معًا نحو التفوق

نيو أكاديمي





إعداد

دكتور محمد حسني

معلم الكيمياء

# الوحدة الأولى: الإلكترونات في الذرات ودورية العناصر

**س ما هو علم الكيمياء ؟**

هو العلم الذي يَدْرِسُ تركيب المادة وخواصها والتغيرات التي تطرأ عليها، والطاقة المصاحبة لهذه التغيرات.

**(علل) يُوصف علم الكيمياء بأنّه العلم المركزي.**

لأنه يربط بين فروع العلوم الطبيعية مثل الفيزياء، الأحياء، والجيولوجيا.

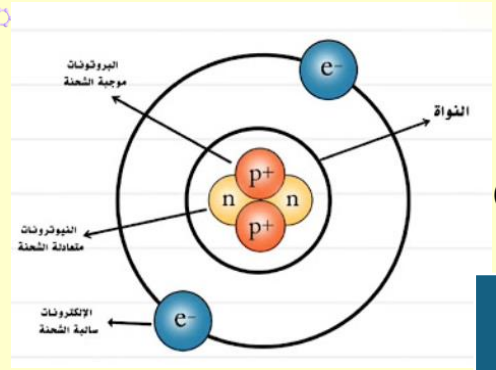
**ما هى المادة** هي كل ما له كتلة ويشغل حيّزًا من الفراغ

**ما هي الذرة:** هي الجزء الأصغر من العنصر ويحتفظ بخواص ذلك العنصر

## فروع علم الكيمياء

| م | اسم الفرع | مجال الدراسة | الاستخدامات |
|---|---|---|---|
| 1 | الكيمياء العضوية | المواد التي تحتوي غالبًا على روابط بين الكربون والهيدروجين | الأدوية – البلاستيكات- الوقود - المنظفات - المبيدات الحشرية-الأصباغ. |
| 2 | الكيمياء غير العضوية | الفلزات واللافلزات ومركباتها، الأحماض، القواعد، الأملاح، والأكاسيد. | مواد البناء-السبائك الإلكترونية. |
| 3 | الكيمياء الفيزيائية | سلوك المادة وتغيراتها والطاقة المصاحبة لها. | تطوير البطاريات - تبريد المحركات. |
| 4 | الكيمياء التحليلية | تحليل مكونات المادة وتحديد كَمْية كل مكون. | فحص جودة مياه الشرب -مراقبة تلوث الهواء- كشف الغش التجاري. |
| 5 | الكيمياء الحيوية | المواد والتفاعلات الكيميائية التي تحدث داخل الكائنات الحية. | دراسة عمليّة الهضم- عمل الإنزيمات-تحاليل الدم والسموم. |

## الدرس (1-2): تطور النماذج الذرية




- **تتكون الذرة من:**

1- نواة تحتوي على نوعين من الجسيمات الأساسية هما:

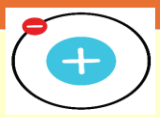
أ- البروتونات (موجبة الشحنة) ب- النيوترونات (متعادلة الشحنة)

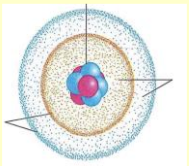
2- الإلكترونات (سالبة الشحنة) تدور حول النواة .

### تطور النماذج الذرية

- نموذج رذرفورد
- نموذج بور
- النموذج الميكانيكي الموجي

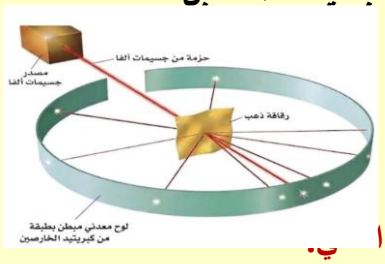






## 1) نموذج رذرفورد للذرة:

أجري العالمان جيجر ومارسدن تجربة تحت إشراف رذرفورد حيث سمح لجسيمات ألفا الموجبة (α) أن تصطدم بلوح معدني مبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين ووضعت رُقاقة الذهب بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح المعدني. ويوضح الشكل التالي نموذج لتجربة رذرفورد:






بعد إجراء التجربة توصل العلماء إلى المشاهدات والاستنتاجات التالية كما في الجدول ا ي.

| م | المشاهدة | الاستنتاج |
|---|---|---|
| 1 | نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال رُقاقة الذهب دون أي انحراف في مسارها. | الذرة معظمها فراغ. |
| 2 | انحراف عدد قليل من جُسيمات ألفا عن مسارها بعد اصطدامها برُقاقة الذهب. | الذرة تحوي جُسيمًا مشحونًا بشحنة موجبة (النواة) مشابهة لشحنة جسيمات ألفا، لذلك تنافرت معها. |
| 3 | ارتداد عدد قليل جدًا من جُسيمات ألفا في اتجاه مصدرها، بعد اصطدامها برُقاقة الذهب. | يوجد بالذرة جزء يشغل حيزًا صغيرًا جدًا بالنسبة لحجم الذرة يتركز فيه معظم كتلة الذرة. (النواة). |

- على الرغم من نجاح التجربة في ذلك الوقت، فقد واجه هذا النموذج بعض الاعتراضات التي لم يستطع رذرفورد وفريقه الإجابة عليها وهي:

- اعترض العلماء على تفسير (رذرفورد) لكيفية دوران الإلكترونات حول النواة، وتشبيهه دورانها بدوران الكواكب حول الشمس. وذلك لسببين هما:

أ) الإلكترونات جُسيمات تحمل شحنة كهربائية سالبة أما الكواكب فهي متعادلة الشحنة.

ب) عند حركة الإلكترونات حول النواة في مدار دائري فإنها تفقد طاقة باستمرار بسبب حركتها. ومع فقدان هذه الطاقة تقل سرعة دورانها تدريجيًا، فتقل قوة الطرد المركزي لها، وتتغلب قوة جذب النواة للإلكترونات على قوة الطرد المركزي لها، فتتحرك في مسار حلزوني حتى تلتصق بالنواة وتنهار الذرة. وهذا بالطبع لا يحدث إذ أن الذرة في الحقيقة لا تنهار.

(علل)

(1) نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال رُقاقة الذهب دون أي انحراف في مسارها
لأن الذرة معظمها فراغ.

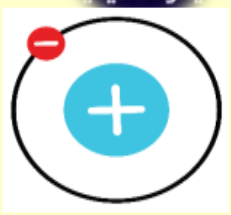
(2) انحراف عدد قليل من جُسيمات ألفا عن مسارها بعد اصطدامها برُقاقة الذهب.
الذرة تحوي جُسيمًا مشحونًا بشحنة موجبة وهو (النواة) مشابهة لشحنة جسيمات ألفا، لذلك تنافرت معها

(3) ارتداد عدد قليل جدًا من جُسيمات ألفا في اتجاه مصدرها، بعد اصطدامها برُقاقة الذهب
لاصطدامها بجسم كتلته كبيرة وحجمه صغير وهو النواة

السؤال الثاني: أكمل العبارات التالية بما تراه مناسبًا:

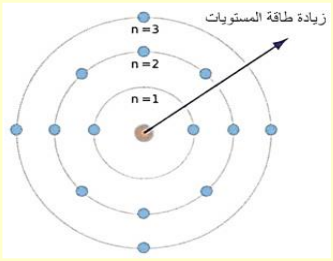
1) عند تسليط جسيمات ألفا على رقاقة من الذهب فإن معظمها ----ينفذ----

2) من الاعتراضات التي وُجهت لنموذج رذرفورد للذرة أن الإلكترون أثناء دورانه حول النواة ----يفقد-------- طاقة.

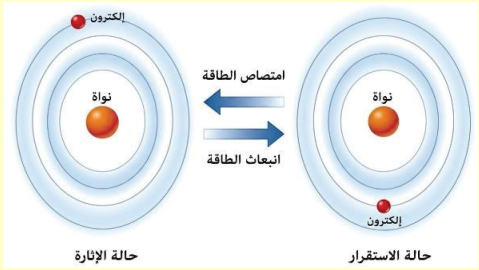


## 2) نموذج بور لذرة الهيدروجين:-

1) تدور الإلكترونات حول نواة الذرة في مستويات طاقة معيّنة دون أن تكتسب أو تنطلق منها طاقة (لها طاقة ثابتة)، يُطلق على هذه المستويات اسم مستويات الطاقة الرئيسية.
2) يوجد في مركز الذرة نواة موجبة الشحنة.
3). الذرة متعادلة كهربائيًّا .
4) كل مستوى طاقة رئيسي يُعبر عنه بعدد صحيح ويُرمز له بالرمز (n) وتتوقف طاقة المستوى على مدى قُربه أو بُعده عن النواة حيث تزداد طاقة المستوى بزيادة بعده عن النواة.
5) إذا اكتسب (امتص) الإلكترون طاقة معينة فإنه ينتقل من المستوى الذي يشغله إلى المستوى الأعلى منه في الطاقة، أي ينتقل من حالته المستقرة إلى الحالة المثارة غير المستقرة ويعود إلى حالته المستقرة عندما (تنطلق) منه الطاقة التي اكتسبها.




شكل (4)




شكل (6)

| ما هي الذرة المستقرة؟ | ما هي الذرة المثارة؟ |
|---|---|
| الذرة عندما تكون طاقة إلكتروناتها أقل ما يمكن، بحيث ترتب إلكتروناتها في مستويات الطاقة وفق الترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارًا. | الذرة التي اكتسبت (امتصت) كمية معينة من الطاقة مما أدى إلى انتقال إلكترون أو أكثر من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى. |

## وواجه نموذج بور بعض الاعتراضات التي لم يستطع تفسيرها وهي:

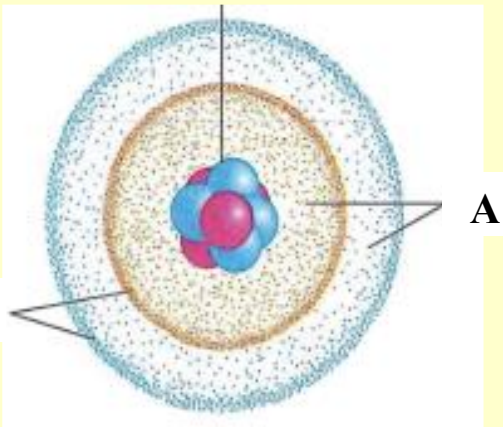
- طُبق نموذج بور على ذرة الهيدروجين، وهي أبسط الذرات، إلا أنه فشل في تفسير بعض الظواهر مثل طيف الانبعاث الذري للذرات التي تحتوي على عدد أكبر من الإلكترونات.

(علل) الذرة متعادلة كهربائيًّا

لأن عدد (الإلكترونات السالبة) التي تدور حول النواة يساوي عدد (البروتونات الموجبة) داخل النواة

## 3): النموذج الميكانيكي الموجي للذرة: العالم النمساوي {شرود نغر}

-أدخل مفهوم السحابة الالكترونية والفلك الذري

| A | النواة | B |
|---|---|---|
| ما هي السحابة الإلكترونية؟ | | ما هي الأفلاك الذرية؟ |
| هي مناطق الفراغ المحيط بالنواة، والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات. |   | هي مناطق داخل السحابة الإلكترونية، يزداد احتمال وجود الإلكترون فيها. |

## الدرس (1-3): أعداد الكَم

**ما هي أعداد الكَمْ ؟**

هي أعداد تصِف بُعد الإلكترون عن النواة وطاقته وشكل الفلك الذي يوجد به الإلكترون واتجاه الفلك الذري بالنسبة للنواة، وأخيرًا حركة الدوران المِغْزَلِيَّة الذّاتية للإلكترون.

**ما حالة الالكترون**

هي الوصف الكامل لوضع الإلكترون داخل الذرة من حيث الطاقة، الموقع والاتجاه

**أعداد الكم**

- عدد الكم الرئيسي رمزه n
- عدد الكم الزاوي رمزه l
- عدد الكم المغناطيسي رمزه $m_l$
- عدد الكم المغزلي رمزه $m_s$

### (1): عدد الكَمْ الرئيسي (n)

**ما هو عدد الكَمْ الرئيسى (n):**

هو عدد يصف طاقة المستوى الرئيسي ويحدّد بُعده عن النواة.

ويأخذ قيمًا صحيحة تساوي 1، 2، 3، 4، ... إلى مالانهاية، وعددها (7) مستويات وهي المعروفة حتى الآن. ولكل مستوى طاقة رئيسي رمزٌ خاصٌ به، كما هو موضح في الجدول التالي

| رمز مستوى الطاقة الرئيسي | K | L | M | N | O | P | Q |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| قيم عدد الكَمْ الرئيسي (n) | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |

### (2): عدد الكَمْ الزّاوي: ($\ell$)

**ما هو عدد الكم الزاوي :**

هو عدد يحدد تحت مستوى الطاقة داخل مستوى الطاقة الرئيسي كما يحدد شكل الفلك الذري الذي يشغله الإلكترون

ويأخذ قيمًا صحيحة تتراوح من الصفر إلى القيمة (n – 1) أيّ يأخذ عدد الكَمْ الزاوي القيم من المتتالية: صفر، 1، 2، 3،....

وتأخذ تحت مستويات الطاقة الرئيسية الرموز (s, p, d, f)

| قيمة عدد الكَمْ الزاوي($\ell$) | رمز تحت مستويات الطاقة |
|---|---|
| 0 | s |
| 1 | p |
| 2 | d |
| 3 | f |



الجدول التالي يوضح قيم عدد الكَمْ الرئيسي (n) وقيم عدد الكَمْ الزاوي ($\ell$)، بالإضافة الى رموز مستويات الطاقة الرئيسية وتحت مستويات الطاقة لكل منها:

| رموز تحت مستويات الطاقة | قيم عدد الكَمْ الزاوي ($\ell$) | رمز مستوى الطاقة الرئيسي | قيم عدد الكَمْ الرئيسي (n) |
|---|---|---|---|
| 1s | 0 | K | 1 |
| 2s | 0 | L | 2 |
| 2p | 1 | | |
| 3s | 0 | M | 3 |
| 3p | 1 | | |
| 3d | 2 | | |
| 4s | 0 | N | 4 |
| 4p | 1 | | |
| 4d | 2 | | |
| 4f | 3 | | |

**لاحظ ↑ {أن كل مستوى طاقة رئيسي يحتوي على عدد من تحت المستويات يساوي رقمه}**

**تمرين: أكمل العبارات التالية بما يناسبها علميًا:**

1) قيم عدد الكَمْ الزاوي المحتملة في مستوى الطاقة الرئيسي(M) ------2, 1,-0----------
2) إذا كانت قيمة ($n = 2$)، وقيمة ($\ell = 0$)، فإن هذا يعني تحت مستوى الطاقة ----------2s---
3) في تحت مستوى الطاقة (3p) تكون قيمة—$n = - - 3 - - , \ell = - - 1$
4) إذا كانت قيمة ($\ell = 2$)، ($n = 4$) فإن رمز تحت المستوى هو --------4d--------
5) إذا كان رمز تحت المستوى هو (1s) فإن قيمة ($n = -1 -$)، ($\ell = -0 -$).

**س/ اختر الإجابة:**

1) إذا كانت ($n = 3, \ell = 1$) فإن رمز تحت المستوى، هو:
☐ 3p ☐ 3s ☐ 3d ☐ 4f
2) أحد التسميات لتحت المستويات التالية غير صحيح، هو:
☐ 3d ☐ 4f ☐ 3p ☐ 3f

**(3): عدد الكَمْ المغناطيسي: ($m_\ell$)**

| ما هو عدد الكَمْ المغناطيسي | هو عدد يحدد اتجاه الفلك الذرى فى الفراغ داخل تحت مستوى |
|---|---|

ويأخذ قيمً صحيحة تتراوح من ($-\ell$ إلى $+\ell$) مرورًا بالصفر، وتُستخدم قيم عدد الكَمْ المغناطيسي لتحديد اتجاه وأعداد الأفلاك لتحت مستويات الطاقة.

