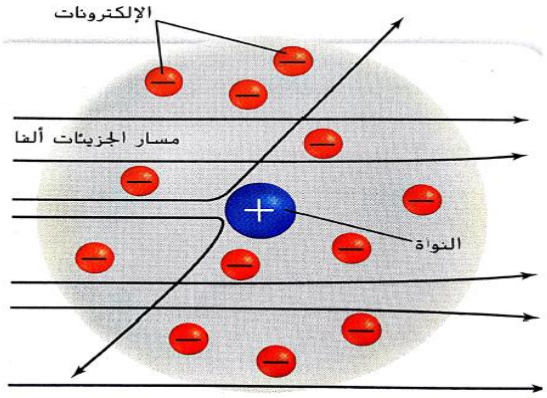
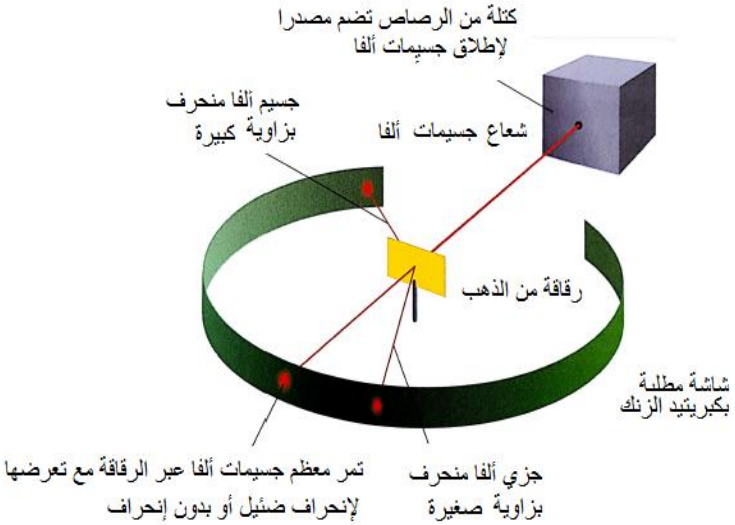
القسم **الضوء والطاقة الكمية**

الكيمياء في حياتك : عند وضع وجبة خفيفة باردة في الميكروويف تصل أشعة الميكروويف إلي وجبتك الخفيفة وتعمل حزم صغيرة من الطاقة علي تسخينها في وقت قصير

إكتشاف نواة الذرة

قام رذرفورد ومساعداه جيجر ومارسدن بقذف صفيحة رقيقة من الذهب بجسيمات ألفا السريعة ذات الشحنة الموجبة التي تقارب كتلتها أربعة أضعاف كتلة ذرة الهيدروجين و أستقبل الأشعة علي شاشة مطلية بكبريتيد الزنك وكانت النتائج



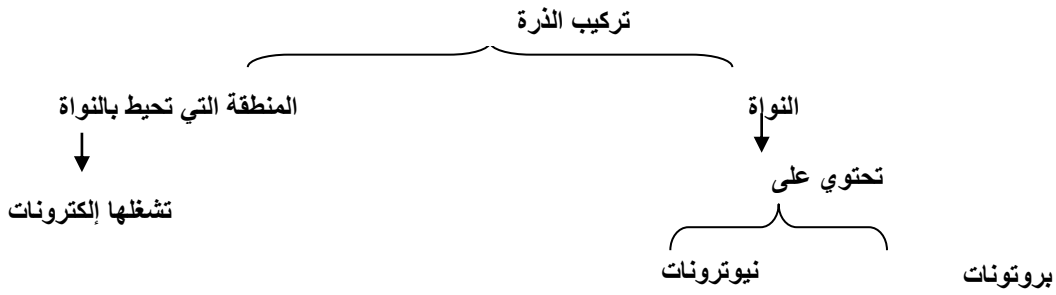


المشاهدات	الإستنتاجات
نفاذ معظم جسيمات ألفا دون أن تعاني أي إنحراف	معظم حجم الذرة عبارة عن فراغ
إنحراف عدد قليل من جيسيمات ألفا	لوجود جسم موجب الشحنة وسط الذرة
ارتداد عدد قليل جدا من جسيمات ألفا	لإصطدامه بجسم ذوكتلة و كثافة عالية (النواة)

اسهامات رذرفورد : اكتشف نواة الذرة وحدد أن غالبية كتلة الذرة موجودة في النواة وأنها تحتل حيزا صغيرا داخل الذرة وتحمل شحنة موجبة

س علل: كتلة الذرة تتركز في النواة ؟ ج : لأن كتلة الإلكترون متناهية في الصغر

البروتون والنيوترون : حسن رذرفورد من مفهوم النواة ووضح أنها تحتوي علي جسيمات موجبة الشحنة تسمي البروتونات وشحنة البرتون تساوي (+1)



النواة : الجزء الوسطي ذو الشحنة الموجبة والكثافة العالية الذي يكون معظم كتلة الذرة

الإلكترون : جسيم دون ذري سالب الشحنة موجود خارج النواة وكتلتة صغيرة جدا

البروتون : **جسيم دون ذري يوجد داخل النواة وله شحنة موجبة وكتلتة كبيرة نسبيا**

النيوترون : جسيم دون ذري متعادل الشحنة كهربائيا ويوجد داخل النواة و وكتلتة كبيرة نسبيا

الجسيمات دون الذرية : هي الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات

علل : الذرة في الحالة العادية متعادلة كهربائيا ؟

ج : لأن عدد البروتونات الموجبة يساوي عدد الإلكترونات السالبة

1 - اقتراح (نموذج رذرفورد) :

كل الشحنة الموجبة للذرة وكل كتلتها تقريبا تتمركز في النواة المحاطة بإلكترونات سريعة الحركة

قصور (نموذج رذرفورد)

1 - لم يشرح طريقة ترتيب إلكترونات الذرة في الفراغ حول النواة

2 - لم يتناول سبب عدم انجذاب الإلكترونات سالبة الشحنة إلى داخل النواة موجبة الشحنة للذرة

3 - لم يبدأ بتفسير أوجه الشبه والاختلاف في السلوك الكيميائي بين مختلف العناصر

عناصر الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم التي تتواجد ضمن دورات مختلفة من الجدول الدوري ولكونها جميعا تمتلك نفس السلوك الكيميائي (تبدو العناصر الثلاثة فلزية بطبيعتها) وتتفاعل ذراتها بشدة مع الماء لتحرير غاز الهيدروجين

مثال: يتفاعل كلا من الصوديوم والبوتاسيوم بشدة مع الماء حتى ان غاز الهيدروجين يمكن ان يشتعل وربما ينفجر أيضا

