الفصل الاول

مفاهيم عامة

I. تعريف المادة :

المادة هي كل جسم في الكون له كتلة غير معدومة و قد يكون نقية او غيرنقية.

II. الاجسام الغير نقية :

توجد على شكل خلائط من الجزيئان و خواصها الفيزيائية و الكيميائية متغيرة و هي نوعان :

1. الخليط المتجانس :

لا يمكن التمييز بين مكوناته بالعين المجردة, أي انه يتشكل من طور واحد و لا يمكن فصل مكوناته بالطرق الميكانيكية البسيطة.

مثال : محلول الملح في الماء.

2. الخليط الغير متجانس :

يمكن التمييز بين مكوناته بالعين المجردة, أي انه يتشكل من عدة أطوار حيث يمكن فصلها بالطرق الميكانيكية البسيطة.

مثال :

III. الاجسام النقية :

هي الأجسام التي تحتوي على جزيئات متماثلة و عدم تغير خواصها الفيزيائية و الكيميائية. يمكن ان تكون بسيطة أو مركبة.

1. الأجسام البسيطة :

هي الأجسام التي تتكون من شكل واحد من الذرات. **مثال**: Cl_2, O_2, Fe

2. الأجسام المركبة :

هي الأجسام التي تتكون من عدة نوع من الذرات. مثال : $H_2O, CH_4, HClO_4$

ملاحظة :

يمكن للجسم النقي المركب أن يتفكك إلى أجسام نقية بسيطة.

مثال : $H_2O \longrightarrow H_2 + \frac{1}{2} O_2$

IV. مفهوم الجزئ و الذرة :

1) مفهوم الذرة :

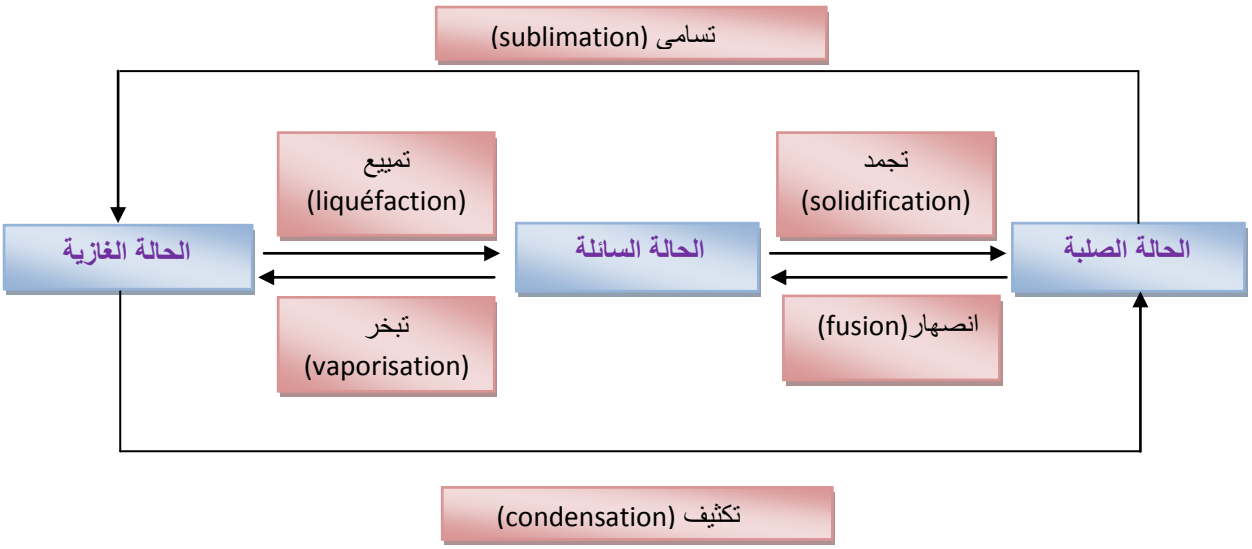
الذرة هي اصغر دقيقة يمكن أن تنقسم إليها مادة ما دو أن تتحول إلى مادة أخرى و هي التي تميز خواصها, يمكنها أن تدخل في تفاعل مع مكون جسم بسيط آخر لتعطي أجساما مركبة.