**ملاحظات:**

أ) لحساب عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي نستخدم العلاقة:
عدد الأفلاك = $n^2$ (حيث n هي قيمة عدد الكمَ الرئيسي)
ب) كل فلك يملأ بإلكترونين كحد أقصى

الجدول التالي يوضح تحت مستويات الطاقة وقيم عدد الكَمْ الزّاوي، المغناطيسي، عدد الأفلاك، وأقصى عدد من الإلكترونات لكل تحت مستوى طاقة:

| تحت مستوى الطاقة | عدد الكَمْ الزاوي ($\ell$) | عدد الكَمْ المغناطيسي ($m_\ell$) | عدد الأفلاك | أقصى عدد من الإلكترونات |
|---|---|---|---|---|
| s | 0 | 0 | 1 | 2 |
| p | 1 | $-1, 0, +1$ | 3 | 6 |
| d | 2 | $-2, -1, 0, +1, +2$ | 5 | 10 |
| f | 3 | $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ | 7 | 14 |

**تمرين: علل لما يأتي تعليلاً علميًّا سليمًا:**

**1) تحت مستوى الطاقة (s) يحتوي فلك واحد.**

---لأن عدد الكم المغناطيسي له يساوي صفر وهي قيمة رياضية واحدة فيكون به فلك واحد----------

**2) تحت مستوى الطاقة (d) يملأ بعشرة إلكترونات كحد أقصى.**

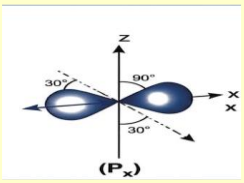
----------لأن به خمس أفلاك و كل فلك يستوعب الكترونين ----------

---

## أشكال أفلاك تحت مستويات الطاقة



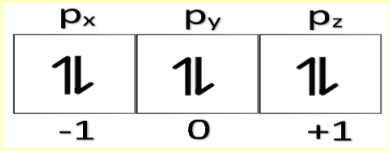
- فلك تحت مستوى الطاقة (s) : فلك واحد، كروي الشكل.
- أفلاك تحت مستوى الطاقة (p) : يحتوي تحت مستوى الطاقة (p) إلى ثلاثة أفلاك




شكل الفلك p فصين متقابلين عند الرأس، حيث تنعدم الكثافة الإلكترونية

تتشابه أفلاك تحت المستوي p في الشكل و الطاقة و السعة القصوي من الالكترونات

تختلف أفلاك تحت المستوي p في الاتجاه. يمكن رسم أفلاك تحت مستوى الطاقة على ثلاثة محاور $(p_x, p_y, p_z)$ كما بالشكل




- أفلاك تحت مستوى الطاقة (d) : يحتوي تحت مستوى الطاقة (d) إلى خمسة أفلاك،
- أفلاك تحت مستوى الطاقة (f) : يحتوي تحت مستوى الطاقة إلى سبعة أفلاك

**ملحوظة**: يمكننا معرفة العدد الأقصى من الإلكترونات التي يمكن أن توجد في كل مستوى طاقة رئيسي في الذرة من العلاقة $(2n^2)$، كما في الجدول التالي

| رمز مستوى الطاقة الرئيسي | K | L | M | N |
|---|---|---|---|---|
| قيم عدد الكَمْ الرئيسي (n) | 1 | 2 | 3 | 4 |
| عدد الإلكترونات الأقصى $2n^2$ | $2(1)^2 = 2e^-$ | $2(2)^2 = 8e^-$ | $2(3)^2 = 18e^-$ | $2(4)^2 = 32e^-$ |

**س/ حل الأسئلة التالية**

**1) احسب عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني، واذكر رموز تحت مستويات الطاقة.**

أ) عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي = $n^2$ = --4-- ب) رموز تحت المستويات هي -----2s.2p-----

**2) احسب عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي (M)، واذكر رموز تحت مستويات الطاقة فيه.**

أ) عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي = $n^2$ = ----9-- ب) رموز تحت المستويات هي -------3s.,3p,3d

**(4): عدد الكَمْ المغزلي ($m_s$)**

| ما هو عدد الكَمْ المغزلي | هو عدد الكَمْ الذى يصف اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه داخل الفلك |
|---|---|

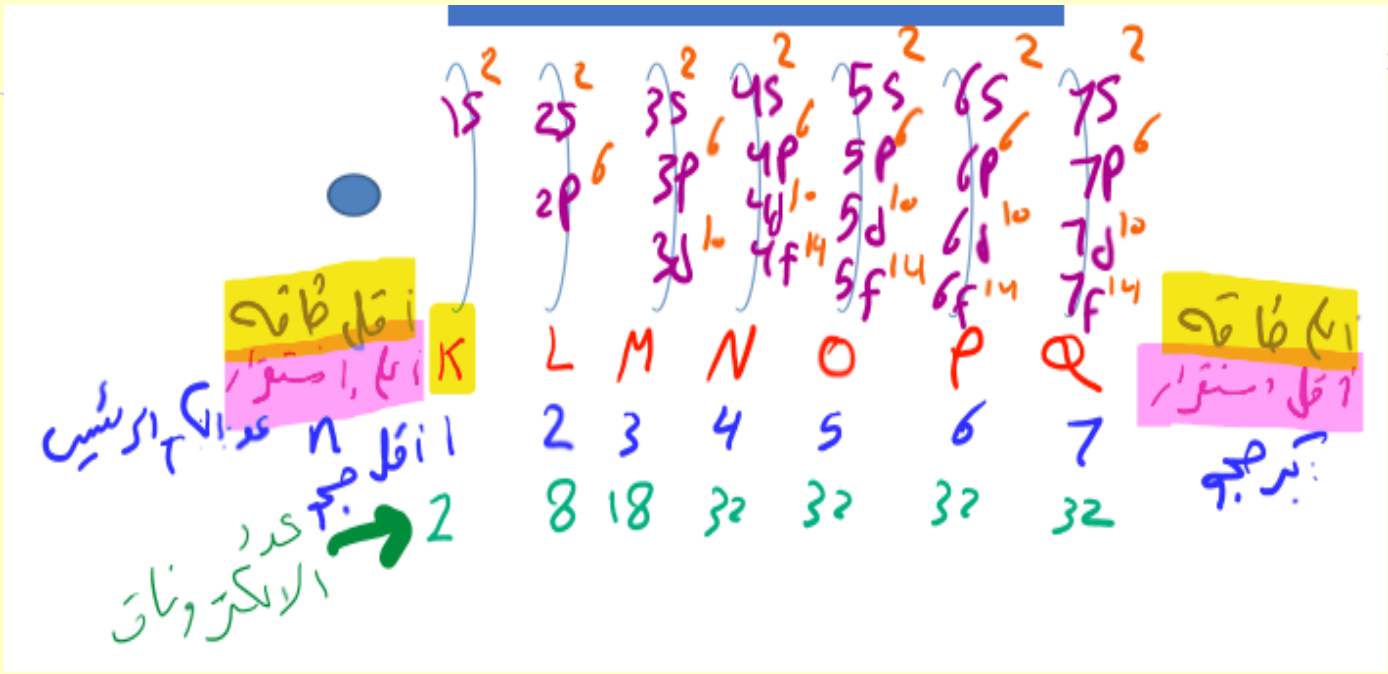
ويأخذ عدد الكَمْ المغزلي قيمتين فقط هما $(+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2})$، وتصف كل من القيمتين الحركة المغزلية للإلكترون أي دورانه حول محوره داخل الفلك الذري الواحد، قد يكون في اتجاه دوران عقارب الساعة ويُعطى ذلك الاتجاه إشارةً موجبة، أو عكس دوران عقارب الساعة ويُعطى ذلك الاتجاه إشارةً سالبة.

**تمرين (4)**

| رمز مستوى الطاقة الرئيسي | قيم عدد الكم الرئيسي (n) | رموز تحت مستويات الطاقة | قيم عدد الكم الزّاوي ($\ell$) | قيم عدد الكم المغناطيسي ($m_\ell$) | عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي ($n^2$) | العدد الأقصى للإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي ($2n^2$) |
|---|---|---|---|---|---|---|
| K | ----1-- | --1s---- | 0 | ---0--- | --1---- | ----2e⁻--- |
| ----L-- | -----2- | ---2s,2p--- | ----0,1-- | -1,0,+1 | ---4-- | $8e^-$ |
| M | ------3 | 3s, 3p, 3d | ------0,1,2 | -2,-1,0,+1,+2 | ----9- | ------18e⁻ |
| -----N- | ------4 | 4s,4p,4d,4f | 0,1,2,3 | -3,-2,-1,0,+1,+2,+3 | 16 | $32e^-$ |

**علل: عند وجود إلكترونان في نفس الفلك الذري تكون الحركة المغزلية لأحد الإلكترونين عكس الحركة المغزلية للآخر.**

حيث ينشأ مجالان مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه مما يقلل التنافر بينهما فيتجاذبان.

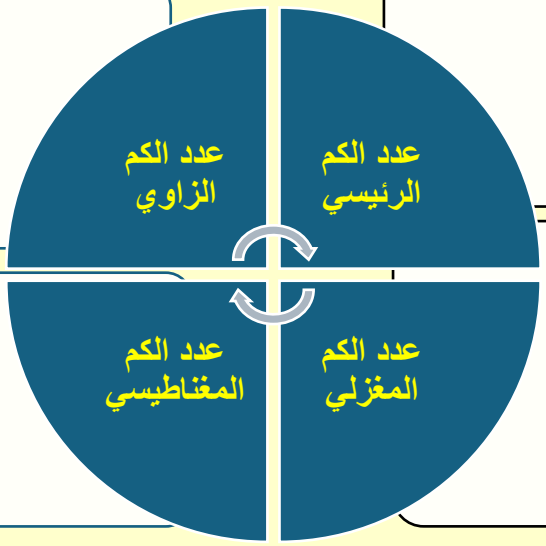


**س/ أكمل خريطة المفاهيم التالية مستعيناً بالمفاهيم بين الأقواس:**

عدد الكم الرئيسي - عدد الكم الزّاوي - عدد الكم المغناطيسي - عدد الكم المغزلي)

- يُرمز له بالرمز ($n$):
- عدد يصف طاقة المستوى الرئيسي ويحدّد بُعده عن النواة

- يُرمز له بالرمز ($\ell$):
- عدد يُحدد تحت مستوى الطاقة داخل مستوى الطاقة الرئيسي، كما يُحدد شكل الفلك الذري الذي يشغله الإلكترون.




- يُرمز له بالرمز ($m_s$):
- عدد الكَمْ الذي يصف اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه داخل الفلك الذري.

- يرمز له بالرمز ($m_\ell$):
- عدد يحدد اتجاه الفلك الذري في الفراغ داخل تحت مستوى الطاقة".

## تطبيقات

**السؤال الثاني: أجب على الأسئلة التالية:**

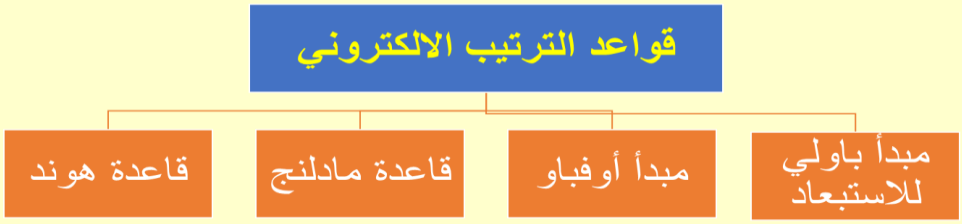
| م | في مستوى الطاقة الرئيسي ($n = 4$) | الحل |
|---|---|---|
| 1 | عدد تحت مستويات الطاقة. | ----------4------ |
| 2 | عدد الأفلاك. | ----------16------- |
| 3 | أقصى عدد من الإلكترونات الذي يمكن أن يمتلئ به هذا المستوى. | ----------32------- |
| 4 | قيم عدد الكَمْ الزاوي المحتملة في هذا المستوى. | -3,-2,-1,0,+1,+2,+3 |

**السؤال الثالث: أجب عما يلي:**

- فلك واحد فيه إلكترون له قيمة عدد كم مغزلي ($m_s = +½$) فإذا أردنا إضافة إلكترون ثاني لنفس الفلك، ما هي قيمة ($m_s$) له؟ فسر اجابتك.

---------- $m_s = -½$ --- حيث ينشأ مجالان مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه مما يقلل التنافر بينهما فيتجاذبان،

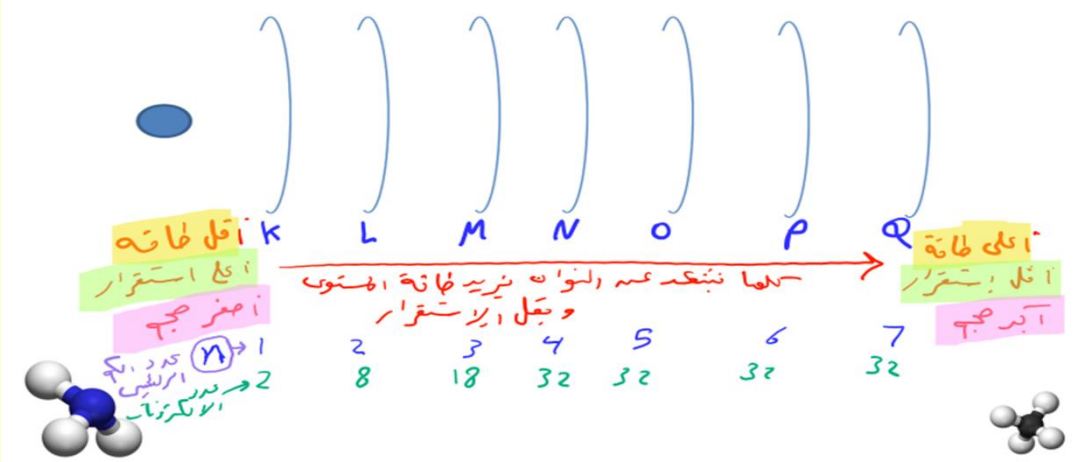
## الدرس (4-1): قواعد الترتيب الإلكتروني في الذرات




### 1) مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي)

**ما هو مبدأ أوفباو؟** مستويات الطاقة الرئيسية ذات الطاقة المنخفضة تملأ بالإلكترونات أولاً.

**فمستوى الطاقة الرئيسي الأول (n = 1) يملأ أولً لأنه أقلها طاقة وهو أقرب المستويات إلى النواة ثم يليه المستوى (n = 2) ثم المستوى (n = 3) وهكذا.**




K L M N
2 8 18 32

آخر مستوى لا يزيد عن 8

$_{11}Na$ 2,8,1

$_{8}O$ 2,6

$_{20}Ca$ 2,8,8,2

$_{19}K$ 2,8,8,1

## 2) قاعدة مادلنج

**ما هى قاعدة مادلنج؟**

**تحت مستوى الطاقة الذي يكون مجموع قيمة عددي الكَمْ الرئيسي والزّاوي $(n + \ell)$ له أقل يُملأ بالإلكترونات أولاً.**

فإذا تساوى تحت مستويين في مجموع قيمة $(n + \ell)$، فتحت مستوى الطاقة الذي له أقل قيمة عدد كَمْ رئيسي (n) يملأ بالإلكترونات أولاً.

**مثال:** يتم ترتيب الإلكترونات في تحت مستويات الطاقة كَما في الجدول التالي:

| مجموع $(n + \ell)$ | تحت مستوى الطاقة |
|---|---|
| 2+1 = 3 | 2p |
| 3+1 = 4 | 3p |
| 4+0 = 4 | 4s |
| 3+2 = 5 | 3d |

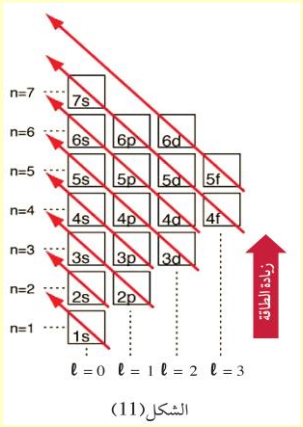
زيادة الطاقة (أقل استقرار)

### نلاحظ من الجدول السابق ↑ (علل)↓

1) تحت مستوى الطاقة (2p) يملأ بالإلكترونات أولًا قبل (3s).
- في حالة التساوي في مجموع قيمة $(n + \ell)$، ولأن قيمة (n) لتحت المستوى (2p) أقل فيملأ أولًا بالإلكترونات.

2) يملأ تحت مستوى الطاقة (4s) قبل تحت مستوى الطاقة (3d).
- يرجع ذلك إلى قاعدة مادلنج، حيث مجموع قيمة $(n + \ell)$ لتحت المستوى (4s) أقل فيملأ أولًا بالإلكترونات.

3) يُملأ تحت مستوى الطاقة (3p) قبل تحت مستوى الطاقة (4s).
- في حالة التساوي في مجموع قيمة $(n + \ell)$، ولأن قيمة (n) لتحت المستوى (3p) أقل فيملأ أولًا بالإلكترونات.



الشكل(11)

**مثال:**

رتّب تحت مستويات الطاقة التالية تصاعديًا من حيث أولوية امتلائها بالإلكترونات. (6s , 4p , 3d , 4f)

الحل:

قيمة مجموع $(n + \ell)$ لتحت مستوى الطاقة (6s) $6 + 0 = 6$

قيمة مجموع $(n + \ell)$ لتحت مستوى الطاقة (4p) $4 + 1 = 5$

قيمة مجموع $(n + \ell)$ لتحت مستوى الطاقة (3d) $3 + 2 = 5$

قيمة مجموع $(n + \ell)$ لتحت مستوى الطاقة (4f) $4 + 3 = 7$

وبذلك يكون ترتيب امتلاء تحت مستويات الطاقة بالإلكترونات كالتالي: (3d, 4p, 6s, 4f)

**مثال:**

أي من تحت مستويات الطاقة التالية يملأ بالإلكترونات أولًا، مع ذكر السبب: (5f) أم (6p).

بناءً على ما سبق: يتم ترتيب تحت مستويات الطاقة تصاعديًا تبعًا للطاقة كالتالي:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6, - - - -$

$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6$

$_{11}Na \quad 1s^2 \; 2s^2 \; 2p^6 \; 3s^1$

$_{8}O \quad 1s^2 \; 2s^2 \; 2p^4$

$_{21}Sc \quad 1s^2 \; 2s^2 \; 2p^6 \; 3s^2 \; 3p^6 \; 4s^2 \; 3d^1$

---

عنصر $_{11}X$ ينتهي بتحت المستوي ------ $3s^1$

$1s^2 \; 2s^2 \; 2p^6 \; 3s^1$

عنصر ينتهي بتحت المستوي $4S^1$ فان عدده الذري ------ 19

2 2 6 2 6 1

$1s \; 2s \; 2p \; 3s \; 3p \; 4s$

### 3) قاعدة هوند

هذه القاعدة خاصة بترتيب الإلكترونات في أفلاك تحت مستوى الطاقة الذي يتكوّن من عدّة أفلاك.

**ما هى قاعدة هوند؟**

لا يحدث تزاوج بين إلكترونين في فلك تحت مستوى طاقة معيّن يتكوّن من عدة أفلاك إلّا بعد أن تُشغل أفلاكه فرادى أولًا، ثم تبدأ الإلكترونات بالازدواج في الأفلاك تباعًا باتجاه غزل معاكس.

