

الكيمياء الفيزيائية

قسم علوم الاغذية – المرحلة الثانية

د. ماهر احمد عبد

المحاضرة الأولى (مقدمة) :

تمزج الكيمياء الفيزيائية بين مبادئ الفيزياء والكيمياء لدراسة الخصائص الفيزيائية للجزيئات أو خواصها، فمن خلال فهم هذه الخصائص يمكن معرفة المزيد حول الطريقة التي يتم بها تجميع الجزيئات، وكذلك كيفية تأثير التركيب الفعلي للمادة الكيميائية بهذه الخصائص، وكيفية تجميع الجزيئات، وهل يمكن تركيبها أو يتم تصنيعها بتفاعل كيميائي.

إنّ الكيمياء الفيزيائية كتعريفٍ هي فرعٌ من فروع الكيمياء المعنية بالتفاعلات وتحولات المواد، ويتناول مبادئ الفيزياء الكامنة وراء جميع التفاعلات الكيميائية (مثل قوانين الغاز)، مع السعي لقياس وربط وشرح الجوانب الكمية للتفاعلات. تشمل التخصصات الفرعية للكيمياء الفيزيائية الكيمياء الكهربائية، والكيمياء الضوئية، والكيمياء السطحية، والتحفيز الكيميائي.

هنالك بعض المصطلحات المهمة في دراسة الكيمياء الفيزيائية لطلبة قسم علوم الاغذية في كلية الزراعة :

القوة : هي الضغط المسلط على وحدة المساحة وتقاس بوحدة النيوتن او الداين

الضغط : هو القوة المسالطة عموديا على وحدة المساحة وحداته الجو و الباسكال

الضغط الجوي . هو وزن عمود الهواء الواقع على مساحة قدرها 1 سنتيمتر مربع في الخلاء. وهو يعادل وزن عمود من الزئبق على نفس المساحة ارتفاعه 760 مليمترا. ويقاس الضغط بوحدة ملمتر زئبق أو باسكال.

حالات المادة :

- حالة المادة هي الصفة الفيزيائية والكيميائية للمادة والتي تشير إلى شكل الروابط بين جزيئاتها ، أو الذرات و الأيونات.
- الحالة الصلبة:المواد الصلبة لها شكل ثابت حيث أن الجزيئات لا تنتقل من مكانها؛ تكون الجزيئات متقاربة بقدر كبير في الحالة الجامدة، الكثافة في المواد الصلبة عالية، لأن الفراغات صغيرة جداً بين الجزيئات
- الحالة السائلة: تأخذ السوائل شكل الوعاء الذي توضع فيه، والجزيئات في السوائل ليست ثابتة. السوائل عالية الكثافة إلى حدّ ما، وليس هناك مساحات كبيرة بين الجزيئات.
- الحالة الغازية : ليس للغازات شكل محدد لكن الغازات تملأ أيّ فراغ متاح لأن الجزيئات تتحرّك بسرعة في كلّ الاتجاهات، يمكن ضغط الغازات بسهولة، ولجزيئات الغازات مساحات كبيرة فيما بينها، لذلك فإنه من السهل أن تتقارب جزيئات الغاز. كثافة الغازات منخفضة جداً، وهناك مساحات فارغة كبيرة بين الجزيئات.
- حالة البلازما :هي حالة متميزة من حالات المادة يمكن وصفها بأنها غاز متأين تكون فيه الإلكترونات حرة وغير مرتبطة بالذرة أو بالجزيء. فإذا كانت المادة توجد في الطبيعة في ثلاث حالات: صلبة وسائلة وغازية، فإنه بالإمكان تصنيف البلازما على أنها الحالة الرابعة التي يمكن أن توجد عليها المادة.

قوانين الغازات المثالية :

1- قانون بويل

2- قانون شارك

3- قانون افكادرو

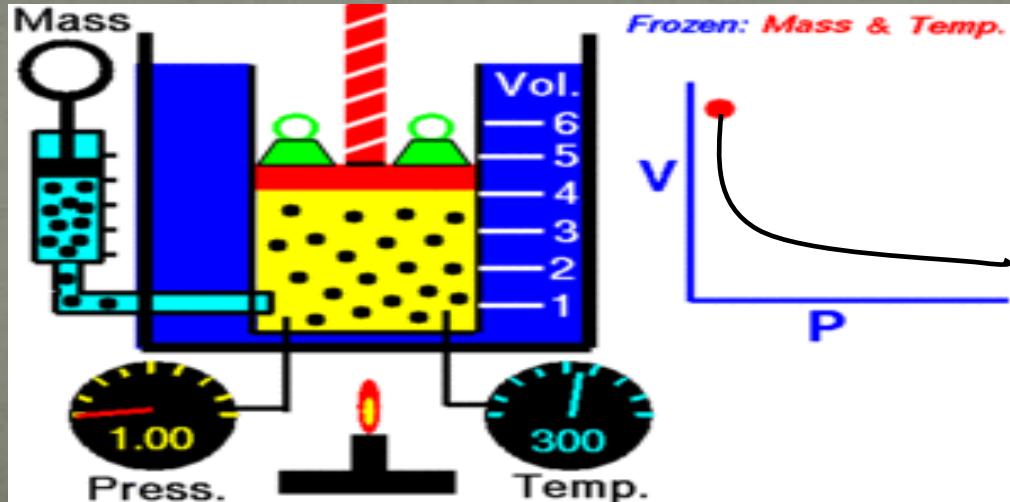
4- قانون دالتون للضغوط الجزئية

قانون بويل

- قانون بويل ينص على أن حجم كمية محددة من الغاز يتناسب عكسياً مع الضغط الواقع عليه عند ثبوت درجة حرارته. يمكن تمثيل ذلك رياضياً بالقانون: $PV=k$

حيث:

- P : ضغط الغاز ويقاس بعدة وحدات منها مم زئبق ، أو بار ، أو باسكال
- V : حجم الغاز ويقاس بعدة وحدات اللتر او سنتيمر مكعب
- k : ثابت



