الجزء الأول — بنية الذرّة

# ملخّص الدرس

الفرد والنوع الكيميائي، بنية الذرّة، العنصر، الشوارد والجدول الدوري

## 1. الفرد الكيميائي والنوع الكيميائي

| | الفرد الكيميائي | النوع الكيميائي |
|---|---|---|
| التعريف | دقيقة **مجهرية** (ذرّة، جزيء، شاردة) لا نتعامل معها بحواسنا | مجموعة كبيرة من الأفراد الكيميائية **المتماثلة**، نتعامل معها **عيانيا** |
| أمثلة | جزيء ماء $H_2O$، ذرّة حديد **Fe**، شاردة $Na^+$ | الماء، مسمار حديد، ملح الطعام **NaCl** |

لكلّ نوع كيميائي **خصائص فيزيائية** تميّزه (درجة الغليان، درجة الانصهار، الكتلة الحجمية **ρ**، الكثافة، اللون، الرائحة...) و**خصائص كيميائية** (نشاطه مع الأنواع الأخرى).

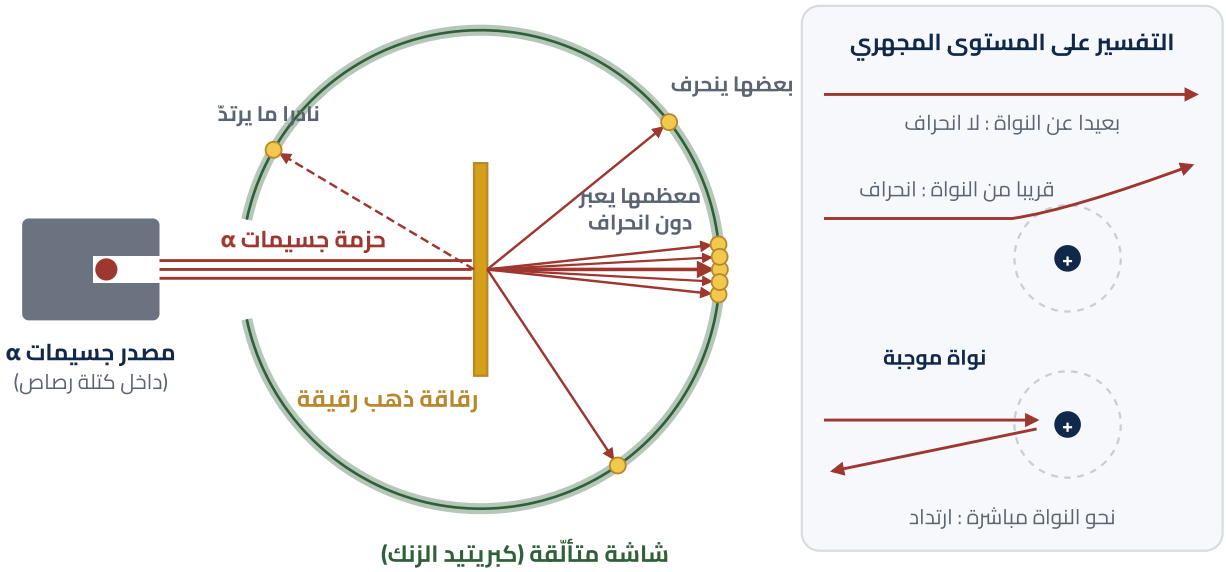
## الكشف عن بعض الأنواع والأفراد الكيميائية