**قواعد ملء تحت مستويات الطاقة بالإلكترونات، تبعًا لقاعدة هوند:**

1) يتتابع امتلاء الأفلاك لتحت مستوى الطاقة الواحد بالإلكترونات بشكلٍ فرديٍ أولًا وتكون الحركة المغزلية في الاتجاه نفسه.

| $p^1$ | | |
|---|---|---|
| 1 | | |
| $p_x$ | $p_y$ | $p_z$ |

| $p^2$ | | |
|---|---|---|
| 1 | 1 | |
| $p_x$ | $p_y$ | $p_z$ |

| $p^3$ | | |
|---|---|---|
| 1 | 1 | 1 |
| $p_x$ | $p_y$ | $p_z$ |

2) يبدأ الازدواج في أفلاك تحت مستوى الطاقة الواحد بعد شغل جميع أفلاكه فرادى أولًا ويكون غزل إلكترونُ الفلك الواحد باتجاه معاكس.

| $p^4$ | | |
|---|---|---|
| 1↓ | 1 | 1 |
| $p_x$ | $p_y$ | $p_z$ |

| $p^5$ | | |
|---|---|---|
| 1↓ | 1↓ | 1 |
| $p_x$ | $p_y$ | $p_z$ |

| $p^6$ | | |
|---|---|---|
| 1↓ | 1↓ | 1↓ |
| $p_x$ | $p_y$ | $p_z$ |

## أمثلة

**1) في ذرة النيتروجين ($_7N$)، المطلوب:**

أ) الترتيب الإلكتروني حسب تحت المستويات  ب) الترتيب الإلكتروني حسب المستويات الرئيسية

----$1s^2$ , $2s^2$ , $2p^3$----------$2p^3$----------

| 2 |
|---|
| 1s2 |

| 2 |
|---|
| 1s2 |

| 1 | 1 | 1 |
|---|---|---|
| $p_x$ | $p_y$ | $p_z$ |

د) عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة) = -----3-----

{ملحوظة: الإلكترون المفرد: إلكترون واحد في كل فلك}

هـ) عدد أزواج الإلكترونات = --------2 زوج-----

{ملحوظة: أزواج الإلكترونات: عدد الأفلاك المكتملة}

و) عدد الإلكترونات المزدوجة = -------4-------

{ملحوظة: عدد الإلكترونات المزدوجة: مجموع الإلكترونات في الأفلاك المكتملة}

2) أي الترتيبين التاليين يُمثل الترتيب الإلكتروني الصحيح حسب الأفلاك لذرة عنصر الأكسجين ($_8O$) مع ذكر السبب؟

**A**

| | | |
|---|---|---|
| $2p_x$ | $2p_y$ | $2p_z$ |
| ↿⇂ | ↿⇂ | |

| |
|---|
| $2s^2$ ↿⇂ |

| |
|---|
| $1s^2$ ↿⇂ |

**B**

| | | |
|---|---|---|
| $2p_x$ | $2p_y$ | $2p_z$ |
| ↿⇂ | ↿ | ↿ |

| |
|---|
| $2s^2$ ↿⇂ |

| |
|---|
| $1s^2$ ↿⇂ |

أ) الشكل الذي يمثل الترتيب الصحيح هو (A أم B) --------B----------

ب) السبب: ----------لأن حسب قاعدة هوند توزع الالكترونات علي الافلاك فردي أولا ثم تزدوج

4) مبدأ الاستبعاد لباولي

**ما هو مبدأ الاستبعاد**

**في ذرة ما لا يوجد إلكترونان لهما قيم أعداد الكَمْ الأربعة نفسها.**

## أمثلة:

1) حدد قيم أعداد الكم الأربعة للإلكترونين في تحت مستوى الطاقة ($1s^2$).

| |
|---|
| $1s^2$ ↿⇂ |

| أعداد الكم الأربعة | n | $\ell$ | $m_\ell$ | $m_s$ |
|---|---|---|---|---|
| الإلكترون الأول $e^-$ (1) | 1 | 0 | 0 | +½ |
| الإلكترون الثاني $e^-$ (ا) | 1 | 0 | 0 | −½ |

- يتضح من الجدول أن إلكتروني تحت مستوى الطاقة ($1s^2$) يتفقان في قيم أعداد الكم ($n, \ell, m_\ell$) ويختلفان في قيمة عدد الكم المغزلي ($m_s$).

2) حدد قيم أعداد الكم الأربعة للإلكترونين في تحت مستوى الطاقة ($2p^2$).

| | | |
|---|---|---|
| $2p_x$ | $2p_y$ | $2p_z$ |
| | 1 | 1 |

- يتضح من الجدول أن إلكتروني تحت مستوى الطاقة ($2p^2$) يتفقان في قيم أعداد الكم

| أعداد الكم الأربعة | n | $\ell$ | $m_\ell$ | $m_s$ |
|---|---|---|---|---|
| الإلكترون الأول $e^-$ (1) | 2 | 1 | -1 | +½ |
| الإلكترون الثاني $e^-$ (ا) | 2 | 1 | 0 | +½ |

ويختلفان في قيمة عدد الكم ------المغناطيسي--------

3) رتب إلكتروني فلك تحت مستوى الطاقة $(2p_{\times}^2)$ حسب الأفلاك، وحدد قيم أعداد الكم الأربعة لهما.

| | | |
|---|---|---|
| ↿ | | |
| $2p_{\times}$ | $2p_y$ | $2p_z$ |

| أعداد الكم الأربعة | n | $\ell$ | $m_\ell$ | $m_s$ |
|---|---|---|---|---|
| الإلكترون الأول $(1)\ e^-$ | 2 | 1 | -1 | $+½$ |
| الإلكترون الثاني $(2)\ e^-$ | 2 | 1 | -1 | $-½$ |

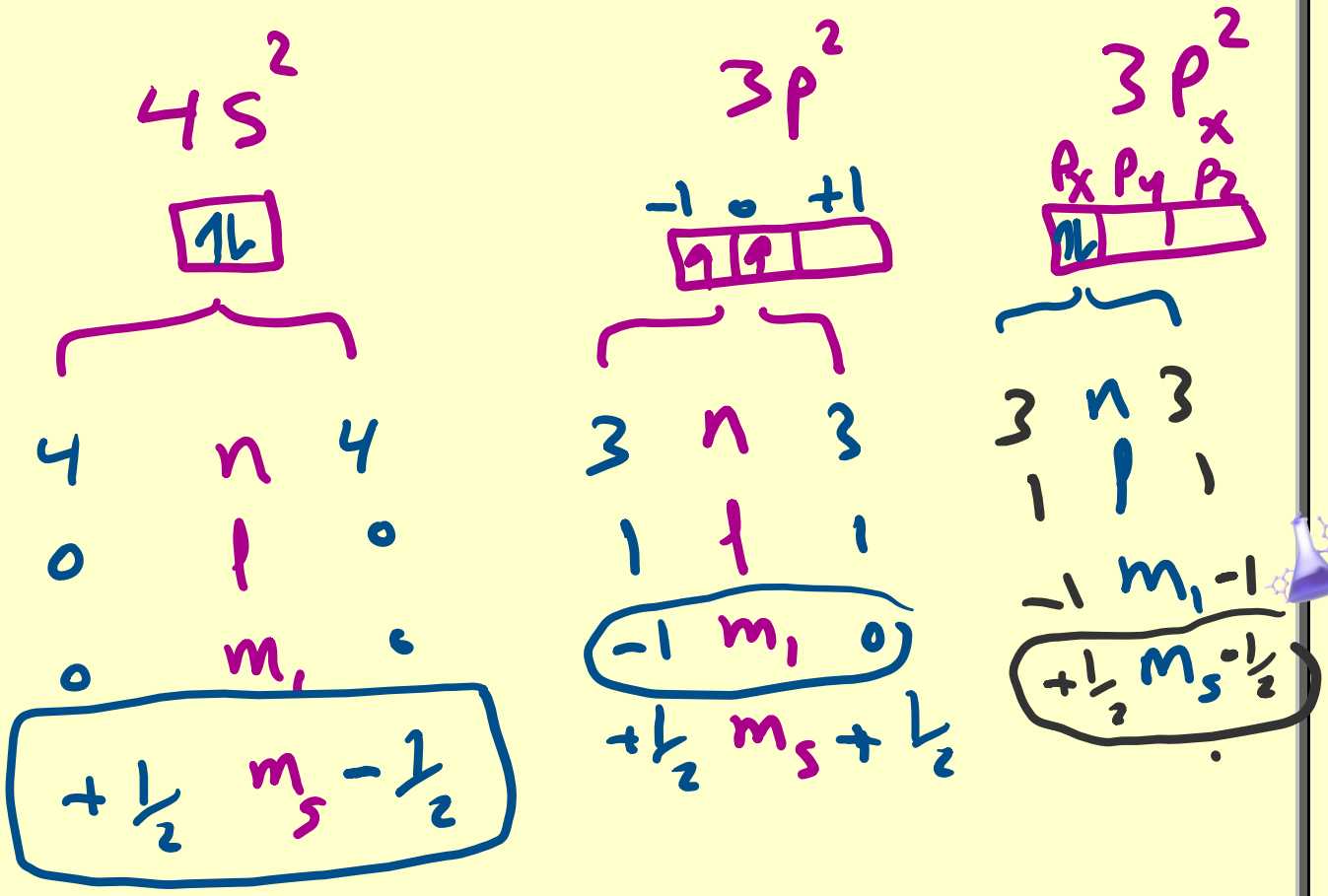
● يتفق الإلكترونان في فلك تحت مستوى الطاقة $(2p_{\times}^2)$ في قيم أعداد الكم ---الرئيسي و الزاوي والمغناطيسي------
ويختلفان في عدد الكم ------- المغزلي ---------- ورمزه -----$m_s$---------.

الاستنتاج

1) إلكتروني فلك تحت مستوى الطاقة $(ns^2)$ يختلفان في قيمة عدد الكم المغزلي $(m_s)$.

2) إلكتروني فلك تحت مستوى الطاقة $(np_{\times}^2$ أو $np_y^2$ أو $np_z^2)$ يختلفان في قيمة عدد الكم المغزلي $(m_s)$.

3) إلكتروني فلك تحت مستوى الطاقة $(np^2)$ يختلفان في قيمة عدد الكم المغناطيسي $(m_\ell)$.




س/ اختر الإجابة الصحيحة لكل عبارة من العبارات الآتية وذلك بوضع علامة (✓) في المربع المقابل لها:

أقصى عدد من الإلكترونات التي لها الغزل نفسه في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني $(n = 2)$.

(وضح إجابتك بكتابة تحت مستويات الطاقة حسب الأفلاك)

☐ 3 ☐ 4 ☐ 5 ☐ 6

وضح إجابتك: ----------المستوى الرئيسي الثاني به 8 الكترونات منهم 4 لاعلي و 4 لاسفل

## تطبيقات

**السؤال الثاني: ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (×) أمام العبارة غير الصحيحة فيما يلي:**

1) عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة) في ذرة الفوسفور ($_{15}P$) يساوي (2). ( X )

**السؤال الثالث: أجب عما يلي:**

قام أحد المتعلمين بكتابة الترتيب الإلكتروني لعنصر التيتانيوم ($_{22}Ti$) على النحو التالي:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$$

مستعينًا بقواعد الترتيب الإلكتروني، اكتشف الخطأ العلمي في هذا الترتيب، ثم حدّد القاعدة التي خالفها المتعلّم، واكتب الترتيب الإلكتروني الصحيح.

(الخطأ ) انتهاء الترتيب ب $3d^4$ طبقا لمبدأ مادلنج

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$$

عند وجود إلكترونين في الفلك نفسه يغزل كل منهما حول نفسه باتجاه معاكس لغزل الإلكترون الآخر.

أو وجود الكترونين في الفلك نفسه دون حدوث تنافر بينهما

- لكي ينشأ مجالان مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه فيتجاذبان مغناطيسيًا ويُقلل هذا من التنافر بينهما مما يساعد على وجود إلكترونين في الفلك نفسه.

**قواعد الترتيب الإلكتروني**

**مبدأ أ فباو**

مستويات الطاقة الرئيسية ذوات الطاقة المنخفضة تملأ بالإلكترونات أولاً.

**مبدأ باولي للاستبعاد**

في ذرة ما لا يوجد إلكترونان لهما قيم أعداد الكَمْ الأربعة نفسها."

**قاعدة هوند**

لا يحدث تزاوج بين إلكترونين في فلك تحت مستوى طاقة معيّن يتكوّن من عدة أفلاك إلّا بعد أن تُشغل أفلاكه فرادى أولًا، ثم تبدأ الإلكترونات بالازدواج في الأفلاك تباعًا باتجاه غزل معاكس.

**قاعدة مادلنج**

تحت مستوى الطاقة الذي يكون مجموع قيمة عددي الكَمْ الرئيسي والزّاوي $(n + \ell)$ له أقل يُملأ بالإلكترونات أولاً، فإذا تساوى تحت مستويين في مجموع قيمة $(n + \ell)$، فتحت مستوى الطاقة الذي له أقل قيمة عدد كَمْ رئيسي $(n)$ يملأ بالإلكترونات أولًا.

## تطبيقات على قواعد الترتيب الإلكتروني

**أمثلة:**

**1) اكتب الترتيب الإلكتروني لذرات العناصر التالية حسب مستويات الطاقة الرئيسية:**

| اسم العنصر ورمزه وعدده الذري | الترتيب حسب تحت المستويات | الترتيب حسب المستويات الرئيسية |
|---|---|---|
| الصوديوم $(_{11}Na)$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ | 2-8-1 |
| الأكسجين $(_{8}O)$ | $1s^2 2s^2 2p^4$ | 2-6 |
| البوتاسيوم $(_{19}K)$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6\ 4s^1$ | 2-8-8-1 |
| الليثيوم $(_{3}Li)$ | $1s^2 2s^1$ | 2-1 |
| الفاناديوم $(_{23}V)$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$ | 2-8-11-2 |
| الكلور $(_{17}C\ell)$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ | 2-8-7 |
| الخارصين $(_{30}Zn)$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$ | 2-8-18-2 |

**2) حدد العدد الذري لذرة العنصر الذي ينتهي ترتيبه الإلكتروني بتحت مستوى الطاقة $(2p^3)$.**

**الحل:** لتحديد العدد الذري لذرة العنصر:

أ) يُكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ----------

ب) يُجمع عدد الإلكترونات الموجودة في كل تحت مستوى طاقة

العدد الذري = مجموع عدد الإلكترونات = ------ مجموع عدد البروتونات ----------

**3) عنصر ينتهي ترتيبه الإلكتروني بتحت مستوى الطاقة $(3p^6)$ فإن العدد الذري له يساوي ----18------**

## كيف تترتب الإلكترونات حسب أقرب غاز نبيل؟

لترتيب الإلكترونات حسب تحت مستويات الطاقة لأقرب غاز نبيل:

يُكتب بين قوسين مربعين رمز الغاز النبيل الذي يسبق العنصر مباشرةً.

يُستكمل ترتيب الإلكترونات المتبقية من العدد الذري للعنصر.

$[$أقرب غاز نبيل يسبق العنصر$]\ ns^{\times} np^{y}$

| | |
|---|---|
| Helium | $_{2}He$ → 2S |
| Neon | $_{10}Ne$ → 3S |
| Argon | $_{18}Ar$ → 4S |
| Krypton | $_{36}Kr$ |

**مثال:**

رتب الإلكترونات في ذرة عنصر الصوديوم $(_{11}Na)$ حسب أقرب غاز نبيل.

الحل:

1) الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة: $[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^1$

لاحظ أن الترتيب بين القوسين المربعين هو الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الأقرب للصوديوم.

2) أقرب غاز نبيل (الغاز الذي يسبق العنصر): النيون $_{10}Ne$

3) نطرح العدد الذري للغاز النبيل من العدد الذري للعنصر، فيكون الناتج هو عدد الإلكترونات التي نكتبها بعد رمز الغاز النبيل.

لاحظ أن عدد الإلكترونات المتبقية بعد عملية الطرح $(1e^-)$ وهو نفس عدد الإلكترونات الموجودة خارج القوسين المربعين. الترتيب الإلكتروني حسب أقرب غاز نبيل: $[_{10}Ne] 3s^1$

$_{16}S$ $[Ne]^{10}$ $3s^2$ $3p^4$

$_{21}Sc$ $[Ar]^{18}$ $4s^2$ $3d^1$

$_{7}N$ $[He]^{2}$ $2s^2$ $2p^3$

## استثناءات الترتيب الإلكتروني لبعض ذرات العناصر

حالات الاستقرار لـ d

- فارغ: $d^0$
- نصف ممتلئ: $d^5$
- تام الامتلاء: $d^{10}$

$_{24}Cr$ كروم: $[Ar]^{18}$ $4s^1$ $3d^5$

$_{29}Cu$ نحاس: $[Ar]^{18}$ $4s^1$ $3d^{10}$

نصف ممتلئ (حالة استقرار) | تام الامتلاء (حالة استقرار)

وفق قواعد الترتيب الإلكتروني تملأ الإلكترونات تحت مستويات الطاقة الأقل طاقة أولًا.

لذلك يُفترض أن يكون:

| العنصر | الترتيب الإلكتروني حسب تحت المستويات | الترتيب الإلكتروني حسب أقرب غاز نبيل |
|---|---|---|
| الكروم ($_{24}Cr$) | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^4$ |
| النحاس ($_{29}Cu$) | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^9$ |

ملاحظة: تستقر العناصر التي تنتهي بتحت مستوى الطاقة (d)عندما يكون نصف ممتلئ ($d^5$) أو تام الامتلاء ($d^{10}$).

لذلك الترتيب الإلكتروني الفعلي لهذه العناصر:

| الترتيب الإلكتروني حسب أقرب غاز نبيل | الترتيب الإلكتروني حسب تحت المستويات | العنصر |
|---|---|---|
| $[_{18}Ar]4s^13d^5$ | $1s^22s^22p^63s^23p^64s^13d^5$ | الكروم ($_{24}Cr$) |
| $[_{18}Ar]4s^13d^{10}$ | $1s^22s^22p^63s^23p^64s^13d^{10}$ | النحاس ($_{29}Cu$) |

**ماذا يحدث في الكروم؟**

ينتقل إلكترون واحد من تحت مستوى الطاقة (4s) إلى (3d) ليُصبح تحت مستوى الطاقة ( d) نصف ممتلئ (5 إلكترونات $d^5$)

السبب: الترتيب الإلكتروني لتحت مستوى الطاقة النصف ممتلئ ($d^5$) أكثر استقرارًا من ($d^4$).

**ماذا يحدث في النحاس؟**

ينتقل إلكترون واحد من تحت مستوى الطاقة (4s) إلى (3d) ليصبح تحت مستوى الطاقة (d) ممتلئًا بالكامل (10 إلكترونات $d^{10}$)

السبب: الترتيب الإلكتروني لتحت مستوى الطاقة الممتلئ تمامًا ($d^{10}$) أكثر استقرارًا من ($d^9$).