قانون شارل

قام العالم تشارل بتثبيت ضغط الغاز ودرس العلاقة بين درجة الحرارة وحجم الغاز. واكتشف العالم جاك شارل عام 1787م ان عند ثبات ضغط كتلة معينة من غاز يتناسب حجمها تناسبا طرديا مع درجة حرارتها المطلقة ونستنتج القانون التالي:

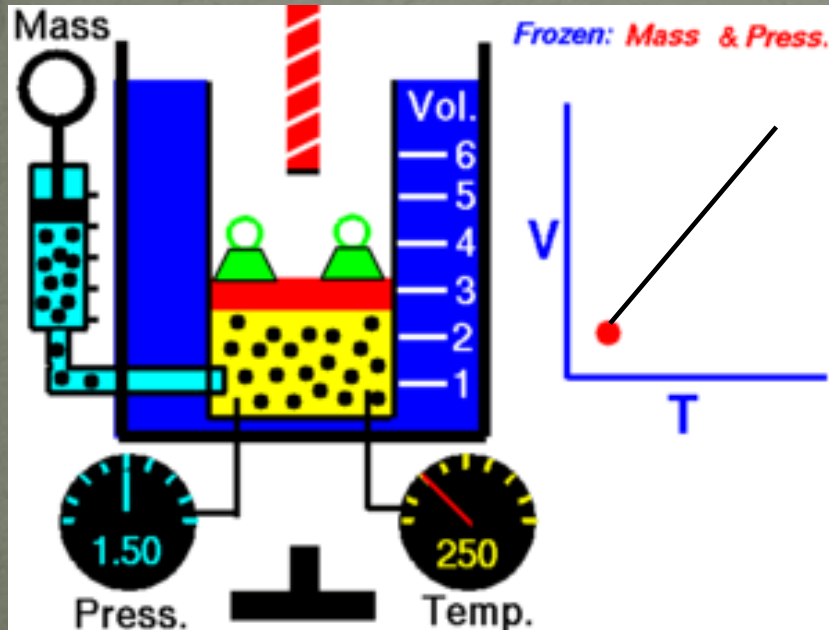
$$V/T=K$$

• حيث أن:

• V حجم الغاز

• T حرارة الغاز مقاسة بالكلفن

• k ثابت



قانون افكادرو

تحتوي احجام متساوية من غازات مختلفة عند نفس درجة الحرارة والضغط على عدد متساو من الجزيئات :

$$V/n=K \text{ حيث :}$$

V : الحجم

n : عدد المولات

K : ثابت

قانون دالتون للضغوط الجزئية

ينص على أن الضغط الكلي لمخلوط غازات يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة للمخلوط. وقد حصل العالم الإنكليزي دالتون على ذلك القانون بالتجربة عام 1801 ، وهذا القانون ينتمي إلى قوانين الغازات المثالية. وصيغة القانون الرياضية كالآتي:

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 \dots + P_n$$

... يمثل الضغط الجزئي لكل غاز في المخلوط $P_1 + P_2 + P_3$

القانون العام للغازات

$$V \propto \frac{1}{P}$$

$$V \propto T$$

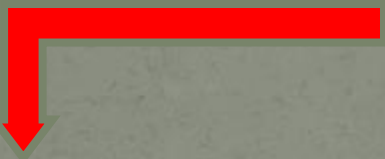
$$V \propto n$$

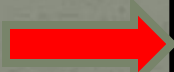
$$V \propto \frac{1}{P} (T) (n)$$

$$V \propto \frac{\underbrace{n}_{\text{from Avogadro}} \times \underbrace{T}_{\text{from Charles}}}{\underbrace{P}_{\text{from Boyle}}}$$

$$\Rightarrow PV \propto nT$$

$$PV = nRT$$


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


$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{\text{pressure} \times (\text{length})^3}{\text{degrees} \times \text{moles}}$$

$$R = \frac{\text{force} \times (\text{length})^{-2} \times (\text{length})^3}{\text{degrees} \times \text{moles}}$$

$$R = \frac{\text{force} \times \text{length}}{\text{degrees} \times \text{moles}} = \frac{\text{energy}}{\text{degrees} \times \text{moles}}$$

$$R = \text{J K}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

$$R = \text{Nm K}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

قيم ثابت الغازات العام

ملخص لبعض قيم الثابت R وفقاً لوحدات الضغط والحجم

القيمة العددية R لـ	وحدة R	وحدة الضغط	وحدة الحجم
0.082056	atm L / mol K	atm	L
82.056	atm ml / mol K	atm	ml
0.08314	bar L / mol K	bar	L
8.314	KPa. dm ³ /mol K	kPa	dm ³
8.314	Pa. m ³ / mol K	Pa	m ³
8.314	N. m / mol K	N/m ²	m ³
8.314	J / mol K	Pa	m ³
8.314 x 10 ⁷	dyne. cm/mol K	dyne/cm ²	cm ³
8.314 x 10 ⁷	erg / mol K	dyne/cm ²	cm ³
1.987	cal / mol K		

تطبيقات رياضية :

مثال / احسب حجم الغاز الذي تشغله كمية من غاز الفلور F_2 مقدارها 4.20 g عند درجة 42 مئوية وموي وتحت ضغط 720 تور علماً بأن الكتلة الذرية 19.

