

Ch3:- Mass Relationships in chemical Reactions:-

• Micro world (atoms and molecules)

العالم المجهري

• Macro world (grams)

العالم المجهري وهو يستخدم الاختلاف في

تقدير نفس وزنها باستخدام جهاز معين

منه جهاز تقدير حجمه فاما لقياسها في فالد على ان C مائة

* Atomic number :- numbers of protons which equal the number of electrons in ^{neutral} atoms.

العدد الذري

ضابغة التبادلة

- في الذرة المتعادلة في الأتوم فيها ب. و ن. عدد البروتونات = عدد الإلكترونات

صا ب. و ن. اكسيع (الذرة) فقد أدرك بين أن الشح

* Atomic mass :- is the mass of an atom in atomic mass units (amu)

الكتلة الذرية

$$(1 \text{amu} = 1.6 \times 10^{-24} \text{g})$$

* amu :- define as mass exactly equal to 1/12 of the mass of carbon-12.

أكثر تأثيره وجوده بالطبيعة

في ذرات الكربون 12 متواجدين في الطبيعة وهو الأثقل في المجموعة من الكربون 12

- By definition :- 1 atom ¹²C "weighs" 12 amu

on this scale \Rightarrow ¹H = 1.00794 amu

¹⁶O = 15.9994 amu

Example: Sulfur-36 has mass of 35.967 amu, which is around 3 times the mass of C-12 [35.967/12 = 2.99]

Relative atomic mass \leftarrow $\frac{\text{Mass of atom}}{\text{Mass of } ^{12}\text{C}}$

$2.99 \leftarrow \frac{35.967}{12} \times \text{C}^{12}$

* Average atomic mass - is the weighted average of all the naturally occurring isotopes.

النظائر الثلاثة لـ C هي ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C الأيزوتوبات الطبيعية

هل سألنا فتعرف بهم؟ عدد البروتونات

كلهم عندهم 6 بروتونات الافتتاح بالبروتونات $6\text{N and } 6\text{P} \leftarrow ^{12}\text{C}$

$7\text{N and } 6\text{P} \leftarrow ^{13}\text{C}$ / $8\text{N and } 6\text{P} \leftarrow ^{14}\text{C}$

في الـ atomic mass الرقم فتلاحظ

هل صيغته أي isotopes مع سبعة بالكم الـ 12، 13 ولا 14

عناك الـ average atomic mass كيف نوجدها

Example: Natural lithium is 7.42% ^6Li (6.015 amu) and 92.58% ^7Li (7.016 amu)

النسبة الطبيعية

Average atomic mass of lithium =

$\left(\frac{7.42}{100} \cdot 6.015\right) + \left(\frac{92.58}{100} \cdot 7.016\right) = 6.941 \text{ amu}$

سألنا فتعرف بهم؟

• Mole = 6.022×10^{23} units

the mole (mol) is a unit to account the number of particles (atoms, molecules...)

• Numbers of atoms in exactly 12 grams of $^{12}\text{C} = 6.022 \times 10^{23}$ atoms

1 mole of $^{12}\text{C} = N_A = 6.022 \times 10^{23}$ atoms = 12.011 g

N_A : Avogadro's number

↳ number of atoms, molecules or particle in one mole

ذرات ← - 1 mole Xe = 6.022×10^{23} Xe atoms ذرات

- 1 mole $\text{NO}_2 = 6.022 \times 10^{23}$ NO_2 molecules جزيئات

ع مolar Mass (M) = defined as the mass (in grams or kilograms) of 1 mole of units (such as atoms or molecules) of a substance

- 1 mole ^{12}C atoms = 12 g = 6.022×10^{23} atoms.

$n = \frac{m}{M}$ $n = \frac{\text{عدد الجزيئات}}{\text{الكتلة المولية}}$

كتلة الجزيء = كتلة الذرة × عدد الذرات في الجزيء
مثال: كتلة جزيء $\text{CO}_2 = 12 + 16 \times 2 = 44$ g/mol

• For any element :: atomic mass (amu) = molar mass (grams/mol)
For P from periodic table

مثال: ^{16}O مolar mass = 16 g/mol
 ^{16}O atomic mass = 16 amu

mass of element (m) $\xrightarrow{\frac{m}{M}}$ number of moles of element (n) $\xrightarrow{\frac{n \cdot N_A}{N_A}}$ numbers of atoms of element (N)

M: molar mass in g/mol, n: mole

N_A : Avogadro's number

* Two main rules: 1- mole = mass / molar mass

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

2- number of atoms (or molecules) = Moles \cdot Avogadro's

$$N = n \cdot N_A$$

Example: How many moles of iron (Fe) are in 15.34 g Fe?

$n = \frac{m}{M} = \frac{15.34}{55.85} \Rightarrow 0.2747 \text{ mole Fe} \quad * 1 \text{ mole Fe} = 55.85 \text{ g Fe}$
 مولات الحديد \leftarrow $\frac{15.34}{55.85}$ \rightarrow 0.2747 مولات الحديد \leftarrow 55.85 جم الحديد

Example: How many potassium atoms are in 0.551 g of potassium (K)?

$$N = n \cdot N_A = 6.022 \times 10^{23}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0.551}{39.1}$$

$$N = \frac{0.551}{39.10} \cdot 6.022 \times 10^{23} \Rightarrow 8.49 \times 10^{21} \text{ atom}$$

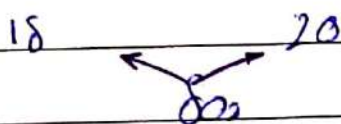
$\frac{0.551}{39.10}$ مولات البوتاسيوم \rightarrow 8.49×10^{21} ذرات البوتاسيوم

Example: calculate the mass of one atom of Na ($N_a = 23 \text{ g/mol}$)

$$N = n \cdot N_a \Rightarrow 1 = \frac{m}{23} \cdot 6.022 \times 10^{23}$$

$$m = 3.82 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Molecular mass (or molecular weight) :- is the sum of the atomic masses (in amu) in a molecule



molecular mass H₂O is 18

atomic mass $\sum 2 \times 1 + 16 = 18$

$$\text{molecular mass} = 32.07 \text{ amu (S)}$$

$$= 2.16 \text{ amu (O)}$$

$$64.07 \text{ amu (SO}_2\text{)}$$

- For any molecule \Rightarrow molecular mass in amu = molar mass in g/mol

g/mol \Rightarrow 64.07 = molar mass of SO₂

1 molecule of SO₂ weighs 64.07 amu

1 mole of SO₂ weighs 64.07 g

Example: How many H atoms are in ~~72.5~~ 72.5 g of C_3H_8O ?

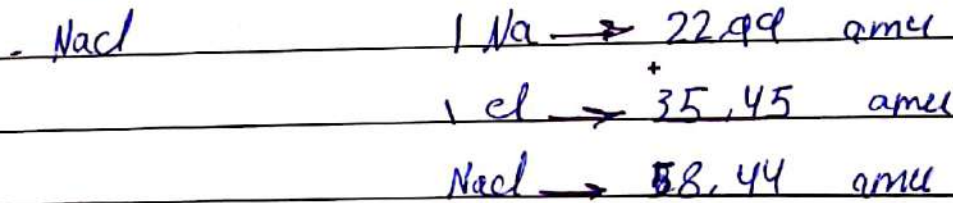
$N = g \cdot N_A \cdot (\text{\# of H per molecule})$

فرقة لا يزال عن السؤال
في عدد الجزيئات

$N = \left(\frac{72.5}{60.09} \cdot 6.022 \times 10^{23} \cdot 8 \right)$ H atoms

Formula mass :: is the sum of the atomic masses in amu in a formula unit of an ionic compound.

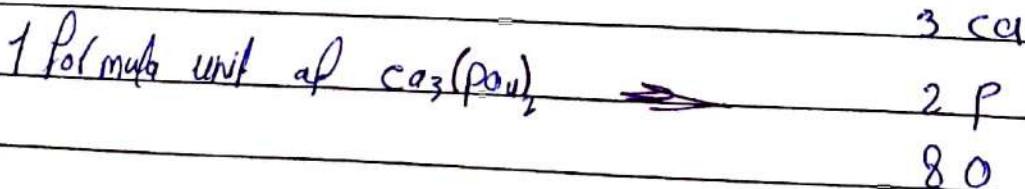
نفس ال molecular mass من الفرق في الجزيئات واليونات التي تتكون منها

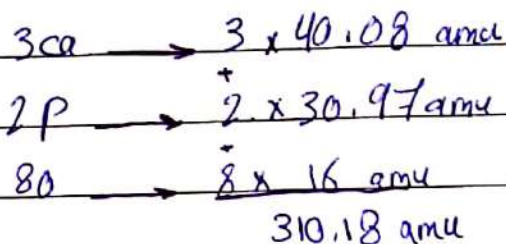


* For ionic compound ⇒ Formula mass (amu) = molar mass (g/mol)

- 1 formula unit of NaCl = 58.44 amu
- 1 mole of NaCl = 58.44 g of NaCl

Example: What is the formula mass of $Ca_3(PO_4)_2$?





Exmple calculate the mass in grams of FeCl_3 in 1.53×10^{23} formula units
 molar mass = 162.204 g/mol

$$N = n \cdot N_A \Rightarrow 1.53 \times 10^{23} = \frac{m}{162.204} \cdot 6.022 \cdot 10^{23}$$

$$\underline{m = 41.21 \text{ g}}$$

Exmple calculate the number of formula units of Na_2CO_3 in 1.29 moles of Na_2CO_3 .

$$N = n \cdot N_A$$

$$N = 1.29 \cdot 6.022 \times 10^{23} = 7.77 \cdot 10^{23} \text{ particles}$$

Mole-to-Mole conversion factors

- can use chemical formula to relate amount of each atom to amount of compound

in H_2O there are 3 relationships:

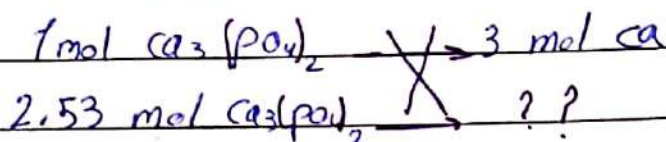
- 2 mol H \Rightarrow 1 mol H_2O
- 1 mol O \Rightarrow 1 mol H_2O
- 2 mol H \Rightarrow 1 mol O

can also use these on amount scale

• 2 atoms H \Rightarrow 1 molecule H_2O

• 1 atom O \Rightarrow 1 molecule H_2O

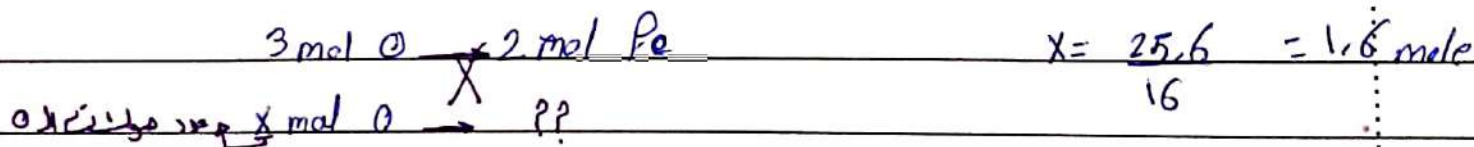
Example calculate the number of moles of calcium in 2.53 moles of $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.



$$* N = \frac{3 \text{ mol Ca} \cdot 2.53 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 7.59 \text{ mol of Ca}$$

Example How many g of iron (Fe) are required to use up all of 25.6 g of oxygen atoms (O) to form Fe_2O_3 ?

mass O \rightarrow mol O \rightarrow mole Fe \rightarrow mass Fe



$$\text{mole Fe} = \frac{2}{3} \cdot 1.6 \Rightarrow 1.06 \text{ mol}$$

$$1.06 \times \frac{m}{55.85} \Rightarrow m = 59.2 \text{ g of Fe}$$

* Determining Empirical & Molecular Formulas:

Chemical formula of any element $\left\{ \begin{array}{l} \text{Molecular formula} \\ \text{Empirical formula} \end{array} \right.$

- when making or isolating new compounds one must characterize them to determine structure & ~~total~~ Molecular formula (MF).

* Molecular Formula (MF) :-

- Exact composition of one molecule
 - Exact whole # ratio of atoms of each element in molecule
- Ex. (MF of glucose is $C_6H_{12}O_6$)

في الجزيء الواحد من الجلوكوز يوجد 6 ذرات كربون و 12 ذرة هيدروجين و 6 ذرات أكسجين

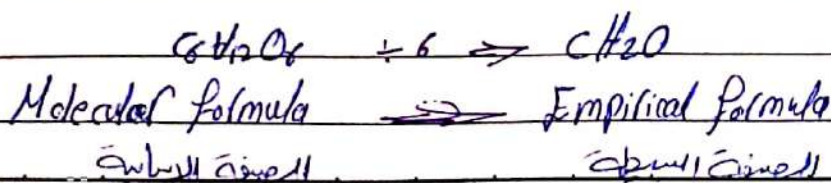
* Empirical Formula (EF) :-

- simplest ratio of atoms of each element in compound

في أبسط نسبة ذرات كل عنصر في المركب

- obtained from experimental analysis of compound
- Ex. EF of glucose is CH_2O

كيف نحصل على الصيغة التجريبية من الصيغة الجزيئية؟
 نأخذ الصيغة الجزيئية للجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ ونقسمها على أكبر عدد يقسمها وهو 6 فنحصل على الصيغة التجريبية CH_2O



Example: What is the EF of pentane (C_5H_{12})?

EF is C_5H_{12} same as molecular formula

نفس الشيء 12.5 الجزيء = جزيء واحد الى اثنى عشر

Example: What is the EF of (H_2O_2) ? HO

• three ways to calculate Empirical formulas:

1- From masses of elements

Ex: 2.448 g sample of which 1.771 g is (Fe) and 0.677 is (O)

2- From percentage composition

Ex: 43.64 % (Fe) and 56.36 % (O)

3- From combustion data

Given masses of combustion products

Ex: the combustion of a 5.217 g sample of a compound of (C), (H), and (O) in pure oxygen gave 7.406 g CO_2 and 4.512 g of H_2O

لوزن المتراكم

هذا هو الوزن الكلي للمركب الذي حرقناه في الاكسجين لينتج لنا هذه الكميات

* Strategy for determine Empirical formulas:

طريقة لتحديد الصيغة التجريبية (E.F)

1- determine masses (ing) of each element

١- إيجاد الكتل (الوزن) لكل عنصر

2- convert mass (ing) to moles

٢- تحويل الكتل (الوزن) إلى المولات

3- divide all quantities by smallest number of moles to get smallest ratio of moles

٣- قسّم كل الكميات على أصغر رقم بالمولات ونفّس كل الأرقام بنسبة العناصر على أقل نسبة للمولات

* مرات كما نفّس العناصر على (أصغر عدد بطبق معي) عدد غير صحيح فمنه نخرج له نظيره رقم 4

4- convert any non-integers into integer number

٤- تحويل الأعداد غير الصحيحة إلى صحيحة
كيف؟ نضرب الرقم بأقل نسبة ممكنة حتى يتحول لعدد صحيح

مثال: الكربون 12

Example: when a 0.1156 g sample of a compound was analyzed, it was found to contain 0.0447 g of (C), 0.01875 g of (H), and 0.05215 of (N) calculate the empirical formulas of this compound.

step 1: calculate moles of each substance. ١- حساب المولات لكل مادة

$$n_c = \frac{0.0447}{12} = 3.722 \times 10^{-3} \text{ mol of C}$$

$$n_H = \frac{0.01875}{1.008} = 1.86 \times 10^{-2} \text{ mol of H}$$

$$n_N = \frac{0.05215}{14.0067} = 3.722 \times 10^{-3} \text{ mol of N}$$

Step 2. Select the smallest # of moles -5

Ⓢ (3.722×10^{-3}) ان رقم على الجزيئات هو

Step 3. divided all # of moles by the smallest one

$$C = \frac{3.722 \times 10^{-3}}{3.722 \times 10^{-3}} = \underline{\underline{1}} \text{ (mole ratio)}$$

$$H = \frac{1.86 \times 10^{-2}}{3.722 \times 10^{-3}} = 4.997 \text{ (mole ratio)} \approx \underline{\underline{5}}$$

لأنه كثر الرقم ترتيبه والصغرى أخذنا الوحدة

$$N = \frac{3.722 \times 10^{-3}}{3.722 \times 10^{-3}} = \underline{\underline{1}} \text{ (mole ratio)}$$

مايسر 4.6, 4.5

∴ Empirical formula: (C.H₅N)

Example: one of the compounds of iron and oxygen "black iron oxide" occurs naturally in the mineral magnetite. When a 2.448g sample was analyzed it was found to have 1.771g of (Fe) and 0.677 of (O) calculate the Empirical formula of this compound.