## تطبيقات

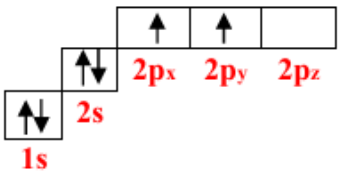
أكمل الجدول التالي:

| الترتيب الالكتروني حسب أقرب غاز نبيل | الترتيب الالكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية | الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة | رمز العنصر | اسم العنصر |
|---|---|---|---|---|
| $[_{10}Ne]3s^23p^2$ | ----2-8-4 | $1s^22s^22p^63s^23p^2$ | -$Si_{14}$---- -- | السيليكون |
| -------- ----- $_2He]2s^22p^4$ -- | 2, 6 | $1s^22s^22p^4$ | $_8O$ | ----الاكسجين- ------ |

- املأ الفراغات بما يناسبها علمياً:

1) عنصر ينتهي ترتيبه الإلكتروني بتحت مستوى الطاقة ($3d^1$) يكون عدده الذري ----21---------

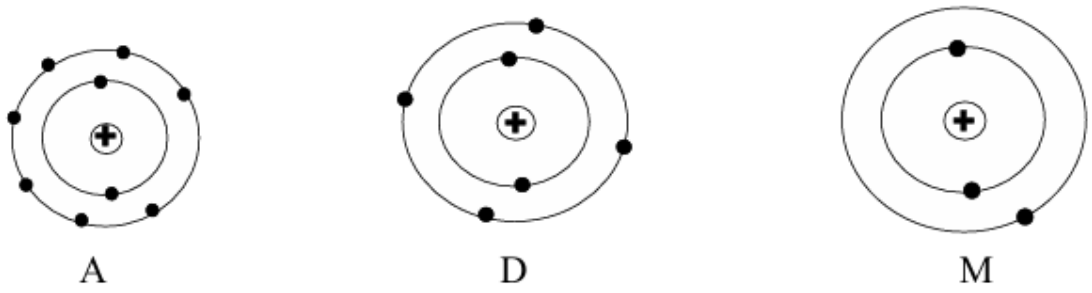
2) اسم العنصر الذي ينتهي ترتيبه الإلكتروني بتحت مستوى الطاقة ($3p^4$) ------كبريت--------

| لديك عنصر الكربون ، والمطلوب: | |
|---|---|
| العدد الذري | 6 |
| الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة | $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ |
| الترتيب حسب مستويات الطاقة الرئيسية | 2 , 4 |
| الترتيب الإلكتروني حسب الأفلاك |   |
| الترتيب الإلكتروني حسب أقرب غاز نبيل | [He] $2s^2\ 2p^2$ |

# ترتيب الإلكتروني للعناصر

| اسم العنصر | الرمز مع العدد الذري | النوع | الترتيب الالكتروني في تحت المستويات | الترتيب الالكتروني حسب أقرب غاز نبيل | الترتيب الالكتروني في المستويات الرئيسية |
|---|---|---|---|---|---|
| هيدروجين | $_{1}H$ | لافلز | $1s^1$ | | 1 |
| هيليوم | $_{2}He$ | لافلز | $1s^2$ | $[_{2}He]$ | 2 |
| ليثيوم | $_{3}Li$ | فلز | $1s^2 2s^1$ | $[_{2}He] 2s^1$ | 2-1 |
| بريليوم | $_{4}Be$ | فلز | $1s^2 2s^2$ | $[_{2}He] 2s^2$ | 2-2 |
| بورون | $_{5}B$ | شبه فلز | $1s^2 2s^2 2p^1$ | $[_{2}He] 2s^2 2p^1$ | 2-3 |
| كربون | $_{6}C$ | لافلز | $1s^2 2s^2 2p^2$ | $[_{2}He] 2s^2 2p^2$ | 2-4 |
| نيتروجين | $_{7}N$ | لافلز | $1s^2 2s^2 2p^3$ | $[_{2}He] 2s^2 2p^3$ | 2-5 |
| أكسجين | $_{8}O$ | لافلز | $1s^2 2s^2 2p^4$ | $[_{2}He] 2s^2 2p^4$ | 2-6 |
| فلور | $_{9}F$ | لافلز | $1s^2 2s^2 2p^5$ | $[_{2}He] 2s^2 2p^5$ | 2-7 |
| نيون | $_{10}Ne$ | لافلز | $1s^2 2s^2 2p^6$ | $[_{10}Ne]$ | 2-8 |
| صوديوم | $_{11}Na$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ | $[_{10}Ne] 3s^1$ | 2-8-1 |
| مغنيسيوم | $_{12}Mg$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ | $[_{10}Ne] 3s^2$ | 2-8-2 |
| ألومنيوم | $_{13}Aℓ$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ | $[_{10}Ne] 3s^2 3p^1$ | 2-8-3 |
| سيليكون | $_{14}Si$ | شبه فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ | $[_{10}Ne] 3s^2 3p^2$ | 2-8-4 |
| فوسفور | $_{15}P$ | لافلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ | $[_{10}Ne] 3s^2 3p^3$ | 2-8-5 |
| كبريت | $_{16}S$ | لافلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ | $[_{10}Ne] 3s^2 3p^4$ | 2-8-6 |
| كلور | $_{17}Cℓ$ | لافلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ | $[_{10}Ne] 3s^2 3p^5$ | 2-8-7 |
| أرجون | $_{18}Ar$ | لافلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ | $[_{18}Ar]$ | 2-8-8 |
| بوتاسيوم | $_{19}K$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ | $[_{18}Ar] 4s^1$ | 2-8-8-1 |
| كالسيوم | $_{20}Ca$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ | $[_{18}Ar] 4s^2$ | 2-8-8-2 |
| سكانديوم | $_{21}Sc$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^1$ | 2-8-9-2 |
| تيتانيوم | $_{22}Ti$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^2$ | 2-8-10-2 |
| فاناديوم | $_{23}V$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^3$ | 2-8-11-2 |
| كروم | $_{24}Cr$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ | $[_{18}Ar] 4s^1 3d^5$ | 2-8-13-1 |
| منجنيز | $_{25}Mn$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^5$ | 2-8-13-2 |
| حديد | $_{26}Fe$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^6$ | 2-8-14-2 |
| كوبلت | $_{27}Co$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^7$ | 2-8-15-2 |
| نيكل | $_{28}Ni$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^8$ | 2-8-16-2 |
| نحاس | $_{29}Cu$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ | $[_{18}Ar] 4s^1 3d^{10}$ | 2-8-18-1 |
| خارصين | $_{30}Zn$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^{10}$ | 2-8-18-2 |
| جاليوم | $_{31}Ga$ | فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^{10} 4p$ | 2-8-18-3 |
| جيرمانيوم | $_{32}Ge$ | شبه فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^{10} 4p$ | 2-8-18-4 |
| زرنيخ | $_{33}As$ | شبه فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^3$ | 2-8-18-5 |
| سيلينيوم | $_{34}Se$ | لا فلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^4$ | 2-8-18-6 |
| بروم | $_{35}Br$ | لافلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ | $[_{18}Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^5$ | 2-8-18-7 |
| كريبتون | $_{36}Kr$ | لافلز | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ | $[_{36}Kr]$ | 2-8-18-8 |

## المخططات التالية توضح الترتيبات الإلكترونية لذرات ثلاثة عناصر لها الرموز الافتراضية ( A , D , M):




والمطلوب، أجب عما يلي:

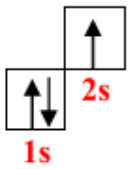
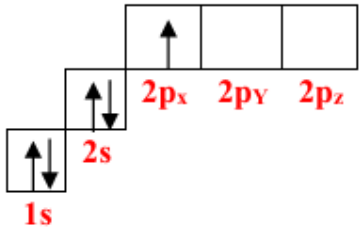
1- الترتيب الإلكتروني لذرة العنصر (A) حسب تحت مستويات الطاقة $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ .

2- العدد الذري لذرة العنصر (M) 3 .

3- الترتيب الإلكتروني لذرة العنصر (M) حسب أقرب غاز نبيل $[\ He\ ]2s^1$ .

4- الترتيب الإلكتروني لذرة العنصر (D) حسب مستويات الطاقة الرئيسية 2 , 4 .

5- اكتب الرمز الحقيقي للعنصر (D) C .

| وجه المقارنة | $_{19}K$ | $_{8}O$ |
|---|---|---|
| الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية | 2 , 8 , 8 , 1 | 2 , 6 |
| وجه المقارنة | $_{26}Fe$ | $_{36}Kr$ |
| الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة | $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2 3d^6$ | $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2 3d^{10}\ 3p^6$ |
| وجه المقارنة | $_{3}Li$ | $_{5}B$ |
| الترتيب الإلكتروني حسب الأفلاك |   |   |
| وجه المقارنة | $_{14}Si$ | $_{20}Ca$ |
| الترتيب الإلكتروني حسب أقرب غاز نبيل | $[\ Ne\ ]\ 3s^2\ 3p^2$ | $[\ Ar\ ]\ 4s^2$ |

# الفصل الثاني: دورية العناصر

ا

من أبرز هذه المحاولات ما قام به كل من:

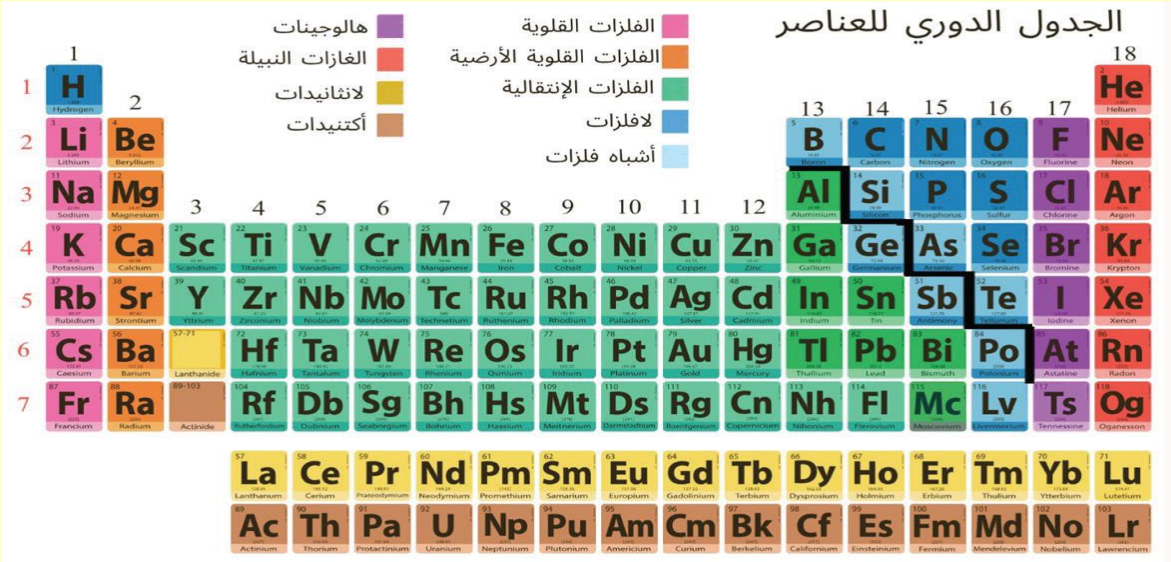
❖ جدول **مندليف**، رتب العناصر في صفوف أفقية بحسب التزايد في الكتل الذرية، فتكررت خواصها وتكونت أعمدة رأسية تضم عناصر متشابهة في الخواص الفيزيائية والكيميائية، وترك أماكن شاغرة في جدوله لأنه توقع باكتشاف عناصر جديدة مستقبلا.

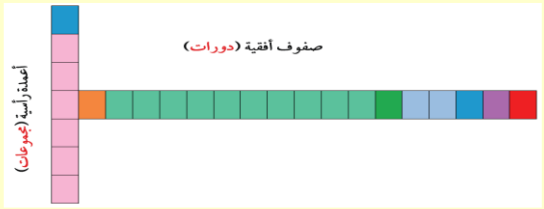
## ❖ الجدول الدوري الحديث:

تمت عدة تعديلات على جدول مندليف وأصبح التصنيف حسب الأعداد الذرية للعناصر، وباكتشاف تحت مستويات الطاقة والأفلاك أضيفت معلومات أكثر وأدق على الجدول وتم تعديله إلى ما يعرف بالجدول الدوري الحديث شكل (13)، وترتَّبت العناصر بحيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذي يسبقه ببروتون واحد.

**ما هو القانون الدوري؟**

عند ترتيب العناصر ترتيبًا تصاعديًا حسب أعدادها الذرية يظهر تدرج وتكرار دوري فى خواصها الفيزيائية والكيميائية.




❖مم يتكون الجدول الدوري الحديث ؟

يتكون الجدول الدوري الحديث من:

1- صفوف أفقية تسمى دورات.

2- وأعمدة رأسية تسمى مجموعات.

## المجموعات:

يتكون الجدول الدوري من ثمانية عشر عمودًا رأسيًا .

(علل) تتشابه فيها عناصر المجموعة الواحدة في الخواص الكيميائية بسبب تشابهها في عدد الكترونات التكافؤ.

(علل) المجموعة الأولى (فلزات الأقلاء) تتشابه خواصها الكيميائية لأن تركيبها الإلكتروني ينتهي بتحت المستوى $(ns^1)$،

(علل) المجموعة الثامنة عشر (الغازات النبيلة) تتشابه في الخواص الكيميائية لأن تركيبها الإلكتروني ينتهي بتحت المستوى $(np^6)$ ماعدا الهيليوم.

كما يلاحظ في عناصر المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري أن كل عنصر يزيد عن العنصر الذي يسبقه بمستوى طاقة رئيسي واحد.

تتميز بعض مجموعات الجدول الدوري بأسماء خاصة كما في الشكل (15)




مما سبق ما هي المجموعة؟

**المجموعة** : **هي العمود الرأسي من العناصر في الجدول الدوري.**

- تُصنّف العناصر في الجدول الدوري الحديث إلى ثلاث فئات: هي الفلزات، اللافلزات، وأشباه الفلزات. ويفصل بين الفلزات واللافلزات في الجدول الدوري خط متعرج، حيث تقع الفلزات إلى يسار هذا الخط واللافلزات إلى يمينه، بينما تقع أشباه الفلزات على جانبي الخط المتعرج مباشرة. كما في الجدول الدوري السابق

## الدورات:

- يتكون الجدول الدوري من سبع صفوف أفقية، تترتب العناصر فيها حسب التركيب الإلكتروني لها،
- فتبدأ كل دورة بملء مستوى طاقة رئيسي جديد بالإلكترونات
- أي أن عدد مستويات الطاقة الرئيسية في الدورة الواحدة ثابت ويساوي رقم الدورة.

كما يلاحظ من ذلك ظهور تدرج في الخواص الكيميائية خلال الدورة الواحدة، لأنها تتدرج في التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الخارجي لها.

**الدورة** : **هي الصف الأفقي من العناصر في الجدول الدوري.**

يحتوي الجدول الدوري على نوعين من الدورات حسب عدد العناصر في كل دورة:

1) دورات قصيرة (الدورة الأولى، الثانية، والثالثة).

2) دورات طويلة (الدورة الرابعة، الخامسة، السادسة، والسابعة).

ويمثل الجدول التالي عدد العناصر في كل دورة.

| الدورة | الأولى | الثانية | الثالثة | الرابعة | الخامسة | السادسة | السابعة |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| عدد العناصر | 2 | 8 | 8 | 18 | 18 | 32 | 32 |

## تطبيقات

**السؤال الأول: أكمل ما يلي بما يناسبه:**

| | | |
|---|---|---|
| الاسم المميز للمجموعة رقم (1)<br>--------الفلزات القلوية----- | عدد الأعمدة في الجدول الدوري<br>----------18---------- | الاسم المميز للمجموعة رقم (2)<br>----الفلزات القلوية الارضية- |
| الاسم المميز للمجموعة رقم (17)<br>---الهالوجينات ----- | | الاسم المميز للمجموعة رقم (18)<br>-------الغازات النبيلة----- |

**السؤال: لديك العناصر الافتراضية التالية والترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية لها:**

| القائمة (أ) | |
|---|---|
| العنصر | الترتيب الإلكتروني |
| Q | 2, 1 |
| M | 2, 8, 1 |
| X | 2, 8, 8, 1 |

| القائمة (ب) | |
|---|---|
| العنصر | الترتيب الإلكتروني |
| D | 2, 8, 2 |
| Z | 2, 8, 3 |
| G | 2, 8, 4 |

1) ما المشترك بين العنصرين (M – Z)؟

كلاهما يقع في الدورة الثالثة

2) لماذا وضعت عناصر القائمة (أ) مع بعضها؟

لأن لها نفس الكترونات التكافؤ

3) القائمة التي تمثل عناصر في دورة واحدة (أ – ب) ----ب---- والقائمة التي تمثل عناصر في مجموعة واحدة (أ – ب) ----أ----

**السؤال الرابع: أجب عما يلي:**

لاحظ عالم كيمياء أن عناصر مثل الكلور (غاز)، الفلور (غاز)، اليود (صلب) والبروم (سائل) تُظهر سلوكًا كيميائيًّا متشابهًا رغم اختلافها في بعض الخواص الفيزيائية.

استنتج مما درست السبب العلمي لهذا التشابه في السلوك الكيميائي.

جميعهم يقع في نفس المجموعة وهى الهالوجينات حيث ان جميعهم له نفس عدد الالكترونات في المستوى الخارجي وهم 7 الكترونات

## الدرس الثاني (2 – 2): تقسيم العناصر

### ❖تقسيم قطاعات الجدول الدوري:

يُقسم الجدول الدوري إلى أربع قطاعات رئيسية بناءً على نوع تحت مستويات الطاقة التي تشغلها إلكترونات المستوى الخارجي

| عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (s) | عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (p) | عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (d) | عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (f) |
|---|---|---|---|
| ●الترتيب الإلكتروني: ينتهي الترتيب الإلكتروني لعناصرها بتحت مستويات الطاقة $(ns^1, ns^2)$.<br>●المحتوى: تسمى عناصر هذه المجموعات ب (العناصر المُمَثِّلة) تضم المجموعتين (1, 2)، بالإضافة إلى عنصر الهيليوم المجموعة (18). | ●الترتيب الإلكتروني: يمتلئ تحت مستوى الطاقة (p) تدريجيًّا حتى يكتمل (من $np^1$ إلى $np^6$).<br>●المحتوى: تسمى عناصر هذه المجموعات ب (العناصر المُمَثِّلة) تضم المجموعات من 13 إلى 18 (باستثناء الهيليوم). | ● الترتيب الإلكتروني: يمتلئ تحت مستوى الطاقة (d) تدريجيًّا حتى يكتمل (من $nd^1$ إلى $nd^{10}$).<br>●المحتوى: تسمى عناصر هذه المجموعات ب (العناصر الانتقالية الرئيسية) ، وتتكون من 10 أعمدة رأسية. | الترتيب الإلكتروني: يمتلئ تحت مستوى الطاقة (f) تدريجيًّا حتى يكتمل (من $nf^1$ إلى $nf^{14}$).<br>●المحتوى: تسمى عناصرها ب (العناصر الانتقالية الداخلية). وتتكون من سلسلتين من عناصر الدورتين السادسة والسابعة تقع أسفل الجدول الدوري وهما:<br>- اللانثانيدات: من عناصر الدورة السادسة يبدأ فيها ملء تحت مستوى الطاقة (4f) تدريجيًا بالإلكترونات<br>-الأكتينيدات: من عناصر الدورة السابعة يبدأ فيها ملء تحت مستوى الطاقة (5f) تدريجيًا بالإلكترونات |

(علل):

1- سُميت عناصر اللانثانيدات بهذا الاسم

- لأنها تأتي مباشرة بعد عنصر اللانثانيوم ($_{57}La$) في الجدول الدوري.

