شكراً لتحميلك هذا الملف من موقع المناهج السعودية

ملخص الفصل الأول الضوء وطاقة الكم

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2024-05-04 12:40:50

التواصل الاجتماعي بحسب الثاني الثانوي

اضغط هنا للحصول على جميع روابط "الثاني الثانوي"

المزيد من الملفات بحسب الثاني الثانوي والمادة كيمياء في الفصل الثالث

1	حل الفصل الرابع الغازات
2	ملخص الباب الرابع كيمياء 3-2
3	ملخص الباب الثالث كيمياء 3-2
4	ملخص الباب الثاني كيمياء 3-2
5	ملخص الباب الأول

الضوء وطاقة الكم

نموذج رذرفورد :

١- نواة الذرة موجبة الشحنة

٢- كتلة الذرة متركزة في النواة

٣- النواة محاطة بإلكترونات سرعية

عيوب نموذج رذرفورد :

١- لم يوضح كيفية ترتيب الالكترونات في الفراغ حول النواة

٢- لم يوضح سبب عدم انجذاب الالكترونات (-) إلى النواة الموجبة

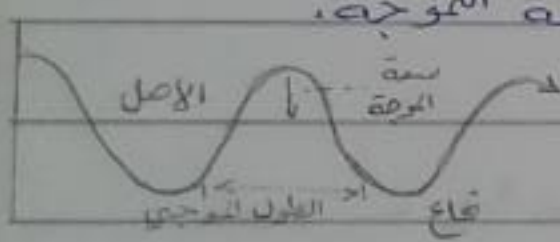
٣- لم يمكن العلماء من تفسير الاختلاف والتشابه في السلوك الكيميائي للعناصر المختلفة.

الاشعاع الكهرومغناطيسي :

شكل من أشكال الطاقة الذي يسلك السلوك الموجي في أثناء انتقاله في الفضاء.

أمثلة: الميكروويف - الأشعة السينية - موجات المذياع و التلفاز.

خصائص الموجات : الطول الموجي - التردد - سعة الموجة.



١) الطول الموجي : λ ← رمزه : لمدا.

هو أقصر مسافة بين قمتين متاليتن أو قاعين متاليين.

وحدته m يقاس ب السنتمتر cm والنانومتر nm. $(1nm = 1 \times 10^{-9} m)$

٢) التردد : ν ← رمزه : نيو.

هو عدد الموجات التي تعبر نقطة محددة خلال ثانية واحدة.

وحدته Hz الهرتز أو s^{-1} وهي وحدة قياس عالمية وقياسه = موجة واحدة في الثانية

٣) سعة الموجة : هي مقدار ارتفاع القمة أو انخفاض القاع عن مستوى خط الأصل.

الموجات الكهرومغناطيسية (سرعتها) = حاصل ضرب الطول الموجي في التردد

$$C = \lambda \nu$$

C ← سرعة الضوء، λ ← الطول الموجي، ν ← التردد

- سرعة الضوء = $3 \times 10^{8} m/s$

الضوء وطاقة الكم

قانون حاصل السرعة الموجة الكهرومغناطيسية :

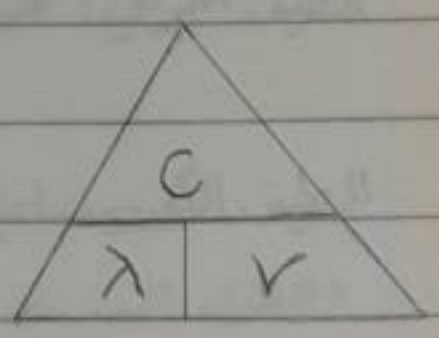
C = سرعة الضوء في الفراغ

λ = الطول الموجي

ν = التردد

$C = \lambda \nu$

الطول الموجي — التردد — سرعة الضوء



(ضوء الشمس : طيف متصل ومستمر).

العلاقة بين الطول الموجي والتردد :

١- الطول الموجي والتردد يتناسبان عكسياً

٢- الموجة الحمراء لها طول موجي أكبر وتردد أقل من موجة البنفسجي.

