**الجدول الدوري**

الجدول الدوري الحديث للعناصر الكيميائية والذي يعرف أيضا بـ (جدول مندليف، أو الجدول الدوري للعناصر، أو الجدول الدوري) وهو عرض جدولي للعناصر الكيميائية المعروفة. على الرغم من وجود جداول سبقت جدول مندلييف إلا أن بناء هذا الجدول يعزى بشكل عام إلى الكيميائي الروسي ديمتري مندليف، حيث قام في عام 1869 بترتيب العناصر بالاعتماد على السلوك (الدوري) للخصائص الكيميائية للعناصر، ثم قام هنري موزلي عام 1911 بإعادة ترتيب العناصر بحسب العدد الذري، أي عدد البروتونات الموجودة بكل عنصر. ومع مرور الوقت تم تعديل مخطط الجدول مرات عديدة، حيث أضيفت عناصر جديدة مكتشفة، كما أضيفت نماذج نظرية طورت لتفسير سلوك العناصر الكيميائية.

أصبح الجدول الدوري في عصرنا هذا معتمداً في جميع المناحي الأكاديمية الكيميائية، موفراً إطاراً مفيداً جداً لتصنيف وتنظيم ومقارنة جميع الأشكال المختلفة للخصائص الكيميائية. وللجدول الدوري تطبيقات متعددة وواسعة في الكيمياء والفيزياء وعلم الأحياء والهندسة خاصة الهندسة الكيميائية.

يحتوي الجدول الدوري الحالي على 118 عنصراً (العناصر 1 - 118)، مع ضرورة الإشارة إلى أن العناصر 113 و115 و117 و118 تم تأكيدها في مطلع عام 2016 وبذلك يكتمل الجدول الدوري باكتمال 118 عنصر، أغلب العناصر من 1 إلى 98 متوفرة في الطبيعة بشكل أو بآخر، في حين أن العناصر من 99 إلى 118 مصطنعة فقط في المختبر.

**المجموعات**

المجموعة هي العمود الرأسي في الجدول الدوري للعناصر. يوجد في الجدول 18 مجموعة في الجدول الدوري القياسي. العناصر الموجودة في كل مجموعة لها نفس تركيب غلاف التكافؤ من حيث عدد الإلكترونات، وهذا يعطى لهذه العناصر تشابها في الخواص.

كما ان الجدول يمتاز بدقة ترتيب العناصر الكيميائية اذ اننا كلما انتقلنا من سطر الى اخر يزيد عدد الطبقات وكلما انتقلنا من عمود الى اخر يزيد عدد الالكترونات في الطبقة الخارجية .

**أرقام المجموعات**

هناك ثلاثة أنظمة لترقيم المجموعات : الأول باستخدام الأرقام العربية، والثاني باستخدام الأرقام الرومانية، والثالث عبارة عن مزج بين الأرقام الرومانية والحروف اللاتينية. وقد تم اختيار الترقيم العربي من قبل الاتحاد الدولي للكيمياء والكيمياء التطبيقية. وقد تم تطوير هذا النظام المقترح من IUPAC ليحل محل الأرقام الرومانية حيث أنها قد تسبب الالتباس نظرا لأنها تستخدم نفس الأسماء لمعان مختلفة.

**تاريخ الجدول الدوري**

كان أرسطو عام 330 قبل الميلاد يعتبر العناصر أربعة عناصر.هي الأرض والهواء والنار والماء. وفي عام 1770صنف لافوازييه 33 عنصر.وفرق بين الفلزات (المعادن) واللافلزات. وفي عام 1828 صنع جدولا للعناصر وأوزانها الذرية ووضع للعناصر رموزها الكيميائية. وفي عام 1829 وضع دوبرينر ثلاثة جداول بها ثلاثة مجموعات كل مجموعة تضم 3 عناصر متشابهة الخواص. المجموعة الأولي تضم الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والثانية تضم الكالسيوم والإسترونشيوم والباريوم. والثالثة تضم الكلورين والبرومين واليود. وفي عام 1864 رتب جون نيولاندز John Newlands 60 عنصرا حسب الأوزان الذرية ووجد تشابها ما بين العنصر الأول والعنصر التاسع والعنصر الثاني والعنصر العاشر إلي آخره من الترتيب. فاقترح قانون اوكتاف the 'Law of Octaves'.وكان ديمتري مندليف Dmitri Mendeleev - عالم كيميائي روسي ولد بمدينة توبوليسك بسيبيريا عام 1834 - عرف بانه أبو الجدول الدوري للعناصر the periodic table of the elements.وهذا الجدول له أهميته لدراسة الكيمياء وفهم وتبسيط التفاعلات الكيميائية حتي المعقدة منها. ولم يكن مندليف قد رتب الجدول الدوري للعناصر فقط، بل كتب مجلدين بعنوان مبادئ الكيمياء Principles of Chemistry. مات 20 يناير 1907.