البوتاسيوم الصوديوم الليثيوم

- يلاحظ من الشكل السابق (يمكن ان يكون للعناصر المختلفة تفاعلات متشابهة مع الماء)
- في بداية القرن العشرين لاحظ العلماء ان هناك عناصر محددة ينبعث منها ضوء مرئي عندما يتم تسخينها على لهب
- **كشف تحليل الضوء المنبعث ان السلوك الكيميائي لهذه العناصر يتعلق بترتيب الإلكترونات في ذراتها**

لفهم هذه العلاقة سيكون من المفيد فهم طبيعة الضوء أولا

الطبيعة الموجية للضوء

الضوء المرئي : نوع من الاشعاع الكهرومغناطيسي

الاشعاع الكهرومغناطيسي : هو شكل من أشكال الطاقة الذي ينتج عنه سلوك شبيه بالموجات أثناء انتقاله في الفراغ

أمثلة أخرى لأنواع من الأشعاع الكهرومغناطيسي (في حياتنا) :

نوع الأشعة	الاستخدام
أجهزة الميكروويف	طهي الطعام
الأشعة السينية	يستخدمها الأطباء وأطباء الاسنان لفحص العظام والأسنان
الموجات	نقل برامج الراديو والتلفاز الى المنازل

خصائص الموجات

1 - الطول الموجي: هو اقصر مسافة بين النقاط المتكافئة على موجة مستمرة

الرمز: λ ويقرأ لامدا

- يقاس طول الموجة من قمة الى قمة أو من القاع الى القاع

يقاس طول الموجة بالمتر او السنتيمتر او النانومتر $(1\ nm = 1 \times 10^{-9} m)$

2 - التردد: هو عدد الموجات التي تمر بنقطة معينة في الثانية

الرمز: ν ويقرأ نيو

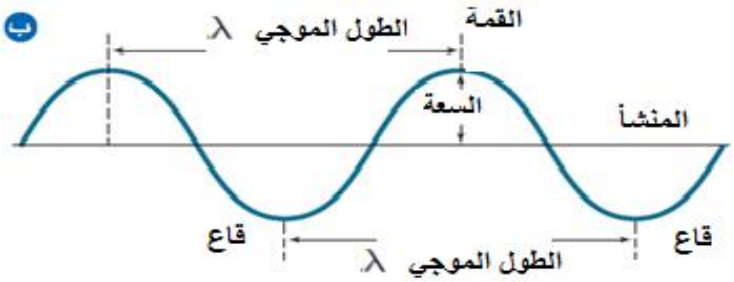
الهرتز (Hz) هو وحدة التردد الدولية ويعادل موجة واحدة في الثانية او (موجة لكل ثانية) (1 / ث أو 1 .ث $^{-1}$)

يمكن التعبير عن تردد محدد بالطرق الاتية:

$$652\ Hz = 652\ wave/second = 652/s = 652\ s^{-1}$$

3 - سعة إهتزازالموجة: ارتفاع الموجة من الأصل الى القمة أو من الأصل الى القاع

- لا يوثر طول الموجة او التردد على سعة الموجة



- **الصورة a** الموجات متحدة المركز في الماء توضح الخصائص الخاصة بكل الموجات
- **الصورة b** السعة وطول الموجة والتردد هي الخصائص الرئيسة للموجات
- **تنتقل جميع الموجات الكهرومغناطيسية بما في ذلك الضوء المرئي بسرعة $3x10^8$ m/s في الفراغ**
- سرعة الضوء هي حاصل ضرب الطول الموجي في التردد
- يرمز لسرعة الضوء بالرمز C

علاقة الموجة الكهرومغناطيسية

$$c = \lambda\nu$$

c هي سرعة الضوء في الفراغ.
λ هي طول الموجة.
ν هي التردد.

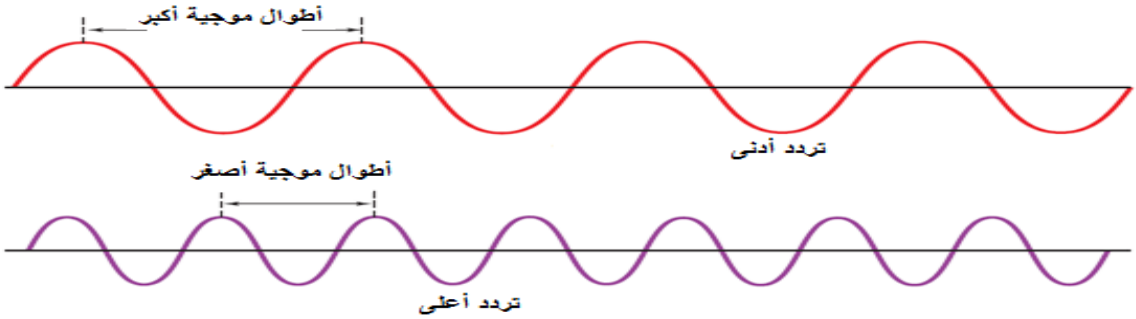
سرعة الضوء في الفراغ تساوي حاصل ضرب طول الموجة في التردد

ملاحظات:

1 - للموجات أطوال موجية وترددات مختلفة

2 - طول الموجة يتناسب عكسيا مع التردد

(افحص الموجتين الموضحتين في الرسم بالرغم من ان كلا الموجتين تنتقلان بسرعة الضوء إلا أن الموجة الأولى الحمراء لها طول موجي أطول وتردد أقل من الموجة الثانية البنفسجية)



الطيف الكهرومغناطيسي

- يحتوي ضوء الشمس على نطاق مستمر تقريبا من الاطوال الموجية والترددات (أحد أمثلة الضوء الأبيض)
- ينفصل الضوء الأبيض الذي يمر من خلال منشور الى عدة أطياف لونية مستمرة متشابهة تسمى ألوان الطيف المرئي
- **يسمى الطيف مستمرا لأن كل نقطة منه تتماشى مع طول موجي وتردد معين**
- من امثلة ألوان الطيف المرئي مشاهدة قوس قزح في السماء
- يتكون قوس قزح من قطرات صغيرة من الماء في الهواء

تفصل الضوء الأبيض من الشمس الى الألوان التي يتكون منها مما ينتج عنه طيف يظهر على هيئة قوس في السماء

يظهر الشكل انه حين يمر الضوء الأبيض عبر منشور فهو ينفصل الى أطياف مستمرة من مكوناته المختلفة مثل **الأحمر. البرتقالي. أصفر. أخضر. أزرق. نيلي. بنفسجي**