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{\left(\frac{4.20 \text{ g}}{38 \text{ g mol}^{-1}}\right) \times (0.08206 \text{ L atm mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (42 + 273)}{\left(\frac{720 \text{ torr}}{760 \text{ torr atm}^{-1}}\right)} = 3.00 \text{ L}$$

مثال / ملء إناء ذو حجم ثابت مقداره 1.20 لتر بغاز النيتروجين N_2 تحت درجة الحرارة والضغط القياسي. كم يصبح الضغط إذا رفعت درجة الحرارة إلى 90°C

$$P_1 V = nRT_1$$

$$P_2 V = nRT_2$$

$$\frac{P_1 V}{P_2 V} = \frac{nRT_1}{nRT_2}$$

$$P_2 = P_1 \left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

$$P_2 = 1 \text{ atm} \times \frac{363 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 1.22 \text{ atm}$$

المحاضرة الثانية (الكيمياء الحرارية) :

تسمى دراسة تغيرات الحرارة في التفاعلات الكيميائية بالكيمياء الحرارية .
والكيمياء الحرارية فرع من فروع الكيمياء الفيزيائية المهمة وهي جزء من
الديناميكا الحرارية Thermodynamics تهتم بـ:

- دراسة التغيرات الحرارية المرافقة للتفاعلات الكيميائية والتحويلات الفيزيائية.
- إيجاد العلاقة بين حرارة التفاعل عند حجم ثابت وحرارة التفاعل عند ضغط ثابت

تقسم التفاعلات الكيميائية الى :

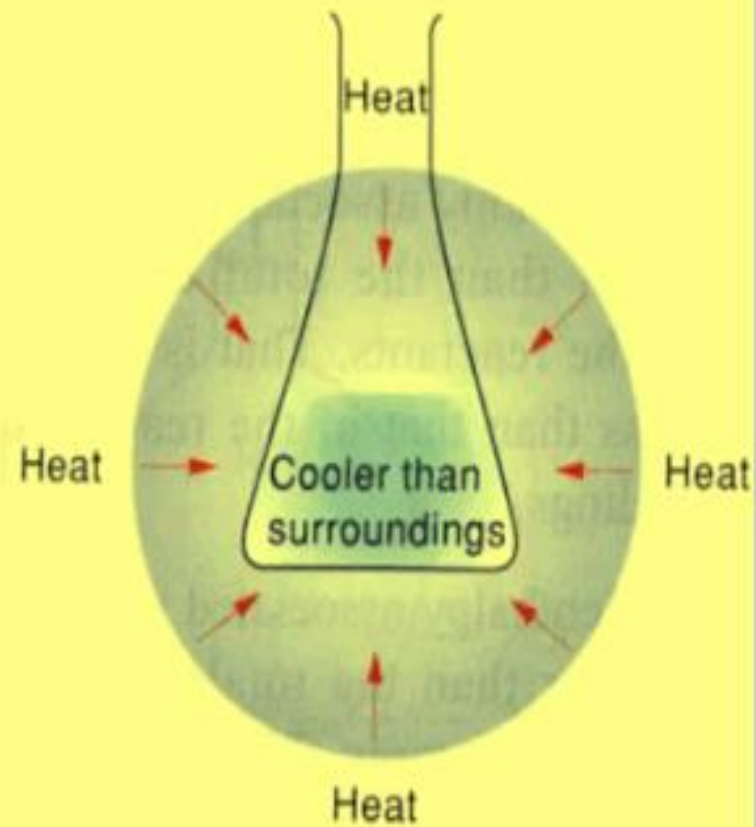
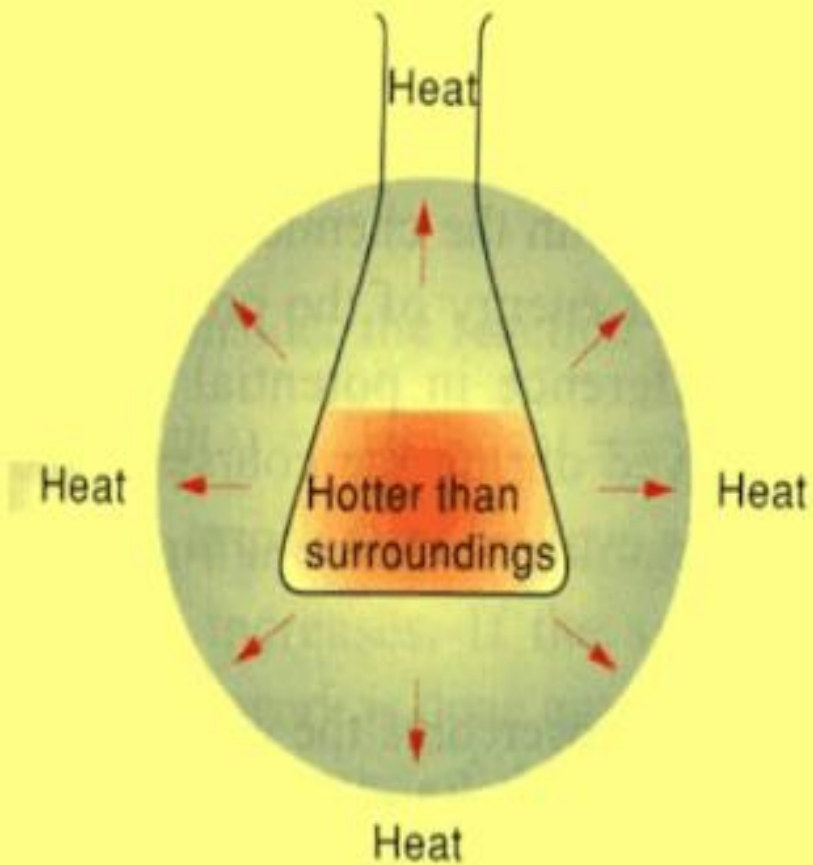
- 1- التفاعلات الباعثة للحرارة Exothermic : وهي التفاعلات التي يصاحبها انبعاث كمية من الحرارة .
- 2- التفاعلات الماصة للحرارة Endothermic : هي التفاعلات التي يصاحبها امتصاص كمية الحرارة .

Exothermic

باعت للحرارة

Endothermic

ماص للحرارة



ان الوحدة الشائعة لقياس كمية الحرارة هي السعرة calory وهي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة غرام واحد من المادة درجة مئوية واحدة .

قياس الحرارة المصاحبة للتفاعل الكيميائي :

ان قياس كمية الحرارة المصاحبة لاي تفاعل كيميائي يتطلب منا فهم بض المصطلحات المستخدمة في هذه القياسات مثل الحرارة النوعية والسعة الحرارية والمسعر الحراري وغيرها من المصطلحات المرتبطة بهذه المفاهيم.

