بنية الذرة:

مقدمة: يتألف العالم الذي يحيط بنا من مواد عديدة مختلفة عن بعضها، منها ما هو حي والأخرى جماد، حيث نرى في كثير من الأحيان كيف تتغير المادة من شكل كيميائي إلى آخر.

بذلت جهود كثيرة منذ القدم لشرح مفهوم المادة وحاول كثير من الفلاسفة القدامى التعرف على طبيعة مكونات هذا الكون. كان الفيلسوف اليوناني ديموقراط (القرن الخامس قبل الميلاد) أول من فكر في بنية المادة واعتبرها مؤلفة من دقائق صغيرة لا تتجزأ Indivisible وأسماها ذرة Atomos أي الشيء الذي لا يتجزأ. ومع بداية عصر النهضة في مطلع القرن السابع عشر في أوروبا، عادت فكرة الذرة تظهر من جديد وذلك من خلال دراسات حول خواص الغازات، ومن خلال قياسات للمواد المتفاعلة كيميائياً لتعطي مواد جديدة. واستطاع العالم الإنكليزي **دالتون** صياغة مفهوم جديد حول بنية المادة وذلك من خلال وضع الفرضيات التالية:

1 – الذرة أصغر جزء المكون للمادة يمكن أن يوجد.

2 – تختلف صفات وخواص الذرة باختلاف المادة وبالتالي جميع الذرات لعنصر ما متماثلة.

3 - عند حدوث تفاعل كيميائي ما تتحد ذرات العناصر المختلفة مع بعضها أو تنفصل عن بعضها دون تغيير في صفات وخواص الذرة.

4 – تشكل ذرات العناصر فيما بينها عند تفاعلها نسبة عددية بسيطة وصحيحة.

هذه الفرضيات الأربع هي المقومات الرئيسة لنظرية عرفت فيما بعد باسم **نظرية دالتون الذرية** وهي المكونات الأساسية لبناء المادة. ودلت كل الدراسات التي تلت هذه النظرية الذرية على صحتها. وكل التعديلات التي طرأت على هذه النظرية حدثت في نهاية القرن التاسع عشر بعد اكتشاف أشعة اكس.

الكتل الذرية:

إن من المفاهيم الهامة التي نتجت عن أعمال **دالتون**، مفهوم الكتلة الذرية. وبما أن قياس كتلة الذرة صعب كونها شديدة الصغر فقد تم اللجوء إلى القياسات النسبية. ففي التحليل الكهربائي للماء تم الحصول على 11.19% وزناً هدروجين و 88.81% وزناً أكسجين، أي أن كتلة الأكسجين

أكبر من كتلة الهدروجين بـ مرة $\frac{88.81}{11.19} = 7.937$

المول وعدد أفوكادرو:

قام أفوكادرو بأخذ كتل من الغازات تساوي كتلها الجزيئية وحدد حجمها في الشروط النظامية (درجة حرارة صفر مئوي وضغط واحد جو) فوجد أن حجم كل منها يساوي 22.4 L واستنتج أنها في تلك الشروط تحوي جميعها على نفس العدد من الجزيئات الحقيقية. وقد حسب عدد هذه الجزيئات الحقيقية في هذا الحجم فوجد أنه يساوي: 6.023×10^{23} جزيء حقيقي، وقد سمى هذا الحجم بالمول.

ومنه فتعريف المول هو كمية الغاز بالغرام التي تساوي كتلته الجزيئية. أو يمكن تعريفه بشكل أخر: هو كمية المادة بالغرام التي تحوي عدد أفوكادرو من دقائق الجسم وهذه الدقائق قد تكون جزيئات أو ذرات أو أيونات أو إلكترونات.

قانون غي لوساك وفرضية أفوكادرو:

لاحظ غي لوساك عام 1805 نتيجة تجاربه أن 2 L من الهدروجين يتفاعل بشكل كامل مع 1 L من الأكسجين لينتج 2 L من بخار الماء، وهذا يعني أن كل ذرة أكسجين تتحد مع ذرتي هدروجين، وكذلك يتفاعل 1 L من الهدروجين مع 1 L من الكلور ليشكل 2 L من كلور الهدروجين. فلخص نتائجه بقانون سمي بقانون غي لوساك للحجوم المتحدة وهو: **إن نسب حجوم الغازات الداخلة في تفاعل أو الناتجة عنه هي نسب عددية بسيطة بشرط قياسها في الشروط نفسها من الضغط ودرجة الحرارة.**

بدأ العلماء بالتفكير في سلوك الغازات بناء على نتائج تجارب غي لوساك. ولم يكن تفسير هذا السلوك ممكناً حتى وضع أفوكادرو فرضية عام 1811. ففي تفاعل الكلور مع الهدروجين يدل على أن ليتر الهدروجين يحتوي على نفس العدد من الجسيمات التي يحتويها ليتر الكلور عند نفس الشروط. ومنه فان النسب البسيطة التي يشير إليها قانون غي لوساك للحجوم المتفاعلة أو الناتجة **إنما هي نفس النِسَب بين أعداد الجسيمات الداخلة في التفاعل أو الناتجة عنه.**

ومنه استنتج أفوكادرو أن الحجمين من كلور الهدروجين يحويان عدداً من الجسيمات أكبر بمرتين مما يحويه حجماً واحداً من الهدروجين أو حجماً واحداً من الكلور. فالطريقة الوحيدة لتفسير ذلك، هي أن كل جسيمة من الهدروجين أو الكلور تنقسم إلى قسمين وكل نصف جسيمة من كل غاز تذهب لتشكل جزيئة كلور هدروجين كاملة. **أي أن كل جسيمة من الكلور أو الهدروجين تحوي ذرتين متحدتين معاً** حسب المعادلة التالية:

$$H - H \; + \; Cl - Cl \quad \rightarrow \quad 2H - Cl$$

أي أن جزيء الهدروجين والكلور ثنائيا الذرة. أما الأكسجين والهدروجين في تشكيل الماء حسب هذه الفرضية:

$$H-H\ +\ H-H\ +O-O\ \rightarrow\ 2H_2O$$

وهنا يمكن الاستنتاج أن كل ذرة أكسجين ترتبط مع ذرتين من الهدروجين، أي **أن قدرة الأكسجين على الارتباط هي ضعف قدرة الهدروجين. ومنه استطاع أفوكادرو أن يميز بين الجزيء والذرة، بالإضافة إلى التمييز بين قوة الارتباط بين الذرات.**

لم يستطع العلماء وقتذاك استيعاب ما قدمه أفوكادرو من أفكار إلا بعد نصف قرن من الزمن، ففي ذلك الوقت كانت تسود نظرية بيرزيليوس التي فسّر بها نتائج التحليل الكهربائي، حيث قال: **إن الجزيئات مؤلفة من ذرات مختلفة بالشحنة تتحد فيما بينها بتجاذب كهربائي.** وكان من الصعب قبول فرضية أفوكادرو التي تقول إن جزيئات الغاز تحتوي على ذرتين من نفس النوع وتمتلكان الشحن الكهربائية نفسها.

وقد أُعتمدت للمقارنة كتلة ذرة الهدروجين لأنه أخف الغازات على الأطلاق، وأعطاها دالتون الرقم واحد. وبما أن الأكسجين فعّال أكثر من الهدروجين حيث أنه يتفاعل مع معظم العناصر، فقد اتُخذ كعنصر للمقارنة بدلاً من الهدروجين. وللتخلص من الأرقام بعد الفاصلة فقد اقترح العالم stas أن تكون الكتلة الذرية له هي 16.

مسالة: في تفاعل التفكك الحراري لكلورات البوتاسيوم نحصل على كلور البوتاسيوم والأكسجين، والمطلوب احسب كمية كلورات البوتاسيوم اللازمة للحصول على 100 ليتر من الأكسجين في الشروط النظامية.

مسالة: يتفاعل حمض كلور الماء مع كربونات الكالسيوم فينطلق غاز الكربون، المطلوب احسب كم غرام كربونات وحمض ذو تركيز 25% يلزم للحصول على 10 ليتر من غاز الكربون.

بنية الذرة:

بينت كثير من الدراسات خلال القرن التاسع عشر أن المادة **تحوي كهرباء** ومن هذه الظواهر:

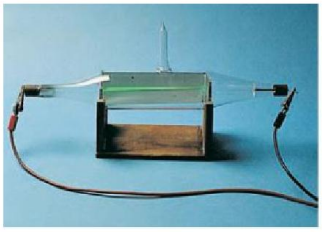
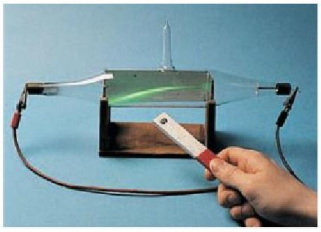
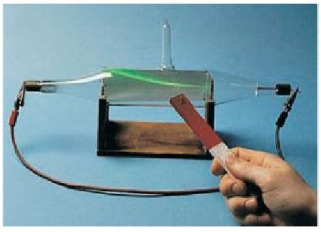
- **التحليل الكهربائي**: بينت تجارب فرداي عام 1834 أن التيار الكهربائي يمكن أن يسبب تفاعلاً كيميائياً. وبالتالي فالذرة هي من طبيعة كهربائية.