ملاحظات

1 - يعتبر الطيف المرئي للضوء جزء صغير من الطيف الكهرومغناطيسي الكامل

2 - يتضمن الطيف الكهرومغناطيسي (EM) جميع أشكال الإشعاع الكهرومغناطيسي الأخرى

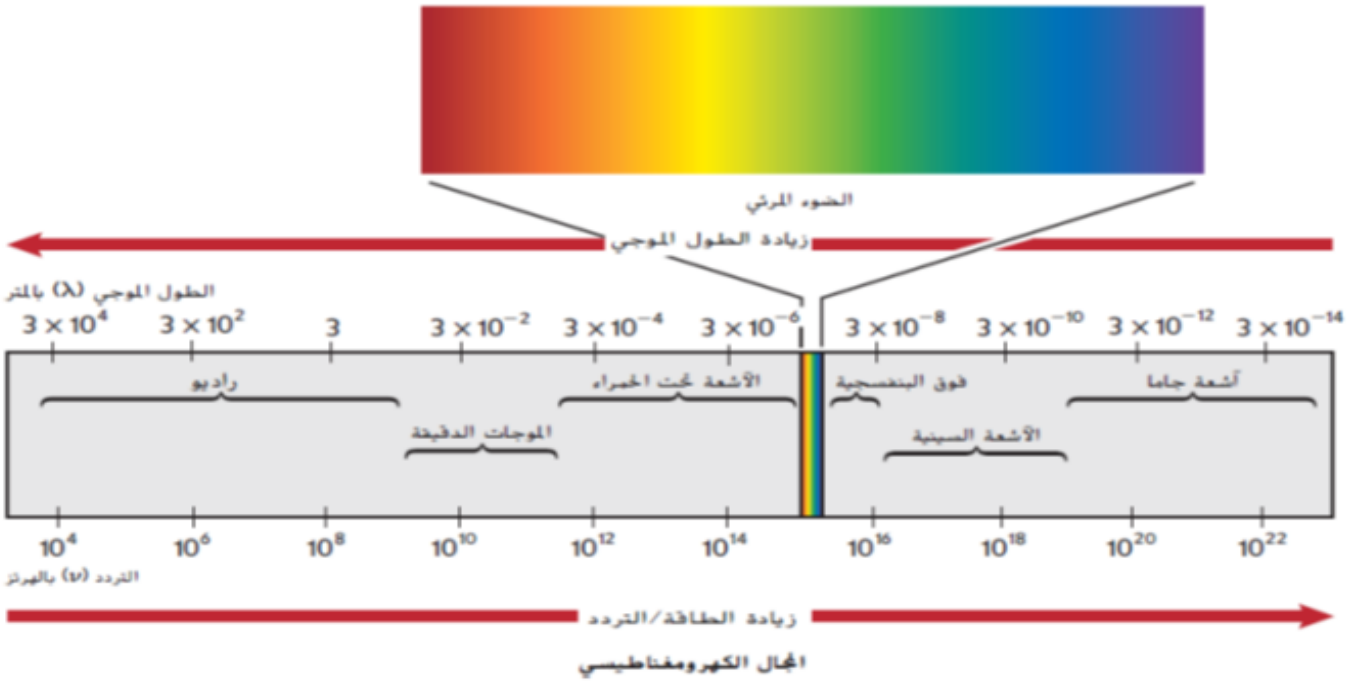
3- الفارق بين جميع أنواع الاشعاع يكون في ترددتها وأطوالها الموجية

4- يختلف الانحناء باختلاف الأطوال الموجية أثناء مرورها عبر المنشور مما ينشأ عنه تسلسل في الألوان

الأحمر. البرتقالي. أصفر. أخضر. أزرق. نيلي. بنفسجي

5 – الضوء البنفسجي يمتلك أكبر تردد وبالتالي يمتلك اكبر طاقة

6 – يمكن حساب طول الموجة أو التردد لأي موجة من القانون من العلاقة $c = \lambda\nu$



مثال ص 8 في الكتاب

الطبيعة الجسيمية أو (المادية) : نري الضوء علي أنه موجه لكن النموذج الموجي للضوء يفشل في تفسير بعض المظاهر الهامة لتفاعل الضوء مع المادة

الظواهر التي لا يمكن تفسيرها من خلال النموذج الموجي للضوء (تفسر من خلال النموذج المادي أو الجسيمي)

1 - انبعاث ترددات معينة فقط من الضوء من الاجسام الساخنة في درجة حرارة معينة

2 - انبعاث إلكترونات من بعض الفلزات حين يتم تسليط تردد معين عليها

مفهوم الكم

أ - عند تسخين جسم ما فإنه ينبعث منه ضوء متوهج

ب - يختلف لون الضوء باختلاف درجة الحرارة

ج - قطعة الحديد تبدو بلون رمادي داكن عند درجة حرارة الغرفة بينما تتوهج باللون الأحمر عند تسخينها بقدر كاف ثم تتحول للون البرتقالي ثم الأزرق في درجات حرارة أعلى

د - درجة حرارة جسم ما هي مقياس متوسط الطاقة الحركية لجزيئاته

هـ - سبب اختلاف ألوان الحديد (بزيادة سخونة الحديد فهو يحصل على مقدار أكبر من الطاقة وتنبعث منه ألوان مختلفة من الضوء تتماشى مع الترددات والأطوال الموجية المختلفة

ماكس بلانك : المادة يمكن أن تكتسب أو تفقد طاقة فقط بكميات صغيرة ومحددة تسمى الكم أو الكوانتم

الكم: الحد الأدنى من الطاقة الذي يمكن اكتسابه أو فقدانه عن طريق الذرة

طاقة الكم

$E_{الكم} = h\nu$

$E_{الكم}$ يمثل الطاقة
h ثابت بلانك
ν التردد

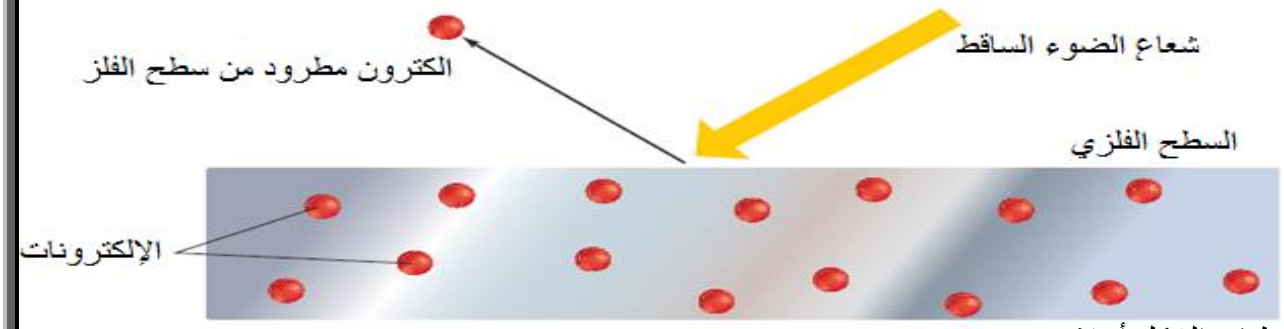
نحصل على طاقة الكم عن طريق ضرب ثابت بلانك في التردد
ثابت بلانك قيمته 6.626×10^{-34} j.s حيث j هي رمز الجول وهي الوحدة الدولية القياسية للطاقة

