مجلس أبوظبي للتعليم

مدرسة حمزة بن عبدالمطلب الثانوية

الكيمياء

أوراق عمل للصف العاشر

لاستخدام أوراق العمل لمساعدتك على أداء الأنشطة داخل الصف ولاحقاً عن الكتاب المدرسي

الأفكار السابقة حول المادة

CL1.MI.1

مقدمة

نلاحظ التطور الكبير في جميع العلوم والدراسات المتعمقة في طبيعة المواد لفهم أكثر لتطور الحياة ولتحسين استخدامنا للمواد للوصول لأقصى استفادة ممكنة منها. لكن لم تكن البدايات سهلة كما يعتقد البعض حيث لم تتوفرالأدوات لرؤية أعمق لمكونات المواد إلا مؤخراً حتى أن البدايات كانت تعتمد على النظريات القائمة على استنتاجات حول نتائج التجارب و لم تكن تعتمد على رؤية حقيقية لمكونات المادة.

بدأت النظريات بأفكار حول المادة ومكوناتها وكانت أولاها أن المواد تتكون في الأساس من أربعة مكونات.

اذكر هذه المكونات الأربع.

أفكار ديموقريطيس (أحياناً تكتب ديموكريتوس)

افترض ديموكريتوس بعض الافتراضات حول المادة، منها،

أفكار أرسطو

كذلك ساهم أرسطو ببعض الأفكار حول أساس تكون المادة، منها،

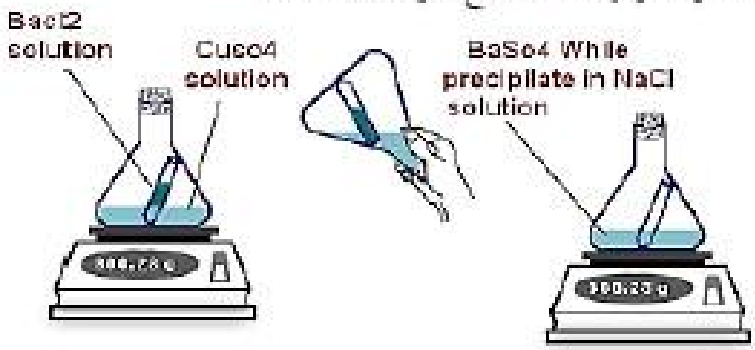
نظرية دالتون الذرية

لعلك لاحظت الفرق بين الثلاث عناوين السابقة، حيث تضمن الكلام عن أرسطو وديموقريطس عبارة أفكار، وفي المقابل استخدمنا لفظ "نظرية" مع ما استنتجه دالتون، حيث أجرى دالتون بعض التجارب والأبحاث استنتج منها نظريته.

اكتب فروض نظرية دالتون

MohamedAhmedAbdelhaq

من نتائج نظرية دالتون هو ربط نتائجه مع قانون حفظ الكتلة.



ينص قانون حفظ الكتلة على :

كيف تشرح نظرية دالتون قانون حفظ الكتلة؟

اذكر بعض الأخطاء التي وقع فيها دالتون.

Mohamed Ahmed Abdelbari

الضوء والطاقة الكمية

CL1.M1.2

بعد اكتشاف الذرات وضع العلماء العديد من النظريات حول بناء الذرة، من أهم هذه النظريات نظرية رزارفورد، من أهم بنود نظرية رزارفورد:

- معظم كتلة الذرة وكذلك الشحنة الموجبة مركزة في النواة.
- تدور الإلكترونات السالبة حول النواة المركزية.

واجهت نظرية رزارفورد بعض القصور كغيرها من النظريات، من أهم التساؤلات التي لم تجب عليها نظرية رزارفورد،

- ما الطريقة التي تترتب بها الإلكترونات حول النواة.
- لماذا لا تنجذب الإلكترونات السالبة إلى النواة الموجبة.
- لماذا تتشابه بعض العناصر في السلوك الكيميائي.

من العناصر المتشابهة في السلوك كيميائياً، الليثيوم (*Li*) والصوديوم (Na) والبوتاسيوم (K)، حيث يتفاعل أحدها مع الماء وينتج من التفاعل غاز الهيدروجين الذي يشتعل بفرقعة شديدة.

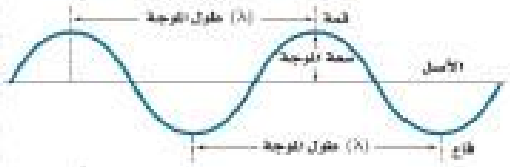
يرتبط التوزيع الإلكتروني للذرات مع نوعية الضوء المنطلق عند اشتعال العناصر، ولفهم هذا الترابط نراجع معاً بعض المفاهيم عن الضوء.

الطبيعة الموجية للضوء

الإشعاع الكهرومغناطيسي: شكل من أشكال الطاقة ينتج عنه سلوك يشبه سلوك الموجات أثناء انتقاله في الفراغ.

أمثلة على الإشعاع الكهرومغناطيسي:

- الضوء المرئي
- شعاع الميكروويف "المستخدم لطهو الطعام ونقل إشارات الهواتف المتحركة"
- الأشعة السينية "المستخدمة في تصوير العظام والأسنان"
- موجات الراديو "التي تنقل إشارات التلفاز والراديو"



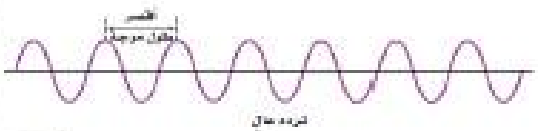
خصائص الموجات

الطول الموجي (λ) "لامدا"

الطول الموجي: أقصر مسافة بين نقطتين متماثلتين متتاليتين على مسار الموجة. (مثلاً قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين) ويُقاس بوحدات الطول (المتر – السنتيمتر – أو النانومتر)

التردد (ν) "نيو"

التردد: عدد الموجات الكاملة التي تعبر نقطة معينة خلال زمن معين. وتقاس بوحدة الهيرتز (Hz)



الهيرتز: عدد الموجات التي تعبر نقطة معينة خلال ثانية واحدة.

سعة اهتزاز الموجة

سعة اهتزاز الموجة: سعة الموجة من نقطة نشأتها لأبعد نقطة يمكن تصل إليها في القمة أو القاع.

سرعة الموجة (c)

سرعة الموجة: المسافة التي تقطعها الموجة خلال زمن معين. ويمكن حسابها بضرب الطول الموجي × التردد

$$C = \lambda \times \nu$$

مثال

1) احسب السرعة التي تتحرك بها موجة ترددها $10^{12}\ Hz$ وطولها الموجي $3\times10^{-4}m$.

2) احسب السرعة التي تتحرك بها موجة ترددها $10^{8}\ Hz$ وطولها الموجي $3m$.

3) احسب السرعة التي تتحرك بها موجة ترددها $10^{4}\ Hz$ وطولها الموجي $3\times10^{4}m$.

المسائل السابقة كلها لموجات كهرومغناطيسية حقيقية. يظهر من النتائج أن سرعة جميع الموجات الكهرومغناطيسية في الفراغ واحدة وتكون $3.00\times10^{8}m/s$ مهما تغير طول الموجة أو ترددها.

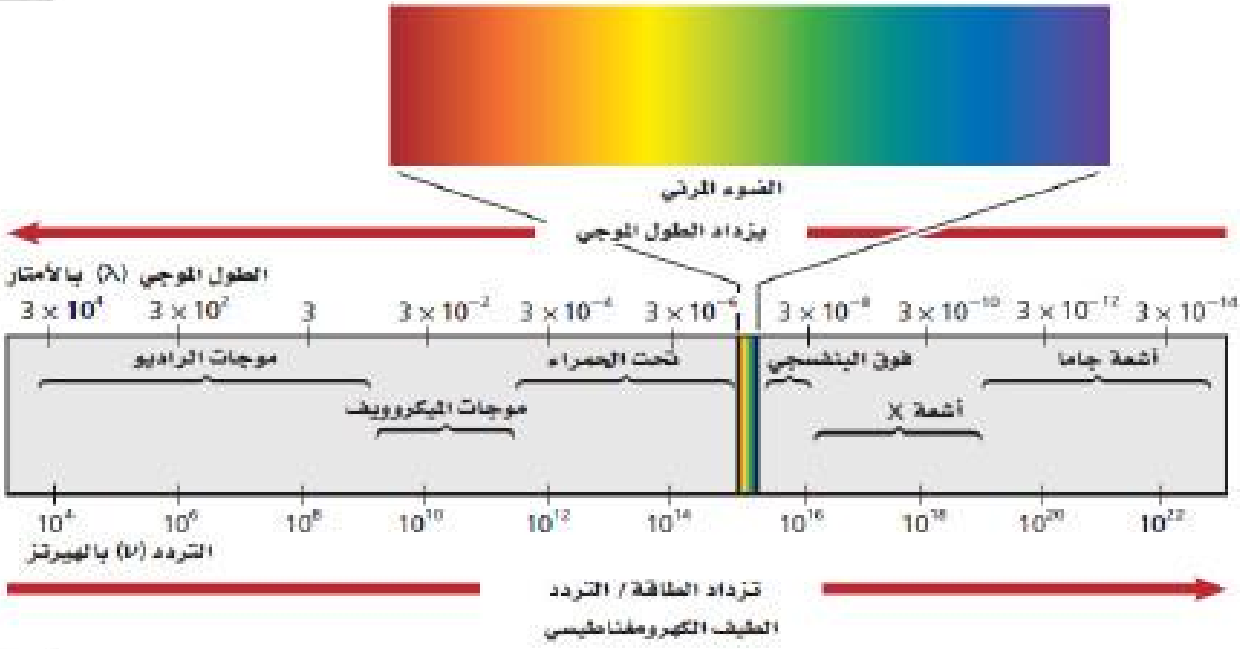
الطيف الكهرومغناطيسي

تحلل قطرات المطر وكذلك المنشور الثلاثي ضوء الشمس الأبيض إلى مجموعة من الأطياف المستمرة لكل منها لون محدد يظهر خلال هذه الظاهرة. لكل طيف من الأطياف تردد مختلف وكذلك طول موجي مختلف لكن في المقابل يكون حاصل ضرب الطول الموجي في التردد لهم جميعاً قيمة واحدة ثابة هي $3.00\times10^{8}m/s$ كما ظهر من الأمثلة السابقة.

لماذا يُوصف الطيف المرئي بأنه طيف مستمر؟

لأن كل نقطة منه تتماشى مع طول موجي معين وتردد معين.

ليس الطيف المرئي فقط الذي يمتلك تلك الخاصية لكن كل الطيف الكهرومغناطيسي EM يمتلكها بالمثل والذي يحتوي على مجموعة من الموجات التي نرى مقداراً ضئيلاً منها ويغيب عن أنظارنا باقي الموجات.



Mohamed Abdelbari

مثال

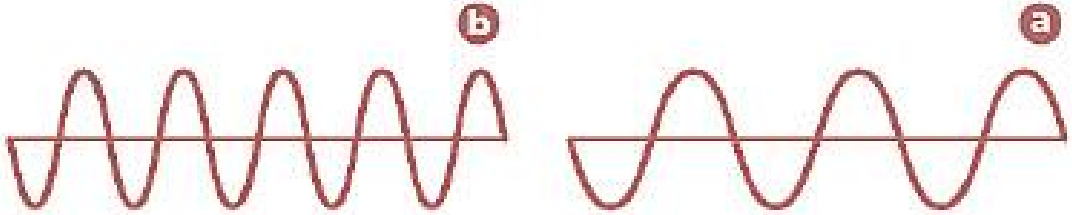
ما طول موجة ميكروويف ترددها $3.44\times10^{9}Hz$ ؟

تحصل الأشياء على لونها نتيجة انعكاس الضوء عليه، لذلك نرى اللون الأخضر منعكساً عن أوراق الأشجار، إذا كان الطول الموجي اللون المنعكس $4.90\times10^{-7}m$ ، فما هو تردد الضوء المسؤل عن اللون الأخضر؟

تخترق الأشعة السينية الجسم وتقوم بتصوير الأعضاء الداخلية بهدف التشخيص الطبي، ما تردد الأشعة السينية ذات الطول الموجي $1.15\times10^{-10}m$؟

بعد تحليل دقيق، وجد أن تردد موجة كهرومغناطيسية يساوي . $7.8\times10^{2}\ Hz$ ما سرعة هذه الموجة؟

تذيع محطة راديو **FM** بتردد مقداره **94.7 MHz** ، في حين تذيع محطة **AM** بتردد مقداره . **820 KHz** ما الطول الموجي لكل من المحطتين؟ أي الرسمين أدناه يعود إلى محطة **FM** ، وأيها يعود إلى محطة **AM**؟



Mohamed Ahmed Elbadrawi

الطبيعة الجزيئية (المادية) للضوء

تنبعث من بعض المواد بعض الترددات عند تسخينها لدرجات حرارة معينة، كذلك تنبعث الإلكترونات من بعض المعادن عند تعرضها للضوء، وهذا ما لا يمكن تفسيره على أساس الطبيعة الموجية للضوء. عند تسخين الحديد يتحول لونه للأحمر ومع رفع درجة الحرارة يتحول للبرتقالي فالأزرق.

درس ماكس بلانك هذه الظاهرة وتمكن من استنتاج أن المواد يمكن أن تكتسب طاقة أو تفقدها بكميات محددة، أطلق بلانك على الواحدة منها اسم الكم.

الكم: الحد الأدنى من الطاقة التي يمكن أن تكتسبها أو تفقدها الذرة.

وقد ربط بلانك بين تردد الإشعاع الصادر من المادة وطاقة هذا الإشعاع عن طريق المعادلة،

$E_{فوتون} = h\nu$

$E_{فوتون}$ الطاقة
h ثابت بلانك $(6.626\times10^{-34}\ J.s)$
ν التردد

التأثير الكهروضوئي

تحول الخلايا الشمسية الطاقة الضوئية إلى طاقة كهربائية، وتدور الفكرة الرئيسية لهذه العملية حول تأثر إلكترونات المادة بترددات معينة للضوء مما يسبب انبعاثها وتحركها مسببة التيار الكهربائي. تُسمى هذه الظاهرة "**التأثير الكهروضوئي**". ولا يفسر النموذج الموجي للضوء هذه الظاهرة.