نفس فتارة المثال يلي قبل الاختلاف انه صورة آخر التي رج
 بطبع رقم غير صحيح وبتارة تستخدم الكفاوة وكونه اصح... نكتبه كل

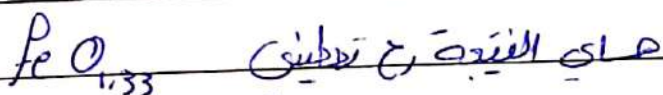
$$n_{Fe} = \frac{1.771}{55.485} = 0.03171 \text{ mol Fe}$$

$$n_O = \frac{0.677}{16} = 0.0423 \text{ mol O}$$

الآن هنر 0.03171

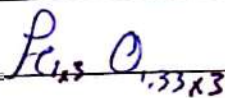
$$Fe = \frac{0.03171}{0.03171} = \underline{1} \text{ mole ratio}$$

$$O = \frac{0.0423}{0.03171} = \underline{1.33} \text{ mole ratio} * \text{ غير صحيح وبتارة بتدور آخره}$$



بتارة اعداد اخره ال 1.33 بالتدريج مع في كتلة غير صحيح كترون ال 2 وبتابع 2.66
 كتلة كترون في 3.99

صينة اذنة ابني اخره ال 2.66 وكت 3.99 في الكتلة ال 3.99 في اخره ال 4
 في اخره ال 4



الفرق بتارة بكل العناصر

[$Fe_{1.5} O_4$] Empirical formula

تنتج النوع الثاني من التخليق

Example: calculate the empirical formula of a compound whose % composition data is 43.64% (P) and 56.36% (O)

step 1: Assume 100g of compound. - اختيار/اعتبار ان الكتلة الكلية = 100g

باللغة: زح اعتبر ان الكتلة الكلية للبيانات هي 100g

- 43.64 g of P
- 56.36 g of O

هذا هو ما نحتاجه في طريقة الحل

$$n_P = \frac{43.64}{30.97} = 1.409 \text{ mol P}$$

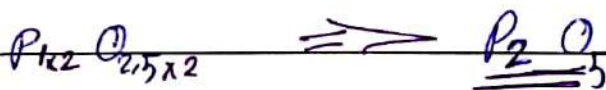
$$n_O = \frac{56.36}{16} = 3.523 \text{ mol O}$$

ان 1.409 هو

$$P = \frac{1.409}{1.409} = 1 \text{ mole ratio}$$

$$O = \frac{3.523}{1.409} = \underline{\underline{2.5}} \text{ mole ratio}$$

عدد غير صحيح يعني ان نضرب بـ 2

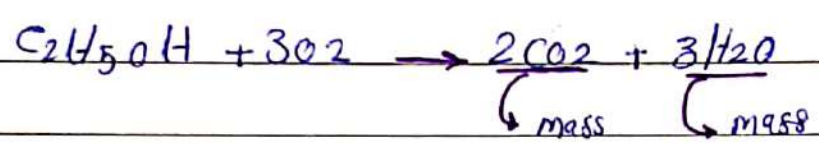
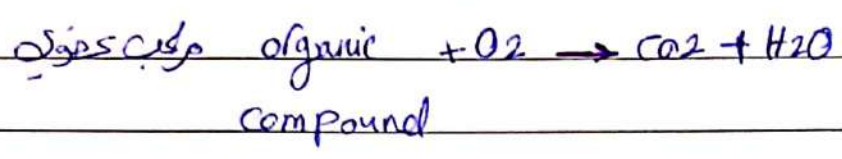


combustion analysis: تخليق النوع الثاني من التخليق

- compounds containing carbon, hydrogen and oxygen can be burned completely in pure oxygen gas.

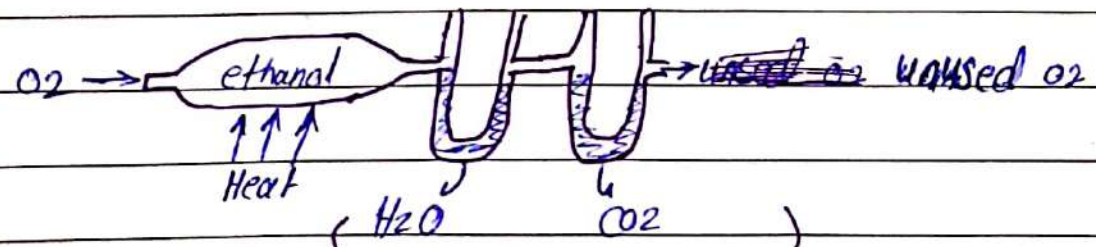
only carbon dioxide & water are produced

Ex- combustion of ethanol (C₂H₅OH)



في هذه التجربة يتم حرق الكحول في كمية معينة من الأوكسجين لينتج الماء وغاز ثاني أكسيد الكربون
 من أجل معرفة الصيغة التجريبية empirical formula للكحول C, H, O

apparatus for determining the empirical formula of ethanol.
 The absorbers are substances that can retain water and carbon dioxide respectively



مادة تسمى (absorber) H₂O مادة تسمى (absorber) CO₂

- combustion of ethanol امتزاج الكحول

هنا قبل التفاعل، نوا عظامه H_2O و CO_2 هوا الأنايب وقاسين كتهم
 زغير ماوا هج بعد التفاعل برهوا هفتوا الأنايب و هفتوا استاكتا كانه هرق
 زغير ال $CO_2 = 7g$ و ال $H_2O = 10g$

H_2O كتلة = 5

H_2O زغير = 10

فرتة استاكت = 5 و الزنة الناتج هتوا استراة

CO_2 كتلة = 5

CO_2 زغير = 7

فرتة استاكت = 2 و الزنة الناتج هتوا استراة

كيف الأنايب وزنه كل عنبر كالتالي

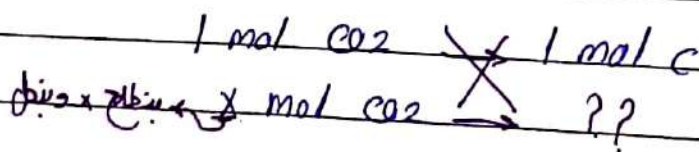
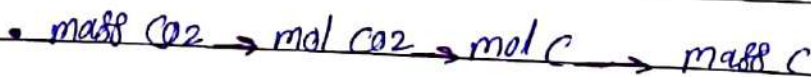
• carbon dioxide and water separated and weighed separately

- All C ends up as CO_2 كل استاكتا بونيد بالانباته كطج ال CO_2

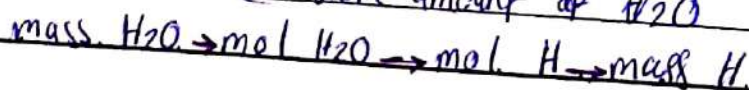
- All H ends up as H_2O كل استاكتا بونيد بالانباته كطج ال H_2O

- Mass of (C) can be derived from amount of (CO_2)

الزنتايم وزنه ال CO_2 هتوا كطج وزنه ال C كيف ؟



- Mass of (H) can be derived from amount of H_2O



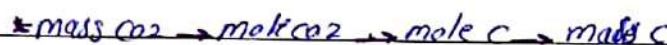
Mass of oxygen is obtained by difference

$$\star \text{mass O} = \text{mass sample} - (\text{mass C} + \text{mass H})$$

(كتلة الأوكسجين = كتلة العينة - كتلة الكربون - كتلة الهيدروجين)

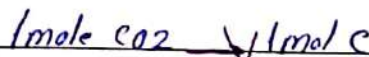
Example: the combustion of a 5.217 g sample of a compound of (C), (H) and (O) in pure oxygen gave 7.406 g CO_2 and 4.512 g of H_2O . Calculate the empirical formula of the compound.

Step 1: calculate mass of C from CO_2 نفسه في الأوكسجين في الأوكسجين



$$n_{\text{CO}_2} = \frac{7.406}{44.01} = 0.168 \text{ mol of CO}_2$$

$$\text{molar mass CO}_2 = 44.01$$



$$0.168 \text{ mol CO}_2 \rightarrow ??$$

$$x \text{ mole C} = 0.168 \text{ mole C} \Rightarrow n_{\text{C}} = 0.168 \text{ mole}$$

$$0.168 = x \frac{m}{12} \Rightarrow m_{\text{C}} = 2.019 \text{ g}$$

Step 2: calculate mass of H from H_2O

نفسه في الأوكسجين في الأوكسجين

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{4.512}{18.015} = 0.2505 \text{ mol of H}_2\text{O}$$



$$0.2505 \text{ mol H}_2\text{O} \rightarrow ??$$

$$\Rightarrow n_{\text{H}} = 0.5009 \text{ mol of H}$$

$$0.5009 = \frac{m}{4008} \Rightarrow m_H = 0.5049 \text{ g}$$

Step 3: calculate mass of O

حساب كتلة الأوكسجين

$$\begin{aligned} \text{mass O} &= \text{total mass} - (\text{C mass} + \text{H mass}) \\ &= 5.217 - (2.019 + 0.5049) \\ &= 2.6931 \text{ g of O} \end{aligned}$$

*or we can use the following rule:

القاعدة التالية

$$\begin{aligned} \text{mass of element in the sample} &= \left(\frac{\text{mass of product contain this element}}{\text{it molar mass}} \right) \times \\ &(\# \text{ of element atoms in product}) \times (\text{atomic mass of element}) \end{aligned}$$

$$\therefore \text{mass of C in } \text{CO}_2 = \frac{7.406}{44.01} \times 1 \times 12 = 2.02 \text{ mass of C}$$

$$\text{mass of H in } \text{H}_2\text{O} = \frac{4.412}{18} \times 2 \times 1.008 = 0.504 \text{ mass of H}$$

* حساب عدد المولات باستخدام الكتلة

$$\text{mol C} = \frac{m}{M_r} = 0.1683 \text{ mol C}$$

$$\text{mol H} = \frac{m}{M_r} = 0.5009 \text{ mol H}$$

$$\text{mol O} = \frac{m}{M_r} = 0.1682 \text{ mol O}$$

عدد المولات = 0.1682

$$C = \frac{0.1682}{0.1682} = 1 \text{ mole ratio}$$

$$H = \frac{0.5009}{0.1682} = 2.97 \text{ mole ratio} \approx 3$$

$$O = \frac{0.1682}{0.1682} = 1 \text{ mole ratio}$$

Empirical Formula - CH_3O

• Determining molecular formula

→ Need molecular mass (molar mass) & empirical formula

→ calculate ratio of molecular mass to mass predicted by empirical formula & round to nearest integer

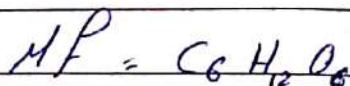
$$\text{Molecular Formula} = \frac{\text{molar mass of unknown}}{\text{molar mass of EF}} \times \text{EF}$$

Example: molar mass of Glucose is 180.16 g/mol,

Empirical formula = CH_2O , Empirical formula molar mass = 30.03 g/mol

Find the molecular formula for Glucose.

$$\text{Molecular Formula} = \frac{180.16}{30.03} \times CH_2O \Rightarrow 6 \times CH_2O$$



$$n = \frac{\text{molar mass unknown}}{\text{molar mass of EF}_x}$$

Example: the empirical formula of hydrazine is NH_2 , and its molecular mass is 32, what is molecular formula?

$$\text{MF} = \frac{32}{\text{NH}_2(14 \times 1 + 1 \times 2)} = 2 \text{NH}_2 \Rightarrow \text{N}_2\text{H}_4$$

• chemical reaction and chemical equations:

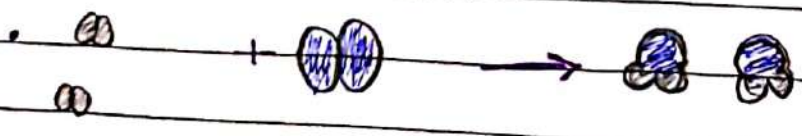
- A process in which one or more substances is changed into one or more new substances is a chemical reaction.

التفاعل الكيميائي
(تغير المادة أو أجزائها وتحويلها إلى مادة أو أجزاء جديدة)

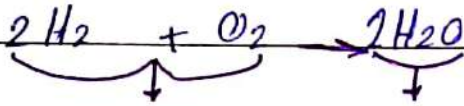
- Chemical equation uses chemical symbols to show what happens during a chemical reaction.

المعادلة الكيميائية تستخدم الرموز الكيميائية لإظهار ما يحدث أثناء تفاعل كيميائي.

* 3 ways of representing the reaction of H_2 with O_2 to form H_2O

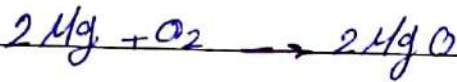


• Two hydrogen molecules + One oxygen molecule → Two water molecules



متفاعلات Reactants → products نواتج

- How to "Read" chemical equations?



① 2 atoms of Mg react with one atom of O_2 to give us 2 formula units of MgO
 2 ذرات مغ + 1 ذرة O_2 تعطي 2 وحدات صيغة MgO

② 2 moles Mg + 1 mole O_2 makes 2 moles MgO

③ 48.6 grams of Mg + 32 grams of O_2 makes 80.6 grams of MgO
 48.6 جرام مغ + 32 جرام O_2 تعطي 80.6 جرام MgO

Mg is not 13

is not

X 2 grams of Mg + 1 gram O_2 makes 2 grams MgO

* Stoichiometry calculation :: Amounts of Reactant and Products in chemical reaction

USE the Fabulous Four steps!

Subject

Date

No.

mass (g) of compound A	use molar mass of compound A →	Moles of compound A	use mole ratio of A and B from balanced equation →	Moles of compound B
------------------------	--------------------------------	---------------------	--	---------------------

A → B is the reaction in which A is oxidized to B *
B is called A's oxidant

use molar mass of compound B

Mass of compound B

mass (g) of compound A	use molar mass of compound A	Moles of compound A	use mole ratio of A and B from balanced equation	Moles of compound B	use molar mass of compound B	Mass of compound B
------------------------	------------------------------	---------------------	--	---------------------	------------------------------	--------------------

A → B calculation in C will be similar to that of A *
 B qis calla A qis qubra

1. Write the balanced chemical equation
2. Convert quantities of known substance into mole
3. Use coefficient in balanced equation to calculate the number of moles of the sought quantities
4. Convert moles of sought quantity into the desired units

Example: What mass of O₂ will react 96.1 g of propane (C₃H₈) gas, to form gaseous carbon dioxide & water



96.1 g C₃H₈ → mole C₃H₈ → moles O₂ → mass O₂

$$n_{C_3H_8} = \frac{96.1}{44.1} = 2.18 \text{ mol of } C_3H_8$$

3 + 1.8) ← 44.1

~~3.27~~ mole C₃H₈ 5 mole O₂
 2.18 mole C₃H₈ ??

$$n_{O_2} = 10.4 \text{ mol}$$

$$\text{mass of } O_2 = 10.4 \times 32 = 348.8 \text{ g}$$

Example: Methanol burns in air according to the equation



if 20g of methanol are used up in the combustion, what mass of water is produced?

