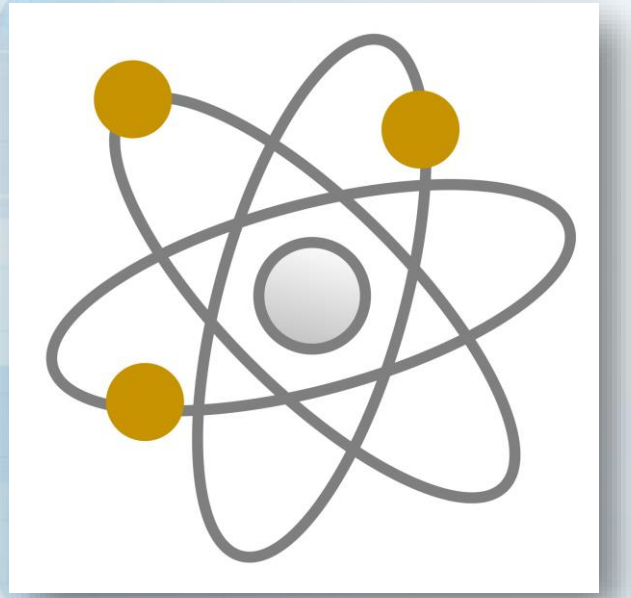
المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

1-1:الضوء و طاقة الكم

الذرة و الأسئلة التي تحتاج إلى إجابات

- يقترح نموذج رذرفورد للذرة أن كتلة الذرة متركزة في النواة المحاطة بإلكترونات سريعة الحركة.



- عيوب نموذج رذرفورد:

أ – لم يوضح كيفية ترتيب الإلكترونات في الفراغ حول النواة.

ب – لم يوضح أيضًا سبب عدم انجذاب الإلكترونات السالبة الشحنة إلى النواة الموجبة الشحنة.

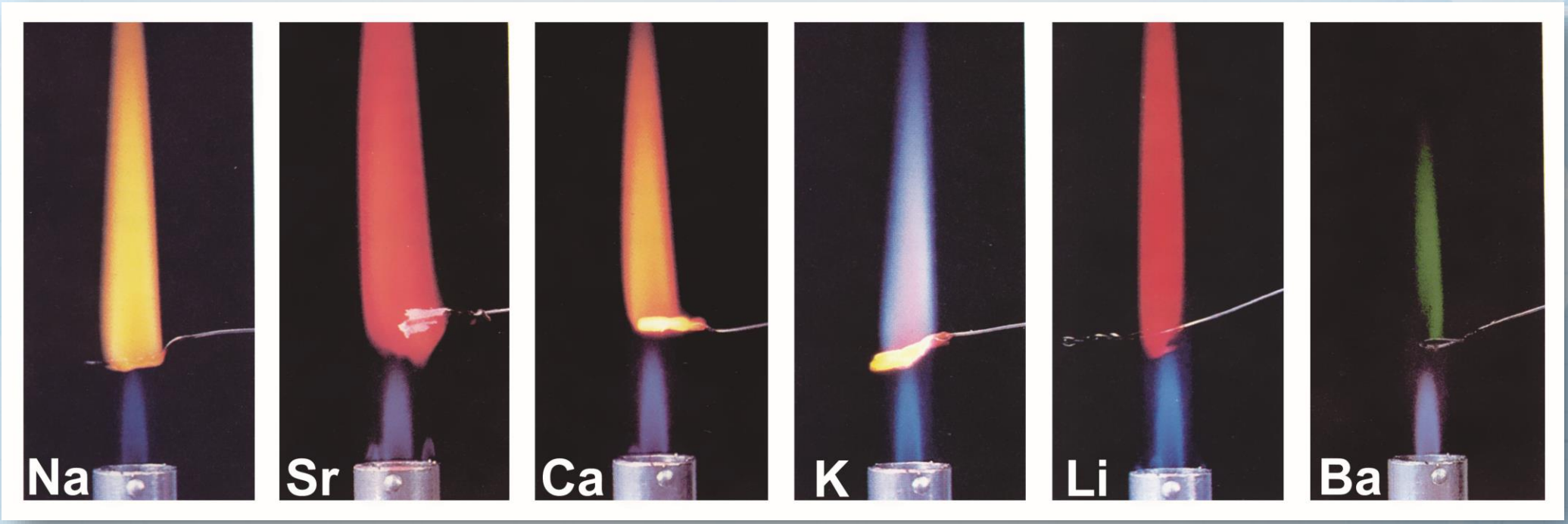
ج – لم يمكّن العلماء من تفسير الاختلاف والتشابه في السلوك الكيميائي للعناصر المختلفة.

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

تابع الذرة و الأسئلة التي تحتاج إلى إجابات

❖ في أوائل القرن التاسع عشر بدأ العلماء كشف لغز السلوك الكيميائي؛ إذ لاحظوا انبعاث ضوء مرئي من عناصر معينة عند تسخينها بواسطة اللهب في اختبار يعرف باسم اختبار اللهب (Flame Test). وأظهر تحليل هذا الضوء المنبعث ارتباط سلوك العنصر الكيميائي بتوزيع الإلكترونات في ذراته.



الطبيعة الموجية للضوء

- يعتبر الضوء المرئي نوعًا من الإشعاع الكهرومغناطيسي وهو شكل من أشكال الطاقة الذي يسلك السلوك الموجي في أثناء انتقاله في الفضاء.

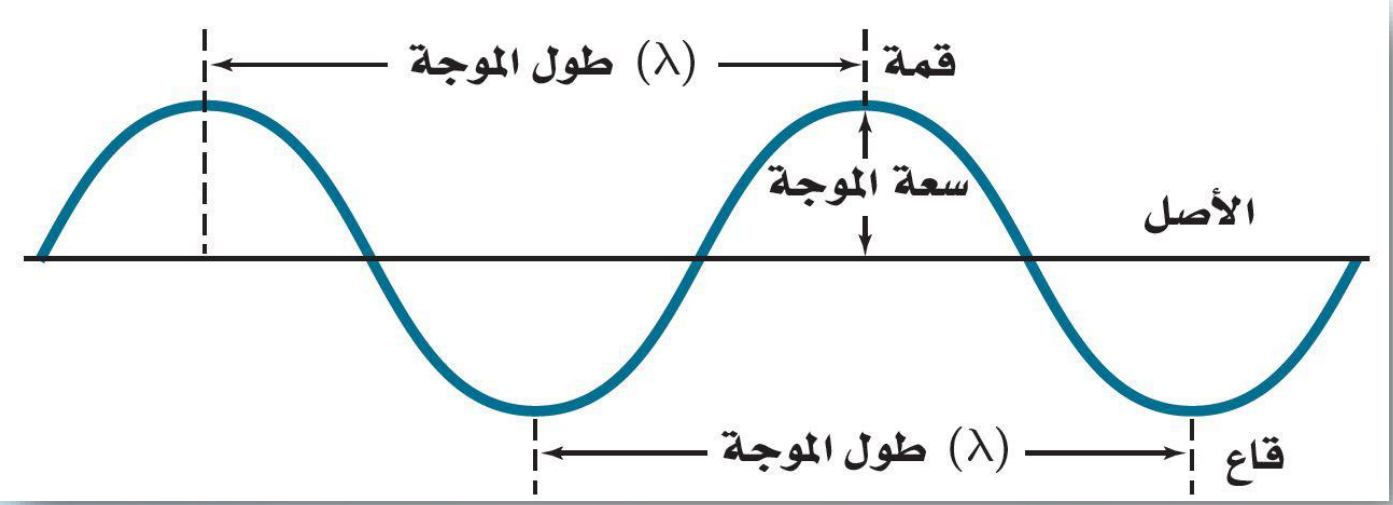
- من الأمثلة على الإشعاع الكهرومغناطيسي: أشعة الميكروويف و الأشعة السينية و موجات الراديو.

خصائص الموجات

- يعتبر الضوء المرئي نوعًا من الإشعاع الكهرومغناطيسي ، وهو شكل من أشكال الطاقة الذي يسلك السلوك الموجي في أثناء انتقاله في الفضاء.

الطبيعة الموجية للضوء

- يعتبر الضوء المرئي نوعًا من الإشعاع الكهرومغناطيسي وهو شكل من أشكال الطاقة الذي يسلك السلوك الموجي في أثناء انتقاله في الفضاء.
- من الأمثلة على الإشعاع الكهرومغناطيسي: أشعة الميكروويف و الأشعة السينية و موجات الراديو.



خصائص الموجات

- الطـــول المـــوجي: أقصـــر مسافة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتالين ، و يرمز له بالرمز (λ) . و يقاس الطول الموجي بالأمتار أو السنتيمترات أو النانومترات.