- توضح المعادلة أن طاقة الاشعاع تزداد بزيادة تردده
- بالنسبة لتردد محدد يمكن للمادة أن تنبعث أو تمتص الطاقة فقط بمقدار مضاعفات العدد الكلي لقيمة hν أي

$1\ h\nu$, $2h\ \nu$, $3\ h\nu$

التأثير الكهروضوئي: انبعاث الإلكترونات من سطح فلزي حين يشع ضوء ذو تردد معين أوأعلى من تردد معين على هذا السطح

مثال: الضوء ذو التردد الأقل من 1.14×10^{15} Hz لا يساعد على اخراج أي إلكترونات من الفضة ولكن حتى الضوء المعتم ذو التردد الذي يعادل او يزيد عن 1.14×10^{15} Hz يساعد على اخراج إلكترونات من الفضة



يلاحظ في الشكل أعلاه

1– يحدث التأثير الكهروضوئي حين يتم تسليط ضوء ذو تردد معين على سطح فلزويخرج منه إلكترونات يزداد عددها بزيادة كثافة الضوء الساقط

الطبيعة المزدوجة للضوء

ألبرت أينشتاين للضوء طبيعة مزدوجة فشعاع الضوء له خصائص موجية وخصائص مادية ويمكن اعتباره كشعاع مكون من حزم من الطاقة تسمى الفوتونات

الفوتون: جزيء عديم الكتلة يحمل كما من الطاقة

- تعتمد طاقة الفوتون على تردده
- الكم

$E_{فوتون} = hv$

$E_{فوتون}$ يمثل الطاقة
h ثابت بلانك
v التردد

نحصل على طاقة الكم عن طريق ضرب ثابت بلانك في التردد

- طاقة الفوتون يجب ان يكون لها قيمة حرجة محددة لتتسبب في إطلاق إلكترون من سطح الفلز
- الأعداد الصغيرة من الفوتونات التي تحمل طاقة أكثر من القيمة الحرجة ستتسبب في تأثير كهروضوئي

مسألة: احسب طاقة الفوتون:

يحصل كل جسم على لونه بانعكاس جزء معين من الضوء المتوهج يتحدد اللون بحسب طول موجة الفوتونات المنعكسة وبالتالي بحسب طاقتها ما هي طاقة فوتون ما ناتج عن الجزء البنفسجي من ضوء الشمس إذا كان تردده $7.230X10^{14}S^{-1}$

.....
.....
.

قم بحل مسائل للتمرين ص11 المسائل 5,6,7

طيف الانبعاث الذري

هل تساءلت يوما عن الطريقة التي ينتج بها الضوء في الأنابيب المتوهجة للوحات النيون الإعلانية؟

(ظاهرة لا يمكن تفسيرها من خلال النموذج الموجي للضوء)

- ينتج ضوء لوحات النيون عن طريق تمرير الكهرباء عبر أنبوب مليء بغاز النيون
- تمتص ذرات النيون بداخل الانبوب الطاقة وتصبح مستثارة
- تعود هذه الذرات المستثارة لحالتها المستقرة عن طريق انبعاث ضوء لتحرير هذه الطاقة
- إذا مر الضوء المنبعث عبر منشور زجاجي ينتج طيف الانبعاث الذري للنيون

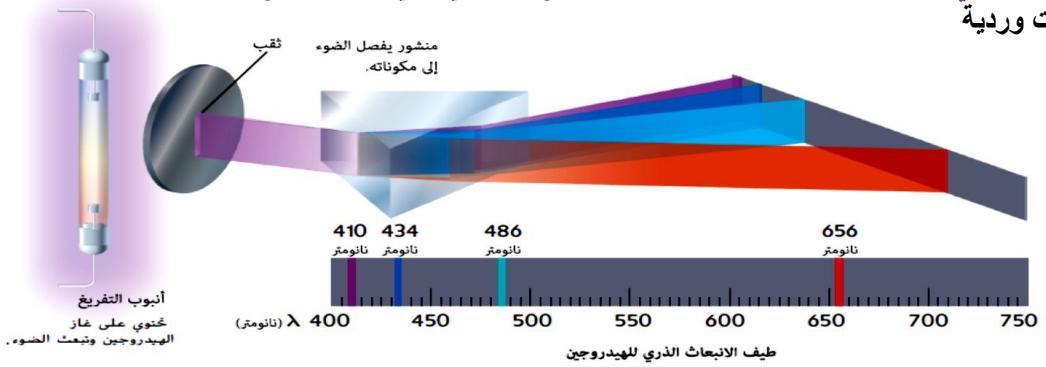
طيف الانبعاث الذري هو مجموعة الترددات للموجات الكهرومغناطيسية المنبعثة بواسطة ذرات هذا العنصر

مكونات طيف الانبعاث الذري. يتكون من عدة خطوط فردية من اللون تتطابق مع ترددات الإشعاع المنبعث من ذرات النيون (ليس نطاق مستمر كما في الطيف المرئي للضوء الأبيض)

ملاحظة: يتميز كل عنصر بطيف انبعاث ذري خاص به ويمكن استخدامه للتعرف على العنصر أو تحديد ما إذا كان هذا العنصر هو جزء من مركب غير معروف

مثال. عند غمس سلك بلاتيني في محلول نترات السترونشيوم ثم إدخاله في لهب بنزن ينبعث من ذرات السترونشيوم لون احمر مميز

الطيف الخطي لذرة الهيدروجين : عند إجراء تفريغ كهربائي علي أنبوبة تفريغ بها غاز الهيدروجين تبعث توهجات وردية



- يظهر الرسم التوضيحي التالي التوهج (القرمزي - الوردي) المميز الناتج عن ذرات الهيدروجين المستثارة والجزء المرئي من طيف الهيدروجين والمسؤول عن انتاج هذا التوهج
- لاحظ كيف تختلف طبيعة طيف الانبعاث الذري للهيدروجين الخطية عن تلك الخاصة بالطيف المستمر

* يلاحظ من الشكل السابق يمكن فصل الضوء القرمزي المنبعث من الهيدروجين الى مكوناته المختلفة باستخدام المنشور