لا يهم مدى كثافة الضوء الساقط أو كم يستغرق من الوقت تعرض المادة للضوء ولكن الأهم هو أن تتعرض المادة للتردد المناسب أو أعلى منه.

الطبيعة المزدوجة للضوء

اقترح أينشتين أن للضوء طبيعة مزدوجة أي أن شعاع الضوء له خصائص موجية وخصائص جزيئية، ويمكن اعتباره شعاع مكون من حزم من الطاقة تسمى فوتونات تكون عديمة الكتلة لكنها تحمل كماً من الطاقة.

$$E_{فوتون} = h\nu$$

حيث $E_{فوتون}$ تمثل طاقة الفوتون h ثابت بلانك $(6.626\times10^{-34}\ J.s)$ ν التردد

مثال:

يظهر لون المادة بحسب الترددات التي تعكس على سطحها، إذا ظهرت مادة باللون البنفسجي ذو التردد $7.230\times10^{14}\ s^{-1}$ ما هي طاقة الفوتونات التي تحمل نفس التردد؟

المعطيات:

$E_{فوتون}$ =؟ h ثابت بلانك $(6.626\times10^{-34}\ J.s)$ $\nu = 7.230\times10^{14}\ s^{-1}$

الحل:

$$E_{فوتون} = h\nu$$
$$E_{فوتون} = (60626\times10^{-34}\ J.s) \times 7.230\times10^{14}\ s^{-1}$$
$$E_{فوتون} = 4.791\times10^{-19} J$$

Mohamed Abdelbari

بالمثل أجب عما يلي

1) احسب الطاقة التي يحملها فوتون واحد من ضوء تردده $6.32\times10^{20}\ s^{-1}$

الإجابة:

المعطيات: $E_{فوتون}$ =؟ h ثابت بلانك $(6.626\times10^{-34}\ J.s)$ $\nu = 6.32\times10^{20}\ s^{-1}$

الحل:

2) يتكون اللون الأزرق في بعض الألعاب النارية نتيجة تسخين كلوريد النحاس إلى درجة **1500** كلفن، فينبعث ضوء أزرق طوله الموجي 4.50×10^{-7} متر. ما مقدار الطاقة التي يحملها فوتون واحد من هذا الضوء؟

3) الطول الموجي المستخدم في موجات الميكروويف **0.125** متر. ما مقدار الطاقة التي يحملها فوتون واحد من هذه الموجات؟

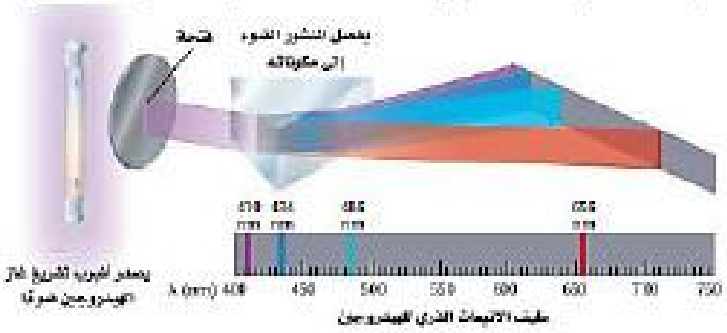
4) تحتاج كمية من الماء لطاقة مقدارها $7.06\times10^{4}\ J$ لكي يتم تسخينها في جهاز الميكروويف، إذا كان تردد شعاع الميكروويف $2.88\times10^{10}\ s^{-1}$ احسب كم كمًا تحتاج؟

Mohamed Ahmed Abdelbari

طيف الانبعاث الذري

عند إثارة ذرات عنصر ما فإن إلكتروناته تنتقل من المستوى الذي تتواجد فيه إلى مستوى أعلى، ثم تعود لنفس المستوى وتُطلق موجات كهرومغناطيسية ذات أطوال موجية محددة. تحدث الإثارة بعدة طرق منها التسخين أو تمرير تيار كهربائي عبر غاز مثل ما يحدث مع مصابيح النيون.

طيف الانبعاث: مجموعة الترددات للموجات الكهرومغناطيسية المنبعثة بواسطة ذرات عنصر ما.



طيف الانبعاث الذري للهيدروجين

يتميز كل عنصر بطيف انبعاث خاص به، لذا يُستخدم للتعرف على العناصر. عند تنفيذ اختبار "كشف اللهب" لعنصر السترونشيوم عن طريق غمس سلك بلاتين في محلول نترات السترونشيوم ثم يتم إدخاله في لهب موقد سيظهر لون أحمر، بتحليل اللون الأحمر عن طريق منشور ثلاثي ستظهر خطوط طيف الانبعاث لعنصر السترونشيوم. أو يمكن تحليلها على أجهزة تحليل الطيف وستظهر بالشكل التالي.

طيف الامتصاص الذري

تمتص العناصر نفس الترددات التي تصدر منها عند مرور ضوء أبيض من خلالها وتظهر بصورة عكسية على لوحات الطيف. ويمكن ملاحظة هذا مع عنصر السترونشيوم كما يلي.

Mohamed Ahmed Abdelbari

نظرية الكم والذرة

نموذج بور

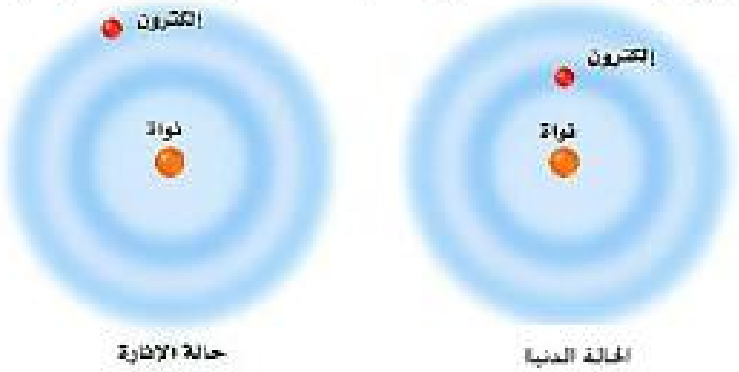
يدور نموذج بور حول ذرة الهيدروجين، وافترض بور أن ذرة الهيدروجين من الممكن أن تكتسب طاقة مما يؤثر على موقع الإلكترون.

الحالة الدنيا: أقل حالة طاقة مسموح بها للذرة (الحالة العادية للذرة والتي يتحرك فيها الإلكترون في مداره الطبيعي).

الحالة المستثارة: حالة الذرة حين تكتسب طاقة (الحالة التي يدور فيها الإلكترون في مدار أعلى من مداره الطبيعي).

يعتمد نموذج بور على أن:

1) ذرة الهيدروجين تحتوي على إلكترون وحيد.
2) يدور هذا الإلكترون في مدارات دائرية محددة
3) غير مسموح للإلكترون في الدوران بين هذه المستويات.
4) المستويات الأقرب للنواة تكون ذات طاقة أقل وكلما ابتعدنا عن النواة زادت طاقة المستوى.
5) يكون لذرة الهيدروجين عدة حالات مستثارة بحسب عدد المستويات الممكنة للإلكترون.



وصف بور حالات إثارة الإلكترون وصفاً دقيقاً وأعطى قيماً لطاقة كل مستوى في ذرة الهيدروجين والتي يحتاجها الإلكترون ليصل لحالة الإثارة التي تؤهله للصعود لهذا المستوى.

مستوى الطاقة	عدد الكم	طاقة المستوى
1	$n = 1$	E_1
2	$n = 2$	$E_2 = 4E_1$
3	$n = 3$	$E_2 = 9E_1$
4	$n = 4$	$E_2 = 16E_1$
5	$n = 5$	$E_2 = 25E_1$
6	$n = 6$	$E_2 = 36E_1$
7	$n = 7$	$E_2 = 49E_1$

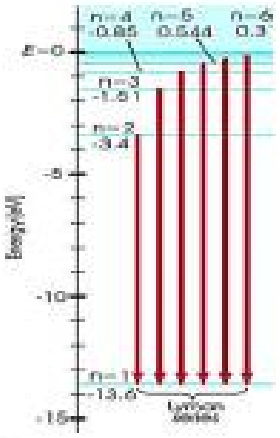
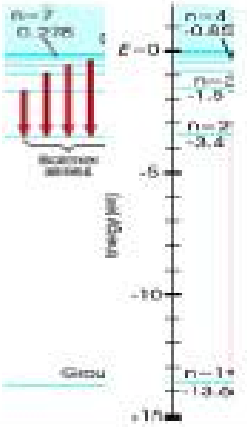
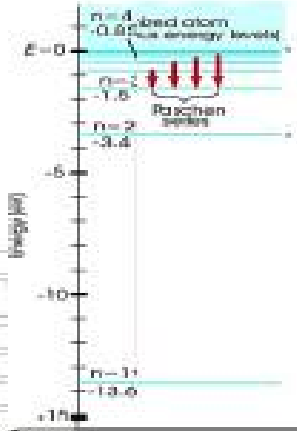
الطيف الخطي للهيدروجين

بإثارة ذرة الهيدروجين يتحرك الإلكترون صعوداً لمستوى الطاقة الذي يتناسب مع كمية الطاقة التي اكتسبها، ثم يعود الإلكترون لمستوى طاقة أدنى من المستوى الذي وصل إليه (ليس بالضرورة أن يعود للمستوى الأول) وينبعث فوتون طاقته تساوي الفرق بين طاقة المستويين.

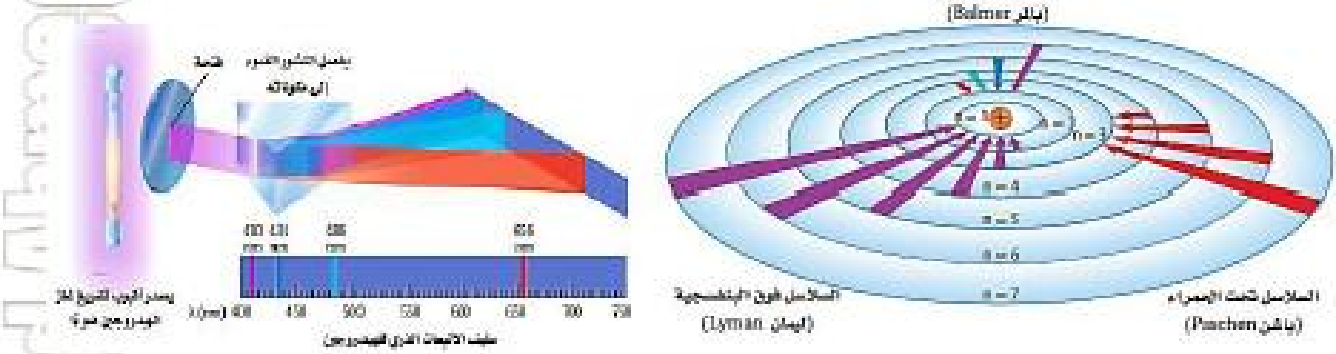
$$E_{\text{الفوتون}} = h\nu = \Delta E = E_{\text{مدار الطاقة الأعلى}} - E_{\text{مدار الطاقة الأدنى}}$$

Mohamed Abdelbari

من الممكن أن يعود الإلكترون إلى

مستوى الطاقة الأول n=1	مستوى الطاقة الثاني n=2	مستوى الطاقة الثالث n=3
		
تُسمى سلسلة ليمان وهي سلسلة فوق بنفسجية	تُسمى سلسلة بالمر وتقع في حيز الضوء المرئي	تُسمى سلسلة باشن وتقع في حيز تحت الحمراء

نلاحظ أن سلسلة بالمر والتي تقع في حيز الطول الموجي لها أربعة احتمالات وهي التي تعطي الخطوط الأربعة في طيف ذرة الهيدروجين.



قصور نموذج بور

- لم ينجح بور في شرح خطوط الطيف لأي عنصر آخر غير الهيدروجين.
- لم يفسر السلوك الكيميائي للعناصر.

Mohamed Abdelbari

نموذج ميكانيكا الكم

الإلكترونات كموجات (دي برولي)

افترض دي برولي أنه كما أن الموجات يمكنها أن تسلك سلوك الجسيمات فإن الجسيمات من الممكن أن تسلك سلوك الموجات. استنتج دي برولي معادلته التي يمكن من خلالها قياس الطول الموجي الذي يتحرك به أي جسم وهي

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

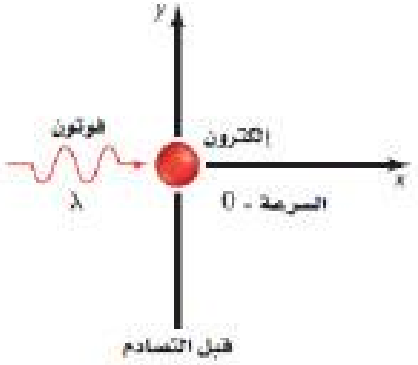
λ	الطول الموجي
h	ثابت بلانك
m	الكتلة
v	التردد

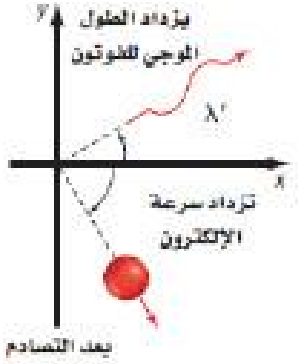
من العلاقة السابقة يمكننا استنتاج أن الطول الموجي يتناسب عكسياً مع الكتلة، أي أنه كلما زادت الكتلة قل الطول الموجي، لذلك لا يمكننا ملاحظة الحركة الموجية للسيارة أثناء حركتها لأن كتلتها عالية جداً مما يجعل الطول الموجي لحركتها صغير جداً جداً. في المقابل وبسبب صغر كتلة الإلكترون فإنه من السهل قياس طول الموجة التي يتحرك بها.