- **الحرارة النوعية :** لحرارة النوعية هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة غرام واحد من المادة درجة مئوية واحدة. يرمز لها C
- **السعة الحرارية:** هي مقدار الطاقة الحرارية اللازمة لرفع درجة حرارة الجسم كله درجة واحدة كلفينية لذلك هي ليست صفة مميزة للمادة لأنها تتغير بتغير كتلته ووحدتها (جول/كلفن) ويرمز لها

$$\text{السعة الحرارية} = \text{الحرارة النوعية} * \text{كتلة المادة}$$

السعة الحرارية الجزيئية : هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جزيئ غرامي واحد من المادة درجة مئوية واحدة .

$$C = q/dt$$

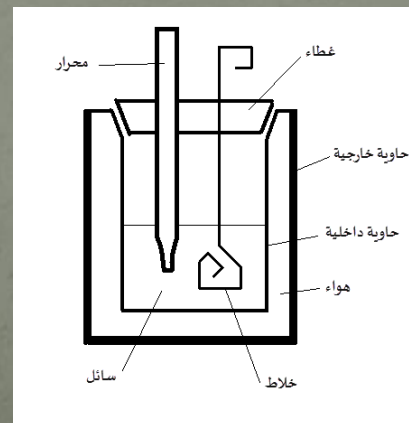
حيث :

C : السعة الحرارية

q : كمية الحرارة

dt : t₂-t₁ الحرارة النهائية – الحرارة الابتدائية .

المسعر الحراري : وهو جهاز يستخدم لقياس التغيرات الحرارية (كمية الحرارة الممتصة او المنبعثة) المصاحبة للتفاعلات الكيميائية .



مثال : وجد تفاعل كيميائي في مسعر حراري يحوي على 1.2 كغم من الماء ارتفعت درجة حرارته من 20 الى 25 مؤي . اذا علمت ان السعة الحرارية للمسعر هي 2.2 كيلوجول / درجة مئوية والحرارة النوعية للماء هي 4.18 جول/غرام . احسب كمية الحرارة المنبعثة من هذا التفاعل ؟

مثال : يستخدم المسعر التفجيري لقياس كمية الحرارة المنبعثة من احتراق الكلوكوز .
فإذا وضعت 3 غم من الكلوكوز في المسعر المملوء بالاكسجين تحت ضغط
والذي يحوي على 1.5 كغم من الماء وكانت درجة الحرارة 19مؤوي . احترق
الخليط ومحتوياته بسبب التفاعل الحاصل وادى الى رفع حرارة المسعر ومشمولاته
الى 25.5 مؤوي والسعة الحرارية للمسعر 2.2 كيلوجول/ مؤوي . احسب كمية
الحرارة عند حرق مول واحد من الكلوكوز اذا علمت ان الحرارة النوعية للماء
4.18 جول / غم .

المحاضرة الثالثة : قوانين الترموديناميك الحراري

القانون الاول للترموديناميك **first law of therodynamic** :-

ان الطاقة لا تفنى ولا تستحدث ولكن يمكن تحويلها من Δ حالة لأخرى. فإذا فرضنا اضافة كمية معينة من الحرارة q الى نظام معين فإن هذه الحرارة قد تنجز شغلا ما (w) او قد تقوم الحرارة بتغيير مقدار الطاقة الداخلية (E) وهذا التغيير (ΔE) يعتمد على مقدار الحرارة المعطاة.

ΔE :- هو مقدار التغيير في الطاقة الداخلية الناتجة من كمية الحرارة المكتسبة او المعطاة مطروح منها الشغل المنجز.

$$\Delta E = q - w$$

التغيير في الطاقة الداخلية

كمية الحرارة

الشغل المنجز

$$W = P\Delta V \text{ at constant } T \text{ and } P$$

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

المحتوى الحراري (الانتالبي) H

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

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

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

وبالتعويض سوف تكون قيمة q كما يلي

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

وفي الحالة السائلة والصلبة التغير في الحجم يكون صغير جدا (معدوم) لذلك نعوض عن التغير في الحجم ΔV بالقيمة صفر فتكون المعادلة كالآتي

$$q = \Delta H + W$$

القانون الثاني للثرموديناميك Sccond law of therodynamic :-

ليس كل التغيرات الحاصلة في نظام ما عكسية اي انها قد تسير في اتجاه واحد ويصعب تغير مسارها الى اتجاه معاكس وان كل التفاعلات الانية تقف عند الوصول الى حالة التوازن ويمكن ان تسمى الطاقة غير المفيدة (غير المستغلة) في الديناميكية الحرارية بالانتروبي (S) .

ان الانتروبي هي الطاقة التي تقوم بزيادة حركة جزيئات المادة ويعتمد مقدارها على درجة الحرارة فكلما زادت درجة الحرارة زادت حركة الجزيئات وان الانتروبي او العشوائية تساوي حاصل ضرب درجة الحرارة في مقدار الطاقة غير المستغلة (T.S) ولذلك فإن الحرارة لا يمكن تحويلها كلياً كبقية انواع الطاقة الى حالات اخرى اذ يفقد جزءا منها .

$$q = T\Delta S$$

عندما يكون النظام ليس في حالة التوازن فإن الحرارة تكون اقل من $T\Delta S$. وفي النظام الذي تحدث فيه تغيرات في اتجاه التوازن فإن

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

الطاقة الحرة لـجيبس Gibbs free energy

يرمز لطاقة جيبس بالرمز G

وهناك علاقة تربط الشغل بطاقة جيبس حيث ان : $W = - \Delta G$

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

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

التغير الطاقة الحرة

التغير في النتروبي

درجة الحرارة

التغير في الانتالبي

وهذا يعني ان مقدار الطاقة الحرة يجب ان تكون قيمة سالبة عند درجة حرارة وضغط ثابتين في حالة حدوث التفاعلات الانية واعطاء شغل مفيد . اما في حالة التوازن فان قيمة ΔG تكون صفر .