2) مفهوم الجزئ :

هو اتحاد مجموعة من الذرات لتكوّن مادة نقية ذات خواص مميزة.

V. حالات المادة :

توجد المادة في الطبيعة على ثلاث حالات : صلبة, سائلة أو غازية (الضغط و درجة الحرارة عاملان أساسيان لتعيير حالة المادة) .



ملاحظة : توجد حالة رابعة تسمى البلازما(درجة حرارة $> 10^6$ °C).

VI. مفهوم المول : (عدد افوڤادرو Avogadro)

يمثل المول وحدة الكميات في النظام المَكروسكوبي و هو العدد الثابت $\mathcal{N}$ من الذرات أو الجزيئات أو الجسيمات التي تحتويها كتلة معينة من جسم نقي . يسمى $\mathcal{N}$ عدد افوڤادرو و الذي يمثل أيضا عدد الذرات أو الجزيئات أو الجسيمات الموجودة في غاز حجمه 22.4 لتر في الشروط النظامية (T=0°C, p=1atm) .

لقد أدت معظم القياسات الفيزيائية لتحديد هذا العدد حيث :

$\mathcal{N}=6.023\times10^{23}$ ذرة, جزئ او شاردة

يعطى عدد المولات **n** لمادة كتلتها m وكتلتها المولية M بالعلاقة التالية :

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

✓ **الكتلة الذرية, الكتلة الجزيئية و الكتلة المولية :**

الكتلة الذرية ⟵ كتلة مول من الذرات

- الكتلة الجزيئية ⟵ كتلة مول من الجزيئات
- الكتلة المولية ⟵ مجموع الكتل الذرية التي تكون الجزئ

VII. وحدة الكتل الذرية :

نلاحظ أن استعمال وحدة الغرام أو الكيلوغرام للتعبير عن كتل الذرات أو الجزيئات أو الشوارد في السلم الميكروسكوبي لم تعد مناسبة و ذالك لان القيمة العددية تكون صغيرة جدا (10^{-23}>). لذالك نعرف وحدة الكتل الذرية **uma** (unité de masse atomique) كما يلي : 1uma = 1/12 من كتلة ذرة واحدة من الكربون.

حيث :

$\mathcal{N}$ ذرة من الكربون ⟶ 12g

كتلة ذرة واحدة من الكربون ⟶ ذرة واحدة من الكربون

يعني :

كتلة ذرة واحدة من الكربون = $12/\mathcal{N}$

و منه $1uma = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N} = \frac{1}{N} \Rightarrow$ **$1uma = 1.66\times10^{-24}\ g$**

ملاحظة : وحدة قياس المسافات في السلم المَكروسكوبي هي المتر و التي يقابلها **الانغشتروم (Angström)** في السلم الميكروسكوبي والذي يرمز إليه بالرمز **Å** حيث :

$1Å = 10^{-10}m$

VIII. القوانين الأساسية في الكيمياء :

1. القانون الأول : قانون انحفاظ الكتلة (Lavoisier 1771)

تبقى كتلة نظام معزول ثابتة مهما كانت التحولات الكيميائية التي تطرأ عليه.

مثال : $2g\ H_2 + 16g\ O_2 \longrightarrow 18g\ H_2O$

2. القانون الثاني : قانون انحفاظ العناصر(Lavoisier 1771)

إن طبيعة و كتل العناصر المختلفة الممكن استخلاصها من نظام تكون ثابتة مهما كانت التحولات الكيميائية التي تطرأ عليها.

مثال : $H_2 + 1/2\ O_2 \longrightarrow H_2O$

انطلاقا من الأكسجين و الهيدروجين يتكون جزئ الماء الذي يحتوي ذرتي H و O فقط.