| ما نكشف عنه | الكاشف | النتيجة المميِّزة |
|---|---|---|
| الماء | كبريتات النحاس اللامائية $CuSO_4$ | يتحوّل لونها من **الأبيض إلى الأزرق** |
| الغلوكوز | محلول فهلنغ + تسخين | راسب **أحمر آجوري** |
| النشاء | ماء اليود | لون **أزرق بنفسجي** |
| غاز $CO_2$ | رائق الكلس | يتعكّر رائق الكلس |
| شوارد الكلور $Cl^-$ | نترات الفضّة $AgNO_3$ | راسب **أبيض** $AgCl$ يسودّ في الضوء |
| شوارد الكبريتات $SO_4^{2-}$ | كلور الباريوم $BaCl_2$ | راسب **أبيض** $BaSO_4$ |
| شوارد $Fe^{2+}$ | محلول الصودا $NaOH$ | راسب **أخضر** هلامي $Fe(OH)_2$ |
| شوارد $Fe^{3+}$ | | راسب **بنّي محمرّ** (لون الصدأ) $Fe(OH)_3$ |
| شوارد $Cu^{2+}$ | | راسب **أزرق** $Cu(OH)_2$ |
| شوارد $Zn^{2+}$ | | راسب **أبيض** هلامي $Zn(OH)_2$ |
| طبيعة المحلول | ورق **pH** أو جهاز **pH**-متر أو أزرق البروموتيمول | **pH < 7** حمضي (BBT **أصفر**) · **pH = 7** معتدل (**أخضر**) · **pH > 7** أساسي (**أزرق**) |

# 2. بنية الذرّة

## تطوّر النموذج الذرّي

| العالِم | السنة | النموذج |
|---|---|---|
| الإغريق (ديموقريطس) | — | المادّة من دقائق «لا تنقسم» : *Atomos* |
| دالتون | **1808** | الذرّات كريات صغيرة مصمتة لا تنقسم أثناء التفاعلات الكيميائية |
| طومسون | **1904** | كرة موجبة الشحنة مرصّعة بإلكترونات سالبة |
| رذرفورد | **1911** | نواة مركزية موجبة صغيرة جدّا تتركّز فيها الكتلة، تدور حولها إلكترونات، وبينهما **فراغ** كبير |
| بوهر | **1913** | الإلكترونات تدور حول النواة في **مدارات محدّدة** (طبقات) |




تجربة رذرفورد (1911) : قذف رقاقة ذهب رقيقة بجسيمات ألفا الموجبة، وتسجيل مواضع وصولها على شاشة متألّقة

### تجربة رذرفورد : ماذا نستنتج ؟

- معظم جسيمات ألفا تعبر رقاقة الذهب دون انحراف ← الذرّة **فراغ** في معظمها.
- قليل منها ينحرف أو يرتدّ ← يوجد في مركز الذرّة جزء صغير جدّا **موجب الشحنة ثقيل** : **النواة**.

## مكوّنات الذرّة

يُرمز لنواة ذرّة العنصر X بالرمز ${}^{A}_{Z}X$ حيث :

- **Z** : **العدد الذرّي** (العدد الشحني) = عدد **البروتونات** في النواة = عدد الإلكترونات في الذرّة المتعادلة.
- **A** : **العدد الكتلي** = عدد **النوكليونات** (بروتونات + نيترونات).
- **N** : عدد النيترونات، ويُحسب بالعلاقة :

$$A = Z + N \Longrightarrow N = A - Z$$

مثال : نواة الكلور ${}^{35}_{17}Cl$ فيها **17** بروتونا و**18 = 17 − 35** نيترونا، وذرّتها فيها **17** إلكترونا.

| الجسيم | الكتلة (kg) | الشحنة (C) |
|---|---|---|
| البروتون ${}^{1}_{1}p$ | $1{,}673\times10^{-27}$ | $+e = +1{,}6\times10^{-19}$ |
| النيترون ${}^{1}_{0}n$ | $1{,}675\times10^{-27}$ | $0$ |
| الإلكترون ${}^{0}_{-1}e$ | $9{,}11\times10^{-31}$ | $-e = -1{,}6\times10^{-19}$ |

### العلاقات الأساسية (تُحفظ)

كتلة الذرّة ≈ كتلة النواة (كتلة الإلكترونات مهملة) : $m_{atome} \approx A \times m_p$

العدد الكتلي انطلاقا من كتلة النواة : $A = m_{noyau} / m_p$

شحنة النواة : $q_{noyau} = Z \times e$

شحنة السحابة الإلكترونية : $q_{nuage} = -Z \times e$

عدد الذرّات في عيّنة كتلتها m : $N_{atomes} = m / m_{atome}$

الذرّة **متعادلة كهربائيا** لأنّ $q_{noyau} + q_{nuage} = Ze - Ze = 0$.

