سما
SAMA

مذكرات سما

الكيمياء

الجزء الأول

10

الصف العاشر

المرحلة الثانوية



الفصل الدراسي الأول
2027 - 2026

www.samakw.com
samakw_net
60084568 /50855008/97442417
حولي مجمع بيروت الدور الأول

تعريف مهم

علم الكيمياء:

«العلم الذي يدرس تركيب المادة وخواصها والتغيرات التي تطرأ عليها، والطاقة المصاحبة لهذه التغيرات».



الكيمياء: «العلم المركزي»

يوصف علم الكيمياء بأنه «العلم المركزي»؛ لما له من دور محوري في الربط بين فروع العلوم الطبيعية. وهو الأساس الذي تقوم عليه النهضة الصناعية وتطوراتها المتسارعة.



الكيمياء هي حلقة الوصل لفهم باقي العلوم

Gemini Notebook

ماهي المادة؟

تعريف مهم

المادة: «كل ما له كتلة ويشغل حيزًا من الفراغ».



أمثلة من حياتنا اليومية:

- الكتاب الذي بين يديك مادة.
- الهواء الذي تتنفسه مادة.
- زميلك الذي يجلس بجانبك مكون من عدة مواد.

حالات المادة وخصائصها

توجد المادة في ثلاث حالات أساسية:



لاحظ تتميز المادة بخصائص فيزيائية وكيميائية تميزها عن غيرها من المواد، مما يساعدنا على تصنيفها واستخدامها بشكل صحيح.

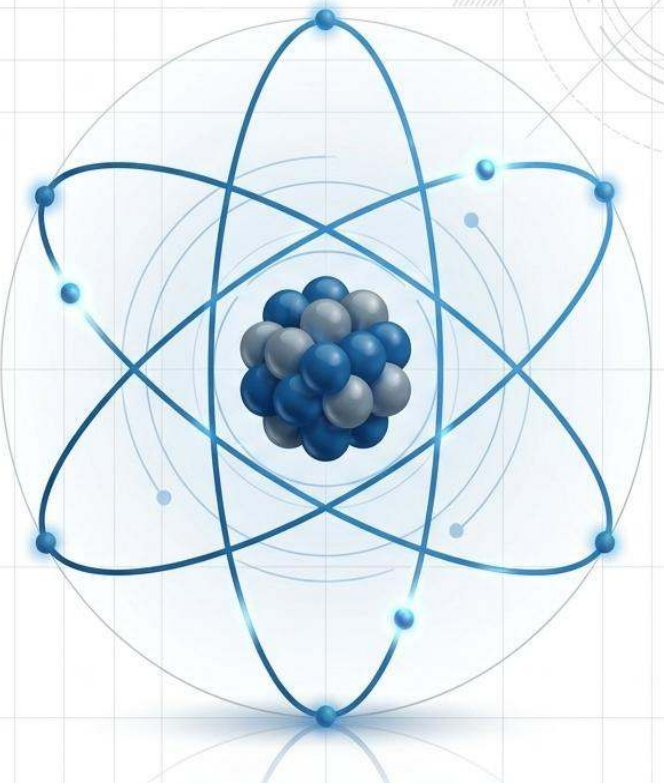
لبنة البناء الأساسية

تتكون المادة في جوهرها من جسيم متناهي في الصغر يمثل أساس كل شيء حولنا.

تعريف مهم

الذرة:

«الجزء الأصغر من العنصر ويحتفظ بخواص ذلك العنصر».



الذرة هي السر وراء خصائص كل مادة في الكون.



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

م	العبارة	المصطلح
1	كل ما له كتلة ويشغل حيّزًا من الفراغ.	المادة.....
2	الجزء الأصغر من العنصر ويحتفظ بخواص ذلك العنصر.	الذرة.....

فروع علم الكيمياء

لأن علم المادة واسع ومليء بالأسرار، انقسم علم الكيمياء إلى فروع متعددة، يختص كل فرع بدراسة نوع معين من المواد.

اسم الفرع	مجال الدراسة	الاستخدامات
الكيمياء العضوية	المواد التي تحتوي غالبًا على روابط بين الكربون والهيدروجين.	الأدوية، البلاستيكات، الوقود، المنظفات، المبيدات الحشرية، الأصباغ.
الكيمياء غير العضوية	الفلزات واللافلزات ومركباتها، الأحماض، القواعد، الأملاح، والأكاسيد.	مواد البناء، السبائك الإلكترونية.

فروع علم الكيمياء

اسم الفرع	مجال الدراسة	الاستخدامات
الكيمياء الفيزيائية	سلوك المادة وتغيراتها والطاقة المصاحبة لها.	تطوير البطاريات، تبريد المحركات.
الكيمياء التحليلية	تحليل مكونات المادة وتحديد كمية كل مكون.	فحص جودة مياه الشرب، مراقبة تلوث الهواء، كشف الغش الغش التجاري.
الكيمياء الحيوية	المواد والتفاعلات الكيميائية التي تحدث داخل الكائنات الحية.	دراسة عملية الهضم، عمل الإنزيمات، تحاليل الدم والسموم.

1 - تَعتبر الكيمياء العضوية ..... أحد فروع علم الكيمياء، والتي تهتم بدراسة المواد التي تحتوي غالبًا على روابط بين الكربون والهيدروجين.

2 - دراسة الهضم وعمل الإنزيمات تعتبر من استخدامات فرع الكيمياء الكيمياء الحيوية .....

الخريطة الذهنية للدرس

★ خلاصة سريعة للحفظ

الكيمياء
يدرس تركيب المادة, خواصها, وتغيراتها, والطاقة المصاحبة

المادة
لها كتلة وتشغل حيزًا من الفراغ. توجد في حالة صلبة, سائلة, غازية

الذرة
أصغر جزء من العنصر يحتفظ بخواصه — وهي جوهر المادة

- حيوية
- تحليلية
- فيزيائية
- غير عضوية
- عضوية

تنبيهات ونقاط تركيز

⚠ مهم للامتحان

مفتاح التفريق بين الفروع:
إذا رأيت كلمة "كائنات حية" أو "إنزيمات" فالإجابة هي الكيمياء الحيوية.
وإذا رأيت "تحديد كمية" أو "فحص جودة" فالإجابة هي الكيمياء التحليلية.