Step 1: Balanced equation ✓

$$\text{Step 2: } n_{CH_3OH} = \frac{20g}{32} = 6.53 \text{ mol of } CH_3OH$$

$$\text{Step 3: } \left. \begin{array}{l} 2 \text{ mole of } CH_3OH \rightarrow 4 \text{ mole of } H_2O \\ 6.53 \text{ of } CH_3OH \rightarrow ?? \end{array} \right\} \rightarrow n_{H_2O} = 13.06 \text{ mol}$$

$$\text{Step 4: } \text{mass of } H_2O = 13.06 \times 18 = 235.08 \text{ g of } H_2O$$

• Limiting Reactant (Limiting reagent) :: المحدد، الكافي

- Reactant that is completely used up in the reaction تستخدم بالكامل

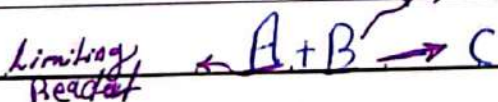
- present in lower # of moles عدد المولات المنخفض

- it determines the amount of product produced يحدد كمية المنتج

• Excess Reactant :: المزيد، الكافي

Excess Reactant

المزيد



- Reactant that has some amount left over at end المواد المتبقية

- present in higher # of moles المواد المتبقية

* How can we determine the limiting reagent in chemical reaction?

- Four steps:-
1. Balanced reaction المعادلة المتوازنة
 2. Find the mole of each reactant in reaction المولات المتبقية
 3. divide the # of mole of each reactant on its coefficient المولات المتبقية
 4. the one that give the smallest # in step (3) is the limiting reagent المواد المتبقية

Examples: For the following reaction $2\text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow (\text{NH}_2)_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
 if we start with (637.2 g) NH_3 and (1142 g) CO_2
 (a) which of the two reactants is the limiting reagent?

$$2 \text{ mole of } \text{NH}_3 = \frac{637.2}{17.03} = 37.41 \text{ mole of } \text{NH}_3$$

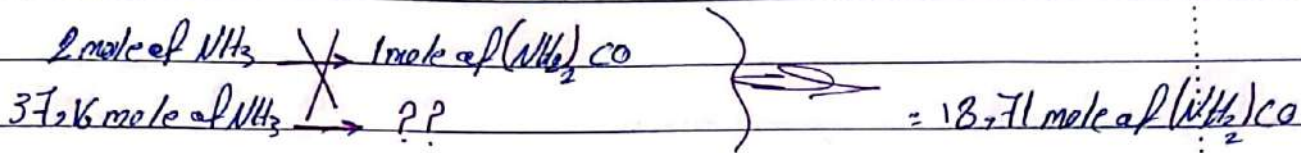
$$\text{mole of } \text{CO}_2 = \frac{1142}{44} = 25.95 \text{ mole of } \text{CO}_2$$

$$3 = \text{NH}_3 : \frac{37.41}{2} = 18.705 \quad \text{CO}_2 : \frac{25.95}{1} = 25.95$$

Excess CO_2 is limiting NH_3 $\therefore \text{CO}_2$ is NH_3 ✓

(b) Calculate the mass of product $(NH_2)_2CO$ formed

حساب كتلة المنتج $(NH_2)_2CO$ المتكون
 من كمية المتفاعلات المعطاة



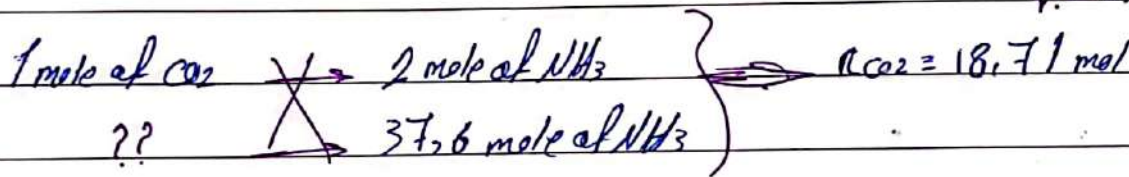
mass of $(NH_2)_2CO = 18.71 \times 60.08 = 1124 \text{ g}$ (theoretical yield)

(c) How many excess reagent (gram) is left at the end of reaction?

حساب كمية المتفاعل الزائد المتبقية في نهاية التفاعل
 حيث أن CO_2 هو المتفاعل الزائد في التفاعل

المتفاعل الزائد هو CO_2 حيث أن NH_3 هو المتفاعل المحدد في التفاعل

* the CO_2 excess left (leftover) = (initial mass of CO_2 - reacted mass of CO_2)

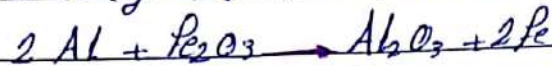


mass of reacted $CO_2 = 18.72 \times 44 = 823.4 \text{ g}$

\therefore the CO_2 excess left = $1142 - 823.4 = 319 \text{ gram}$

المتفاعل الزائد هو CO_2 حيث أن NH_3 هو المتفاعل المحدد في التفاعل

- Example: In a reaction 124 g of Al are reacted with 601 g of Fe_2O_3



calculate the mass of Al_2O_3 formed in grams

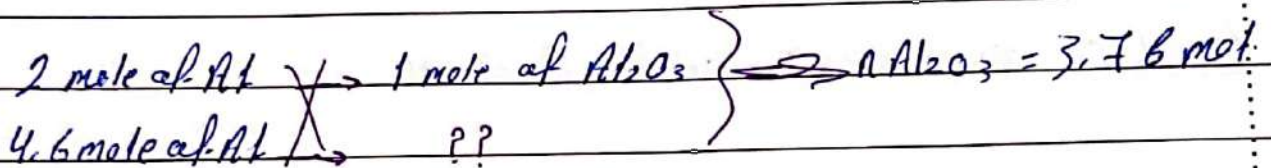
دو کیمیکل ری ایکشن دیئے گئے ہیں
 limiting reactant کی تلاش کریں

Step 1: determine the limiting reactant ::

$$n_{Al} = \frac{124}{27} = 4.6 \text{ mol} \quad | \quad n_{Fe_2O_3} = \frac{601}{159.7} = 3.76 \text{ mole}$$

$$Al = \frac{4.6}{2} = 2.3 \quad | \quad Fe_2O_3 = \frac{3.76}{1} = 3.76$$

Al is the limiting reagent



$$\text{mass of } Al_2O_3 = 101.96 \times =$$

* Reaction yield ::

* theoretical yield :: is the amount of product that would result if all the limiting reagent reacted (calculated).

دو کیمیکل ری ایکشن دیئے گئے ہیں
 limiting reagent کی تلاش کریں
 اور اس کے بعد theoretical yield

* Actual yield is the amount of product actually obtained from a reaction (experimentally).

- How much obtained in mass units or in moles
- Actual yield usually is less than theoretical yield

* Percent yield Relates the actual yield to the theoretical yield it is calculated as:

$$\% \text{ yield} = \frac{\text{actual yield}}{\text{theoretical yield}} \times 100\%$$

Example: if a cookie recipe predicts a yield of 36 cookies and yet only 24 are obtained what is the % yield?
theoretical actual

$$\% \text{ yield} = \frac{24}{36} \times 100 = 66.6\%$$

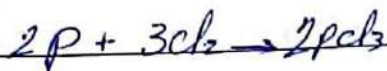
Example: when 18.1 g NH_3 and 90.4 g CuO are reacted, the theoretical yield is 72.2 g Cu . the actual yield is 58.3 g Cu . what is the % yield?



$$\% \text{ yield} = \frac{58.3}{72.2} \times 100 \Rightarrow \% \text{ yield} = 80.7\%$$

Example: A chemist mix 12 g of solid phosphorus with 35 g chlorine gas and obtained 42.4 g of solid phosphorus trichloride. calculate the % yield
actual yield

theoretical yield $\text{P} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_3$

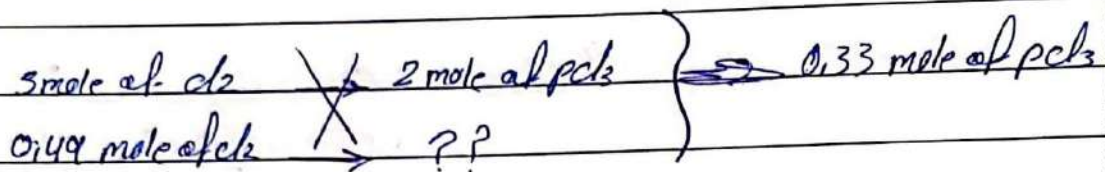


دالة

limiting reagent is chlorine (Cl₂)

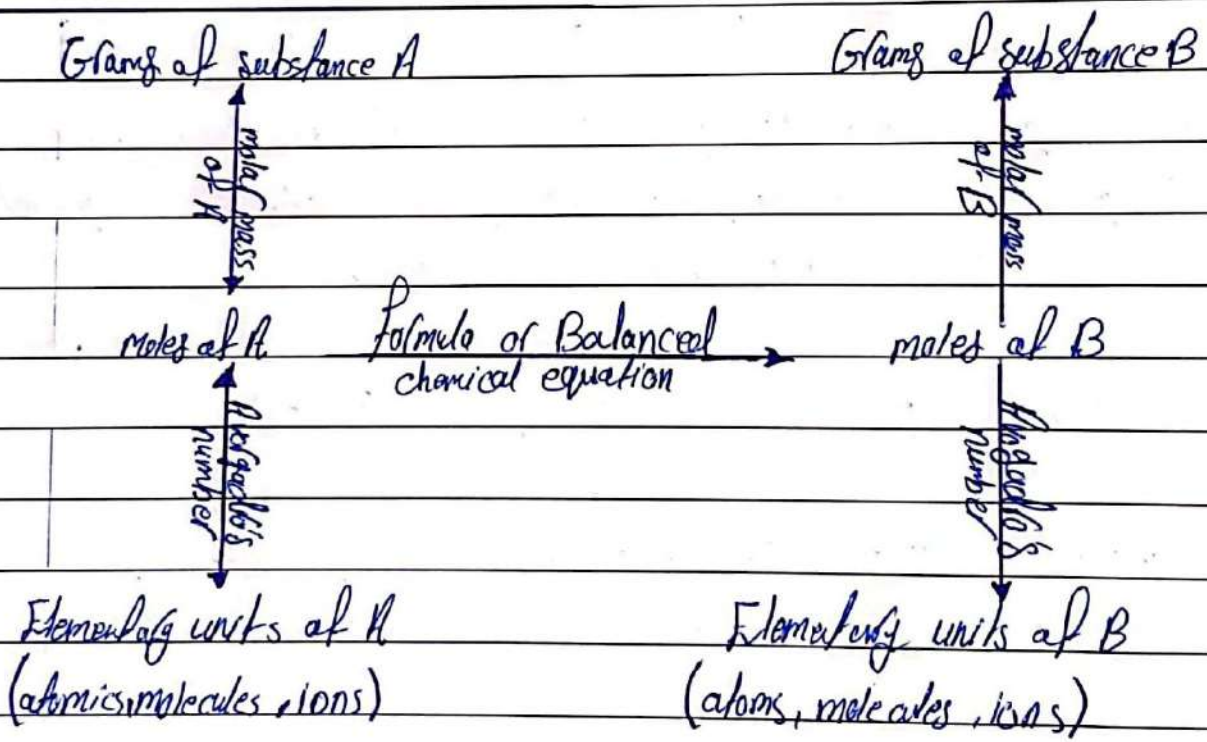
$$\bullet n_P = \frac{12}{31} = 0.39 = 0.19$$

$$\bullet n_{Cl_2} = \frac{35}{71} = 0.49 = 0.16 \Rightarrow \text{limiting reagent}$$



$$\text{mass of } PCl_3 = 0.33 \times 137.32 = 44.9 \text{ g (theoretical yield)}$$

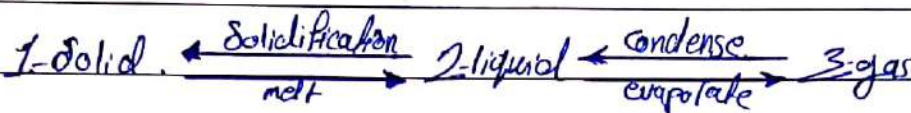
$$\% \text{ yield} = \frac{42.4}{44.9} \times 100 = 94.43\%$$



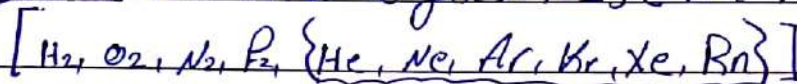
*Stoichiometry Summary

Ch 5e Gases

States of matter



* Elements that exist as gases at 25°C and 1 atmosphere



العناصر الغازية (عناصر المجموعة 18)

* العناصر الغازية تتكون من ذرات

Compound :- contain two or more of atom المركب :- يتكون من نوعين أو أكثر من الذرات

• Physical characteristics of gases :- خواص الغازات

- Gases take the volume and shape of their containers الغازات تأخذ شكل
- Gases are the most compressible state of matter حجم الغازات المتغيرة
- Gas particles are far apart and move rapidly in all directions الجزيئات أكثر المسافات البعيدة وسين تباد في اتجاهات في جميع الاتجاهات
- Gases will mix evenly and completely when confined to the same container الغازات تختلط بدرجة متساوية في حاوية واحدة
- Gases have much lower densities than liquids and solids الغازات كثافتها أقل من السوائل والصلبات

* Four physical properties of gases :-

1. Pressure (P) الضغط 2. Volume (V) الحجم

3. Temperature (T) الحرارة 4. Amount = moles (n) كمية (المولات)

* Pressure, its Measurement and Units:

► Gases exert pressure on any surface with which they come in contact.

$$\left[\text{Pressure} = \frac{\text{Force}}{\text{Area}} = \frac{N}{m^2} = \frac{kg \cdot m \cdot s^{-2}}{m^2} \right]$$

المقدار الذي يضغط به الغاز على السطح الذي يتصل به

الوحدة القياسية

► SI unit of pressure is Pascal = Pa

• Atmospheric pressure :- Force exerted by atmospheric column of air per unit area

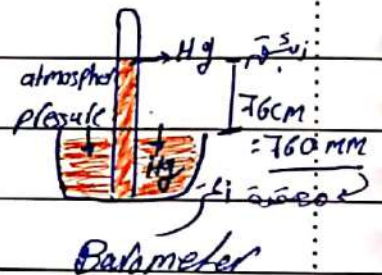
القوة التي يمارسها عمود الهواء على السطح الذي يتصل به

• Barometer :- instrument for measuring atmospheric pressure

أداة لقياس الضغط الجوي

- The standard atmospheric pressure (1 atm) :-

Equal to the pressure that support the column of Hg exactly 760 mm (76 cm) high at sea level.



$$* 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ torr}$$

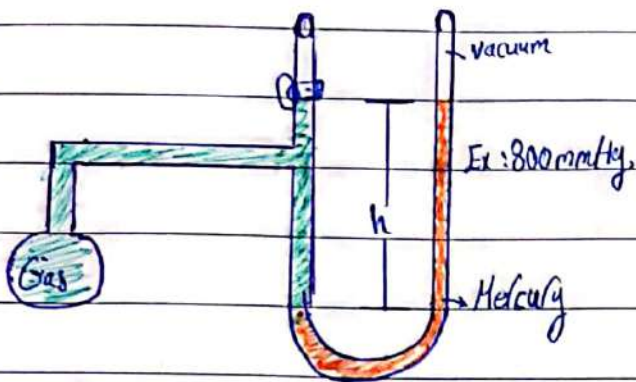
$$1 \text{ torr} = 1 \text{ mm Hg}$$

$$1 \text{ atm} = 101,325 \text{ Pa} = 101 \text{ kPa}$$

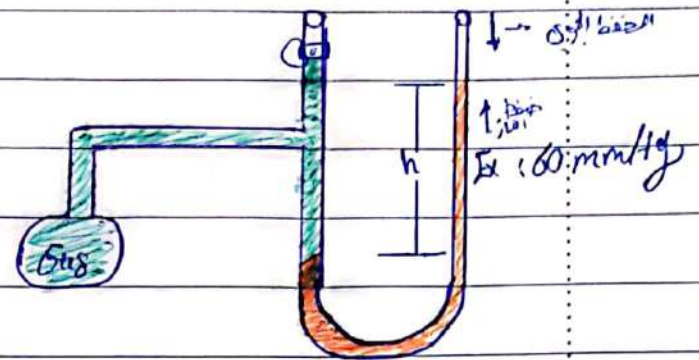
$$1 \text{ atm} = 1.013 \text{ Bar}$$

الوحدة القياسية للضغط

* Manometer Used to measure Gas pressure.
 (جهاز لقياس ضغط الغازات باستخدام السائل الثقيل مثل الزئبق)