٣- قد يكون للموجات أطوال موجات وترددات مختلفة.

- تزداد طاقة الاشعاع الكهرومغناطيسي بزيادة التردد.
- كلما زاد تردد الموجة قل الطول الموجي.

الطيف الكهرومغناطيسي : هو سلسلة من الموجات المتصلة التي تسير بسرعة الضوء والتي تختلف في التردد والطول الموجي فقط.

مكوناته : مدى متصل من أطوال الموجات والترددات

مثال: ضوء الشمس (ضوء أبيض).

تحليل الضوء الأبيض : عند مرور الضوء الأبيض من خلال المنشور ينفصل الى طيف متصل من الألوان يسمى (الطيف المرئي) تختلف زاوية ميل الاشعاع باختلاف الطول الموجي.

(أحمر - برتقالي - أصفر - أخضر - أزرق - نيلي - بنفسجي).

أحمر: طول موجي أكبر وتردد أقل

بنفسجي: طول موجي أقل وتردد أكبر

علل: لماذا تسمى ألوان الطيف المرئي بالطيف المستمر؟

- لأن كل نقطة فيه تتوافق مع طول موجة وتردد مميزين.

الضوء وطاقة الكم

قوس المطر: تتشكل قوس المطر عندما تتشتت قطرات الماء الصغيرة الموجودة في الهواء.

الطيف المرئي: هو جزء بسيط من الطيف الكهرومغناطيسي بالكامل.

الطيف الكهرومغناطيسي الكامل: مكوناته: كل أشكال الاشعاع والتي تختلف في التردد والطول الموجي فقط.

* تزداد طاقة الاشعاع الكهرومغناطيسي كلما زاد التردد
* طاقة الضوء البنفسجي أكبر من طاقة الضوء الأحمر، لأن تردده أكبر من تردد الضوء الأحمر

مصادر الطيف الكهرومغناطيسي:

١- **نشاطات إنسانية:** تشمل موجات الراديو والتلفاز ومحطات تقوية الهاتف والمصابيح ومعدات الأشعة السينية الطبية.

٢- **المصادر الطبيعية:** مثل البرق والنشاط الإشعاعي الطبيعي.

الطبيعة المادية للضوء:

الكم: هو أقل كمية من الطاقة يمكن أن تكسبها الذرة أو تفقدها.

- يمكن للمادة أن تكتسب أو تخسر طاقة على دفعات بكمية صغيرة محددة تسمى الكم.

فرضية بلانك: الطاقة المنبعثة من الأجسام الساخنة تكمأة

$E = h\nu$ ← طاقة الكم (quantum)

طاقة الكم ← E — التردد ← ν — ثابت بلانك ← h — 6.626×10^{-34}

(وحدته ← ك.ل (الجول) وهو وحدة الطاقة العالمية.

{تزداد طاقة الاشعاع بازدياد التردد}

التأثير الكهروضوئي: هو انبعاث الفوتو (الكترونات) من سطح الفلز عندما يسقط عليه ضوء تردده (مساوي) لتردد الفوتون أو (أعلى) منه على سطح الفلز

تنبيه: ينبأ النموذج الموجي أنه حتى الضوء المنخفض في الطاقة والتردد سوف يتراكم ويوفر الطاقة اللازمة لاطلاق الفوتو الكترون

تنبيه: المادة تشع أو تمتص طاقة بمضاعفات صحيحة لقيم $h\nu$ (التردد في ثابت بلانك)

$1h\nu$ ، $2h\nu$ ، $3h\nu$

الضوء وطاقة الكم

كيفية حدوث التأثير الكهروضوئي :

١- يصطدم ضوء ذو تردد معين بسطح فلز فتنبعث الكترونات

٢- عدد الالكترونات المنبعثة (تزيد) بزيادة (شدة الضوء)

٣- عدد الالكترونات المنبعثة (تزيد) بزيادة (تردد الضوء)

* إذا كان تردد الضوء الساقط (أقل) من التردد اللازم لانطلاق الضوئو فلن ينطلق الفلز e

الطبيعة الثنائية للضوء : الضوء له طبيعة ثنائية فالضوء يملك خواص :

١- موجية ٢- مادية

الفوتون: هو جسيم لا كتلة له يحمل كماً من الطاقة.