سر المادة:
لا تنسَ الشرطين الأساسيين لتعريف المادة: أن يكون لها كتلة, وأن تشغل حيزًا من الفراغ.

أصغر جزء:
تذكر دائمًا أن الذرة ليست فقط صغيرة, بل الأهم أنها "تحتفظ بخواص العنصر".

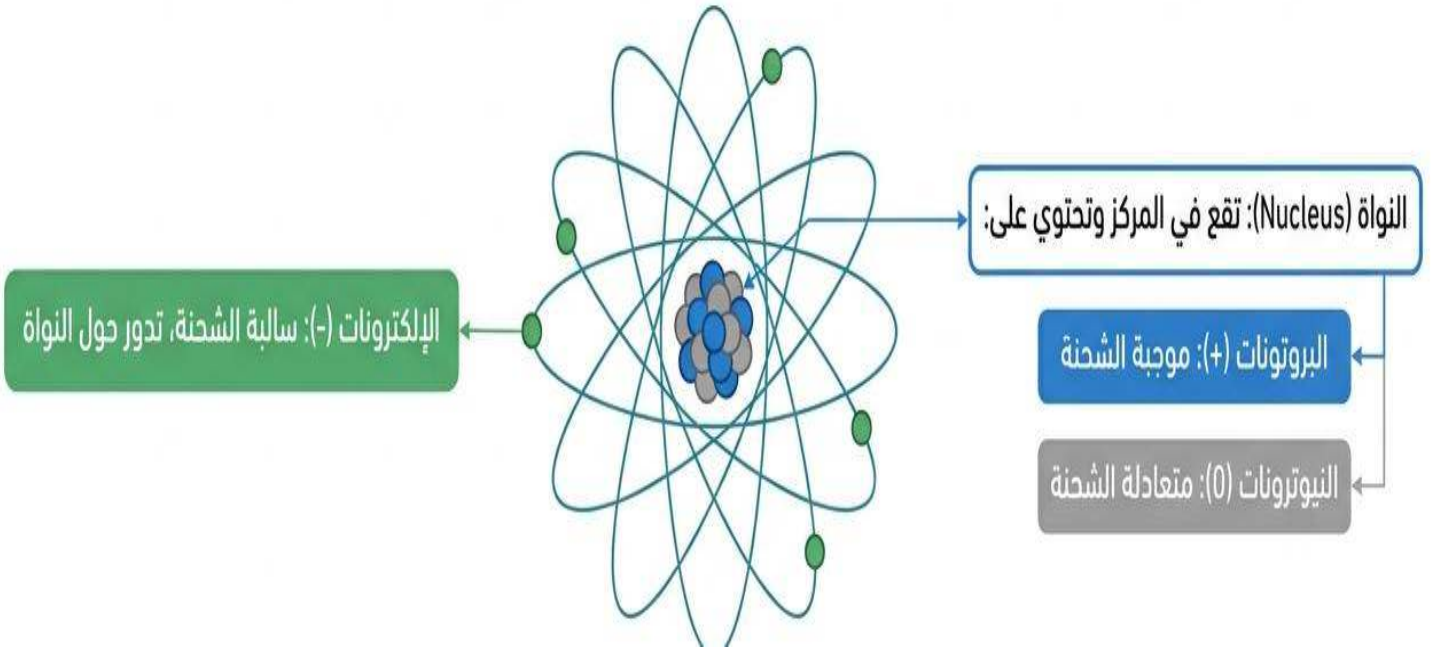
النماذج الذرية

رحلة اكتشاف بنية الذرة

محطات الرحلة المعرفية:

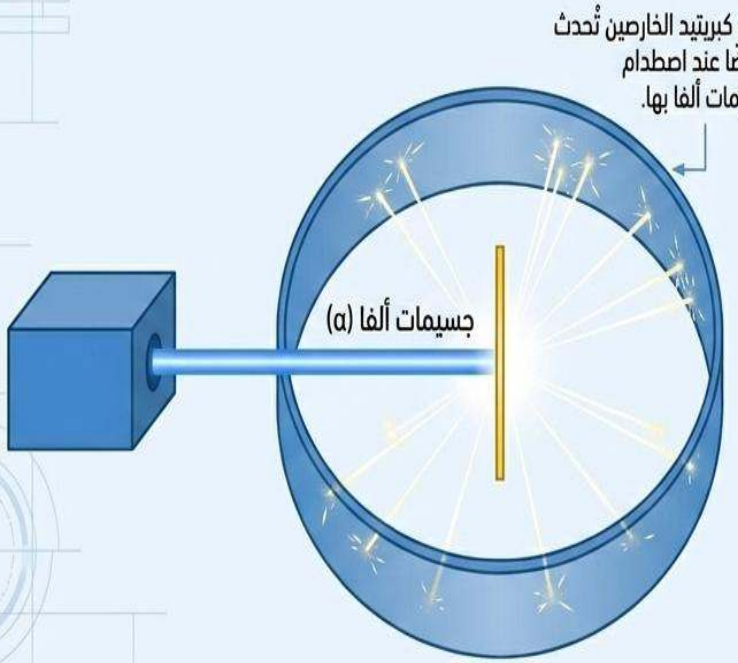
- 1. تركيب الذرة الأساسي.
- 2. نموذج رذرفورد للذرة (1909).
- 3. نموذج بور لذرة الهيدروجين (1913).
- 4. النموذج الميكانيكي الموجي والكمي (1923).

أولًا: مكونات الذرة



1. نموذج رذرفورد للذرة (1909)

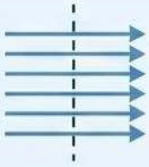
إشراف: أرنست رذرفورد | تنفيذ: جيجر ومارسدن



خطوات التجربة

1. تم السماح لـ جسيمات ألفا الموجبة (α) بالاصطدام بلوح معدني مبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين.
2. تم تحديد موضع وعدد الجسيمات بدلالة الومضات الظاهرة على اللوح.
3. تم وضع رقاقة الذهب بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح.