[closed tube manometer]
 $[P_{gas} = P_h = 800 \text{ mmHg}]$

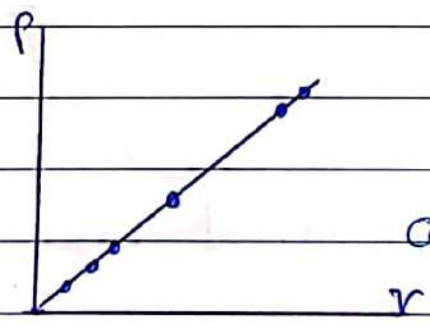
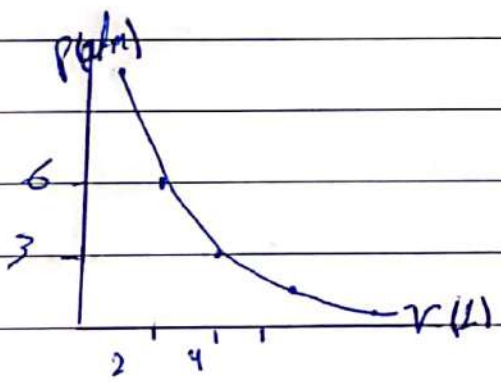


[open tube manometer]
 $P_{gas} = 60 + 760 = 820 \text{ mmHg}$
 $[P_{gas} = P_h + P_{atm}]$

* Gas laws:
 1- Boyle's law: studied relationship between P and V (at constant n & T)
 the pressure of a fixed amount of gas at a constant temperature is inversely proportional to the volume of the gas

As $v \uparrow, P \downarrow \Rightarrow (V \propto \frac{1}{P})$
 $[P_1 V_1 = P_2 V_2] \Rightarrow$ Boyle's law

العلاقة العكسية بين الحجم والضغط عند ثابت الحرارة وكمية الغاز
 قانون بويل $P_1 V_1 = P_2 V_2$



constant temperature
 constant amount of gas

$P \propto \frac{1}{V} \Rightarrow P = k \cdot \frac{1}{V}$
 $[k, \text{ constant}]$

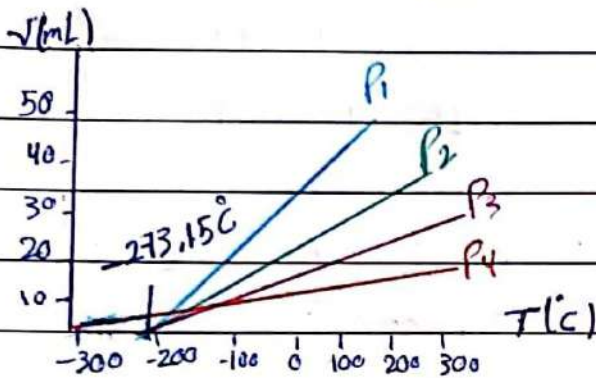
Example: A sample of chlorine gas occupies a volume of 946 ml at a pressure of 726 mm Hg. What is the pressure of the gas if the volume reduced at constant temperature to 154 ml?

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$726 \cdot \frac{946}{154} = P_2 \cdot \frac{154}{154}$$

$$P_2 = 4480 \text{ mm Hg}$$

2- Charles's and Gay-Lussac's law :- Studied relationship between T and V (at constant P & n)



Charles's and Gay-Lussac's law

$$[V \propto T]$$

زيادة الحرارة تزيد الطاقة الحركية للجزيئات

بالتالي تزيد الحجم وتزيد المسافات بين جزيئات

$$V = \frac{kT}{\text{constant}} \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

النقطة التي تقاطعوا فيها المحاور هي -273.15°C أو 0 Kelvin (Zero Kelvin)

من 0 Kelvin سعاد -273.15°C عند 0 Kelvin زيادة الحرارة

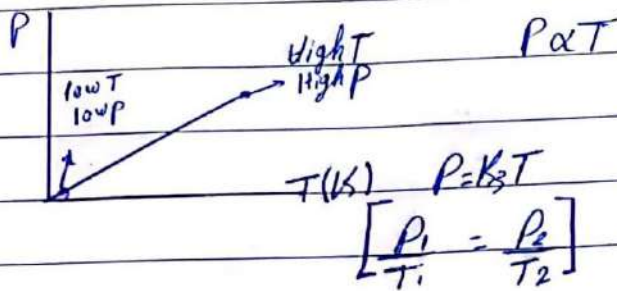
تكون للجزيئات مكانة ذات سرعة تقريباً الطاقة الحركية لها ثابتة

* $T(K) = T(^\circ\text{C}) + 273.15$

$$[T(K) = T(^\circ\text{C}) + 273.15]$$

هذا هو كل ما تحتاجه

Q. they also worked on relationship between pressure and temperature
(at constant v & n)



كلما زادت درجة الحرارة يتزايد

الضغط المرن للغاز وبالتالي زيادة
الضغط المرن يتزايد بزيادة درجة الحرارة
العلاقة المباشرة بين الضغط ودرجة الحرارة

Example: A sample of carbon monoxide gas occupies 3.2 L at 125°C . At what temperature will the gas occupy a volume of 1.54 L if the pressure remains constant?

~~$\frac{125}{3.2} = \frac{T_2}{1.54}$~~ ~~$T_1 = \frac{T_2}{V_1} \times V_2$~~

أولاً نستخدم قانون بويل
لأنه ثابت

$$T_1 = 125 + 273.15 = 398.15 \text{ K}$$

$$\frac{398.15}{3.2} = \frac{T_2}{1.54} \Rightarrow T_2 = 192 \text{ K}$$

3- Avogadro's law studied relationship between n and v (at constant P & T)

$$v \propto n \Rightarrow v = k_4 n \quad \left[\frac{v_1}{n_1} = \frac{v_2}{n_2} \right] \rightarrow \text{Avogadro's law}$$

- $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
- 3 moles of H_2 + mole of $\text{N}_2 \rightarrow$ 2 moles of NH_3
- 3 volumes unit of H_2 + 1 volume unit of $\text{N}_2 \rightarrow$ 2 volumes unit of NH_3

Example: Ammonia burns in oxygen to form nitric oxide (NO) and water vapor
 How many volumes of NO are obtained from one volume of ammonia at the same temperature and pressure?



1 mole of $\text{NH}_3 \rightarrow$ 1 mole of NO at constant T and P
 1 Volume of $\text{NH}_3 \rightarrow$ 1 Volume of NO

Example: A certain lightbulb containing argon at 1.2 atm and 18°C is heated to 85°C at constant volume. What is the final pressure of argon in atm?

$$T_1 = 18 + 273.15 = 291\text{ K} \quad / \quad T_2 = 85 + 273.15 = 358\text{ K}$$

$$\frac{T_1}{P_1} = \frac{T_2}{P_2} \Rightarrow P_2 = 1.48\text{ atm}$$

4. Ideal gas law: $V \propto \frac{nT}{P}$ مع المتغيرات كلها متغيرة
 $\left[V = \frac{RnT}{P} \right]$ R: gas constant

$[P = \frac{RnT}{V}] \Rightarrow$ ideal's gas law

ideal gas

- Hypothetical gas that obeys ideal Gas law relationship over all ranges of T, V, n and P

As T ↑ and P ↓ real gases \rightarrow ideal gases

عندما تزداد درجة الحرارة وتقل الضغط تتصرف الغازات الحقيقية كغازات مثالية

هناك ما زاد الفاز الثاني امتي انترفين صحت صود بالسطح
انظر الثاني 3- انه البريات تكمن ما الطاجم عبارة عن نقاط (مفرد الحجم)

• من مميزات انه الفاز يتعرف بشكل مالي تحت ظروف متنوع -

- 1- درجة حرارة عالية للانفاس تؤدي الى انعدام الرباط بين البريات
- 2- ضغط منخفض لانته يزيد حجم الوعاء متاثره بحجم البريات وكما انه صارت (مفرد الحجم)

→ What is the value of R?

- the conditions 0°C and 1 atm are called standard temperature and pressure (STP). (STP = 1 atm and 273.15K (0°C))

- Experiments show that at STP, 1 mole of an ideal gas occupies 22.414 L (Standard molar volume)

$$\bullet \quad PV = nRT \Rightarrow R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1 \text{ atm})(22.414)}{(1 \text{ mole})(273.15 \text{ K})}$$

$$R = \underline{0.082057 \text{ (L} \cdot \text{atm) / (mol} \cdot \text{K)}} \quad \text{جول/كولمب}$$

Example: what is the volume (in liters) occupied by 49.8 g of He at STP?
m ↓ p = 1 atm

$$\frac{m}{Mm} = n \Rightarrow n = \frac{49.8}{36.45} = 1.37 \text{ mol} \quad \text{and } T = 273.15 \text{ K}$$

$$V = \frac{nRT}{P} \Rightarrow V = 30.6 \text{ L}$$

of the volume of gas at STP = $n \cdot 22.4 \text{ L}$

Example - the label on a cylinder of an inert gas became illegible so a student allowed some of the gas to flow into a 300 mL gas bulb until the pressure was 685 torr. The sample now weighed 1.45 g, its temperature was 27°C . What is the molecular mass of this gas? Which of the periodic table inert gases was it?

$$n = \frac{P \cdot V}{RT} \Rightarrow n = \underline{0.01 \text{ mole}}$$

$$n = \frac{m}{MM} \Rightarrow 0.01 = \frac{1.45}{MM}$$

$$MM = 145 \text{ g/mol}$$

disorder

$$\left\{ \begin{array}{l} V = 0.3 \text{ L} \\ T = 300.2 \text{ K} \\ P = 0.901 \text{ atm} \end{array} \right.$$

Gas = Xe (Xenon)

→ Ideal gas equation $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ is useful for problems don't involve change in P, V, T and n

→ if we have change in the conditions, we can use the modified form of the combined ideal gas equation

$$R = \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} \text{ (Before change)} = R = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} \text{ (After change)}$$

$$\therefore \boxed{\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}} \quad \text{if } n_1 = n_2$$

$$\Rightarrow \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

في حالة تساوي عدد المولات
 في الغازات المتساوية
 في نفس الوقت

Exemple: if a sample of air occupies 500 ml at STP, what is the volume at 85°C and 560 torr

	= P ₁ = 1 atm	T ₁ = 273,15 K	
الضغط الجوي القياسي	= 760 torr	T ₂ = 85 + 273,15	
الغاز في نفس الوقت	P ₂ = 560 torr	= 358,15 K	

في نفس الوقت

V₁ = 500 ml / V₂ = ?? ml

$$\frac{760 \text{ torr} \cdot 500 \text{ ml}}{273,15 \text{ K}} = \frac{560 \text{ torr} \cdot V_2}{358,15 \text{ K}}$$

V₂ = 880 ml

في حالة تساوي عدد المولات في الغازات المتساوية في نفس الوقت

Exemple: what will be the final pressure of a sample of nitrogen gas with a volume of 950 m³ at 745 torr and 25°C if it is heated to 60°C and given a final volume of 1150 m³?

$$P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 V_2} = \frac{745 \times 950 \times 333,15}{298,15 \times 1150} = \underline{\underline{688 \text{ torr}}}$$

T₁ = 298,15 K
 T₂ = 333,15 K

Example: Anesthetic gas is normally given to a patient when the room temperature is 20°C and the patient's body temperature is 37°C . What would this temperature change do to 1.6 L of gas if the pressure and mass stay same?

$$P \text{ and } n \text{ are constant} \quad \therefore \frac{T_1}{V_1} = \frac{T_2}{V_2}$$

$$T_1 = 293.15 \text{ K} \quad V_2 = 1.6 \times \frac{310.15}{293.15} = 1.69 \text{ L}$$

$$T_2 = 310.15 \text{ K} \quad 293.15$$

* determining density of gas *

$$n = \frac{m}{M_m} \quad \Rightarrow \quad n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{M}{M_m \cdot V} = \frac{P}{RT}$$

Because density, d , is mass per unit volume, we can write

$$d = \frac{m}{V} = \frac{P \cdot M_m}{RT} \quad \Rightarrow \quad M_m = \frac{dRT}{P}$$

Example: calculate the density of carbon dioxide CO_2 in grams per liter at 0.99 atm and 55°C

$$T = 328.15 \text{ K}$$

$$d = \frac{P \cdot M_m}{R \cdot T} = \frac{44 \times 0.99}{328 \times 0.08}$$

$$M_m = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$

$$d = 1.62 \text{ g/L}$$

Example: A 2.1 L vessel contains 4.65 g of a gas at 1 atm and 27°C. What is the molar mass of the gas?

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

$$d = \frac{m}{V} = \frac{4.65}{2.1}$$

$$M = \frac{2.21 \cdot 300.15 \cdot 0.0821}{1}$$

$$M = 54.6 \text{ g/mol}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} d = 2.21 \text{ g/L} \\ T = 300.15 \text{ K} \end{array} \right.$$

$$M \text{ g/mol} = \frac{m}{n} = n \text{ g/mol}$$

$$PV = nRT$$

21

Example: A gaseous compound of phosphorus and fluorine with an empirical formula of PF_2 was found to have a density of 5.6 g/L at 23°C and 750 torr. Calculate its molecular mass and its molecular formula.

$$P \cdot V = nRT \Rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot RT \Rightarrow \frac{P \cdot V}{m} = \frac{R \cdot T}{M}$$

$$750 \cdot 5.6 = \frac{0.0821 \times 296.2}{M_m}$$

$$T = 296.2 \text{ K}$$

$$M_m = 138 \text{ g/mol}$$

$$\text{Molecular Formula} = \frac{M_m}{E_m} \times E.F.$$

$$E_m = 51$$

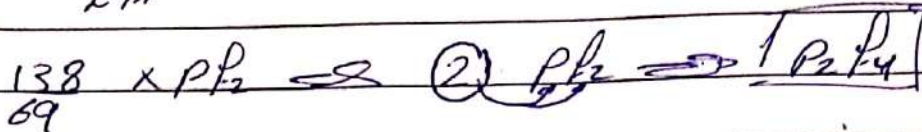
$$\text{PF}_2$$

$$\text{Empirical mass} \quad P = 1 \times 31 = 31 \text{ g/mol}$$

$$F = 2 \times 19 = 38 \text{ g/mol}$$

$$E_m = 69 \text{ g/mol}$$

$$MF = \frac{MM}{Em} \times EF$$



* Gas stoichiometry

Amount of reactant (grams or volume) \rightarrow Moles of reactant \rightarrow Moles of product \rightarrow Amount of product (grams or volume)

$$n = \frac{m}{M_m} \quad \text{or} \quad n = \frac{P \cdot V}{RT}$$

Exampler- what is the volume of CO_2 produced at $37^\circ C$ and 1 atm when 5.6 g of glucose are used up in the reaction?



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

CO_2 will be produced in this reaction

$$n_{C_6H_{12}O_6} = \frac{5.6}{180} = 0.03 \text{ mol}$$

1 mole of $C_6H_{12}O_6$ \rightarrow 6 mole of CO_2
 0.03 mole \rightarrow ??

$$= 0.187 \text{ mole of } CO_2$$

$$V = \frac{0.187 \times 0.082 \times 310.15}{1} = \underline{4.76 \text{ L}} \quad T = 310.15 \text{ K}$$

Subject

Date

No.

