

برنامج مقياس كيمياء 1 (بنية المادة)

الفصل الاول : **عموميات ومفاهيم أساسية**

1- **تعريف**

2- **الخواص الفيزيائية للمادة**

- الاجسام الغير نقية

- الاجسام النقية

- حالات المادة

3- **المادة و مكوناتها**

- مفهوم الجزيئ و الذرة

- مفهوم المول : (عدد افوادر و Avogadro)

- وحدة الكتل الذرية

- مفهوم تركيز مادة كيميائية

4- **القوانين الأساسية في الكيمياء**

- القانون الأول : قانون انحفاظ الكتلة

- القانون الثاني : قانون انحفاظ العناصر

- القانون الثالث : قانون النسب المعينة

- القانون الرابع : قانون الأعداد المتناسبة

- القانون الخامس : قانون النسب المضاعفة

- القانون السادس : قانون اتحاد الغازات

الفصل الثاني : مكونات المادة والنشاط الشعاعي

1- الذرة

2- اكتشاف مكونات الذرة

- الإلكترون (تجربة Crookes)
- مميزات الإلكترون (تجربة Thomson و تجربة Millikan)
- نواة الذرة (تجربة غولدشتاين)
- النماذج الذرية المقترحة (نموذج طومسون ؛ نموذج رذرفورد)
- مكونات النواة
 - البروتون
 - النيوترون

3- الكتابة الرمزية للعناصر

- الكتلة الوسطية للنظائر
- فصل النظائر (مطيافية الكتلة Bainbridge)
- 4- ضياع الكتلة ; طاقة الربط النووي ; استقرار النواة

- تعريف الإلكترون فولط
- المكافئ الطاقوي لوحدة الكتل الذرية
- 5- التفاعلات التي تحدث داخل النواة : (النشاط الإشعاعي)

- قانون النشاط الإشعاعي
- الفعالية المطلقة : (النشاط الإشعاعي)
- الطاقة النووية الناتجة
- أنواع الإشعاع
- النشاط الإشعاعي الاصطناعي
 - تفاعلات الاستحالة
 - تفاعلات الانشطار
 - تفاعلات الالتحام

الفصل الثالث: البنية الالكترونية للذرة

1- نقد النموذج الذري لريذرفورد

- 2- الأشعة الكهرومغناطيسية
- 3- طيف الأشعة الكهرومغناطيسية
- 4- النظرية الكمية
- 5- الفعل الكهروضوئي
- 6- طيف ذرة الهيدروجين
 - طيف انبعاث ذرة الهيدروجين و قوانين توزيع الخطوط
 - طيف الانبعاث للأيونات أشباه الهيدروجين
- 7- النموذج الذري لبور
 - حساب الطاقة الحركية للإلكترون بالنسبة للهيدروجين
 - حساب الطاقة الحركية للإلكترون بالنسبة للهيدروجين
 - تعيين نصف قطر المدارات للهيدروجين و أشباهه
 - تعيين سرعة الإلكترون على مداره
 - تعيين عبارة القدرة الكلية
- 8- طاقة الانبعاث
- 9- طاقة التأين للهيدروجين و أشباه الهيدروجين
- 10- تفسير أطياف الامتصاص و الانبعاث لذرة الهيدروجين و أشباهه حسب نظرية بور
- 11- النموذج الذري لسومرفيلد
 - العدد الكمي الرئيسي
 - العدد الكمي الثانوي
 - العدد الكمي المغناطيسي
 - العدد الكمي للف الذاتي

الفصل الرابع : النماذج المرتكزة على الميكانيك الموجي

- 1- ازدواجية المادة و الموجة
 - حالة الضوء
 - حالة المادة: (نظرية Debroglie)
 - الازدواجية موجة-جسيم بالنسبة للإلكترون
- 2- مبدا عدم التاكيد لهيزنبارغ
- 3- معادلة شرودينجر Schrödinger

- حلول معادلة شرودينجر لبعض المحطات الذرية لذرات شبيهة الهيدروجين
- التمثيل الذري الفراغي للاربيطالات الذرية

4- تعميم على الذرات متعددة الالكترونات

- قاعدة Klechkowski
- توزيع مستويات و تحت مستويات الطاقة
- تمثيل الاوربيطالات الذرية بالحجيرات الكمية
- قواعد ملئ الاوربيطالات
- مبدأ الاستبعاد Pauli
- قاعدة Hund