ملاحظة :

تفاعلات النشاط الإشعاعي في الكيمياء النووية لا تخضع بشكل دقيق لهذين القانونين.

3. القانون الثالث : قانون النسب المعينة (Proust 1801)

النسب الوزنية للعناصر المتحدة تكون ثابتة في مادة كيميائية ما. بصيغة اخرى كل مركب كيميائي نقي مهما اختلفت طرق تحضيره فانه يتركب من عناصره نفسها متحدة مع بعضها بنسب كتلية ثابتة.

مثال :

التحليل الكيميائي لعينتان مختلفتان من مركب ذو الصيغة X_aY_b اعطى النتائج التالية :

العينة الاولى تحتوي على 25.13% من X.

العينة الاولى تحتوي على 0.3106g من X في 1.2360g من العينة .

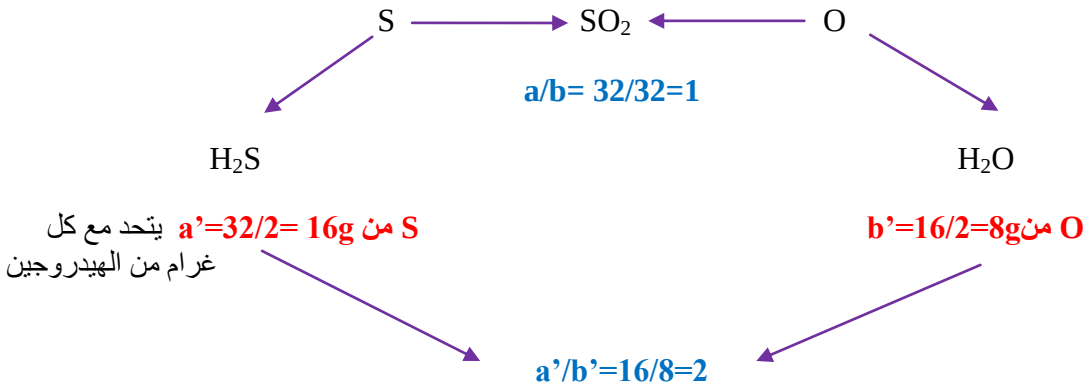
تحقق من ان هذه النتائج تتماشى مع قانون Proust.

ملاحظة : لا يمكن تطبيق هذا القانون على النظائر.

4. القانون الرابع : قانون الأعداد المتناسبة (Richter 1802)

إذا اتحدا عنصران فيما بينهما بالنسبة a/b و كانت a',b' كتلتي هذين العنصرين اللتان تتحدان بالكتلة نفسها c من عنصر ثالث, فان النسبتين a/b و a'/b' فيما بينهما نسبة بسيطة.

مثال :



$$\frac{a/b}{a'/b'} = \frac{1}{2}$$

5. القانون الخامس : قانون النسب المضاعفة (Dalton 1803)

عندما يتحد عنصران لإعطاء عدة مركبات مختلفة فان الأوزان المختلفة لأحدهما التي تتحد بالوزن نفسه من العنصر الأخر تكون نسب بسيطة فيما بينها.

مثال :

	NO_2	N_2O_3	NO	N_2O
كتلة N:	14	14	14	14
كتلة O:	32	24	16	8
النسبة :	4	3	2	1

إذن هذه النسب تشكل متتالية بسيطة أساسها 1.

ملاحظة : الفحوم الهيدروجينية لا تخضع في تركيبها لهذا القانون.

6. القانون السادس : قانون اتحاد الغازات(Gay-Lussac 1809)

عند اتحاد غازين معا فان نسبة أحجامهما تكون بسيطة.

مثال :

$$Cl_{2(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow 2HCl_{(g)} \qquad (1:1:2)$$

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow NH_{3(g)} \qquad (1:3:2)$$