نتائج تجربة رذرفورد

المشاهدة (ماذا حدث؟)	الاستنتاج (ماذا يعني ذلك؟)
نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال رقاقة الذهب دون انحراف. 	الذرة معظمها فراغ (ليست مصمتة).
انحراف عدد قليل من الجسيمات عن مسارها. 	الذرة تحوي جسيمًا مشحونًا بشحنة موجبة (النواة) تنافرت مع جسيمات ألفا الموجبة.
ارتداد عدد قليل جدًا من الجسيمات في اتجاه مصدرها.	يوجد بالذرة جزء يشغل حيزًا صغيرًا جدًا يتركز فيه معظم كتلة الذرة (النواة).

أزمة رذرفورد: لماذا لم يصمد النموذج؟

رغم نجاح التجربة، اعترض العلماء على تشبيه دوران الإلكترونات بدوران الكواكب، لسببين:

2. الانهيار الحتمي (الفيزياء الكلاسيكية)



- أثناء حركة الإلكترون المشحون في مسار دائري، يفقد طاقته باستمرار.
- تقل سرعته وقوة الطرد المركزي.
- تتغلب قوة جذب النواة، فيتحرك في مسار حلزوني حتى يلتصق بالنواة.
- **النتيجة النظرية:** انهيار الذرة. (وهذا لا يحدث في الواقع!)

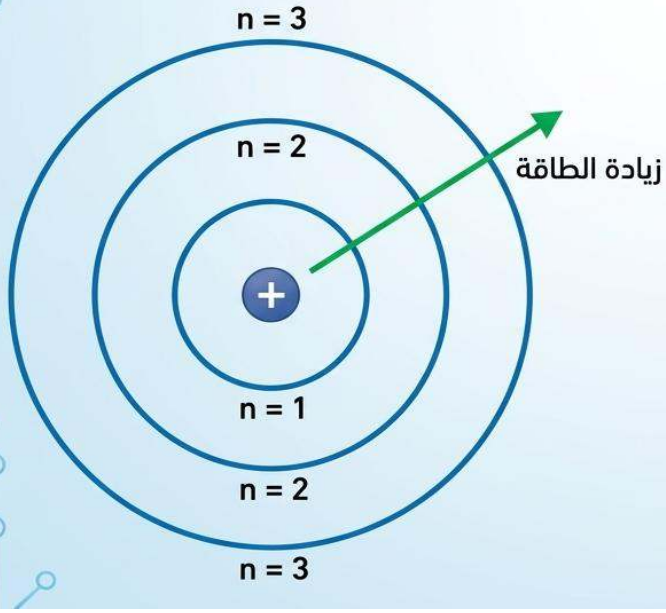
1. اختلاف الطبيعة



- **الكواكب:** أجسام متعادلة الشحنة.
- **الإلكترونات:** جسيمات تحمل شحنة كهربائية سالبة.

2.نموذج بور لذرة الهيدروجين (1913)

الحل لأزمة الانهيار عبر دراسة طيف الانبعاث الذري.



مستويات الطاقة الرئيسية (n)

- تدور الإلكترونات في مستويات طاقة معينة لها طاقة ثابتة (لا تكتسب ولا تفقد طاقة تلقائيًا).
- يُعبر عن كل مستوى بعدد صحيح (n).
- تزداد طاقة المستوى بزيادة بعده عن النواة.

توازن الشحنات

- يوجد في المركز نواة موجبة.
- عدد الإلكترونات (-) يساوي عدد البروتونات (+).
- (لذلك الذرة متعادلة كهربائيًا).

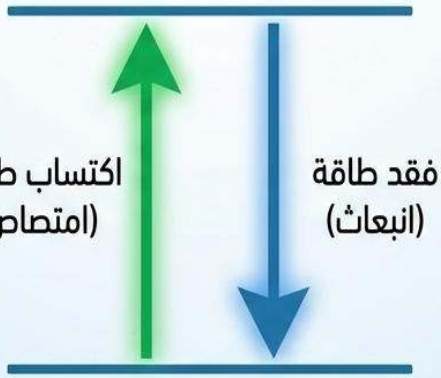
ديناميكية الإلكترون في نموذج بور

كيف ينتقل الإلكترون بين مستويات الطاقة؟

تعريف مهم - الذرة المثارة

- هي الذرة التي اكتسبت (امتصت) كمية معينة من الطاقة.
- يؤدي ذلك لانتقال إلكترون (أو أكثر) من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى.

Energy Ladder



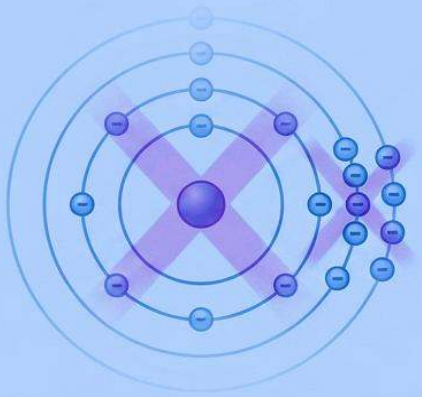
تعريف مهم - الذرة المستقرة

- هي الذرة عندما تكون طاقة إلكتروناتها أقل ما يمكن.
- ترتب الإلكترونات وفق الترتيب الأكثر استقرارًا.

يعود الإلكترون لحالته المستقرة عندما تفقد الذرة (تشع) الطاقة التي اكتسبتها.

قصور نموذج بور

- طبق بور نموذجه بنجاح على ذرة الهيدروجين (أبسط الذرات).
- **القصور:** فشل في تفسير طيف الانبعاث للذرات التي تحتوي على عدد أكبر من الإلكترونات.



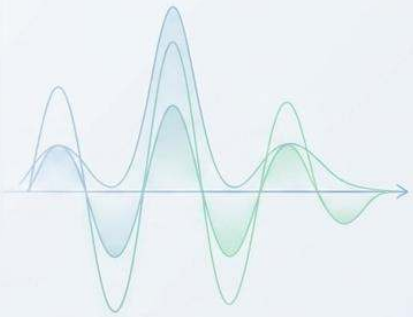
المحطة الثالثة: النموذج الميكانيكي الموجي للذرة (1923)

دفعت أوجه القصور في نموذج بور العلماء (بلانك، أينشتاين، دي برولي، وهايزنبرج) لإجراء تعديلات جوهرية.