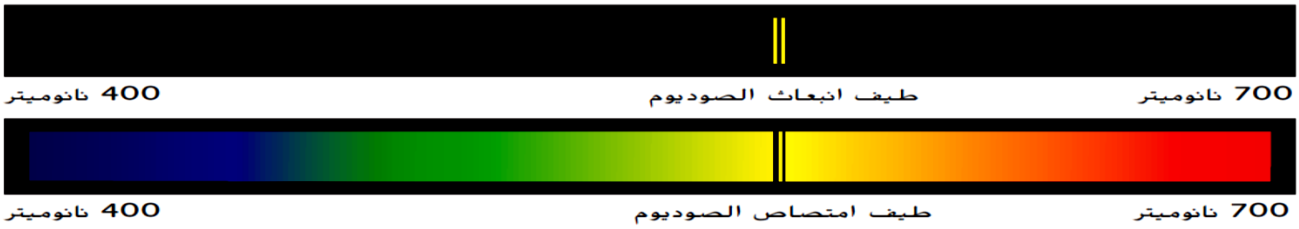
* للهيدروجين طيف انبعاث ذري يتكون من أربعة خطوط ذات أطوال موجية مختلفة

* يتميز كل عنصر بطيف انبعاث ذري خاص به ويمكن استخدامه للتعرف على العنصر

ملاحظات

1 - ظهور ألوان معينة فقط في طيف الانبعاث الذري تعني أن ترددات محددة فقط للضوء هي التي تنبعث

2 – الترددات المنبعثة تتعلق بالطاقة وفقا للمعادلة $E_{\text{فوتون}} = h\upsilon$ فإن الفوتونات ذات الطاقة المحددة فقط هي التي تبعث



يلاحظ من الرسم السابق

- الطيف السفلي هو طيف امتصاص وهو يتكون من خطوط سوداء على طيف مستمر
- تتطابق الخطوط السوداء مع ترددات معينة يمتصها عنصر محدد وهو الصوديوم في هذه الحالة ويمكن مطابقتها مع الخطوط الملونة الموجودة في طيف انبعاث الصوديوم الموضحة أعلى طيف الامتصاص

الفكرة الرئيسة : تساعد الخصائص الموجية للإلكترونات على الربط بين طيف الانبعاث الذري وحالات الطاقة للذرات والأفلاك الذرية

- **تذكر أن طيف انبعاث الهيدروجين غير مستمر (لأنه يتكون فقط من ترددات ضوئية محددة)**

س. ما سبب عدم استمرارية أطياف الانبعاث الذري للعناصر بدلا من كونها مستمرة؟

.....

.....

حالات الطاقة للهيدروجين

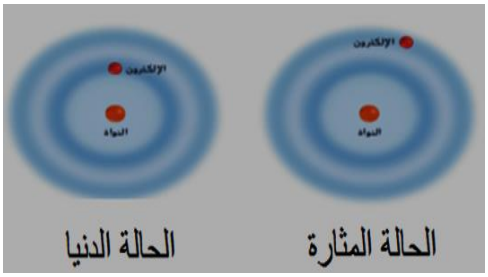
بناء على تصورات بلانك وأينشتاين للطاقة الكمية اقترح بور أن ذرة الهيدروجين لها حالات طاقة محددة مسموح بها

الحالة الدنيا : هي أقل حالة طاقة مسموح بها للذرة

الحالة المستثارة: هي حالة الذرة عندما تكتسب طاقة

ملاحظة : ربط بور حالات الطاقة لذرة الهيدروجين بالإلكترون داخل الذرة (نموذج بور)

- اقترح أن الإلكترون في ذرة الهيدروجين يتحرك حول النواة في مستويات دائرية ذات طاقة محددة مسموح بها فقط
- كلما صغر مستوى الإلكترون كلما قلت حالة الطاقة للذرة (مستوى طاقة أقل)
- كلما ازداد حجم مستوى الإلكترون كلما زادت حالة الطاقة للذرة (مستوى طاقة أعلى)
- يمكن لذرة الهيدروجين أن يكون لها عدة حالات مستثارة على الرغم من انها تحتوي على الكترون واحد
- لا تتواجد الألكترونات بين المستويات



وصف بور لذرة الهيدروجين

المستويات الرئيسة لبور	رقم الكم	نصف قطر المستوى (nm)	مستوى الطاقة الذري المتوافق	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	$E_7 = 49E_1$

- حدد بور عددا n يسمى رقم الكم لكل مستوى
- قام بحساب نصف قطر كل مستوى بالنسبة للمستوى الأول , أقرب المستويات للنواة n = 1 وهكذا كما بالجدول

طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين

أ – اقترح بور أن ذرة الهيدروجين لها حالات طاقة محددة توجد في الحالة الدنيا (مستوى الطاقة الأول) **حين يكون الإلكترون المفرد لها** في $n = 1$

ب – في الحالة الدنيا لا تنبعث أي طاقة من الذرة

ج – **حين تضاف الطاقة من مصدر خارجي ينتقل الإلكترون لمستوى طاقة أعلى مثل المستوى $n = 2$**

د – انتقال الإلكترون يجعل الذرة في حالة مستثارة

هـ -عندما تكون الذرة في حالة مستثارة يمكن أن يسقط الإلكترون من المستوى ذو الطاقة الأعلى الى مستوى طاقة أسفل

و – نتيجة لهذا الانتقال ينبعث من الذرة فوتون يتطابق مع الفارق في الطاقة بين المستويين

$$\Delta E = E_{\text{مدار الطاقة الأعلى}} - E_{\text{مدار الطاقة السفلي}} = E_{\text{فوتون}} = h\nu$$

يمكنك مقارنة حالات الطاقة الذرية للهيدروجين بدرجات السلم حيث يمكن للشخص تسلق السلم لأعلى أو لأسفل من درجة الى درجة فقط

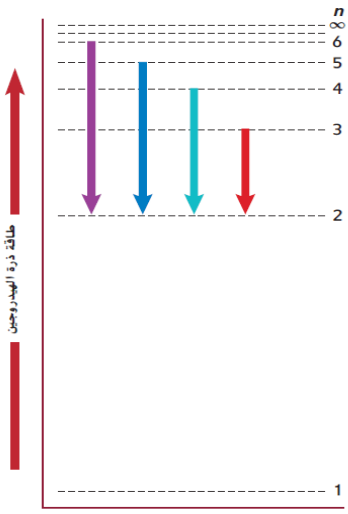
بالمثل يمكن للإلكترون أن ينتقل فقط من مستوى واحد مسموح به لمستوى اخر ولذلك يمكن ان تنبعث منه كميات محددة من الطاقة تتطابق مع الفارق في الطاقة بين المستويين