أفكار أينشتاين عن طاقة الفوتون :

١- طاقة الفوتون تعتمد على تردده

٢- طاقة الفوتون له حداً معيناً من الطاقة يؤدي إلى إطلاق الضوئو الكترون من سطح الفلز وتسبب في التأثير الكهروضوئي.

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

$E_{photon} = h\nu$ ← طاقة الفوتون ، ν ← التردد

h ← ثابت بلانك

طيف الانبعاث الذري لعنصر :

هو مجموعة ترددات الموجات الكهرومغناطيسية المنطلقة من ذرة العنصر.

مثال: توجد مجموعة خطوط منفصلة من الألوان مرتبطة بتردد الاشعاع المنبعث من ذرات العنصر مثل (النيون). ← يوجد لكل عنصر طيف انبعاث ذري فريد ومميز.

* ما الفرق بين الطيف المستمر وطيف الانبعاث ؟

طيف الانبعاث ← خاص بعنصر واحد

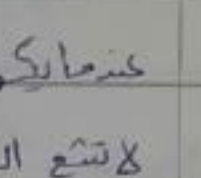
الطيف المستمر ← كل الألوان.

نظرية الكم والذرة

الذرة : هي أصغر جزء من العنصر يحتفظ بجميع خواصه وتتكون الالكترونات والبروتونات و N

العدد الكمي : هو العدد الصحيح (n) لكل مدار

طيف الهيدروجين الخطي :

	الحالة المستقرة ← أدنى طاقة
	عندما يكون الالكترون الوحيد في مستوى الطاقة $n=1$
	لاتشع الذرة طاقة في هذه الحالة
حالة الاثارة ← اكتساب طاقة	
عند اضافة طاقة من الخارج الى ذرة ينتقل الالكترون الى مستوى طاقة أعلى الحالة ينتقل الالكترون من مستوى الطاقة الأعلى الى الأقل بنتيجة لذلك ترسل الذرة فوتون له طاقة تساوي الفرق بين طاقة المستويين	فرق الطاقة = طاقة المستوى الاعلى − طاقة المستوى الأدنى = طاقة الفوتون $h\nu$
	كل ما صغر مستوى الالكترون قل الطاقة

1 ـ نموذج بور للذرة : لبور اقتراحان

1ـ لذرة الهيدروجين مستويات طاقة يسمح للالكترونات أن توجد فيها.

2ـ الالكترون يتحرك حول النواة في مدارات (دائرية)

✳ العلاقة بين مدار الالكترون وطاقة المستوى:

كلما **صغر** مدار الالكترون كلما **قلت** طاقته أو قل مستوى الطاقة (العكس صحيح)

لذلك لذرة الهيدروجين حالات إثارة كثيرة رغم انها تحتوي على الكترون واحد

حدود نموذج بور : (أخطائه)

1. لم يستطع تفسير طيف أي عنصر آخر سوى الهيدروجين
2. لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات
3. وصف حركة الالكترون قائلاً: انها تتحرك حول النواة في مدارات دائرية.

نظرية الكم والذرة

اسهامات دي برولي :

١- اعتقد أن الجسيمات المتحركة خواص الموجات

٢- الالكترون يشع (موجات) ذات أطوال موجية وترددات وطاقات معينة فقط،
لأن للالكترون حركة الموجة مصير مدارات دائرية أنصاف أقطارها ثابتة.