- **الأشعة المهبطية:**

تعتبر حادثة **الإنفراغ الكهربائي** تجربة أساسية في إيضاح طبيعة الكهرباء وعلاقتها بالمادة. فاذا قدمنا لأي نوع من أنواع الذرات كمية كافية من الطاقة فإنها تتأين إلى شظايا موجبة

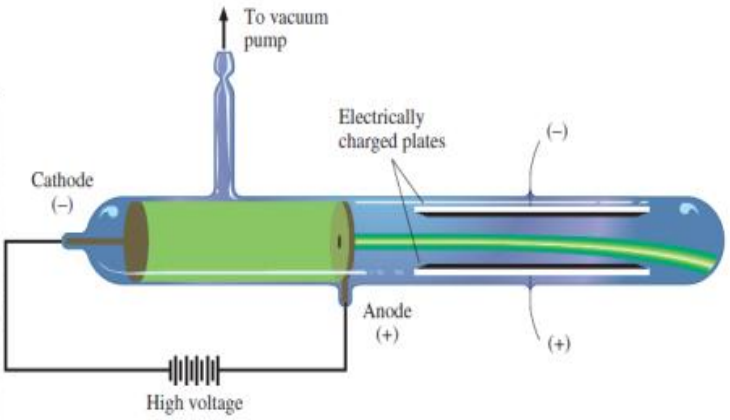
وسالبة. والتجربة التي قام بها **كروكس** عام 1879 أدت إلى اكتشاف الشظية السالبة والتي سُميت بالإلكترون. حيث صنع أنبوب زجاجي بطول حوالي 50 سم وضع بداخله صفيحتان تشكلان القطب السالب (المهبط) والموجب (المصعد).

ووجد كروكس أنه عندما يكون الضغط داخل الأنبوب منخفض جداً، أي أقل من 10 mm.Hg وطُبق بين المسريين تيار كهربائي يتجاوز 10000 فولت فان أشعة خاصة تنبعث من المهبط تختلف بطبيعتها عن الأشعة الضوئية تسير بسرعة كبيرة جداً بشكل مستقيم لتصطدم بجدار الأنبوب المقابل وتُحدث تألقاً أخضر اللون في الجزء الذي تصطدم به من الزجاج. ومن **خواص هذه الأشعة أنها ترفع درجة حرارة قطعة معدنية حتى التوهج إذا اعترضت طريقها كالنحاس مثلاً. ومن جهة أخرى فهي تملك كمية من الحركة تؤدي إلى دوران دولاب موجود في طريقها مما يدل على أن لها كتلة مادية. وهذه الأشعة تنحرف عندما توضع في حقل مغناطيسي أو حقل كهربائي، كما أن جهة الانحراف تبين أن هذه الأشعة مشحونة سلباً. بالإضافة إلى أن هذه الأشعة هي واحدة بغض النظر عن نوع المهبط المستعمل.**

تعيين نسبة شحنة الإلكترون الى كتلته: $\frac{e}{m}$

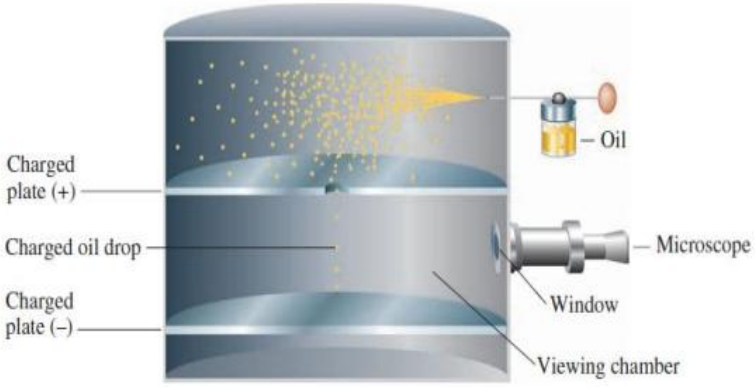
استعمل العالم تومسون أنبوب كروكس في تعيين نسبة شحنة الإلكترون الى كتلته.



يبين الشكل السابق أن جزء من الإلكترونات يمر عبر الثقب في المصعد بشكل مستقيم، فوجود المغناطيس يؤدي الى انحرافها عن المسار الأول الى الأعلى أو الأسفل حسب اتجاه وشدة الحقل المنغاطيسي. ولكن يمكن **معاكسة** هذا الانحراف باستعمال مكثفة ذات شحنة مناسبة بحيث تعود الحزمة الى مسارها الأول وتسقط في منتصف الحاجز الأيمن. فمن قياس شدة التيار بين لبوسي المكثفة وشدة المغناطيس وقياس الانحراف بغياب المغناطيس أو المكثفة، تمكن تومسون بتطبيق قوانين الفيزياء واستنتاج نسبة $\frac{e}{m}$ للاشعة المارة، وتساوي قيمة هذه النسبة الى -1.76×10^{8} $\mathrm{colm}/_{\mathrm{gr}}$ حيث تدل الاشارة السالبة على أن الشحنة سالبة.

قياس شحنة الإلكترون:

أجرى العالم **مليكان** عام 1908 بتعيين قيمة شحنة الإلكترون بتجربة قطيرات سائل زيتي، حيث تنفث قطّارة صغيرة قُطيرات زيت بين لبوسي مكثفة مشحونة في حجرة مجهزة بمنظار وإنارة من أجل مراقبة تحركات قُطيرات الزيت. فاذا وجهت حزمة من أشعة اكس عبر فتحة خاصة في الحجرة أدت الى تأين جزيئات الغاز مما يؤدي الى انطلاق الإلكترونات والتي سيلتصق بعضها على قُطيرات الزيت لتكسبها شحنة سالبة.



ففي الحالة الاعتيادية تسقط قطيرات الزيت الى الأسفل تحت تاثير قوة الوزن، وإذا تم ضبط شدة الحقل الكهربائي المؤثر على قطيرة الزيت على نحوٍ تتعادل فيه قوة انجذاب القطيرة نحو الصفيحة الموجبة في الأعلى مع قوة الوزن بحيث تبقى القطيرة ساكنة، عندها يمكن تطبيق القوانين الفيزيائية والرياضية الخاصة للحصول على شحنة الإلكترون وهي بنتيجة الحساب: -1.6×10^{-19} $colm$ وهي أصغر قيمة يمكن لقطيرة زيت أن تحملها. وبالتالي يمكن حساب كتلة الإلكترون من علاقة تومسون:

$$\frac{e}{m} = -1.76 \times 10^{8} \Longrightarrow m = \frac{-1.6 \times 10^{-19}}{-1.76 \times 10^{8}} = 9.1 \times 10^{-28}\ gr$$

الأشعة الموجبة والبروتون:

بعد اكتشاف الجزء السالب من الذرة بدأ البحث عن الجزء الموجب، حيث قام العالم الألماني **غولد شتاين** باجراء تجربة على أنبوب كروكس، ولكن بثقب المهبط بدلاً من المصعد، فلاحظ مرور تيار في الانبوب معاكس في اتجاهه للأشعة المهبطية ينتج عن تأين جزيئات الغاز في الانبوب ، وعندما يمر من ثقب المهبط يصطدم في الزجاج المطلي بمادة كبريتيد الزنك ZnS مما أدى الى تألقه. وتتأثر هذه الأشعة بالحقل الكهربائي والمغناطيسي بشكل يعاكس تأثر الأشعة المهبطية مما يدل على أنها تحمل شحنة موجبة.

درس تومسون عام 1913 هذه الأشعة بنفس الطريقة التي درس بها الأشعة المهبطية وحسب النسبة $\frac{e}{m}$ العائدة لهذه الجسيمات فلاحظ أن النسبة ليست ثابتة كما هو الحال في الأشعة المهبطية، بل ترتبط بطبيعة الغاز المستخدم، وأن قيمتها أصغر بكثير من قيمة $\frac{e}{m}$ للاشعة المهبطية. وبقياس هذه النسبة لعدد من الغازات وجد أن أعلى قيمة لها هي في غاز الهدروجين وتساوي: $9.65 \times 10^{4}\ {}^{colm}/_{gr}$.

وبما أن مول واحد من الهدروجين يزن 1.008 gr ، ولدينا عدد أفوكادرو للمول الواحد 6.023×10^{23} ذرة حقيقية فان كتلة ذرة الهدروجين تزن $\frac{1.008}{6.023 \times 1023} = 1.67 \times gr$ 10^{-24}، أي أن كتلة الإلكترون أصغر من كتلة ذرة الهدروجين بـ 1837 مرة.

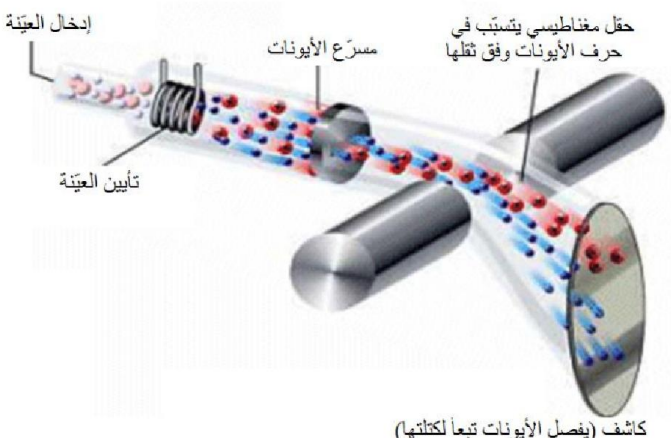
وبما أن ذرة الهدروجين تتكوّن من إلكترون وبروتون وشحنة البروتون تساوي وتعاكس بالإشارة شحنة الإلكترون، فيمكن عندها حساب كتلة البروتون كما يلي:

$$m = \frac{+1.6 \times 10^{-19}}{9.65 \times 10^{4}} = 1.66 \times 10^{-24}\ gr$$

النظائر:

تختلف قيم النسبة $\frac{e}{m}$ لمختلف أنواع جسيمات الأشعة الموجبة المتولدة من غازات مختلفة. لقد حصل تومسون في دراسته لغاز النيون على قيمتين لهذه النسبة تدلان على جسيمات تحمل الكتلتين 20 و22 ، ولم يحصل على أي قيمة تتوافق مع الكتلة الذرية لهذا العنصر تجريبياً والبالغ (20.179). لذلك طور **العالم آستون** جهاز لدراسة الأشعة الموجبة، هو مقياس الطيف الكتلوي الذي يقوم بفرز أدق الشوارد بدلالة كتلتها لأن جسيمات الأشعة الموجبة ليس لها السرعة نفسها. ولما كانت

الجسيمات البطيئة تنحرف بتأثير التيار الكهربائي أكثر من انحراف الجسيمات السريعة فان حزمة الجسيمات تتبدد وتتحلل بدلالة قيم النسبة $\frac{e}{m}$. وعند اصطدام هذه الجسيمات الخاضعة للحقل الكهربائي على لوحة تصوير فتعمل على تعتيمها بسبب الطاقة التي تتخلى عنها للوحة التصوير كما يفعل الشعاع الضوئي. فتتناسب درجة التعتيم في نقاط اصطدام الجسيمات بها مع عدد هذه الجسيمات بحيث يمكن حساب الكمية النسبية للجسيمات مختلفة الكتلة من تحديد درجات التعتيم النسبية لنقاط الإصابة على لوحة التصوير بعد تظهيرها.



