الفصل الأول: بنية المادة ـ مفاهيم أساسية

1. مفاهيم حول المادة

يطلق على أي مادة جسم يحتل جزءًا من الفضاء مثل المعادن والسوائل والغازات. تصنيف المادة يمكن تصنيف المادة وفقًا لثلاث معايير:

- الحالة الفيزيائية
- النقاوة
- التجانس

1.1.الحالة الفيزيائية :هذا هو الجانب الخارجي للمادة. توجد المادة في ثلاث حالات فيزيائية مختلفة.

- **الحالة الصلبة :**المادة تمتلك شكلًا وحجمًا محددين. مثال: في درجة حرارة الغرفة، الكوارتز والجرافيت صلبان، وكذلك النحاس.
- **الحالة السائلة :**المادة تأخذ شكل الحاوية التي تحتوي عليها وتتناسب مع حجمها. مثال: في الجدول الدوري، هناك عنصرين سائلين عند درجة حرارة الغرفة، وهما الزئبق (Hg) والبروم .(Br2) والغاليوم (Ga) يصبح سائلًا إذا تم التلاعب به باليد (عند 37 درجة مئوية).
- **الحالة الغازية :**الغازات تحتل كل المساحة المتاحة لها. يمكن ضغطها وتمددها بسهولة. في الجدول الدوري، هناك 11 عنصرًا غازيًا. الأكسجين (O_2) والهيدروجين (H_2) والكلور (Cl_2) والنيتروجين (N_2) والفلور (F_2) هم أمثلة على الغازات الثنائية الذرية، بينما الهيليوم (He) والنيون (Ne)والأرغون (Ar) والكريبتون (Kr) والزينون (Xe) والرادون وهم أمثلة على الغازات الأحادية الذرية.(Rn)

2.1. التحولات الفيزيائية للمادة :التحول الذي يغير حالة المادة من حالة إلى أخرى يُسمى تفاعلًا فيزيائيًا. هنا بعض التحولات الفيزيائية الشائعة:

- **الانصهار:(Fusion)**
  - من الحالة: صلبة
  - إلى الحالة: سائلة
  - مثال: عندما يتحول الجليد (صلب) إلى ماء (سائل) عند درجة حرارة أعلى من نقطة الانصهار.
- **التبخر:(Evaporation)**
  - من الحالة: سائلة ⟵ إلى الحالة: غازية
  - مثال: عندما يتحول الماء (سائل) إلى بخار (غاز) عندما يتعرض للحرارة.

- **التجميد:(Congélation)**
  - من الحالة: سائلة ⟵ إلى الحالة: صلبة
  - مثال: عندما يتحول الماء (سائل) إلى ثلج (صلب) عند درجة حرارة أقل من نقطة التجميد.
- **التبخر العكسي:(Liquéfaction)**
  - من الحالة: غازية ⟵ إلى الحالة: سائلة
  - مثال: عند تبريد البخار (غاز) من الهواء وتحويله إلى سائل.
- **التبخر:(Sublimation)**
  - من الحالة: صلبة ⟵ إلى الحالة: غازية
  - مثال: عندما يتحول الجليد (صلب) مباشرة إلى بخار (غاز) دون أن يمر عبر حالة السائل.
- **التكثيف:(Condensation)**
  - من الحالة: غازية ⟵ إلى الحالة: سائلة
  - مثال: عندما يتحول بخار الماء (غاز) في الهواء إلى قطرات ماء (سائلة) على سطح أشياء باردة.

هذه التحولات الفيزيائية تعبر عن كيفية تغير حالة المادة دون تغير في تركيبها الكيميائي.

3.1.نقاوة المادة :قبل الحديث عن نقاوة المادة كمعيار لتصنيفها، يجب تقديم تعريف لكل من الذرة، والعنصر، والجزيء، والمركب.