مبدأ عدم التأكد (الشك) لهايزنبرج

بسبب أن الإلكترونات جسيمات صغيرة جداً وتتحرك يمكننا التأكيد أنها تملك قدراً من الطاقة، إذا حاولنا التعرف على موقع الإلكترون أو سرعة حركته أو المدار الذي يدور فيه فإننا مضطرون لتوجيه فوتونات على الإلكترون، وبما أن هذه الفوتونات تمتلك طاقة فإنها سوف تغير من سرعة الإلكترون واتجاه حركته، لذا افترض هايزنبرج أنه من المستحيل تحديد موضع وسرعة حركة الإلكترون.

مبدأ عدم التأكد (الشك) : من المستحيل معرفة سرعة وموقع الإلكترون في الوقت ذاته بدقة.





معادلة شرودنجر

استخدم شرودنجر نظرية الطبيعة المزدوجة للإلكترون التي اقترحها دي برولي واشتق معادلة تصف الحركة الموجية لإلكترون ذرة الهيدروجين.

	نموذج بور	نموذج شرودنجر
وصف ذرة الهيدروجين	نجح	نجح
وصف ذرات عناصر أخرى	فشل	نجح
وصف مسار الإلكترون	مسار دائري	لم يعط وصفاً للمسار

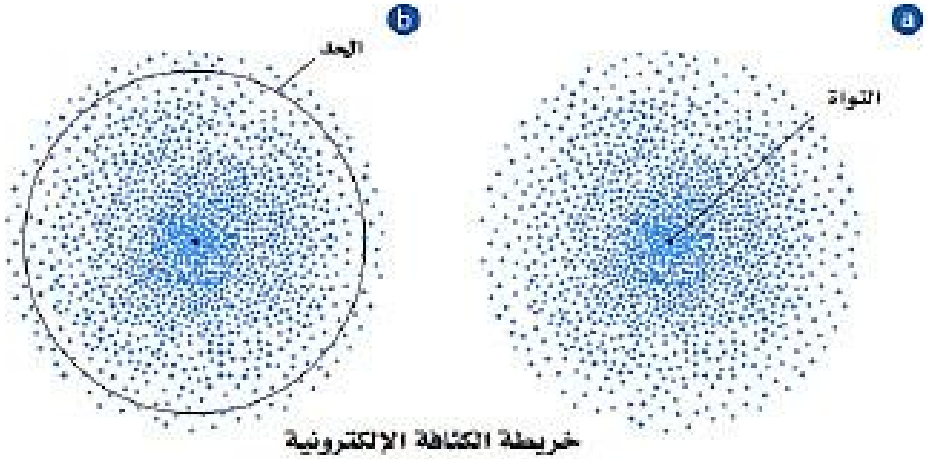
Mohamed Ahmed Abdelhamid

الموقع المحتمل للإلكترون

تنبأ شرودنجر بوجود منطقة كروية ثلاثية الأبعاد حول النواة يُحتمل تواجد الإلكترون بها.

المدار الذري: المنطقة الكروية ثلاثية الأبعاد والتي تصف الموقع المُحتمل لتواجد الإلكترون.

توضح الصورة التالية المواقع المحتملة لتواجد الإلكترون حول النواة وهي في المستوى المنخفض أي بدون إثارة.



خريطة الكثافة الإلكترونية
(السحابة الإلكترونية)

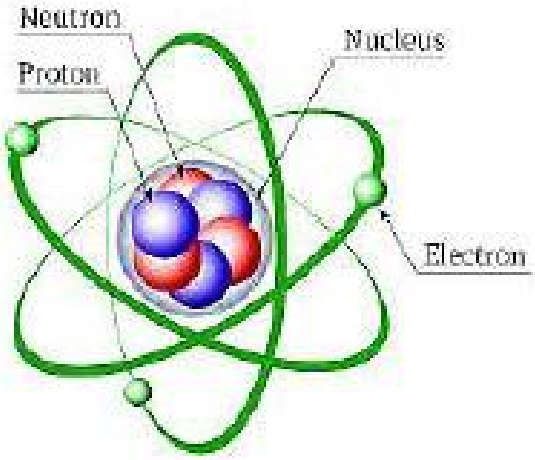
يظهر من الشكل السابق أن احتمالية تواجد الإلكترون تزيد بالقرب من النواة وتنخفض تدريجياً كلما ابتعدنا عن النواة.

Mohamed Ahmed Abdelbari

المدارات الذرية

مقدمة:

الذرة : أصغر جسيم يتكون منه العنصر ويحافظ على خصائص هذا العنصر



مكونات الذرة

تتكون الذرة من:

1) النواة: منطقة ذات كثافة عالية تتواجد في مركز الذرة وتحتوي على البروتونات النيوترونات.
   a) البروتونات : جسيمات تحمل شحنة كهربائية موجبة وموجودة داخل نواة الذرة
   b) النيوترونات : جسيمات لا تحمل شحنة كهربائية وموجودة داخل نواة الذرة
2) الالكترونات : جسيمات تحمل شحنة سالبة وتوجد خارج النواة

المنطقة التي تتواجد فيها الالكترونات حول النواة تسمى السحابة الالكترونية

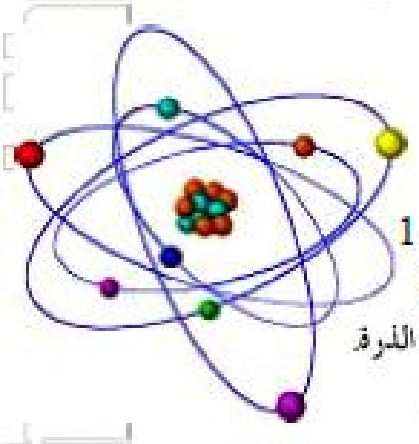
للبروتونات والالكترونات شحنات متعاكسة ويكون عدد البروتونات في أي ذرة مساويا لعدد الالكترونات لذلك تكون الذرة متعادلة كهربيا

اختلاف ذرات العناصر

كل العناصر الموجودة في الطبيعة تتكون من ذرات تختلف ذرات العناصر عن بعضها البعض في عدد البروتونات و النيوترونات والالكترونات

تتكون أبسط الذرات وهي ذرة الهيدروجين من بروتون واحد داخل النواة والكترون واحد في السحابة الالكترونية خارج النواة

من الواضح أن كل ذرة تختلف عن الأخرى في عدد البروتونات والالكترونات لذلك يمكن التمييز بين هذه الذرات عن طريق عدد البروتونات الموجودة في أنويتها



لعدد البروتونات الموجودة في نواة الذرة تسمية محددة هي العدد الذري.

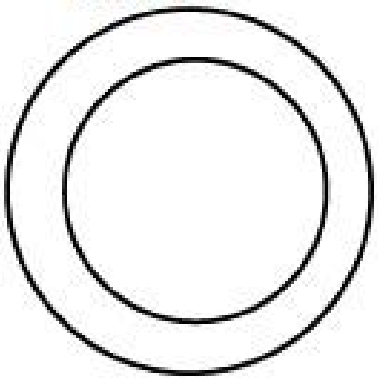
- **العدد الذري : عدد البروتونات الموجودة في نواة ذرة العنصر.**

يوجد في نواة ذرة الهيدروجين بروتون واحد لذلك فإن العدد الذري للهيدروجين هو 1
يوجد في نواة ذرة الأكسجين 8 بروتونات لذلك فإن العدد الذري للأكسجين هو 8

- **العدد الكتلي : حاصل جمع أعداد البروتونات و النيوترونات في نواة الذرة**

لا تدخل الإلكترونات في حساب العدد الكتلي لأن كتلتها ضئيلة جدا ويمكن إهمالها.

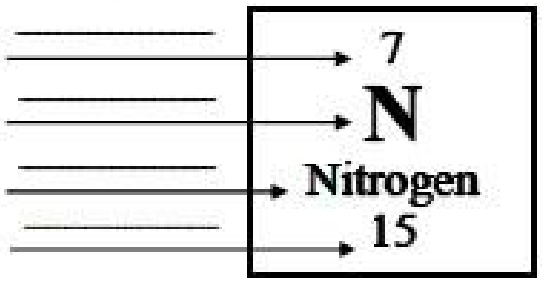
Mohamed Abdelbari



1) ارسم 5 بروتونات في نواة الذرة المقابلة، مع توضيح الشحنة.
2) ارسم ستة نيوترونات في نفس النواة، مع توضيح الشحنة.
3) ارسم إلكترونين في مستوى الطاقة الأول، مع توضيح الشحنة.
4) ارسم ثلاثة إلكترونات في مستوى الطاقة الأخير مع توضيح الشحنة.
5) ما العنصر الذي يعبر عنه الشكل المقابل؟ _____

ثانياً: الحسابات الذرية

6) اكتب ما تعبر عنه الرموز والأرقام في المربع أسفله.



7) ما الذي يعبر عنه العدد الذري؟

_____

8) ما الذي تعبر عنه الكتلة الذرية؟

_____

9) كيف تحسب العدد الذري لذرة عنصر ما؟

_____

10) كيف تحسب عدد النيوترونات في نظير عنصر ما؟

_____

11) باستخدم معلوماتك السابقة ونموذج الجدول الدوري املأ الجدول التالي.

العنصر	العدد الذري	الكتلة الذرية	عدد البروتونات	عدد النيوترونات	عدد الإلكترونات
$^{3}_{7}Li$					
$^{8}_{16}O$					
$^{17}_{35}Cl$					
$^{47}_{108}Ag$					
$^{10}_{20}Ne$					
$^{9}_{19}F$					

12) كم أقصى عدد من مستويات الطاقة التي قد تتواجد في ذرة ما؟

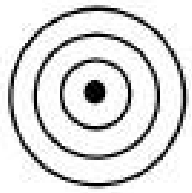
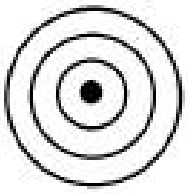
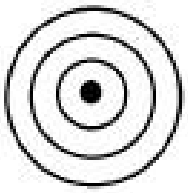
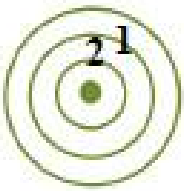
_____

13) كم عدد الإلكترونات التي يحتلي بها مستويات الطاقة من الأول للرابع؟

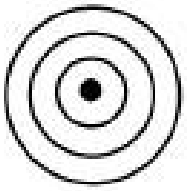
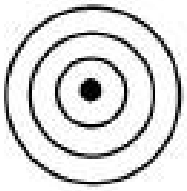
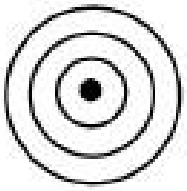
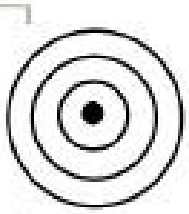
الأول: _____ الثاني: _____ الثالث: _____ الرابع: _____

Mohamed Ahmed Abdelbari

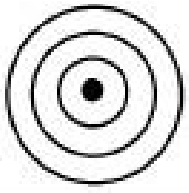
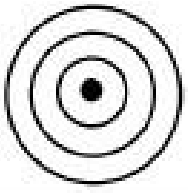
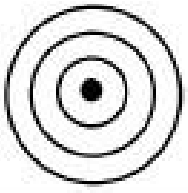
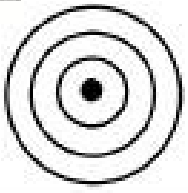
14) حدد على الرسم المقابل عدد الإلكترونات التي تتواجد في مستويات الطاقة حول النواة.

العنصر	$^{6}_{12}C$	$^{5}_{11}B$	$^{4}_{9}Be$	$^{3}_{7}Li$
عدد الإلكترونات				
التوزيع				
				2,1
عدد إلكترونات المستوى الخارجي				

15)

العنصر	$^{18}_{40}Ar$	$^{17}_{35}Cl$	$^{13}_{27}Al$	$^{11}_{23}Na$
عدد الإلكترونات				
التوزيع				
عدد إلكترونات المستوى الخارجي				

16)

العنصر	$^{35}_{80}Br$	$^{34}_{79}Se$	$^{20}_{40}Ca$	$^{1}_{1}H$
عدد الإلكترونات				
التوزيع				
عدد إلكترونات المستوى الخارجي				

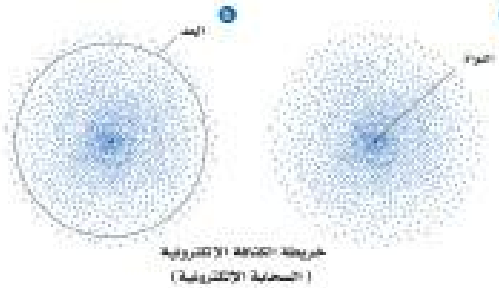
17) ماذا تُسمى الإلكترونات التي تملأ المستوى الأخير في الذرة؟

Mohamed Ahmed Abdelbari

المدارات الذرية

توصف المنطقة التي تتواجد فيها الإلكترونات بأنها سحابة وتُسمى **السحابة الإلكترونية**.وحيث أن الإلكترون لا يتحرك في مسار واحد دائري فإنه تزداد احتمالات وجوده في أماكن معينة _ بالقرب من النواة مثلاً – بينما تقل في أماكن أخرى.

يظهر في الشكل المجاور الأماكن التي يحتمل فيها تواجد الإلكترون الذي يدور حول نواة ذرة الهيدروجين.



أعداد الكم

صنفها العالم بور إلى أربعة أعداد تعبر عن السحابة الإلكترونية حول النواة.