5- تمثيل البنية الالكترونية للذرة

- التوزيع الالكتروني
- التشكيل الالكتروني
- تعاريف عامة: (الكترونات التكافؤ؛ الكترونات القلب؛ تحت الطبقات الخارجية و الداخلية؛ قاعدة تاين الذرات)

الفصل الخامس : التصنيف الدوري للعناصر

1- دراسة الجدول الدوري

2- تعيين موقع عنصر كيميائي

- تعيين الجناح و المجموعة لعنصر ما
- تعيين الفوج و السطر و العمود

3- الخواص الذرية و الدورية

- طاقة التأين E_i
- نصف القطر الذري r_n
- الألفة الالكترونية لعنصر A
- الكهروسالبية X :
- الطبيعة المعدنية

الفصل الخامس : الروابط الكيميائية

1- انواع الروابط الكيميائية

- الروابط داخل الجزيء

➤ الرابطة الايونية

➤ الرابطة المشتركة

❖ الاوربيطالات الجزيئية

❖ الرابطة المشتركة المستقطبة (ثنائي القطب الكهربائي ؛ عزم ثنائي القطب في حالة

جزيء ثنائي الذرة AB؛ عزم ثنائي القطب للجزيئات متعددة الذرات)

➤ حساب طول الرابطة

- بنية الايونات و الجزيئات متعددة الذرات

➤ التكافؤ (صيغة Lewis)

➤ صيغة Lewis

- الرابطة التساندية (المانحة)

➤ المعقدات

➤ تهجين المحطات الذرية – هندسة الجزيئات-

❖ التهجين sp^3

❖ التهجين sp^2

❖ التهجين sp

➤ تهجين المحطات d

❖ التهجين dsp^2

❖ التهجين d^2sp^3

❖ التهجين $sp^3 d$

2- الجزيئات ذات روابط مضاعفة

3- الروابط بين الجزيئات

- رابطة فانديرفولس

- الرابطة الهيدروجينية

الفصل الاول

مفاهيم عامة

I. تعريف المادة

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

II. الخواص الفيزيائية للمادة

1.II- الاجسام الغير نقية

توجد على شكل خلائط من الجزئان 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 :



2.II- 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 :

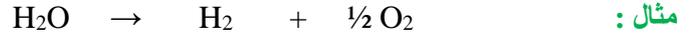
هي الأجسام التي تتكون من شكل واحد من الذرات. **مثال:** Cl_2 , O_2 , Fe

2. الأجسام المركبة :

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

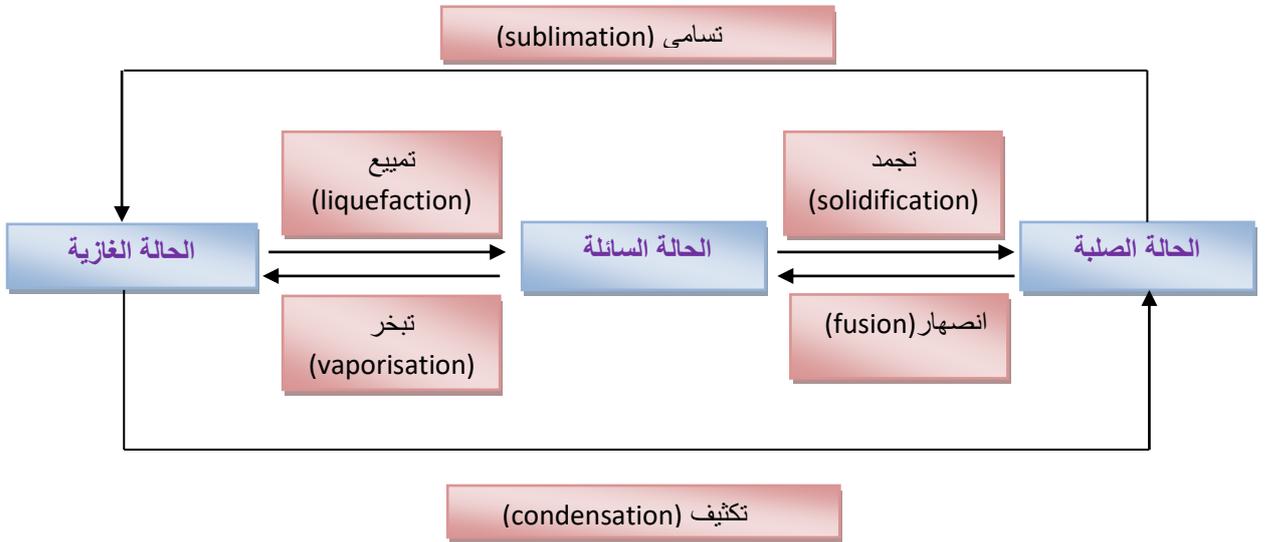
ملاحظة :