- **الذرة :(L'atome)** هي أصغر وحدة تكوينية للمادة، ومصطلح "ذرة" مشتق من الكلمة اليونانية "a-tomos"وتعني غير قابلة للانقسام.
- **العنصر :(L'élément)** هو تجمع للذرات من نفس النوع.
- **الجزيء :(La molécule)** يتكون من تجمع لذرتين أو أكثر من نفس العنصر مثل N_2 أو من عناصر مختلفة مثل.$CaCO_3$
- **المركب :(Le composé)** يتكون من تجمع للجزيئات من نوع واحد، أي أن الجزيء يشكل الوحدة البنائية للمركب. على سبيل المثال، المركب H_2O يتكون من العديد من جزيئات.H_2O

بناءً على درجة النقاوة، يمكن تصنيف المادة إلى:

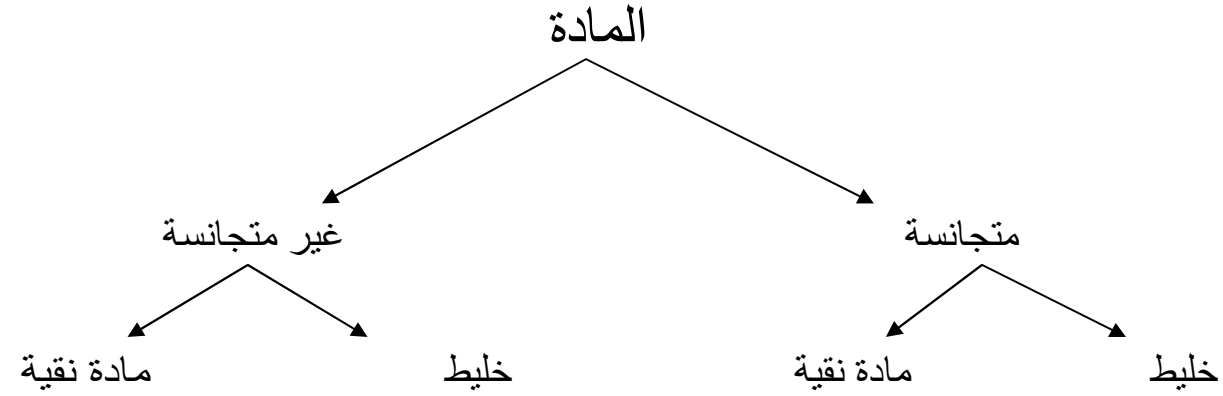
- **مادة نقية :(Matière pure)** تتكون من نوع واحد من الذرات (عنصر أو مركب) أو نوع واحد من الجزيئات المكونة لمركب.
  - مثال: عنصر Na :، .Cuمركب H_2SO_4 :

- **مزيج :(Mélange)** يحتوي على ما لا يقل عن نوعين من الجزيئات.
  - مثال: محلول NaCl يحتوي على جزيئات H_2O وجزيئات.NaCl

يمكن فصل مكونات المزيج باستخدام طرق فيزيائية مثل الترشيح والتقطير.

4.1. التجانس في المادة :التجانس هو المعيار الثالث لتصنيف المادة. عند وجود مزيج من الماء والزيت، يمكن التمييز بين طبقتين منفصلتين، وتسمى كل واحدة منهما "مرحلة"، لذلك يعتبر هذا المزيج متجانسًا.

إذا كان النظام يحتوي على مرحلة واحدة فقط، يُعتبر متجانسًا.

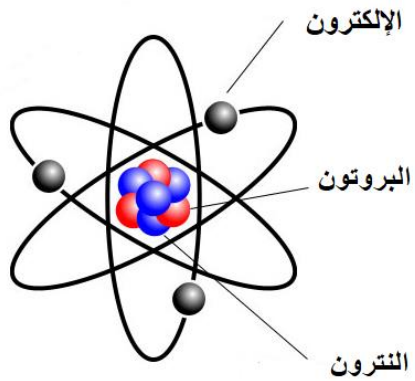


2. الذرة والعنصر

تعرف الذرة بأنها أصغر وحدة يمكن الحصول عليها عند تجزيئ المادة، وهي متعادلة الشحنة؛ وإذا تمّت تجزئة الذرة فإن أجزاءها ستمتلك شحنة كهربائية، والذرة أيضاً هي حجر الأساس في الكيمياء، وهي أصغر مكوّنٍ في المادة يمكن أن يُظهِر خصائص كيميائيّة. تُعدّ الذرات هي المكون الأساسي لجميع المواد الموجودة في الكون، فكلّ عنصر موجود في الجدول الدوري يمتلك تركيبه الذري الفريد والمختلف عن باقي العناصر، فلكل عنصر خصائصه الفيزيائية المميّزة له اعتماداً على كتلته الذريّة.