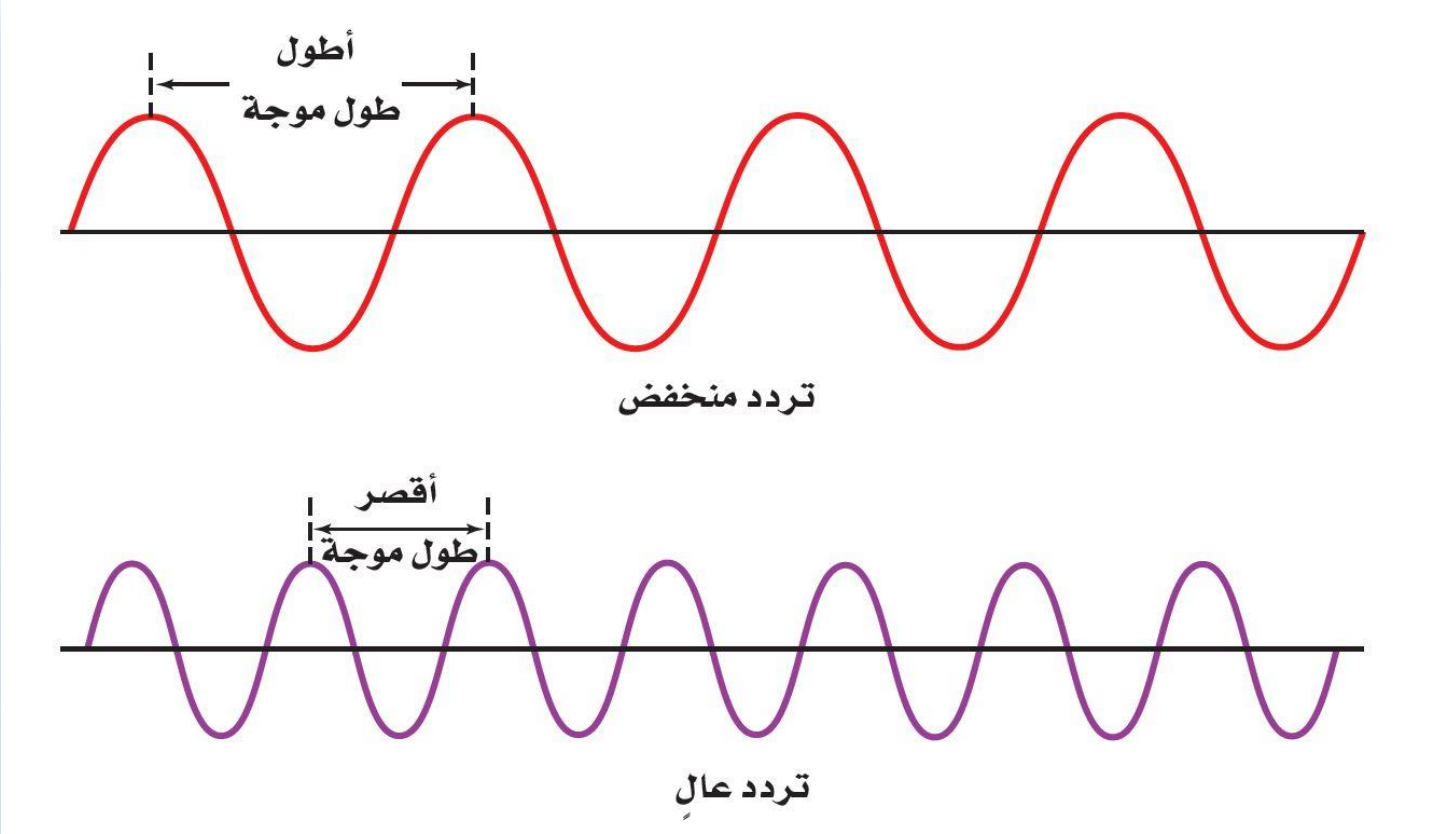
تابع خصائص الموجات

- **التردد:** عدد الموجات التي تعبر نقطة محددة خلال ثانية، و يرمز له بالرمز (ν). ويقاس التردد بالهرتز.و الهرتز (Hz) وحدة قياس عالمية تساوي موجة واحدة في الثانية أو موجة لكل ثانية (s^{-1}) .
- **سعة الموجة:** مقدار ارتفاع القمة أو انخفاض القاع عن مستوى خط الأصل. والطول الموجي والتردد لا يؤثران في سعة الموجة.
- **سرعة الموجة:** المسافات التي تقطعها الموجة في الثانية الواحدة أثناء انتشارها. و يرمز لسرعة الضوء بالرمز (c)، و هي تساوي حاصل ضرب الطول الموجي (λ) للضوء في تردده (ν) .

$$C = \lambda \nu$$

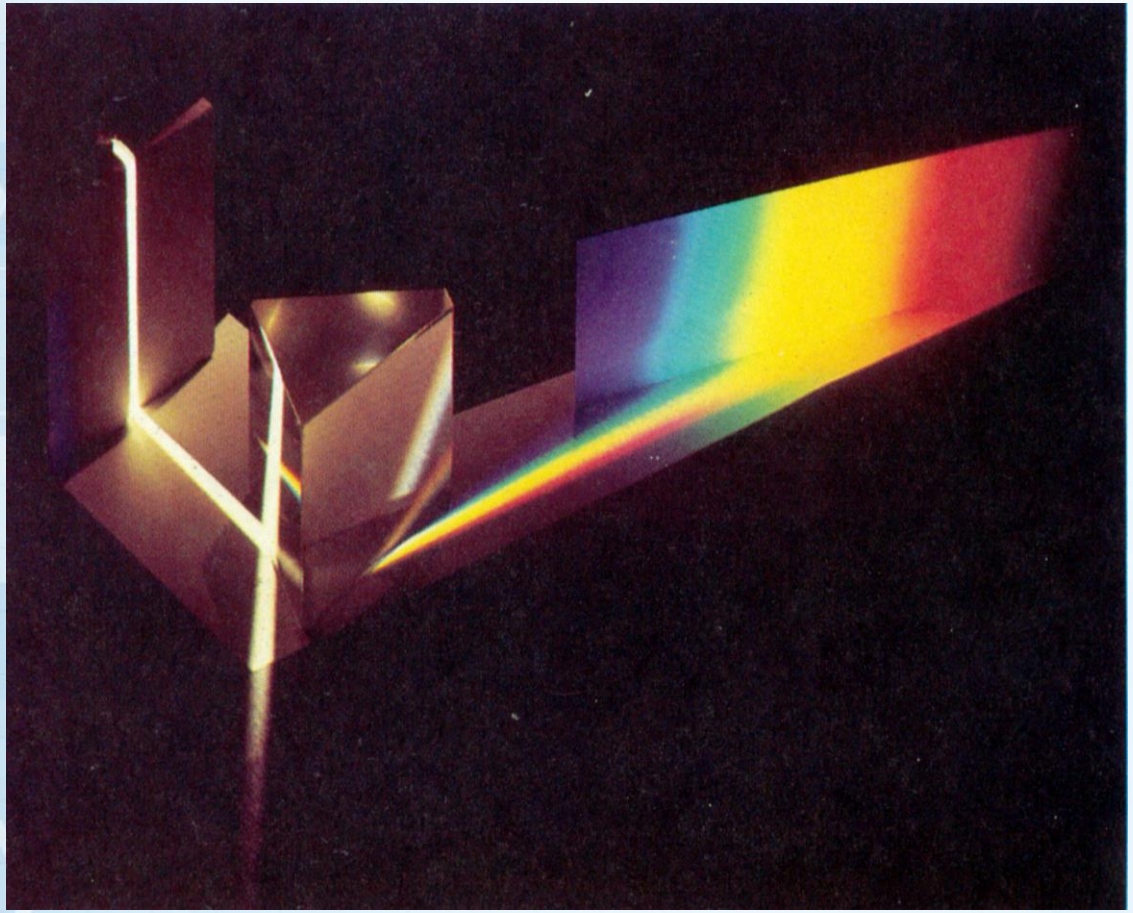
تابع خصائص الموجات

- الطول الموجي والتردد يتناسبان عكسيًّا أحدهما مع الآخر. أي كلما كان الطول الموجي أطول كان التردد أقل . و كلما كان الطول الموجي أقصر كان التردد أعلى.

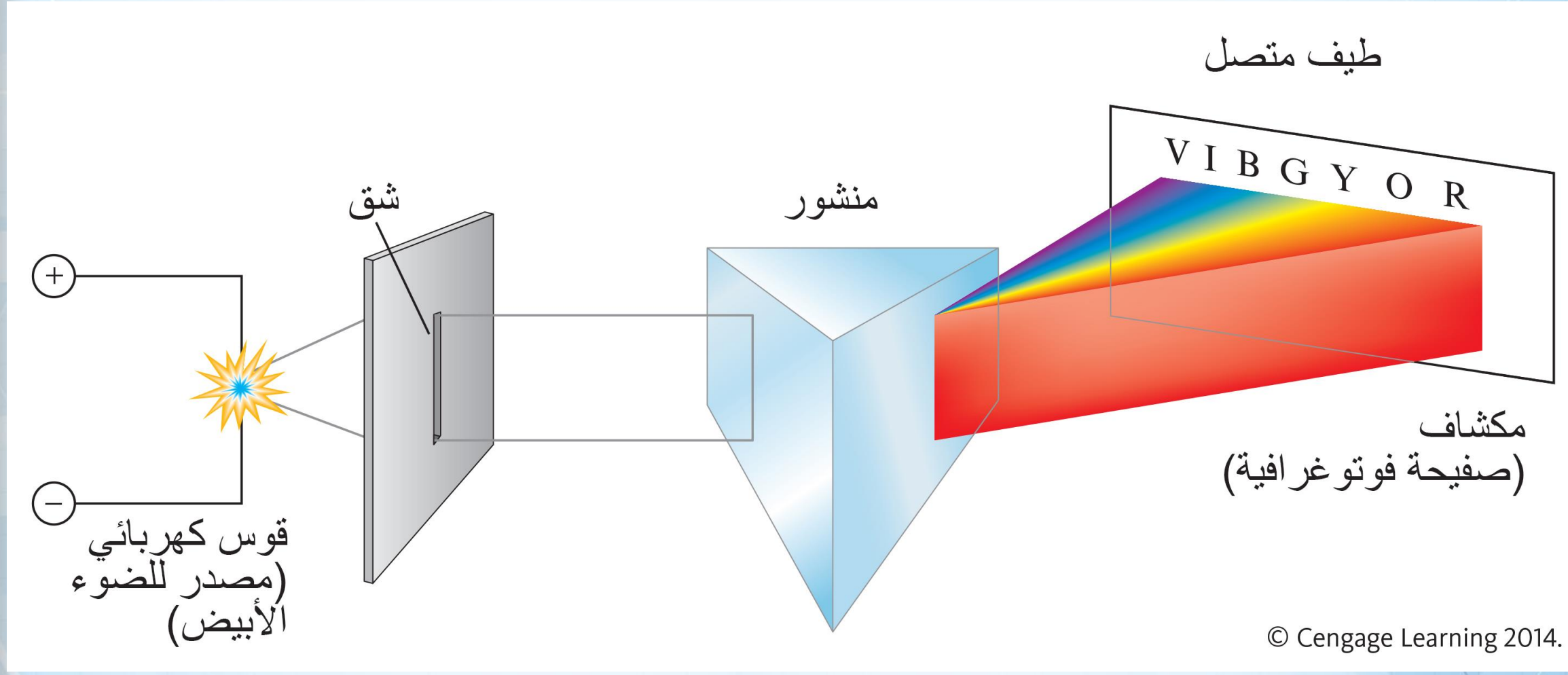


الطيف الكهرومغناطيسي

- يحتوي ضوء الشمس (ضوء أبيض) على مدى متصل من أطوال الموجات و الترددات.