مستوى الطاقة الرئيسي n

يعبر عن مستويات الطاقة الرئيسية المكونة للذرة ويُعبر عنه بالأرقام من 1 إلى 7

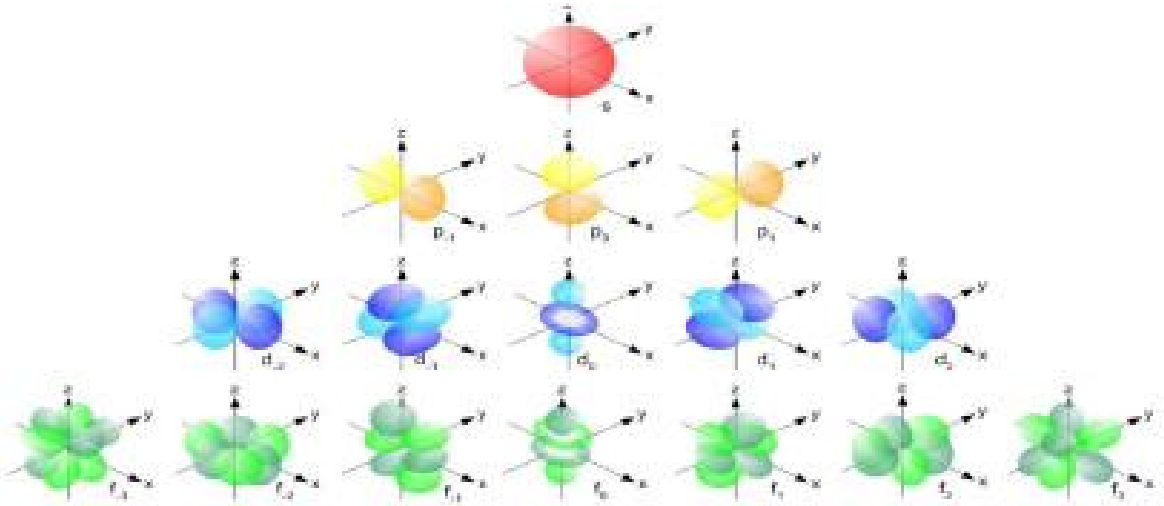
المستويات الفرعية

يحتوي كل مستوى رئيسي على عدد من المستويات الفرعية. يمكن تحديد أعداد المستويات الفرعية بسهولة بمعرفة رقم المستوى الرئيسي

رقم المستوى الرئيسي	عدد المستويات الفرعية
1	1
2	2
3	3
4	4

أشكال المستويات الفرعية

المستوى الفرعي	s	p	d	f
شكل المستوى الفرعي	كروي	دمبل " كمثري " في ثلاثة اتجاهات	دمبل في خمسة اتجاهات	دمبل في سبعة اتجاهات
عدد المستويات الفرعية	1	3	5	7
عدد الإلكترونات	2	6	10	14

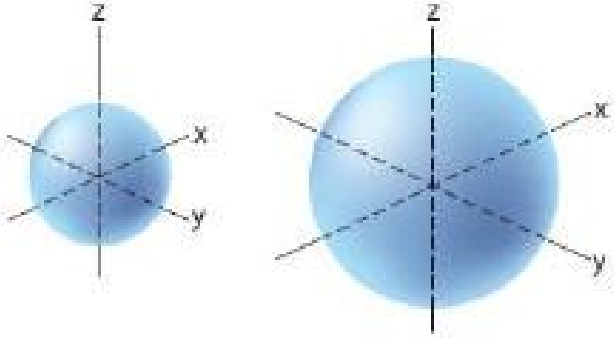


Mohamed Abdel-Hadi

يأخذ المستوى الفرعي رقم المستوى الرئيسي الذي يتبعه ويتغير حجمه تبعاً للمستوى الرئيسي، فمثلاً :

رقم المستوى الرئيسي	عدد المستويات الفرعية	أسماء المستويات الفرعية
1	1	1s
2	2	2s , 2p
3	3	3s , 3p ,3d
4	4	4s , 4p , 4d , 4f

وإن كان المستويين 1s 2s على شكل كرة إلا أن المستوى الفرعي 2s أكبر من المستوى 1s .



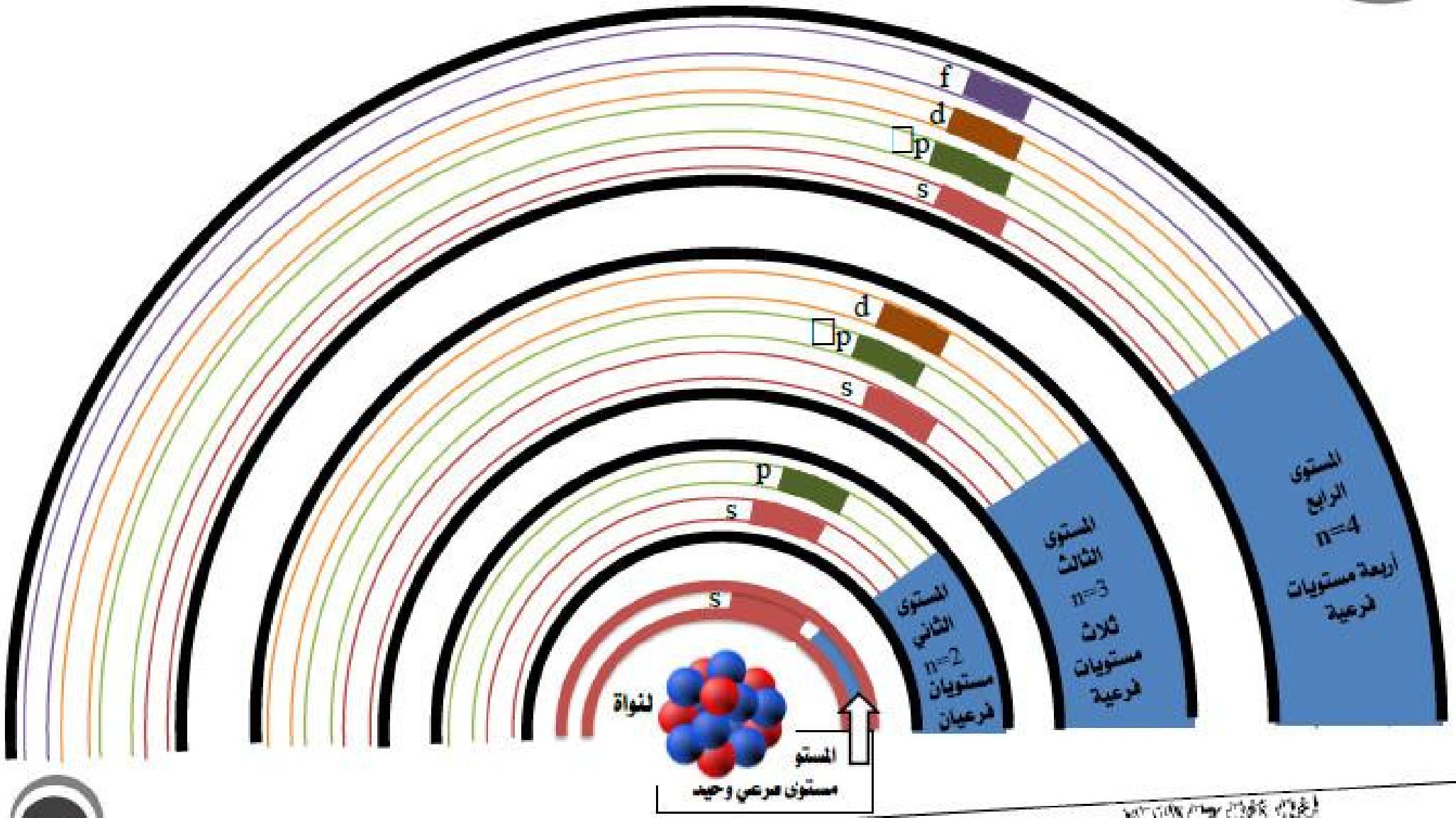
المستوى 1s المستوى 2s

في ذرة اهيدروجين إلكترون وحيد يتواجد في المستوى الرئيسي الأول أي أنه يتواجد في المستوى 1s لكنه مع اكتساب طاقة يبتعد أكثر عن النواة ومن الممكن أن يدور في المستوى الفرعي 2s

Mohamed Ahmed Abdelbari

التوزيع الإلكتروني

تعلمنا أن كل مستوى رئيسي يتكون من عدة مستويات فرعية، يمكن ملاحظة توزيع المستويات الفرعية كما بالشكل التالي. **وهو رسم تخيلي وليس واقعي.**



يحتوي كل مستوى ثانوي (فرعي) على عدد من الفراغات التي تمتلئ بالإلكترونات هذه الفراغات قد مثلناها بالمربعات كالتي تظهر في الشكل السابق.

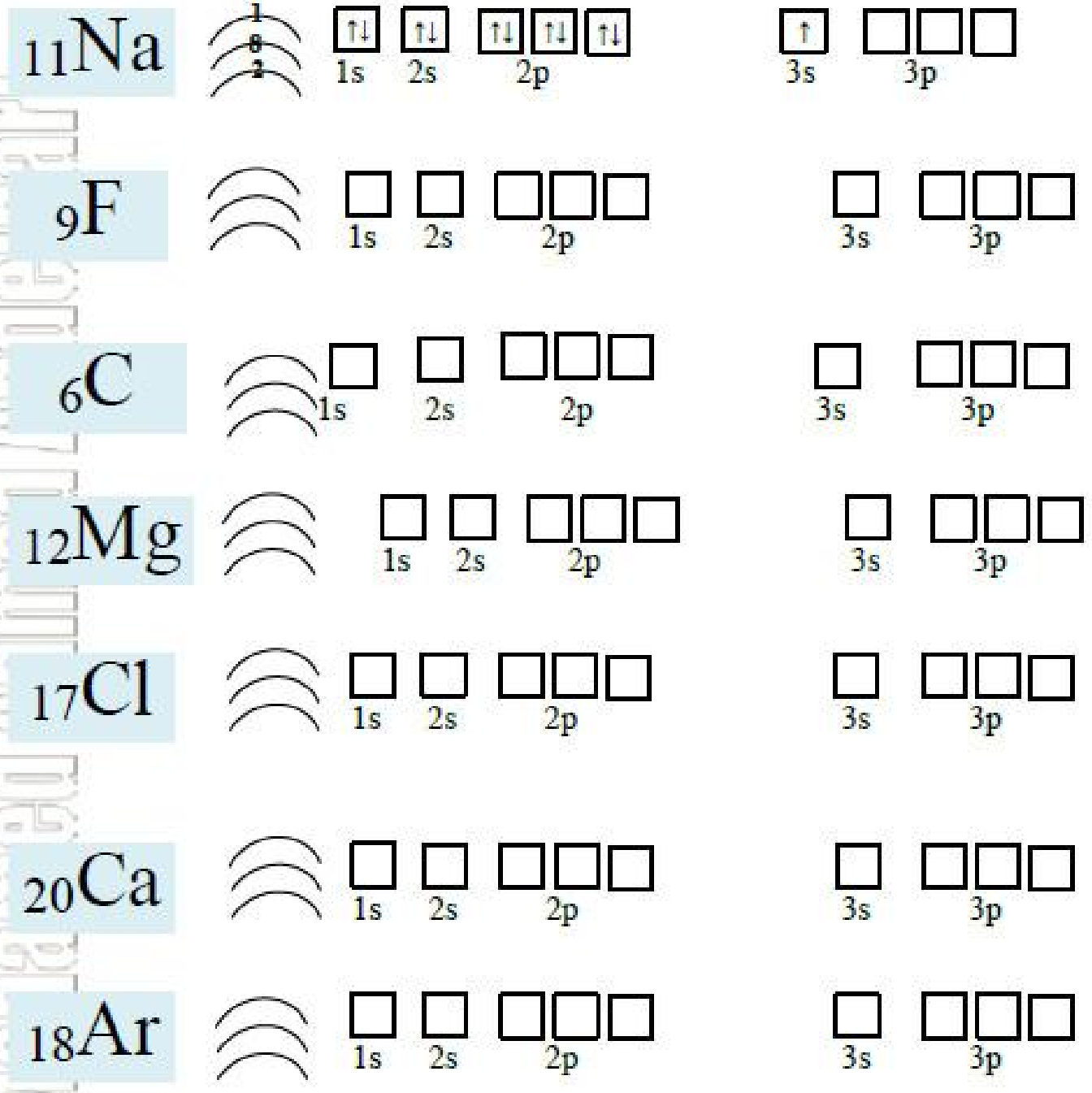
كل فراغ من هذه الفراغات يمتلئ بإلكترونين اثنين، يُظهر الجدول التالي عدد الإلكترونات التي يمتلئ بها كل مستوى فرعي.

المستوى الفرعي	*s*	*p*	*d*	*f*
شكل المستوى الفرعي	كروي	دمبل " كمثرى " في ثلاثة اتجاهات	دمبل في خمسة اتجاهات	دمبل في سبعة اتجاهات
عدد المستويات الفراغية	1	3	5	7
عدد الإلكترونات	2	6	10	14

رتب المستويات الفرعية التالية من الأقل في الطاقة إلى الأعلى في الطاقة.

3s , 2p , 1s , 2s , 3p

اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية كما بالمثال.