شكل تخطيطي لمطياف الكتلة

وهكذا خالف آستون دالتون في أن ذرات العنصر الواحد لها الكتلة ذاتها، فمعظم العناصر تتكون من مزائج من النظائر عدا حوالي 20 عنصراً في الجدول الدوري لا تملك نظائر.

أمثلة على وجود عدد من النظائر والكتل الذرية التابعة لها

العنصر	الرمز الكيميائي	الكتلة الذرية amu	النظير	الوفرة الطبيعية، %	الكتلة amu
Boron	B	10.84	^{10}B ^{11}B	19.91 80.09	10.01294 11.00931
Oxygen	O	15.9994	^{16}O ^{17}O ^{18}O	99.762 0.038 0.200	15.99492 16.99913 17.99916
Chlorine	Cl	35.4527	^{35}Cl	75.770 24.230	34.96885 36.96590

			^{37}Cl		
Uranium	U	238.0289	^{234}U ^{235}U ^{238}U	0.0055 0.720 99.2745	234.0409 235.0439 238.0508

طريقة حساب الكتل الذرية اعتماداً على كتل النظائر:

مثلاً يتكوّن غاز الكلور Cl من نظيرين كتلتاهما 35 amu بنسبة 77.3 % و 37 amu بنسبة 22.7 %. احسب الكتلة الذرية للكلور.

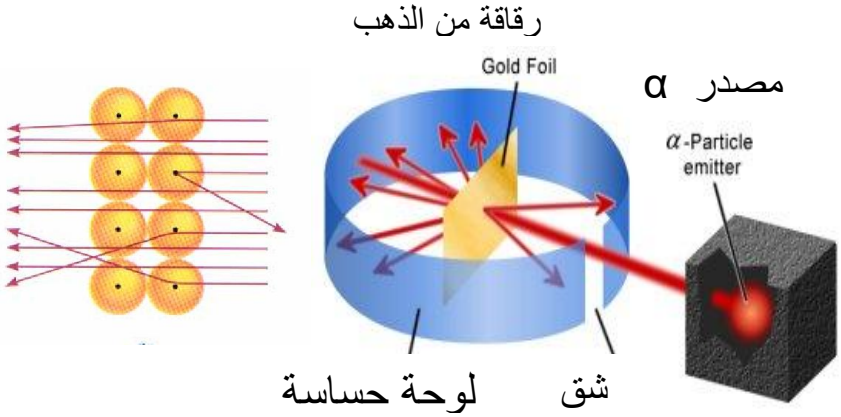
الحل: الكتلة الذرية للكلور تساوي متوسط الكتلتين الذريتين للنظيرين مع مراعاة النسبة المئوية:

$$A_{Cl} = \left(35 \times \frac{77.3}{100}\right) + (37 \times \frac{22.7}{100} = 35.5\ amu$$

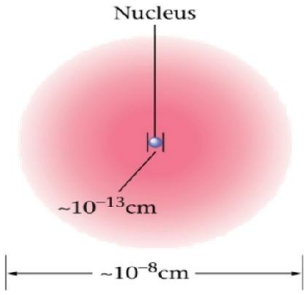
نظرة رذرفورد للذرة:

توصل العالم رذرفورد بعد تجارب أجراها على صفيحة رقيقة من الذهب إلى تصوّر آخر للذرة اعتبر فيه أن الشحنات الموجبة وكتلة الذرة مركزة في نواتها وأن النواة محاطة بإلكترونات سالبة الشحنة. وقال رذرفورد بأن العناصر المشعّة عندما تتحلّل ينطلق منها ثلاثة أنواع من الأشعة:

- أشعة موجبة هي أشعة ألفا α
- أشعة سالبة هي أشعة بيتا β
- أشعة غير مشحونة هي أشعة غاما γ (وهي تشبه الضوء إلا أنها ذات طاقة أعلى من الضوء بكثير)، وأجرى رذرفورد التجربة التالية:



وأن كل ذرة تحوي مركزاً كثيفاً للكتلة موجب الشحنة سماها النواة الذريّة atomic nucleus تدور حولها الإلكترونات.



يمكن التعبير عن نظرية رذرفورد بالبنود التالية:

1 - الذرة هي نواة مركزية يدور حولها وعلى مسافات شاسعة إلكترونات سالبة الشحنة

2 - الذرة معظمها فراغ (لأن الذرة ليست مصمتة وحجم النواة صغير جداً بالنسبة لحجم الذرة)

3 - تتركز كتلة الذرة في النواة (لأن كتلة الإلكترونات صغيرة جداً مقارنةً بكتلة مكونات النواة من البروتونات والنيوترونات).

4 - يوجد بالذرة نوعان من الشحنة، شحنة موجبة بالنواة وشحنات سالبة على الإلكترونات.

5 - الذرة متعادلة كهربائياً لأن عدد الشحنات الموجبة (البروتونات) يساوي عدد الشحنات السالبة (الإلكترونات).

6 - تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات خاصة.

7 - استقرار الذرة يعود إلى وقوع الإلكترونات تحت تأثير قوتين متعاكستين في الاتجاه متساويتين في المقدار، هما قوة جذب النواة للإلكترونات وقوة الطرد المركزي الناشئة عن دوران الإلكترونات حول النواة.

نموذج بور الذري:

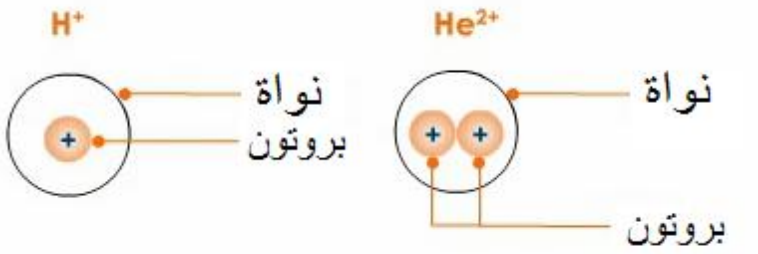
هو نموذج مطور عن نموذج رذرفورد الذري، وقد اقترح من قبل بور في عام 1913. والنموذج الذري الحديث مشابه لنموذج رذرفورد الذري، فأبقى بور في نموذجه النواة ذات الشحنة الموجبة في المركز، كما وافق على أن الإلكترونات ذات الشحنة السالبة تدور حول النواة في مدارات دائرية. طبق بور النظرية الكوانتية (Quantum Theory) على الإلكترونات الدائرة حول النواة. ولتوضيح حركة الإلكترون في الذرة، اقترح بور الفرضيات الآتية:

1 - تستمر الإلكترونات بالدوران في مداراتها النسبية بدون فقد طاقة. وطبقا لهذه النظرية تبقى طاقة الإلكترون ثابتة طالما أن الإلكترون يبقى في نفس المدار. يقود هذا المفهوم إلى أن كل مدار يقترن بطاقة محددة. لهذا تعرف المدارات بمستويات الطاقة أو أغلفة الطاقة.

2 - المدار الأصغر (المدار الأول من النواة) ذو طاقة أصغرية والمدار الأبعد (المدار الأخير من النواة) ذو طاقة أعظمية.

3 - تنبعث الطاقة بوساطة الإلكترون عندما يتحرك من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أدنى، أو بمعنى آخر من المدار الأبعد عن النواة إلى المدار الأقرب منها. وبشكل مشابه تمتص الطاقة بوساطة الإلكترون عندما يتحرك من مستوى الطاقة الأخفض إلى مستوى الطاقة الأعلى.

مقارنة نواتي الهيدروجين والهليوم حسب نموذج رذرفورد:



إذن نتوقّع أن تكون كتلة ذرة الهليوم أكبر بمرتين من ذرة الهيدروجين، لكن بينت الدراسة أن كتلة الهليوم تساوي 4 أضعاف كتلة الهيدروجين.

إذن لابد من أن يكون هناك قسيمات أخرى في النواة، غير مشحونة، هي التي تسبب زيادة الكتلة.

الذرة: The Atom

مكوّنات الذرة:

تتكوّن الذرة من نواة محاطة بجسيمات سالبة الشحنة تسمى الإلكترونات، وتتركز كتلة الذرة في نواتها التي تتكوّن من عدد محدد من جسيمات موجبة الشحنة تسمى البروتونات وأخرى متعادلة الشحنة تعرف بالنيترونات.