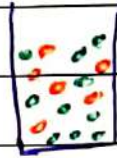
$$P_1 = \frac{n_1 R T}{V} \quad \text{and} \quad P_2 = \frac{n_2 R T}{V}$$

$$\therefore P_{\text{total}} = \frac{R T}{V} (n_1 + n_2)$$

عوضاً

$$\left[\therefore P_{\text{total}} = n_{\text{total}} \left(\frac{R T}{V} \right) \right]$$

to relate the partial pressure of component to the total pressure
 = consider a case in which two gases A and B are in a container
 of volume V.



$$P_A = \frac{n_A R T}{V}$$

$$P_B = \frac{n_B R T}{V}$$

$$\Rightarrow P_T = P_A + P_B$$

$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{\frac{n_A R T}{V}}{\frac{n_T R T}{V}} \Rightarrow \frac{n_A}{n_T} = X_A$$

$$\therefore \frac{P_A}{P_T} = X_A$$

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad / \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \quad \left[X_A + X_B = 1 \right] \text{ in binary solution}$$

$$\left[\text{mole fraction } X_i = \frac{n_i}{n_T} \right] \quad \text{نِسْبَةُ جُزءٍ إِلَى كُلِّهِ}$$

$$\left. \begin{aligned} P_A &= X_A P_T \\ P_B &= X_B P_T \end{aligned} \right\} \Rightarrow P_i = X_i P_T \quad \text{نِسْبَةُ جُزءٍ إِلَى كُلِّهِ}$$

Example: A sample of natural gas contains 8.24 moles of CH_4 and 0.421 moles of C_2H_6 and 0.116 moles of C_3H_8 . If the total pressure of the gases is 1.37 atm, what is the partial pressure of propane (C_3H_8)?

$$P_i = x_i P_T \quad P_T = 1.37 \text{ atm}$$

$$x_3 = \frac{n_3}{n_1 + n_2 + n_3} = \frac{0.116}{0.116 + 0.421 + 8.24} \Rightarrow x_3 = 0.0132$$

$$P_3 = x_3 P_T \Rightarrow P_3 = 0.0132 \times 1.37 \Rightarrow P_3 = 0.0181 \text{ atm}$$

• Collecting gases over water

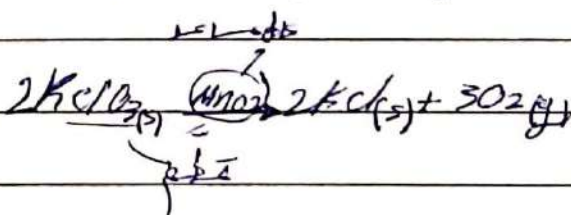
- Application of Dalton's law of partial pressures.

- Gases that don't react with water can be trapped over water.

- Whenever gas is collected by displacement of water, mixture of gases results.

* Gas in bottle is mixture of water vapor and gas being collected

$$P_T = P_{\text{gas}} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$



Example: Oxygen gas generated by the decomposition of potassium chlorate is collected as shown in the previous. The volume of oxygen collected at 24°C and atmospheric pressure of 762 mmHg is 128 ml . Calculate the mass of oxygen gas. The pressure of water vapor at 24°C is 22.4 mmHg .

$$pV = nRT$$

المعادلة العامة للغازات المثالية

حيث p هو الضغط و V الحجم و n عدد المولات و R ثابت الغازات و T درجة الحرارة

و m الكتلة و M الوزن الجزيئي

$$762\text{ mmHg}$$

$$PT = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 22.4\text{ mmHg}$$

$$PT = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} \Rightarrow P_{\text{O}_2} = 762 - 22.4 = 740\text{ mmHg}$$

$$pV = nRT$$

المعادلة العامة للغازات المثالية

$$\frac{740 \text{ mmHg} \times 1.28 \text{ L}}{760} = n \times 0.082 \times 297 \text{ K}$$

$$\frac{740}{760} = \frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{atm}}}$$

$$m = 1.64 \text{ g}$$

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

• Kinetic Molecular theory of gases:

Attempts to explain properties of ideal gases.

المحاولة لتفسير خواص الغازات المثالية

1. A gas is composed of molecules that are separated from each other by distances far greater than their own dimensions. The molecules can be considered to be points; that is, they possess mass but have negligible

$$\text{Volume } V_{\text{gas}} \sim 0$$

2- particles are in constant motion

- collisions of particles with walls of containers are cause of pressure exerted by gas
(عدد التصادمات بين الجزيئات يتناسب طردياً مع الضغط)

number collision $\propto P_{\text{gas}}$

3- Gas molecules exert neither attractive nor repulsive forces on one another

(لا توجد قوى تجاذب أو تنافر بين الجزيئات)

4- the average kinetic energy (KE_{avg}) of the molecules is proportional to the temperature of the gas in Kelvins

الطاقة الحركية متوسطة الجزيئات تتناسب طردياً مع درجة الحرارة

$$KE_{\text{avg}} \propto T \Rightarrow \left[KE = \frac{1}{2} m \overline{u^2} \right] = CT$$

m : mass of molecules

$\overline{u^2}$: speed

average of square of the speed
constant = $\frac{3}{2} R$

$$\therefore KE = \frac{3}{2} RT$$

أي أن زوايا الحركة المتوسطة للجزيئات تتناسب طردياً مع درجة الحرارة.
بعبارة أخرى:

→ one way to estimate molecular speed is to calculate the root-mean-square (rms) speed (u_{rms})

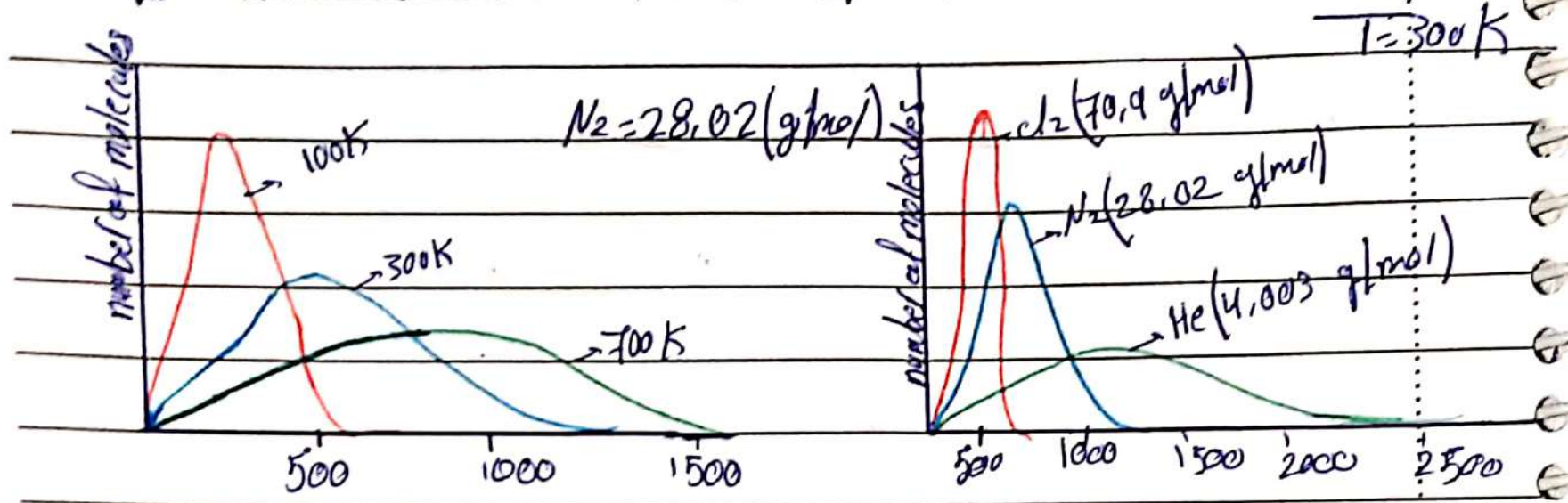
$$\sqrt{\overline{u^2}} = u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

M → Molar mass of the gas

As molar mass of gas ↑ rms value ↓

كلما زادت الكتلة المولية، قلت سرعة الجزيئات المتوسطة

Maxwell distribution of molecular speed



(a) molecular speed (m/s) (نقطة الفازع تغير الحرارة) (b) molecular speed (m/s) (نقطة الحرارة غير الفازع)
 (a) (بني الوحدة) (b)

(a) the distribution of speed for nitrogen gas at three different temperature. At the higher temperature, more molecules are moving at faster speed. (b) the distribution of speed for three gases at 300K. At a given temperature, the lighter molecules are moving faster on the average.

Example: calculate the root-mean-square speed u_{rms} of helium atoms and nitrogen molecules in m/s at 25°C

حساب سرعة الجزيئات الجذرية في m/s في درجة حرارة 25°C

- the unit of R should be $8.314 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$ and because $1\text{J} = 1\text{kg}\cdot\text{m}^2/\text{s}^2$ the molar mass must be in kg/mol

the molar mass of He is $4.0003 \text{ g/mol} = 4.0003 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}$

$$[\text{for He}] u_{rms} = \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \times 298}{4.0003 \times 10^{-3}}} \Rightarrow \sqrt{1.86 \times 10^6} = 1.36 \times 10^3 \text{ m/s}$$

$$[\text{for N}] u_{rms} = \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \times 298}{2.8012 \times 10^{-2}}} \Rightarrow \sqrt{265 \times 10^5} = 515 \text{ m/s}$$

- Gas diffusion is the gradual mixing of molecules of one gas with molecules of another by based on their kinetic properties.

Ex: perfume in room

مثال: انتشار العطر في الغرفة (تشتت جزيئات العطر في الغرفة)

• Graham's law of diffusion

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

where r_1 and r_2 are the diffusion rates of gases 1 and 2, and M_1 and M_2 are their molar masses, respectively

• Result: Rate of diffusion is inversely proportional to molecular mass of gas

* Heavier gases diffuse more slowly

* Lighter gases diffuse more rapidly

• Gas effusion: is the process by which gas under pressure escapes from one compartment of a container to another by passing through a small opening.

تدفق الغاز: خروج الغاز من حاوية إلى أخرى عبر فتحة صغيرة (مثال: تدفق الغاز من البالون)

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{t_2}{t_1} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

where t_1 and t_2 are the time for effusion for gases 1 and 2, respectively.

العلاقة بين الزمن والتدفق: $r_1/r_2 = t_2/t_1 = \sqrt{M_2/M_1}$

Example: Nickel forms a gaseous compound of the formula $\text{Ni}(\text{CO})_x$ what is the value of x given that under the same conditions methane (CH_4) effuses 3.3 times faster than the compound?

المعطى: $r_1 = 3.3 r_2$ حيث r_1 لـ CH_4

المطلوب: إيجاد M_2 للمركب

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

→ 16 (CH_4)

$$\frac{3.3}{1} = \sqrt{\frac{M_2}{16}} \Rightarrow M_2 = 174.2$$

$$174.2 = 58.7 + x \cdot 28$$

$M_{\text{Ni}} \rightarrow$ $M_{\text{CO}} \rightarrow$

$$x = 4.1 \approx 4$$

Example: Calculate the ratio of effusion rates of hydrogen gas (H_2) and uranium hexafluoride (UF_6)

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} \Rightarrow \frac{r_1}{r_2} = 13.2$$

$M_1 = 2$ $\frac{r_1}{r_2}$ ratio
 $M_2 = 352.02$

* Thus the very light H_2 molecules effuse 13 times as fast as the massive UF_6 molecules

Example: For the series of gases He , Ne , Ar , H_2 and O_2 what is the order of increasing rate of effusion?

$$M_{He} = 4 \quad / \quad M_{Ne} = 20 \quad / \quad M_{H_2} = 2 \quad / \quad M_{O_2} = 32 \quad \left. \vphantom{M_{He}} \right\} \text{ increasing}$$

$M_{Ar} = 40$
↑ increasing



Ch 11: intermolecular force and liquids and Solids

- phases is a homogeneous part of the system in contact with other parts of the system but separated from them by a well-defined boundary. اسے اس میں جدا ہے

2 phases اس میں دو حصے ہیں

Solid phase - ice Liquid phase - water

* Properties of liquids and solids:

1) Liquid :- 1- Has a defined volume but assume the shape of its container

2- Has a high density

3- Only slightly compressible

4- Motion of ~~controllable~~ molecules :- Slide past one another freely

2) Solid :- 1- Has a defined volume and shape

2- Has a high density

3- Virtually incompressible

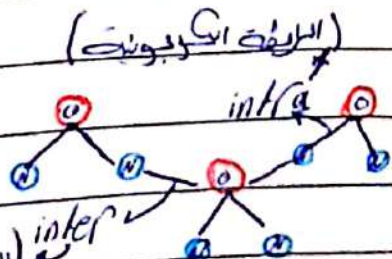
4- Motion of molecules :- vibrate about fixed position

• intermolecular forces are attractive forces between molecules

قوى الترابط أو قوى التجاذب بين الجزيئات

• intramolecular forces :- hold atoms together in molecule

قوى تربية الذرات بالجزيء الواحد



(الترابط الجزيئي) inter

(الترابط الذري) intra

* intra هي الذرية
inter هي الجزيئية

- 41 KJ to vaporize 1 mole of water (intermolecular)
- 930 KJ to break all O-H bonds in 1 mole of water (intermolecular)

* Measure of intermolecular force \Rightarrow استفادته من خواصه الفيزيائية

boiling point / melting point / ΔH_{vap} / ΔH_{fus} / ΔH_{sub}

• Kinds of intermolecular forces :-

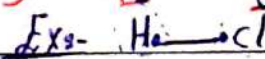
1) Dipole - Dipole Forces :- Attractive force between polar molecules

قوى الجذب ثنائية القطب

قوى جاذبة بين جزيئات الجزيئات القطبية

أي جزيء قطبي ينجذب إلى جزيء قطبي آخر

مثال

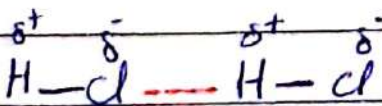


مثال

أي جزيء قطبي ينجذب إلى جزيء قطبي آخر

أي جزيء قطبي ينجذب إلى جزيء قطبي آخر

أي جزيء قطبي ينجذب إلى جزيء قطبي آخر



polar \cdots polar

قوى الجذب ثنائية القطب ثنائية القطب

Dipole - Dipole force

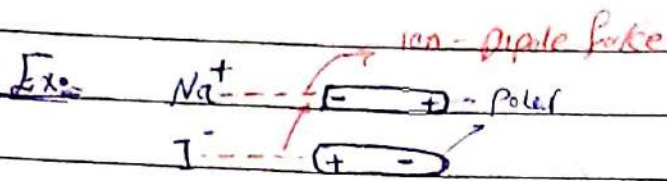
(القوى الجاذبة)

أي جزيء قطبي ينجذب إلى جزيء قطبي آخر

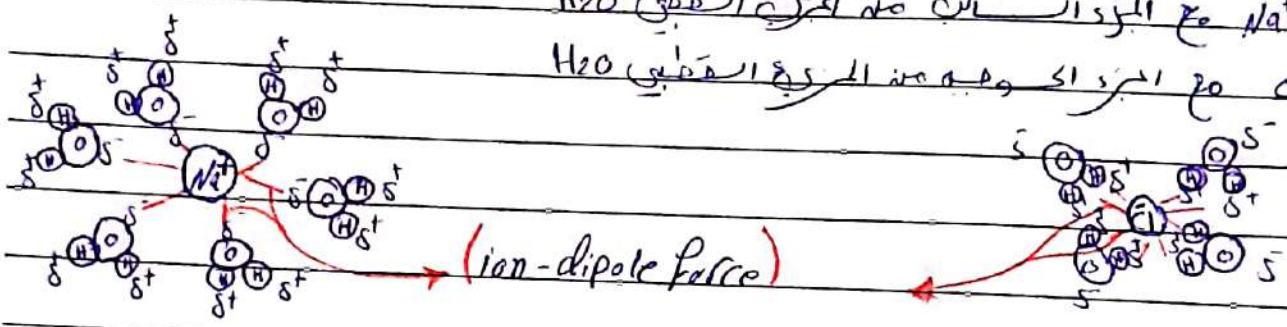
أي جزيء قطبي ينجذب إلى جزيء قطبي آخر

2- Ion-Dipole Forces are attractive force between ion and polar molecule.