2- معادلي دي برولي :

$$\lambda = \frac{h}{m\,v}$$

λ: طول الموجة — h: ثابت بلانك — m: كتلة الجسم — v: السرعة

وضح العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

* اعتقد أن للجسيمات المتحركة خواص الموجات

3- النموذج الميكانيكي الكمي للذرة :

١- تعامل الالكترون على انه (موجة)

٢- النموذج لا يحاول وصف مسار الالكترون حول النواة ← عكس (بور).

٣- يحدد طاقة الالكترون بقيم معينة

عللي : النموذج الكمي للذرة سمي النموذج الموجي ؟

- لأنه يتعامل مع الالكترون حول النواة

4- مبدأ هايزنبرج للشك :

١- من المستحيل معرفة سرعة جسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة.

٢- من المستحيل تحديد مسارات ثابتة للإلكترونات مثل: المدارات الدائرية في نموذج بور

٣- الكمية الوحيدة التي يمكن معرفتها : هي المكان الذي يحتمل أن يوجد فيه الإلكترون

نظرية الكم والذرة

5- نموذج شرودنجر لذرة الهيدروجين :

١- أول من كتب معادلات موجة الالكترون التي أدت الى النموذج الكمي للذرة

٢- معادلته تنطبق على ذرات العناصر الأخرى ← عكس بور

٣- تابع نظرية الموجة التي افترضها (دي برولي)

موقع الالكترون المحتمل :

الالكترون ↗ الكم

المستوى: منطقة ثلاثية الأبعاد للإلكترون حول النواة ويصف الموقع المحتمل لوجود الكم

المستوى الفرعي: يشبه سحابة تتناسب كثافتها عند نقطة معينة مع احتمال وجود الالكترون بالمنطقة.

السحابة الإلكترونية :

النواة ← الكم ←

١- تصف الالكترون في المستوى الطاقة الأدنى

٢- تقدم صورة لنظية لحركة الالكترون حول النواة (السحابة الالكترونية)

٣- تمثل الكثافة العالية للنقاط قرب النواة احتمالاً كبيرة لوجود الالكترون في هذا الموقع

مستوى ذرة الهيدروجين :

حدود المستوى: احتمال وجود الالكترون قريباً من النواة وضمن الحجم المعرف بالحدود أكثر من احتمال وجوده خارج ذلك الحجم

- الدائرة تمثل 90٪ من مستوى الهيدروجين الأقل طاقة

علل: ليس للمستوى حجم ثابت ودقيق ؟

لأن حدود المستوى غير واضحة

عدد الكم الرئيسي (n) : يتم تعيينه في ضوء النموذج الكمي ليدل على الحجم النسبي وطاقة المستويات

١- كلما زادت قيمة (n) زاد حجم المستوى وزادت طاقة الذرة

٢- تحدد n مستويات الطاقة الرئيسية للذرة

٣- عدد مستويات الطاقة الرئيسية لذرة الهيدروجين (7)

نظرية الكم والذرة

المستويات الثانوية

- كل مستوى طاقة رئيسي يحتوي على مستويات ثانوية
- F, d, P, S تسمى المستويات الثانوية حسب أشكال المستويات الفرعية.

أعدادها

رقم المستوى الرئيسي (n)	1	2	3	4
عدد المستويات الثانوية	1	2	3	4

أشكال المستويات الفرعية:

مستويات (S):

١- جميعها كروية الشكل

٢- المستوى 2s كروي وأكبر حجم من 1s

٣- 1s يقع في المستوى الأول و الـ 2s يقع في المستوى الثاني

٤- كل مستوى فرعي يحتوي على إلكترونين كحد أعلى.

قانون أقصى عدد من الإلكترونات:

$2n^2$ = رقم المدار n

$2(3)^2 = 18$ ← 3

مستويات (P):

١- جميعها تتكون من وضعين.

٢- مستوياته $2P_z$ ، $2P_y$ ، $2P_x$

٣- تغير الأحرف x و y و z عن الاتجاهات

٤- مستويات الطاقة الرابع $n=4$ يحتوي على 7 مستويات فرعية ذات طاقة متساوية

ظرية الكم والذرة

- كل مستوى طاقة رئيسي يحتوي على مستويات ثانوية

يات

- F, d, P, S تسمى المستويات الثانوية حسب أشكل المستويات الفرعية.