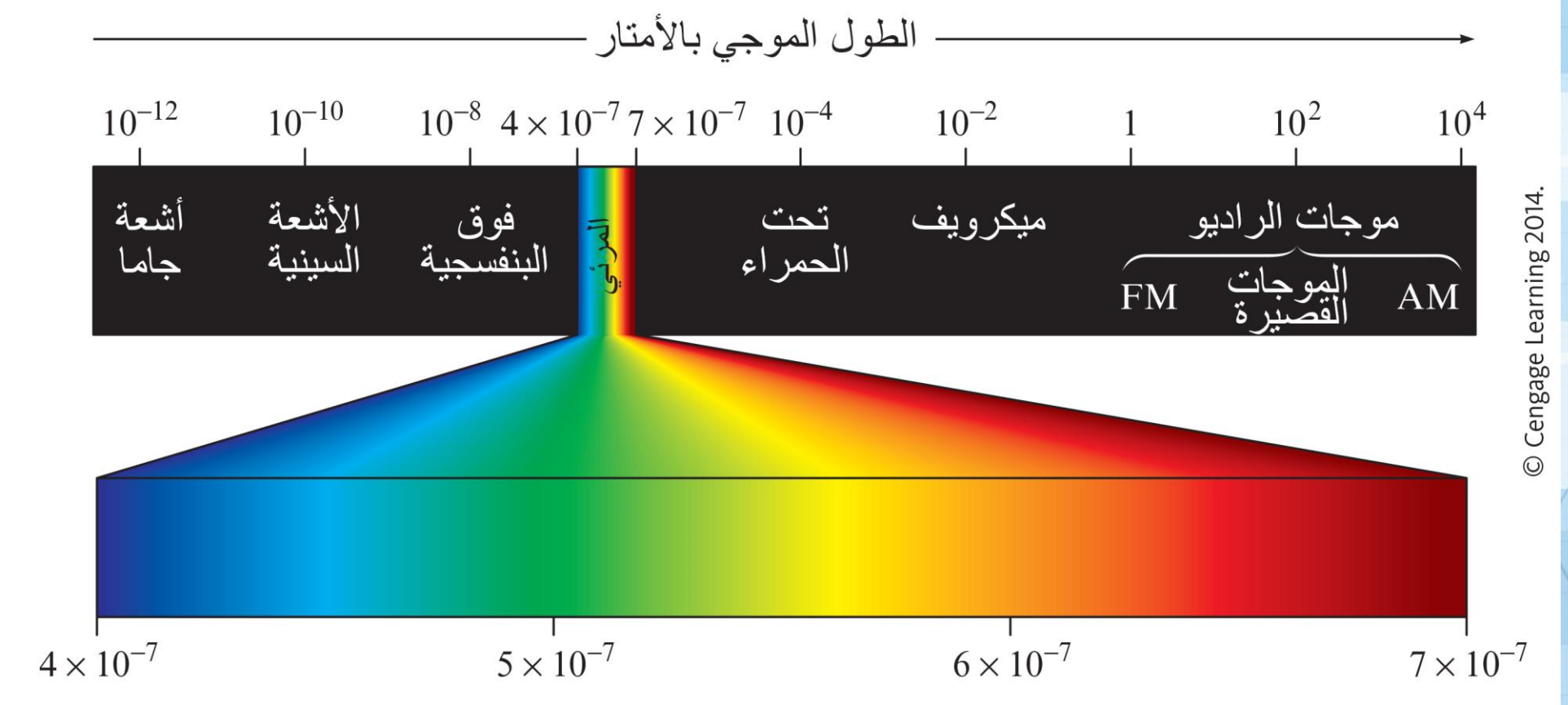


- عند مرور الضوء الأبيض خلال منشور فإنه ينفصل إلى طيف متصل من الألوان يعرف بالطيف المرئي للضوء (طيف الضوء المرئي) أو بالطيف المستمر.
- الطيف المرئي عبارة عن سلسلة من الموجات المتصلة و التي تسير بسرعة الضوء و تختلف في التردد و الطول الموجي .


طيف متصل
V I B G Y O R
شق
منشور
مكشاف
(صفيحة فوتوغرافية)
قوس كهربائي
(مصدر للضوء
الأبيض)
© Cengage Learning 2014.

تابع الطيف الكهرومغناطيسي

❖ يقع الطيف المرئي كجزء بسيط ضمن نطاق يشمل أشكال الإشعاعات المختلفة و يعرف باسم **الطيف الكهرومغناطيسي**.



مثال 1-1

حساب الطول الموجي لموجة كهرومغناطيسية تستخدم موجات الميكروويف في طهي الطعام، ونقل المعلومات. فما الطول الموجي لموجات الميكروويف التي ترددها $3.44 \times 10^9\ \text{Hz}$؟

1 تحليل المسألة

تردد موجة الميكروويف معطى. وتعرف أيضًا أن موجات الميكروويف هي جزء من الطيف الكهرومغناطيسي الذي يرتبط كل من سرعته وتردده وطول موجته مع المعادلة $c = \lambda \nu$؛ حيث قيمة c معروفة وثابتة. لذا قم أولاً بحل المعادلة للحصول على الطول الموجي، ثم عوض القيم المعروفة لحسابه.

المعطيات

$\nu = 3.44 \times 10^9\ \text{Hz}$

$c = 3.00 \times 10^8\ \text{m/s}$

المطلوب

$\lambda = ?\ \text{m}$

2 حساب المطلوب

حل المعادلة التي تربط بين السرعة والتردد والطول الموجي للموجة الكهرومغناطيسية للحصول على الطول الموجي (λ).

اكتب معادلة معدل سرعة الموجة الكهرومغناطيسية

$$c = \lambda \nu$$

حل لإيجاد λ

$$\lambda = c/\nu$$

عوض قيم $c = 3.00 \times 10^8\ \text{m/s}$ ، و $\nu = 3.44 \times 10^9\ \text{Hz}$

$$\lambda = \frac{3.00 \times 10^8\ \text{m/s}}{3.44 \times 10^9\ \text{Hz}}$$

لاحظ أن الهرتز يساوي $1/\text{s}$ أو s^{-1}

اقسم الأرقام والوحدات

$$\lambda = \frac{3.00 \times 10^8\ \text{m}/\cancel{\text{s}}}{3.44 \times 10^9\ \cancel{\text{s}}^{-1}}$$

$$\lambda = 8.72 \times 10^{-2}\ \text{m}$$

3 تقويم الإجابة

الإجابة معبر عنها بوحدات صحيحة للطول الموجي (m). وكلتا القيمتين المعروفتين في المسألة معبر عنها بثلاثة أرقام معنوية، لذا، يجب أن تحتوي الإجابة على ثلاثة أرقام معنوية، وهي كذلك. وقيمة الطول الموجي ضمن نطاق الطول الموجي للميكروويف

الطبيعة المادية للضوء

- النموذج الموجي للضوء فشل في تفسير الكثير من صفات الضوء حيث:

أ – فشل في تفسير إطلاق الأجسام الساخنة فقط ترددات محددة من الضوء عند درجات حرارة معينة.

ب – فشل في تفسير إطلاق بعض الفلزات إلكترونات عندما يسقط عليها ضوء ذو تردد معين.

مفهوم الكم

- أنَّ درجة حرارة الجسم مقياس لطاقة حركة الجسيمات المكونة له. فمثلا إذا ما تم تسخين الحديد فإن طاقته تصبح أكبر، و بالتالي يبعث ألوانًا مختلفة من الضوء ذات ترددات وأطوال موجية مميزة لها.
- توصل العالم ماكس بلانك إلى استنتاج و هو يمكن للمادة أن تكتسب أو تخسر طاقة على دفعات بكمية صغيرة محددة تُسمى الكم.
- الكم أقل كمية من الطاقة يمكن أن تكتسبها أو تفقدها الذرة.

تابع الطبيعة المادية للضوء

- يمكن توضيح العلاقة بين طاقة الكم و تردد الإشعاع المنبعث من خلال العلاقة التالية:

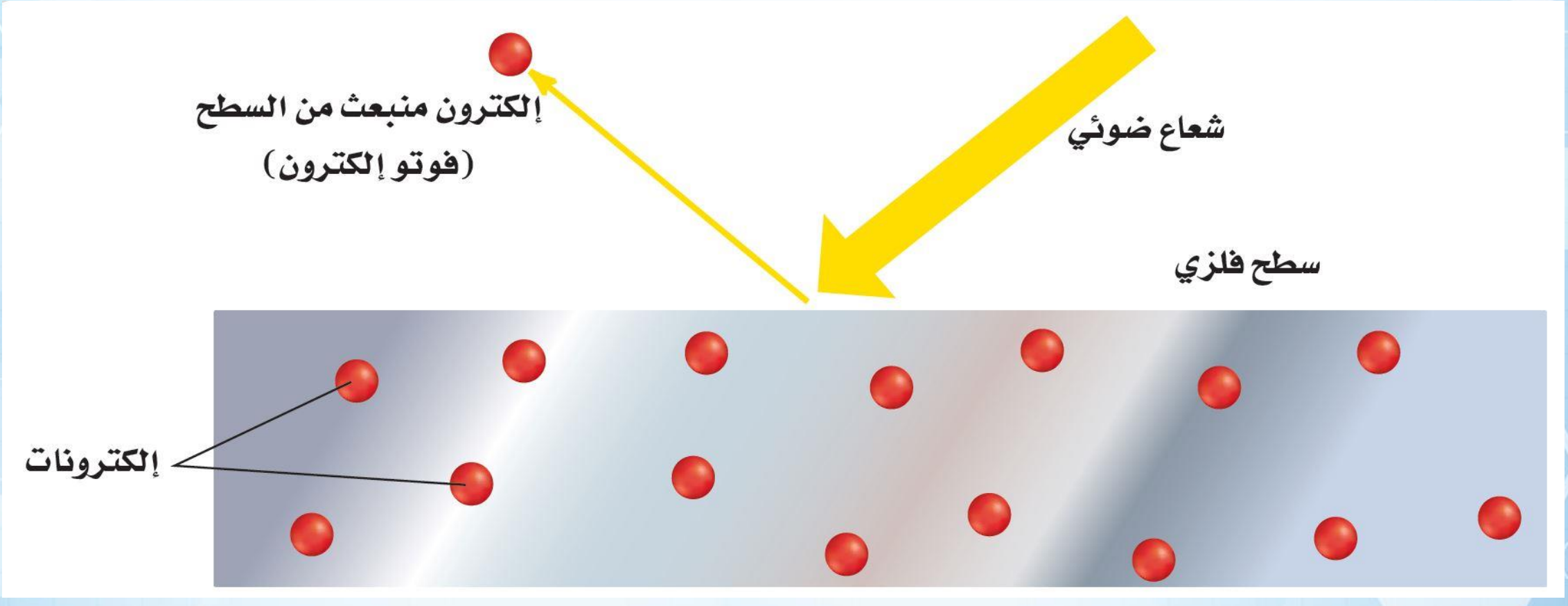
$$E_{quantum} = h\,\nu$$

حيث h ثابت بلانك و يساوي $6.626\times10^{-34}\ J.s$ ، و الرمز J هو الجول و هي وحدة الطاقة.

- كلما زاد تردد الإشعاع زادت طاقته.

التأثير الكهروضوئي

- إنبعاث الإلكترونات المسماة الفوتوإلكترونات من سطح الفلز عندما يسقط عليه ضوء على سطح الفلز بتردد مساوٍ لتردد الفوتون، أو أعلى منه.
- لن يطلق الفلز الفوتوإلكترونات إذا كان الضوء الساقط عليه ذا تردد أقل من التردد اللازم لإطلاق الفوتوإلكترون..



يحدث التأثير الكهروضوئي عندما يصطدم ضوء بتردد معين بسطح فلز فيطلق إلكترونات. وعندما تزداد شدة الضوء يزداد عدد الإلكترونات المنبعثة. وعندما يزيد تردد (طاقة) الضوء، تزيد طاقة الإلكترونات المنبعثة.

الطبيعة الثنائية للضوء

- اقترح آينشتاين أن للضوء طبيعة ثنائية فهو يتمتع بخواص موجية و بخواص مادية أيضا.
- تعرف حزمة أشعة من الطاقة باسم الفوتونات.
- الفوتون جسيم لا كتلة له يحمل كما من الطاقة.
- وجد آينشتاين أن طاقة الفوتون تعتمد على تردده:

$$E_{photon} = h\,\nu$$

- لكل فوتون حدا معينا من الطاقة يؤدي إلى تحرير الفوتوإلكترون من سطح الفلز.
- الأعداد الصغيرة من الفوتونات التي لها طاقة أعلى من "الحد المعين" ، سوف يتسبب في التأثير الكهروضوئي وإطلاق الفوتوإلكترون.