Mohamed Abdelbar

التوزيع الإلكتروني

التوزيع الإلكتروني: ترتيب الإلكترونات في الذرة

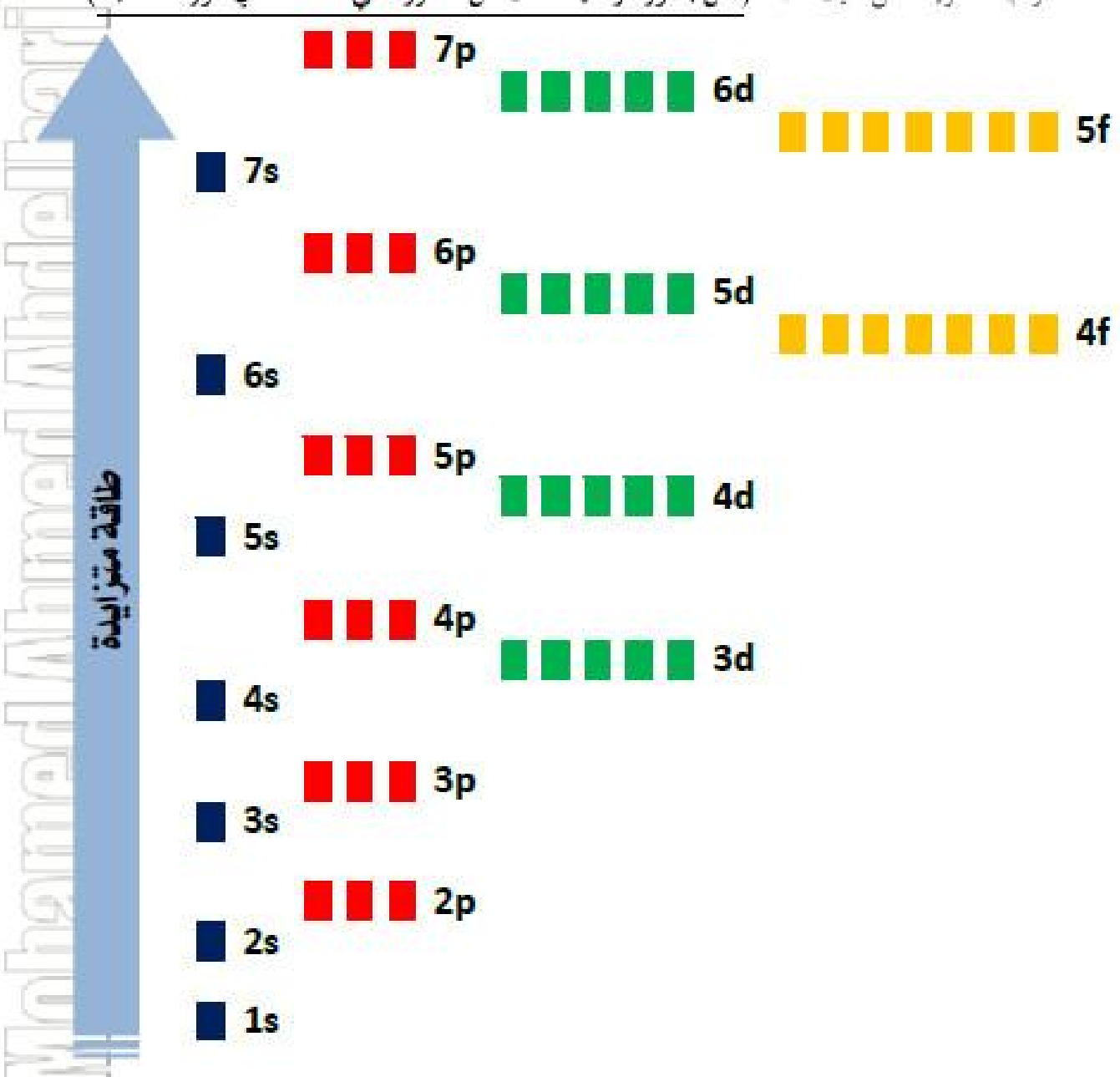
تعلمنا أن طاقة الإلكترون تزداد تبعاً للمستوى الذي يدور فيه، فإلكترونات المستوى السابع ذات طاقة أعلى من إلكترونات المستوى السادس والتي بدورها ذات طاقة أعلى من إلكترونات المستوى الخامس وهكذا حتى نصل لإلكترونات المستوى الأول ذات الطاقة الأدنى. تميل الإلكترونات لملء المستويات الأقل في الطاقة فلا تجد ذرة تتواجد فيها الإلكترونات في مستوى أعلى إلا إذا كانت المستويات الدنيا ممتلئة تماماً بالإلكترونات.

لتتعرف كيف تتوزع الإلكترونات في مستويات الطاقة المختلفة في ذرة ما لابد أن نتعلم ثلاث قواعد رئيسية،

مبدأ أوفباو

على الإلكترون أن يشغل أقل مدار متاح للطاقة.

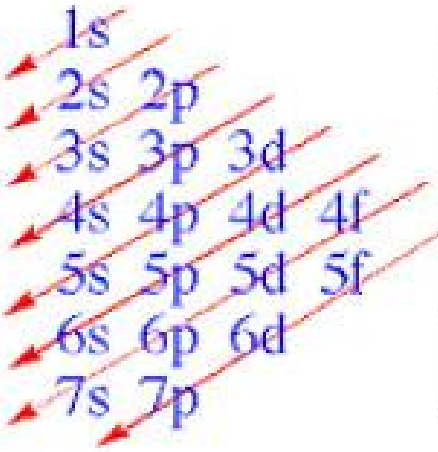
هنا نرتب المستويات من حيث الطاقة (**لكن بصورة واقعية تختلف عن الصورة التي شاهدناها في الورقة السابقة**)



Mohamed Ahmed Abdelbari

سمات مخطط أوفباو

السمة	مثال
كل المدارات في مستوى فرعي واحد لها نفس الطاقة	كل مدارات 2p لها نفس الطاقة
تختلف طاقات المستويات الفرعية في المستوى الرئيسي الواحد	طاقة 3d أعلى من طاقة 3p أعلى من طاقة 3s
يمكن أن يمتلك مستوى فرعي طاقة أقل من مستوى فرعي يتبع مستوى رئيسي يسبقه	طاقة 4s أقل من طاقة 3d لذلك يمتلئ 4s بالإلكترونات قبل 3d



مبدأ باولي للاستبعاد

يمتلئ المدار الواحد في المستوى الفرعي بإلكترونين فقط ويدور أحدهما في عكس اتجاه دوران الآخر.
يمكن تمثيل الإلكترونات في المدارات على شكل أسهم متعاكسة الاتجاه

مدار فارغ	مدار يحتوي على إلكترون	مدار يحتوي على إلكترونين
☐	↑	↓↑

قانون هوند

تشغل الإلكترونات المدارات داخل مستويات الطاقة الفرعية فرادى أولاً ثم تزدوج.
وذلك لتقليل التنافر بين الإلكترونات. لنفترض أننا نملأ إلكترونات في المستوى الفرعي 2p والذي يحتوي على ثلاث مدارات يمتلئ كل منها بالكترونين.

إلكترون وحيد	إلكترونين	3 إلكترونات	4 إلكترونات	5 إلكترونات	6 إلكترونات
↑ ☐ ☐	↑ ↑ ☐	↑ ↑ ↑	↓↑ ↑ ↑	↓↑ ↓↑ ↑	↓↑ ↓↑ ↓↑
p_x p_y p_z	p_x p_y p_z	p_x p_y p_z	p_x p_y p_z	p_x p_y p_z	p_x p_y p_z

Mohamed Abdelbari

نشاط

أكمل التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية

$_{3}Li$	☐	☐	☐	☐	☐	☐	☐	☐	☐
	1s	*2s*		*2p*		*3s*		*3p*	
$_{5}B$	☐	☐	☐	☐	☐	☐	☐	☐	☐
	1s	*2s*		*2p*		*3s*		*3p*	
$_{7}N$	☐	☐	☐	☐	☐	☐	☐	☐	☐
	1s	*2s*		*2p*		*3s*		*3p*	
$_{9}F$	*1s*	*2s*		*2p*		*3s*		*3p*	
$_{11}Na$	*1s*	*2s*		*2p*		*3s*		*3p*	
$_{13}Al$									
$_{15}Si$									
$_{16}S$									
$_{17}Cl$									

Mohamed Ahmed Abdelbari

$_{20}Ca$ ☐

1s *2s* *2p* *3s* *3p* *4s* *3d* *4p*

$_{23}V$ ☐

1s *2s* *2p* *3s* *3p* *4s* *3d* *4p*

$_{27}Co$ *1s* *2s* *2p* *3s* *3p* *4s* *3d* *4p*

$_{29}Cu$

$_{30}Zn$

$_{33}As$

$_{36}Kr$

التوزيع الإلكتروني

يمكننا الآن توزيع الإلكترونات في الذرات بطرق مختلفة، لكنها في النهاية تخدم هدف وحيد وهو معرفة عدد الإلكترونات في المستويات الذرية المختلفة.

طريقة مخطط المدارات

يُظهر الشكل السابق التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر الكربون والتي تحتوي على أربعة إلكترونات، تتوزع على صورة إلكترونين في المستوى 1s و إلكترونين في المستوى 2s وإلكترونين في المستوى 2p واللذان يشغلان مدارين منفصلين تبعاً لمبدأ باولي للاستبعاد

طريقة الترميز الإلكتروني

يمكن توزيع إلكترونات الصوديوم كما بالشكل

للتسهيل يمكن كتابة التوزيع الإلكتروني على الصورة التالية

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

أكمل التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية

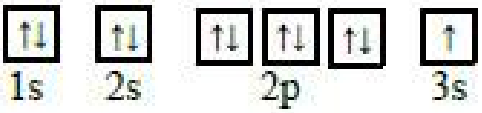
العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني: مخطط المدار $2p_z$	$2p_y$	$2p_x$	$2s$	$1s$	ترميز التوزيع الإلكتروني
الهيدروجين	1					↑	$1s^1$
الهيليوم	2						
الليثيوم	3						
البريليوم	4						
البورون	5						
الكربون	6						
النيتروجين	7						
الأكسجين	8						
الفلور	9						
النيون	10						

Mohamed Ahmed Abdelbari

طريقة ترميز الغاز الخامل (ترميز الغاز النبيل)

بالعودة لعنصر الصوديوم الذي قمنا بتوزيعه سابقاً

$_{11}Na$



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

نلاحظ أن المستويان الرئيسيان الأول والثاني ممتلئان تماماً بالإلكترونات وهو التوزيع الإلكتروني لغاز النيون (**Ne**)، لذا يمكن اختصار التوزيع الإلكتروني السابق ليكون $[Ne]3s^1$

بالمثل قم بالتوزيع الإلكتروني بطريقة ترميز الغاز الخامل للعناصر التالية،

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني الكامل	ترميز الغاز النبيل
Na	11	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	$[Ne]3s^1$
Mg	12		
Al	13		
Si	14		
P	15		
S	16		
Cl	17		
Ar	18		
Cr	24		
Cu	29		

Mohamed Ahmed Abdallah

استثناءات التوزيع

قمنا بتوزيع عنصري الكروم والنحاس والذي من المفترض أن يكون

الكروم	$_{24}Cr$	$[Ar]4s^2\ 3d^4$	[Ar] ↑↓ ($4s^2$) ↑ ↑ ↑ ↑ ☐ ($3d^4$)
النحاس	$_{29}Cu$	$[Ar]4s^2\ 3d^9$	[Ar] ↑↓ ($4s^2$) ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ($3d^9$)

نلاحظ في الشكل الماضي ملاحظتين

الملاحظة الأولى

- ✓ في حال توزيع الإلكترونات في عنصر الكروم يكون المستوى الفرعي **4s** ممتلئ بالإلكترونات ويكون المستوى الفرعي **3d** ينقصه إلكترون وحيد حيد يكون نصف ممتلئ.
- ✓ يكون التوزيع الإلكتروني الأكثر استقراراً في حالة الكروم أن يكون المستوى الفرعي **4s** به إلكترون وحيد ويكون المستوى الفرعي **3d** به خمسة إلكترونات مفرده أي يكون المستويان نصف ممتلئان ويكون الكروم في هذه الحالة أكثر استقراراً.

الملاحظة الثانية

- ✓ بالمثل في حالة النحاس يتوزع إلكترون واحد في المستوى الفرعي **4s** ويكون نصف ممتلئ ويتوزع عشرة إلكترونات في المستوى الفرعي **3d** ويكون ممتلئ تماماً.

ويكون التوزيع الصحيح

الكروم	$_{24}Cr$	$[Ar]4s^1\ 3d^5$	[Ar] ↑ ($4s^1$) ↑ ↑ ↑ ↑ ↑ ($3d^5$)
النحاس	$_{29}Cu$	$[Ar]4s^1\ 3d^{10}$	[Ar] ↑ ($4s^1$) ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ($3d^{10}$)

Mohamed Ahmed Abdelbari

إلكترونات التكافؤ

إلكترونات التكافؤ: الإلكترونات الموجودة بالمدارات الأخيرة بالذرة.

اكتب ترميز الغاز الخامل وعدد إلكترونات التكافؤ للعناصر التالية

العنصر		ترميز الغاز النبيل	عدد إلكترونات التكافؤ
الكبريت	S		
السيزيوم	Cs		
المغنيسيوم	Mg		
النيتروجين	N		
الأرجون	Ar		

هياكل الإلكترون النقطية (الترميز النقطي) (التمثيل النقطي) (بنى لويس)

تم أن أهم إلكترونات الذرة هي إلكترونات التكافؤ وهي التي تشارك بتكوين الروابط الكيميائية، ابتكر العالم لويس هذه الطريقة للتسهيل أثناء كتابة التوزيع الإلكتروني للعنصر حيث يكتب رمز العنصر محاطاً فقط بإلكترونات التكافؤ في صورة نقاط.

أكمل الجدول التالي كما بالمثال

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	الترميز النقطي للإلكترون
الألومنيوم	13	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$	$\cdot \dot{\underset{\cdot}{\mathrm{Al}}} \cdot$
الكبريت			
السيزيوم			
المغنيسيوم			
النيتروجين			
الأرجون			
البريليوم			
الفلور			
الكربون			

Mohamed Ahmed Abdelbari

تطور الجدول الدوري الحديث

خط الزمن

1913

أدى ترتيب العناصر تبعاً للكتلة الذرية إلى وضع بعض العناصر ضمن مجموعات متباينة الخصائص.

قام العالم هنري موزلي بترتيب العناصر تبعاً لعدد البروتونات في النواة (العدد الذري)

القانون الدوري: تكرار الخصائص للعناصر عند ترتيبها بصورة دورية.