**النظرية الذرية**

حتى نهاية القرن 19 كانت الذرة تعتبر ككرة صلبة صغيرة. عندما اكتشف طومسون الإلكترون عام 1897.فلقد كان العلماء يعرفون أن التيار الكهربائي لو مر في أنبوبة مفرغة، فيمكن رؤية تيارا على هيئة مادة متوهجة. ولم يكن يعرف لها تفسيرا. فلاحظ طومسون أن التيار المتوهج الغامض يتجه للوح الكهربائي الموجب.فوجد أن التيار المتوهج مكون من جسيمات صغيرة وأجزاء من الذرات تحمل شحنات سالبة سميت بالإلكترونات. وقال ايوجين جولدشتين عام 1886 أن الذرات بها شحنات موجبة. وفي سنة 1911 كانت النظرية الذرية لرذرفورد، عندما قال أن الذرة تتكون من قلب مكثف له شحنة موجبة من البروتونات protons حوله طوق من الإلكترونات السالبة تدور حول النواة.وفي سنة 1932اكتشف جيمس كادويك نوعا ثالثا من جسيمات الذرة أطلق عليه نيترونات. Neutrons. وأن النيترونات تقلل تنافر البروتونات المتشابهة في الشحنة الكهربائية بالنواة المتماسكة. والنترونات حجمها نفس حجم البروتونات بالنواة. ولاتحمل شحنات كهربائية لأنها متعادلة الشحنات. والذرة متعادلة الشحنة لأن عدد البروتونات الموجبة يعادل عدد الإلكترونات السالبة داخلها. وأصغر ذرة هي ذرة الهيدروجين. ومعظم الفراغ بالذرة فارغ. لأن الإلكترونات تدور في مدارات بعيدة نسبياً من النواة. وكل عنصر من العناصر المختلفة تتميز عن غيرها من العناصر بعدد ثابت من البروتونات. ولكل ذرة عنصرٍ ما، وزنها الذري الذي يتم تعيينه حسب عدد البروتونات والنيترونات في نواتها. ويجب أن نعرف أن حجم الذرة ضئيل جدا. فذرة الهيدروجين قطرها (5 x 10–8 mm). فلو وضعنا 20 مليون ذرة هيدروجين لتشكل خطاً طوله واحد ملليمتر. وذرة الهيدروجين تتكون من بروتون واحد والكترون واحد. وذرة الهيليوم بها 2 بروتون يدور حولها 2 الكترون. وبصفة عامة نجد أن كل ذرة لها قلب يسمي النواة a nucleus التي تشكل كتلة الذرة تقريبا، إلا أنها تشغل حيزا صغيرا من حجم الذرة نفسها.لأن معظم الذرة فراغ حول النواة. وبالنواة يوجد جسيمات أصغر هي البروتونات protonsموجبة الشحنات والنترونات neutrons متعادلة الشحنات. ويدور بالفراغ حول النواة جسيمات خفيفة جدا تسمي الإلكترونات electrons.وكل عنصر بذرته عدد ثابت ومتشابه من البروتونات بالنواة. فعنصر الأكسجين بنواته 8 بروتونات. والنيترونات لاتحمل شحنات كهربائية. وليس بالضرورة ذرة كل عنصر أن تحمل عددا ثابتا من البروتونات. فلو ذرات عنصرٍ ما تحمل عدداً مختلفا من النيترونات يطلق عليها نظائر مشعة isotopes من العنصر الواحد. والإلكترونات جسيمات سلبية الكهربائية تدور في الفراغ حول النواة. وكتلة الإلكترون تعادل 1/2000 كتلة البروتون أو النيترون.كتلة نيترون واحد تعادل كتلة بروتون والكترون معا، والتفاعل أو الإتحاد بين ذرات العناصر تتم بين ترابط الإلكترونات لتكوين الجزيئات أو المركبات الكيميائية. لهذا نجد العدد الذري لكل ذرة يدل على عدد البروتونات بنواة ذرة العنصر.فالأكسجين عدده الذري 8. وهذا معناه أن ذرة الأكسجين تتكون من 8 بروتونات والرقم الذري للنحاس 29 وهذا معناه أن ذرة عنصر النحاس نواتها بها29 بروتون. وكتلة الذرة نجدها مجموع عدد البروتونات والنيترونات بالنواة. لأن 99.99% من كتلة الذرة في النواة. فأمكن التعرف من خلال التعرف علي مكونات الذرة على تفسيرات للنماذج المتكررة بالجدول الدوري. فوجد العلماء أن العناصر في مجموعة واحدة من الجدول تمتلك نفس العدد من الإلكترونات الخارجية بمدارات الذرة.وكانت الجسيمات لم تكن قد اكتشفت عندما وضع العلماء الجداول الدورية الأولية. وحديثنا السابق كان حول الذرة المتعادلة الشحنات كهربائيا.لكن في الحقيقة الذرات يمكنها فقدان أو اكتساب الكترونات سالبة. لكن عدد البروتونات لاتتغير بالنواة. فلو اكتسبت الذرة الكترونات تصبح الذرة سالبة الشحنة لأن عدد الإلكترونات تزيد على عدد البروتونات بالنواة..ولو فقدت الذرة الكترونات تصبح الذرة موجبة الشحنة لأن عدد البروتونات بالنواة يزيد على عدد الإلكترونات. وكل ذرة لها شحنة تسمي ايون an ion فالهيدروجين الموجب الشحنة يسمى ايون الهيدروجين الموجب وتوضع فوق رمزه علامة (+) ويكتب هكذا H+ ولو كان أيون ذرة الهيدروجين سالب الشحنة يكتب هكذا(H-) ولو كانت الذرة متعادلة تكتب بدون علامة(+ أو -) وتكتب الذرة هكذا(H).وفي الحالات الثلاثة للذرة نجد أن العدد الذري والوزن الذري ثابت. وفي النظائر isotopes للعنصر نجد أن عدد النيترونات تتغير حسب نظير العنصر. لهذا نجد أن نظير العنصر يتغير في الوزن الذري الذي هو مجموع عدد البروتونات والنيترونات، وليس في العدد الذري الذي هو عدد البروتونات. فالنظير لعنصر نجده ثابت في العدد الذري ومختلف في الوزن الذري.فالهيدروجين عدده الذري 1 ووزنه الذري 1 والديتريم Deuterium نظير الهيدروجين نجد عدده الذري 1 ووزنه الذري 2