* يظهر الشكل التالي أنه على عكس درجات السلم فالمسافات بين مستويات الطاقة الذرية للهيدروجين غير متساوية

* هناك أربعة انتقالات للإلكترون وهو ما يفسر الخطوط المرئية التي تظهر في طيف الانبعاث الخطي للهيدروجين

ملاحظات

1 – انتقال الإلكترون من مستوى ذو طاقة أعلى الى المستوى الثاني يفسر وجود كل الخطوط المرئية للهيدروجين والتي يتكون منها تسلسل بالمر



2 – تم قياس الانتقالات الأخرى والتي لم تكن مرئية مثل تسلسل ليمان وتسلسل باشن

3 – تسلسل ليمان (فوق بنفسجية) حين تسقط **الإلكترونات في المستوى n = 1**

4 – تسلسل باشن (تحت الحمراء) حين تسقط الإلكترونات في المستوى n = 3

- يظهر الشكل أن مستويات طاقة محددة فقط هي المسموح بها
- مستويات الطاقة شبيهه بدرجات السلم
- **تتطابق الأربعة خطوط المرئية مع سقوط الإلكترونات من مستوى أعلى n إلى المستوى n = 2**
- مع ازدياد n تصبح مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين أقرب الى بعضها البعض

قصور نموذج بور

1 – فشل في شرح طيف أي عنصر أخر غير الهيدروجين

2 – لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات

نموذج ميكانيكية الكم

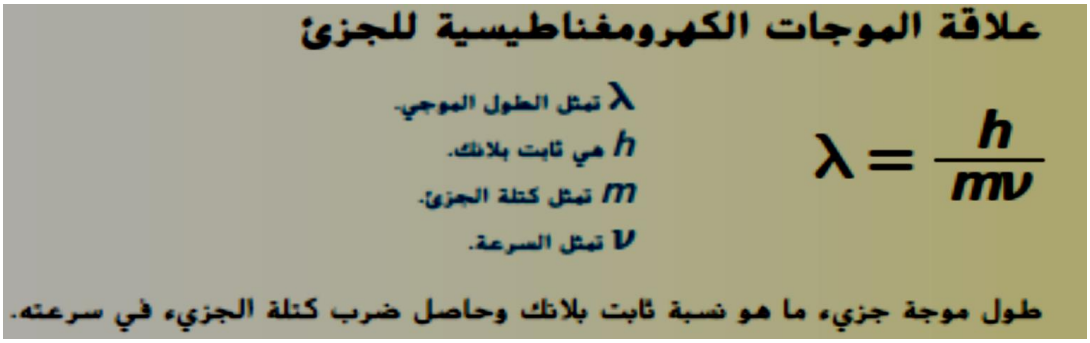
نظرية الكم. احتمال وجود الإلكترون في منطقه من الفراغ المحيط بالنواة

الإلكترونات كموجات

دي برولي. إذا كان للإلكترون حركة تشبه الموجة وانه ينحصر في مدارات دائرية أو ذات نصف قطر ثابت فإنه يحتمل وجود أطوال موجية وترددات وطاقات محددة

(أو الألكترون المحصور في مدارات محدة ذات ترددات وأطوال موجية محددة يسلك سلوكا موجيا)

معادلة دي برولي: **تتنبأ المعادلة بأن جميع الجسيمات المتحركة تتمتع بمواصفات موجية**



مبدأ الشك لهايزنبرج. **من المستحيل بشكل جوهري معرفة سرعة وموقع أي جسيم في نفس الوقت بدقة**

- أوضح هايزنبرج أنه من المستحيل أخذ قياسات أي جسم دون إحداث اضطراب فيه

عندما تريد تحديد موضع بالون متأرجح مملوء بالهيليوم في غرفة مظلمة يمكنك ذلك عن طريق

أ – لمس البالون باليد وعندما يتم ذلك فإنك تنقل اليه الطاقة وتغير موضعه

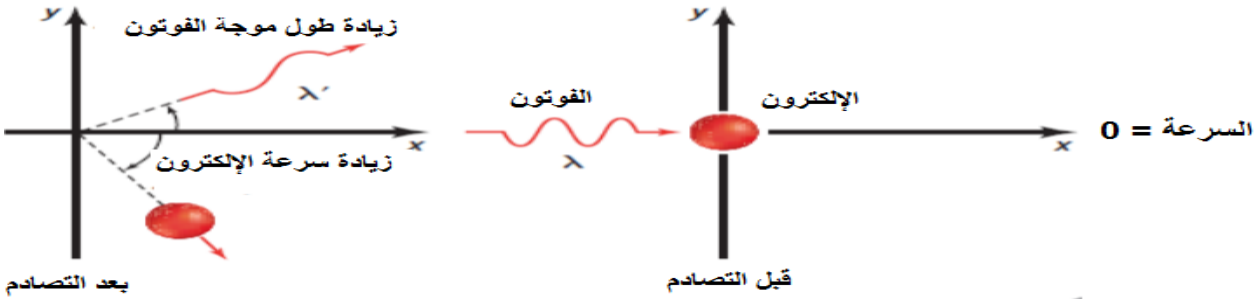
ب – إضاءة كشاف حيث تصل فوتونات الضوء المنعكسة من البالون إلى عينك وتكشف عن موقعه

ملاحظة. نظرا لأن البالون جسم كبير يمكن رؤيته بالعين المجردة فإن تأثير الفوتونات المرتدة يكون صغير جدا وغير ملحوظ

- عند تحديد موقع الكترون ما عن طريق اصطدامه بفوتون ذو طاقة عالية فإن التفاعل بين الفوتون والإلكترون يغير كل من الطول الموجي للفوتون وموقع وسرعة الإلكترون (لأن طاقة الفوتون نفس الإلكترون)

مبدأ الشك لهايزنبرج : يعني أنه من المستحيل تعيين مسارات محددة للإلكترونات مثل المستويات الدائرية في نموذج بور

- **الكمية الوحيدة التي يمكن معرفتها هي احتمالية أن يشغل أحد الإلكترونات منطقة محددة حول النواة**



معادلة شرودنجر للموجات

- اشتق شرودنجر معادلة تتعامل مع إلكترون ذرة الهيدروجين
- بدا نموذج شرودنجر لذرة الهيدروجين مناسب للتطبيق بشكل جيد على ذرات عناصر أخرى وهو **مافشل فيه** بور