مثال 1-2

احسب طاقة الفوتون يحصل كل جسم على لونه عن طريق عكس جزء معين من الضوء الساقط عليه. ويعتمد اللون على طول موجة الفوتونات المنعكسة، ثم على طاقتها. ما طاقة فوتون الجزء البنفسجي لضوء الشمس إذا كان تردده $7.230 \times 10^{14}\ s^{-1}$؟

1 تحليل المسألة

المعطيات

$\nu = 7.230 \times 10^{14}\ s^{-1}$

$h = 6.626 \times 10^{-34}\ J.s$

المطلوب

$E_{photon} = ?\ J$

2 حساب المطلوب

اكتب معادلة طاقة الفوتون

$$E_{photon} = h\nu$$

عوض $\nu = 7.230 \times 10^{14}\ s^{-1}$ ، و $h = 6.626 \times 10^{-34}\ J.s$

$$E_{photon} = (6.626 \times 10^{-34}\ J.s)(7.230 \times 10^{14}\ s^{-1})$$

قم بضرب الأرقام والوحدات ثم اقسمها

$$E_{photon} = 4.791 \times 10^{-19}\ J$$

3 تقويم الإجابة

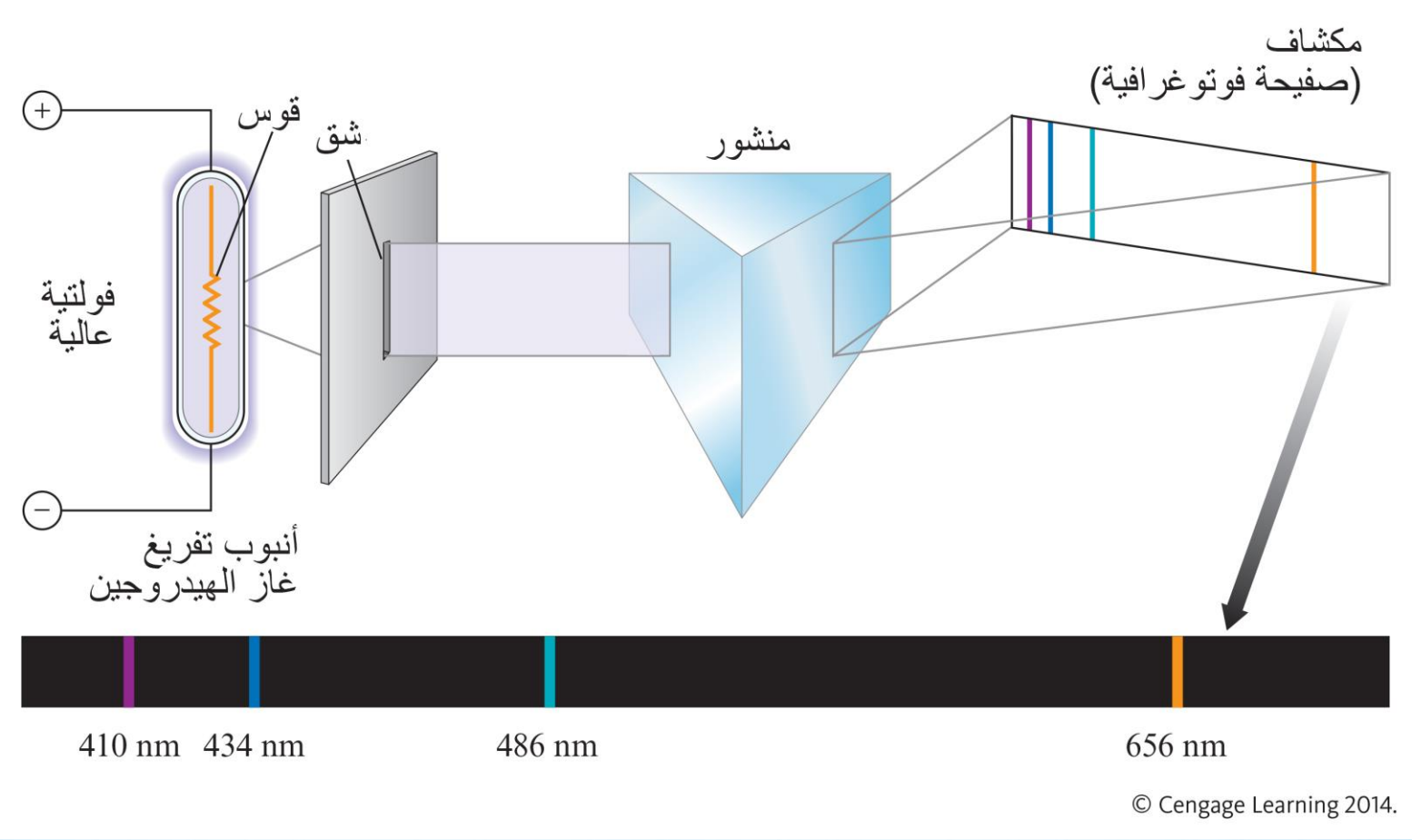
إن طاقة الفوتون الواحد من الضوء صغيرة للغاية كما هو متوقع. ووحدة الطاقة هي الجول، وهناك أربعة أرقام معنوية.

طيف الانبعاث الذري

- طيف الانبعاث الذري لعنصر ما هو مجموعة من ترددات الموجات الكهرومغناطيسية المنطلقة من ذرات العنصر.
- حيث تمتص ذرات عنصر ما الطاقة، فإنها تنتقل إلى حالة عدم الاستقرار (إثارة) و لكي تعود إلى حالة الاستقرار ينبغي أن تبعث الضوء لكي تطلق الطاقة التي امتصتها.
- عند مرور الضوء الصادر عن العنصر خلال منشور زجاجي ينتج طيف الانبعاث لذلك العنصر على شكل خطوط منفصلة من الألوان مرتبطة مع ترددات الاشعاع المنبعثة من ذلك العنصر.
- لكل عنصر طيف انبعاث ذري فريد و مميز خاص به و يستخدم للتعرف على العنصر أو لتحديد ما إذا كان العنصر جزءا من مركب.
- عند تعريض بعض العناصر للهب يصدر عنها ألوانا، فلكل عنصر لون خاص به ، و عليه يستخدم هذا الاختبار للتعرف على العنصر، و يعرف باسم اختبار اللهب Flame Test.

تابع طيف الانبعاث الذري

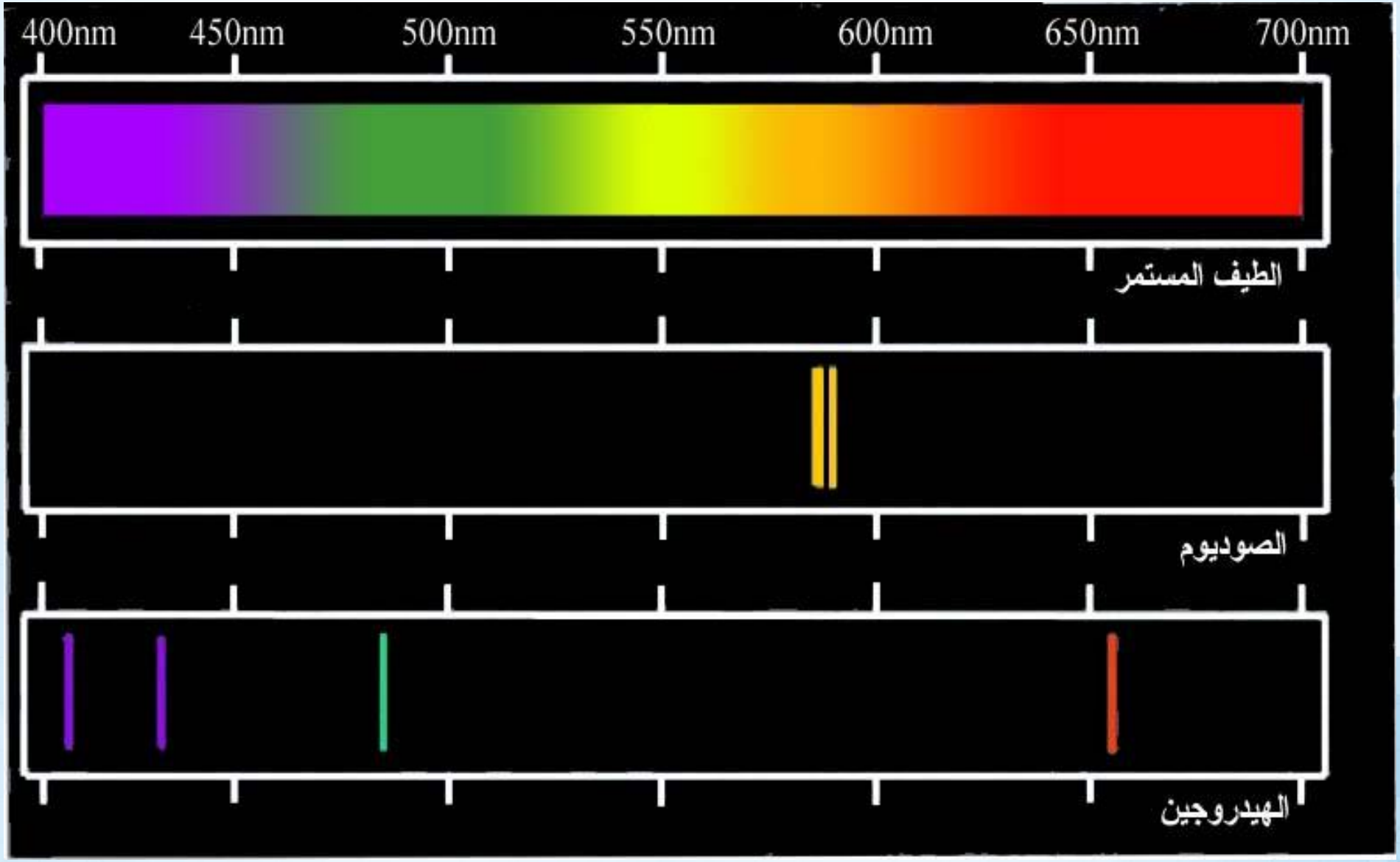
- يصدر عن تهج ذرات الهيدروجين توهج أرجواني زهري ، و عند مرور ضوء الهيدروجين خلال منشور تظهر خطوط الطيف الأربعة المميزة للهيدروجين .



المستوى
2
مقررات

المستوى
3
فصلي

تابع طيف الانبعاث الذري



2-1:نظرية الكم و الذرة

نموذج بور للذرة

طاقة ذرة الهيدروجين

❖ اقترح بور ما يلي:

أ – لذرة الهيدروجين مستويات معينة يسمح للإلكترون أن يتواجد فيها.

ب – الحالة التي يكون فيها الالكترون أدنى طاقة هي حالة الاستقرار.

ج– عندما تكتسب إلكترونات الذرة الطاقة تصبح في حالة إثارة.

د – يتحرك الإلكترون حول النواة في مدارات دائرية مسموح بها فقط.

هـ – كلما صغر مدار الإلكترون قلت طاقته أو قل مستوى الطاقة. و العكس صحيح.

و – لذرة الهيدروجين حالات إثارة كثيرة، رغم أنها تحتوي على إلكترون واحد.

ز – لكل مدار عددا صحيحا (n) يعرف باسم العدد الكمي.