1869

✓ أوضح العالمان دمتري **مندليف ولوثر ماير** أن هناك علاقة بين الكتلة الذرية وخصائص العنصر.

✓ لاحظ مندليف أن العناصر تُظهر نمط دوري في خصائصها عند ترتيبها تبعاً للكتلة الذرية.

✓ أهم ميزات جدول مندليف أنه توقع خصائص عناصر قبل اكتشافها مثل السكانديوم والجالليوم والجرمانيوم.

1869

اقترح العالم **جون نيولاندز** طريقة لترتيب العناصر أسماها نظرية الأوكتافات متأثراً بسمفونيات السلم الموسيقي.

1870-1860

وصل عدد العناصر المُكتشفة 60 عنصراً.

في العام 1960 اتفق العلماء على طريقة لتحديد الكتل الذرية للعناصر.

بدأ العلماء بدراسة أساليب جديدة لترتيب العناصر

نهاية القرن الثامن عشر

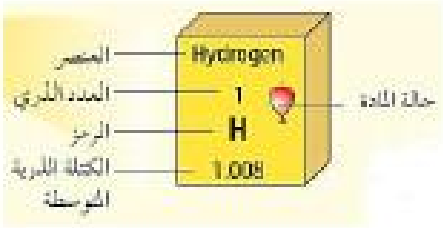
العالم **أنطوان لافوازيه** رتب العناصر في أربع فئات احتوت جميعاً على 33 عنصر وهي العناصر المكتشفة حتى ذلك الوقت

الغازات	الضوء – الحرارة – الهواء القابل للاشتعال
الفلزات	الأنتيمون – الفضة النحاس – الذهب – الزنك
اللافلزات	الكبريت – الفسفور – الفحم
العناصر الأرضية	الطباشير – المغنيسيا – الطين

الجدول الدوري الحديث

يتكون من صفوف أفقية تُسمى **الدورات**،
وأعمدة رأسية تُسمى **المجموعات أو العائلات**.

ويتكون من مربعات يحتوي كل مربع على مجموعة من المعلومات عن العنصر كم بالشكل المقابل.



وصف الجدول الدوري

- يتكون من 7 (سبع) دورات أفقية.
- يتون من 18 مجموعة رأسية.
- المجموعات 1 و 2 و 13 إلى 18 تُسمى **المجموعة الرئيسية**، وذلك لوجود خصائص كيميائية وفيزيائية متنوعة للعناصر الموجودة بها.
- عناصر المجموعات 1 و 2 و 13 إلى 18 تُسمى **العناصر المثالية (الممثلة)** .
- عناصر المجموعات من 3 إلى 12 تُسمى **العناصر الانتقالية**.
- عناصر الجدول الدوري تُصنف إلى فلزات ولافلزات وأشباه فلزات.
- جميع العناصر على يسار الجدول الدوري فلزات فيما عدا الهيدروجين.
- العناصر على يمين الجدول الدوري تكون لافلزات غالباً.
- تفصل أشباه الفلزات بين الفلزات واللا فلزات وتقع أشباه الفلزات على يمين ويسار خط متعرج يحدد موضعها.

الفلزات

صلبة (عدا الزئبق) ــ لامعة ــ توصل الحرارة والكهرباء ــ قابلة للطرق ــ قابلة للسحب.

قابلية الطرق: إمكانية تحويل المادة لصفائح رقيقة.

قابلية السحب : إمكانية تحويل المادة إلى أسلاك.

الفلزات القلوية

- تُعرف بهذا الاسم لنشاطها الكيميائي الكبير، فهذه العناصر تتواجد غالباً في الطبيعة في صورة مركبات.
- جميع عناصر المجموعة الأولى فيما عدا الهيدروجين (والذي يوجد في مربع منفصل عن باقي عناصر المجموعة).
- الصوديوم (Na) يتواجد في ملح الطعام، في حين يدخل الليثيوم (Li) في تصنيع البطاريات.

الفلزات القلوية الأرضية

- عناصر المجموعة الثانية. وسميت هكذا نظراً لتواجد هذه العناصر بكثرة في القشرة الأرضية.
- عناصر نشطة جداً كيميائياً لكنها أقل نشاطاً من الفلزات القلوية.
- من الأمثلة المهمة على هذه العناصر الكالسيوم (Ca) والمغنسيوم (Mg) والذي يُستخدم في صنع الإلكترونيات مثل الحواسيب المحمولة لصلابته وخفة وزنه.

الفلزات الانتقالية

- عناصر المجموعات من 3 إلى 12
- منها عنصر التيتانيوم (Ti) الذي يُستخدم في صنع النظارات لصلابته وخفة وزنه.

الفلزات الانتقالية الداخلية

- تتواجد أسفل الجدول الدوري.
- تنقسم لسلسلتين (اللانثنيدات والأكتنيدات)

Mohamed Ahmed Abdelbari

اللافلزات

- تقع في الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري الحديث.
- غالباً تكون غازات أو مواد صلبة هشة باهتة اللون.
- العنصر اللافلزي الوحيد السائل هو البروم.
- رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء.
- العنصر الأكثر تواجداً في جسم الإنسان بنسبة 65% من كتلة الإنسان هو عنصر لافلزي الأكسجين (O)

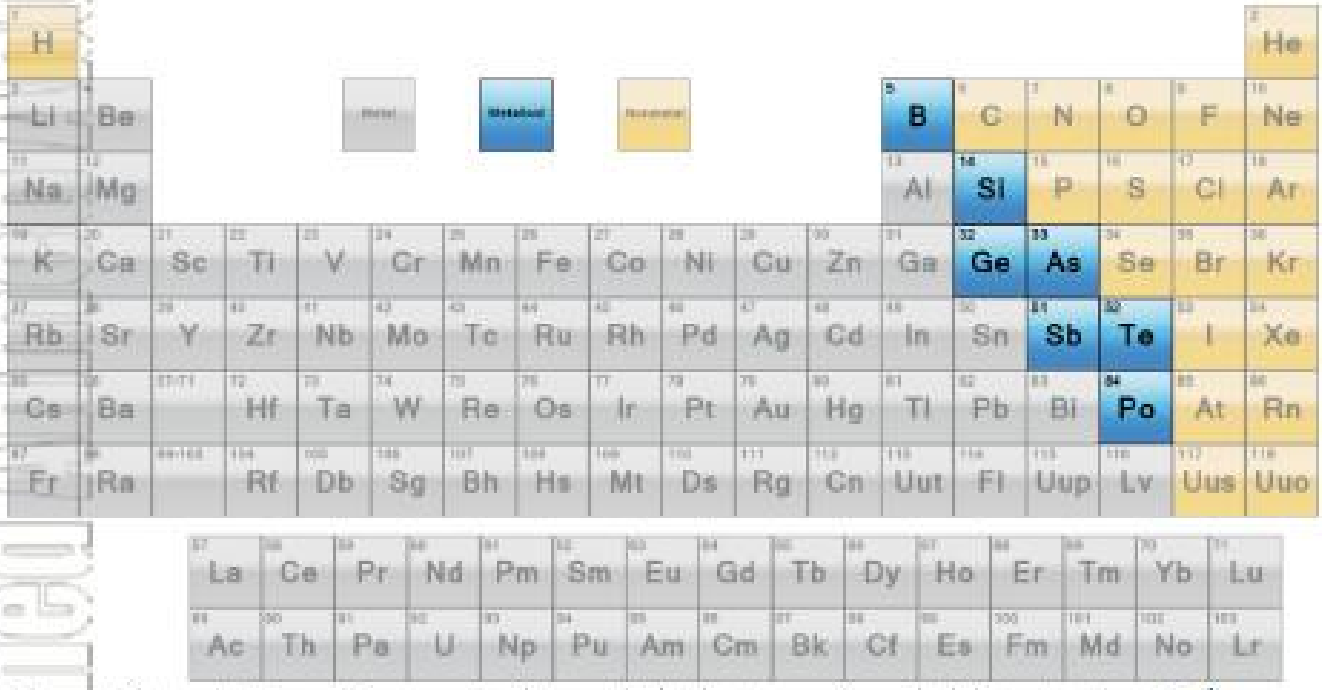
الهالوجينات

- عناصر المجموعة 17
- عناصر نشيطة جداً لذا تتواجد في الطبيعة في صورة مركبات.
- عنصر الفلور (F) يُضاف لمعجون الأسنان ومياه الشرب للحماية من تسوس الأسنان.

الغازات النبيلة

- عناصر المجموعة 18
- عناصر خاملة كيميائياً لذا تُستخدم في صنع المصابيح الكهربائية كعنصر النيون (Ne).

أشباه الفلزات



- تقع على حدود الخط المتعرج في منتصف الجدول الدوري الحديث من جهة اليمين وتفصل بين الفلزات واللا فلزات.
- تجمع بين بعض خصائص الفلزات واللافلزات.
- السيليكون (Si) والجرمانيوم (Ge) يُستخدمان في صنع رقاقات الحواسيب كما يُستخدم السيليكون في الجراحات التعويضية.

Mohamed Abdelbari

تصنيف العناصر

سهل ترتيب العناصر في الجدول الدوري التعرف على تركيبها الإلكتروني وكذلك خصائصها كما سنرى لاحقاً.

إلكترونات التكافؤ

إلكترونات التكافؤ: الإلكترونات التي تقع في المستويات الرئيسية الأعلى للذرة.

لماذا تتشابه خصائص العناصر في المجموعة الواحدة؟

نظراً لأن عدد الإلكترونات في المستوى الرئيسي الخارجي للذرات في المجموعة الواحدة يكون نفسه.

تحتوي عناصر المجموعة الأولى على إلكترون وحيد في آخر مستوياتها لذا فإن تكافؤها جميعاً يكون 1 ، كذلك عناصر المجموعة 2 والتي يمتلئ فيها المستوى الرئيسي s بالكترونين اثنين فيكون تكافؤها جميعاً 2.

كيف تتعرف على الدورة التابع لها العنصر في الجدول الدوري من توزيعه الإلكتروني؟

يمكن ذلك بالتعرف على المستوى الأساسي الذي ينتهي عنده التوزيع الإلكتروني للعنصر والذي تتواجد به إلكترونات التكافؤ فمثلاً عنصر الصوديوم $_{11}Na$ وتوزيعه الإلكتروني $[Ne]3s^1$ ينتهي توزيعه الإلكتروني في المستوى $3s^1$ والذي يدل على أنه يتواجد في الدورة الثالثة.

أكمل الجدول التالي

العنصر		التوزيع الإلكتروني	الدورة	المجموعة
الكروم	$_{24}Cr$			
الكربون	$_{6}C$			
الكبريت	$_{16}S$			
النيتروجين	$_{7}N$			
الليثيوم	$_{3}Li$			
المغنيسيوم	$_{12}Mg$			
الكالسيوم	$_{20}Ca$			

كيفية حساب عدد إلكترونات التكافؤ للعناصر المثالية (التمثيلية)

	عناصر المجمع s	عناصر المجمع p
طريقة الحساب	عدد إلكترونات التكافؤ هو نفس رقم المجموعة	عدد إلكترونات التكافؤ = رقم المجموعة − 10
مثال	العنصر : الصوديوم رقم المجموعة : 1 توزيعه الإلكتروني : $[Ne]3s^1$ التكافؤ : 1	العنصر : **الألومنيوم** رقم المجموعة : 13 توزيعه الإلكتروني : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$ التكافؤ : 13 − 10 = 3

Mohamed Ahmed Abdelhafi

على الجدول الدوري احسب عدد إلكترونات التكافؤ للعناصر التالية

العنصر	الرمز	المجموعة	التكافؤ
البروم			
الكبريت			
الكربون			
الأرجون			
البورون			
الكالسيوم			
الفوسفور			
البوتاسيوم			

قطاعات الجدول الدوري

ينقسم الجدول الدوري إلى 4 قطاعات أساسية تبعاً للمستويات الفرعية التي ينتهي توزيع الإلكترونات للذرات العناصر بها وهي كما نعلم s, p, d, f

عناصر القطاع s

- يتألف من مجموعتين، الأولى والثانية
- ينتهي التوزيع الإلكتروني لعناصر المجموعة الأولى بـ $s1$ كذلك بالنسبة لعناصر المجموعة الثانية بـ $s2$

عناصر القطاع p

- يتألف من المجموعات من 13 إلى 18
- لا يحتوي مستوى الطاقة الأول في الذرة على مستوى فرعي p لذا يبدأ القطاع p في الدورة الثانية بعنصر البورون B
- يتكون من ست مجموعات لأن المستوى الفرعي p يتكون من ثلاث أفلاك يحتلّ كل منها بإلكترونين.
- المجموعة 18 تتكون من الغازات النبيلة (الخاملة) والتي لا تدخل في تفاعلات كيميائية بسبب استقرارها وتكون فيها كل أفلاك s و p ممتلئة بالإلكترونات.

الدورة	مستوى الطاقة الرئيسي	العنصر	التوزيع الإلكتروني
1	n=1	الهيليوم	$1s^2$
2	n=2	النيون	$[He]2s^22p^6$
3	n=3	الأرجون	$[Ne]3s^23p^6$
4	n=4	الكريبتون	$[Ar]4s^23d^{10}4p^6$

Mohamed Abdelbari

عناصر القطاع d

دائماً ما يمتلئ المستوى الفرعي d بعد المستوى s من المستوى الرئيسي التالي له، فمثلاً يمتلئ $3d$ بعد $4s$ ونلاحظ ذلك مع توزيع الإلكترونات في عنصر السكانديوم $_{21}Sc$: $[Ar]4s^23d^1$.

يحتوي المستوى الفرعي d على 5 أفلاك يمتلئ كل منها بإلكترونين لذلك نجد أن هناك عشرة احتمالات لتواجد الإلكترونات في المستوى الفرعي d لذا نجده يُمثل في الجدول الدوري بعشرة مجموعات من المجموعة 3 إلى المجموعة 12.