1.2. مكونات الذرّة

عند النظر بشكل أدقّ إلى الذرة نفسها، فإنه بالإمكان التعرف على مكوناتها؛ فهي تتكون من بروتونات موجبة الشحنة، ونيوترونات متعادلة الشحنة، وإلكترونات سالبة الشحنة، وما يحدد عدد كلٍّ منها هو نوع العنصر. وبشكلٍ عام، فإن معظم جسم الذرة عبارة عن فراغ توجد فيه سُحب من الإلكترونات، تدور حول حيز صغير جداً مقارنة بحجم الذرة كاملة، وهذا الحيز يُعرَف بالنواة، وهي تحتوي على البروتونات والنيوترونات، لهذا فهي موجبة الشحنة، وتجدر الإشارة أيضاً إلى أنّ كتلة الإلكترون أقل من كتلة النواة؛ حيث يُعدّ أخفّ جُسيم موجود في الطبيعة، وبما أن النواة موجبة الشحنة الكهربائية، والإلكترونات التي تدور حولها سالبة الشحنة فهذا يعني وجود قوة كهربائية متبادلة بين النواة والإلكترونات تجذب الإلكترونات نحو النواة، وفيما يأتي بيان لكلّ مكوّن من مكوّنات الذرة(الشكل 01).



الشكل 01 مكونات الذرة

1.1.2. الإلكترون

الإلكترونات هي جسيمات دون ذرية تحمل شحنة سالبة أساسية، وتُعدّ من الجسيمات الأولية؛ إذ إنها لا تحتوي على مكونات داخلها، ولا يمكن تجزئتها، ولا يوجد ما هو أخفّ منها في الذرة، وتبلغ كتلة الإلكترون $9,1.10^{-31}kg$، وهذه الكتلة لا يتم احتسابها عند حساب كتلة الذرة لصغرها الشديد. تمّ اكتشاف الإلكترون بواسطة العالم (J.J. Thomson) أثناء دراسته لأشعة المهبط، وقد ساهم هذا الاكتشاف كثيراً في فهم التركيب الذري. توجد الإلكترونات حول الأنوية، وتكون موزَّعة في مستويات الطاقة المختلفة، وعند نزع إلكترون من مداره حول نواة فإن الذرة تصبح مُتأيِّنةً، وتُسمّى أيوناً.

2.1.2. البروتون

البروتون هو جسيم دون ذريٍّ يمتلك شحنة موجبة مساوية لمقدار شحنة الإلكترون، وتبلغ كتلته

$1.67x10^{-27}Kg$ ، وهي تساوي 1836 ضعف كتلة الإلكترون. عدد البروتونات هو العدد الذي يمثل العدد الذري للعنصر، وهو أيضاً ما يحدد ترتيب العناصر في الجدول الدوري.

3.2.1. النيترون

يُرمز لعدد النيوترونات (Neutrons) في الذرة بالرمز(N) ، ويمثل العدد الكتلي للذرة مجموع النيوترونات، والبروتونات(Z+N) ، وتساعد القوة النووية القوية على ربط النيوترونات والبروتونات معاً لتشكيل نواة الذرة، والنيوترون متعادل الشحنة؛ أي لا يحمل أية شحنة، ولا ينجذب إلى البروتونات أو الإلكترونات، وتبلغ كتلته نحو $1.67x10^{-27}kg$.