2- سُميت عناصر الاكتينيدات بهذا الاسم

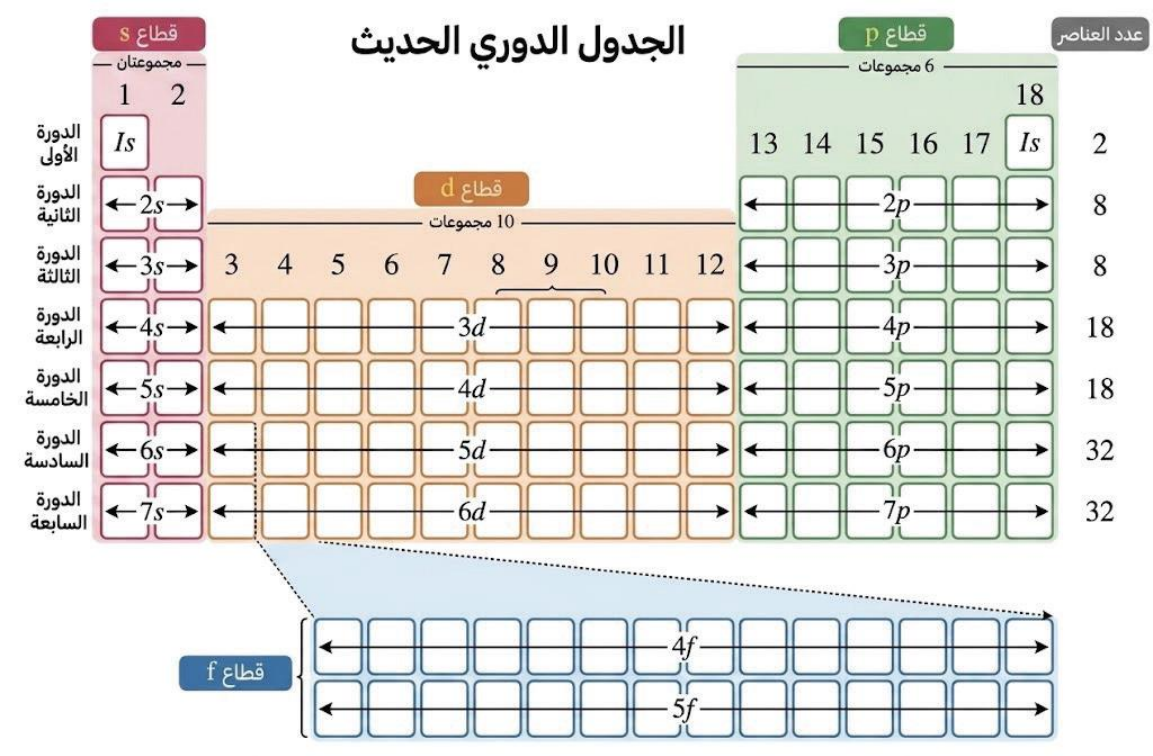
- لأنها تأتي مباشرة بعد عنصر الأكتينيوم ($_{89}AC$) في الجدول الدوري.

3- وُضعت اللانثانيدات والأكتينيدات في صف أفقي أسفل الجدول الدوري

- توفيرًا للمساحة وحفاظًا على تنظيم الجدول الدوري حسب القواعد.

العنصر الوحيد الذي يوجد في يمين الجدول ويتبع القطاع S هو --He--

# قطاعات الجدول الدوري




الشكل (16) يوضح قطاعات الجدول الدوري

## الخلاصة:

| العناصر الانتقالية الداخلية | العناصر الانتقالية الرئيسية | العناصر المُمَثِّلة |
|---|---|---|
| هي عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (f) تقع أسفل الجدول وتضم سلسلتي اللانثانيدات والأكتينيدات، حيث يتم امتلاء تحت مستوى الطاقة(f) جزئيًّا أو كلّيًّا بالإلكترونات. | هي عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (d) تقع في وسط الجدول الدوري وتضم (10) مجموعات، حيث يتم امتلاء تحت مستوى الطاقة (d) جزئيًّا أو كلّيًّا بالإلكترونات. | هي عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (s) وعناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (p) عندما تملأ جزئيًّا أو كلّيًا بالإلكترونات، وتضم المجموعتين (1, 2) بالإضافة للهيليوم، والمجموعات (من 13 إلى 18). |

١ ← ٢s / ٣d ← ١٠ / ٣١ ← ٣٦
ممثل — انتقالى رئيسى (قطاع d) وسط الجدول — ممثل

## ❖تحديد موقع العنصر من ترتيبه الإلكتروني في الجدول الدوري:

يمكنك تحديد موقع أي عنصر في الجدول الدوري بدقة من خلال معرفة ترتيبه الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة.

### القواعد المتبعة لتحديد موقع العنصر في الجدول الدوري (الدورة، والمجموعة):

**1) تحديد رقم الدورة:**

- يحدده أكبر قيمة لعدد الكَمْ الرئيسي (n) في الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة لذرة العنصر.
- **مثال**: ذرة عنصر الصوديوم ($_{11}Na$) ترتيبه $[_{10}Ne]3s^1$ ، (3) ،
  إذن يقع في الدورة الثالثة.

رقم الدورة
أكبر قيمة عدد كَمْ رئيسي له

**2) تحديد رقم المجموعة:**

- **في القطاع S**: إذا انتهى الترتيب الإلكتروني للعنصر بتحت مستوى الطاقة ($ns^{\times}$).
  - رقم المجموعة = قيمة ($\times$).

رقم المجموعة
الرقم فوق S

**أمثلة: حدد موقع العناصر التالية :**

الصوديوم ($_{11}Na$) الترتيب الإلكتروني له $[_{10}Ne]3s^1$
- الدورة: الثالثة (قيمة أكبر عدد كم رئيسي $n = 3$)
- المجموعة: قيمة $1 = \times$

إذًا يقع عنصر الصوديوم في الدورة الثالثة والمجموعة الأولى.

رقم الدورة — رقم المجموعة

الكالسيوم ($_{20}Ca$) الترتيب الإلكتروني $[_{18}Ar]4s^2$
- الدورة: الرابعة (قيمة أكبر عدد كم رئيسي $n = 4$)
- المجموعة: قيمة $2 = \times$

إذًا يقع عنصر الكالسيوم في الدورة الرابعة والمجموعة الثانية.

- **في القطاع P**:: إذا انتهى الترتيب الإلكتروني للعنصر بتحت مستوى الطاقة ($ns^2np^{\times}$).
  - رقم الدورة = قيمة أكبر عدد كَمْ رئيسي (n).
  - رقم المجموعة = قيمة $12+ \times$

رقم المجموعة
X+12

رقم الدورة

**أمثلة: حدد موقع العناصر التالية:**

| 1) السيلينيوم ($_{34}Se$) | 2) الجرمانيوم ($_{32}Ge$) |
|---|---|
| الترتيب الإلكتروني له: $[_{18}Ar]4s^2 3d^{10} 4p^4$<br>● الدورة: قيمة أكبر عدد كم رئيسي (n) = 4<br>● المجموعة: قيمة $(12+ \times) = 16$<br>إذًا يقع عنصر السيلينيوم في الدورة الرابعة<br>والمجموعة 16 | الترتيب الإلكتروني له: $[_{18}Ar]4s^2 3d^{10} 4p^2$<br>● الدورة: قيمة أكبر عدد كم رئيسي (n) = 4<br>● المجموعة: قيمة $(12+ \times) = 14$<br>إذًا يقع عنصر الجرمانيوم في الدورة الرابعة<br>والمجموعة 14 |

4) إذا علمت أن العنصر (×) ينتهي ترتيبه الإلكتروني ب $(3p^5)$. والمطلوب:

أ) اسم العنصر: ---------كلور---------- ورمزه الكيميائي: ---------Cl----------

ب) نوع العنصر حسب الترتيب الإلكتروني لتحت مستويات الطاقة (المُمَثِّلة - الانتقالية الرئيسية)

ج) يقع العنصر في الدورة: ---------الثالثة---------- والمجموعة: ---------17---------

## تطبيقات

السؤال الأول: أكمل الفراغات في كل عبارة مما يلي بما يناسبها علميًا:

1) يصنف العنصر الذي يقع في المجموعة الأولى من الجدول الدوري، من عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة ---------S---------

2) عنصر ينتهي ترتيبه الإلكتروني ب $(2p^6)$، يقع في الدورة ----الثانية------ والمجموعة -----18---------

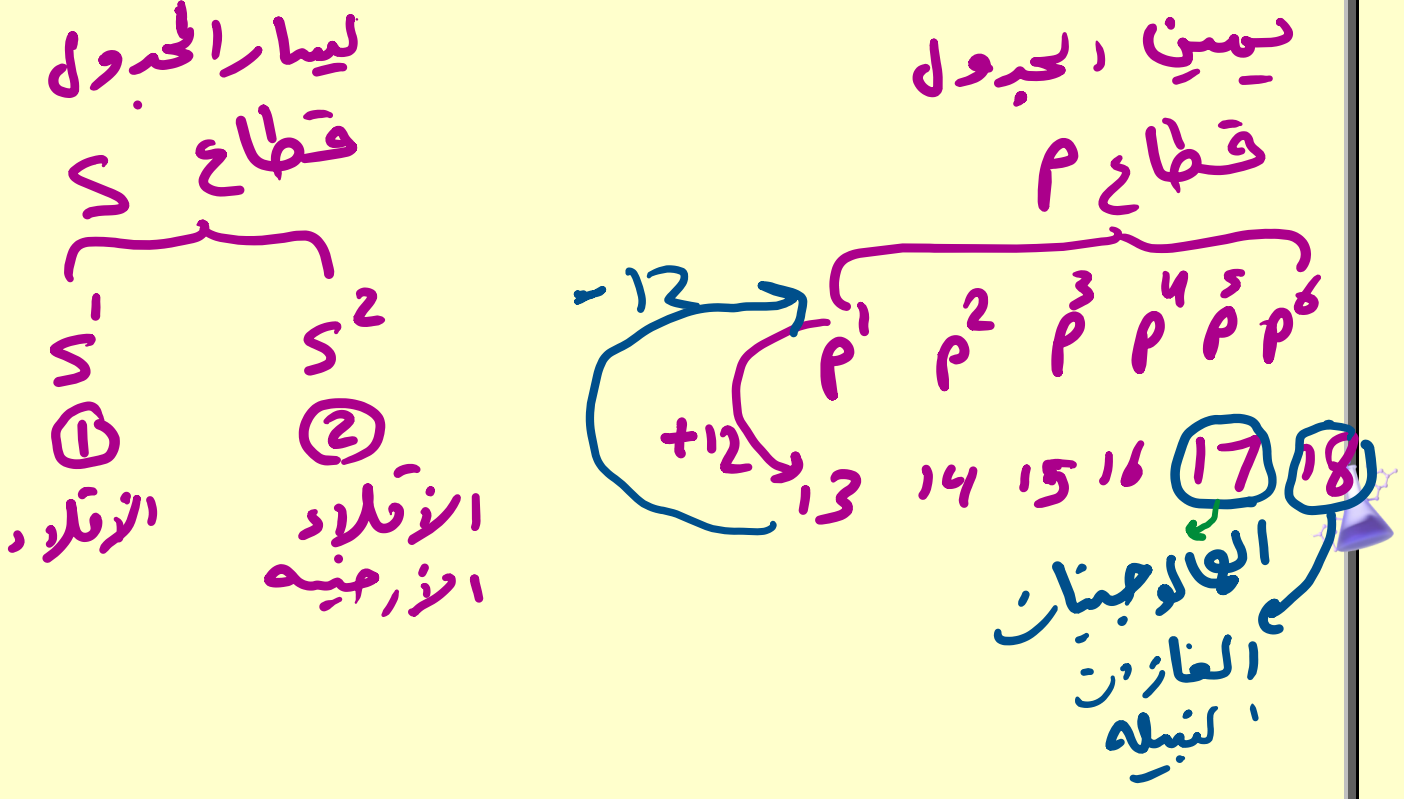
السؤال الثاني: ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (×) أمام العبارة غير الصحيحة فيما يلي:

1) العنصر الذي عدده الذري (22)، يُعتبر عنصرًا انتقاليًا رئيسيًا. ( ✓ )

السؤال الثالث: لديك العناصر الافتراضية التالية: $(_{12}Z$ , $_{17}A)$، والمطلوب:

1) يقع العنصر $(_{12}Z)$ في الدورة: ------الثالثة----------، المجموعة: ------2---------

2) يُعتبر العنصر $(_{17}A)$ من العناصر (الممثِّلة – الانتقالية الداخلية) ----------



# الميول الدورية (التدرج في الخواص)

## ❖نصف القطر الذري (الحجم الذري)



شكل (17)

**(علل): من الصعب جدًّا تحديد المسافة بين النواة وأبعد إلكترون عنها**

وذلك لسببين رئيسيين:

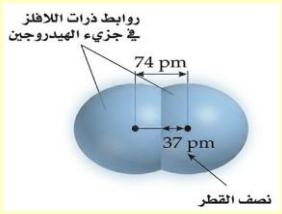
أ) طبيعة السحابة الإلكترونية: الإلكترونات تتحرك بسرعة هائلة مكونة سحابة إلكترونية تقل كثافتها تدريجيًّا كلما ابتعدنا عن النواة، مما يعني انعدام الحدود الواضحة للذرة.

ب) حالة الذرات في الطبيعة: معظم ذرات العناصر لا توجد في الطبيعة بصورة منفردة.

| | |
|---|---|
| نصف القطر الذري | نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر |
| نصف القطر الذري اللافلزي | هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين بينهما رابطة كيميائية. |

يُقاس نصف القطر الذري بوحدات صغيرة جدًّا نظرًا لصغر حجم الذرة، وأكثرها شيوعًا البيكومتر(pm).

$$1\ pm\ (\text{بيكومتر}\ 1) = 10^{-12}\ m$$




## أمثلة:

1) إذا علمت أن المسافة بين نواتي ذرتي البروم في جزيء البروم ($Br_2$) هي (228 pm) فما هي قيمة نصف القطر الذري بوحدة البيكومتر؟

الحل: نصف قطر ذرة البروم (بوحدة البيكومتر) $= \frac{228}{2} = 114\ pm$

2) إذا علمت أن المسافة بين نواتي ذرتي الكلور في جزيء الكلور ($C\ell_2$) هي (198 pm).
فما هي قيمة نصف القطر الذري بوحدة البيكومتر؟

الحل: نصف قطر ذرة الكلور (بوحدة البيكومتر) = ----------

## تدرج (نصف القطر الذري) خلال المجموعة:

بالاستعانة بالشكل المقابل، أجب عما يلي:

في المجموعة الرأسية
كلما اتجهنا لأسفل وبزيادة العدد الذري




يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية
↓
فيزداد تأثير حجب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي
↓
وتقل قوة جذب النواة لهذه الإلكترونات
↓
فيزداد نصف القطر الذري.

**علل): يزداد نصف القطر الذري في المجموعة تدريجيًّا في الجدول الدوري بزيادة العدد الذري (من أعلى لأسفل).**

لأن كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجيًّا من أعلى إلى أسفل (بزيادة العدد الذري)، يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية، فيزداد تأثير حجب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي، وتقل قوة جذب النواة فيزداد نصف القطر

| | |
|---|---|
| الحجب | انخفاض تأثير شحنة النواة على الإلكترونات الخارجية نتيجة وجود إلكترونات داخلية تحد من قوة جذب النواة |

**ماذا تستنتج؟**

بزيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية في المجموعة يزيد نصف القطر الذري.



**تمرين:** لديك بعض العناصر لها الرموز الافتراضية التالية ($_{5}\times$ , $_{13}A$ , $_{31}Z$): المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية:

(بفرض عدم وجود استثناءات)

1) العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري ($\times$ – Z)

Z ----------

السبب: --- لأن كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجيًّا من أعلى إلى أسفل (بزيادة العدد الذري)، يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية، فيزداد تأثير حجب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي، وتقل قوة جذب النواة فيزداد نصف القطر

2) العنصر الذي له أصغر نصف قطر ذري ($\times$ – A) -------X----------

## تدرج (نصف القطر الذري) خلال الدورة:

أمامك جدول لعناصر الدورة الثانية، والمطلوب: أكمل الجدول التالي:

| وجه المقارنة | 3 Li Lithium | 4 Be Beryllium | 5 B Boron | 6 C Carbon | 7 N Nitrogen | 8 O Oxygen | 9 F Fluorine | 10 Ne Neon |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية | 2,1 | 2,2 | 2,3 | 2,4 | 2,5 | 2,6 | 2,7 | 2,8 |
| عدد مستويات الطاقة الرئيسية | ثـــــــابـــــــت | | | | | | | |
| شحنة النواة | +3 | +4 | +5 | +6 | +7 | +8 | +9 | +10 |

في الدورة الافقية

كلما انتقلنا عبر الدورة تدريجيًّا من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري)،

يزيد كل عنصر عن الذي يسبقه ببروتون فتزداد شحنة النواة،

وتزداد قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي

يبقى تأثير الحجب ثابت

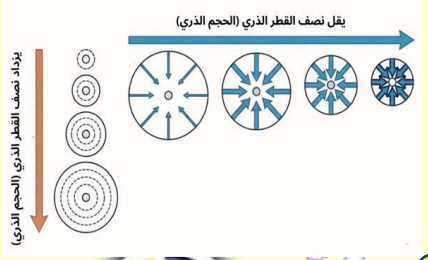
فيقل نصف القطر الذري

ماذا تستنتج؟ بزيادة العدد الذري في الدورة فإن عدد مستويات الطاقة الرئيسية ---ثابت--- بينما شحنة النواة ---تزيد---

(علل) يقل نصف القطر الذري عبر الدورة تدريجيًّا من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري).

لان كلما انتقلنا عبر الدورة تدريجيًّا من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري)، يزيد كل عنصر عن الذي يسبقه ببروتون فتزداد شحنة النواة، وتزداد قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي، بينما يبقى تأثير الحجب ثابت (بسبب عدم زيادة مستويات الطاقة الرئيسية)، فيقل نصف القطر الذري.