البروتون: The Proton

البروتون هو جسيم موجب الشحنة يوجد داخل النواة، ويطلق الاسم نفسه على ذرة الهيدروجين التي فقدت إلكترونها الخارجي، وتعادل شحنة البروتون شحنة الإلكترون بالقيمة المطلقة أما كتلة البروتون فتساوي بالتقريب كتلة ذرة الهدروجين مطروحاً منها كتلة الإلكترون.

النيترون: The Neutron

جسيم متعادل الشحنة يوجد داخل النواة اكتشفه العالم شادويك **Chadwick** عام 1932 حيث لاحظ أن قذف ذرة البيريليوم Be بجسيمات ألفا جعلها تطلق أشعة ذات سرعة عالية تساوي 1/10 من سرعة الضوء وقدرة عالية على الاختراق، هذه الأشعة لا تتأثر بالمجال المغناطيسي أو الكهربائي، وقد أمكن فهم فكرة النظائر بسهولة بعد اكتشاف هذه الجسيمات. **والنيترونات مهمة للمحافظة على ثبات الذرة لأنها تقلل من قوى التناظر بين البروتونات داخل النواة.**

الإلكترون: The Electron

جسيم صغير جداً يحمل شحنة سالبة يستدل عليه بظهور تألق عند قذف ألواح مغطاة بكبريتيد التوتياء شعاع المهبط. واستطاع العالم تومسون عام 1897 التعرف على الإلكترون ثم تمكن العالم مليكان عام 1913 من قياس شحنة الإلكترون والتي تساوي -1.602×10^{-19} كولوم ومن قياس كتلته التي تساوي (9.11×10^{-28}) غرام.

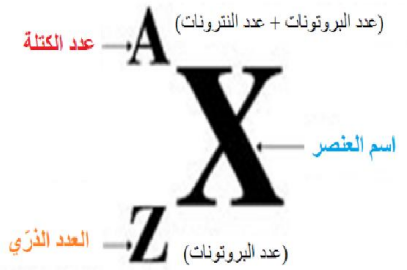
العدد الذري: Atomic Number

العدد الذري للعنصر يساوي عددياً قيم الشُحن الموجبة في نواة الذرة أو عدد البروتونات في النواة. وبما أن الذرة تحوي عدداً متساوياً من البروتونات والإلكترونات. فان العدد الذري للعنصر يمكن أن يعرف بعدد الإلكترونات الموجودة خارج نواة ذرته. وهكذا فالعدد الذري خاصية أساسية للذرة ويرمز له بالحرف **Z** ويكتب عادة في أسفل رمز العنصر في الذرة المتعادلة كهربائياً.

الكتلة الذرية: Atomic mass

تدعى أيضا رقم الكتلة. فالكتلة الذرية تساوي عددياً مجموع البروتونات والنيترونات الموجودة في النواة. ويُعبر عن الكتلة الذرية رياضياً بما يلي:

A = عدد البروتونات + عدد النيترونات



مبدأ الشك أو عدم التعيين:

يمثّل هذا المبدأ الذي اشتقه عالم الفيزياء الألماني **هايزنبرغ** Heisenberg عام 1927 إحدى النتائج المهمة للطبيعة الموجيّة للمادة. وينص هذا المبدأ على أنّه: **من المستحيل تعيين موقع الإلكترون (وغيره من الدقائق الميكروية) وكمية حركته أو سرعته بدقّة في آن واحد**، ويعود ذلك الى الطريقة التي نفحص أو نقيس بها الأشياء سواء كان الفحص بصورة مباشرة بالعين أو بوساطة جهاز ما. فأي جسم سواء كان صغيراً أو كبيراً، لا يمكن رؤيته أو فحصه إلا إذا اصطدم به فوتون ما وارتد بعد ذلك الى العين لرؤيته، أو الجهاز الفاحص، وبالتالي فان الإلكترون عن اصطدامه بالفوتون الضوئي سيكتسب كمية من العزم الحركي من الفوتون وسيتغير مكانه وعزمه، ولذلك إذا عرفنا موقعه فان سرعته وكمية حركته ستكون قد تغيرت. ومنه نجد أن هناك شك في تحديد كل المعطيات للإلكترون بدقة.

النظرية الكوانتية:

درس العالم بلانك مطلع القرن العشرين الإشعاعات الصادرة عن الأجسام الصلبة عند تسخينها حتى التوهّج. فوجد أن إصدارات الأشعة المقاسة لا تتفق مع الرأي السائد آنذاك والذي يقول إن المادة يمكن أن تمتص أو تُصدر أيّة كمية من الطاقة، بل إن المادة إنّما تكسب أو تُصدر كمّيات محدّدة فقط من الطاقة تساوي أعداداً صحيحةً مضروبة ب hν. وقد وجد بلانك أن الأشعة الصادرة عن جسم ساخن هي دوماً مضاعف صحيح لكميّة صغرى من الطاقة:

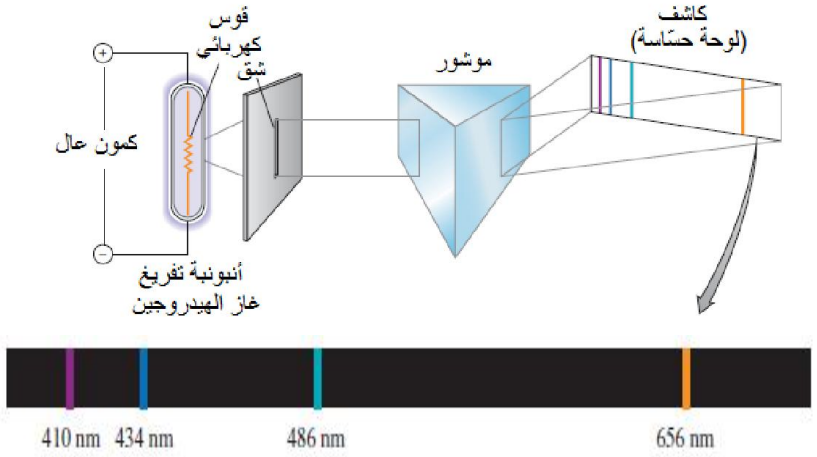
$$\Delta E = nh\nu$$

حيث n هي أعداد صحيحة 1، 2، 3،..... ν هي تردّد (تواتر) الأشعة المنبعثة (أو الممتصة).

h هو ثابت التناسب ويدعى ثابت بلانك.

والشكل التالي يبين الطيف الخطي لذرة الهدروجين:

إن خطوط هذا الطيف منفصلة (غير متّصلة كقوس قزح)، ويشير ذلك إلى أن هناك سويّات طاقية محدّدة مسموحة للإلكترون أن يوجد فيها في ذرة الهيدروجين. ونستدلّ من ذلك أن طاقة الإلكترون مكممه.



بينت الدراسات الطيفية بأن الطاقة لكل الإلكترونات التي تنتمي لمستوى طاقة معين ليست واحدة بل تختلف من واحد للآخر. لذلك استنتج بأنه من غير الممكن التوضيح الكامل لطاقة وموقع الإلكترون في الذرة بمساعدة عدد كمي واحد (n) فقد بينت الدراسات المتقدمة بأن هناك أعداداً كمية توضح بشكل كامل طاقة الإلكترونات وموقعها في الذرة.

الاعداد الكمية:

أدى حل معادلة شرودينغر إلى تعريف أربعة أعداد نستطيع من خلالها تعيين الأمكنة المحتمل وجود الإلكترون فيها، تدعى بأعداد الكم.

العدد الكمي الرئيسي: n

وهو العدد الذي استعمله بور في فرضياته، ويمكن أن يأخذ أي أية قيمة صحيحة ماعدا الصفر، يعطي هذا العدد الكمي معلومات حول مستوى الطاقة الرئيسي الذي ينتمي له الإلكترون. فيأخذ هذا

العدد فقط قيماً صحيحة (1،2،3،4،5،6،7) وهكذا فمن أجل مستوى الطاقة الأول n=1 ومن أجل مستوى الطاقة الثاني n=2 وهكذا...

العدد الكمي الثانوي: l

يدعى أيضا بالعدد **الكمي للعزم الزاوي**، حيث يحتوي كل مدار رئيس n عدة طبقات فرعية ثانوية. يعطي هذا العدد الكمي معلومات حول شكل المستوى الفرعي لمستوى الطاقة الرئيسي الذي ينتمي له الإلكترون. فيأخذ هذا العدد أيضا قيماً صحيحة فقط. لكن قيمته تعتمد على n ، والقيم المختلفة لـ l تتراوح من 0 إلى (n -1)فمن أجل قيمة n=4 فالقيم لـ l هي (0،1،2،3). وللتمييز بين إلكترونات المدارات الثّانوية يُصطلح، عادةً على تسمية الإلكترونات بأسماء المدارات الثّانوية ذاتها، فنقول الإلكترونات s والإلكترونات p والإلكترونات، d وهكذا.... وتتميّز المدارات الثّانوية $s, p, d, \ldots$ بأشكالها المختلفة المطابقة لأشكال الغمامات الإلكترونية العائدة لإلكترونات هذه المدارات.

فعندما يكون $n = 1$ يكون $l = 0$ ويحوي عندها المدار الأول مداراً من نوع S ذو الشكل الكروي.

وعندما يكون $n = 2$ يكون $l = 0, 1$ وتحوي المدار الثاني نوعين من المدارات الفرعية هما s الكروي، و p المكوّن من غمامتين مغزليتين متصلتين بالرأس وتقع النواة بينهما.