إسهامات شرودنغر

أسهم العالم النمساوي شرودنغر في:

1. تأسيس النظرية الميكانيكية للذرة.
2. وضع **المعادلة الموجية** التي تُطبَّق على حركة الإلكترون.



أهمية المعادلة الموجية لشرودنغر:

عن طريقها يمكن تحديد:

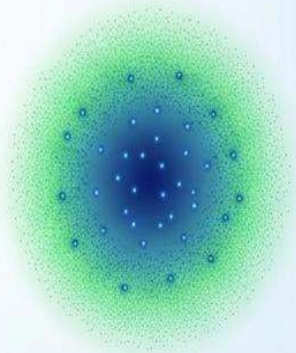
- السعة القصوى للإلكترونات في كل مستوى طاقة رئيسي.
- مناطق الفراغ حول النواة التي يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترونات.

س: لماذا يصعب تحديد مكان وسرعة الإلكترون بدقة عالية؟

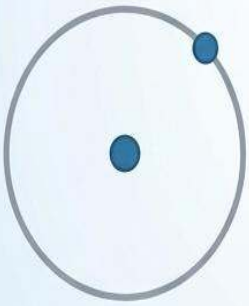
ج: بسبب حركته الموجية السريعة

3. النموذج الكمي: مفاهيم جديدة لحركة الإلكترون

غيّرت المعادلة الموجية مفهومنا من (مسارات محددة) إلى (احتمالات الفراغ).



سحابة احتمالات ثلاثية الأبعاد



مسار محدد (مدار)

تعريف مهم - السحابة الإلكترونية

مناطق الفراغ المحيط بالنواة، والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد.

تعريف مهم - الأفلاك الذرية (Orbitals)

مناطق داخل السحابة الإلكترونية، يزداد فيها احتمال وجود الإلكترون بقوة.

⭐ الخلاصة: رحلة تطور الذرة

رذرفورد

اكتشف النواة الموجبة وأن الذرة معظمها فراغ، لكنه فشل في تفسير عدم انهيار الإلكترونات.

↓

بور

أنقذ الموقف باكتشاف مستويات الطاقة الرئيسية (n) وأن الإلكترون لا يفقد طاقة طالما في مستواه المستقر.

↓

الذرة المثارة

فسر بور الإثارة بامتصاص الإلكترون للطاقة وانتقاله لمستوى أعلى مؤقتًا.

↓

الميكانيكا الموجية

شرودنجر استبدل المدارات الثابتة بمفاهيم السحابة الإلكترونية و الأفلاك الذرية القائمة على الاحتمالات.

⚠ مهم للامتحان: أسئلة التعليل (علل)

علّل: نفاذ معظم جسيمات ألفا في تجربة رذرفورد.

الإجابة: لأن الذرة في معظمها فراغ وليست كرة مصمتة.

علّل: ارتداد عدد قليل جدًا من جسيمات ألفا.

الإجابة: لوجود جزء يشغل حيزًا صغيرًا تتركز فيه معظم كتلة الذرة (النواة).

علّل: الذرة متعادلة كهربائيًا.

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

أسئلة المراجعة (الجزء الأول: المفاهيم)

السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدلّ عليه كل عبارة:

الذرة التي امتصت كمية معينة من الطاقة مما أدى إلى انتقال إلكترون أو أكثر من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى.

_____

(الجواب: الذرة المثارة)

الذرة عندما تكون طاقة إلكتروناتها أقل ما يمكن، بحيث ترتب إلكتروناتها وفق الترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارًا.

_____

(الجواب: الذرة المستقرة)

أسئلة المراجعة (الجزء الثاني: الفهم والاستنتاج)

السؤال الثاني: أكمل العبارات التالية

1. عند تسليط جسيمات ألفا على رقاقة من الذهب فإن معظمها .....

(الجواب: ينفذ دون انحراف)

2. من الاعتراضات التي وجهت لنموذج رذرفورد أن الإلكترون أثناء دورانه يفقد .....

(الجواب: طاقة)

السؤال الثالث: علّل لما يلي تعليلًا علميًا سليمًا

1. انحراف عدد قليل من جسيمات ألفا عن مسارها.

_____

2. تتغلب قوة جذب النواة للإلكترونات في نموذج رذرفورد (نظريًا).

_____

أسئلة المراجعة (الجزء الثالث: التطبيق العميق)

السؤال الرابع: أجب عما يلي بتفكير نقدي:

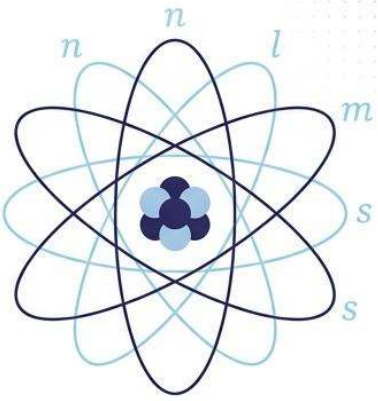
- وفق نموذج رذرفورد، تتحرك الإلكترونات حول النواة في مسارات دائرية، ومع ذلك لم تنهار الذرة.
- أعد صياغة هذه العبارة بشكل علمي صحيح وفق نموذج بور، موضحًا كيف يفسر استقرار الذرة بطريقة مختلفة؟

_____

_____

_____

(تلميح للطالب: تذكر فروض بور حول مستويات الطاقة الرئيسية وعدم فقدان الإلكترون للطاقة طالما بقي في مستواه المستقر).



أعداد الكم وحالة الإلكترون

تعريف مهم

حالة الإلكترون: هي الوصف الكامل لوضع الإلكترون داخل الذرة من حيث الطاقة، الموقع والاتجاه. ويتم تحديدها باستخدام أعداد الكم.