يمكن للجسم النقي المركب أن يتفكك إلى أجسام نقية بسيطة.



3.II - حالات المادة

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



ملاحظة : توجد حالة رابعة تسمى البلازما (درجة حرارة $< 10^6 \text{ }^\circ\text{C}$).

III. المادة و مكوناتها

1.V - مفهوم الجزيء 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 الجزيء :

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

2.V- مفهوم المول : (عدد أفوقادرو Avogadro)

يمثل المول وحدة الكميات في النظام المَكروسكوبي و هو العدد الثابت N من الذرات أو الجزيئات أو الجسيمات التي تحتويها كتلة معينة من جسم نقي. يسمى N عدد أفوقادرو و الذي يمثل أيضا عدد الذرات أو الجزيئات أو الجسيمات الموجودة في غاز حجمه 22.4 لتر في الشروط النظامية ($T=0^{\circ}\text{C}$, $p=1\text{atm}$).
لقد أدت معظم القياسات الفيزيائية لتحديد هذا العدد حيث :

$$N=6.023 \times 10^{23} \text{ ذرة, جزئ أو شاردة}$$

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

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

✓ 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

3.V- وحدة الكتل الذرية

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

حيث :

→	12g	كتلة مول من الكربون
→	كتلة ذرة واحدة من الكربون	ذرة واحدة من الكربون

يعني :

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

$$1\text{uma} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N} = \frac{1}{N} \Rightarrow$$

$$1\text{uma} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

و منه

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

$$1\text{Å} = 10^{-10}\text{m}$$

3.V- مفهوم تركيز مادة كيميائية

تركيز مادة كيميائية هو نسبية كمية المادة المذابة في كمية او حجم محلول ما الذي يعتبر كمادة مذبية. يعبر عن التركيز المولي في نظام الوحدات الدولي **بالمول/متر³** . كما تستخدم معظم المراجع العلمية في مجال الكيمياء وحدة **مول/دسم³**، وهي تساوي **مول/لتر** حيث:

$$\text{مول/لتر} = 10^{-3} = \text{مول/دسم}^3 = 10^{-3} = \text{مول/متر}^3$$

يرمز لهذه الوحدات التقليدية غالبا بالرمز M

➤ **الكسر المولي :** الكسر المولي هو النسبة بين عدد مولات أحد مكونات المحلول (n) إلى مجموع مولات كل مكوناته (n_t) . يرمز له بالرمز χ حيث:

$$\chi = \frac{n}{n_t}$$

مجموع الكسور المولية لخليط من المواد يساوي دائماً الواحد الصحيح حيث :

$$\sum \chi_i = 1 \Rightarrow \chi_1 + \chi_2 + \chi_3 + \dots + \chi_i = 1$$

➤ **النسبة المئوية المولية :** هي عدد المولات من المذاب في 100 مول من المحلول او هي الكسر المولي مضروباً في 100 . و يرمز لها بالرمز $\chi\%$ حيث :

$$\chi\% = \frac{n}{n_t} \cdot 100$$

➤ **النسبة المئوية الكتلية** تساوي كسر الكتلة مضروباً في 100 .

$$\text{نسبة المئوية الكتلية} = (\text{كتلة العنصر الكيميائي} \div \text{الكتلة الكلية للمركب}) \times 100 .$$