	رقم المستوى الرئيسي (n)	1	2	3	4
	عدد المستويات الثانوية	1	2	3	4

ى المستويات الفرعية :

ات (S) :

ها كروية الشكل

توى 2s كروي وأكبر حجم

يقع في المستوى الأول و الـ 2s

توى فرعي يحتوي على إلكترو

(P) :

تتكون من فصين.

السلاسل الفوق البنفسجية (ليمان) :

$n = 1$

المستوى الأول.

السلاسل تحت الأحمر (باشن) :

$n = 3$

المستوى الثالث

سلاسل الضوء المرئي (بالمر) :

$n = 2$

المستوى الثاني

مستويات (F, d):

١- ليس لها الشكل نفسه

٢- المستوى الفرعي d يحوي 5 مستويات

٣- المستوى الفرعي d_{z^2} له شكل واتجاه يختلفان عن المستويات الفرعية الأربعة السابقة

٤- المستوى الثانوي F يحوي 7 مستويات ذات طاقة متساوية لها أشكال معقدة ومتعددة الفصوص.

(الجدول صفحة 30)

(ملخص النماذج)

اقترح لذرة الهيدروجين مستويات طاقة تتحرك فيها الالكترونات في مسارات دائرية

نموذج بور : فسر الطيف المرئي لذرة الهيدروجين فقط
وخصص لكل مدار عدد (n) عدد كمي (رقما)

النموذج الميكانيكي الكمي للذرة : يعامل الالكترونات على انها موجات

دي برولي : المعادلة التي تربط بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية
← اعتقد ان الالكترونات موجات ← استنتج $\lambda = \frac{h}{mv}$

لشرودنجر : أول من كتب معادلات موجة الالكترون التي أدت إلى النموذج الكمي للذرة واشتق معادلة على اعتبار أن الالكترون ذرة الهيدروجين موجة

مبدأ هايزنبرج للشك : مستحيل معرفة سرعة جسيم ومكانه في الوقت نفسه

التوزيع الالكتروني

التوزيع الالكتروني : هو ترتيب الالكترونات في الذرة

الالكترون : جسيم ذو كتلة صغيرة جداً سالب الشحنة موجود في كل أشكال المادة ويتحرك بسرعة في الفراغ المحيط بنواة الذرة.

التوزيع الالكتروني في الحالة المستقرة :

هو ترتيب الالكترونات في الوضع الأقل طاقة والأكثر ثباتاً

علليي : تميل الالكترونات إلى اتخاذ ترتيب يعطي الذرة أقل طاقة ممكنة ؟

لأن الأنظمة ذات الطاقة المنخفضة أكثر استقراراً من الأنظمة ذات الطاقة العالية.

قواعد هامة عند التوزيع الالكتروني :

أوفباو — باولي — هوند

١- مبدأ أوفباو : ينص على أن كل الكترون يشغل المستوى الأقل طاقة.

رسم أوفباو : ← لتحديد التوزيع الالكتروني في الحالة المستقرة.

يتطلب معرفة ترتيب المستويات الفرعية وفق تزايد طاقتها.

مثال :

	S	P	d	F
المستوى الثاني	1	3	5	7
الالكترونات	2	6	10	14

↓

الأعلى طاقة

☆

التوزيع الالكتروني

(خواص رسم أوفباو)

الخاصية	مثال
طاقة المستويات الفرعية في المستوى الثانوي جميعها متساوية	المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثاني 2P جميعها متساوية في الطاقة
في الذرة متعددة الالكترونات تكون طاقة المستويات الثانوية المختلفة ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد (مختلفة).	طاقة المستويات الفرعية الثلاثة 2P أعلى من طاقة المستوى الفرعي 2S.
تسلسل زيادة طاقة المستويات الثانوية ضمن مستوى الطاقة الرئيسي هو الأقل F, d, P, S الأقوى	فإذا كان $n=4$ فتسلسل مستويات الطاقة الثانوية الأقل 4F, 4d, 4P, 4S الأعلى
تستطيع مستويات الطاقة الثانوية لمستوى رئيس أن تتداخل مع مستويات الطاقة الثانوية ضمن مستوى رئيس أخر	طاقة المستوى الفرعي في المستوى الثانوي 4S أقل من طاقة المستويات الفرعية الخمسة في المستوى الثانوي 3d