Ion - polar
cation + anion -



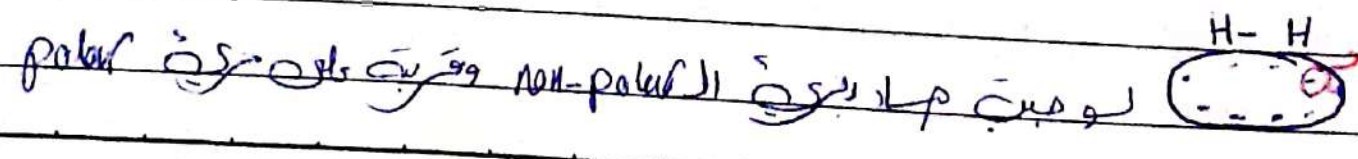
مثلاً كل جزيء مائي يتكون من ذرات الهيدروجين والأكسجين. حيث أن الأكسجين له شحنة سالبة δ^- والهيدروجين له شحنة موجبة δ^+ .
 كما يرتبطوا بقوة مع بعضها البعض من خلال رابطة التساهمية. حيث أن الرابطة التساهمية هي أقوى من رابطة Na^+ مع الجزيء المائي من الرابطة القطبية H_2O والرابطة مع الكلور Cl^- من الرابطة التساهمية القطبية H_2O .



* كلما كانت حجم الأيونات أكبر من ذلك الرابطة بين وبين الرابطة التساهمية أقوى.
 وذلك لأن الرابطة التساهمية أقوى من الرابطة بين الأيونات Na^+ مع الماء H_2O boiling point أعلى.

3- Induced-Dipole

1) Dipole-induce dipole (Temporary) قوى مؤقتة
 polar molecule - non polar molecule (ex: HF with H_2)



- At low temp this force is strong enough to hold (He) atom or (He) atoms together (causing the gas to condense)

• الهيليوم والنيون غازات خاملة جزائي القوة عند درجة حرارة منخفضة
قوية كفاية لوقف الجسيمات والذرات

- Dispersion force increase as M_m increase

• كلما كان حجم الجزيء أكبر
وأيضا كثافة الجزيء والوزن الجزيئي أكبر، فإن قوى التشتت تكون أقوى
وتزيد مع حجم الجزيء

- Boiling point increases as Dispersion Force increase

• كلما كانت القوى أكبر ووجدت كبرها كلما كانت درجة الغليان أعلى

$DF \uparrow, M_m \uparrow$ then, $Bp \uparrow$

- polarizability is the ease with which the electron distribution in the atom or molecule can be distorted

• كلما كان معدل انحراف توزيع الإلكترونات الجزيء كلما كان معدل انحراف توزيع الإلكترونات الجزيء
الـ polarizability أعلى

polarizability ↑



• لو جيت جزيء مقرب فيه ستخرج
الإلكترونات للفضاء (تقترب) وتكون
معها قوة الجذب عندها أضعف

* كل جزيئات او مolar mass تزيد ال polarizability *

Examples what type(s) of intermolecular force exist between each of the following molecules?

a)

- $\text{HBr} \rightarrow \text{H}-\text{Br}$ (polar) \therefore dipole-dipole force and London force

- $\text{CH}_4 \rightarrow$ non polar \therefore London force * اذا كانت الجزيئات غير قطبية

- $\text{SO}_2 \rightarrow$ polar \therefore dipole-dipole force and London force non-polar

b) - HBr and $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ (polar - polar) \therefore dipole-dipole and London force

- Cl_2 and $\text{CF}_4 \rightarrow$ (non polar - non polar) \therefore London force

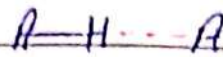
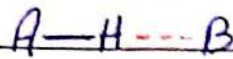
* اذا كانت الجزيئات غير قطبية او جزيئات غير قطبية

- I_2 and $\text{NO}_3^- \rightarrow$ (non polar - ion) \therefore ion induce and London force

- NH_3 and $\text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow$ (polar - non polar) \therefore dipole induced dipole and London force

• Hydrogen Bond الرابطة الهيدروجينية

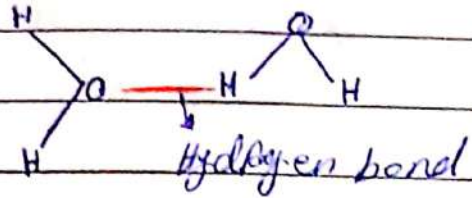
is a special dipole-dipole interaction between hydrogen atom in a polar ($\text{N}-\text{H}$, $\text{O}-\text{H}$, $\text{F}-\text{H}$) bond and an electronegative O , N or F atom.



A & B are N, O, or F

(1) الشرح التالي انزل H فيكون

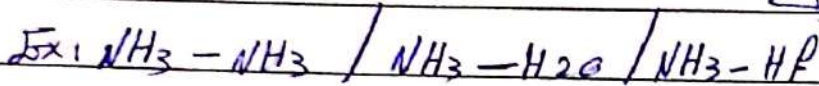
منه صلة بالتركيب مع N, O, or F



(2) الشرح التالي انزل البروج في يكون

بالرابة مع N, O, or F

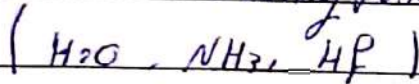
في P فيكون



في P فيكون فيكون N فيكون الشرح التالي فيكون

فيكون boiling point فيكون فيكون فيكون

فيكون فيكون فيكون فيكون boiling point فيكون



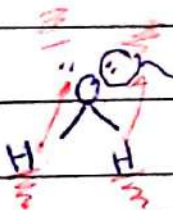
b.p. of H₂O > HF > NH₃

فيكون فيكون فيكون interaction فيكون فيكون

فيكون فيكون interaction فيكون فيكون HF

فيكون فيكون فيكون H₂O فيكون فيكون فيكون

فيكون فيكون فيكون HF فيكون فيكون فيكون



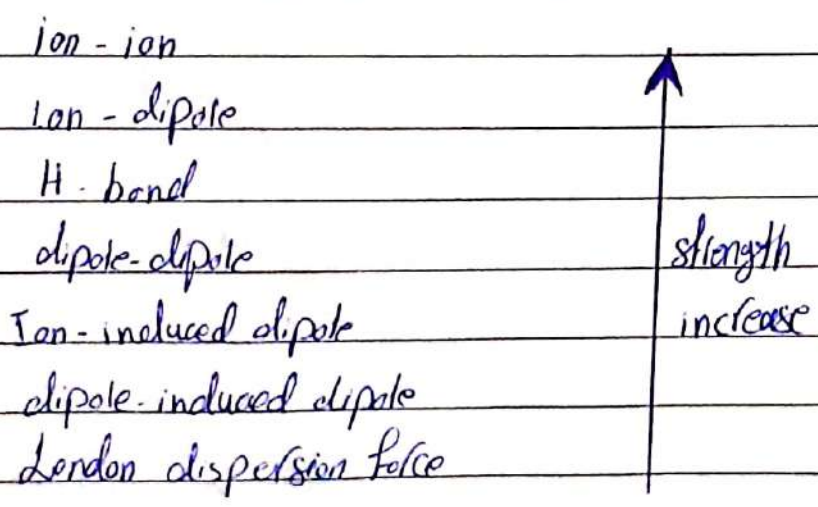
فيكون فيكون فيكون فيكون فيكون فيكون

فيكون فيكون فيكون فيكون فيكون فيكون

فيكون فيكون فيكون فيكون فيكون فيكون

ال HF وال NH₃ وال H₂O وال CH₄ وال CCl₄ وال C₂H₆ وال C₂H₅OH وال CH₃COOH
 وال HF وال H₂O وال NH₃ وال CH₃OH وال C₂H₅OH وال CH₃COOH

* Strength of intermolecular forces



• properties of liquid (due to intermolecular force)

Surface tension is the amount of energy required to stretch or increase the surface of a liquid by a unit area (or a measure of the elastic force in the surface of the liquid)

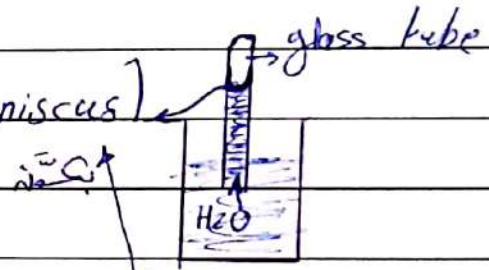
- water has greater surface tension than most liquid (due to strong H-bond)
- strong intermolecular forces → High surface tension
- surface tension decrease as temperature increase

• Another example of surface tension: capillary action → سحب السائل

Cohesion is the ~~intermolecular~~ intermolecular attraction between like molecules (ex: water-water interaction)

Adhesion is an attraction between unlike molecules (ex: water-silica (glass) interaction)

* capillary action (concave meniscus)



هذا هو كيف انجذب الجزيئات للسطح
الاصغر من الزواج بين الجزيئات بالاصغر
بالاصغر من الزواج بين الجزيئات بالاصغر
كذلك يكون من الزواج بين الجزيئات بالاصغر

adhesion > cohesion

(convex meniscus)



الترابط بين الجزيئات بالاصغر
من الترابط بين الجزيئات بالاصغر

cohesion > adhesion

2- viscosity is a measure of a fluid's resistance to flow
(as temp increase, viscosity decrease)

Strong intermolecular forces → High viscosity

البنزين C_6H_6 \rightarrow non polar \rightarrow قوى فان دير وايلز (London Force) \rightarrow قوى لندن
 (Polar) \rightarrow H-bond

قوى لندن \rightarrow قوى التماسك الأضعف بين الجزيئات
 London Force \rightarrow قوى التماسك الأضعف بين الجزيئات

* more OH groups \rightarrow more H-bonding can occur \rightarrow

تفسير لسبب ان الكحوليات أعلى لزوجة من الماء

* water is a unique substance

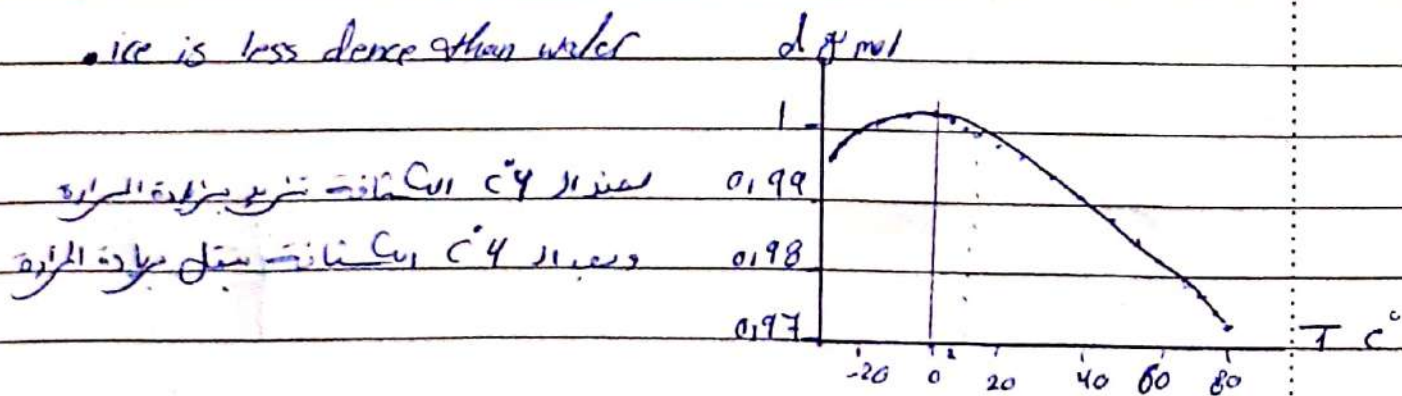
على الرغم من ان الماء مادة اسطوانة الهم جزءا كبيرا من الحياة على الارض

الآن ان الماء من المواد الصلبة اضعف من ان يكون صلبا في درجات

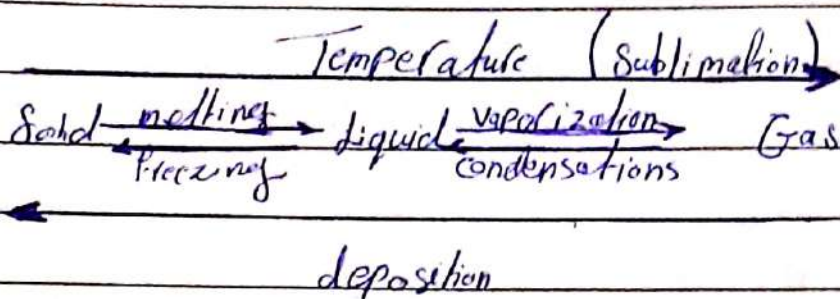
التي $H-bond$ في الماء ومع زيادة الحجم مع نقل الجزيئات عن طريق

التي (الكبر) تكونت على سطح الماء

ice is less dense than water

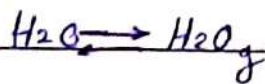


phase changes :- Transformation for one phase to another occurs when energy (heat) is added or removed from a substance.

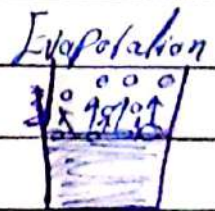
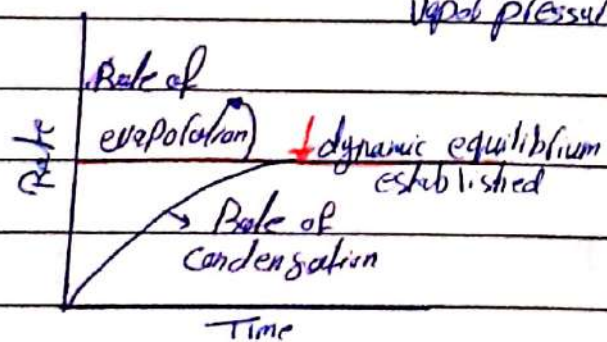


Evaporation or vaporization :- the process in which liquid is transformed into gas.

the equilibrium vapor pressure :- is the vapor pressure measured when a dynamic equilibrium exists between condensation and evaporation.



Dynamic Equilibrium :- Rate of condensation = Rate of evaporation
 vapor pressure = saturation vapor pressure



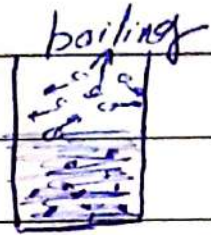
vapor pressure < atmospheric pressure

بubbles can't form

بubbles can't form

Vapor pressure = atmospheric pressure

bubbles can form and rise



كل اناء السائل يتحرك فيه

* Kinetic energy of molecules increase by increasing Temperature

• Molar heat of vaporization (ΔH_{vap}) is the energy required to vaporize 1 mole of a liquid at its boiling point

الحرارة المطلوبة لتحويل 1 مول من السائل إلى بخار عند نقطة الغليان

• Clausius - Clapeyron Equation =

$$\ln p = -\frac{\Delta H_{vap}}{RT} + C \text{ constant}$$

معادلة كلايبيرون

- V.P increase as Temp. increase.
↓
Vapor pressure

p (equilibrium) vapor pressure
 T_i Temperature (K)

الضغط البخاري يتزايد مع زيادة درجة الحرارة
(intermolecular force) ← قوى الترابط بين الجزيئات

R Gas constant (8.314 J/K.mol)

• At two temperatures

$$\ln \frac{p_1}{p_2} = \frac{\Delta H_{vap}}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

معادلة كلايبيرون

$$\frac{T_1 - T_2}{T_1 T_2}$$

Example - The vapor pressure of diethyl ether is 401 mmHg at 18°C
 calculate its vapor pressure at 32°C. $\Delta H_{vap} = 26 \text{ kJ/mol}$

$$T_1 = 291 \text{ K} \quad \ln \frac{401}{p_2} = \frac{26000}{8.134} \left(\frac{291 - 305}{291 \times 305} \right)$$

$$T_2 = 305 \text{ K}$$

$$\Rightarrow \ln p_2 = -0.493 \Rightarrow \frac{401}{p_2} = e^{-0.493}$$

$$\frac{401}{p_2} = 0.611 \Rightarrow p_2 = 656 \text{ mmHg}$$

* The boiling point: is the temperature at which the (equilibrium) vapor pressure of a liquid is equal to the external pressure
 (at $p \downarrow$, $bp \downarrow$)

* the normal boiling point is the temperature at which a liquid boils when the external pressure is 1 atm

$$b.p \propto \Delta H_{vap}$$

Condensation ($g \rightarrow l$) is the process opposite to evaporation
 gas can be liquefied by two techniques:

1. cooling: cooling gas will decrease the KE of molecules, then molecules aggregate to form a small drop of liquid

2- Applying ~~pressure~~ pressure to the gas as compression reduce the average distance between molecules then held together by attraction.