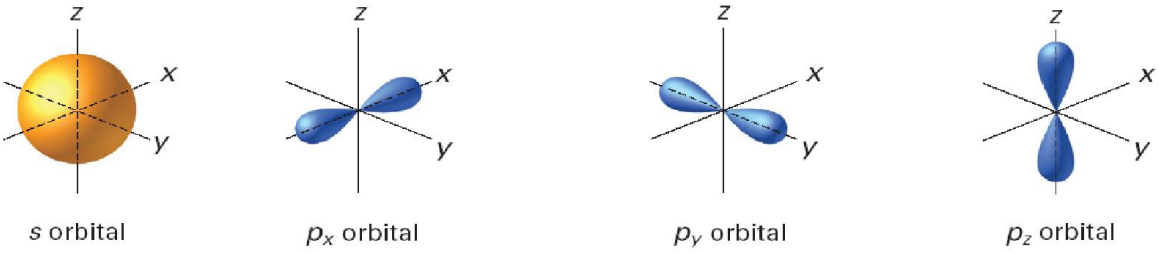
أما عندما يكون $n = 3$ يكون $l = 0 , 1, 2$ ويحوي المدار الثالث ثلاثة أنواع من المدارات وهي: s , p, d والمدار d يحوي أربع مغازل أما s و p فهي كالسابق. وبعدها تصبح حلول شرودينغر معقدة جداً.

العدد الكمي المغناطيسي: m

يقدم هذا العدد الكمي معلومات حول توجيه أو ترتيب المستوى الفرعي Sub-Level في الفراغ الذي ينتمي له الإلكترون. فهو يُفرّق ما بين الإلكترونات التي لمداراتها الشكل ذاته، حيث لوحظ عند إخضاع الذرة للحقل المغناطيسي أن خطوط الطيف تنشطر من جديد. فتحدد قيمه بوساطة قيمة l والمجال لهذه القيم من (l +→ 0 →- l). والكلي هو $2l + 1$ من أجل $l = 1$ تكون القيم المختلفة لـ m هي: (+1, 0, -1). وبناء على ما تقدّم، فإن عدد الأوضاع التي يمكن أن تأخذها الغمامات الإلكترونية العائدة للمدارات الثّانوية $s, p, d, \ldots$ في الفراغ يساوي ($2l + 1$).

فمن أجل الإلكترونات s $(l = 0)$ تكون هناك قيمة واحدة ممكنة للعدد الكمي المغناطيسي، هي $(m = 0)$ وبالتالي فهناك توضع واحد ممكن للغمامة الإلكترونية العائدة للمدار الثّانوي s وهو الشكل الكروي.

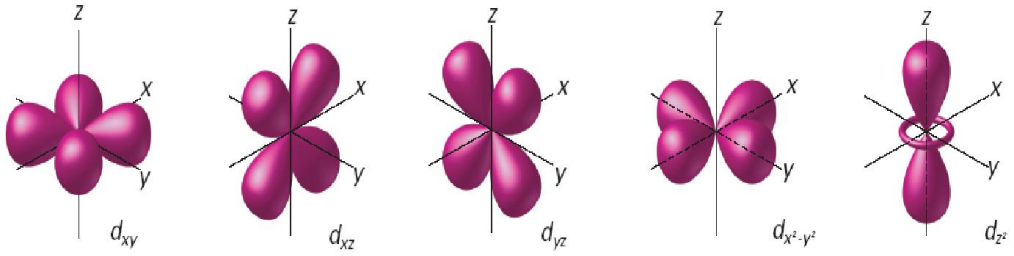
ومن أجل الإلكترونات p $(l = 1)$، يأخذ العدد الكمي المغناطيسي ثلاث قيم ممكنة، هي: $(m = -1, 0, +1)$ وبالتالي تكون هناك ثلاثة أوضاع مختلفة في الفراغ للغمامات الإلكترونية العائدة للمدار الثّانوي p ، يُشار إليها بالرموز p_x , p_y , p_z كما هو مبيّن في الشكل الآتي:



ومن أجل الإلكترونات d $(l = 2)$ هناك خمس قيم ممكنة للعدد الكمي المغناطيسي، وهي:

$(m = -2, -1, 0, +1, +2)$، وتقابلها خمسة أوضاع مختلفة في الفراغ للغمامات الإلكترونية العائدة للمدار الثّانوي d يوضحها الشكل الآتي ويشار إليها بالرموز

$d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , d_{x^2-y^2} , d_{z^2}$.



العدد الكمي للف الذاتي (السبيني): s

وجد في كثيرٍ من الأحيان أن من خطوط الطيف لعنصر ما يتحلل إلى ثنائيات شديدة التقارب، ويعود هذا التحلل إلى خاصية اللف الذاتي للإلكترون. فيُقدم هذا العدد الكمي للف الذاتي معلومات حول دوران الإلكترونات حول محورها الخاص في المدار فيما إذا كان الدوران مع عقارب الساعة أم بعكسها. فهناك قيمتان فقط للعدد الكمي السبيني s هما:

$$s = +\frac{1}{2} \ , s = -\frac{1}{2}$$

وعادة ما يستعاض عنهما برسم سهمين متعاكسين ↑↓

مبدأ الاستبعاد لباولي:

لقد وجد العالم باولي عام 1925 أن كلاً من المدارات تحت الفرعية يتسع لإلكترونين فقط، ويختلفان عن بعضهما في أن لفهما الذاتي مختلف، أي أن الأول يدور حول نفسه بجهة تعاكس جهة دوران الثاني. وبالتالي استنبط باولي المبدأ الذي **ينص على أنه في ذرة ما لا يوجد إلكترونان يتمتعان بنفس الأعداد الكمية الأربعة.** نستنتج مما سبق أن:

1 - عدد أنواع المدارات الفرعية في كل مدار رئيس يساوي (n)

2 - عدد الإلكترونات في كل مدار رئيس يساوي ($2n^2$) كحدّ أقصى.

3 - يتسع مدار الغلاف تحت الفرعي في العدد الكمي الأساسي لعدد أعظمي من الإلكترونات مقداره (2) إلكترون يدوران بشكل متعاكس. أو بمعنى آخر لا يوجد مدار يمكن أن يتسع لإلكترونين باتجاه الدوران نفسه لأن كل إلكترون سيصّد الآخر بقوة كبيرة وذلك حسب مبدأ باولي.

مستوى الطاقة لذرة متعددة الإلكترونات:

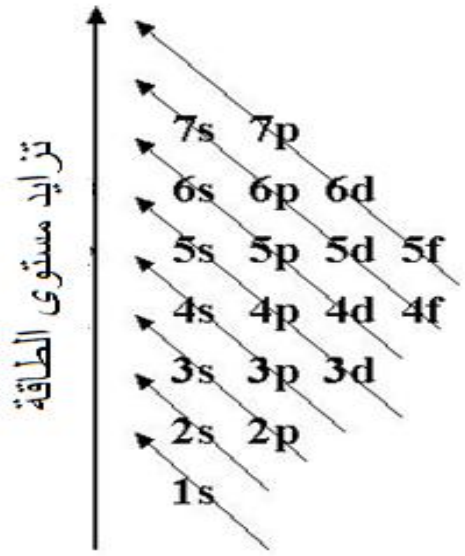
يتم توزيع الإلكترونات في سبعة مستويات طاقية رئيسة فقط من n = 1 إلى n = 7 وتوزيع الإلكترونات يتم من المستوى الأقل في الطاقة إلى المستوى الأعلى في الطاقة. يُستفاد من هذا المبدأ في معرفة توزيع عدد معين من الإلكترونات حول النواة في ذرة ما، أي الترتيب الإلكتروني للذرات. إن تسلسل ملء الإلكترونات في الطبقات الفرعية المختلفة يتم وفقاً لمجموعة القواعد الآتية:

1 - تضاف الإلكترونات الواحد بعد الآخر إلى المدارات عند الحركة من عنصر إلى العنصر التالي بنظام تزايد العدد الذري.

2 - تملأ المدارات بالتتابع وفقاً لنظام زيادة طاقتها. وتزداد الطاقات وفقاً للنظام التالي مع الأخذ بعين الاعتبار مبدأ الاستبعاد لباولي.

1S, 2S, 2P 3S, 3P,4S,3d,4P,5S,4d,5P,6S,4f,5d,6P,7S

والأعداد 1،2،3،4،5،7 تشير إلى المدارات الرئيسة. ويمكن التعبير عن تتابع ملء الإلكترونات برسم المدارات الثّانوية على شكل دوائر مرتّبة في شكل هرمي معكوس، ومن ثم تُملأ هذه المدارات، ابتداءً بالمدار1s وتماشياً مع الأسهم المتوازية الموضحة في الشكل:

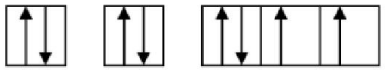


قاعدة هوند:

هذه القاعدة تبين كيفية ترتيب الإلكترونات في المدارات التابعة لنفس الطبقة الفرعية، وتنص على أنه: **عندما تدخل الإلكترونات في مدارات تابعة لنفس الطبقة الفرعية فإنها تتوزع بحيث تعطي أقل عدد من أزواج الإلكترونات**، أي أنها تتوزع فرادى في كل مدار ثم تزدوج. ويمكن توضيح ذلك بحجرات تمثل المدارات وأسهم داخل الحجرات تمثل الإلكترونات، ويعين جهة السهم سبين الإلكترون الموافق. فعلى سبيل المثال:

يمثل الترتيب الإلكتروني لذرة الأكسجين كما يلي:

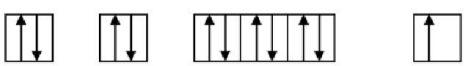
$_8O$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^4$



$_3Li$: $1s^2$ $2s^1$

وذرة الليثيوم:

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

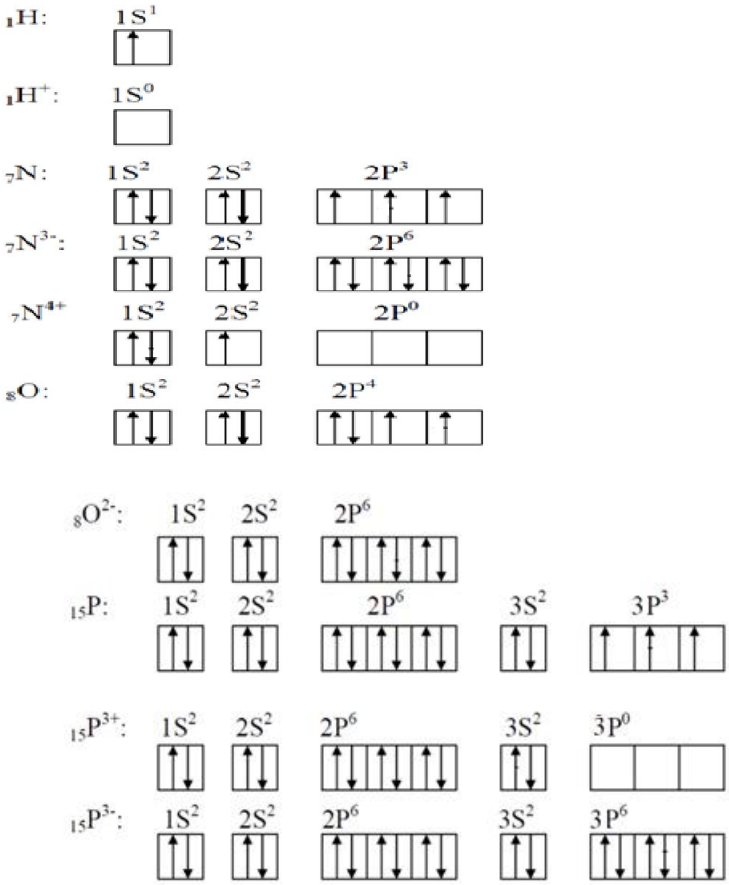


وذرة الصوديوم:

مثال: اكتب الترتيب الإلكتروني للذرات والأيونات التالية:

$_1H$, $_1H^+$, $_7N$, $_7N^{3-}$, $_7N^{4+}$, $_8O$, $_8O^{2-}$, $_{15}P$, $_{15}P^{3+}$, $_{15}P^{3-}$ وذلك باستخدام المربعات والأسهم:

الحل:



الخواص المغناطيسية للمواد:

بينت التجارب أنه إذا وضعت بعض العناصر أو الأيونات في حقل مغناطيسي فإنها تنجذب نحوه. وتعود هذه الصفة إلى سبين الإلكترونات غير المتزاوجة الموجودة في هذه المواد. وتظهر هذه الخاصة في العناصر الانتقالية في الجدول الدوري، لأنها تحتوي عدداً من المدارات غير الممتلئة في السوية الفرعية d، وتشتد بازدياد عدد الإلكترونات غير المتزاوجة كالحديد والكوبالت والنيكل، وتسمى هذه الحالة **بالمغناطيسية الطردية**. أما الحالة التي تنفر فيها الذرات بشكل ضعيف عن الحقل المغناطيسي تسمى **بالمغناطيسية العكسية**، وتظهر هذه الخاصية في الذرات التي تحوي فقط إلكترونات متزاوجة أي كل مداراتها مشغولة بأزواج إلكترونية.

الجول الدوري والتصنيف الدوري للعناصر

في بداية القرن التاسع عشر ازداد عدد العناصر المكتشفة، وبدا التشابه في خواصها الكيميائية والفيزيائية بين بعضها البعض واضحاً. وبدأ الكيميائيون البحث هن طريقة لوضع العناصر المتشابهة في مجموعات. ففي عام 1829 وجد **دوبراينر** أنه في كثير من الحلات يمكن ترتيب العناصر المتشابهة في ثلاثيات حسب ازدياد الكتلة الذرية، وأن العنصر المتوسط في الثلاثية الواحدة تكون كتلته الذرية بقدر المتوسط الحسابي بين الأول والأخير:

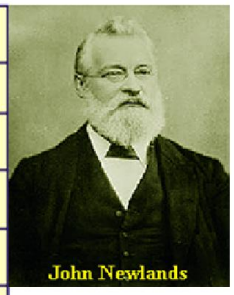
Dobereiner's Law of Triads

7																	
23															35		
39	40														80		
	88														127		
	137																

وفي عام 1868 القى الباحث **نيولاندز** بحثاً أمام أعضاء الجمعية الكيميائية في لندن بين فيه أنه إذا رُتبت العناصر الكيميائية حسب تزايد كتلها الذرية أظهرت تكراراً دورياً في الخواص الكيميائية والفيزيائية، وقد وجد أنه يمكن ترتيب العناصر في ثمانيات دعي بقانون الأكتاف:

Newlands' Arranged Elements in Octaves:

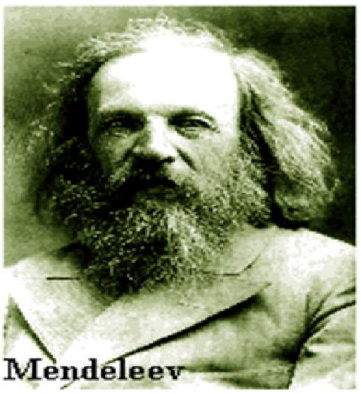
H	F	Cl	Co/Ni	Br	Pd	I	Pt/Ir
Li	Na	K	Cu	Rb	Ag	Cs	Tl
G	Mg	Ca	Zn	Sr	Cd	Ba/V	Pb
Bo	Al	Cr	Y	Ce/La	U	Ta	Th
C	Si	Ti	In	Zn	Sn	W	Hg
N	P	Mn	As	Di/Mo	Sb	Nb	Bi
O	S	Fe	Se	Ro/Ru	Te	Au	Os



حيث رفضت حينها الجمعية نشر بحثه وقوبل بالسخرية. ثم عادت لتمنحه ميدالية (دارفي) عام 1883 لاكتشافه الترتيب الدوري للعناصر.

وفي عام 1869 نشر **مندلييف** بحثاً عن تصنيف العناصر يشابه ما وصل إليه نيولاندز وبحثاً آخر عام 1871 يبين فيه ترتيب العناصر تبعاً لازدياد كتلها الذرية في أعمدة وصفوف، إذ تقع العناصر المتشابه بالخواص في عمود واحد وهو مشابه للشكل القصير للجدول الدوري الحديث:

Group / Period	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H=1							
2	Li=7	Be=9.4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27.3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35.5	
4	K=39	Ca=40	?=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56,Co=59 Ni=59
5	Cu=63	Zn=65	?=68	?=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	?=100	Ru=104,Rh=104 Pd=106
7	Ag=108	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140				
9								
10			?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184		Os=195,Ir=197 Pt=198
11	Au=199	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208			
12				Th=231		U=240		



ويختلف عنه بعدم وجود الغازات الخاملة إذ لم تكن معروفة آنذاك. وقد كان تنبؤ مندلييف عن وجود وخواص ستة من العناصر التي لم تكن معروفة آنذاك من أروع ما حققه القانون الدوري. فقد احتوى ذلك التصنيف على كثير من الأماكن الخالية، ثم اكتُشفت العناصر التي كان يجب أن تشغلها في الطبيعة أو اصطُنعت بعد ذلك.

اكتشف **موزلي** في عام 1913 أن خواص العناصر توابع دورية لأعدادها الذرية وغير تابعة لكتلها الذرية. إذ لا يوجد عنصران لهما العدد الذري نفسه.

ومن الواضح أن العدد الذري ذو خاصية أساسية أكثر من الكتلة الذرية في تصنيف العناصر. بعد هذا الاكتشاف اقترح موزلي جدولاً دورياً يعتمد على العناصر وفقاً لتزايد أعدادها الذرية. وهكذا بيّن أن مكان العنصر في الجدول الدوري يتوقف على عدده الذري وليس على كتلته. ثم قام بور فيما بعد بتعديل الجدول الدوري المقترح من قبل موزلي والذي يعرف الآن بالجدول الدوري الحديث.

الجدول الدوري الحديث:

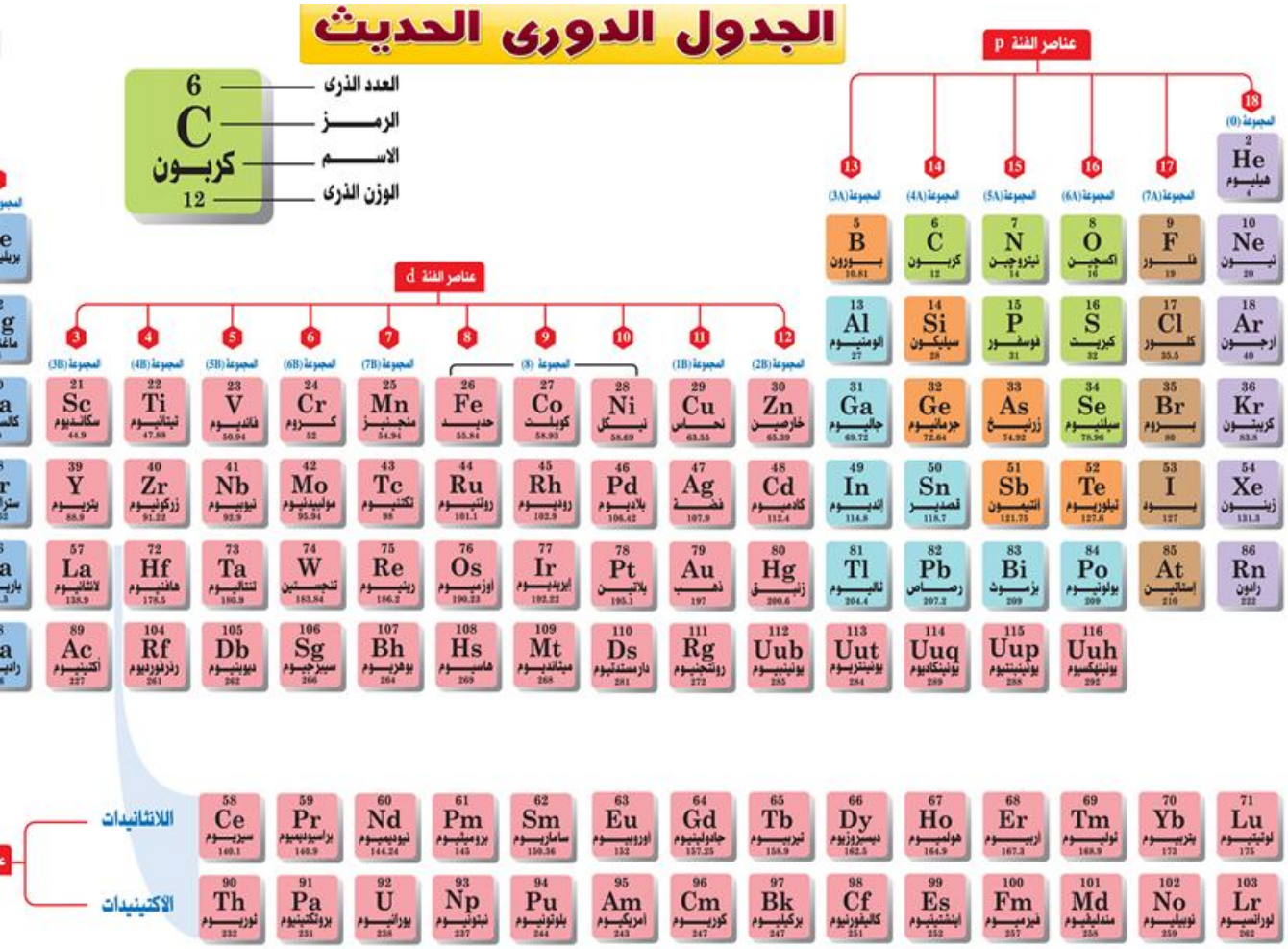
رتبت العناصر في الجدول الدوري الحديث وفقاً لتزايد أعدادها الذرية في صفوف أفقية وتدعى الأدوار وهي تختلف عن بعضها بالطول، فأقصرها يحوي عنصرين وأطولها يحوي 32 عنصراً. يضم هذا الجدول سبعة أدوار أفقية، يحتوي الدور الأول على عنصرين وكل من الدور الثاني والثالث على ثمانية عناصر، والدور الرابع والخامس على ثمانية عشر عنصراً، ويحتوي الدور السادس على 32 عنصراً والدور السابع على بقية العناصر.

يقسم الجدول الدوري الى:

- عناصر نموذجية أعطيت الرمز A وتتميز هذه العناصر باحتوائها على مدارات S و P فقط.

- عناصر انتقالية أعطيت الرمز B تتميز باحتوائها على مدارات d و f بالإضافة الى S و P.

والشكل التالي يمثل الجدول الدوري الحديث:



تُشكل العناصر التي تقع في الأعمدة الشاقولية في الجدول الدوري فصائل، وتُظهر العناصر التي تنتمي الى فصيلة واحدة تشابهاً كبيراً بخواصها الكيميائية والفيزيائية، كما تملك عناصر الفصيلة الواحدة العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ. تحوي الفصائل الأولى من الجدول الدوري على **المعادن** التي تملك عند صقلها بريقاً ولمعاناً، ويمكن طرقها وسحبها الى أسلاك، وهي ناقلة جيدة للتيار الكهربائي والحرارة، وأنصاف أقطارها كبيرة نسبياً، وطاقة تأينها منخفضة، وتتفاعل أكاسيدها مع الماء مشكلة محاليل قلوية، ومع الحموض مشكلة أملاحاً.

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$$

تحوي الفصائل الأخيرة في الجدول الدوري على العناصر **اللامعدنية** التي تتميز بكونها صلبة سهلة الانكسار أو سائلة، أو غازية في الدرجة العادية من الحرارة، وهي رديئة النقل للتيار الكهربائي، أنصاف أقطارها صغيرة نسبياً وطاقة تأينها مرتفعة، تتفاعل أكاسيدها مع الماء مشكلةً حموضاً ومع القلويات مشكلة أملاحاً:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

$$SO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

أما **أشباه المعادن** فتكون وسطاً في خواصها بين المعادن واللامعادن، فمثلاً عنصر الجرمانيوم يتميز بناقلية رديئة للتيار الكهربائي وتزداد ناقليته بازدياد درجة الحرارة ويعتبر من أنصاف النواقل. وأكسيد الزرنيخ يسلك سلوكاً مذبذباً، فهو يتفاعل مع الحموض والأسس مشكلاً أملاحاً:

$$As_2O_3 + 6NaOH \rightarrow 2Na_2AsO_3 + 3H_2O$$

$$As_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AsCl_3 + 3H_2O$$

يبين رقم الفصيلة درجة الأكسدة الموجبة للعناصر المعدنية، أما درجة الأكسدة السالبة للعناصر اللامعدنية فيمكن معرفتها بطرح رقم الفصيلة من العدد 8 ، وكذلك نحصل على تكافؤ العنصر بالطريقة نفسها.

الخواص الدورية للعناصر:

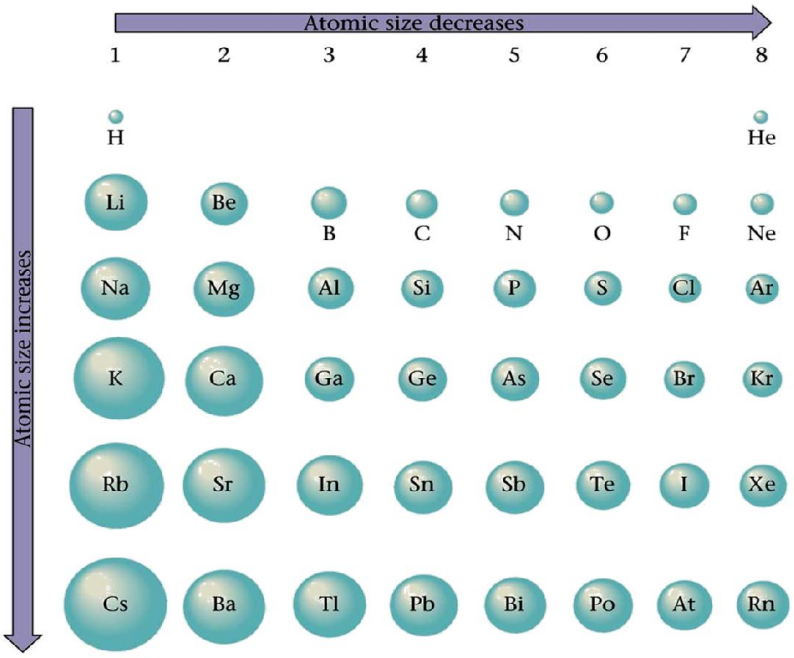
تظهر الخاصة الدورية للعناصر بوضوح سواءً في الصفات الكيميائية أو الفيزيائية للعناصر. والدورية هنا تعني أن هناك صفات مميزة تتكرر على فواصل معينة عندما تُرسم كتابع للعدد الذري للعنصر.

الحجم الذري:

يتعلق حجم الذرات لكل عنصر من عناصر الفصيلة الواحدة في الجدول الدوري بعدد سويات الطاقة الرئيسة الممتلئة بالإلكترونات. فعناصر الفصيلة IA تملك إلكتروناً واحداً على الطبقة السطحية، ويلاحظ تزايد عدد سويات الطاقة الممتلئة بالإلكترونات عند الانتقال في الفصيلة الواحدة من الأعلى الى الأسفل الأمر الذي يظهر تزايداً في حجم الذرات.

ويتناقص حجم الذرات بالتدريج عند الانتقال من اليسار الى اليمين في الدور الواحد، ويعود السبب في ذلك الى أن عدد السويات الرئيسة في الدور الواحد يبقى ثابتاً، بينما تزداد شحنة النواة بالتدريج، الأمر الذي يسبب زيادة جذب النواة للإلكترونات. فمثلاً في الدور الثاني يكون نصف

قطر ذرة الليثيوم 1.5 A^o، وعند الانتقال من اليسار الى اليمين تتناقص قيمة أنصاف الأقطار بالتدريج الى أن تصل الى 0.65 A^o لذرة الفلور.



طاقة التأين:

هي كمية الطاقة اللازمة لإزاحة إلكترون من ذرة معتدلة في الطور الغازي، وتسمى بطاقة التأين الأول، أما إذا تم إزاحة إلكترون من أيون موجب في الطور الغازي فتسمى بطاقة التأين الثاني. ولابد من الإشارة الى أن الإلكترون المزاح هنا هو دوماً الإلكترون الموجود في أعلى سوية طاقية حيث يكون أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة وأسهلها انفصالاً.

$$X_{(g)} \rightarrow X^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta H_1$$

$$X^{+}_{(g)} \rightarrow X^{++}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta H_2$$

$$\Delta H_2 > \Delta H_1$$

تقدر قيمة طاقة التأين بـ إلكترون فولت. $1\ \text{ev} = 1.6022 \times 10^{-9}\ j$

وبصورة عامة تزداد قيم طاقات التأين الأول من اليسار الى اليمين على طول الدور الواحد حتى تصل الى قيمة عظمى في الغاز الخامل، بينما تنقص في الفصيلة الواحدة من الأعلى الى الأسفل وذلك لازدياد نصف القطر الأيوني وثبات قيمة الشحنة الموجبة.