التوزيع الالكتروني

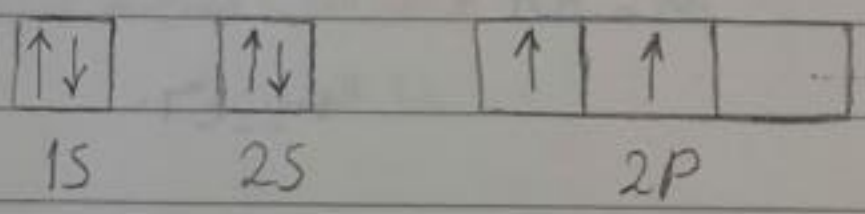
مبدأ باولي: عدد الكترونات المستوى الفرعي الواحد لا يزيد عن الكترونين ويدور كل منهما حول نفسه باتجاه معاكس للآخر.

دوران الالكترون: لكل إلكترون اتجاه دوران مرتبط معه مشابهاً للطريقة التي يدور بها المخروط الدوار على رأسه

تمثيل الالكترونات:

- يمثل المربع الفارغ مجالاً شاغراً فارغاً من الالكترونات. ☐
- المربع الذي يحتوي على سهم واحد يتجه الى أعلى مستوياً فرعياً بالكترون واحد ↑
- المربع الذي يحتوي على سهمين أحدهما يتجه الى أعلى والآخر الى أسفل مستوياً فرعياً ممتلئاً ↑↓
- الى الأعلى للإلكترون في مستوى الطاقة الرئيسي $= 2n^2$ لأن كل مستوى فرعي لا يحتوي أكثر من إلكترونين.

قاعدة هوند: تنص على أن الالكترونات تتوزع في المستويات الفرعية المتساوية في الطاقة بحيث تحافظ على أن يكون لها الاتجاه نفسه من حيث الدوران قبل أن تشغل الالكترونات الاضافيه ذات اتجاه الدوران المعاكس المستويات نفسها



مثال على قاعدة هوند: تملأ مستويات 2P الفرعية الثلاثة بالالكترونات منفردة ثم تحدث عملية الازدواج

$1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S\ 3P\ 4S\ 3d^{10}\ 4P\ 5S\ 4d\ 5P\ 6S\ 4F^{14}\ 5d$

$6P\ 7S\ 5F\ 6d\ 7P$

التوزيع الالكتروني

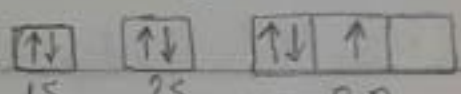
طرق التوزيع الالكتروني :

الترميز الالكتروني — رسم المربعات — ترميز الغاز النبيل

① رسم مربعات المستويات : الأسهم = تعبر عن الالكترونات

المربع = يعني عدد الكم الرئيسي ومستوى الطاقة الفرعية في المستوى الثانوي :

مثال = ذرة الكربون في الحالة المستقرة



② الترميز الالكتروني : الأس = تمثل عدد الالكترونات في المستوى

الترميز (العددي بالأول) = يعبر عن مستوى الطاقة الرئيسي والثانوية المرتبطة مع الفرعية بالذرة.