❖ قام بور بحساب أنصاف الأقطار كما هو مبين في الجول الآتي.

الجدول 1-1 وصف بور لذرة الهيدروجين				
مدار بور الذري	العدد الكمي	نصف القطر المداري (nm)	عدد المستويات الثانوية	الطاقة النسبية
الأول	n= 1	0.0529	1	E_1
الثاني	n=2	0.212	2	$E_2 = 4E_1$
الثالث	n =3	0.476	3	$E_3 = 9E_1$
الرابع	n =4	0.846	4	$E_4 = 16E_1$
الخامس	n = 5	1.32	5	$E_5 = 25E_1$
السادس	n = 6	1.90	6	$E_6 = 36E_1$
السابع	n = 7	2.59	7	$E_7 = 49E_1$

طيف الهيدروجين الخطي

❖ اقترح بور ما يلي:

أ – تكون ذرة الهيدروجين مستقرة عندما يكون الإلكترون الوحيد فيها في مستوى الطاقة الأول، أي أن $n = 1$. وفي هذه المستوى لا تشع الذرة (مستوى الاستقرار).

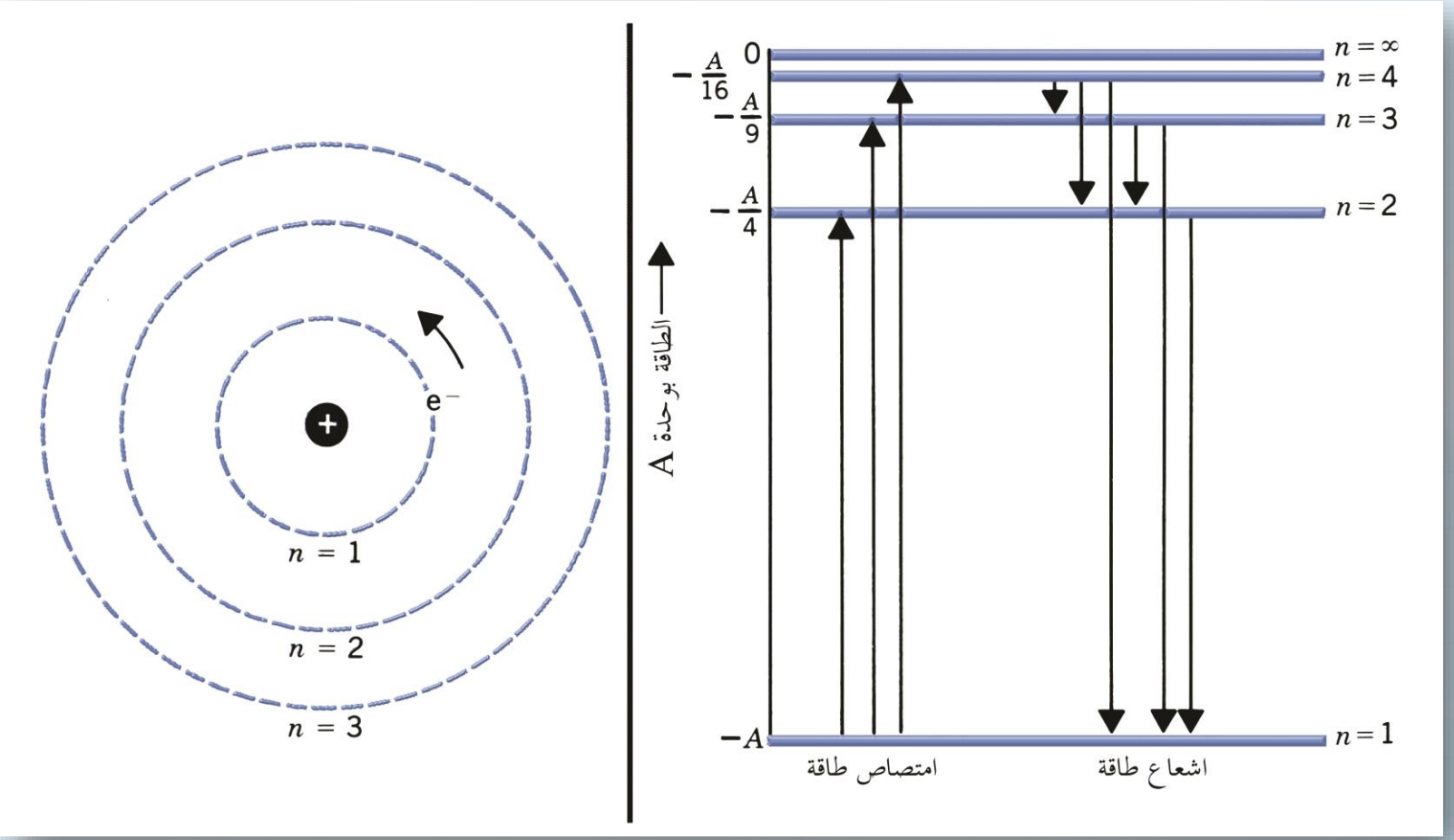
ب – عندما تمتص الذرة طاقة من مصدر خارجي فإن الإلكترون ينتقل من مستوى الاستقرار إلى مستوى طاقة أعلى مثل مستوى الطاقة $n = 2$. و هنا تصبح الذرة في حالة إثارة.

ج – و لكي تستقر الذرة فإن الإلكترون ينتقل من مستوى الطاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل. و نتيجة لذلك ترسل الذرة فوتونا (تشع) له طاقة يساوي الفرق بين طاقة المستويين.

د – إن مستويات الطاقة في ذرة الهيدروجين لا يبعد بعضها عن بعض مسافات متساوية ، حيث كلما زادت قيمة n اقتربت مستويات طاقة الذرة أكثر بعضها من بعض.

عيوب نموذج بور

- لم يستطع تفسير طيف أي عنصر آخر.
- لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات.



النموذج الميكانيكي الكمي للذرة

❖ في عام 1924 م اقترح أحد طلاب الدراسات العليا في الفيزياء – اسمه لوي دي برولي فكرة أدت إلى تفسير مستويات الطاقة الثابتة في نموذج بور.

الإلكترونات موجات

❖ اقترح برولي إذا كان للإلكترون حـركة موجية و يدور في مدارات دائرية أنصاف أقطارها ثابتة فإنه يستطيع ان يشع إشعاع موجات ذات أطوال موجية و ترددات طاقة محددة. و بالتالي استطاع برولي أن يشتق المعادلة التالية:

$$\lambda = h/m.v$$

حيث : (λ) طول الموجة ، (m) كتلة الجسيم ، (h) ثابت بلانك ، (v) التردد.

❖ طول موجة الجسيم هي النسبة بين ثابت بلانك و حاصل ضرب كتلة الجسيم في تردده

مبدأ هايزنبرج للشك

- ينص مبدأ هايزنبرج للشك على أنه من المستحيل معرفة سرعة جسيم و مكانه في الوقت نفسه بدقة.
- بناء على مبدأ هايزنبرج للشك:

أ – من المستحيل تحديد مسارات ثابتة للإلكترونات .

ب – الكمية الوحيدة التي يمكن معرفتها هي المكان الذي يحتمل أن يوجد فيه الإلكترون حول النواة.

معادلة شرودنجر الموجية

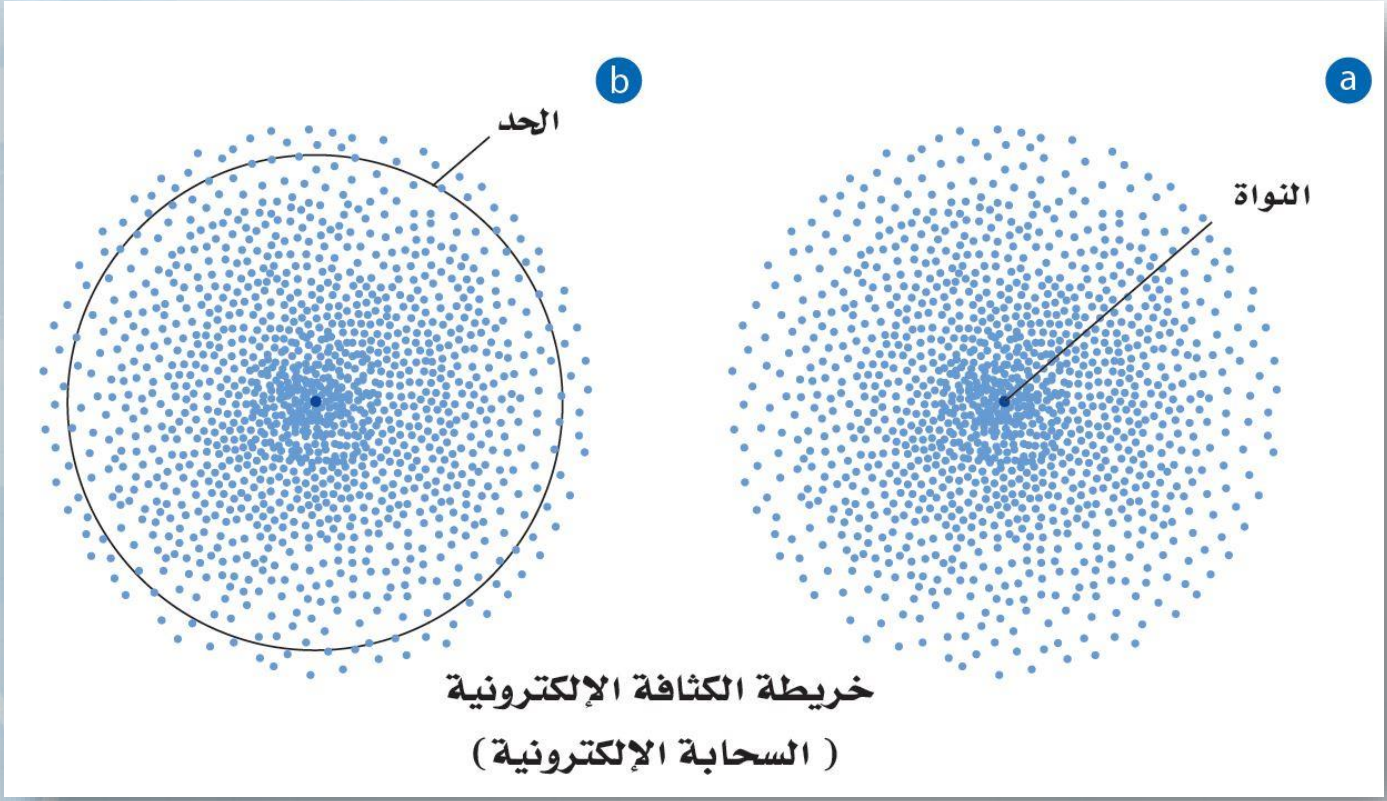
- يسمى النموذج الذري الذي يعامل الإلكترونات على أنها موجات بالنموذج الميكانيكي للذرة أو النموذج الميكيانيكي الكمي للذرة.
- يحدد النموذج الميكانيكي الكمي طاقة الإلكترون بقيم معينة، إلا أنه لا يحاول وصف مسار الإلكترون حول النواة

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

تابع معادلة شرودنجر الموجية

- عند حل معادلة شرودنجر فإن كل حل يعتبر دالة موجية.
- كل دالة موجية ترتبط مع احتمال وجود الإلكترون ضمن حجم معين من الفراغ حول النواة.