ويبين الجدول الآتي طاقات تأين مع الترتيب الإلكتروني لبعض عناصر الدور الثاني في الجدول الدوري:

الذرة	الرمز	شحنة النواة	البنية الإلكترونية	طاقة التأين KJ/mol
الليثيوم	Li	+3	$1s^2 2s^1$	520
البريليوم	Be	+4	$1s^2 2s^2$	899
البور	B	+5	$1s^2 2s^2 2p_x^1$	801
الكربون	C	+6	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	1086
الآزوت	N	+7	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	1402
الأكسجين	O	+8	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$	1314
الفلور	F	+9	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$	1981
النيون	Ne	+10	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$	2081

أما في الفصيلة الواحدة فتتناقص قيم طاقة التأين الأول من الأعلى إلى الأسفل، ويبين الجدول التالي تغير طاقات التأين الأول في الفصيلة IA:

الذرة الرمز	الرمز	شحنة النواة	البنية الإلكترونية	طاقة التشرد KJ/mol
الليثيوم	Li	+3	(He)2s1	520
الصوديوم	Na	+11	(Ne)3s1	496
البوتاسيوم	K	+19	(Ar)4s1	419
الروبيديوم	Rb	+37	(Kr)5s1	403
السيزيوم	Cs	+55	(Xe)6s1	376

الكهرسلبية:

يمكن لذرة معتدلة في الحالة الغازية أن تضم إلكتروناً وتتحول إلى أيون سالب، يُرافق هذا التحول عادةً تحرير أو امتصاص طاقة، يُعبّر مقدارها عن شدة ارتباط الإلكترون الإضافي بالذرة المعتدلة.

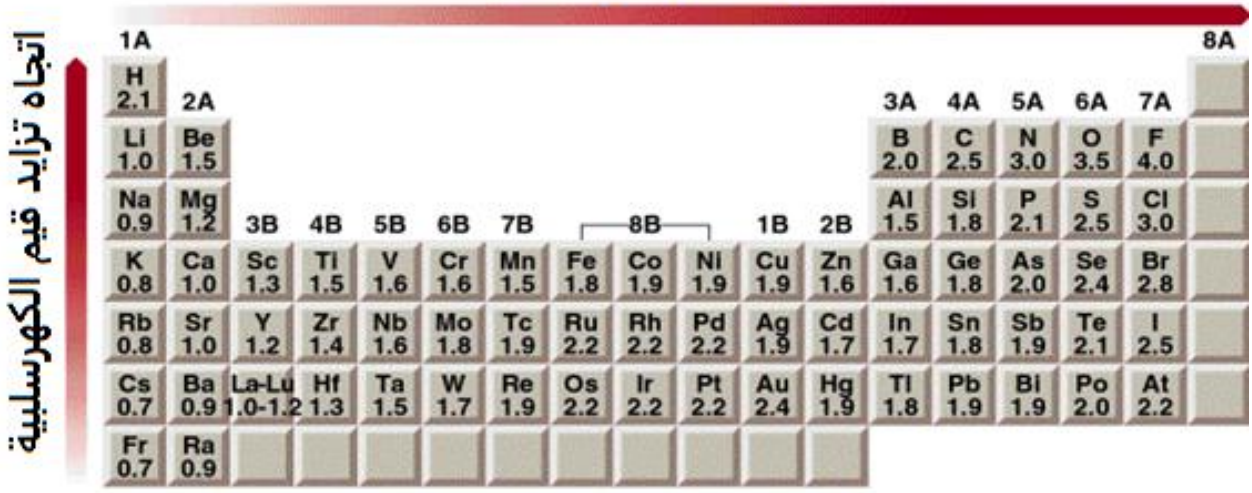
$$X_{(g)} + e^- \rightarrow X^-_{(g)}$$

وتُعرّف الكهرسلبية بأنها مقياس لميل العنصر لجذب الإلكترونات نحوه، وبدراسة تغير الكهرسلبية مع العدد الذري تُظهر أن اللامعادن هي الأقوى (الهالوجينات)، أي في القمم العليا بينما المعادن القلوية في النقاط الدنيا. ويعزى هذا بصورة رئيسة إلى ميل العنصر إلى اكتمال طبقة إلكترونية جديدة بدءاً من الغازات الخاملة، والنوى في فلزات الفصيلة IA محجوبة بشدة لذا كان ميلها لضم إلكترونات جديدة ضعيفاً. والكهرسلبية للعناصر الانتقالية مثل طاقات تأينها لا تتغير كثيراً من عنصر إلى آخر.

وهكذا نجد عندما تتكون رابطة بين ذرتين مختلفتين (A-B) تنزاح الثنائية الإلكترونية المشتركة بينهما إلى الذرة التي تتميز بميل أكبر لجذب الإلكترونات نحوها. يتوقف تفضيل ثنائية إلكترونية مشتركة بين ذرتين، لإحدى الذرتين المرتبطتين على الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من ذرته المعتدلة (طاقة التأين) والطاقة المحررة لدى انضمام هذا الإلكترون للذرة الأخرى. فتمضي الثنائية الإلكترونية معظم وقتها بجوار الذرة ذات طاقة التأين الأكبر والألفة الإلكترونية الأكبر. لهذا يعين لكل ذرة مقدار يوضح درجة جذبها لإلكترونات الربط في الجزيء، ويعبر عن ميل الذرة لجذب الثنائية الإلكترونية، حيث يدعى هذا المقدار بـ الكهرسلبية. اقترح العالم الكيميائي باولينغ L. Pauling طريقة لحساب الكهرسلبية النسبية لمعظم العناصر. يبين الجدول الدوري التالي قيم الكهرسلبية التي توصل إليها باولينغ.

كهرسلبية بعض العناصر الشائعة

اتجاه تزايد قيم الكهرسلبية



تتغير الكهرسلبية في جدول التصنيف الدوري للعناصر في نفس اتجاه تغير طاقة التأين.

فتزداد الكهرسلبية في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين بسبب تزايد شحنة النواة وزيادة فعل

الجذب. وتتناقص الكهرسلبية في المجموعة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل بسبب زيادة فعل الحجب.

تميل الذرات ذات الاختلاف الكبير في كهرسلبيتها الى تشكيل روابط شاردية. (كما في مركبات كلور الصوديوم وأكسيد الكالسيوم.) وتشكل الذرات المتماثلة في كهرسلبيتها روابط كيميائية من النوع المشترك بشكل تام. في حين أننا لا يمكن أن نميّز بشكل مطلق بين الروابط المشتركة القطبية والروابط الشاردية. ولكن تساعد القواعد التالية التمييز بينها بشكل تقريبي:

تتشكل الرابطة الشاردية إذا كان الفرق في كهرسلبية الذرتين 2.0 ev أو أكثر. وتتشكل الرابطة المشتركة القطبية إذا تراوح الفرق في كهرسلبية الذرتين بين 0.5 -1.6 ev وإذا كانت أقل من 0.3 ev فإنها تُصنف بالرابطة المشتركة ضعيفة الاستقطاب أو عديمة الاستقطاب والتي تسمى بالنقية.

يعطي هذا المفهوم الجديد فكرة أوضح وأدق عن الصفات المعدنية واللامعدنية للعناصر، وهكذا توجد المعادن في أقصى يسار الجدول الدوري (كهرسلبية منخفضة،) وتوجد اللامعادن في يمين الجدول الدوري (كهرسلبية مرتفعة).

نصف القطر الأيوني:

الأيون الموجب: هو عنصر فقد إلكتروناً أو أكثر وتحول إلى أيون حامل للشحنة الموجبة ونصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر ذرته. بالإضافة إلى ذلك يقل نصف قطر الأيون الموجب بازدياد عدد الشحنة الموجبة على الأيون، السبب في ذلك هو ازدياد تأثير قوى جذب النواة على إلكترونات الغلاف الخارجي مع نقصان عدد الإلكترونات مثال ذلك:

$$_7N \;,\; _7N^{+3} \;,\; _7N^{+4},\; _7N^{+5} \quad \text{(يقل نصف القطر)} \longrightarrow$$

الأيون السالب: هو عنصر اكتسب إلكتروناً أو أكثر وتحول إلى أيون حامل للشحنة السالبة ونصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته. يزداد نصف قطر الأيون السالب بازدياد عدد الشحنات السالبة عليه. السبب في ذلك يعود إلى تناقص تأثير شحنة النواة الموجبة على إلكترونات الغلاف الخارجي كلما ازداد عدد الإلكترونات مثال ذلك:

$$_8O \;,\; _8O^{-} \;,\; _8O^{=} \quad \text{(يزداد نصف القطر)} \longleftarrow$$

مميزات الجدول الدوري الحديث:

- يعتمد في تصنيفه على التدرج في الأعداد الذرية للعناصر.

- يحتوي على سبع أدوار أفقية.
- يحتوي الجدول على 18 فصيلة (أعمدة) تتشابه خواص عناصر الفصيلة الواحدة.
- ينتهي كل دور من الأدوار الأفقية في الجدول الدوري بعنصر خامل تمتلئ مداراته بالإلكترونات.
- هناك سلسلتين طويلتين من العناصر تقعان أسفل الجدول الدوري (العناصر الانتقالية الداخلية) وضعت أسفل الجدول للتوفير في المكان، السلسلة الأولى تسمى لانتانيدات والثانية أكتنيدات، وفي كل سلسلة 14 عنصر.