(الجدول صفحة 74 مهم) ← اوزع التوزيع العادي (مثل) بعدين اسوي مربعات

③ ترميز الغاز النبيل : وصفه = طريقة لتمثيل التوزيع الالكتروني للغازات النبيلة الموجودة في الأعمدة الأخيرة من الجدول الدوري

الأس = تستخدم الأقواس المربعة [ ] في ترميز الغاز النبيل

مثال = $He=2$ - $Ne=10$ - $Ar=18$ - $Kr=36$ - $Xe=54$ - $Rn=86$

* الغاز النبيل : عنصر مستقر بمحتوى مداره الأخير على 8 الكترونات عدا الهيليوم.

عدده الذري $Cl = 17$

* عدده الذري $Ar = 18$

التانية اوزعها والعشرة ارمزها بـ Ne

عدده الذري $Na = 11$

عدده الذري $Mg = 12$

عدده الذري $AL = 13$

عدده الذري $Si = 14$

عدده الذري $P = 15$

عدده الذري $S = 16$

التوزيع الالكتروني

التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس):

١- طريقة تمثيل الكترونات التكافؤ حول رمز العنصر باستعمال النقاط

٢- اكتب رمز العنصر الذي يمثل نواة الذرة.

٣- تمثل الكترونات التكافؤ بنقاط

٤- توضع نقطة واحدة في كل مرة على الجوانب الأربعة للرمز.

٥- تكرر العملية السابقة حتى تستخدم جميع النقاط.

(نأتي بالتوزيع الالكتروني اشوف اكبر رقم كبير اذا تكرر اجمع الالكترونات اللي فوق بعدين اوزعها توزيع نقطي مثال: $_3Li$ ← $1s^2\ 2s^1$ اكبر رقم 2 مع الاس 1، أوزعه Li)

$Li = 3$ ·Be· = 4 ·B· = 5 :Ne: = 10

·C· = 6 ·N· = 7 ·O· = 8 :F: = 9

* الأرقام الزرية للعناصر ↑

الكترونات التكافؤ: هي إلكترونات المستوى الأخير للذرة

مثال: تحتوي ذرة الكبريت على 16 الكترون ⑥ هي الكترونات التكافؤ $[Ne]\ 3s^{②}3p^{④}$

استثنائات التوزيع الالكتروني: التوزيع الالكتروني للكروم والنحاس

التوزيع	Cr_{24}	Cu_{29}
غير صحيح	$[Ar]\ 4s^2\ 3d^4$	$[Ar]\ 4s^2\ 3d^9$
صحيح	$[Ar]\ 4s^1\ 3d^5$	$[Ar]\ 4s^1\ 3d^{10}$

المستوى d حالة شاذة لازم يكون 5 نقط مختلفة ، أو 10 مختلفة

١- في توزيع الكروم يأخذ الكترون واحد من المستوى 4s لكي يصل الى الاستقرار d^5

٢- في توزيع النحاس يأخذ الكترون واحد من المستوى 4s لكي يصل الى الاستقرار d^{10}

مراجعات للفصل الأول

العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسية والثانوية والفرعية :

الرئيسة	الثانوية	الفرعية	الاستيعاب المستوى الثانوي	الاستيعاب المستوى الرئيسي
1	S	□	2	2
2	S ← P ←	□ ← □□□	2 ← 6 ←	8
3	S ← P ← d ←	□ ← □□□ ← □□□□□	2 ← 6 ← 10 ←	18
4	S ← P ← d ← F ←	□ ← □□□ ← □□□□□ ← □□□□□□□	2 ← 6 ← 10 ← 14 ←	32

مبدأ هايزنبرج ← من المستحيل معرفة سرعة جسم ومكانه في الوقت نفسه للشك

مبدأ أوفباو ← كل إلكترون يشغل المستوى الأقل طاقة

مبدأ باولي ← عدد الالكترونات المستوى الفرعي الواحد لا يزيد عن الكترونين ويدور كل منهما حول نفسه باتجاه معاكس للآخر

قاعدة هوند ← الالكترونات تتوزع في المستويات الفرعية المتساوية في الطاقة

مراجعات للفصل الأول

التعاليل :

١- ألوان الطيف المرئي تسمى بالطيف المستمر ؟
لأن كل نقطة فيه تتوافق مع طول موجة وتردد مميزين

٢- طاقة الضوء البنفسجي أكبر من طاقة الضوء الأحمر ؟
لأن تردد الضوء البنفسجي أكبر من تردد الضوء الأحمر

٣- الضوء له طبيعة ثنائية ؟
لأن حزمة الضوء تملك خواص موجية وأخرى مادية.