**وحدة الكتل الذرّية** : $1\ u = 1{,}66\times10^{-27}\ kg$، وهي تقريبا كتلة نوكليون واحد. **الأبعاد** : نصف قطر الذرّة $\approx 100\ pm = 1\times10^{-10}\ m$ ونصف قطر النواة $\approx 1\ fm = 1\times10^{-15}\ m$، إذن $R_{atome} / R_{noyau} \approx 10^5$ : معظم حجم الذرّة **فراغ**.

### التوزيع الإلكتروني

| رقم الطبقة n | اسمها | أقصى عدد من الإلكترونات $2n^2$ |
|---|---|---|
| 1 | K | 2 |
| 2 | L | 8 |
| 3 | M | 18 (لكن نكتفي بـ 8 في برنامجنا : $Z \leq 18$) |

تملأ الإلكترونات الطبقات **بالترتيب** : K ثمّ L ثمّ M، ولا نبدأ طبقة إلّا بعد تشبّع التي قبلها. أمثلة : $H : K^1$ · $C : K^2L^4$ · $Na : K^2L^8M^1$ · $Cl : K^2L^8M^7$. **الطبقة الأخيرة** (الخارجية) هي التي تحدّد السلوك الكيميائي للذرّة.

## 3. العنصر الكيميائي ونظائره

#### التعريفات

- **العنصر الكيميائي** : مجموع الأفراد (ذرّات أو شوارد) التي لها **نفس العدد الذرّي Z**. له رمز : حرف لاتيني كبير (C) يُتبع أحيانا بحرف صغير (Cl، Ca، Cu).
- **انحفاظ العنصر** : خلال التحوّلات الكيميائية لا تتغيّر النواة، إذن **يبقى العنصر محفوظا**. مثال دورة النحاس : $Cu \rightarrow Cu^{2+} \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu^{2+} \rightarrow Cu$.
- **النظائر** : ذرّات لها **نفس Z و A مختلف** (أي تختلف في عدد النيترونات فقط)، ولها نفس الخصائص الكيميائية. مثال : ${}^{12}_{6}C$ و${}^{13}_{6}C$ و${}^{14}_{6}C$.

**الكتلة الذرّية المتوسّطة** لعنصر له نظائر نسبها المئوية $x_1, x_2, \ldots$ :

$$M = (A_1 x_1 + A_2 x_2 + \ldots) / 100$$

M بوحدة الكتل الذرّية u، و$A_i$ العدد الكتلي لكلّ نظير.

مثال : الكلور فيه 75 % من ${}^{35}_{17}Cl$ و25 % من ${}^{37}_{17}Cl$ : $M = (35 \times 75 + 37 \times 25) / 100 = 35{,}5$ u.

**انتبه**

مجموع النسب المئوية = 100 %. إذا أُعطيت نسبتا نظيرين من ثلاثة، فنسبة الثالث هي الباقي.