تُسمى العناصر التي تقع في هذه المجموعات (العناصر الانتقالية)

عناصر القطاع f

يحتوي العناصر الانتقالية الداخلية.

يمتلئ المستوى الفرعي f بعد المستوى الفرعي s من المستوى الرئيسي الذي يسبقه بمستويين فمثلاً يمتلئ $4f$ بعد $6s$.

يحتوي المستوى الفرعي f على 7 أفلاك يمتلئ كل منها بإلكترونين لذلك نجد أن هناك أربعة عشر احتمالا لتواجد الإلكترونات في المستوى الفرعي f لذا نجده يُمثل في الجدول الدوري بأربعة عشر مجموعة.

دون استخدام الجدول الدوري حدد الدورة والمجموعة والقطاع للعناصر التي يتنهي توزيعها الإلكتروني كالتالي:

العنصر		العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	الموقع بالجدول الدوري		
الاسم	الرمز			الدورة	المجموعة	القطاع
زينون	Xe	54	$[Kr]4d^{10}5s^25p^6$			
تيلليريوم	Te	52	$[Kr]4d^{10}5s^25p^4$			
زرنيخ	As	33	$[Ar]3d^{10}4s^24p^3$			
السيليكون	Si	4	$[Ne]3s^23p^2$			
البورون	B	5	$[He]2s^22p^1$			
تكنيتيوم	Tc	43	$[Kr]4d^55s^2$			
زركونيوم	Zr	40	$[Kr]4d^25s^2$			
خارصين	Zn	30	$[Ar]3d^{10}4s^2$			
نيكل	Ni	28	$[Ar]3d^84s^2$			
حديد	Fe	26	$[Ar]3d^64s^2$			
كروم	Cr	24	$[Ar]3d^54s^1$			

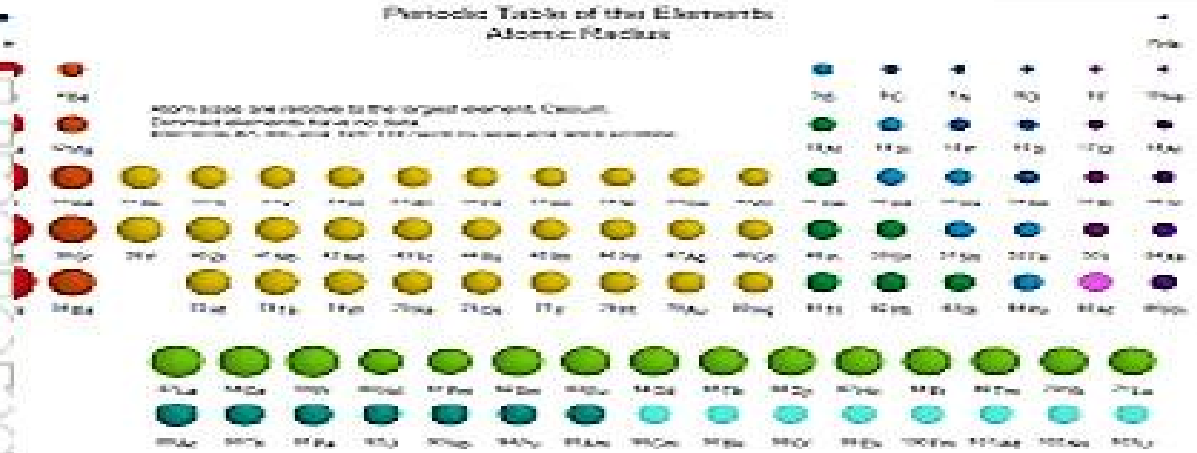
Mohamed Ahmed Abdelbari

تدرج الخصائص في الجدول الدوري

نصف القطر الذري

تختلف الذرات فيما بينها في قياس الحجم وينتج هذا الاختلاف من اختلاف عدد مستويات الطاقة وعدد الإلكترونات التي تحتويها الذرات. لقياس نصف قطر الذرة نتبع طرقة معينة وهي قياس المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين ومترابطتين وحساب نصف قيمتها.

نصف القطر الذري: نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين ومترابطتين.



بزيادة العدد الذري خلال الدورة يقل نصف القطر الذري

بالنزول خلال المجموعة يزيد نصف القطر الذري

تدرج نصف القطر الذري عبر الدورات

عبر الدورة في الجدول الدوري نجد أن نصف القطر يقل تدريجياً، وذلك بسبب زيادة عدد البروتونات داخل النواة وكذلك عدد الإلكترونات خارج النواة مما يزيد التجاذب في الذرة فيقل حجمها وبالتالي يقل نصف قطرها.

تدرج نصف القطر عبر المجموعة

مع الانتقال عبر المجموعة من الأعلى إلى الأسفل يُضاف مستوى طاقة رئيسي مما يزيد نصف القطر الذري عبر المجموعة.

تعتمد هذه التدرجات في الأساس كما سنلاحظ على مجموعة من الأساسيات

1) كمية الشحنات الموجبة الموجودة في النواة.
2) المسافة بين النواة والكترونات المستويات الخارجية.
3) عدد مستويات الطاقة في الذرة

Mohamed Abdelhadi

نشاط (تدرج نصف القطر الذري في الدورة والمجموعة في الجدول الدوري)

1) أي الذرات التالية هي الأكبر في الحجم
- ☐ البثيوم
- ☐ الصوديوم
- ☐ البوتاسيوم
- ☐ الروبيديوم

2) أي الذرات التالية هي الأكبر في الحجم
- ☐ الليثيوم
- ☐ البريليوم
- ☐ البورون
- ☐ الفلور

3) اذكر السبب وراء زيادة حجم ذرة الجرمانيوم عن ذرة الكربون.

4) ذرة الكلور أصغر بكثير من ذرة الصوديوم، اذكر السبب.

5) ضع دائرة حول العنصر الأكبر من حيث نصف القطر

(a	*B*	*Al*
(b	*O*	*S*
(c	*Cl*	*Br*
(d	*Al*	*Na*
(e	*F*	*O*
(f	*Ca*	*Mg*

6) رتب العناصر التالية من الأصغر إلى الأكبر من حيث نصف القطر

C, O, Sn, Sr

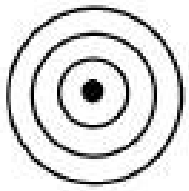
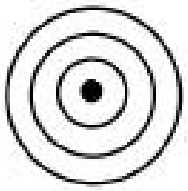
الأصغر : _____ ثم _____ ثم _____ ثم _____ وهو أكبرهم

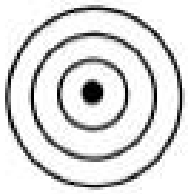
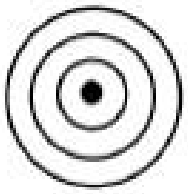
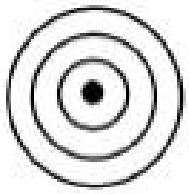
Mohamed Ahmed Abdelbari

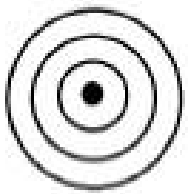
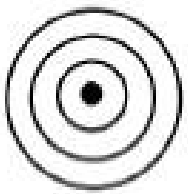
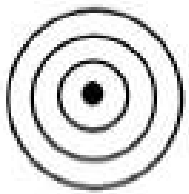
القطر الأيوني

مقدمة

اكمل الجدول التالي والذي يعبر عن التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر

العنصر	$^{13}_{27}Al$	$^{12}_{24}Mg$	$^{3}_{7}Li$
عدد الإلكترونات			
عدد البروتونات			
التوزيع			
# إلكترونات المستوى الخارجي			
# إلكترونات التي يحظى بها المستوى الخارجي			

العنصر	$^{17}_{35}Cl$	$^{8}_{16}O$	$^{7}_{14}N$
عدد الإلكترونات			
عدد البروتونات			
التوزيع			
عدد إلكترونات المستوى الخارجي			
# إلكترونات التي يحظى بها المستوى الخارجي			

العنصر	$^{18}_{40}Ar$	$^{10}_{20}Ne$	$^{2}_{4}He$
عدد الإلكترونات			
عدد البروتونات			
التوزيع			
عدد إلكترونات المستوى الخارجي			
# إلكترونات التي يحظى بها المستوى الخارجي			

Mohamed Ahmed Abdelhari

أجب عن الأسئلة التالية

1) يظهر في جميع ذرات العناصر السابقة وكذلك في جميع العناصر أن عدد البروتونات يساوي عدد الإلكترونات، ما الذي تستنتجه من ذلك بخصوص الشحنة الإجمالية على الذرة؟

2) بم تختلف العناصر بالجدول الثالث عن الجدولين الأول والثاني؟

3) ما الذي تتوقعه في سلوك ذرات العناصر إذا كان المستوى الأخير غير مكتمل بالإلكترونات؟
في الذرات التي يحتوي مستوى طاقتها الأخير على:
- أقل من أربعة إلكترونات: _____
- أكثر من أربعة إلكترونات: _____

4) ما الذي يحدث للذرة إذا اكتمل مستوى طاقتها الأخير بالإلكترونات؟

5) ما الفرق بين الذرة المتعادلة والذرة المستقرة؟

6) اكتب اسماء ثلاث عناصر تكون ذراتها متعادلة ومستقرة.

7) ماذا تُسمى الذرة في حال فقدانها إلكترون أو أكثر؟

8) ماذا تُسمى الذرة في حال اكتسابها إلكترون أو أكثر؟

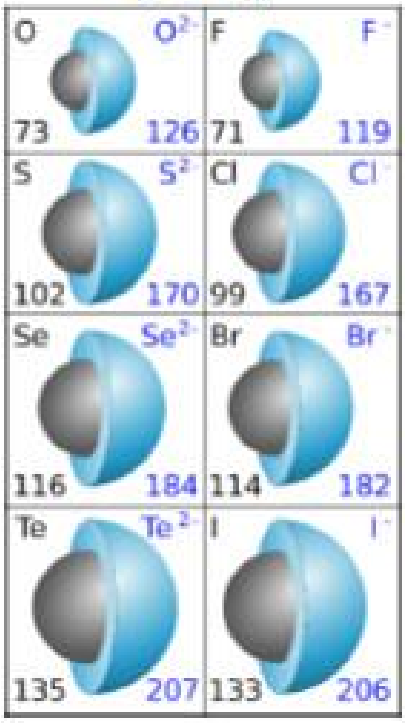
9) قارن بين الأيون الموجب والأيون السالب

	الأيون الموجب +1	الأيون السالب -1
كيف يتكون؟		
التغير الحادث في عدد مستويات الطاقة		
التغير الحادث في التنافر بين الإلكترونات		
التغير الحادث في حجم الذرة		

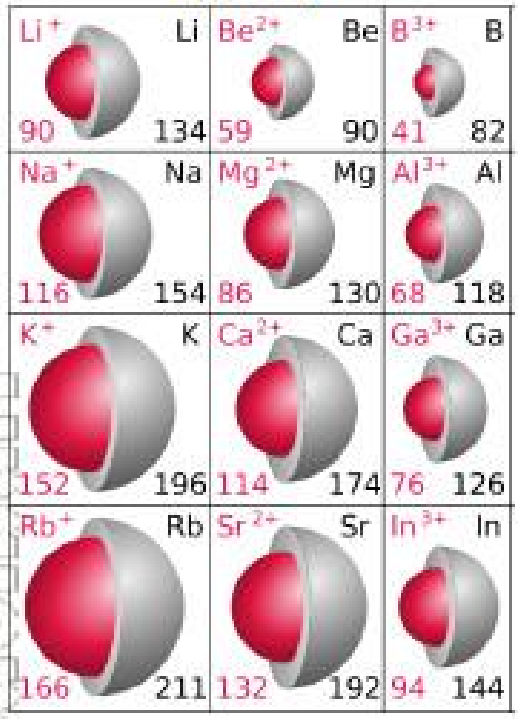
Mohamed Ahmed Abdelbari

التغير الحاصل في حجم الذرة عندما تتحول الى أيون

الأيونات السالبة



الأيونات الموجبة



10) اذكر السبب وراء نقص نصف قطر أيون الصوديوم عن ذرة الصوديوم.

_____

_____

11) اذكر السبب وراء زيادة حجم أيون الكلور عن ذرة الكلور.

_____

_____

تدرج نصف القطر الأيوني

هناك نوعان من الأيونات المتكونة، أيونات موجبة يكون حجمها أصغر من حجم الذرات المكونة لها وأيونات سالبة يكون حجمها أكبر من حم الأيونات المكونة لها. في المقابل يتشابه تدرج نصف القطر الأيوني مع تدرج نصف القطر الذري حيث:

يقل نصف القطر الأيوني عبر الدورة.

12) اذكر السبب: _____

_____

يزيد نصف القطر الأيوني عبر المجموعة.