موقع الإلكترون المحتمل

- تتنبأ الدالة الموجية بمنطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة تسمى **المستوى** ، و هذا المستوى يصف الموقع المحتمل لوجود الإلكترون.

في الشكل الجانبي يحتمل وجود الإلكترون بنسبة ٩٠% ضمن المنطقة الدائرية الظاهرة عند أي لحظة. و أحيانًا يتم اعتبار هذه المنطقة تمثيلاً لحدود الذرة.

مستويات ذرة الهيدروجين

- إن احتمال وجود الإلكترون قريبا من النواة و ضمن الحجم المعرف بالحدود أكثر من احتمال وجوده خارج ذلك الحجم.

عدد الكم الرئيس

- يشير إلى الحجم النسبي لمدارات الإلكترونات و إلى طاقة المستويات و يرمز له بالرمز (n).فإذا زادت قيمة (n) زاد حجم المستوى، لذا فإن (n) تحدد مستويات الطاقة الرئيسة للذرة و تأخذ الأرقام من ١ إلى ٧ .

مستويات الطاقة الثانوية

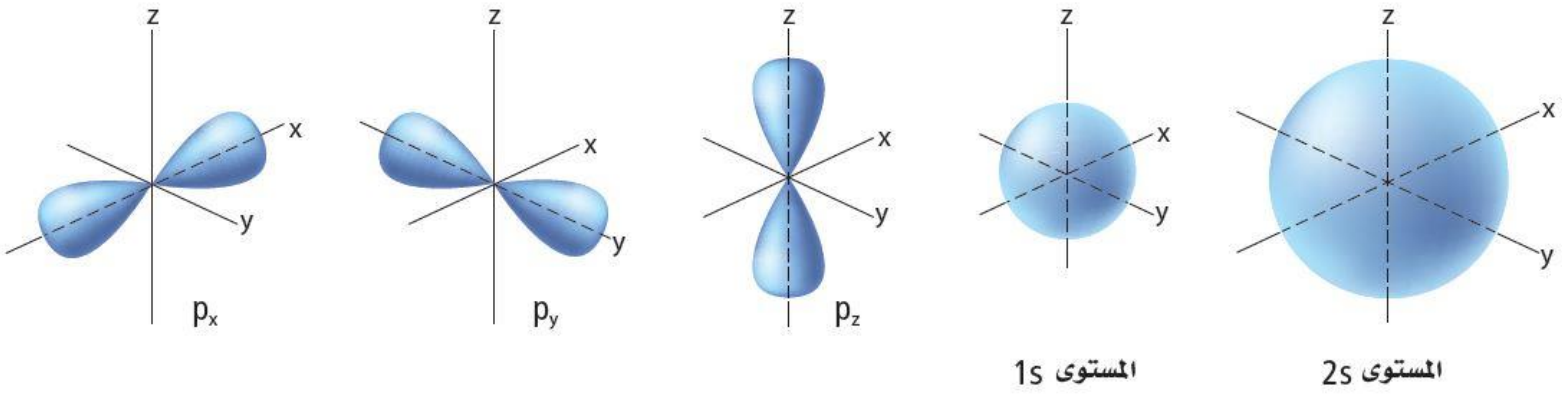
- كل مستوى رئيس يتكون من مستويات ثانوية فالمستوى الطاقة الرئيس 1 يتكون من مستوى ثانوي واحد و المستوي الطاقة الرئيس 2 من مستويين ثانويين للطاقة، و مستوى الطاقة الرئيس 3 من ثلاثة مستويات ثانوية، ومستوى الطاقة الرئيس 4 من أربعة مستويات ثانوية، أما مستويات الطاقة الرئيسة (5– 7) من أربعة مستويات ثانوية كالمستوى الرئيس الرابع.

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

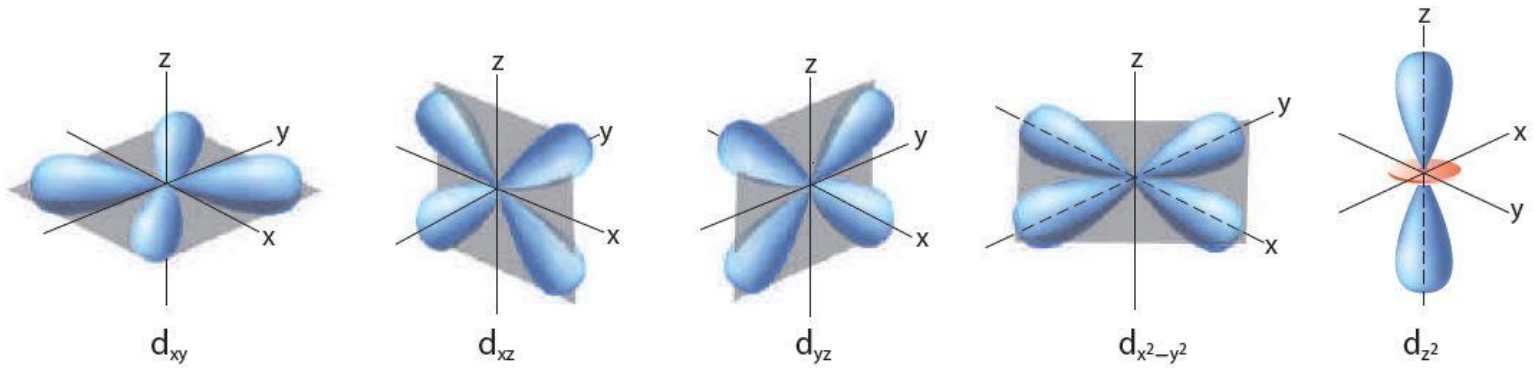
أشكال المستويات الفرعية

- يرمز إلى المستويات الفرعية أو الثانوية بالرمز f،d،p،s .
- جميع مستويات s لها شكل كروي ، و المستويات p جميعها تتكون من فصين ، و المستويات f،d فليس لها الشكل نفسه.



a. المستويات الفرعية s جميعها كروية وتزداد أحجامها مع ازدياد العدد الكمي الرئيس.

b. مستويات p الفرعية الثلاثة لها أشكال فصية موجهة نحو المحاور الثلاثة x،y،z.



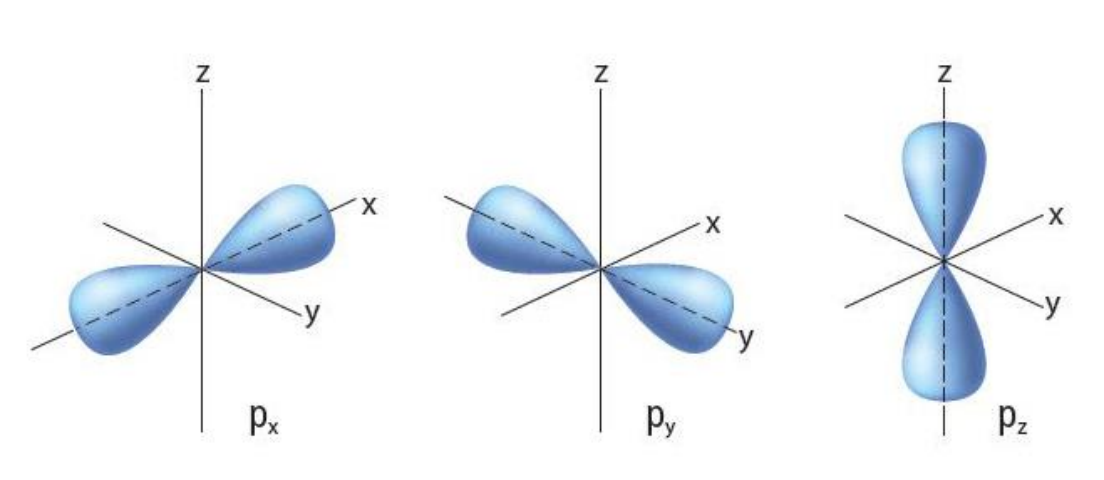
c. أربعة من مستويات d الفرعية لها الشكل نفسه، ولكنها تقع على مستويات في اتجاهات مختلفة، أما المستوى الفرعي d_{z^2} فله شكله المميز.

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

تابع أشكال المستويات الفرعية

- كل مستوي فرعي يحتوي على إلكترونين فقط كحد أعلى.
- مستوي الطاقة الرئيس 1 يحتوي على مستوى ثانوي واحد و هو 1s و يحتوي على المستوى الفرعي 1s .
- مستوي الطاقة الرئيس 2 يحتوي على مستويين ثانويين و هما 2s و 2p. فالمستوى الثانوي 2s يحتوي على المستوى الفرعي 2s و هو أكبر حجما من المستوى الفرعي 1s. أما المستوى الثانوي 2p فهو يحتوي على ثلاثة مستويات فرعية 2px ، 2py ، 2pz . و تعبر الاحرف x و y و z على اتجاهات المستويات الفرعية p على المحاور x و y و z .



تابع أشكال المستويات الفرعية

❖ يحتوي المستوى الطاقة الرئيس 3 على ثلاثة مستويات ثانوية و هي 3s ، 3p ، 3d و على تسعة مستويات فرعية.

الجدول 4-1	مستويات الطاقة الأربعة الأولى للهيدروجين		
عدد الكم الرئيس (n)	أنواع المستويات الثانوية الموجودة	عدد المستويات الفرعية في المستويات الثانوية	مجموع المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس (n^2)
1	s	1	1
2	s p	1 3	4
3	s p d	1 3 5	9
4	s p d f	1 3 5 7	16

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

1-3: التوزيع الإلكتروني

التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة

- يسمى ترتيب الإلكترونات في الذرة التوزيع الإلكتروني.
- يسمى ترتيب الإلكترونات في الوضع الأقل طاقة و الأكثر ثباتا التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة للعنصر.

مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي) Aufbau Principle

- ينص هذا المبدأ على أنه يتم توزيع إلكترونات الذرة في حالتها المستقرة على المستويات الفرعية حسب طاقتها بدءاً بالمستوى الفرعي الأدنى طاقة ثم الذي يليه.
- عند البدء في التوزيع الإلكتروني يجب مراعات النقاط التالية :

أ – عدد الإلكترونات التي يتم توزيعها على أفلاك الذرة المتعادلة يساوي العدد الذري للعنصر.