## 4. قاعدتا الثنائية والثمانية — الشوارد

- **قاعدة الثنائية** (للعناصر القريبة من الهيليوم : **H, Li, Be, B**) : تسعى الذرّة لأن تكون طبقتها الخارجية $K^2$ مثل الهيليوم. $Li : K^2L^1 \rightarrow Li^+ : K^2$
- **قاعدة الثمانية** : تسعى الذرّة لأن تحمل طبقتها الخارجية **8 إلكترونات** مثل أقرب غاز خامل :
  - **1, 2, 3** إلكترونات خارجية ← **تفقدها** : شاردة موجبة. $Mg : K^2L^8M^2 \rightarrow Mg^{2+} : K^2L^8$
  - **5, 6, 7** إلكترونات خارجية ← **تكتسب 3, 2, 1** : شاردة سالبة. $O : K^2L^6 \rightarrow O^{2-} : K^2L^8$

| | الشاردة الموجبة $X^{n+}$ | الشاردة السالبة $X^{n-}$ |
|---|---|---|
| المعادلة | $X \rightarrow X^{n+} + n\,e^-$ | $X + n\,e^- \rightarrow X^{n-}$ |
| الشحنة | $q = +n\,e$ | $q = -n\,e$ |
| عدد الإلكترونات | $Z - n$ | $Z + n$ |

**الشاردة المركّبة** : مجموعة ذرّات تحمل شحنة، مثل $NH_4^+$، $H_3O^+$، $NO_3^-$، $SO_4^{2-}$. ويتكوّن المركّب الشاردي من شوارد موجبة وسالبة بحيث يكون متعادلا : $Na^+ + Cl^- \rightarrow NaCl$ ؛ $Mg^{2+} + 2\,Cl^- \rightarrow MgCl_2$.

## 5. الجدول الدوري المبسّط

| | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | 1 **H** $K^1$ | | | | | | | 2 **He** $K^2$ |
| 2 | 3 **Li** $K^2L^1$ | 4 **Be** $K^2L^2$ | 5 **B** $K^2L^3$ | 6 **C** $K^2L^4$ | 7 **N** $K^2L^5$ | 8 **O** $K^2L^6$ | 9 **F** $K^2L^7$ | 10 **Ne** $K^2L^8$ |
| 3 | 11 **Na** $K^2L^8M^1$ | 12 **Mg** $K^2L^8M^2$ | 13 **Al** $K^2L^8M^3$ | 14 **Si** $K^2L^8M^4$ | 15 **P** $K^2L^8M^5$ | 16 **S** $K^2L^8M^6$ | 17 **Cl** $K^2L^8M^7$ | 18 **Ar** $K^2L^8M^8$ |

- العناصر مرتّبة حسب **Z المتزايد**.
- **رقم السطر** = عدد الطبقات المشغولة ؛ **رقم العمود** = عدد إلكترونات الطبقة الخارجية.
- عناصر العمود الواحد تشكّل **عائلة كيميائية** لها خصائص كيميائية متشابهة.

| العمود | العائلة | أهمّ خصائصها |
|---|---|---|
| I | القلائيات (Li، Na...) | معادن نشطة جدّا، لا توجد حرّة في الطبيعة، تعطي شوارد $X^+$ (الهيدروجين في العمود I لكنّه ليس من القلائيات) |
| II | القلائيات الترابية (Be، Mg...) | تتفاعل مع الأحماض محرّرة غاز $H_2$، تعطي $X^{2+}$ |
| III | العناصر الترابية (B، Al) | توجد في شكل مركّبات، تعطي $X^{3+}$ |
| VII | الهالوجينات (F، Cl...) | سامّة ونشطة، جزيئاتها ثنائية الذرّة $Cl_2$، تعطي $X^-$ |
| VIII | الغازات الخاملة (He، Ne، Ar) | طبقتها الخارجية مشبعة ← **خاملة** كيميائيا، أفرادها ذرّات منفردة |

**الكهروسلبية**

هي قدرة الذرّة على **جذب** إلكترونات الرابطة نحوها (الميل لاكتساب الإلكترونات). في الجدول الدوري **تزداد من اليسار إلى اليمين** في السطر، و**تزداد من الأسفل إلى الأعلى** في العمود (الغازات الخاملة مستثناة). أكثر العناصر كهروسلبية : **F** ثمّ **O**.

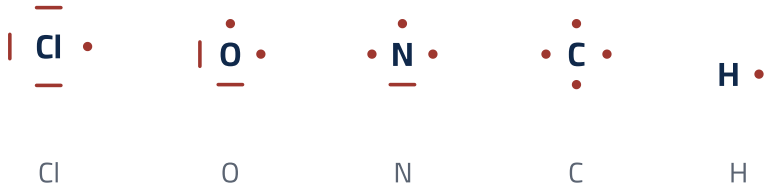
الجزء الثاني — هندسة الأنواع الكيميائية

# ملخّص الدرس

بنية الجزيئات وهندستها واستقطابها

## 1. بنية الجزيئات : نموذج لويس

**تمثيل لويس للذرّة** : نكتب رمز العنصر ونحيطه بإلكترونات طبقته الخارجية : **النقطة** إلكترون عازب (فردي)، **والخطّ** زوج إلكتروني (ثنائية).

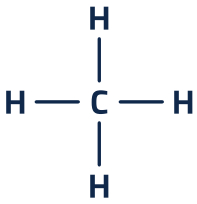



**التكافؤ**

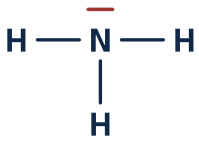
**تكافؤ العنصر** = عدد إلكتروناته العازبة = عدد الروابط التي تشكّلها ذرّته : **H : 1 · C : 4 · N : 3 · O : 2 · Cl : 1**.

للعناصر **5, 6, 7** إلكترونات خارجية : **التكافؤ** = **8** − **رقم العمود** ؛ ولـ**1, 2, 3, 4** : التكافؤ = رقم العمود.

- **الرابطة التكافؤية** : مشاركة إلكترونية بين ذرّتين، تقدّم فيها كلّ ذرّة إلكترونا مقابل كلّ زوج مشترك. تكون **أحادية** (−، زوج مشترك واحد) أو **ثنائية** (=، زوجان) أو **ثلاثية** (≡، ثلاثة أزواج).
- في الجزيء نميّز **الثنائيات الرابطة** (المشتركة) **والثنائيات غير الرابطة** (الحرّة).
- **الجزيء البسيط** من عنصر واحد ($H_2$، $O_2$، $N_2$) **والجزيء المركّب** من عناصر مختلفة ($H_2O$، $CO_2$).



$CH_4$ : أربع ثنائيات رابطة



$NH_3$ : ثلاث ثنائيات رابطة وثنائية غير رابطة



$H_2O$ : ثنائيتان رابطتان وثنائيتان غير رابطتين



$N_2$ : رابطة ثلاثية

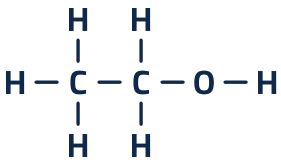


$CO_2$ : روابط ثنائية

**طريقة إنجاز تمثيل لويس لجزيء**

1. نكتب التوزيع الإلكتروني لكلّ ذرّة ونستنتج **تكافؤها** وعدد ثنائياتها غير الرابطة.
2. نضع في المركز الذرّة ذات **أكبر تكافؤ** (لا تكون **H** مركزية أبدا).
3. نربط الذرّات بحيث تشكّل كلّ ذرّة عددا من الروابط يساوي تكافؤها.
4. نضيف الثنائيات غير الرابطة، ونتحقّق : كلّ ذرّة تحقّق الثمانية (أو الثنائية لـ**H**).