ما هي أعداد الكم؟

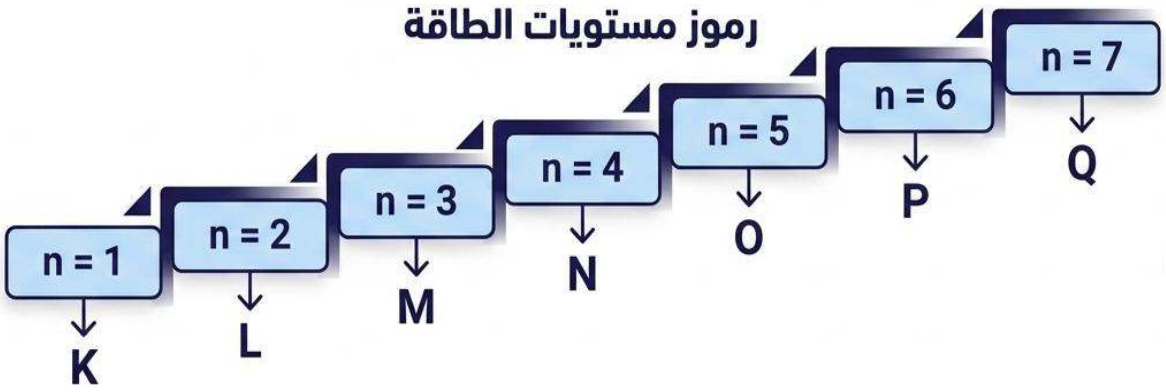
n	l	m_l	m_s
بُعد الإلكترون عن النواة وطاقته.	شكل الفلك الذي يوجد به الإلكترون.	اتجاه الفلك الذري بالنسبة للنواة.	حركة الدوران المغزلية الذاتية للإلكترون.

1. عدد الكم الرئيسي (n) - Principle Quantum Number

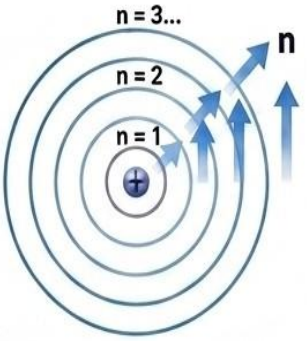
تعريف مهم

عدد يصف طاقة المستوى الرئيسي ويحدد بعده عن النواة.

القيم المتاحة: يأخذ قيماً صحيحة من 1 إلى ما لا نهاية.
المستويات المشغولة المعروفة حتى الآن هي 7 مستويات.



العلاقة بين (n) والحجم والطاقة



القاعدة الأساسية: كلما ازدادت قيمة (n):
- زاد حجم المستوى
- زادت طاقة الإلكترون في هذا المستوى.

(حجم المستوى = مقدار اتساع منطقة احتمال احتمال وجود الإلكترون حول النواة).

⚠ مهم للامتحان

وجه المقارنة	المستوى الأول (n=1)	المستوى السابع (n=7)
حجم المستوى	أصغر	أكبر
الطاقة	طاقته أقل	طاقته أعلى

2. عدد الكم الزاوي (l) - Angular Momentum Quantum Number

تعريف مهم

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

كيف نحسبه؟ يأخذ قيماً صحيحة من المتتالية: صفر، 1، 2، ... إلى (n – 1).

رموز تحت مستويات الطاقة



الترابط بين المستويات الرئيسية والفرعية

n (المستوى الرئيسي)	قيم l	تحت مستويات الطاقة
1 (K)	0	1s
2 (L)	0 ، 1	2s ، 2p
3 (M)	0 ، 1 ، 2	3s ، 3p ، 3d
4 (N)	0 ، 1 ، 2 ، 3	4s ، 4p ، 4d ، 4f

⚠ **مهم للامتحان: دائماً قيمة (l) تبدأ من (0) وتنتهي عند (n - 1).**

أكمل العبارات التالية بما يناسبها علمياً:

1- قيم عدد الكم الزاوي المحتملة في مستوى الطاقة الرئيسي M (n=3): **0 , 1 , 2**

2- إذا كانت قيمة عدد الكم الرئيسي n = 2 وقيمة عدد الكم المغناطيسي m_l = 0، فإن هذا يعني تحت مستوى الطاقة: **2s**

3- في تحت مستوى الطاقة 3d(n=3,l=2) تكون قيمة m_l المحتملة: **-2, -1, 0, +1, +2**

3. عدد الكم المغناطيسي Magnetic Quantum Number - (m_l)

تعريف مهم: عدد يحدد اتجاه الفلك الذري في الفراغ داخل تحت مستوى الطاقة.

القيم المتاحة: أعداد صحيحة من (- l) إلى (+1) مروراً بالصفر.



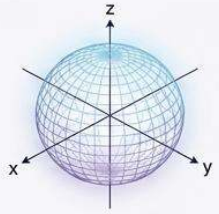
تحت المستوى	قيمة (l)	قيم (m_l)	عدد الأفلاك	أقصى عدد للإلكترونات
s	0	0	1	2
p	1	-1, 0, +1	3	6
d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5	10
f	3	-3 إلى -3	7	14

ملاحظة: كل فلك يُملأ بإلكترونين كحد أقصى.

أشكال أفلاك تحت مستويات الطاقة

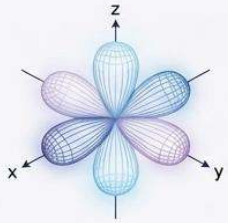
الفلك (s)

فلك واحد | كروي الشكل | احتمال وجود الإلكترون متساوٍ في جميع الاتجاهات.



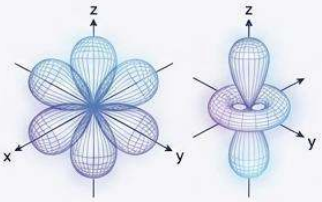
الأفلاك (p)

3 أفلاك | فصان متقابلان عند الرأس (حيث تنعدم الكثافة) | موزعة على 3 محاور (p_x, p_y, p_z).



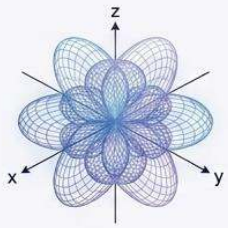
الأفلاك (d)

5 أفلاك | 4 منها تشبه زهرة رباعية البتلات + فلك خامس بفصين وحلقة حول المركز.



الأفلاك (f)

7 أفلاك | معقدة جداً ومتعددة الفصوص.



أكمل العبارات التالية بما يناسبها علمياً:

1

1- تحت مستوى الطاقة (s) يحتوي فلكًا واحدًا.

لأن قيمة عدد الكم الزاوي (ℓ) لتحت مستوى (s) تساوي صفرًا، ولذلك تكون قيمة عدد الكم المغناطيسي (m_l) صفرًا فقط، أي يوجد فلك واحد.