المستوى
2
مقررات
المستوى
3
فصلي

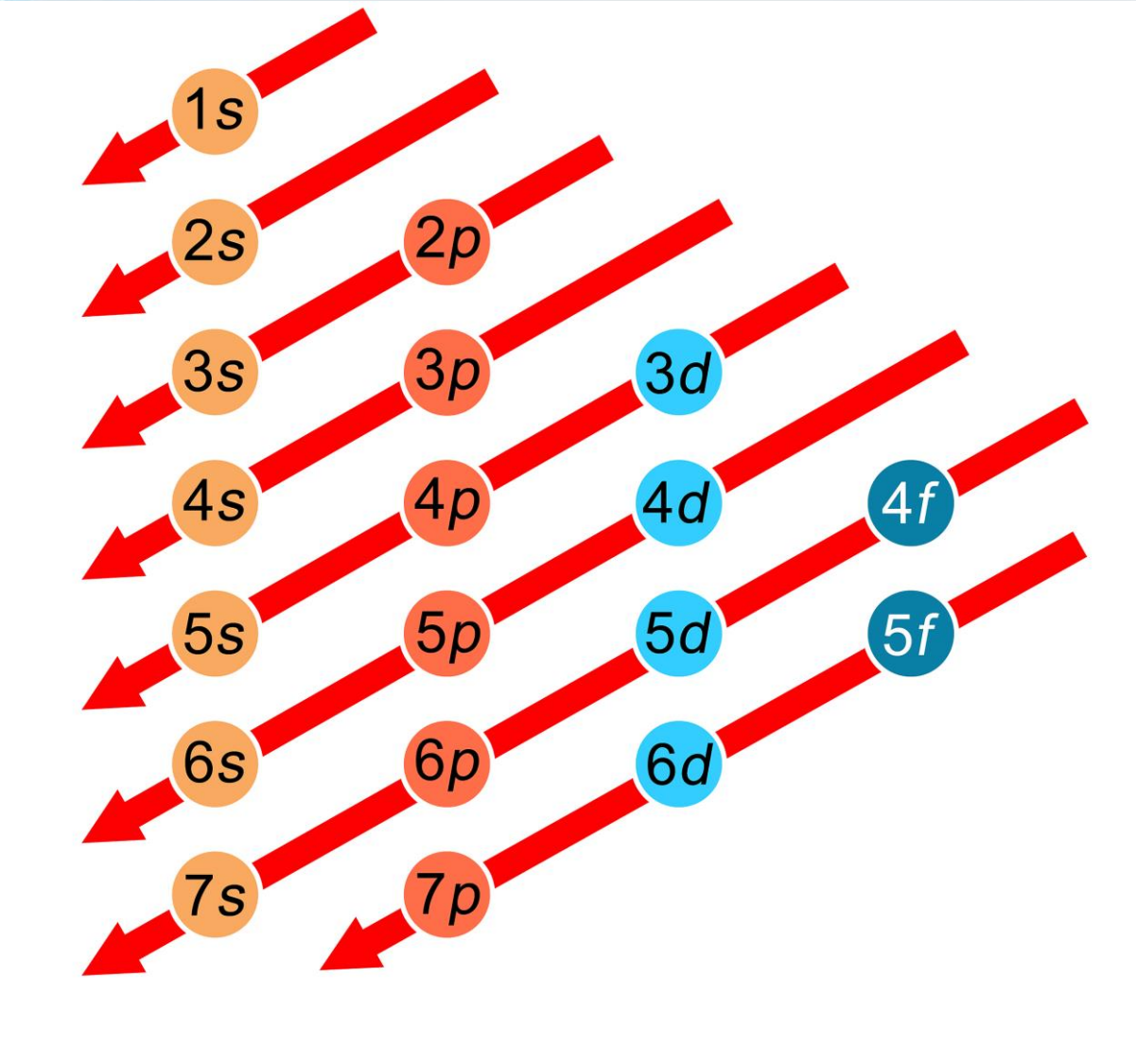
تابع مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي)

ب – لا يحتوي المستوي الفرعي الواحد على أكثر من إلكترونين.

ج – تتابع مستويات الطاقة الفرعية للأفلاك بحسب العلاقة :

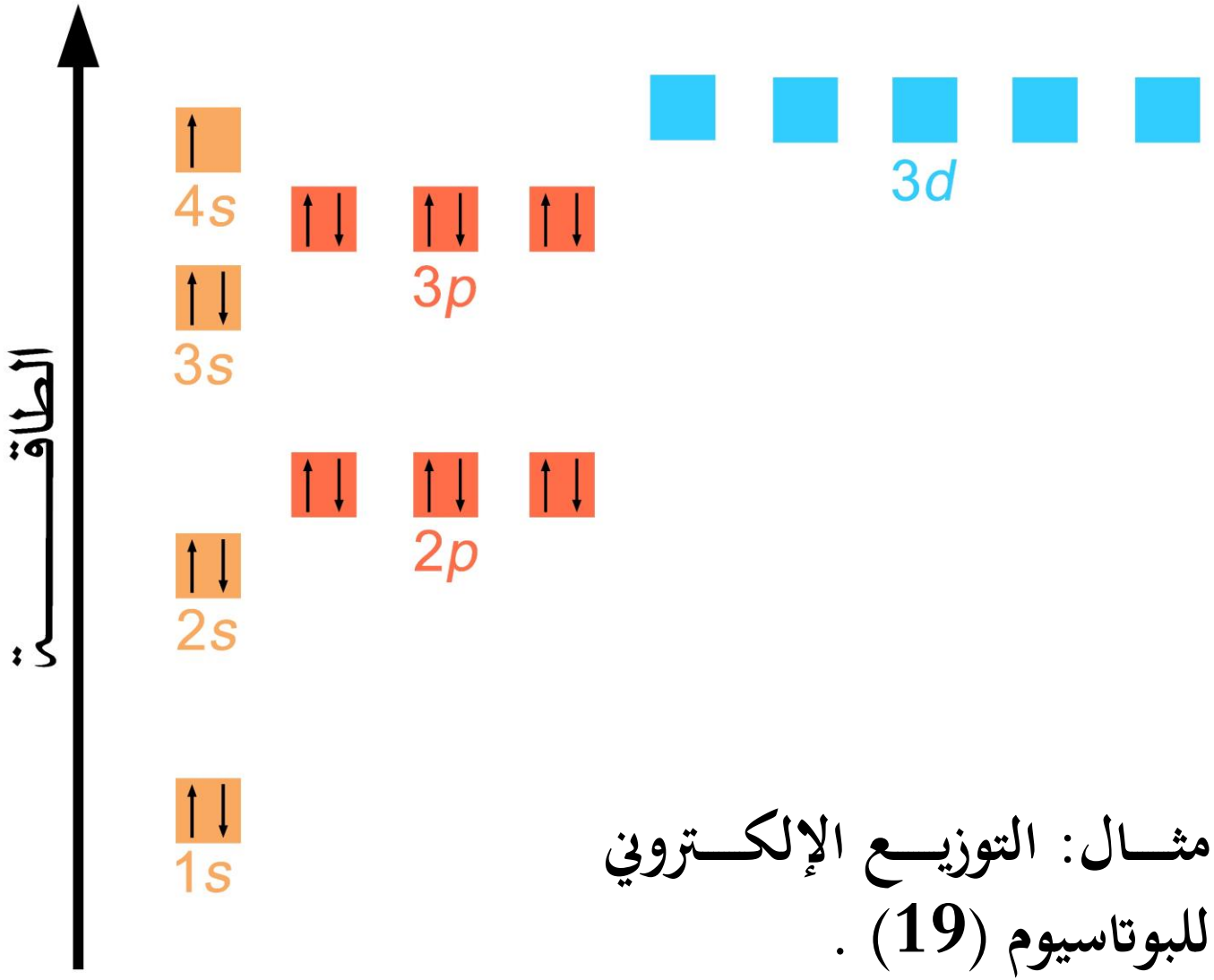
$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s....$$

د – مراعاة أكبر عدد من الإلكترونات الذي يستوعبه كل مستوى فرعي حين تعبئته فإذا امتلأ ذلك المستوى ننتقل إلى المستوى الذي يليه.



تابع مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي)

هـ – مراعاة الحالات الخاصة تبعا لقانون ثبات الأفلاك الممتلئة ونصف الممتلئة.



مثال: التوزيع الإلكتروني للبوتاسيوم (19) .

تابع مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي)

الجدول 5-1 خواص رسم أوفباو

الخاصية	مثال
طاقة المستويات الفرعية في المستوى الثانوي جميعها متساوية.	المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p جميعها متساوية الطاقة.
في الذرة المتعددة الإلكترونات تكون طاقة المستويات الثانوية المختلفة ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد مختلفة.	طاقة المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p أعلى من طاقة المستوى الفرعي 2s.
تسلسل زيادة طاقة المستويات الثانوية ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد هو s، p، d، f	فإذا كان n =4 فسيكون التسلسل لمستويات الطاقةالثانوية 4s، 4p، 4d، 4f.
تستطيع مستويات الطاقة الثانوية لمستوى رئيس أن تتداخل مع مستويات الطاقة الثانوية ضمن مستوى رئيس آخر.	تكون طاقة المستوى الفرعي في المستوى الثانوي 4s أقل من طاقة المستويات الفرعية الخمسة في المستوى الثانوي 3d.

التوزيع الإلكتروني للبوتاسيوم لعدد من العناصر.

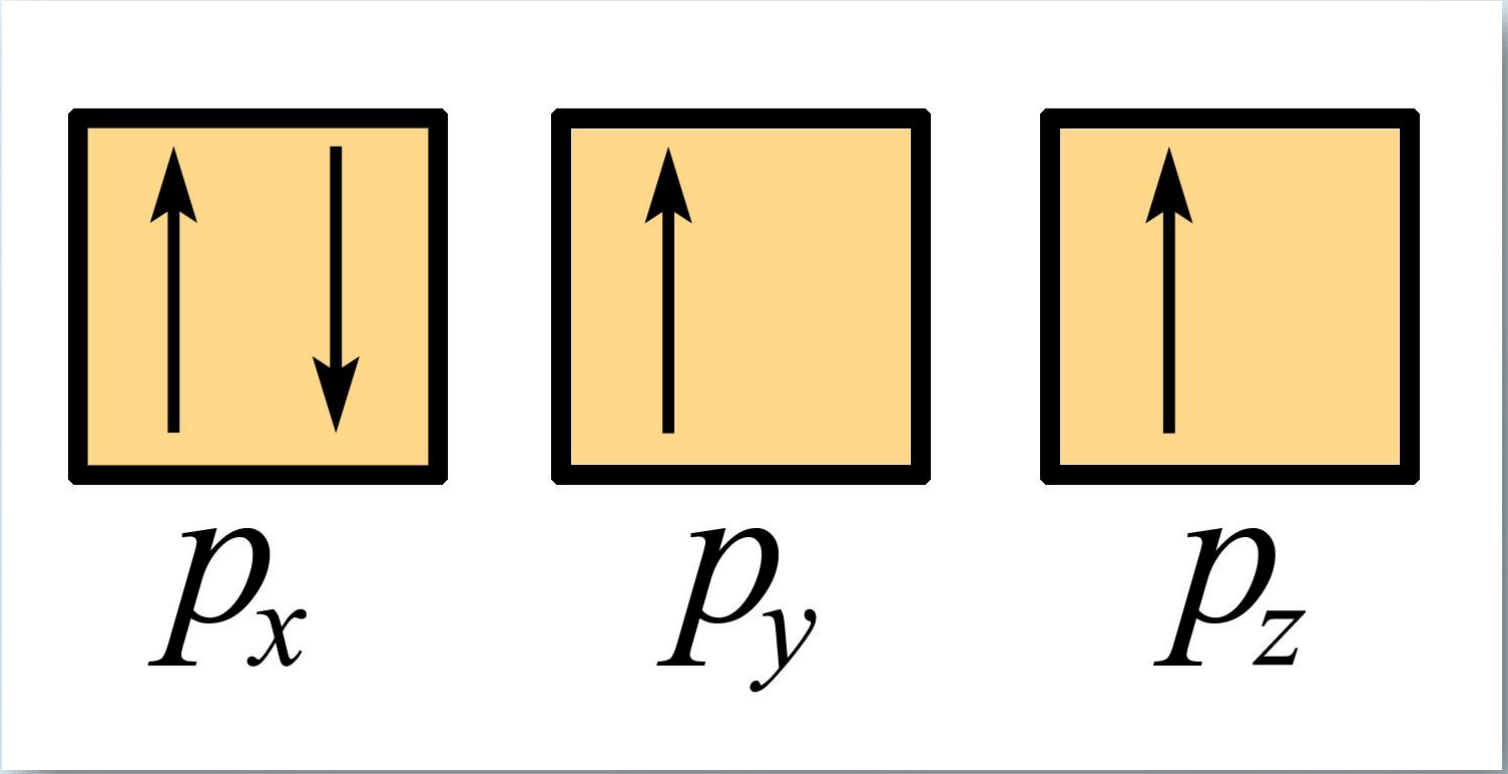
$_{11}Na : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

$_{18}Ar : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

$_{36}Kr : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

قاعدة هوند

توزع الإلكترونات على أفلاك المستوى الفرعي الواحد فرادى على أن تكون متشابهة في اتجاه الغزل ثم تصبح متزاوجة بعد أن يصبح الفلك نصف ممتلئ .