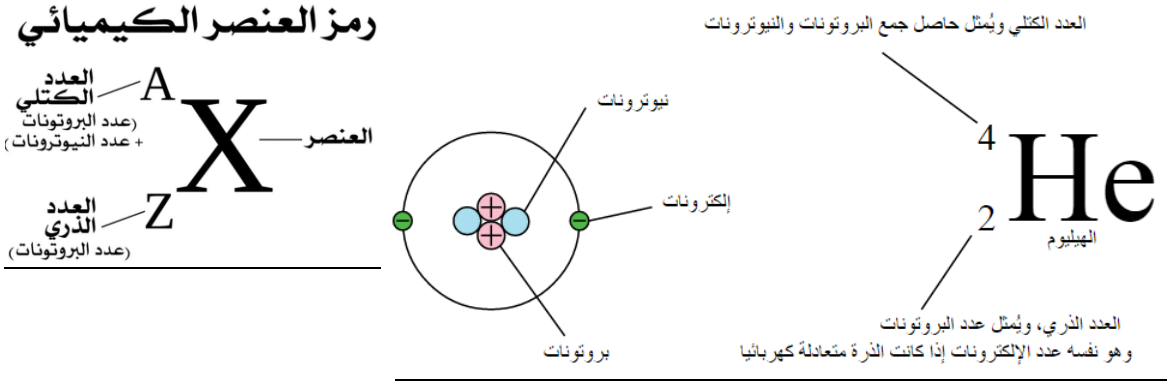
2.2. العناصر

تُعرَّف العناصر الكيميائية ب (élément chimique) بأنها المادة التي لا يُمكن تغييرها إلى مواد أخرى، أو تقسيمها باستخدام الوسائل الكيميائية المختلفة. تُحدَّد العناصر وفق عدد البروتونات الموجودة في أنويتها الذرية، فلكل الذرات الموجودة في عنصرٍ ما العدد الذري نفسه، ويمكن تشكيل عنصر جديد من عنصرٍ ما بإضافة عدد من البروتونات إليه. يبلغ عدد العناصر الكيميائية المعروفة 119 عنصراً منها 92 عنصر طبيعي، يُمكن تمثيلها بأسمائها، أو أرقامها الذرية، أو رموزها الخاصة التي تكون اختصاراً للأسماء بحرف

أو حرفين، وقد وافق الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (IUPAC) على نظام تسمية العناصر ورموزها.

3.2. تعريف العدد الذري والعدد الكتلي

يُعرف العدد الذري على أنّه عدد البروتونات في الذرة، ويُشار له بالرمز(Z)، إذ يمكن تحديد نوع العنصر وخصائصه من خلاله، أمّا العدد الكتلي فيعرف بأنّه مجموع عدد البروتونات والنيوترونات وفقاً للمعادلة الرياضيّة الآتيّة : العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيوترونات، ويُشار له بالرمز(A) ، وما تجدر الإشارة إليه أنّ الجدول الدوري الحديث تم ترتيب العناصر فيه بناءاً على ازدياد العدد الذري، والذي اكتشفه العالم هنري موزلي ،إذ يوضع العدد الذري أعلى العنصر في الجدول الدوري، ويوضع العدد الكتلي أسفل العنصر(الشكل02)، أما عند التعبير عن العنصر فإن العدد الذري، والكتلي يوضعان على يسار العنصر، بحيث يعبّر عن العدد الكتلي برقم صغير الحجم أعلى العنصر، أما العدد الذري فيوضع على شكل رقم صغير أسفل العنصر، كما أنّ كتلة الإلكترونات لا تدخل في حساب العدد الكتلي، وذلك لأن كتلتها صغير جداً، وأصغر ب 1,800مرة تقريباً من كتلة البروتون، كما أنّ العدد الكتلي لأي ذرة يساوي الكتلة الذرية مقرباً إلى أقرب عدد صحيح، بالإضافة إلى أنّ النظائر المُختلفة للعنصر نفسه يكون لها أعداد كتليّة مختلفة، وذلك لأنها تحوي أعداداً مختلفة من النيوترونات.



الشكل 2 العنصر، العدد الذري والعدد الكتلي

3. المول او كمية المادة

المول هو وحدة قياس كمية المادة في الكيمياء، بما ان كل التفاعلات الكيميائية تجري على مستوى الذرة والجزيء فقد كان لزاما معرفة عدد هذه الذرات او الجزيئات قبل إجراء أي تفاعل كيميائي. حيث ان واحد مول يساوي الى عدد أفوجادرو = 1 مول= $6.023\ 10^{23}$ من الذرات او الجزيئات (الشكل 3).