يوضح شكل (21) تدرج نصف القطر الذري (الحجم الذري) خلال الدورة من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري.



**تمرين:** لديك بعض العناصر لها الرموز الافتراضية التالية ($_{10}Z$ , $_{9}A$ , $_{3}\times$ ): المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية:

(بفرض عدم وجود استثناءات)

1) العنصر الذي له أصغر نصف قطر ذري ($A - \times$) ----------A----------

السبب: ----- لان كلما انتقلنا عبر الدورة تدريجيًا من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري)، يزيد كل عنصر عن الذي يسبقه ببروتون فتزداد شحنة النواة، وتزداد قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي، بينما يبقى تأثير الحجب ثابت (بسبب عدم زيادة مستويات الطاقة الرئيسية)، فيقل نصف القطر الذري.

2) العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري ($Z - \times$) ----------X----------

3) اسم مجموعة العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري ----------الأقلاء----------

4) اسم مجموعة العنصر الذي له أصغر نصف قطر ذري ----------الغازات النبيلة----------

**الخلاصة: بالنسبة لنصف القطر الذري**

1) يزداد نصف القطر الذري للعناصر تدريجيًا خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل.
2) يقل نصف القطر الذري للعناصر تدريجيًا خلال الدورة من اليسار إلى اليمين.
3) مجموعة فلزات الأقلاء لها أكبر نصف قطر ذري في دورتها.
4) مجموعة الغازات النبيلة لها أصغر نصف قطر ذري في دورتها.

## ❖طاقة التأين

**ما هي طاقة التأين (طاقة التأين الأولى):**

هي مقدار الطاقة اللازمة لنزع أضعف إلكترون ارتباطًا بالنواة من ذرة متعادلة في الحالة الغازية.

ويمكن التعبير عنها بالمعادلة:

$$\times_{(g)} + \text{طاقة التأين الأولى} \rightarrow \times^{+}_{(g)} + e^{-}$$

$\times_{(g)}$: 2,8,1 — ذرة متعادلة

طاقة التأين الأولى

$\times^{+}_{(g)}$: 2,8 — كاتيون أحادي الشحنة

$e^{-}$: إلكترون

ويمكن للذرة أن تفقد أكثر من إلكترون من مستوى الطاقة الخارجي، ولذلك يمكن أن يكون للذرة أكثر من طاقة تأين.

### تدرج (طاقة التأين) خلال المجموعة:

كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجيًا من أعلى إلى أسفل وبزيادة العدد الذري يزيد نصف القطر و يقل طاقة التأين

(علل) تقل طاقة التأين الأولى كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجيًا من أعلى إلى أسفل (بزيادة العدد الذري).

لان (بزيادة العدد الذري في المجموعة)، يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية، فيزداد تأثير حجب النواة وتقل قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي، فيسهل نزع الإلكترون، وبالتالي تقل طاقة التأين الأولى

**تمرين:** لديك بعض العناصر لها الرموز الافتراضية التالية ($_{20}Z$ , $_{12}A$ , $_{4}\times$ ): المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية:

(بفرض عدم وجود استثناءات)

1) العنصر الذي له أعلى طاقة تأين ($A - \times$)

2) العنصر الذي له أقل طاقة تأين ($Z - \times$)

السبب: ------- لان (بزيادة العدد الذري في المجموعة)، يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية، فيزداد تأثير حجب النواة وتقل قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي، فيسهل نزع الإلكترون، وبالتالي تقل طاقة التأين الأولى

## تدرج (طاقة التأين) خلال الدورة:

كلما انتقلنا خلال الدورة تدريجيًّا من اليسار إلى اليمين وبزيادة العدد الذري يقل نصف القطر ويزيد طاقة التأين

(علل) فتزداد طاقة التأين الأولى كلما انتقلنا خلال الدورة تدريجيًّا من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري).

لان في الدورة الافقية (بزيادة العدد الذري) تزداد شحنة النواة، وتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات، بينما يبقى تأثير الحجب ثابتًا (بسبب عدم زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية)، فيصعب نزع الإلكترون، فتزداد طاقة التأين الأولى.

**تمرين**: لديك بعض العناصر لها الرموز الافتراضية التالية ($_{10}Z$ , $_{9}A$ , $_{4}\times$ ): والمطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية:

(بفرض عدم وجود استثناءات)

1) العنصر الذي له أقل طاقة تأين ($A$ – $\times$)

2) العنصر الذي له أعلى طاقة تأين ($Z$ – $\times$)

السبب: لان في الدورة الافقية (بزيادة العدد الذري) تزداد شحنة النواة، وتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات، بينما يبقى تأثير الحجب ثابتًا (بسبب عدم زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية) فيصعب نزع الإلكترون، فتزداد طاقة التأين الأولى

3) اسم مجموعة العنصر الذي له أقل طاقة تأين ----------( الأقلاء) ( 1 )----------

4) اسم مجموعة العنصر الذي له أعلى طاقة تأين ----------الغازات النبيلة—(18)----------

---

**الخلاصة: بالنسبة لطاقة التأين**

1) تقل طاقة التأين الأولى للعناصر تدريجًيا خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل.

2) تزداد طاقة التأين الأولى للعناصر تدريجيًّا خلال الدورة من اليسار إلى اليمين.

3) مجموعة فلزات الأقلاء لها أقل طاقة تأين في دورتها؛ لذا تفقد إلكترون مستواها الخارجي الوحيد بسهولة لتكوّن أيونات موجبة أحادية الشحنة.

4) مجموعة الغازات النبيلة لها أعلى طاقة تأين في دورتها؛ بسبب صغر حجم ذراتها واكتمال مستويات طاقتها الخارجية، مما يحد من نشاطها الكيميائي.

## طاقة الميل الإلكتروني

**ما هو طاقة الميل الإلكتروني**

هي مقدار الطاقة المنطلقة أو الممتصة من الذرة وهي في الحالة الغازية عندما تكتسب إلكترونًا أو أكثر.

ويمكن التعبير عنها بالمعادلة التالية:

طاقة الميل الإلكتروني + $\times_{(g)}^{-}$ ← $e^{-}$ + $\times_{(g)}$

$\times_{(g)}$: 17 — 2, 8, 7 — ذرة متعادلة

$e^{-}$: إلكترون

$\times^{-}_{(g)}$: 2, 8, 8 — أنيون أحادي الشحنة

## تدرج (طاقة الميل الإلكتروني) خلال المجموعة:

(علل) تقل طاقة الميل الإلكتروني كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجيًّا من أعلى إلى أسفل (بزيادة العدد الذري).

كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجيًّا من أعلى إلى أسفل (بزيادة العدد الذري) يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية فيزداد تأثير الحجب، وتقل قوة جذب النواة للإلكترونات، مما يجعل هناك صعوبة في جذب النواة للإلكترون المُضاف، وبالتالي تقل طاقة الميل الإلكتروني.

**تمرين**: لديك بعض العناصر لها الرموز الافتراضية التالية ($_{32}Z$ , $_{14}A$ , $_{6}\times$ ): والمطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية:

1) اسم العنصر ($\times$): ----------كربون---------- 2) رمز العنصر ($A$): ----------Si----------

3) العنصر الذي له أقل طاقة ميل إلكتروني ($Z$ – $\times$):

4) العنصر الذي له أعلى طاقة ميل إلكتروني ($A$ – $\times$):

## التدرج (طاقة الميل الإلكتروني) خلال الدورة:

(علل) فتزداد طاقة الميل الالكتروني عبر الدورة تدريجيًّا من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري).

كلما انتقلنا عبر الدورة تدريجيًّا من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري) تزداد شحنة النواة وتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات، بينما يبقى تأثير درجة الحجب ثابتًا (بسبب عدم زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية)، مما يسهل على النواة جذب الإلكترون المضاف فتزداد طاقة الميل الالكتروني.

**تمرين**: لديك بعض العناصر لها الرموز الافتراضية التالية ($_{17}Z$ , $_{14}A$ , $_{11}\times$): والمطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية:

العنصر الذي له أقل طاقة ميل إلكتروني $(Z - \times)$ ---------- X ----------

العنصر الذي له أعلى طاقة ميل إلكتروني $(Z - A)$ ---------- Z ----------

3) اسم مجموعة العنصر الذي له أعلى طاقة ميل إلكتروني ---------- الهالوجينات ----------

4) اسم مجموعة العنصر الذي له أقل طاقة ميل إلكتروني ---------- فلزات الاقلاء ----------

## استثناء في طاقة الميل الإلكتروني:

الميل الإلكتروني للفلور أقل من الميل الإلكتروني للكلور. (علل)

- وذلك بسبب صغر حجم ذرة الفلور فإن الإلكترون المُضاف يتنافر بشدة مع الإلكترونات التسعة الأصلية الموجودة مما يقلل من استقرار الذرة فتقل طاقة الميل الإلكتروني، بينما ذرة الكلور أكبر حجمًا لذلك يكون التنافر أقل.

وعليه فإن العنصر الذي له أعلى ميل إلكتروني في الجدول الدوري هو الكلور ($_{17}C\ell$).

### الخلاصة: بالنسبة لطاقة الميل الإلكتروني

1) تقل طاقة الميل الإلكتروني للعناصر تدريجيًّا خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل.
2) تزداد طاقة الميل الإلكتروني للعناصر تدريجيًّا خلال الدورة من اليسار إلى اليمين.
3) مجموعة فلزات الأقلاء لها أقل طاقة ميل إلكتروني في دورتها.
4) مجموعة الهالوجينات لها أعلى طاقة ميل إلكتروني في دورتها.
5) الغازات النبيلة: غالبًا طاقة الميل الإلكتروني تكون ممتصة؛ بسبب استقرار تركيبها الإلكتروني واكتمال مستوياتها، مما يجعل إضافة إلكترون جديد يتطلب طاقة كبيرة.
6) عنصر الكلور ($_{17}C\ell$) يمتلك أعلى قيمة طاقة ميل إلكتروني في الجدول الدوري الحديث.

## ❖ السالبية الكهربائية

| ما هي السالبية الكهربية؟ | هي مقياس قُدرة الذرة على جذب الإلكترونات نحوها من ذرة أخرى |
|---|---|

يتم قياس السالبية الكهربائية بمقياس باولنج وهو الأكثر شيوعًا لقياس السالبية الكهربائية.

(علل) الغازات النبيلة ليس لها قيم سالبية كهربائية

- لأن الغازات النبيلة مستقرة وغالبًا لا تكون روابط كيميائية.

## تدرج (السالبية الكهربائية) خلال المجموعة:

(علل) تقل السالبية الكهربائية كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجيًّا من أعلى الى أسفل (بزيادة العدد الذري).

لان كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجيًّا من أعلى الى أسفل (بزيادة العدد الذري) تزداد مستويات الطاقة الرئيسية فيزداد تأثير الحجب، وتقل قوة جذب النواة للإلكترونات فتقل السالبية الكهربائية.

**تمرين**: لديك بعض العناصر لها الرموز الافتراضية التالية: ($_{34}Z$ , $_{16}A$ , $_{8}\times$)، والمطلوب

1) العنصر الذي له أقل سالبية كهربائية $(Z - \times)$ ---------- Z ----------

2) العنصر الذي له أعلى سالبية كهربائية $(A - \times)$ ---------- X ----------

## تدرج (السالبية الكهربائية) خلال الدورة:

بصورة عامة وبفرض عدم وجود استثناءات كلما انتقلنا عبر الدورة تدريجيًا من اليسار الى اليمين (بزيادة العدد الذري)

(علل) تزداد السالبية الكهربائية كلما انتقلنا عبر الدورة تدريجيًا من اليسار الى اليمين (بزيادة العدد الذري).

لان كلما انتقلنا عبر الدورة تدريجيًا من اليسار الى اليمين (بزيادة العدد الذري) تزداد شحنة النواة وتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات، بينما تبقى درجة الحجب ثابتة (بسبب عدم زيادة مستويات الطاقة الرئيسية)، فتزداد السالبية الكهربائية .

**تمرين**: لديك بعض العناصر لها الرموز الافتراضية التالية: ($_{5}Z$ , $_{4}\times$ , $_{9}M$)، والمطلوب

1) العنصر الذي له أقل سالبية كهربائية (M – ×) ---------- X ----------

2) العنصر الذي له أعلى سالبية كهربائية (Z – M) ---------- M ----------

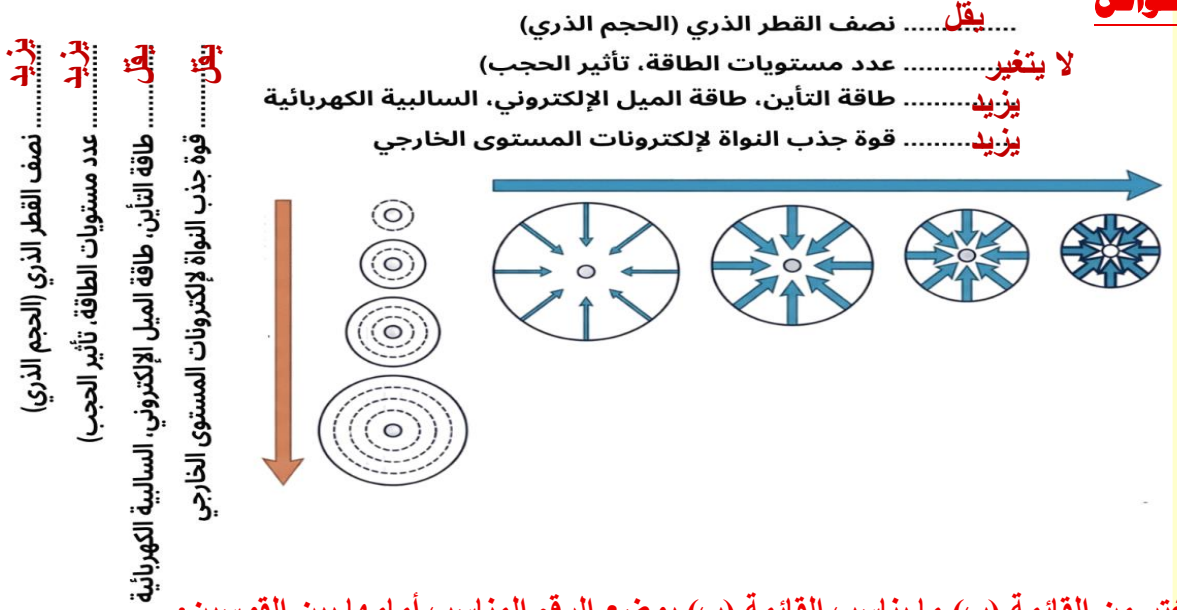
3) اسم مجموعة العنصر الذي له أعلى سالبية كهربائية ---------- الهالوجينات ----------

4) اسم مجموعة العنصر الذي له أقل سالبية كهربائية ---------- فلزات الأقلاء ----------

**الخلاصة: بالنسبة للسالبية الكهربائية**

1) تقل السالبية الكهربائية للعناصر تدريجيًا خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل.
2) تزداد السالبية الكهربائية للعناصر تدريجيًا خلال الدورة من اليسار إلى اليمين.
3) مجموعة فلزات الأقلاء لها أقل سالبية كهربائية في دورتها.
4) مجموعة الهالوجينات لها أعلى سالبية كهربائية.
5) الفلور ($_{9}F$) أعلى عناصر الجدول الدوري في السالبية الكهربائية، بينما عنصر الفرانسيوم ($_{87}Fr$) هو أقلها بين عناصر الجدول الدوري.

## ملخص تدرج الخواص



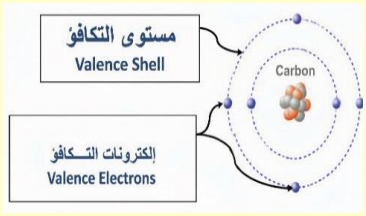

السؤال الثاني: اختر من القائمة (ب) ما يناسب القائمة (ب) بوضع الرقم المناسب أمامها بين القوسين:

| القائمة (أ) | | الرقم | القائمة (ب) |
|---|---|---|---|
| (الليثيوم ) | العنصر الأقل سالبية كهربائية في الدورة الثانية. | 1 | الفلور |
| ( 4 ) | المعادلة التي تمثل طاقة تأين أولى. | 2 | الغازات النبيلة |
| ( 3 ) | المعادلة التي تمثل طاقة ميل إلكتروني. | 3 | $\times_{(g)} + e^- \rightarrow \times^-_{(g)} +$ طاقة |
| ( 1) | العنصر الأعلى ميل إلكتروني. | 4 | $\times_{(g)} +$ طاقة $\rightarrow \times^+_{(g)} + e^-$ |
| | | 5 | الليثيوم |

# الوحدة الثانية: الروابط الكيميائية (الأيونية، التساهمية، التناسقية)

**إلكترونات التكافؤ**
هي الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة ممتلئ جزئيًا أو بشكل كامل بالإلكترونات فى الذرة، وهى التى تُستخدم فى التفاعل والارتباط مع الذرات

**مستوى التكافؤ**
هو مستوى الطاقة الخارجي للذرة الذي تُفقد منه الإلكترونات أوتنتقل إليه في التفاعل الكيميائي.




**التكافؤ**
هو عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرّة للوصول إلى حالة الاستقرار الإلكتروني.

**تمرين:**

| رقم المجموعة | 17 | 16 | 15 | 13 | 2 | 1 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| العنصر | $_{9}F$ | $_{8}O$ | $_{7}N$ | $_{5}B$ | $_{4}Be$ | $_{3}Li$ |
| الترتيب حسب تحت المستويات | $1s^2 2s^2 2p^5$ | $1s^2 2s^2 2p^4$ | $1s^2 2s^2 2p^3$ | $1s^2 2s^2 2p^1$ | $1s^2 2s^2$ | $1s^2 2s^1$ |
| الترتيب حسب مستويات الطاقة | 2-7 | 2-6 | 2-5 | 2-3 | 2-2 | 2-1 |
| إلكترونات التكافؤ | 7 | 6 | 5 | 3 | 2 | 1 |
| التكافؤ | 1 | 2 | 3 | 3 | 2 | 1 |

**علل:**

1) عدم ذكر تكافؤ عناصر المجموعة (14) والتي تشمل (الكربون، السيليكون، الجرمانيوم، القصدير، والرصاص) لأنه متغير وليس ثابت.