المستوى 2 مقررات

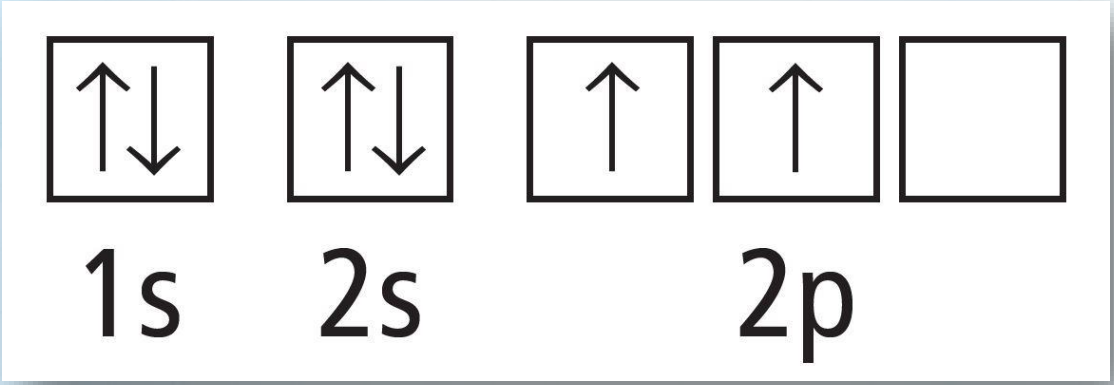
المستوى 3 فصلي

التوزيع الإلكتروني

❖ تمثل التوزيع الإلكتروني للذرة بإحدى الطرائق الآتية: رسم مربعات المستويات، أو الترميز الإلكتروني، أو ترميز الغاز النبيل.

رسم مربعات المستويات

❖ يتم رسم عددا من المربعات و كل مربع يُعَنوَن بعدد الكم الرئيس و مستوى الطاقة الفرعي في المستوى الثانوي ، و يوزع في كل مربع أسهما بعدد إلكترونات العنصر بحيث يتوافق التوزيع مع مبدأ باولي و قاعدة هوند .



التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم مربعات المستويات لعنصر الكربون.

الترميز الإلكتروني

❖ يعبر الترميز الإلكتروني عن مستوى الطاقة الرئيس والمستويات الثانوية المرتبطة مع كل المستويات الفرعية في الذرة، ويتضمن أسًّا يمثل عدد الإلكترونات في المستوى.

الجدول 6-1 الترميز الإلكتروني ورسم مربعات المستويات للعناصر من 1 إلى 10

العنصر / رمزه	العدد الذري	رسم مربعات المستويات	الترميز الإلكتروني
الهيدروجين H	1	↑	$1s^1$
الهيليوم He	2	↑↓	$1s^2$
الليثيوم Li	3	↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^1$
البيريليوم Be	4	↑↓ ↑↓	$1s^2\ 2s^2$
البورون B	5	↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
الكربون C	6	↑↓ ↑↓ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
النيتروجين N	7	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
الأكسجين O	8	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
الفلور F	9	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
النيون Ne	10	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

ترميز الغاز النبيل

❖ طريقة مختصرة بحيث بدلا من كتابة التوزيع الإلكتروني الكامل للعنصر، حيث كتابة توزيع إلكتروني مختصر يتم فيه استبدال التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل للعنصر و الإشارة إليه برمز العنصر النبيل مكتوب بين أقواس مربعة.

الجدول 7-1	التوزيع الإلكتروني للعناصر من 11 إلى 18		
العنصر/رمزه	العدد الذري	طريقة الترميز الإلكتروني	طريقة ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة)
الصوديوم Na	11	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$	$[Ne]\,3s^1$
الماغنسيوم Mg	12	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$	$[Ne]\,3s^2$
الألومنيوم Al	13	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1$	$[Ne]\,3s^2\,3p^1$
السليكون Si	14	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^2$	$[Ne]\,3s^2\,3p^2$
الفوسفور P	15	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$	$[Ne]\,3s^2\,3p^3$
الكبريت S	16	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$	$[Ne]\,3s^2\,3p^4$
الكلور Cl	17	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$	$[Ne]\,3s^2\,3p^5$
الأرجون Ar	18	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$	$[Ne]\,3s^2\,3p^6$ أو $[Ar]$

استثناءات التوزيع الإلكتروني

التوزيع الإلكتروني للكروم Cr و النحاس Cu مختلف عن بقية العناصر الانتقالية. ففي حالة الكروم تكون الذرة مستقرة عندما يكون الغلافان الفرعيان 4s و 3d نصف ممتلئين ، أما في حالة النحاس فإن الغلاف الفرعي 4s يكون نصف ممتلئ و الغلاف الفرعي 3d ممتلئ بالإلكترونات.

خطأ $_{24}Cr : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^4$

صح $: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$

خطأ $_{29}Cu : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^9$

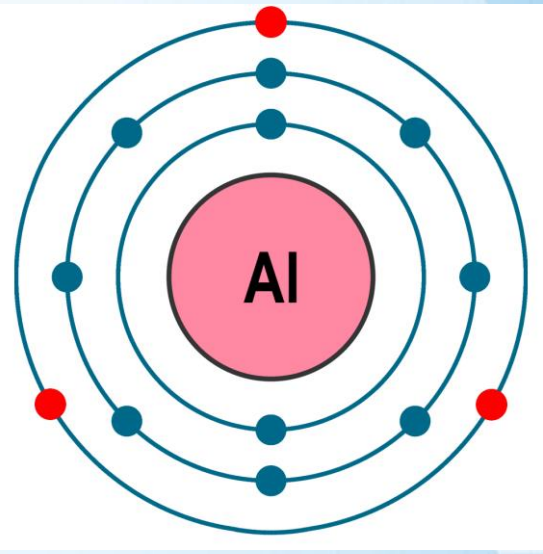
صح $: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$

المستوى 2 مقررات

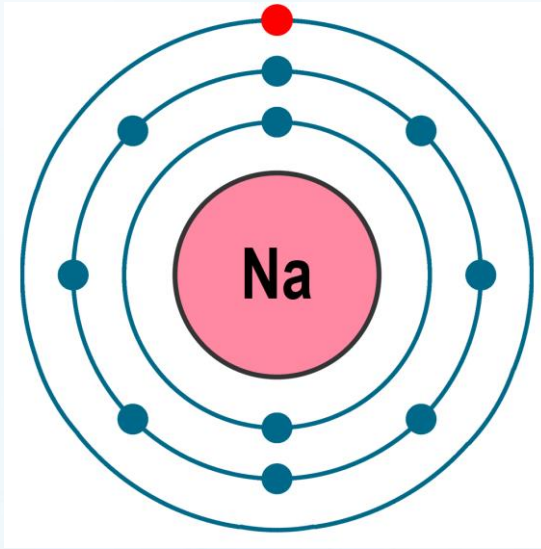
المستوى 3 فصلي

إلكترونات التكافؤ

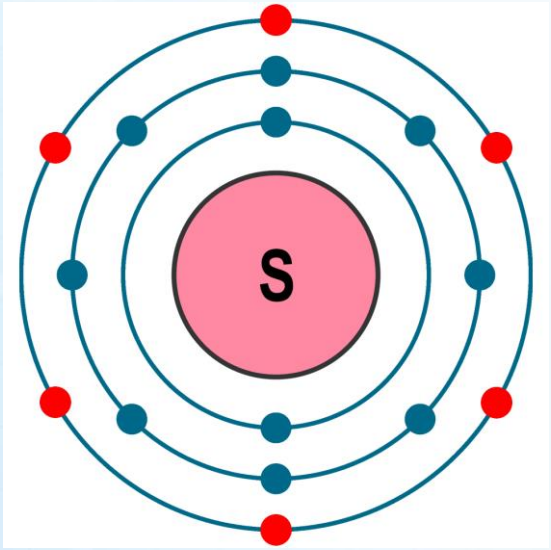
- تحدد إلكترونات التكافؤ، الخواص الكيميائية للعنصر.
- إلكترونات التكافؤ هي إلكترونات المستوى الخارجي للذرة (مستوى الطاقة الرئيس الأخير).



عدد تكافؤ الألومنيوم ٣



عدد تكافؤ الصوديوم ١



عدد تكافؤ الكبريت ٦

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

- تمثيل لإلكترونات التكافؤ التي تشارك في تكوين الروابط الكيميائية باستخدام طريقة مختصرة، تعرف باسم التمثيل النقطي للإلكترونات.

- في هذا التمثيل يكتب رمز العنصر الذي يمثل نواة الذرة محاطًا بنقاط تُمثِّل إلكترونات المستوى الخارجي جميعها.

الجدول 8-1 الترميز الإلكتروني والتمثيل النقطي للإلكترونات

العنصر/رمزه	العدد الذري	الترميز الإلكتروني	التمثيل النقطي للإلكترونات
الليثيوم Li	3	$1s^2\,2s^1$	Li·
البيريليوم Be	4	$1s^2\,2s^2$	·Be·
البورون B	5	$1s^2\,2s^2\,2p^1$	·B·
الكربون C	6	$1s^2\,2s^2\,2p^2$	·C·
النيتروجين N	7	$1s^2\,2s^2\,2p^3$	·N·
الأكسجين O	8	$1s^2\,2s^2\,2p^4$	:O·
الفلور F	9	$1s^2\,2s^2\,2p^5$	:F·
النيون Ne	10	$1s^2\,2s^2\,2p^6$	:Ne:

المستوى
2
مقررات

المستوى
3
فصلي