الشكل 4 عدد افوغادرو

1.3. الكتلة المولية وتعرف الكتلة المولية ويرمز لها ب **M** بأنّها كتلة العنصر الكيميائي أو المركب الكيميائي بوحدة الغرام مقسومة على مقدار المادة في وحدة المول؛ وبمعنى آخر هي نسبة كتلة الجزيء إلى وحدة الكتلة الذرية التي يمكن استخراجها من الجدول الدوري ويتم التعبير عنها في غرام/مول، حيث إنَّ الكتلة المولية هي نفسها الكتلة الذرية القياسية للعنصر، وتحتوي الذرات الفردية أو العنصر الواحد دائمًا على عدد صحيح من وحدات الكتلة الذرية؛ وبالرغم من ذلك توجد الكتلة المولية في الجدول الدوري كرقم عشري، لأن الكتلة المولية هي عبارة عن متوسط نظائر العناصر المختلفة.

Mوعلى ضوء التعريف السابق يمكننا كتابة العلاقة: $\boxed{n = m/M}$

الكتلة المولية الجزيئية هي مجموع الكتل المولية الذرية للذرات المكونة للجزيء. على سبيل المثال: كتلة مولية$NaOH$

$$M_{NaOH} = M_{Na} + M_O + M_H = 23 + 16 + 1 = 40g/mol$$

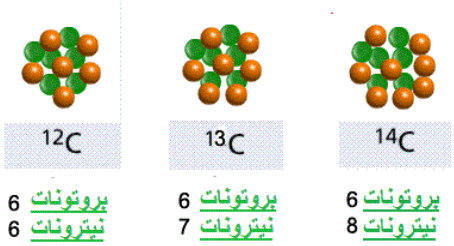
2.3. **وحدة الكتلة الذرية** بالتعريف، تزن مول واحدة من ذرات الكربون 12 غرامًا. هي وحدة قياس كتلة الذرات. وهي تساوي 12/1 من كتلة ذرة $^{12}\mathbf{C}$، وهو نظير الكربون الأكثر وفرة .و وحدة الكتل الذرية هي وحدة صغيرة جدًا، حيث تساوي $\mathbf{1.66x10^{-24}\ g}$. لذلك، غالبًا ما يتم استخدامها في المعادلات الكيميائية، حيث يتم ضربها في عدد أفوجادرو لتحويلها إلى وحدة قياس أكثر عملية، وهي الجرام.

وبالتالي، وحدة الكتلة الذرية (uma) : $1uma = \frac{1}{12}\frac{12g}{N} = \frac{1}{6.023\ 10^{23}} = 1.66\ 10^{-24}g$

1.4. النظائر

هي ذرات لنفس العنصر الكيميائي لها نفس العدد الذري Z، ولكنها تختلف في الكتلة الذرية بسبب اختلاف عدد النيوترونات، لا تختلف الخواص الكيميائية للذرة ونظيرها، ذلك لأن الخواص الكيميائية للذرة تعتمد على عدد البروتونات في النواة وبالتالي على عدد الإلكترونات التي تدور في الغلاف النووي وتوزيعها. الإلكترونات هي التي تشترك في التفاعلات الكيميائية. أما الخواص الفيزيائية فهي تختلف لكلاهما اختلافا كبيرا حيث تعتمد على عدد البروتونات والنيوترونات وتوزيعهما في النواة، وهم يشتركون فيما يسمى تفاعلات نووية. فمثلاً إذا نظرنا إلى ذرة الكربون-

12 وهي تحتوي على 6 بروتونات و6 نيوترونات في نواتها فهي مستقرة (خاصة فيزيائية). أما الكربون-14 فتحتوي نواته على 6 بروتونات و8 نيوترونات وهو نظير مشع أي ذو نشاط إشعاعي (خاصة فيزيائية).



الشكل 3 نظائر الكربون

2.4. الكتلة الذرية المتوسطة العديد من العناصر موجودة في الطبيعة كمزيج من النظائر. الكتلة الذرية المتوسطة لعنصر ما يمكن حسابها باستخدام الصيغة: $\bar{M} = \frac{1}{100}\sum_{i=1}^{n} X_i M_i$

حيث X_i هي الوفرة الطبيعية للنظير i و M_i الكتلة الذرية للنظير i والعدد n يمثل عدد النظائر للعنصر، و $\bar{M}$.هي الكتلة الذرية المتوسطة.