2) عدم ذكر تكافؤ عناصر المجموعة (18) والتي تشمل (الهيليوم، النيون، الأرجون، والكريبتون) لأن مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي لها مستقر وممتلئ بالإلكترونات، لذلك لا تميل إلى فقد أو اكتساب أو مشاركة الإلكترونات.

## ❖الترتيب الالكتروني النقطي (تمثيل لويس)

**الترتيبات الإلكترونية النقطية**
الأشكال التي توضّح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط على رمز ذرة العنصر.

**مثال:** وضّح الترتيب الإلكتروني النقطي لذرة البريليوم ($_{4}Be$)

**الحل:**

1) نكتب الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية (2 , 2).

2) نكتب رمز العنصر ونمثّل إلكترونات التكافؤ حوله بنقاط كالتالي (·Be·).

**تمرين:** أكمل الجدول التالي

| ذرة العنصر | $_{1}H$ | $_{6}C$ | $_{7}N$ | $_{19}K$ |
|---|---|---|---|---|
| الترتيب الإلكتروني حسب المستويات الرئيسية | 1 | 2,4 | 2,5 | 2,8,8,1 |
| الترتيب النقطي | H· | ·C· | ·N· | K· |

## ❖قاعدة الثمانية

| الكاتيون (الايون الموجب) | الأنيون (الايون السالب) |
|---|---|
| هو ذرة العنصر عندما تفقد إلكترونًا أو أكثر. | هو ذرة العنصر عندما تكتسب إلكترونًا أو أكثر. |
| ذرة الصوديوم | ذرة الكلور |
| $_{11}Na: 2, 8, 1$ | $_{17}Cl: 2, 8, 7$ |
| كاتيون الصوديوم | أنيون الكلوريد |
| $Na^+: 2, 8$ | $Cl^-: 2, 8, 8$ |

**قاعدة الثمانية:** ميل ذرة العنصر إلى فقد أو اكتساب أو مشاركة إلكترونات مستوى التكافؤ للوصول إلى ثمانى إلكترونات لتحقيق حالة الاستقرار المشابهة للغاز النبيل.

**تمرين:** أكمل الجدول التالي

| العنصر | الترتيب الإلكتروني النقطي | للوصول للاستقرار (يفقد/يكتسب) إلكترونات | قاعدة الثمانية (يحقق / لا يحقق) |
|---|---|---|---|
| $_3Li$ | Li • | يفقد | لا يحقق |
| $_9F$ | F | يكتسب | يحقق |
| $_{12}Mg$ | • Mg | يفقد | يحقق |

## استثناءات قاعدة الثمانية

هذه العناصر **لا تحقق** قاعدة الثمانية عندما تفقد إلكترونات التكافؤ، لأنها تستقر بإلكترونين فقط لتشابه أقرب غاز نبيل لها وهو الهيليوم ($_2He$).

| | | |
|---|---|---|
| الهيدروجين | $_1H$ | 1 |
| الليثيوم | $_3Li$ | 2, 1 |
| البريليوم | $_4Be$ | 2, 2 |
| البورون | $_5B$ | 2, 3 |

**السؤال الثاني:** اختر الإجابة الصحيحة لكل عبارة من العبارات الآتية وذلك بوضع علامة (✓) في المربع المقابل لها:

1) عدد إلكترونات التكافؤ لعنصر يقع في المجموعة (17):

☐ 0 ☐ 1 ☐ 3 ☐ 7

2) أحد الذرات التالية تصل للاستقرار عن طريق فقد إلكترونين:

☐ $_{16}S$ ☐ $_{19}K$ ☐ $_{12}Mg$ ☐ $_9F$

**السؤال الثالث: أجب عما يلي:**

- إذا كان الترتيب الإلكتروني النقطي لأحد العناصر المُمَثِّلة يحتوي على ثلاثة نقاط فقط حول الرمز، فكيف يمكنك استخدام هذه المعلومة للتنبؤ ب

ـ عدد الإلكترونات في مستوى التكافؤ ---------- 3

ـ رقم المجموعة ---------- 13

ـ عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة ---------- 3

## الدرس (1–2) الرابطة الأيونية

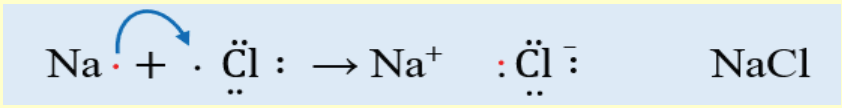
**ما هي الرابطة الايونية؟**

هي قوّة التجاذب الكهروستاتيكي التي تربط الأيونات مختلفة الشّحنة في المركب الأيوني.

### أمثلة

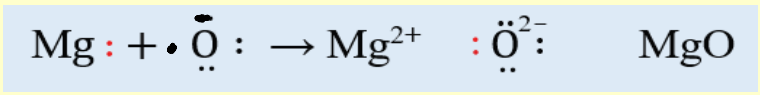
1) وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الصوديوم مع الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم.

الحل:



2) وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط المغنيسيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد المغنيسيوم.

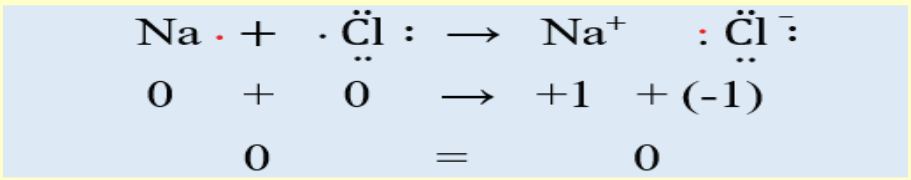
الحل:



**قانون حفظ الشحنة**

مجموع الشحنات الكهربائية الكلّية للمواد المتفاعلة يساوي مجموع الشحنات الكهربائية الكلّية للمواد الناتجة.

ويستخدم هذا القانون لوزن المعادلة حسب الشحنات الكهربائية، وبتطبيق القانون على المثال (1) نجد ما يلي:



ترتبط الخاصية الأيونية للروابط في المركبات بالسالبية الكهربية حيث تظهر الخاصية الأيونية في الرابطة الأيونية بشكل كبير عندما يكون الفرق في السالبية الكهربية بين العنصرين المكونين للرابطة أكبر من أو يساوي (1.7) حسب مقياس باولنج، فكلما زاد الفرق في السالبية الكهربية للعناصر المكونة للمركب زادت الخاصية الايونية والعكس صحيح .

ويوضح الجدول التالي قيم السّالبية الكهربائية حسب مقياس باولنج لبعض العناصر.

| رمز العنصر | K | Na | Li | Ca | Mg | S | N | Cl | O | F |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| السّالبية الكهربائية | 0.8 | 0.9 | 1.0 | 1.0 | 1.2 | 2.5 | 3.0 | 3.0 | 3.5 | 4.0 |

**مثال:**

- رتّب المركبات الأيونية التالية من حيث الخاصيّة الأيونية ترتيبًا تصاعديًا (LiCl, MgO, NaF)

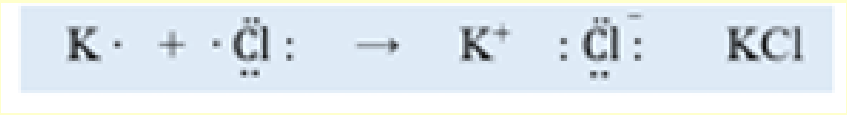
الحل: باستخدام المعلومات من جدول (13) يتم حساب الفرق في السّالبية الكهربائية للعناصر المكونة للمركب.

$$LiCl = 3.0 - 1.0 = 2.0$$
$$MgO = 3.5 - 1.2 = 2.3$$
$$NaF = 4.0 - 0.9 = 3.1$$

$$NaF > MgO > LiCl$$

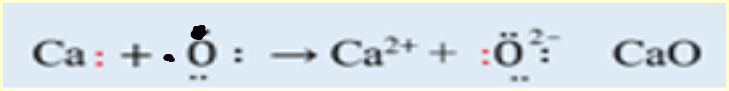
الأقل ← الأعلى

تمرين (1): وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط عنصر البوتاسيوم مع عنصر الكلور.



نوع الرابطة: ----------أيونية---------- اسم المركب الناتج: ---------كلوريد بوتاسيوم----------

تمرين (2): وضح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط عنصر الكالسيوم مع عنصر الأكسجين.



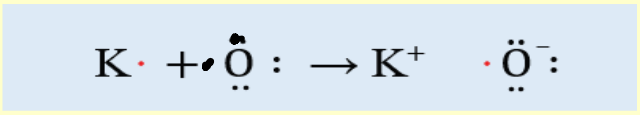
نوع الرابطة: ----------أيونية ---------- اسم المركب الناتج: ----------أكسيد الكالسيوم---------

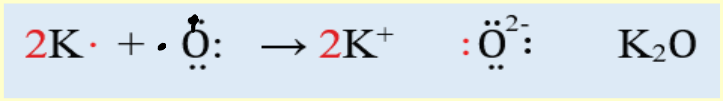
من اجاباتك التي حصلت عليها من التمرين (1) والتمرين (2)، أجب عما يلي:

- الصيغة الكيميائية للمركب الذي له خاصية أيونية أعلى هي ----------CaO----------
- اسم المركب الذي له أقل خاصية أيونية ---------كلوريد البوتاسيوم----------

مثال: وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط البوتاسيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد البوتاسيوم.

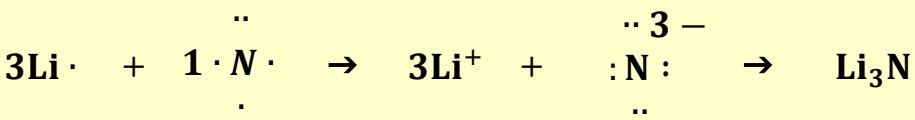
الحل:



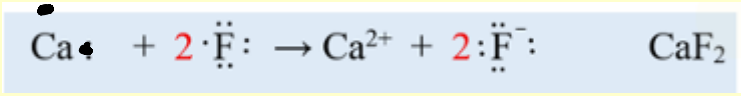


مثال: وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الليثيوم مع النيتروجين لتكوين نيتريد الليثيوم.

الحل:

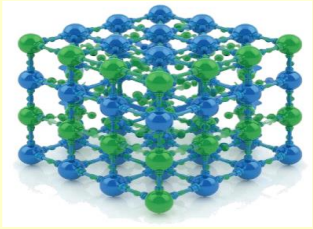


تمرين(3): وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الكالسيوم مع الفلور.



نوع الرابطة: ----------أيونية---------- اسم المركب الناتج: ---------فلوريد كالسيوم----------

## الدرس (1–3): خواص المركبات الأيونية



**(1) الحالة الفيزيائية:**

تَصطَف الأيونات مختلفة الشّحنة على شكل "مصفوفات ثلاثيّة الأبعاد ممتدّة من الكاتيونات والأنيونات في المركبات الأيونية" تُسمى ب الشبكة البلّورية مما يؤدي إلى زيادة قوّة التجاذب بين الأيونات مختلفة الشّحنة.

(علل) معظم المركبات الأيونية صلّبة عند درجة حرارة الغرفة

لان المركبات البلورية صلبة متبلرة

**(2) درجة الانصهار والغليان:** المركبات الايونية لها درجة انصهار وغليان مرتفعة

(علل) الارتفاع في درجة الانصهار والغليان للمركبات الايونية

بسبب قوّة التجاذب بين جسيمات المادة

**(3) التوصيل الكهربائي:** توصل في حالة المصهور او المحلول

علل 1) كلوريد الصوديوم الصلب لا يوصل التيار الكهربائي.

- لأن الأيونات في المركب الأيوني الصلب تكون مُقيّدة (غير حرّة الحركة) بسبب الروابط في الشبكة البلّورية الخاصة بالمركب.

2) المحلول المائي أو (مصهور) كلوريد الصوديوم يوصل التيار الكهربائي.

- في حالة المصهور أو المحلول المائي فإن الروابط بين الأيونات في الشبكة البلّورية تتفكّك وتُصبح الأيونات حرّة الحركة توصل التيار الكهربائي.

### تطبيقات:

السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية:

| م | العبـــــــــــارة | المصطلح |
|---|---|---|
| 1 | قوة التجاذب الكهروستاتيكي التي تربط الأيونات مختلفة الشّحنة في المركب الأيوني. | الرابطة الايونية |
| 2 | مصفوفات ثلاثيّة الأبعاد ممتدّة من الكاتيونات والأنيونات في المركبات الأيونية. | الشبكة البلورية |

السؤال الثاني: اختر الإجابة الصحيحة لكل عبارة من العبارات الآتية وذلك بوضع علامة (✓) في المربع المقابل لها:

1) أحد المركبات التالية ينتج من ارتباط المغنسيوم مع النيتروجين:

☐ $MgCl_2$ ☐ $Mg_3N_2$ ☐ $MgO$ ☐ $Mg_2N_3$

2) باستخدام جدول قيم السالبية الكهربائية حسب مقياس باولنج.

| رمز العنصر | K | Na | Li | Ca | Mg | S | N | Cl | O | F |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| السّالبية الكهربائية | 0.8 | 0.9 | 1.0 | 1.0 | 1.2 | 2.5 | 3.0 | 3.0 | 3.5 | 4.0 |

أحد المركبات التالية له أكبر خاصية أيونية:

☐ NaCl ☐ $K_2O$ ☐ $MgF_2$ ☐ LiF

**السؤال الرابع: أجب عما يلي:**

| وجه المقارنة | البوتاسيوم | الفلور |
|---|---|---|
| • الرمز الكيميائي | K | F |

• درجة انصهار أو غليان المركب الناتج؟ (منخفضة/ مرتفعة): ------مرتفعة----------

• هل يوصّل مصهور المركب الناتج التيار الكهربائي؟ (نعم/لا): ----------نعم---------

• فسّر إجابتك:

----------لانه مركب ايوني يوصل في حالة المصهور لاحتوائه علي ايونات حرة الحركة----------

---

---

---

## الفصل الثاني: الرابطة التساهمية والرابطة التناسقية

**ما هي الرابطة التساهمية ؟**

هي رابطة تتكوّن نتيجة تشارك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين الذرّات

# انواع الرابطة التساهمية

**( — ) رابطة تساهمية أحادية**

الرابطة التي تتكوّن عندما تشارك الذرّة المكونة للرابطة بإلكترونٍ واحدٍ للوصول إلى حالة الاستقرار.

**(=) رابطة تساهمية ثنائية**

الرابطة التي تتكون عندما تشارك الذرّة الواحدة المكوّنة للرابطة بإلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار.

**( ≡ ) رابطة تساهمية ثلاثية**

الرابطة التي تتكون عندما تشارك الذرّة الواحدة المكوّنة للرابطة بثلاث إلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار.

---

**مثال: وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط ذرتي الهيدروجين لتكوين جزيء الهيدروجين.**

$$H\cdot \quad + \quad \cdot H \quad \rightarrow \quad ???$$
$$1 \qquad\quad 1$$

$$H\cdot \quad + \quad \cdot H \quad \rightarrow \quad H-H \quad \rightarrow \quad H_2$$
$$1 \qquad\quad 1 \qquad\quad 2 \quad 2$$

تُسمى الرابطة بين ذرّتي الهيدروجين ب الرابطة التساهميّة الأحادية:

**مثال: وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط ذرّتي الأكسجين لتكوين جزيء الأكسجين.**

$$:\ddot{O}\cdot \quad + \quad \cdot\ddot{O}: \quad \rightarrow \quad ???$$
$$2,6 \qquad\quad 2,6$$

$$:\ddot{O}\cdot \quad + \quad \cdot\ddot{O}: \quad \rightarrow \quad :\ddot{O}=\ddot{O}: \quad \rightarrow \quad O_2$$
$$2,6 \qquad\quad 2,6 \qquad\quad 2,8 \quad 2,8$$

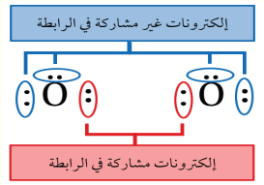
وبسبب مشاركة الذرّات بزوجين من الإلكترونات تتكون الرابطة التساهميّة الثنائية:

**ملاحظة:**

في هذا التفاعل يوجد نوعان من الإلكترونات على هيئة أزواج كما في الشكل (27).

1) إلكترونان (زوج من الإلكترونات) مشاركان في تكوين الرابطة لكل ذرّة.

2) أربعة إلكترونات (زوجان من الإلكترونات) غير مشاركة في الرابطة لكل ذرّة.




شكل (27)

مثال: وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط ذرّتي النيتروجين لتكوين جزيء النيتروجين.

الحل:

$$\cdot\ddot{N}\cdot \;+\; \cdot\ddot{N}\cdot \;\rightarrow\; N \equiv N \;\rightarrow\; N_2$$

2,5 2,5 2,8 2,8

حسب ما سبق أكمل الجدول التالي:

- نوع الرابطة: رابطة تساهميّة ثلاثية (≡)
- عدد الأزواج المشاركة: ----------3--------
- عدد الأزواج غير المشاركة: ----------2--------

تمرين: وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط ذرّتين من الفلور

$$:\ddot{F}\cdot \;+\; \cdot\ddot{F}: \;\longrightarrow\; :\ddot{F}-\ddot{F}: \quad \text{أو} \quad (F-F)$$

2,7 2,7 2,8 2,8

نوع الرابطة: ----------تساهمية احادية---------- اسم المركب الناتج: ----------جزيء الفلور----------

مثال: وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الهيدروجين مع الكلور لتكوين كلوريد الهيدروجين (حمض الهيدروكلوريك).

$$H\cdot \;+\; \cdot\ddot{Cl}: \;\rightarrow\; H-\ddot{Cl}: \qquad HCl$$

1 2,8,7 2 2,8,8

لذا تُسمى الرابطة بين الهيدروجين والكلور في جزيء كلوريد الهيدروجين (حمض الهيدروكلوريك) ب رابطة تساهميّة أحادية قطبية. ويُعتبر المركب الناتج مركّبًا قطبيًّا.

$$H\cdot \;+\; \cdot\ddot{Cl}: \;\rightarrow\; H^{\delta+}-\ddot{Cl}:^{\delta-} \qquad HCl$$

1 2,8,7 2 2,8,8

مثال: وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الهيدروجين مع الأكسجين لتكوين جزيء الماء.

الحل:

$$2H\cdot \;+\; \cdot\ddot{O}: \;\rightarrow\; :O^{\delta-}: \qquad H_2O$$

$H^{\delta+}$ $H^{\delta+}$

وتكون الرابطة بين ذرة الأكسجين وأي ذرة من الهيدروجين في جزيء الماء رابطة تساهميّة أحادية قطبيّة. ويكون المركب الناتج مركّبًا قطبيًّا.