➤ **المولارية (M) :** التركيز المولي يسمى أيضا **المولارية** و هي نسبة عدد مولات المذاب n إلى الحجم الكلي للمحلول V باللتر. يرمز لها بالرمز C حيث :

$$C = \frac{n}{V}$$

➤ **العيارية:** (N) هي عدد الأوزان المكافئة الجرامية (Eq) من المادة المذابة الموجودة في لتر من المحلول (V_{sol}). يصاغ هذا القانون رياضياً كما يلي :

$$\text{العيارية} = \frac{Eq}{V_{sol}}$$

و يمكن حساب عدد المكافئات الجرامية (Eq) بقسمة وزن المادة بالجرام على الوزن المكافئ (w) كما بالعلاقة التالية:

$$Eq = \frac{m}{W}$$

حيث: w: الوزن المكافئ للمادة المذابة ، والذي يمكن حسابه كما في العلاقة التالية:

$$w = \frac{M}{n_{(H^+; OH^-; e^-)}}$$

حيث : n - تمثل عدد المولات من وحدات أيونات الهيدروجين (H^+) أو الهيدروكسيد (OH^-) أو عدد الإلكترونات المشاركة في تفاعلات الأكسدة والاختزال.

- M : الوزن الذري للمادة.

تعطى العلاقة بين المولية و العيارية كمايلي:

$$N = M * n_{(H^+; OH^-; e^-)}$$

➤ **المولية (m):** تسمى أيضا المولية الوزنية و هي عدد المولات من المادة مذابة في كيلو جرام واحد من المذيب. وحدة المولية هي **مول /كيلو غرام**.

في الحالة العامة عندما تتغير درجة الحرار يكون استخدام التركيز المولي غير مناسب لأن حجم معظم المحاليل يعتمد على درجة الحرارة بسبب التمدد الحراري لذا يتم قياس التركيز بالمولية .

IV. القوانين الأساسية في الكيمياء

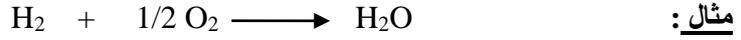
1. القانون الأول : قانون انحفاظ الكتلة (Lavoisier 1771)

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



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.



انطلاقاً 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 المتحددة 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 $X_a Y_b$ اعطى النتائج التالية :
العينة الاولى تحتوي على 25.13% من X.

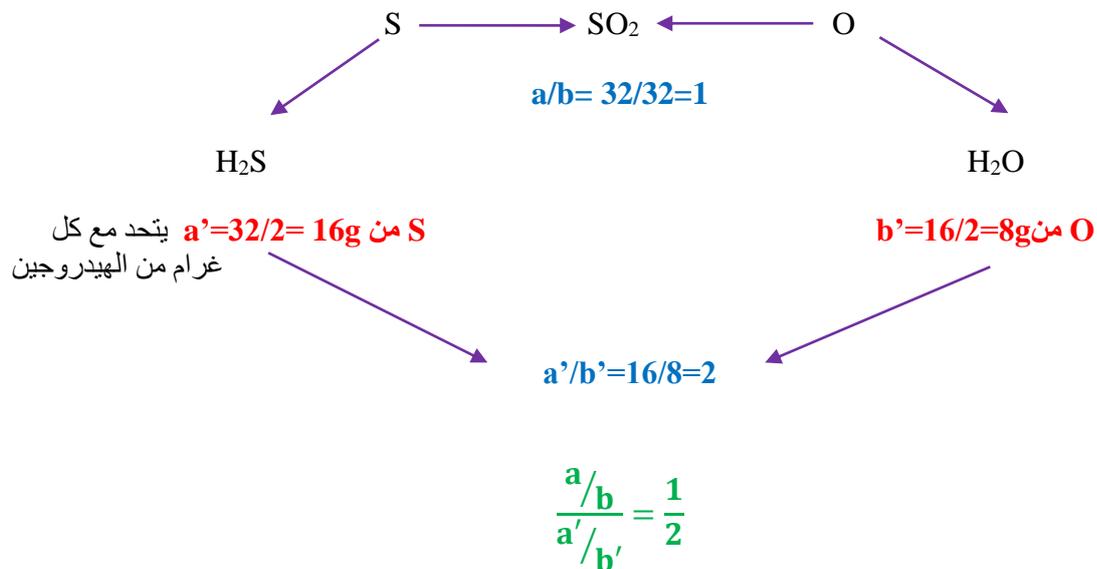
العينة الاولى تحتوي على 0.3106g من X في 1.2360g من العينة .

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 اتحد 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:

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.

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

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.