نموذج ميكانيكية الكم للذرة . نموذج ذري يتم فيه التعامل مع الإلكترونات كموجات

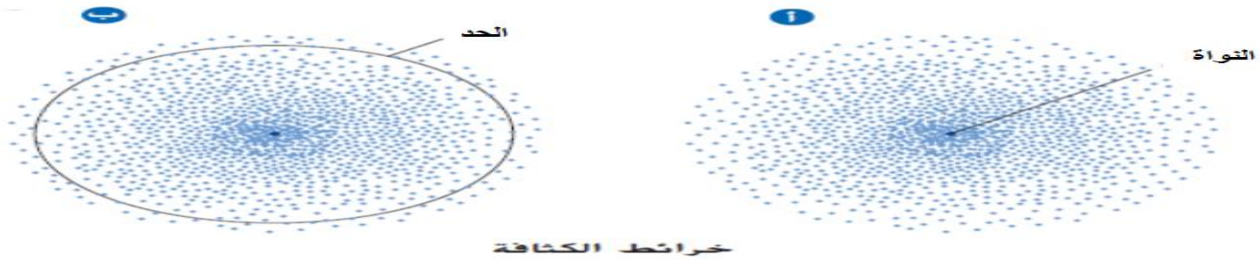
الموقع المحتمل للإلكترون

الفلك الذري . منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة يحتمل فيها تواجد الإلكترون

ملاحظة . يمكن تشبيه الفلك الذري بسحابة ضبابية تتناسب فيها الكثافة في نقطة محددة مع احتمالية العثور على الإلكترون في هذه المنطقة

خريطة الإحتمالية . صورة تصف التعرض الزمني للإلكترون الذي يتحرك حول النواة

- تشير الكثافة العالية للنقاط بالقرب من النواة إلى أكثر موقع محتمل للإلكترون



الأفلاك الذرية للهيدروجين

حد الذرة : سطح يتم اختياره في بعض الأوقات بحيث يحتوى على 90% من التوزيع المحتمل الإجمالي للإلكترون

- مما يعني أن احتمالية العثور على الإلكترون بداخله تبلغ 0.9 وخارجه تبلغ 0.1

تضم الدائرة الموضحة في الشكل (ب) السابق 90% من فلك الطاقة الأقل للهيدروجين

رقم الكم الرئيس (n)

- يعين نموذج ميكانيكية الكم أربعة أعداد كمية للأفلاك الذرية

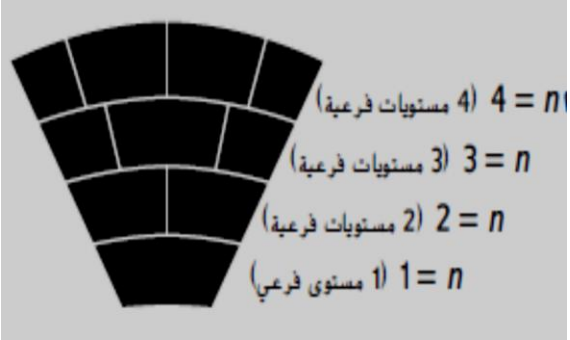
1 - رقم الكم الرئيس (n) . رقم يشيرالى الحجم النسبي للمستويات الرئيسة وطاقتها

ملاحظة . يرمز لرقم الكم الرئيس بالرمز n وبزيادة قيمة n يصبح المستوي أكبر ويقضي الإلكترون وقتا أطول بعيدا عن النواة وتزيد طاقة الذرة

مستويات الطاقة الرئيسة . هي مستويات ذات طاقة محددة ومتزايدة ويعبرعنها برقم الكم الرئيس (n)

- يعين لمستوى الطاقة الرئيس الاول رقم كم رئيس n = 1
- يعين لمستوى الطاقة الرئيس الثاني رقم كم رئيس n = 2 وهكذا

المستويات الفرعية للطاقة



- تحتوي مستويات الطاقة الرئيسة على مستويات فرعية للطاقة
  يرمز لها بالرموز (s , p , d , f)

ملاحظة . يحتوي كل مستوى طاقة رئيس على عدد من

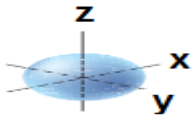
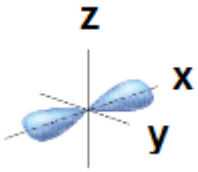
المستويات الفرعية للطاقة = رقم مستوى الطاقة الرئيس

1 - رقم الكم الثانوي (l) . رقم يشيرالي شكل الفلك

1 - رقم الكم المغناطيسي (m) . رقم يشيرالى أتجاه الفلك

1 - رقم الكم المغزلي (ms) . رقم يشيرالى دوران الألكترون حول محوره

أشكال الأفلاك

المستويات الفرعية للطاقة	عدد الافلاك	شكل الفلك	الرسم
S	1	كروي	
P	3	دمبل	
d	5	أكثر تعقيدا	
f	7	معقدة	

ملاحظة . يحتوي كل مستوى طاقة رئيس (n) على عدد من الأفلاك يساوي مربع رقم المستوى (n^2)

مستوى الطاقة الرئيس (n)	1	2	3	4
عدد الأفلاك (n^2)	1	4	9	16

الترتيب الإلكتروني

الفكرة الرئيسة . يمكن استخدام ثلاثة قواعد للتعرف على ترتيب الإلكترونات في الذرة

الترتيب الإلكتروني . هو ترتيب الإلكترونات في الذرة

الترتيب الإلكتروني في الحالة الدنيا للعنصر . هو أكثر الترتيبات استقرارا وأقلها طاقة للإلكترونات

مبادئ (قواعد ترتيب الإلكترونات)

1 – مبدأ أوفباو. كل إلكترون يشغل أقل فلك متاح للطاقة

- ترتيب الأفلاك الذرية حسب طاقتها من الأقل إلى الاعلى طاقة
- 1S, 2S , 2P, 3S , 3P , 4S , 3d , 4P , 5S , 4d , 5P , 6S , 4F

ملاحظات على مبدأ أوفباو

يقل تحت المستوى d عن رقم الدورة بمقدار (1)
يقل تحت المستوى f عن رقم الدورة بمقدار (2)

الجدول 3 سمات مخطط أوفباو

السمة	مثال
كافة الأفلاك المتعلقة بمستوى طاقة فرعي يكون لها نفس الطاقة.	كل أفلاك 2p الثلاثة لها نفس الطاقة.
في الذرة متعددة الإلكترونات، تختلف طاقات المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس.	الطاقة في أفلاك 2p الثلاثة أعلى من الفلك 2s.
من أجل زيادة الطاقة، يكون تسلسل مستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوى الطاقة الرئيس هو s,p,d,f.	بما أن $n = 4$، يكون تسلسل المستويات الفرعية للطاقة هو 4s, 4p, 4d, 4f.
يمكن للأفلاك المتعلقة بالمستويات الفرعية للطاقة ضمن مستوى طاقة رئيس واحد أن تتداخل مع الأفلاك المتعلقة بمستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوى رئيس آخر.	يمتلك الفلك المتعلق بالمستوى الفرعي 4s للذرة طاقة أقل من الأفلاك الخمسة المتعلقة بالمستوى الفرعي 3d.