2

2- تحت مستوى الطاقة (d) يُملأ بعشرة إلكترونات كحد أقصى:

لأن تحت مستوى (d) يحتوي على 5 أفلاك، وكل فلك يتسع لإلكترونين كحد أقصى.

القوانين الرياضية لحالة الإلكترون

$$2n^2$$

رقم المستوى

لمعرفة العدد الأقصى من الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي.

$$n^2$$

رقم المستوى

لمعرفة إجمالي عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي.

تطبيق على المستويات الرئيسية

مستوى n	1 (K)	2 (L)	3 (M)	4 (N)
أقصى عدد إلكترونات	2	8	18	32

مثال تطبيقي محلول

المسألة: احسب عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني، واذكر رموز تحت مستويات الطاقة.

المعطيات: المستوى الرئيسي الثاني ← (n = 2).

المطلوب 2: رموز تحت المستويات

- بما أن n=2، فإن تحت المستويات المتاحة هي (0 , 1).
- الرموز ← 2s , 2p.

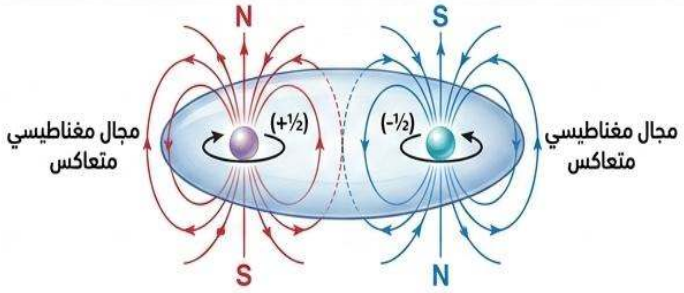
المطلوب 1: عدد الأفلاك

- القانون ← عدد الأفلاك = n^2
- التعويض ← $(2)^2$
- النتيجة ← 4 أفلاك.

الخلاصة: في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني (n=2)، يوجد 4 أفلاك ورموز تحت المستويات هي 2s و 2p.

4. عدد الكم المغزلي (m_s)

تعريف مهم: عدد الكم الذي يصف اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه داخل الفلك الذري.
القيم المتاحة: (+½-) مع عقارب الساعة، (-½-) عكس عقارب الساعة.



تفسير علمي هام (علل)

السؤال: لماذا لا يتنافر إلكترونان في الفلك الذري نفسه رغم تشابه شحنتهما؟

الإجابة: لأن الحركة المغزلية لأحدهما عكس الآخر، فينشأ مجالان مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه، مما يقلل التنافر فيتجاذبان!

⭐ الخلاصة: خريطة أعداد الكم

حالة الإلكترون

الرئيسي (n)
- طاقة وبُعد المستوى.
- رمزه (K-Q).
- قانونه $2n^2$.

الزاوي (l)
- تحت المستوى وشكله.
- رمزه (s, p, d, f).
- قيمته (0 إلى n-1).

المغناطيسي (m_L)
- اتجاه الفلك.
- قيمته (-l إلى +l).
- كل فلك يتسع لإلكترونين.

المغزلي (m_s)
- اتجاه الدوران الذاتي.
- قيمته (½ , -½).
- يمنع التنافر المغناطيسي.

اختبر فهمك (أسئلة للمراجعة)

1. اختر الإجابة الصحيحة:

أقصى عدد من الإلكترونات يستوعبه تحت المستوى (d) هو:

(2) (6) (10) (14)

2. فسر علميًا (علل):

يتواجد إلكترونان في نفس الفلك دون أن يحدث بينهما تنافر قوي.

.....

.....

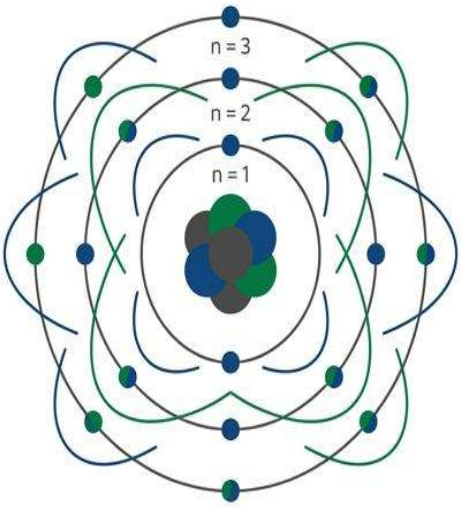
3. مسألة حسابية:

احسب العدد الأقصى من الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي الثالث (M)، وما هي رموز تحت مستويات الطاقة المتاحة فيه؟

.....

.....

.....



قواعد ترتيب الإلكترونات في مستويات الطاقة

مبدأ أوفباو، قاعدة مادلنج، قاعدة هوند، ومبدأ باولي

التمهيد

نستنتج أن الإلكترونات لا تتوزع عشوائيًا، بل تترتب في مستويات الطاقة الرئيسية وتحت مستويات الطاقة وفق قواعد ترتيب محددة تبدأ بالأقل طاقة فالأعلى. فما هي هذه القواعد؟

أهداف التعلم

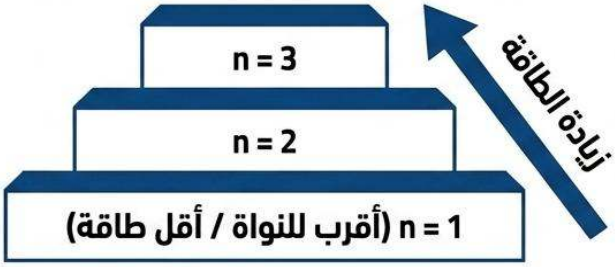
1. مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي) Aufbau Principle
2. قاعدة مادلنج Madelung's Rule
3. قاعدة هوند Hund's Rule
4. مبدأ الاستبعاد لباولي Pauli's Exclusion Principle

1. مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي)

[تعريف مهم]

«مستويات الطاقة الرئيسية ذوات الطاقة المنخفضة تملأ بالإلكترونات أولًا.».

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



ملاحظة: أوفباو كلمة باللغة الألمانية تعني البناء أو التركيب التدريجي (البناء التصاعدي).