⇒ Two techniques ~~be~~ can be combined to liquefy any gas

بمقدار تستخدم الطريقتين مع بعضهما البعض

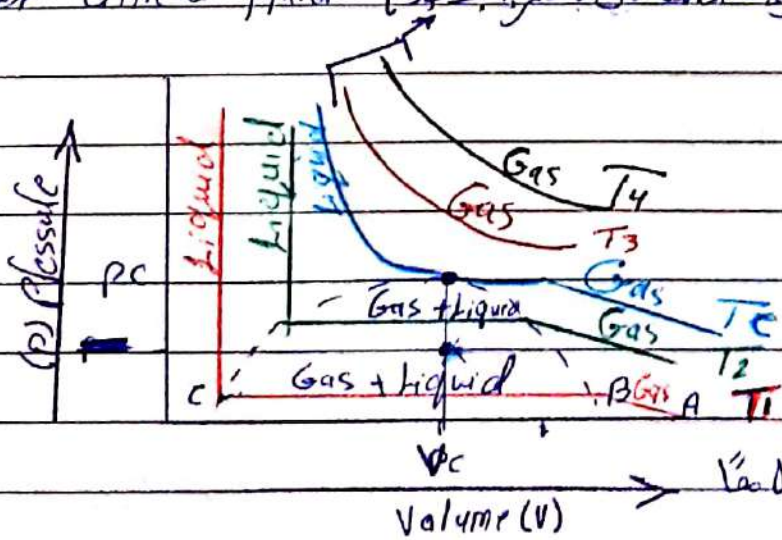
⇒ Every substance has a critical Temperature (T_c) and critical pressure (p_c).

• T_c : is the temperature above which the gas can't be made to liquefy, no matter how great the applied pressure.

أعلى درجة حرارة يتحول فيها الغاز إلى سائل

لو طبقنا ضغط أعلى من ذلك لنحصل على سائل بل نصل إلى

super critical fluid (سائل فوق الحرجة)



$$T_1 < T_2 < T_c < T_3 < T_4$$

T_4, T_3 هي فوق الحرجة

أي هي فوق درجة الحرارة الحرجة

لذلك لا يمكن تمييز السائل والغاز

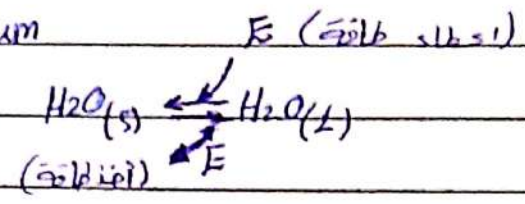
في هذه الحالة من الغاز والسائل

في هذه الحالة أي كل غاز معين مع الضغط سيزداد كثافته حتى يصل إلى نقطة معينة ويصبح سائلاً ويترفع الضغط عن الغاز - مثال كبريتات الصوديوم يتحول كالماء إلى سائل ويرتفع الضغط

The critical pressure (P_c) is the minimum pressure that must be applied to bring about liquefaction at the critical temperature

T_c is the critical temperature

* Solid-Liquid Equilibrium

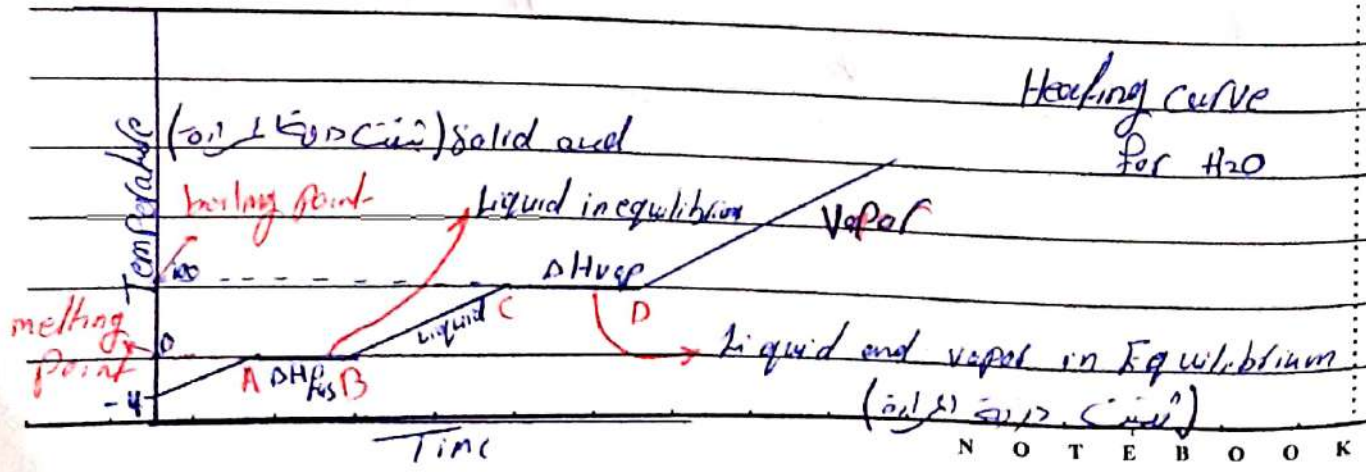


The melting point of solid or the freezing point of a liquid is the temperature at which the solid and liquid phases coexist in equilibrium

Normal freezing point or melting point = the temp. at which a substance melt or freeze at 1 atm pressure

Molar heat of Fusion (ΔH_{fus}) is the energy required to melt 1 mole of a solid substance at its freezing point

For any substance $\Delta H_{fus} < \Delta H_{vap}$



Subject

Date

No.

* Solid-gas equilibrium



* Molar heat of sublimation (ΔH_{sub}) is the energy required to sublime 1 mole of a solid

$$\boxed{\Delta H_{\text{sub}} = \Delta H_{\text{fus}} + \Delta H_{\text{vap}}} \text{ (Hess's law)}$$

Ch 12 - physical properties of solutions

• Solution :- is a homogeneous mixture of 2 or more substances

الحل

المزيج المتجانس من مادتين أو أكثر

- Solute :- is (are) the substance(s) present in the smaller amount(s).

المكون الموجود في الكمية الأصغر

- Solvent is the substance present in the larger amount

المكون الموجود في الكمية الأكبر

حالات المحال المختلفة

solute	solvent	state of solution	Example
gas	gas	gas	Air
gas	liquid	liquid	Sodawater CO_2 in water
liquid	liquid	liquid	Ethanol in water
gas	solid	solid	H_2 in palladium
liquid	solid	liquid	NaCl in water
solid	solid	solid	Brass (Cu/Zn) solder (Sn/Pb)

N O T E B O O K

* Solute can be

→ Electrolyte: dissociate into ions when dissolve in solvent and conduct electricity

أو الكاتيونات والأيونات سالبة الشحنة في المحلول

Ex: $\text{NaCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ (Strong electrolyte)

100g → 100 + 100 تفكك مائة في المائة

- dissociate completely (تفكك مائة في المائة)

- weak electrolyte dissociate incompletely (تفكك جزئياً)

Ex: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

تفكك جزئياً

→ non electrolyte & don't dissociate into ions when dissolve in solvent (Ex: Glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)

• Colligative properties of nonelectrolyte solutions

(Solvent + nonelectrolyte solute)

are properties that depend only on the number of solute particles in ~~the~~ solution and not on the nature of the solute particles.

I- Vapor pressure lowering

• Nonvolatile solute reduce the ability of surface solvent molecules to escape the liquid
غير متطاير

• therefore, vapor pressure is lowered

• the amount of vapor pressure lowering depends on the number of solute particles (a colligative property)

أي مادة لا تبخر بسهولة غير متطايرة nonvolatile
Substance which don't vaporize rapidly

كلما زاد عدد جزيئات المذاب قل ضغط البخار
كلما زاد عدد جزيئات المذاب قل ضغط البخار

$$P_1 = X_1 P_1^{\circ}$$

Raoult's Law

P_1 : Vapor pressure of solvent above solution
 P_1° : Vapor pressure of pure solvent
 X_1 : mole fraction of the solvent

• if the solution contains only one solute =

$$X_1 + X_2 = 1 \Rightarrow X_1 = 1 - X_2$$

Solvent Solute

تكون مجموع الجزيئات

$$P_1 = (1 - X_2) P_1^{\circ} \Rightarrow P_1 = P_1^{\circ} - P_1^{\circ} X_2$$

$$P_1^0 - P_1 = \Delta P = X_2 P_1^0$$

X_2 mole fraction of solute

$$\boxed{\therefore \Delta P = X_2 P_1^0}$$

Example 13.6.1 Calculate the vapor pressure of a solution made by dissolving 218g of glucose (molar mass 180.2 g/mol) in 460 ml of water at 30°C. Assume the density of the solvent = 1 g/ml and what is the vapor pressure lowering. $P_1^0 = 31.82 \text{ mmHg}$

$$P = X_1 P_1^0$$

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

Let n_1 = 460 ml \rightarrow density = 1 g/ml
 calculate density ?? \times 460 ml = 460 g
 density 1 g/ml

$$n_1 = \frac{460}{18.02} = 25.5 \text{ mol}$$

$$n_2 = \frac{218}{180.2} \Rightarrow n_2 = 1.21 \text{ mole}$$

$$X_1 = \frac{25.5}{25.5 + 1.21} \quad X_1 = 0.955$$

① $P_1 = 0.955 \times 31.82 \Rightarrow P_1 = 30.4$

② $PP = 31.82 - 30.4 \Rightarrow 1.4 \text{ mmHg}$

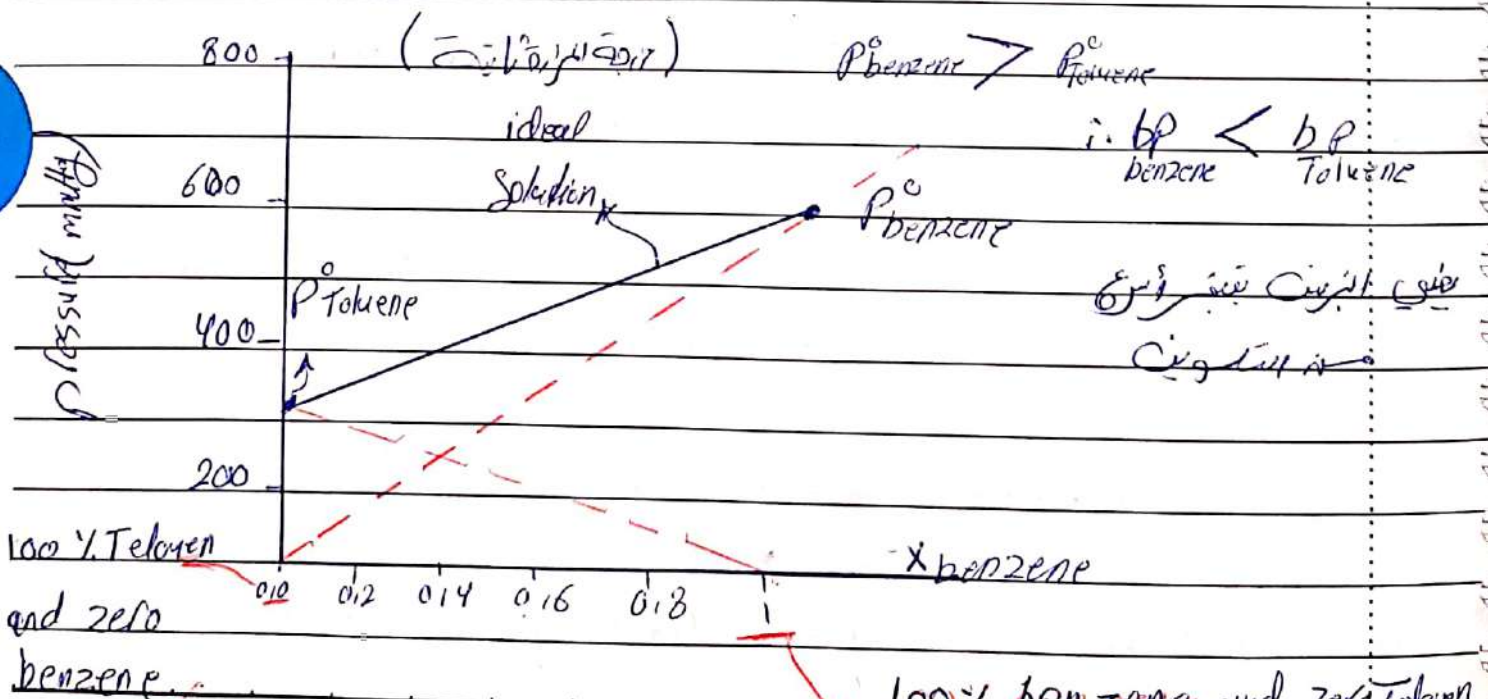
• if both component are volatile (volatile solvent + volatile solute)
 in this case we have two types of solution :-

1- ideal solution :- any solution obey Raoult's law ($P_i = x_i P_i^0$)
 in this solution, A-B interactions are same as A-A, and B-B.
 (assume A = solvent, B = solute), then $\Delta H_{\text{solution}} = \text{zero}$
 (ex: Benzene & Toluene solution)

• اذا كان التفاعل بين B, A نفس التفاعل بين A, A و B, B
 مثالي

وهذا يحدث عند التفاعل المتساوي بين المذيب والمذاب (London Force)
 ونوع التفاعل بين المذيب والمذيب (London Force)
 هو نفس نوع التفاعل بين المذيب والمذاب (London Force)

(Raoult's law) وهو احد القوانين التي تشرح ضغط البخار



$x_{\text{toluene}} + x_{\text{benzene}} = 1$

$$P_T = P_{benzene}^{\circ} + P_{toluene}^{\circ}$$

(the Raoult's law) ΔH is important

$$P_i = X_i P_i^{\circ}$$

$$P_T = P_A + P_B$$

$$\left. \begin{aligned} P_A &= X_A P_A^{\circ} \\ P_B &= X_B P_B^{\circ} \end{aligned} \right\} \Rightarrow [P_T = X_A P_A^{\circ} + X_B P_B^{\circ}]$$

2- Real solutions: Solution that doesn't obey Raoult's law. in this solution, A-B interaction are different from A-A and B-B

* نوع الرابطة بين A-B لا يتبع نوع الرابطة بين A-A و B-B

الانحراف الموجب

> positive deviation from the Raoult's law or (from the ideal behavior) A-B interaction are weaker than A-A and B-B