حساب قيمة التغير في الانتروبي عندما تكون درجة الحرارة متغيرة.

$$ds = C dT/T$$

$$\int ds = \int C dT/T$$

$$\int_{S_1}^{S_2} ds = \int_{T_1}^{T_2} C dT/T$$

من هذا الاشتقاق يمكن حساب قيمة التغير في الانتروبي عندما تكون درجة الحرارة متغيرة وحسب المعادلة الاخيرة .

$$S_2 - S_1 = C \ln T_2/T_1$$

$$\Delta S = 2.3 C \text{ Log } T_2/T_1$$

السعة الحرارية

مثال : ما هو مقدار التغير في الانتروبي لمول واحد من الماء تم رفع درجة حرارته من 20 - 40 مؤوي تحت ضغط ثابت . علما ان السعة الحرارية لمول واحد من الماء هي 18 سعرة .

$$\Delta S = 2.3 C \text{ Log } T_2/T_1$$

$$\Delta S = 2.3 \times 18 \text{ Log } 313/293$$

$$\Delta S = 2.3 \times 18 \text{ Log } 1.068$$

$$\Delta S = 2.3 \times 18 \times 0.028$$

$$\Delta S = 1.18 \text{ cal/mol}$$

الحل :

المعطيات في المثال :

$$T_1 = 20 + 273 = 293$$

$$T_2 = 40 + 273 = 313$$

$$C = 18$$

$$\Delta S = ?$$

نعوض هذه المعطيات في المعادلة ونحصل على الناتج .

الحالة السائلة

تتميز السوائل دائما بحجوم ثابتة تحت درجة حرارة معينة ولا تكاد تتغير هذه الحجوم بتغير الضغط وهذا بسبب صغر المسافات الموجودة بين جزيئات السائل ولهذا يصعب ضغطها وتقاربها اكثر مما هي عليه وعند تحويل السائل الى الطور البخاري فإنه يخضع آن ذاك الى صفات الحالة الغازية .

تمتلك جزيئات الغاز او البخار طاقة داخلية اكثر مما هي عليه في الحالة السائلة وهذه الطاقة هي التي تمكن جزيئات البخار او الغاز من التغلب على قوة التجاذب التي تربط جزيئات السائل وبذلك تبتعد الجزيئات عن بعضها .

طرق قياس ضغط بخار السائل

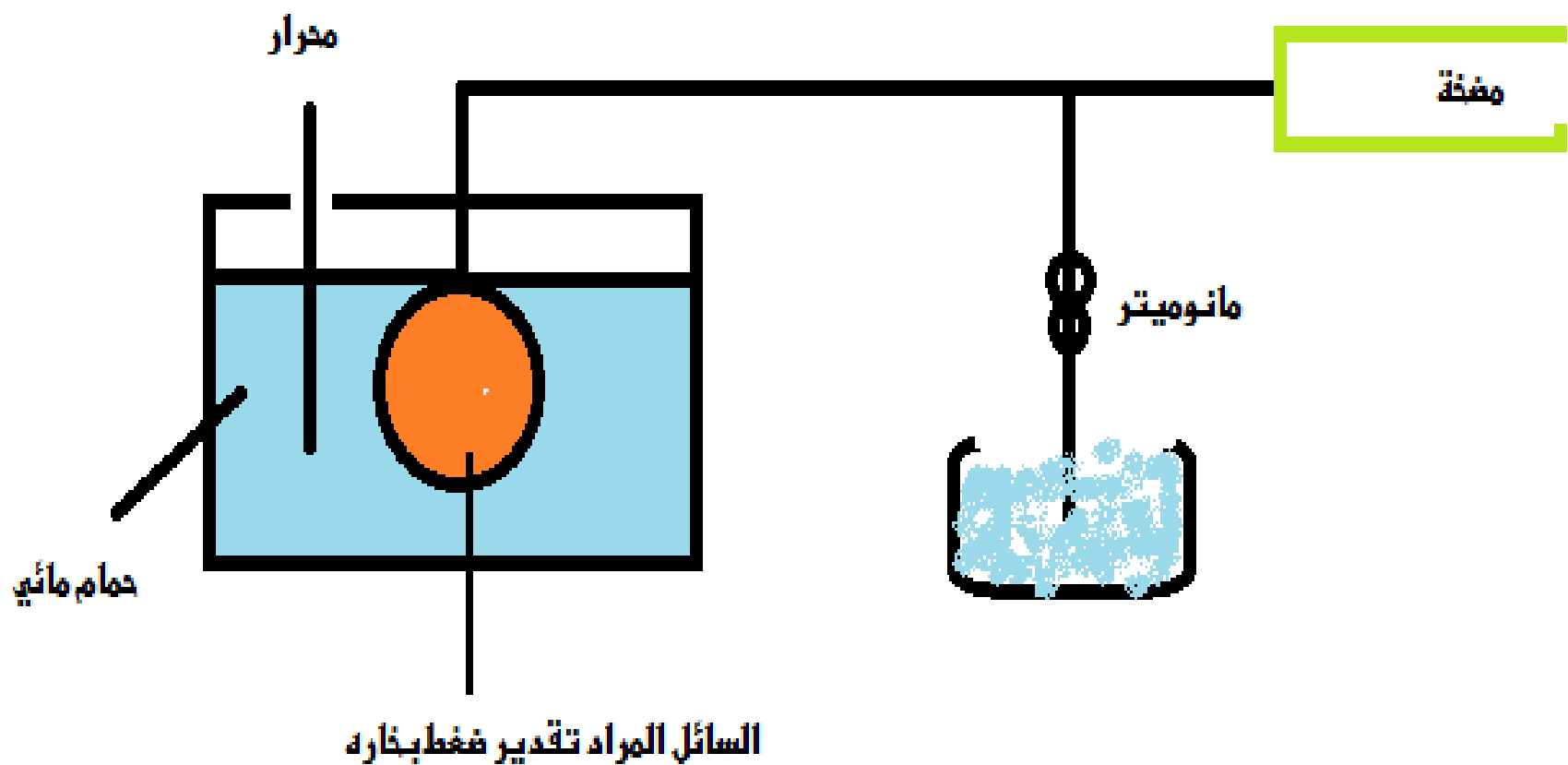
اولاً : الطرائق الساكنة

تتصف هذه الطرائق بوضع السائل في اناء محفوظ في حيز مغلق له درجة حرارة معينة ويترك السائل حتى تسود حالة التوازن بين السائل وبخاره (اي يكون عدد الجزيئات المتصاعدة مساوي لعدد الجزيئات العائدة اليه) ويقاس الضغط الناتج بواسطة مقياس الضغط (مانوميتر) .