3.4. العجز في الكتلة لنأخذ مثالًا على نواة الهيليوم .(He) تتكون نواة الهيليوم من مكوناتها الرئيسية وهي البروتونات) التي نرمز لها بـ (p والنيوترونات) التي نرمز لها بـ(n)

عدد البروتونات (p) في نواة الهيليوم = 2

عدد النيوترونات (n) في نواة الهيليوم = 2

لذا، عندما نقوم بجمع هذه المكونات معًا، نحصل على نواة الهيليوم بالشكل التالي:

$$2p + 2n \rightarrow {}^{4}He$$

حيث يُمثل ^4Heالنواة المتشكلة و الناتجة عن هذا التفاعل.

عند حساب الكتلة الذرية لمجموع البروتونات والنيوترونات الداخلة في التفاعل، نجد القيمة التالية لمجموع كتلة نواة الهيليوم النظرية:

$$m_{théorique} = (2 \times m_p) + (2 \times m_n) = (2 \times 1.0086\ uma) + (2 \times 1.0072\ uma) = 4.0328\ uma$$

ومع ذلك، كتلة النواة الفعلية للهيليوم تُقدر بحوالي 4.0026uma .وهي الكتلة التجريبية $m_{expérimentale}$وهذا يُشير إلى أن الكتلة الفعلية للنواة أقل قليلاً من الكتلة المتوقعة لمكوناتها. وهذا الاختلاف في الكتلة بين الكتلة المتوقعة والكتلة الفعلية يُعرف باسم "العجز في الكتلة" (Defaut de masse)، وهو نتيجة لتحول بعض الكتلة إلى طاقة ويُمثله الشهيرة معادلة إينشتاين $E=mc^2$، حيث "m" هو العجز في الكتلة و "c" هو سرعة الضوء في الفراغ.

ويمكن حساب العجز في الكتلة بالقانون الاتي.

$\Delta m = m_{théorique} - m_{expérimentale} = Zm_p + Zm_e + (A-Z)m_n - m_{expérimentale}.$

4.4.مبدأ المكافأة بين الكتلة والطاقة

اتحاد البروتونات والنيوترونات لتشكيل النواة يفرج عن كمية كبيرة من الطاقة، وهذه الطاقة تعرف بطاقة الربط.

مثال: الديوتيريوم ^2_1D هو اتحاد بروتون ونيوترون واحد.

$m_p = 1.0086$ uma ؛ $m_n = 1.0072$ uma ؛ $m_{Théo} = 2.016$ uma ، والكتلة التجريبية للديوتيريوم هي $m_{exp} = 2.0147$ uma.

هناك فرق بين الكتلتين $\Delta m = m_{théo} - m_{exp}$.

$\Delta m = 2.016 - 2.0147 = 0.0013$ uma

وفقًا لألبرت أينشتاين، يُمكن تعبير Δm بواسطة الطاقة. $\Delta E = \Delta m.c^2$

ΔE: طاقة ربط النواة

$c = 3.108$ m/s :c سرعة الضوء

Δm: عجز الكتلة

يمكن تطبيق هذه الصيغة في جميع التفاعلات النووية حيث:

- **طاقة الربط ـ الطاقة الربط المتوسطة**

الطاقة الربط E_l هي الطاقة التي يجب توفيرها للنواة لتشكيلها أو تفكيكها. وطاقة الربط المتوسطة لكل نوكليون يمكن حسابها باستخدام الصيغة:

$E_l = \Delta E / A$ حيث A هو العدد الكتلي للنواة.

وحدة :E_l مليون إلكترون فولت لكل نوكليون .(Mev/nucléon)

تعريف الإلكترون فولت :(eV) الإلكترون فولت (eV) هو الطاقة التي يكتسبها إلكترون عند تسارعه بفارق جهد (d.d.p) قدره 1 فولت. وبالتالي:

$1\ eV = 1.6\ 10^{-19}$ Coulomb (c)* 1 Volt (V) $= 1.6\ 10^{-19}$ joule (J)

مثال:لنأخذ نواتين X و:Y

$$E_x < E_y \ ; \quad E_l = \frac{E_x}{A_x} < \frac{E_y}{A_y}$$

لذلك Y أكثر استقرارًا من.X

الطاقة الربط المتوسطة تساعد في مقارنة استقرار النوى .مثال: أكثر نواة استقرارًا في الجدول الدوري هي نواة الحديد:

$E_l(Fe) = 8.8$ Mev/nucléon.

الطاقة الربط وطاقة استقرار النواة هما نفسهما.