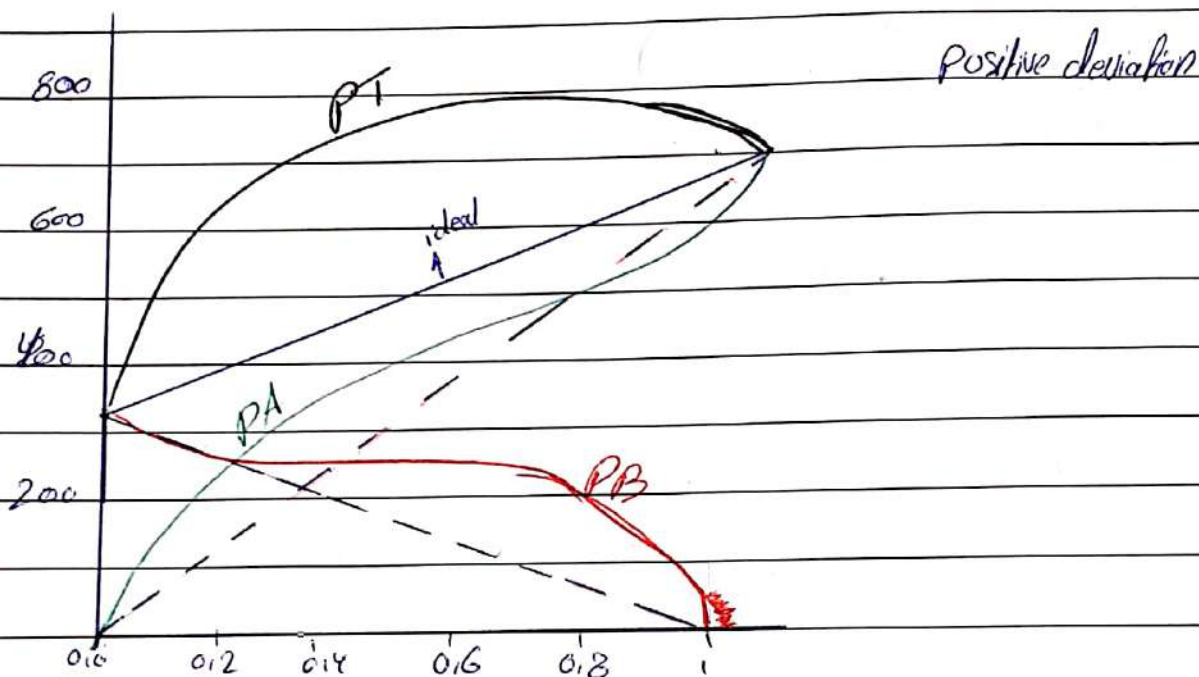
$$\Delta H_{\text{solution}} > \text{zero (endothermic)} \quad \text{سيتاح طاقة}$$

this ΔH will be positive = B مع A لا تتفاعل بقوة مع B
 يتغير من قوة الرابطة بين B مع B الى قوة الرابطة بين B مع A

$$P_i(\text{real}) > P_i(\text{ideal}), \text{ then } P_{\text{total}}(\text{real}) > P_{\text{total}}(\text{ideal})$$

لانهم كما يتبعوا قانون راؤول مع B مع B يمتزوا كما يتبعوا قانون راؤول مع A مع B
 كما يتبعوا قانون راؤول مع B مع B

P_T is greater than predicted by Raoult's law

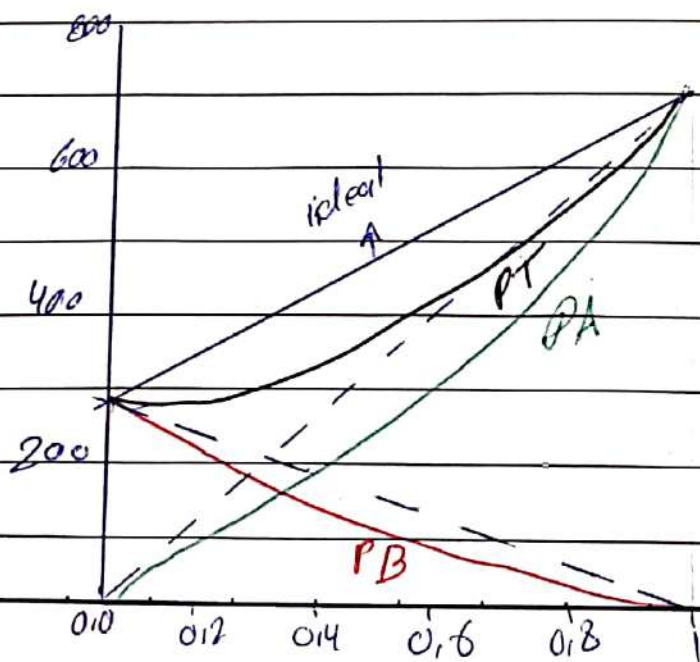


→ negative deviation from the Raoult's law so

A-B interaction are stronger than A-A and B-B

$\Delta H_{\text{solution}} < 0$ $\Delta G_{\text{mix}} < 0$

$P_i(\text{real}) < P_i(\text{ideal})$, then $P_{\text{total}}(\text{real}) < P_{\text{total}}(\text{ideal})$



P_T is less than predicted by the Raoult's law (Negative deviation)

* Fractional distillation = process to separate liquids components of solution based on their boiling point

عملية فصل السوائل عن بعضها البعض بالاستناد على (boiling point)

يتم فصل الكحول للبيزيت وينقل يرتفع درجة الحرارة كما هو الحال في boiling point

الأول يعني الماء له نقطة غليان 100 و الثاني

b.p للبيزيت = 84 و b.p للماء = 110

مع ارتفاع درجة الحرارة يرتفع كما هو الحال في 84 و تثبت مع يتغير البيزيت

بعد ذلك يبرد بالماء و يبرد لتبريد الماء فيكون الماء

كل هذه العمليات البيزيت يبرد و درجة الحرارة يرتفع كما هو الحال في 110 و يبرد

الماء و يتغير و في درجة حرارة البيزيت هو كما هو الحال في البيزيت في الماء

و كل هذه العمليات هي بكونها بالدرجة الأولى من حيث تكون

و كل هذه العمليات هي بكونها بالدرجة الأولى من حيث تكون

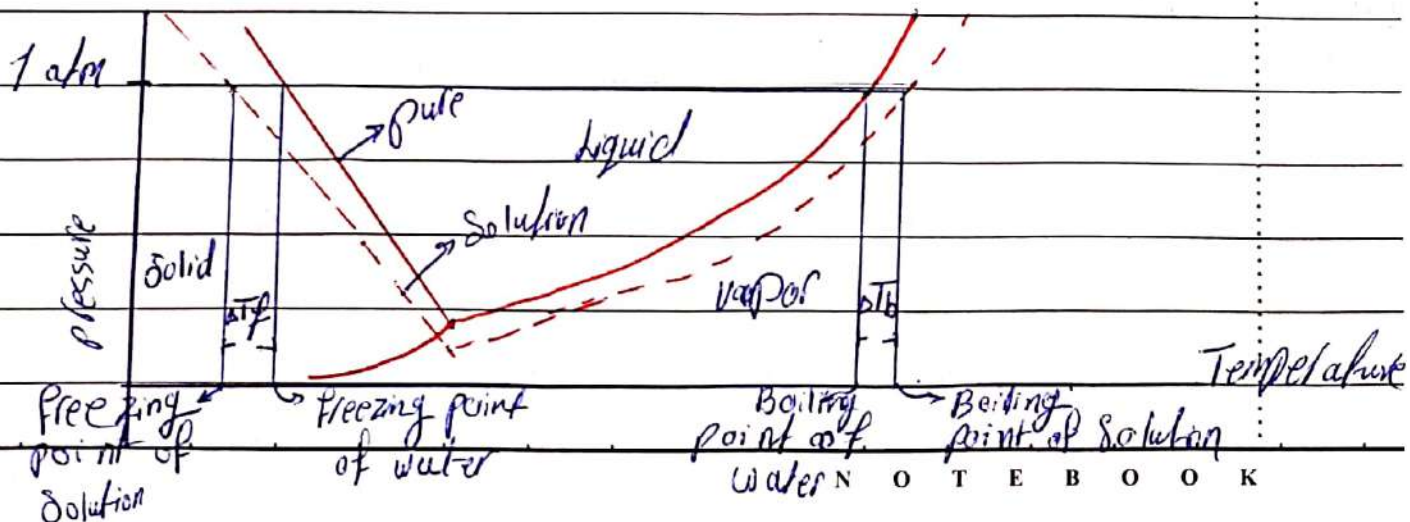
2- Boiling - Point elevation

(colligative properties)

b.p pure solvent < b.p solution

من كانه الماء كالماء في التواجد

boiling point



$$\Delta T_b = T_b - T_b^0$$

T_b^0 is the boiling point of the pure solvent

T_b is the boiling point of the solution

$$T_b > T_b^0 \Rightarrow \Delta T_b > 0$$

$$\Delta T_b = K_b m$$

m is the molality of the solution

$m = \frac{\text{mole of solute}}{\text{kg solvent}}$

kg solvent

K_b is the molal boiling point elevation constant ($^{\circ}\text{C}/m$) for a given solvent

3- Freezing-point depression

انخفاض نقطة التجمد

$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f$$

Solvent \swarrow \searrow Solution

$$\Delta T_f > 0, T_f^0 > T_f$$

نقطة التجمد أعلى من نقطة التجمد للمحلول

$$\Delta T_f = K_f \cdot m \rightarrow \text{molality}$$

K_f is the molal freezing point depression constant ($^{\circ}\text{C}/m$)

for a given solvent

Example 13-7 $\text{C}_2\text{H}_6(\text{OH})_2$ is a common automobile anti freeze

it is water soluble and fairly nonvolatile (b.p. 197°C)

calculate the freezing point of a solution containing 651 g of this

substance in 2505 g of water. would you keep this substance

in your car radiator during the summer?

the molar mass of ethylene is 62.07 g

$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f$$

for solvent (water) = 0

$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

$m = \frac{\text{mole solute}}{\text{kg solvent}}$

$$\text{mole solute} = \frac{m}{M_m} = \frac{651}{62.07} = 10.5 \text{ mole}$$

$$m = \frac{10.5}{2.505 \text{ kg}} = 4.19 \text{ mole/kg H}_2\text{O} = 4.19 \text{ m}$$

$$\Delta T_f = 1.86 \cdot 4.19 \Rightarrow 7.79^\circ\text{C}$$

the freezing point of solvent = 0° so the solution will freeze at -7.79°C ($\Delta T_f = T_f^\circ - T_f \Rightarrow 7.79 = 0 - T_f \Rightarrow T_f = -7.79^\circ\text{C}$)

نقطة التجمد للحلوة هي -7.79°C ودرجة انصهار الماء 0°C

$$\Delta T_b = K_b \cdot m$$

$$0.52 \cdot 4.19 = 2.17 \Rightarrow \text{boiling point}$$

Because the solution will boil at $(100 + 2.17)^\circ\text{C}$ or 102.2°C it would be preferable to leave the antifreeze in your car radiator in summer to prevent the solution from boiling.

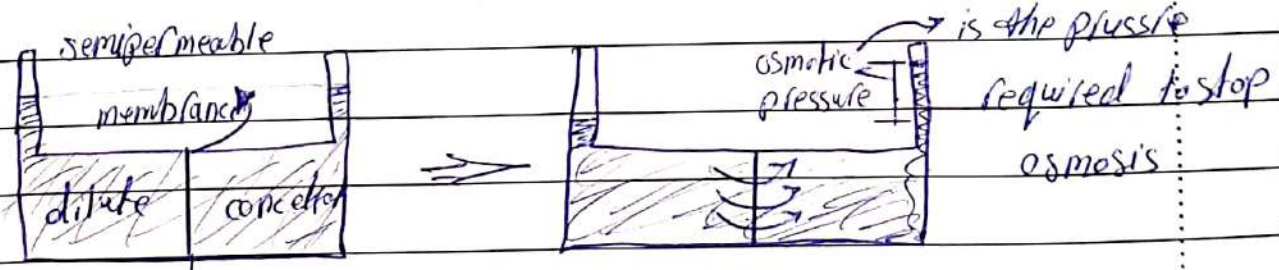
4- Osmotic pressure (π) - الضغط الاسموزي

Osmosis is the selective passage of solvent molecules through a porous membrane from a dilute solution to a more concentrated one

عملية انتقال مذيبات الكون من الممتد الأظف تركيزه الأظف تركيز

تركيزه (تركيز الممتد بالية لا نسبة)

لوعسني كاستين في دارة طبقة فيا ملامحة ملح دوارة دة في ه ملامحو
الأظف في دة dilute والأظف في concentrated فانه تركيز الممتد حقا أكبر



فاخر الممتد

بذلك اعني تنتقل المذ من الممتد الى concentrated
لهولة مولي ممتد بين اذ اذية واليونان فيا ونة
مكانه ملامح ممتد استقرار ملامح اذ فبتم ترشح لمص انفا كما مبر عسني سوانة
بشقي الكامة الى الممتد

Semipermeable membranes allows the passage of solvent molecules but blocks the passage of solute molecules

التركيز

$$\pi = M \cdot B \cdot T$$

M : Molarity of solution = mole of solute / volume of solution (L)
 B : is the gas constant 0.082
 T : Temperature in (K)

> if we have two solutions with same concentration, so they have same osmotic pressure (Isotonic)

> if we have two solutions with different concentration, so the more concentrated one called (Hypertonic) & the less concentrated one called (Hypotonic)

(osmosis: solvent molecules move from Hypotonic to Hypertonic)
 ↓ diluted ↓ concentrated

Example 13-81: A ^{mass of solute} 7.85 g sample of a compound with the empirical formula C_5H_4 is dissolved in 301 g of benzene ^{mass of solvent} (mass of solvent) the freezing point of the solution is ^{ATP} 1.05°C below that of pure benzene. What are the molar mass and molecular formula of this compound (solute)?

Freezing point → molarity → number of mole → molar mass

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} \Rightarrow \frac{1.05}{5.12} = 0.205 \text{ m}$$

$$m = \frac{\text{mole of solute}}{\text{kg solvent}} \Rightarrow n = 0.0617 \text{ mole} = \frac{7.85}{M}$$

$$M = 127 \text{ g/mol}$$

$$MF = \frac{M_m}{e_f} \cdot e_f \Rightarrow \frac{127}{64} \times C_5H_4$$



Ex 13-9: A solution is prepared by dissolving 35 g of hemoglobin (Hb) in enough water to make up 1 L in volume. If the osmotic pressure of the solution is found to be 10 mmHg at 25°C, calculate the molar mass of hemoglobin.

osmotic pressure \rightarrow molarity \rightarrow number of mole \rightarrow molar mass

$$\pi = MRT \Rightarrow M = 0.0132$$

$$0.082 \cdot 298$$

$$10 \text{ mmHg} = 0.0132 \text{ atm}$$

$$25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$M = 5.38 \times 10^{-4} = \frac{n}{V} \Rightarrow n = 5.38 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$\frac{V}{L} = 1$

$$5.38 \times 10^{-4} = \frac{35}{M_m} \Rightarrow M_m = 6.51 \times 10^4 \text{ g/mol}$$

• colligative properties of electrolyte solution ::

0.1 m NaCl solution \rightarrow 0.1 m Na^+ ions & 0.1 m Cl^- ions

0.1 m NaCl solution \rightarrow 0.2 m ions in solution

1 glucose

DP

<

DTB

<

ATP

<

1 NaCl

DP

DTB

ATP

* van't Hoff factor (i) = $\frac{\text{actual number of particles in soln after dissociation}}{\text{number of formula units initially dissolved in soln}}$

$i(\text{NaCl}) = 2 \left[\text{Na}^+ \text{Cl}^- \right]$ عدد الجزيئات الناتجة
 1. عدد الجزيئات المذابة

• For non-electrolytes $i = 1$

$i(\text{CaCl}_2) = \frac{3}{1} = 3$
 (كل جزيء يعطي)
 $\text{Ca}^{+2} + 2\text{Cl}^-$

- * Boiling point elevation for electrolyte solution = $[\Delta T_b = i K_b m]$
- Freezing point depression " " = $[\Delta T_f = i K_f m]$
- osmotic pressure (π) " " = $[\pi = i B M T]$

قيمة i كما تتغير عدداً بالجزيئات التي تنتج من كل وحدة صيغة الجزيء المذابة.
 لذلك الجزيء الذي يعطي 3 جزيئات أو 2 جزيئات أو 1 جزيء من كل وحدة صيغة الجزيء.
 كلما زاد عدد الجزيئات الناتجة من كل وحدة صيغة الجزيء، كلما كان
 الجزيء أقوى في القوة أو ضغط الجزيء.

Example: 3-101. The osmotic pressure of a 0.01 M potassium iodide (KI) solution at 25°C is 0.465 atm. Calculate the van't Hoff factor

$\pi = i B M T \Rightarrow 0.465 = i \cdot 0.082 \cdot 0.01 \cdot 298 \Rightarrow i = 1.9$