ثانياً : الطرائق الديناميكية

في هذه الطرائق يتم استخدام مضخة لسحب او ضخ الهواء من او الى داخل حيز يحوي على السائل المراد تقدير ضغط بخاره وتثبت درجة الحرارة ويتم تغير الضغط داخل الحيز حتى يبدأ السائل بالغليان ويكون ضغط البخار آن ذاك مساوي للضغط الذي يقيسه مقياس الضغط (المانوميتر) .

يمكن استخدام الطريقتان معاً وذلك باستخدام جهاز يسمى isotenscope



جهاز الـ isotenscope

درجة الغليان وعلاقتها بضغط بخار السائل

وهي درجة الحرارة التي يتساوى فيها ضغط بخار السائل مع الضغط المسلط عليه فأذا فرضنا ان الضغط الجوي عند البحر يكون 760 ملم زئبق تحت الظروف الاعتيادية فإن الماء يغلي عند درجة حرارة 100 مؤوي .

يمكن للماء ان يغلي عند درجات حرارية اخرى بتغير الضغط المسلط عليه فمثلا تستخدم اجهزة مختلفة في الصناعة لتكثيف الحليب وعصير الفواكه مثل البرتقال والعنب وذلك باستخدام جهاز لتقليل الضغط حيث يمكن ان يغلي الماء بدرجة حرارة تصل الى 60 مؤوي وذلك بخفض الضغط الى 149.38 تور حيث يمكن المحافظة على طعم ونكهة ولون العصير المكثف.

$$\log \frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta H}{2.303R} \times \frac{T_2 - T_1}{T_2 \times T_1}$$

حيث :

T_1 = درجة غليان السائل عند الضغط P_1

T_2 = درجة غليان السائل عند الضغط P_2

P_1 = ضغط بخار السائل عند درجة حرارة T_1

P_2 = ضغط بخار السائل عند درجة حرارة T_2

ΔH = حرارة التبخر لمول واحد من المادة

R = ثابت الغازات (1.987 كلري/كلفن)

مثال :- يغلي الماء بدرجة حرارة 100 مؤوي وضغط جوي مقداره 1 جو ,
 ماهي درجة غليان الماء عند ضغط 400 تور اذا علمت حرارة التبخر لمول
 واحد من الماء هي 540 كلري/غم .

الحل :

$$T_2 = 100 + 273$$

$$P_2 = 1 \text{ atm}$$

$$T_1 = ?$$

$$P_1 = 400 \text{ torr}$$

$$= 400/760 = 0.526 \text{ atm}$$

$$\Delta H = 540 * 18$$

$$\log \frac{p_2}{p_1} = \left(\frac{\Delta H}{2.303R} \right) \times \frac{T_2 - T_1}{T_2 \times T_1}$$

$$\log \frac{1}{0.526} = \frac{540 \times 18}{2.303 \times 1.987} \times \frac{373 - T_1}{373 T_1}$$

$$T_1 = 355.6$$

المحلول السائل

المحلول عبارة عن خليط متجانس من مادتين أو أكثر لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي ، وهو عبارة عن نظام ذي طور أو صنف واحد . إن ذوبانية مادة في أخرى لتكوين محلول متجانس يعتمد على طبيعة المواد المتضمنة في عملية الذوبان ، وتتأثر الذوبانية بالتغيرات في درجة الحرارة للمحلول والضغط ، بالرغم من أن المؤثر الأخير ذو أهمية بالنسبة للغازات فقط .

المادة الموجودة بوفرة في المحلول تسمى المذيب solvent بينما الموجودة بنسبة أقل تسمى المذاب solute ومع ذلك ، فإنه بالنسبة لمحلول صلب في سائل يشار دائماً للسائل بأنه المذيب ، علماً بأن هنالك حالات أخرى شاذة يكون فيها الصلب موجوداً بكمية أكبر .

طرق التعبير عن التركيز

1- التركيز المولاري :

$$M = \left(\frac{Wt}{Mwt} \right) \times \left(\frac{1000}{Vml} \right)$$

2- التركيز العياري

$$N = \left(\frac{Wt}{Eqwt} \right) \times \left(\frac{1000}{Vml} \right)$$

3- التركيز الفورمالي

$$F = \left(\frac{Wt}{Fwt} \right) \times \left(\frac{1000}{Vml} \right)$$

التركيز المولالي

$$\text{Molality} = \left(\frac{Wt \text{ of solute}}{Mwt} \right) \times \left(\frac{1000}{Wt \text{ of solvent}} \right)$$

5- النسبة المئوية :

$$V/V\% = \frac{\text{V. of Solute(ml)}}{\text{V. of Solution(ml)}} \times 100$$

$$\%W/V = \frac{\text{Wt. of Solute(gm)}}{\text{V. of Solution(ml)}} \times 100$$

$$\%W/W = \frac{\text{Wt. of Solute}}{\text{Wt. of Solution}} \times 100$$

6- الجزء بالمليون :

$$\text{ppm} = \frac{\text{Wt. of Solute}}{\text{V. of Solution (ml)}} \times 1000000$$