أجب عن الأسئلة التالية

1 - أعلى مستوى طاقة يلي 4P هو

أ – 4d ب – 4f ج – 5P د – 5S

2 - رتب تحت المستويات التالية حسب الزيادة في الطاقة

(5p , 5S , 4d , 6S)

الترتيب هو : الأقل طاقة ..... ثم ..... ثم ..... ثم ..... الأعلى طاقة

- يملء تحت المستوي 4S بالالكترونات قبل دخول أي إلكترون إلي تحت المستوي 3d

س علل : لماذا يدخل الإلكترون الأخير للبوتاسيوم تحت المستوى 4S بدل تحت المستوى 3d ؟

.....

2 – مبدأ باولي للإستبعاد. الفلك الذري الواحد يمكن أن يشغله إلكترونان فقط كحد أقصى ولكن فقط إذا كانت الإلكترونات تدور بشكل متعاكس

أو (لايوجد الكترونان في ذرة واحدة لهما نفس قيم أرقام الكم الأربعة)

- يمكن تمثيل الإلكترونات في الإفلاك بأسهم في مربعات
- يمثل السهم الذي يشير إلى أعلى دوران الإلكترون في إتجاه واحد ↑
- يمثل السهم الذي يشير إلى أسفل دوران الإلكترون في الإتجاه المعاكس ↓
- يمثل المربع الفارغ فلك غير مشغول

* يمثل الفلك الذي يحتوي على سهم فردي لأعلى فلك ذو إلكترون واحد (نصف مكتمل)

* يمثل الفلك الذي يحتوي على سهمين لأعلى وأسفل فلك مكتمل (ممتلئا) ↓↑

3 – قاعدة هوند. الإلكترونات المفردة التي تدور بنفس الطريقة يجب أن تشغل كل فلك متعادل الطاقة قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية التي تدور بشكل معاكس نفس الأفلاك

أو (تشغل الأفلاك بألكترونات فرادي أولا قبل أن تذدوج)

ملحوظة . يوضح الشكل التالي التسلسل الذي تشغل به ستة إلكترونات ثلاث مدارات p

1. ↑ | | |
2. ↑ ↑ |
3. ↑ ↑ ↑
4. ↑↓ ↑ ↑
5. ↑↓ ↑↓ ↑
6. ↑↓ ↑↓ ↑↓

الطرق المستخدمة في تمثيل التوزيع الإلكتروني في الذرة

الجدول 4 التوزيع الإلكتروني ومخططات أفلاك العناصر 1–10

العنصر	العدد الذري	شكل الأفلاك 1s	2s	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	رمز التوزيع الإلكتروني
الهيدروجين	1	↑					$1s^1$
الهيليوم	2	↑↓					$1s^2$
الليثيوم	3	↑↓	↑				$1s^2\ 2s^1$
البريليوم	4	↑↓	↑↓				$1s^2\ 2s^2$
البورون	5	↑↓	↑↓	↑			$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
الكربون	6	↑↓	↑↓	↑	↑		$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
النيتروجين	7	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
الأكسجين	8	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
الفلورين	9	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
النيون	10	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

1 – مخطط الأفلاك (ترميز الفلك أو الترميز) حسب قاعدة هوند (كما بالجدول السابق)

2 – ترميز التوزيع الإلكتروني

وفيه تكتب أعداد الإلكترونات الموجودة في تحت المستويات بإضافة رقم فوقي إلي رمز تحت المستوي

3 - ترميز الغاز النبيل . هو ترميز يشير إلى مستوى طاقه رئيس مكتمل بثمانية إلكترونات

الغازات النبيلة : هي عناصر المجموعة 18 من الجدول الدوري وهي

(هيليوم – نيون – أرجون – كربتون – زينون رادون) ويوضع رمز الغاز النبيل بين قوسين

الجدول 5 الترتيب الإلكتروني للعناصر 18 -11

العنصر	العدد الذري	الترتيب الإلكتروني الكامل	الترتيب الإلكتروني باستخدام الغاز الخامل
الصوديوم	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[Ne]3s^1$
ماغنسيوم	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[Ne]3s^2$
ألومنيوم	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$[Ne]3s^2 3p^1$
السليكون	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$[Ne]3s^2 3p^2$
الفوسفور	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$[Ne]3s^2 3p^3$
الكبريت	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[Ne]3s^2 3p^4$
الكلور	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$[Ne]3s^2 3p^5$
الأرجون	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$[Ne]3s^2 3p^6$ or [Ar]

استثناءات للتوزيعات المتوقعة

الترتيب الإلكتروني للكروم هو $[Ar]\ 4S^1 3d^5$ وليس $[Ar]\ 4S^2 3d^4$

الترتيب الإلكتروني للنحاس هو $[Ar]\ 4S^1 3d^{10}$ وليس $[Ar]\ 4S^2 3d^9$

س علل للكروم $_{24}Cr$ والنحاس $_{29}Cu$ ترتيب ألكتروني مميز وضحه وما سببه ؟

إلكترونات التكافؤ .

هي الإلكترونات الموجودة بالأفلاك الخارجية للذرة وهي الإلكترونات التي تفقد أو تكتسب أو تشارك في تكوين مركبات كيميائية.

جدول يوضح الكترونات التكافؤ في العناصر الرئيسة:

* عدد إلكترونات تكافؤ المجموعتين 1 ,2 يساوي رقم المجموعة
* كم عدد الكترونات التكافؤ لعناصر المجموعة 1 ؟ إلكترون واحد.
* كم عدد الكترونات التكافؤ لعناصر المجموعة 2 ؟ 2 إلكترون.

* يمكن تحديد عدد الكترونات التكافؤ لعناصر المجموعات من (13-18) من العلاقة :

= رقم المجموعة - 10

الترميز النقطي للإلكترون . كتابة الرمز الكيميائي لأي عنصر محاط بإلكترونات التكافؤ مشار اليها بالنقاط

- توضع النقاط التي تمثل إلكترونات التكافؤ كل نقطة على الجوانب للرمز ثم يتم جمعها في أزواج حتى تظهر جميعها

الجدول 6 **التوزيع الإلكتروني والترميز النقطي للإلكترون**

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	الترميز النقطي للإلكترون
الليثيوم	3	$1s^2 2s^1$	Li·
البريليوم	4	$1s^2 2s^2$	·Be·
البورون	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	·B·
الكربون	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	·C·
النيتروجين	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	·N·
الأكسجين	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	:O·
الفلور	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	:F·
النيون	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	:Ne: