وضع (100 ml) من حامض الكبريتيك بتركيز (1N) ويحرك بواسطة محرك زجاجي وتسجل درجة الحرارة كل (30Sec) لحين الثبوت.

2- يوزن (0.25 gm) من شريط المغنيسيوم ويضاف الى الحامض نلاحظ ارتفاع بدرجة الحرارة بعد أضافته مباشرة تسجل (درجة حرارة الارتفاع) وثم بعد ذلك تقاس درجة الحرارة كل (30 Sec) لحين الثبوت.

الحسابات :

نستخرج حرارة التفاعل القياسية (ΔH^{o}) لكل مول من المغنيسيوم والتي تمثل كمية الحرارة المنبعثة من أضافة شريط المغنيسيوم الى حامض الكبريتيك

$$\Delta H^{o} = \frac{C \cdot \Delta t}{y}$$

حيث ان:-

C= ثابت المسعر 0.1 Kcal /C°

ΔH° =حرارة التفاعل القياسية (Kcal/mol)

Δt=الفرق بدرجات الحرارة قبل وبعد اضافة المغنيسيوم

$$y = \text{عدد مولات } Mg = \frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن الذري}} = \frac{0.25}{24.3} \text{ (mol)}$$

2- يتم أستعمال الأنتروبي المولية المحسوبة عند درجة (298 K°) والمساوية الى 20.5 Jol/ Mol.K

حيث أن:

$$\Delta S^{o} = (S^{o}_{Product} - S^{o}_{Reactans})$$

$$\Delta S^{o} = (S^{o}_{H2} + S^{o}_{Mg+2}) - (S^{o}_{Mg} - 2 S^{o}_{H+})$$

3- نحسب التغير في الطاقة الحرة القياسية

$$\Delta G^{o} = \Delta H^{o} - T \Delta S^{o}$$

حيث ان (T) هي أعلى درجة حرارية يصلها المحرار عند أضافة الشريط (tc°+237) بالمطلقة

تحول° ΔH من (Kcal/mol) الى (J/mol) وذلك cal= 4.18 J

أي تحول من Kcal ⟵ cal ⟵ J

وحدات تحول ° ΔG = J/ mol

4- نحسب قيمة جهد القطب (E°) بوحدات الفولت.

$$E^{o}_{=} \frac{^{\circ} - \Delta G^{\circ}}{^{\circ} nF}$$

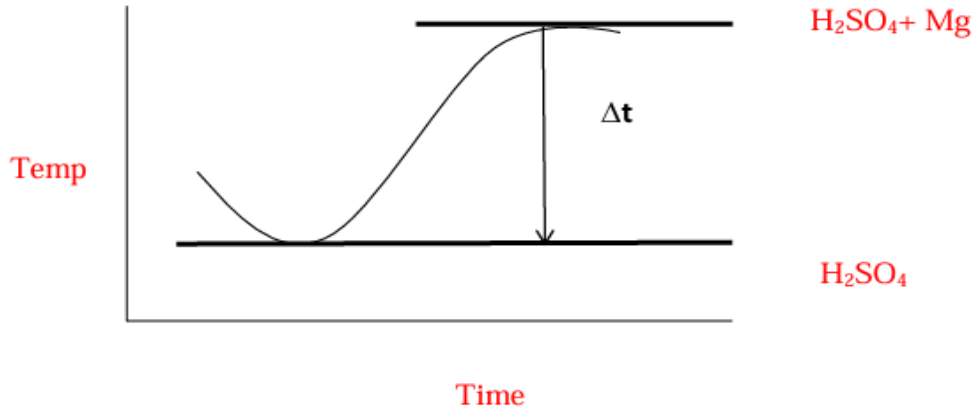
حيث ان:

n = 2 عدد التأكسدي Mg^{+2}

F = ثابت فرداي 96500 كولومب

E°= جهد القطب Mg (بالفولت)

5- نرسم العلاقة البيانية بين درجة الحرارة والزمن .



النشاط اليومي والاسبوعي

النشاط :اوجد جهد قطب المغنيسيوم بناء على المعطيات التي حصلت عليها من خلال اجراءك للتجربة مع تحضير تقريرا كاملا عن التجربة.