7- الكسر المولي :

$$X (\text{Solute}) = \frac{n (\text{Solute})}{n (\text{Solute}) + n (\text{Solvent})}$$

$$X (\text{Solvent}) = \frac{n (\text{Solvent})}{n (\text{Solute}) + n (\text{Solvent})}$$

$$X (\text{Solute}) + X (\text{Solvent}) = 1$$

المحلول المثالي Ideal Solution

خليط متجانس من المواد التي تمتلك صفات تقريبا مشابهة لصفات المواد النقية و هذه المواد تطيع قانون راؤول ، و قانون راؤول ينص على أن الضغط البخاري للمحلول عند درجة حرارة معينة يساوي الكسر المولي للمذيب في الطور السائل مضروبا بالضغط البخاري للمذيب النقي عند نفس درجة الحرارة :

$$P_{\text{solution}} = X_{\text{solvent}} \cdot P^{\circ}_{\text{solvent}}$$

وهو صحيح للعديد من المحاليل المخففة ولعدد محدود من من المحاليل المركزة خصوصا تلك التي يكون فيها التفاعلات بين جزيئات المذيب و المذاب مساوية لتلك التفاعلات بين جزيئات كل مادة بحد ذاتها . فمحاليل البنزين و التولوين و اللذين لها تركيب جزيئي متشابه تعتبر مثالية فأي خليط من كلاهما له نفس الحجم مساويا لمجموع حجوم المكونين على حدة و تتم عملية الخلط بدون امتصاص او انبعاث حرارة .

مثال / اضيف 100 غرام من الكحول المثيلي الى 100 غرام من الكحول الاثيلي احسب ضغط بخار المحلول في نفس درجة الحرارة اذا علمت ان ضغط البخار القياسي للميثانول والايثانول عند درجة حرارة 20 موزوي هو 88.7 و 44.5 على التوالي . الاوزان الذرية (C=12 , O=16 , H=1)

الحل :

$$P_{SOL} = P_M + P_E$$

$$P_M = N_M \cdot P_M^o$$

$$n = \frac{wt}{mwt}$$

$$n = \frac{100}{46} = 2.17$$

$$n = \frac{100}{32} = 3.12$$

$$P(\text{methanol}) = \frac{3.12}{3.12 + 2.17} \times 88.7 = 52.31$$

$$P(\text{ethanol}) = \frac{2.17}{3.12 + 2.17} \times 44.5 = 18.20$$

$$P(SOL) = 52.31 + 18.20 = 70.51$$

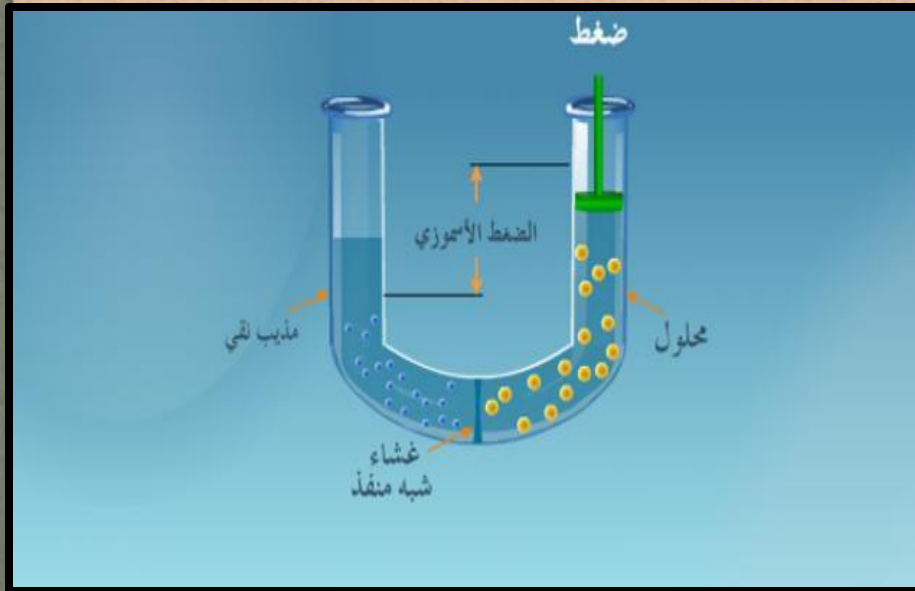
N_M يمثل الكسر المولي للميثانول في المحلول ويتم حسابه من خلال حساب عدد مولات (n) الميثانول والايثانول

المحاليل غير المثالية المحتوية على مواد صلبة غير متطايرة

ان وجود مواد صلبة غير متطايرة ذائبة في السائل تؤدي الى خفض ضغط بخاره وبالتالي الى ارتفاع درجة غليانه وخفض درجة انجماده وزيادة الضغط الازموزي ويعتمد مقدار التغير في هذه الصفات الاربعة اعتمادا كليا على تركيز المادة المذابة وقابلية تأينها في المحلول وتدعى هذه الخواص بالخواص الجامعة للمحلول Collegative Properties

الضغط الأزموزي والغشاء شبه الناضح

الخاصية الأسموزية هي حركة جزيئات السائل من منطقة إلى أخرى، يفصل بينهما غشاء شبه منفذ في محاولة إعادة التوازن للمحلولين المتجاورين دون الحاجة إلى طاقة، ويقوم الغشاء الشبه منفذ بالسماح لجزيئات المذيب بالمرور دون المذاب، كما يطلق عليها عدة أسماء أخرى، مثل؛ التنافذ، أو التناضح، أو الانتشار الغشائي.



الضغط الإسموزي يسمّى الضغط التناضحي أيضاً، وهو مصطلح يستخدم للإشارة إلى أقل ضغط يجب التأثير به على السوائل لمنع حدوث الخاصية الإسموزية، أي الضغط الذي يحتاجه السائل الذي يمتلك ضغطاً أقلّ، ليتعادل مع السائل ذي الضغط المرتفع، وبذلك يحدث الاتزان، ولا ينتقل السائل من جهة إلى أخرى عبر الغشاء، ويستخدم الضغط الإسموزي للدلالة على ميل المحلول إلى سحب الماء، وتنطبق قوانين الغازات عليه، وبالتالي فإنه

● يتناسب تناسباً طردياً مع التركيز المولي للمذاب.

● يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة.

● يعتمد على عدد الجسيمات في المحاليل.

المحلول المشبع Saturated Solution

المحلول المشبع هو عبارة عن محلول يعمل فيه المذيب على إذابة كل المذاب حتى يصبح غير قادر على إذابة المزيد من المواد، وإذا جرى إضافة أي مواد أخرى إلى هذا المحلول فإنه يؤول إلى ترك المواد الغير المذابة تترسب في القاع. اما المحلول الغير المشبع فيعرف بأنه عبارة عن محلول لم يتشبع بالمذاب بالكامل، بحيث يكون المذيب قادر على إذابة المزيد من المواد المذابة فيه، وعلى هذا عند إضافة أي مواد أخرى إلى هذا المحلول فإنه يعمل على إذابتها حتى يصل لمرحلة المحلول المشبع.

العوامل التي تؤثر في عملية التشبع للمحلول

- تزداد قابلية ذوبان المحاليل الأيونية مع إرتفاع درجة الحرارة.
- إن المواد الصلبة ذات المساحة السطحية العالية لها قابلية ذوبان أكبر من المواد الصلبة ذات القطع الكبيرة .
- عند إرتفاع درجة الحرارة تزداد قابلية الذوبان مما يؤول إلى تفاعلات ماصة للحرارة.
- عند تقليل درجة الحرارة تقل القابلية للذوبان مما يؤول إلى تفاعلات باعثة للحرارة.

التوازن الكيميائي Chemical Equilibrium

يمكن تعريف التوازن الكيميائي على أنه نوع من أنواع التوازن الديناميكي، والذي يتم من خلاله الوصول لمرحلة الاستقرار بداخل العديد من التفاعلات، التي تتم بين مختلف العناصر الكيميائية، وعندها تتزن النواتج مع المتفاعلات.

ويتم الوصول إلى مرحلة التوازن أو الاتزان الكيميائي :

- عندما لا يتم حدوث تغيير داخل النسب الخاصة بتركيزات المواد التي يتم بها حدوث التفاعل الكيميائي.
- عندما يتوالد حدوث التفاعل الأمامي والعكسي بتركيزات متساوية وكذلك بسرعات متساوية.

العوامل المؤثرة على التوازن الكيميائي:-

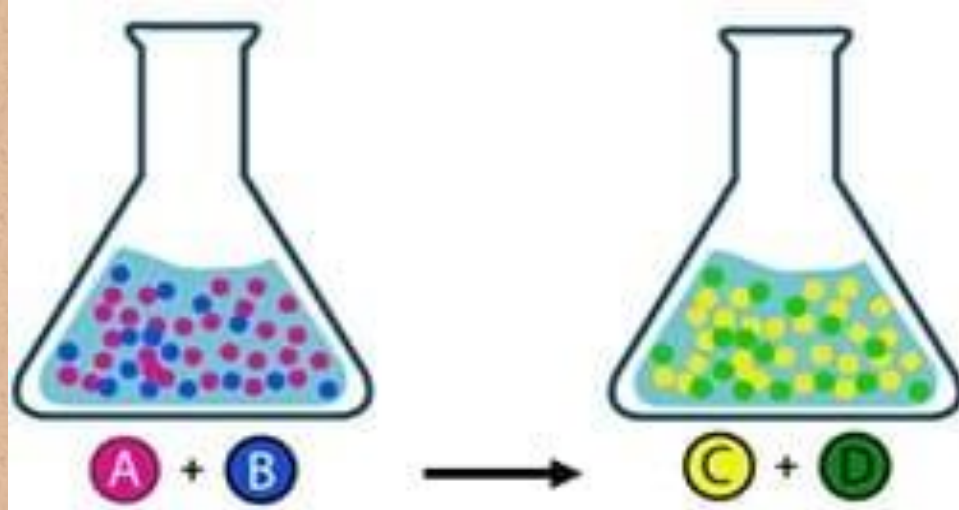
أولاً درجة الحرارة: Temperature

ثانياً الغازات الخاملة: Nobel gases

ثالثاً التركيزات الخاصة بالمواد Concentrations

رابعاً الضغط Pressure

خامساً المحفزات Catalysts



أنواع التوازن الكيميائي

يمكن ان يقسم التوازن الكيميائي الى نوعين

اولاً :- التوازن الكيميائي المتجانس

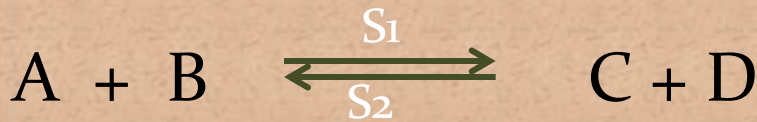
وفي هذا النوع من التوازن توجد المواد المتفاعلة ونواتجها في طور واحد (صلب , سائل , غاز) .

ثانياً :- التوازن الكيميائي غير المتجانس

في هذه الحالة تكون المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل في اطوار مختلفة كوجود مواد صلبة واخرى سائلة في نفس الوقت او سائلة مع غازية .

قانون فعل الكتلة

يتناسب معدل سرعة تفاعل المادة طرديا مع الكتلة الفعالة للمادة في درجة حرارة ثابتة . وبمعنى اخر ان سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب طرديا مع نواتج الكتل الفعالة من المواد
يرمز للكتلة الفعالة بالرمز a و عليه



سرعة التفاعل الامامي $S_1 \propto [A][B]$

$$S_1 = K_1[A][B]$$

سرعة التفاعل الخلفي $S_2 \propto [C][D]$

$$S_2 = K_2[C][D]$$

عند الاتزان $S_1 = S_2$

$$K_1[A][B] = K_2[C][D]$$

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

$$K = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

اي ان ثابت سرعة التفاعل = حاصل ضرب تراكيز النواتج / حاصل ضرب تراكيز المتفاعلات