13) اذكر السبب: _____

_____

Mohamed Abdelbari

طاقة التأيين

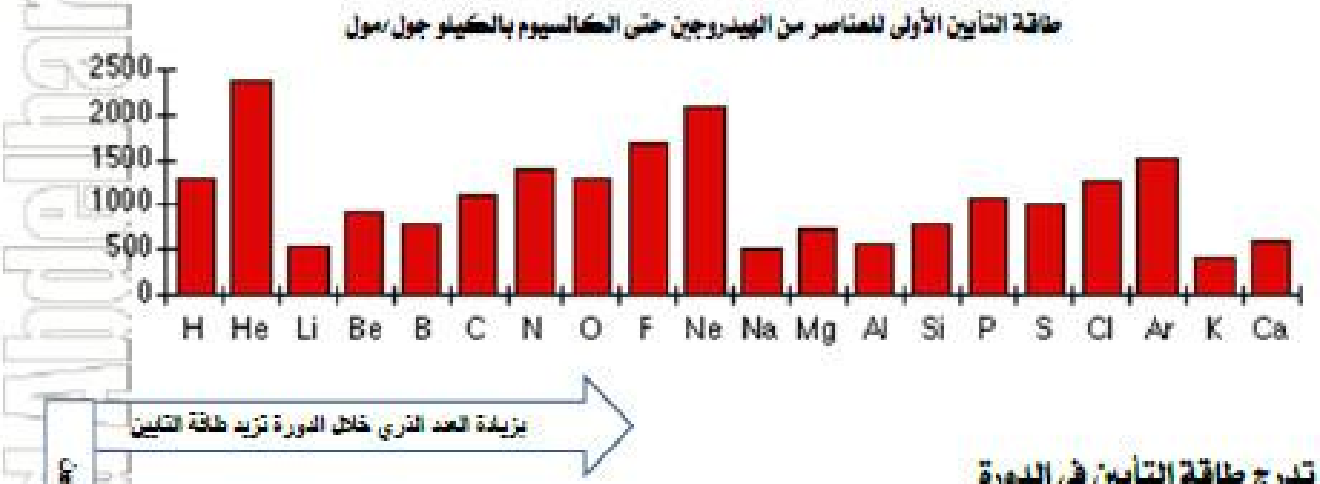
يمكن نزع إلكترون من الذرة مع إضافة طاقة لها $A + Energy \rightarrow A^+ + e^-$ (في الحالة الغازية)
ويتكون نتيجة لذلك أيون موجب وتُسمى هذه العملية التأيين.

الأيون: ذرة أو مجموعة ذرات مترابطة لديها شحنة (إما موجبة أو سالبة)

التأيين: العملية التي تؤدي لتكون الأيون.

طاقة التأيين: الطاقة اللازمة لنزع إلكترون أو أكثر من الذرة. وتُقاس بالكيلو جول /مول ، وتتغير بحسب عدد الإلكترونات المنزوعة فلدينا طاقة التأيين الأولى والثانية والثالثة.

تُقاس طاقة التأين لذرات العناصر منفردة وفي الحالة الغازية لتجنب تأثير الذرات المجاورة.



تدرج طاقة التأيين في الدورة

خلال الدورة يزداد العدد الذري فيزداد عدد البروتونات الموجبة داخل النواة وكذلك عدد الإلكترونات السالبة خارج النواة مما يزيد التجاذب بينهم فيصعب فقد الإلكترون الخارجي فيحتاج طاقة أعلى لنزعه لذلك **تزيد طاقة التأيين خلال الدورة.**

عناصر المجموعة الأولى هي أقل العناصر من حيث طاقة التأين لذلك فهي تفقد الإلكترون الخارجي بسهولة لذلك هي عناصر نشيطة جداً. في المقابل عناصر المجموعة 18 هي الأعلى من حيث طاقة التأين لذلك لا تفقد إلكتروناتها بسهولة وتحتاج طاقة عالية جداً لنزع الإلكترون الخارجي لذا تجدها أقل العناصر من حيث النشاط الكيميائي.

تدرج طاقة التأيين في المجموعة

في العناصر الرئيسية، ومع النزول ما بين عناصر المجموعة نجد أننا نضيف مستوى رئيسي آخر مليء بالإلكترونات مما يبعد الإلكترونات عن مجال التجاذب القوي مع النواة وبالإضافة إلى زيادة عدد الإلكترونات مما يزيد التنافر بين الإلكترونات وهذا ما يسهل نزع الإلكترون لذا **تقل طاقة التأين الأولى مع النزول خلال المجموعة.**

Mohamed Abdelbari

يبين الجدول التالي مفهوم جديد وهو طاقة التأين الثانية والثالثة والرابعة، من الجدول حاول الإجابة على الأسئلة التالية:

طاقة التأين لبعض عناصر الدورة الثانية بـ kJ/mol				
العنصر	Li	Be	B	C
عدد إلكترونات التكافؤ	1	2	3	4
طاقه التاين الاولى	520	900	800	1090
طاقه التاين الثانيه	7300	1760	2430	2350
طاقه التاين الثالثه		14,850	3660	4620
طاقه التاين الرابعه			25,020	6220
طاقه التاين الخامسه				37,830

ماذا تعني طاقة التأين الثانية:

اذكر السبب وراء ارتفاع قيمة طاقة التأين الثانية عن الأولى.

تقفز القيمة أحياناً بين قيم طاقات التأين المختلفة، اذكر السبب.

عند أي درجة من طاقات التأين ستتغير القيمة بمقدار كبير لعنصر المغنيسيوم؟

Mohamed Ahmed Abdelbari

السالبية الكهربائية

تعلمنا أن حجوم الذرات مختلفة وأن هناك قوى جذب بين الأنوية والإلكترونات يتحكم هذان العاملان في التجاذب الحادث بين الأنوية وإلكترونات الرابطة الكيميائية في المركبات. إلكترونات الرابطة في المركب تكون الإلكترونات المشتركة في تكوين الرابطة و يحدث تجاذب بينها وبين أنوية الذرات المكونة للمركب و بالطبع تختلف قوى تجاذب الأنوية مع الإلكترونات.

السالبية الكهربائية: ميل الذرة لجذب إلكترونات الرابطة في مركب كيميائي.

العوامل التي تؤثر في السالبية الكهربائية:

1) شحنة النواة.
2) المسافة بين النواة وإلكترونات التكافؤ
3) عدد مستويات الطاقة.

قام العالم لينوس بولينج بوضع قيم لقياس السالبية الكهربائية، وتم أن أعلى عنصر في السالبية الكهربائية هو الفلور أعطاه القيمة (4) وقاس بقية العناصر بالنسبة لعنصر الفلور.

Mohamed Ahmed Abdelbari

أنشطة

ضع دائرة حول العنصر الصحيح من هذه العناصر

غاز نبيل	*Te*	*I*	*Xe*
تتوزع إلكتروناته في 4 مستويات طاقة	*Si*	*Ge*	*Sn*
لافلز	*H*	*Li*	*Na*
واحد من الفلزات القلوية	*Li*	*Be*	*B*
ينتهي توزيعه الإلكتروني ب 6 إلكترونات	*As*	*Se*	*Br*
شبه فلز	*Pb*	*Bi*	*Po*
غاز في درجة حرارة الغرفة	*B*	*C*	*N*
له أكبر عدد ذري	*V*	*Nb*	*Ta*
له أكبر نصف قطر	*Ga*	*Al*	*Si*
أكبر ميل إلكتروني (ألفة إلكترونية)	*Al*	*Si*	*P*
هالوجين	*S*	*Cl*	*Ar*
أكبر كتلة ذرية	*K*	*Ca*	*Sc*
أقل جهد تأين	*N*	*P*	*As*
معدن	*Li*	*Si*	*S*

رتب العناصر التالية بحسب الزيادة في نصف القطر: الكربون – الألومنيوم – الأكسجين – البوتاسيوم.

رتب العناصر التالية بحسب الزيادة في السالبية الكهربائية : الكبريت – الأكسجين – النيون – الألومنيوم.

لماذا يمتلك الفلور طاقة تأين أعلى من اليود؟

لماذا تتشابه خصائص العناصر في نفس المجموعة؟

اكتب إلى جوار هذه الخصائص هل تزيد أم تنقص عبر الدورة في الجدول الدوري.

أ. نصف القطر

ب. طاقة التأين

ج. السالبية الكهربائية.

كيف يتدرج نصف القطر عبر المجموعة؟ اذكر السبب.

Mohamed Ahmed Abdelbari

السالبية الكهربائية

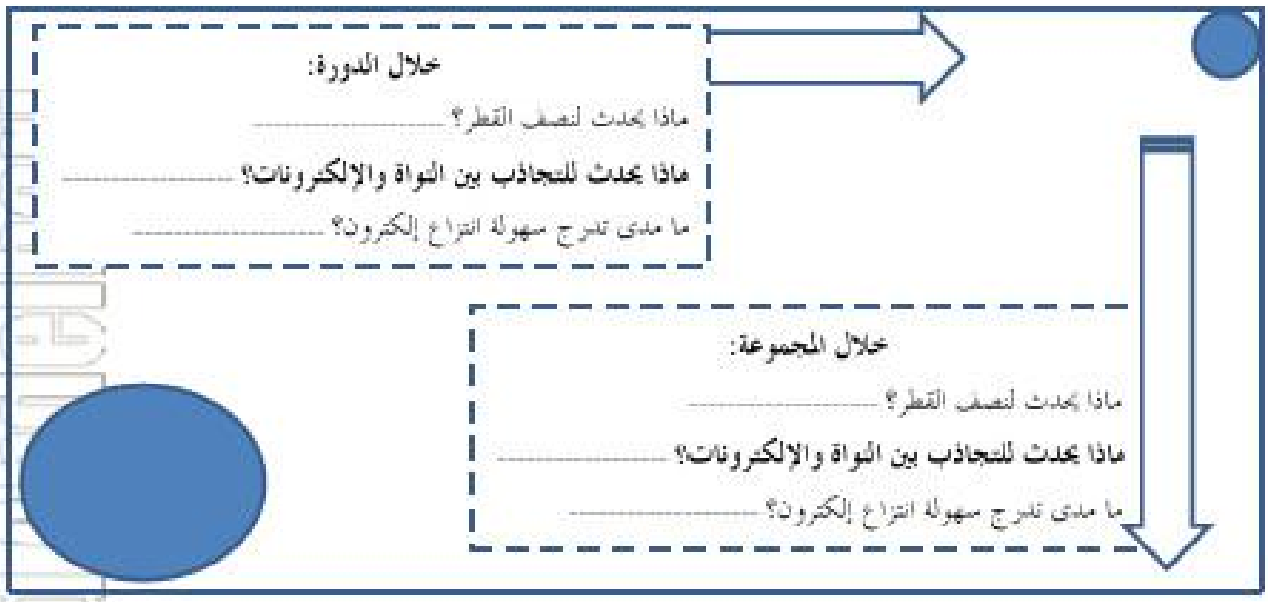
نشاط

رتب العناصر المقدمة لك تبعاً لنصف القطر على اللوحة المخصصة لمجموعتك.

الأدوات: مجموعة من الكرات تمثل ذرات العناصر المختلفة.

نشاط

أكمل المخطط التالي والذي يعبر عن تدرج الخصائص بالجدول الدوري



من النشاط السابق قارن بين ذرة الكلور وذرة الصوديوم

	الكلور	الصوديوم
نصف القطر		
جاذبية النواة للإلكترونات		
سهولة انتزاع إلكترون		

ماذا يحدث عند وضع ذرة الكلور بجوار ذرة الصوديوم؟

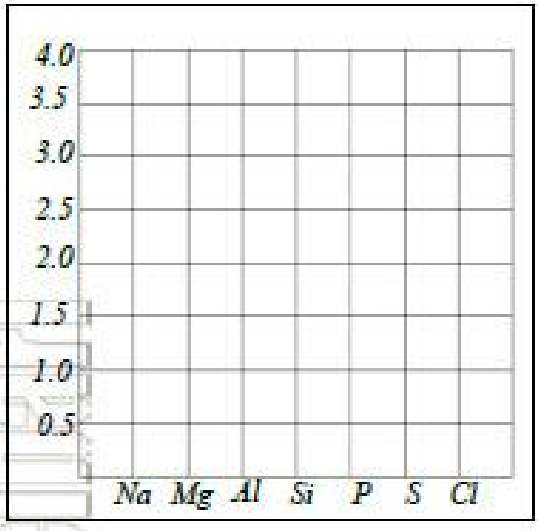
.....

□

Mohamed Ahmed Ibrahim

تابع العرض التقديمي لتوضيح تفاعل الذرات مع بعضها تبعاً للسالبية الكهربائية.
ارسم المخطط البياني الذي يعبر عن السالبية الكهربائية للعناصر التالية والتي تتبع نفس الدورة.

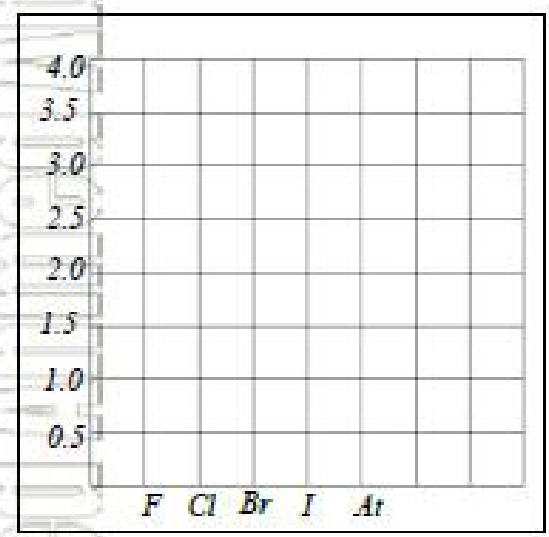
العنصر	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
السالبية الكهربائية	0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0



استنتج من الرسم تدرج السالبية الكهربائية في الدورة:

ارسم المخطط البياني الذي يعبر عن السالبية الكهربائية للعناصر التالية والتي تتبع نفس المجموعة.

العنصر	F	cl	Br	I	At
السالبية الكهربائية	4.0	3.0	2.8	2.5	2.2



استنتج من الرسم تدرج السالبية الكهربائية في المجموعة:

استنتج تدرج السالبية الكهربائية عبر الدورة والمجموعة بالجدول الدوري عبر وضع الأسهم على الجداول المرفقة لكل مجموعة على اللوح الخاص بالمجموعة.

النشاط الختامي:

أكمل النشاط التالي بوضع إلكترونات التكافؤ في مكانها المناسب نتيجة للسالبية الكهربائية بين الذرات.

الأدوات:

1) مجموعة من الكرات تمثل الفرق بين الذرات من حيث الحجم.
2) مجموعة من الكرات تعبر عن الإلكترونات المشاركة في تكوين الرابطة.

Mohamed Abdelbary

www.jnoe-jo.com
www.jnoe-jo.com
www.jnoe-jo.com
منتديات
صقر الجنوب
المملكة الاردنية الهاشمية