2. قاعدة مادلنج (Madelung's Rule)

[تعريف مهم]

«تحت مستوى الطاقة الذي يكون مجموع قيمة عددي الكم الرئيسي والزاوي $(n + l)$ له أقل يملأ بالإلكترونات أولًا، فإذا تساوى تحت مستويين في مجموع قيمة $(n + l)$ فتحت مستوى الطاقة الذي له أقل قيمة عدد كم رئيسي (n) يملأ بالإلكترونات أولًا.»

$$n + l = \text{Energy Level}$$

معلومة مهمة

توضح هذه القاعدة حقيقة علمية: ميل الإلكترونات لشغل مستويات الطاقة الأقرب للنواة (الأقل طاقة) يؤدي إلى استقرار الذرات.

تطبيق قاعدة مادلنج: مقارنة تحت مستويات الطاقة

تحت مستوى الطاقة	مجموع (n + l)
2 + 1 = 3	2p
3 + 1 = 4	3p
4 + 0 = 4	4s
3 + 2 = 5	3d

زيادة الطاقة ← أقل استقرارًا

لماذا 3p قبل 4s؟

لتساوي مجموع (n + l)، لكن قيمة n لتحت المستوى 3p أقل.

لماذا 4s قبل 3d؟

لأن مجموع (n + l) لتحت المستوى 4s أقل (4 مقابل 5).

لماذا 2p أولاً؟

لأن مجموع (n + l) له أقل (3).

مثال (1)

رتّب تحت مستويات الطاقة التالية تصاعديًّا من حيث أولوية امتلائها بالإلكترونات

6s , 4p , 3d , 4f

الحل :

قيمة مجموع (n + ℓ) لتحت مستوى الطاقة 6s = 6 + 0 = 6

قيمة مجموع (n + ℓ) لتحت مستوى الطاقة 4p = 4 + 1 = 5

قيمة مجموع (n + ℓ) لتحت مستوى الطاقة 3d = 3 + 2 = 5

قيمة مجموع (n + ℓ) لتحت مستوى الطاقة 4f = 4 + 3 = 7

وبذلك يكون ترتيب امتلاء تحت مستويات الطاقة بالإلكترونات كالتالي :

3d ثم 4p ثم 6s ثم 4f

مثال(2)

اكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة للعناصر التالية:

الحـــل :

$_{11}Na$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
$_{21}Sc$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$
$_{36}Kr$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

3. قاعدة هوند (Hund's Rule)

هذه القاعدة خاصة بترتيب الإلكترونات في أفلاك تحت مستوى الطاقة الذي يتكون من عدة أفلاك.

[تعريف مهم]

«لا يحدث تزاوج بين إلكترونين في فلك تحت مستوى طاقة معين يتكون من عدة أفلاك إلا بعد أن تشغل أفلاكه فرادى أولًا، ثم تبدأ الإلكترونات بالازدواج في الأفلاك تباعًا باتجاه غزل معاكس.»

1. يتتابع امتلاء الأفلاك لتحت مستوى الطاقة الواحد بالإلكترونات بشكل فردي أولًا، وتكون الحركة المغزلية في الاتجاه نفسه. ↑

2. يبدأ الازدواج في أفلاك تحت مستوى الطاقة الواحد بعد شغل جميع أفلاكه فرادى أولًا، ويكون غزل إلكتروني الفلك الواحد باتجاه معاكس. ↑↓

توضيح قاعدة هوند في تحت المستوى p

إلكترون واحد: ↑ | | |

إلكترونين: ↑ | ↑ | |

ثلاثة إلكترونات: ↑ | ↑ | ↑

ثم يبدأ الازدواج:

أربعة إلكترونات: ↑↓ | ↑ | ↑

خمسة إلكترونات: ↑↓ | ↑↓ | ↑

ستة إلكترونات: ↑↓ | ↑↓ | ↑↓

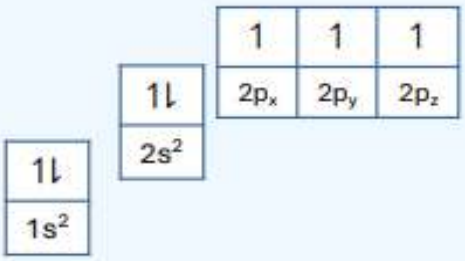
[سؤال مصطلح علمي]

لا يحدث تزاوج بين إلكترونين... إلا بعد أن تشغل أفلاكه فرادى أولًا ← الإجابة: قاعدة هوند.

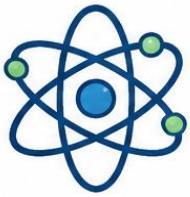
اكتب الترتيب الإلكتروني لذرة النيتروجين ($_{7}N$) حسب الأفلاك.

الحـــل:

ذرة النيتروجين تحتوي على(7) إلكترونات، فعند ملء أفلاك تحت مستوى الطاقة 2p تُملأ أفلاكه الثلاثة p_x ، p_y ، p_z فرادى كل منها بإلكترون.



- عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة) = 3 (الإلكترون المفرد : إلكترون واحد في كل فلك)
- عدد أزواج الإلكترونات = 2 (أزواج الإلكترونات : عدد الأفلاك المكتملة)
- عدد الإلكترونات المزدوجة = 4 (عدد الإلكترونات المزدوجة: مجموع الإلكترونات في الأفلاك المكتملة)



في ذرة الألومنيوم ($_{13}Al$) المطلوب:

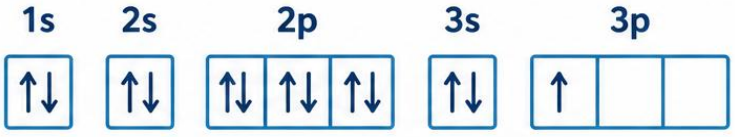
13
Al
الألومنيوم
26.98

1 اكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة.

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

عدد الإلكترونات = 13 إلكترونًا

2 اكتب الترتيب الإلكتروني حسب الأفلاك.



3 عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة).

1 إلكترون

4 عدد الإلكترونات المزدوجة.

12 إلكترونًا

5 عدد أزواج الإلكترونات.