٤- النموذج الكمي للذرة يسمى النموذج الموجي ؟
لأنه يتعامل مع الالكترون حول النواة

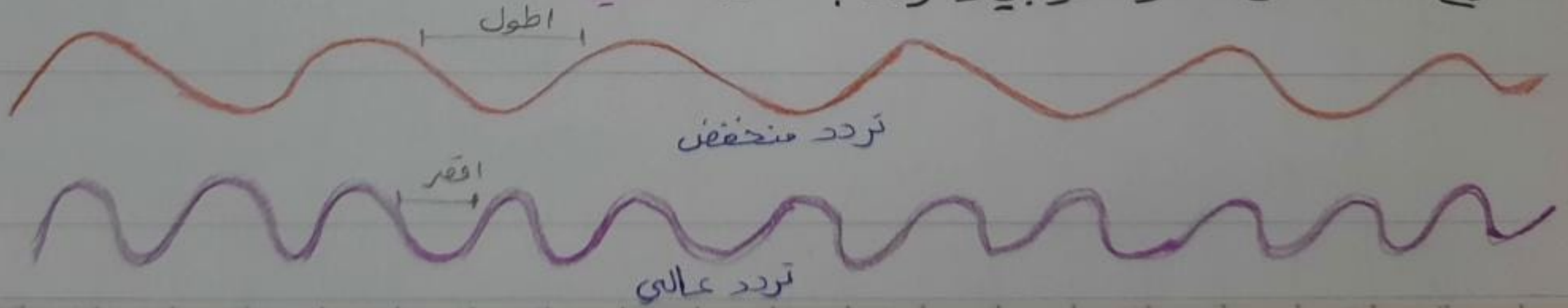
٥- ليس للمستوى حجم ثابت ودقيق ؟
لأن حدود المستوى غير واضحة

٦- تميل الالكترونات الى اتخاذ ترتيب يعطي الذرة أقل طاقة ممكنة ؟
لأن الأنظمة ذات الطاقة المنخفضة أكثر استقراراً من الأنظمة ذات الطاقة العالية

٧- يشذ كل من الكروم و النحاس في التوزيع الالكتروني عن باقي العناصر ؟
لكي يصل الى حالة الاستقرار، نصف المتلئة والمتلئة s, d

نوع الأشعة	أشعة جاما	أشعة X	فوق البنفسجي	الضوء المرئي	تحت الحمراء	الميكروويف	الراديو
الطول الموجي	3×10^{-12}	3×10^{-9}	3×10^{-8}	3×10^{-6}	3×10^{-4}	3×10^{-2}	3×10^{4}
	يزداد الطول الموجي ←						
التردد	1×10^{20}	1×10^{17}	1×10^{16}	1×10^{14}	1×10^{12}	1×10^{10}	1×10^{4}
	→ يزداد التردد						

ما نوع العلاقة بين الطول الموجي والتردد ؟ علاقة عكسية



مراجعات للفصل الأول

المقارنات :

إلكترونات التكافؤ	تمثيل لويس
①	
إلكترونات المستوى الأخير للذرة .	تمثيل إلكترونات التكافؤ حول رمز العنصر باستخدام النقاط .

مستوى الطاقة الرئيسي	مستوى الطاقة الثانوي
(n) تحدد مستويات الطاقة الرئيسية للذرة.	تحتوي مستويات الطاقة الرئيسية على مستويات ثانوية عددها = رقم الطاقة الرئيسي .

حالة الاستقرار	حالة الاثارة
③ هي الحالة التي تكون فيها إلكترونات الذرة في أدنى طاقة	عندما تكتسب إلكترونات الذرة طاقة .