مثال: وضح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الهيدروجين مع النيتروجين لتكوين جزيء الأمونيا.

الحل:

$$H\cdot \;+\; \cdot\ddot{N}\cdot \;\rightarrow\; \ddot{N}^{\delta-} \qquad NH_3$$

$H^{\delta+}$ $H^{\delta+}$ $H^{\delta+}$

ما اسم الرابطة المتكونة بين ذرّة النيتروجين وكل ذرّة من ذرّات الهيدروجين؟

----------تساهمية أحادية عددها ثلاثة----------

تمرين: وضح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الهيدروجين مع الفلور

$$H\cdot \;+\; \cdot\ddot{F}: \;\longrightarrow\; H-\ddot{F}: \quad \text{أو} \quad (H-F)$$

نوع الرابطة: ----------تساهمية احادية---------- اسم المركب الناتج: ----فلوريد الهيدروجين----------

**مثال:** وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الكربون مع الكلور لتكوين رابع كلوريد الكربون.

$$\cdot\dot{C}\cdot \quad + \quad \cdot\ddot{C}l: \quad \rightarrow \quad ??$$
$$2,4 \qquad 2,8,7$$

إن ذرّة الكربون بحاجة للمشاركة بأربع إلكترونات (زوجين من الإلكترونات)، بينما ذرّة الكلور تستطيع المشاركة بإلكترون واحد فقط، وللوصول إلى حالة الاستقرار يجب تفاعل ذرّة واحدة من الكربون مع أربع ذرّات من الكلور.

**الحل:**

$$\cdot\dot{C}\cdot + 4\cdot\ddot{C}l: \rightarrow :\ddot{C}l^{\delta-}-\overset{\overset{:Cl^{\delta-}:}{|}}{\underset{\underset{:Cl^{\delta-}:}{|}}{C^{\delta+}}}-\ddot{C}l^{\delta-}: \qquad CCl_4$$

وتكون الرابطة بين ذرّة الكربون وأي ذرّة كلور رابطة تساهميّة أحادية قطبيّة، وعلى الرغم من تكوّن الشحنات الجزئية بسبب ارتفاع السالبية الكهربائية للكلور عنها للكربون إلاّ أن

**(علل) يعتبر $CCl_4$ مركب غير قُطبي .**

لأن الروابط الأربعة مرتّبة بشكلٍ متساوٍ في المركب المتكون مما يلغي أثر الشحنات الكهربائية المختلفة.

## الدرس (2-2): خواص المركبات التساهمية



### (1) الحالة الفيزيائية

توجد المركبات التساهميّة في حالات المادة الثلاث (الصّلبة والسائلة والغازيّة) عند درجة حرارة الغرفة

### (2) درجة الانصهار والغليان:

تتميّز المركبات التساهميّة بشكلٍ عام بانخفاض درجات الانصهار والغليان. يُستثنى من ذلك بعض المركبات التي تكوّن المواد الصّلبة مثل الكوارتز.

**التوصيل الكهربائي** : تنقسم المركبات التساهميّة حسب قدرتها على التوصيل الكهربائي إلى

| أنواع المركبات التساهمية | مركبات تساهميّة غير قطبية | مركبات تساهميّة قطبيّة |
|---|---|---|
| تعريفها | لا توصّل التيار الكهربائي عند ذوبانها في الماء بسبب عدم وجود أيونات حرّة توصّل التيار الكهربائي | توصّل التيار الكهربائي عند ذوبانها وتفككها في الماء بسبب وجود أيونات حرّة توصّل التيار الكهربائي. |
| امثلة | مثل: (غاز الكلور، رابع كلوريد الكربون) | مثل: (حمض الهيدروكلوريك، محلول الامونيا). |

| وجه المقارنة | $Cl_2$ | HCl |
|---|---|---|
| نوع الرابطة | تساهمية احادية | تساهمية أحادية |
| الحالة الفيزيائية في درجة حرارة الغرفة | غاز | غاز |
| قطبيّة المركب | غير قطبي | قطبي |

## الدرس (2-3): الرابطة التناسقية

**ما هي الرابطة التناسقية؟**

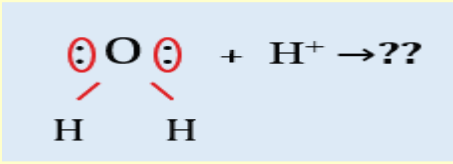
**هي نوع من أنواع الروابط التساهمية تتكون نتيجة مساهمة ذرة مع ذرة أخرى أو أيون بزوج أو أكثر من الإلكترونات غير المشتركة في روابط ".**

| تتكون الرابطة التناسقية بين | |
|---|---|
| **ذرة مانحة** | **ذرة مستقبلة/أيون مستقبل** |
| الذرة التي تقدِّم(تمنح) زوجًا أو أكثر من الإلكترونات غير المشاركة في الرابطة. | الذرة أو الأيون الذي يستقبل زوجًا أو أكثر من الإلكترونات من الذرة المانحة. |

وحتى نُميِّز الذرة المانحة في الروابط فإننا نستخدم علامة سهم (→) يخرج من الذرة المانحة بزوج الإلكترونات غير مشارك في رابطة متّجهًا إلى الذرة المستقبلة.

**مثال: وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفية ارتباط جزيء الماء مع كاتيون الهيدروجين لتكوين كاتيون الهيدرونيوم ($H_3O^+$).**

**الحل:**




**دعنا نقسم التفاعل إلى جزئين:**

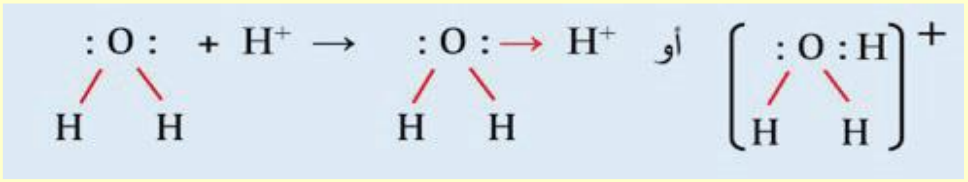
1) الجزء الأول منه يتكّون من جزيء الماء، ماهي الرابطة بين الهيدروجين والأكسجين في المركب؟
الرابطة هي رابطة تساهمية أحادية، وكلٌّ من الهيدروجين والأكسجين في حالة استقرار.

2) الجزء الثاني من التفاعل هو ($H^+$) ويُسمى كاتيون الهيدروجين أو (بروتون).

**والآن كيف ستتم الرابطة بين جزيء الماء مع كاتيون الهيدروجين؟**

لاحظ وجود زوجين من الإلكترونات في ذرة الأكسجين لم تشارك برابطة، بينما كاتيون الهيدروجين لا يملك أي إلكترونات.

ستعمل ذرة الأكسجين كذرة مانحة تشارك بزوج واحد من الإلكترونات مع كاتيون الهيدروجين الذي سيعمل كذرة مستقبلة.




$H_3O^+$ هيدرونيوم

**ماهي أنواع الروابط في كاتيون الهيدرونيوم؟** رابطتين تساهميتين أحاديتين ورابطة تناسقية واحدة.

**تمرين: وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفية ارتباط جزيء الأمونيا مع كاتيون الهيدروجين لتكوين كاتيون الأمونيوم ($NH_4^+$).**




$NH_4^+$ أمونيوم

●الذرة المانحة: ---------النيتروجين ---------- ● الذرة المستقبلة: -------كاتيون الهيدروجين

**ما هي أنواع الروابط في كاتيون الأمونيوم؟** ثلاث روابط تساهمية أحادية ورابطة تناسقية

---

**السؤال الأول:- اختر من القائمة (ب) ما يناسب القائمة (أ) بوضع الرقم المناسب أمامها بين القوسين:**

| م | القائمة (أ) | | القائمة (ب) |
|---|---|---|---|
| 1 | مركب يحتوي على رابطتين تساهميتين أحاديتين ورابطة تناسقية واحدة. | ( 2 ) | $NH_4^+$ |
| 2 | مركب يحتوي على ثلاثة روابط تساهمية أحادية ورابطة تناسقية واحدة. | ( ) | CO |
| 3 | مركب يحتوي على ثلاثة روابط تساهمية أحادية. | ( 1 ) | $H_3O^+$ |
| | | ( 3 ) | $NH_3$ |

## التكافؤات الشائعة لبعض الشقوق الأيونية "المركبة"

| م | اسم الشق | رمزه | الشحنة / التكافؤ |
|---|---|---|---|
| 1 | أمونيوم | $NH_4^+$ | +1 |
| 2 | هيدروكسيد | $OH^-$ | -1 |
| 3 | نيتريت | $NO_2^-$ | -1 |
| 4 | نيترات | $NO_3^-$ | -1 |
| 5 | كبريتيت | $SO_3^{2-}$ | -2 |
| 7 | كبريتات | $SO_4^{2-}$ | -2 |
| 9 | هيبوكلوريت | $C\ell O^-$ | -1 |
| 11 | كلورات | $C\ell O_3^-$ | -1 |
| 13 | كربونات | $CO_3^{2-}$ | -2 |
| 14 | فوسفات | $PO_4^{3-}$ | -3 |

### خطوات كتابة الصيغة الأولية للمركب الأيوني

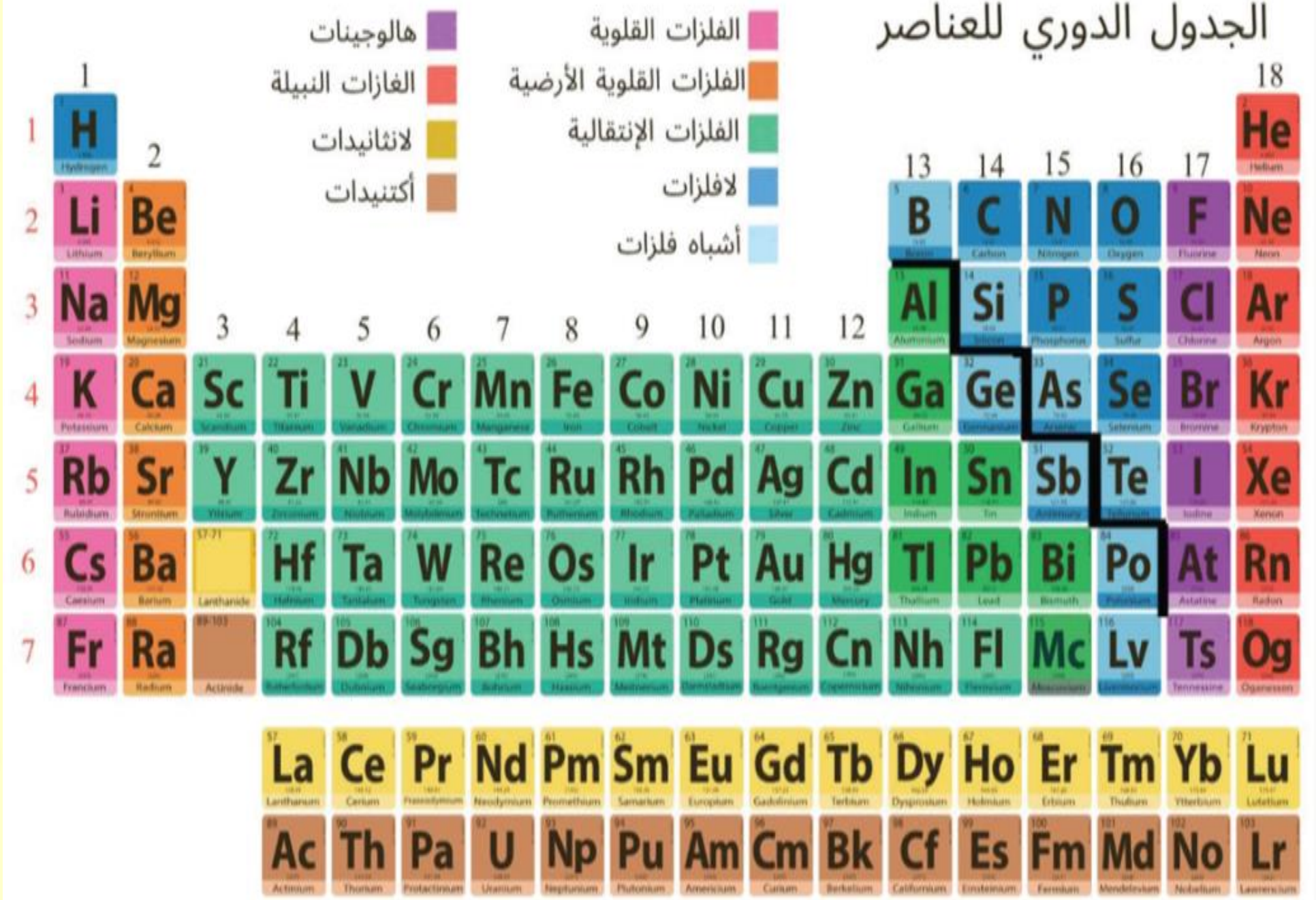
1) الاسم باللغة العربية.
2) صيغ الأيونات أسفل الاسم.
3) كتابة شحنة كل أيون أسفله بدون إشارة.
4) القسمة على العامل المشترك إن وجد.
5) تبديل الشحنات.
6) كتابة الصيغة.

## التكافؤات الشائعة لبعض الشقوق الأيونية "البسيطة"

| م | اسم الشق | رمزه | الشحنة | م | اسم الشق | رمزه | الشحنة |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | فلوريد | $F^-$ | -1 | 9 | أيون الليثيوم | $Li^+$ | +1 |
| 2 | كلوريد | $C\ell^-$ | -1 | 10 | أيون الصوديوم | $Na^+$ | +1 |
| 3 | بروميد | $Br^-$ | -1 | 11 | أيون البوتاسيوم | $K^+$ | +1 |
| 4 | يوديد | $I^-$ | -1 | 12 | أيون الفضة | $Ag^+$ | +1 |
| 5 | أكسيد | $O^{2-}$ | -2 | 13 | أيون المغنيسيوم | $Mg^{2+}$ | +2 |
| 6 | كبريتيد | $S^{2-}$ | -2 | 14 | أيون الكالسيوم | $Ca^{2+}$ | +2 |
| 7 | نيتريد | $N^{3-}$ | -3 | 15 | أيون الباريوم | $Ba^{2+}$ | +2 |
| 8 | فوسفيد | $P^{3-}$ | -3 | 16 | أيون الخارصين | $Zn^{2+}$ | +2 |
| | | | | 17 | أيون الألومنيوم | $A\ell^{3+}$ | +3 |
| | | | | 18 | أيون النحاس I, II | $Cu^+, Cu^{2+}$ | +1 ، +2 |
| | | | | 19 | أيون الحديد II, III | $Fe^{2+}, Fe^{3+}$ | +2 ، +3 |
| | | | | 20 | أيون الرصاص II,IV | $Pb^{2+}, Pb^{4+}$ | +2 ، +4 |

| | | | |
|---|---|---|---|
| كلوريد الصوديوم $NaC\ell$ | كلوريد الكالسيوم $CaC\ell_2$ | كلوريد المغنسيوم $MgC\ell_2$ | كلوريد البوتاسيوم $KC\ell$ |
| أكسيد الصوديوم $Na_2O$ | أكسيد البوتاسيوم $K_2O$ | أكسيد المغنسيوم $MgO$ | أكسيد الألمنيوم $A\ell_2O_3$ |
| أول أكسيد الكربون $CO$ | ثاني أكسيد الكربون $CO_2$ | ثاني أكسيد الكبريت $SO_2$ | ثالث أكسيد الكبريت $SO_3$ |
| أكسيد الخارصين $ZnO$ | أكسيد الحديد III $Fe_2O_3$ | أكسيد النحاس II $CuO$ | فوق أكسيد الهيدروجين $H_2O_2$ |
| الماء $H_2O$ | أكسيد الزئبقII $HgO$ | فوق أكسيد الصوديوم $Na_2O_2$ | نيترات الأمونيوم $NH_4NO_3$ |
| نيتريد المغنيسيوم $Mg_3N_2$ | فوسفات الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$ | فوسفات الصوديوم $Na_3PO_4$ | الأمونيا $NH_3$ |
| كبريتيد الصوديوم $Na_2S$ | كبريتيد الهيدروجين $H_2S$ | كبريتيد المغنسيوم $MgS$ | كبريتيد الكالسيوم $CaS$ |
| كبريتيد النحاس II $CuS$ | كبريتيد الحديد II $FeS$ | برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$ | منجنات البوتاسيوم $K_2MnO_4$ |
| كربونات الصوديوم $Na_2CO_3$ | كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ | كربونات المغنسيوم $MgCO_3$ | كربونات البوتاسيوم $K_2CO_3$ |
| كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$ | نيترات الفضة $AgNO_3$ | نيترات المغنسيوم $Mg(NO_3)_2$ | نيترات البوتاسيوم $KNO_3$ |
| نيترات الكالسيوم $Ca(NO_3)_2$ | نيترات النحاسII $Cu(NO_3)_2$ | نيترات الخارصين $Zn(NO_3)_2$ | نيترات الصوديوم $NaNO_3$ |
| كرومات البوتاسيوم $K_2CrO_4$ | كبريتات الباريوم $BaSO_4$ | يوديد البوتاسيوم $KI$ | يوديد الصوديوم $NaI$ |
| كبريتات الصوديوم $Na_2SO_4$ | كبريتات البوتاسيوم $K_2SO_4$ | كبريتات النحاسII $CuSO_4$ | كبريتات المغنسيوم $MgSO_4$ |
| كبريتات الحديدII $FeSO_4$ | كلورات البوتاسيوم $KC\ell O_3$ | هيدروكسيد المغنسيوم $Mg(OH)_2$ | هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ |
| هيدروكسيد الحديدIII $Fe(OH)_3$ | هيدروكسيد الألمنيوم $A\ell(OH)_3$ | هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ | هيدروكسيد البوتاسيوم $KOH$ |
| هيدروكسيد النحاس II $Cu(OH)_2$ | حمض الهيدروكلوريك $HC\ell$ | حمض النيتريك $HNO_3$ | حمض النيتروز $HNO_2$ |
| حمض الكبريتيك $H_2SO_4$ | حمض الكبريتوز $H_2SO_3$ | حمض الكربونيك $H_2CO_3$ | حمض الفوسفوريك $H_3PO_4$ |

# الجدول الدوري للعناصر




د.محمد حسنى
كيمياء عاشر
د.محمد حسنى