6 أزواج

ملاحظة مهمة:

في المستوى الفرعي 3p يتم توزيع الإلكترونات في الأفلاك فرادى أولاً حسب قاعدة هوند، لذلك يكون إلكترون الألومنيوم الأخير منفردًا.

4. مبدأ الاستبعاد لباولي (Pauli's Exclusion Principle)

[تعريف مهم]

«في ذرة ما لا يوجد إلكترونان لهما قيم أعداد الكم الأربعة نفسها.»

[مثال محلول] حدد قيم أعداد الكم الأربعة للإلكترونين في تحت مستوى الطاقة $1s^2$.

$1s^2 \rightarrow [\uparrow\downarrow]$

الإلكترون	n	l	m_l	m_s
الإلكترون الأول	1	0	0	+½
الإلكترون الثاني	1	0	0	-½

يتضح من الجدول أن إلكتروني $1s^2$ يتفقان في (n, l, ml) ويختلفان في قيمة عدد الكم المغزلي (m_s).

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

الحـــل:

1	1	
p_x	p_y	p_z

أعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول (1)	2	1	-1	+½
الإلكترون الثاني (1)	2	1	0	+½

يتفق الإلكترونان في تحت مستوى الطاقة $2p^2$ في قيم أعداد الكم (n ، ℓ ، m_s)

ويختلفان في عدد الكم المغناطيسي ورمزه m_ℓ .

تطبيق إضافي على مبدأ باولي

[مثال محلول]

الإلكترونان في الفلك $2p_x^2$.

$2p_x$ ↑↓

الإلكترون الأول:	m_s=+½	m_l=-1	l=1	n=2
الإلكترون الثاني:	m_s=-½	m_l=-1	l=1	n=2

[⚠ سؤال اختيار من متعدد]

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

(3 — 4 — 5 — 6)

- **n=2 يحتوي على 2s (فلك واحد) و 2p (ثلاثة أفلاك). الإجمالي = 4 أفلاك.**
- **بحسب قاعدة هوند، يشغل كل فلك إلكترونًا واحدًا بنفس الغزل.**
- **الإجابة الصحيحة: 4 إلكترونات.**

تدريبات تطبيقية (Applied Training)

[مثال محلول 1 - العنصر الافتراضي $_{12}X$]

- المعطيات: العدد الذري = 12 إلكتروناً.
- الخطوة 1 (الترتيب بالمستويات): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
- الخطوة 2 (الترتيب بالأفلاك): 1s↑↓ 2s↑↓ 2p↑↓ ↑↓ ↑↓ 3s↑↓
- الخطوة 3 (تحليل):
  - عدد الإلكترونات المفردة = 0
  - عدد الإلكترونات المزدوجة = 12 (6 أزواج)
- الخطوة 4: يختلف الإلكترونان في آخر مستوى ($3s^2$ في عدد الكم المغزلي (m_s).

[مثال محلول 2 - الفلور $_9F$]

- الترتيب الإلكتروني: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
- الترتيب بالأفلاك: 1s↑↓ 2s↑↓ 2p↑↓ ↑↓ ↑

اكتشاف الأخطاء وتصحيحها (Error Detection)

قام متعلم بكتابة الترتيب الإلكتروني لعنصر التيتانيوم ^{22}Ti هكذا:

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

ما الخطأ؟ وما القاعدة المخالفة؟

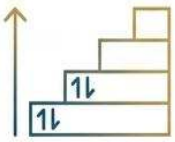
- **الخطأ العلمي:** ملء تحت المستوى 3d قبل 4s.
- **القاعدة المخالفة:** قاعدة مادلنج (Madelung's Rule).
- الدليل (البرهان):
  - $4s \rightarrow n + l = 4$
  - $3d \rightarrow n + l = 5$
- إذن **4s يملأ أولًا** لأنه **الأقل**.

الترتيب الصحيح:

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

★ الخلاصة (Chapter Summary)

أوفباو (Aufbau)



مستويات الطاقة المنخفضة تملأ أولاً.
(الأقرب للنواة = استقرار).

مادلنج (Madelung) $n+\ell$

الترتيب يعتمد على مجموع (n+l).
الأقل يملأ أولاً. (مثال: 4s قبل 3d).

1 2
4 3

هوند (Hund)



تمتلئ الأفلاك فرادى أولاً في نفس الاتجاه، ثم يبدأ الازدواج بعكس الاتجاه.

باولي (Pauli)



لا يوجد إلكترونان بنفس أعداد الكم الأربعة (يختلفان دائماً في ms).

أكثر الأخطاء الشائعة في التوزيع ⚠

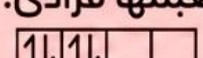
خطأ باولي

إعطاء إلكترونين في نفس الفلك نفس اتجاه الغزل (↑↑).

يجب أن يكون الغزل معاكساً (↑↓) ليختلفا في قيمة (ms).

خطأ هوند

ازدواج الإلكترونات في أفلاك p قبل تعبئتها فرادى.



(مثال خاطئ: ↑↓ — —)

ملء جميع الأفلاك فرادى فرادى باتجاه واحد أولاً.



(مثال صحيح: 1 1 1)

خطأ مادلنج

كتابة 3d قبل 4s.

كتابة 4s قبل 3d.
(لأن طاقتها أقل).

أسئلة المراجعة

أولاً: اكتب المصطلح العلمي

1- مستويات الطاقة الرئيسية ذوات الطاقة المنخفضة تملأ بالإلكترونات أولًا.

مبدأ أوفباو .....

2- لا يحدث تزاوج بين إلكترونين في فلك معين إلا بعد أن تشغل أفلاكه فرادى أولًا...

قاعدة هوند .....

السؤال الأول: ذرة الفوسفور $_{15}P$.

ضع علامة صح أو خطأ: عدد الإلكترونات المفردة في ذرة الفوسفور $_{15}P$ يساوي 2.

(×). الترتيب هو $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3p^3$.

تحليل $3p^3$: ↑ | 1 | 1

إذن عدد الإلكترونات المفردة = 3.

السؤال الثاني: إلكترونا فلك (np^2_x) يتفقان في أعداد الكم الثلاثة, ما هي؟ وفيم يختلفان؟

يتفقان في: (n, l, m_l).

يختلفان في: عدد الكم المغزلي (m_s).