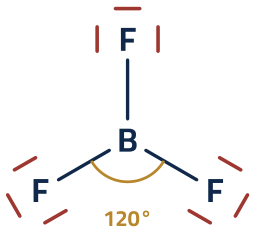
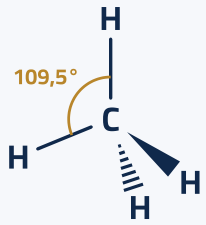
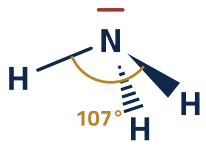
## الصيغ الكيميائية والمتماكبات

| الصيغة | ماذا تبيّن ؟ | مثال : الإيثانول |
|---|---|---|
| **المجملة** | نوع الذرّات وعددها فقط | $C_2H_6O$ |
| **المفصّلة (المنشورة)** | كلّ الروابط بين الذرّات (تمثيل لويس دون الثنائيات غير الرابطة) |  |
| **نصف المفصّلة** | تجمع ذرّات الهيدروجين مع الذرّة المرتبطة بها | $CH_3-CH_2-OH$ |

**المتماكبات** : أنواع كيميائية لها **نفس الصيغة المجملة وصيغ مفصّلة مختلفة**، **خصائصها مختلفة**. مثال : $C_2H_6O$ هي الإيثانول $CH_3-CH_2-OH$ وثنائي ميثيل الإيثر $CH_3-O-CH_3$.

## 2. هندسة الجزيئات : نموذج جيلسبي وتمثيل كرام

**نموذج جيلسبي** : الأزواج الإلكترونية المحيطة بالذرّة المركزية (رابطة وغير رابطة) **تتنافر** فتبتعد عن بعضها أكبر ما يمكن.
نكتب **الصيغة الرمزية** $AX_nE_m$ : **A** الذرّة المركزية، **X** الذرّات المرتبطة بها، **n** عدد الذرّات المرتبطة بها (الرابطة الثنائية أو الثلاثية تُحسب **مرّة واحدة**)، **m** عدد الأزواج غير الرابطة للذرّة المركزية.

| الصيغة الرمزية | n | m | الشكل الهندسي | مثال | تمثيل كرام |
|---|---|---|---|---|---|
| $AX_2$ | 2 | 0 | خطّي<br>180° | $CO_2$، $BeCl_2$ |  |
| $AX_3$ | 3 | 0 | مثلّثي مستوٍ<br>120° | $BF_3$، $CH_2O$ |  |
| $AX_4$ | 4 | 0 | رباعي الوجوه<br>109,5° | $CH_4$، $CCl_4$ |  |
| $AX_3E_1$ | 3 | 1 | هرمي (هرم ثلاثي القاعدة)<br>107° | $NH_3$، $PCl_3$ |  |
| $AX_2E_2$ | 2 | 2 | زاوي (مرفقي)<br>104,5° | $H_2O$، $H_2S$ |  |

### اصطلاحات تمثيل كرام

- خطّ عادي : رابطة **في** مستوى الورقة
- مثلّث مملوء : رابطة **أمام** مستوى الورقة (نحو القارئ)
- مثلّث مهشّر (متقطّع) : رابطة **خلف** مستوى الورقة

## 3. استقطاب الروابط والجزيئات

- إذا ارتبطت ذرّتان مختلفتان في الكهروسلبية، تنجذب إلكترونات الرابطة نحو الذرّة الأكثر كهروسلبية، فتحمل هذه الذرّة شحنة جزئية **$\delta-$** وتحمل الأخرى **$\delta+$** : **رابطة مستقطبة** (مثل **H–Cl**، **O–H**).
- يكون **الجزيء مستقطبا** إذا لم يتطابق مركز الشحن الموجبة مع مركز الشحن السالبة (مثل **$H_2O$**، **$NH_3$**، **HCl**). أمّا **$CO_2$** (خطّي) و**$CH_4$** و**$CCl_4$** (متناظرة) فهي **غير مستقطبة** رغم أنّ روابطها قد تكون مستقطبة.
- بين الجزيئات المستقطبة روابط **بين-جزيئية** ضعيفة تفسّر مثلا ارتفاع درجة غليان الماء، وذوبان الأنواع المستقطبة في الماء.