**الجداول الحديثة**

تحمل نفس المعلومات التي وضعها مندليف في جدوله. ففي هذه الجداول الحديثة وضعت العناصر التي تتشابه في خواصها علي شكل أعمدة طولية يطلق عليها مجموعات groups أو عائلات families. وعددها 18 مجموعة. فالمجموعة 1 بالجدول تضم معادن لينة كلها تتفاعل مع الماء بشدة لتعطي غاز الهيدروجين. لهذ نجد العناصر في الجدول الدوري الحديث مرتبة من اليسار لليمين ومن أعلي لأسفل في نظام تزايد العدد الذري للعناصر (العدد الذري هو عدد البروتونات في نواة الذرة).و يوجد بالجدول أكثر من 92 عنصرا طبيعيا فوق الأرض وعناصر صناعية ابتكرت.وهذه العناصر المضافة أعدادها الذرية الأكبر بالجدول. لأنها حضرت من خلال التجارب والتفاعلات النووية. وأحدث عنصر حضر، به 116بروتون في نواة كل ذرة. هذه العناصر الصناعية لم يطلق عليها أسماء رسمية حتي الآن. فالنظام المتبع، الترتيب حسب العدد الذري للعناصر.لكن الترتيب العمودي الذي يسمي بالمجموعات رتب حسب الخواص الكيماوية والخواص الطبيعية للعناصر، وعدد الإلكترونات في المدارات الخارجية حول النواة العنصر. ووضع العناصر في مجموعات بالجدول الدوري لم تكن واضحة المعالم. فبعض العلماء لم يوافقوا علي اختلافات بسيطة من بينها الهيدروجين Hydrogen والهليوم Helium. فالهيليومHe غاز خامل لايتفاعل مع بقية العناصر. وقد وضع في المجموعة 18 التي تضم الغازات النبيلة A noble gas. وتضم أيضا النيون neon والآرجون argon والكريبتون krypton، وكلها غازات خاملة. لكن العلماء الذين يرتبون العناصر حسب عدد الإلكترونات في المدار الخارجي للذرات، يضعون الهليوم مع الماغنيسيوم magnesium والكالسيوم calcium والباريوم barium في المجموعة 2 التي يطلق عليها المعادن الأرضية القلوية the alkaline earth metals التي تحوى إلكترونين في مدارها الخارجي. وقد نشرالجدول الدوري في أشكال وأحجام عدة لكن أكثر الجداول الحديثة المستعملة تبدأ بالمجموعة (العمود) 1 حيث توجد المعادن علي اليسار ويليها المجموعة 2 معادن الأرض القلوية alkaline earth metals.وهاتان المجموعتان تليهما صفوف تتكون من عشرة أعمدة بها 40 عنصر وكل عمود به 4 عناصر. وهذه المجموعات العشر يطلق عليها المعادن الانتقالية the transition metals وهي المجموعات من رقم 3 – 12. والمجموعات من 13- 18في الجانب الأيمن من المجموعة يوجد خط فاصل فوقه اللامعادن nonmetals كالأكسجين oxygen والكربون carbon والنيتروجين nitrogen وفي الجزء الأسفل علي اليسار يوجد القصدير tin والرصاص lead. بالإضافة لوجود مجموعتين مقسمتين لصفين. وتتكونان من 28 عنصر. كل صف به 14 عنصر. وهما باسفل الجدول الرئيسي. وهذه العناصر هي عناصر الأرض النادرة لأن خواصها متشابهة.لدرجة يصعب علي الكيميائيين فصلهما عن بعض عندما يختلطان معا. والمفروض هذان الصفان يوضعان حسب العدد الذري بين المجموعتين 1و2 من جهة وكتلة المعادن الانتقالية المكونة من المجموعات من 3-12 من جهة أخرى، للتقليل من حجم الجدول الدور ي. والعلماء يعتبرون الصفوف الأفقية بالجدول الدوري فترات periods تختلف في أطوالها من أعلي لأسفل الجدول.وهي تضم من أعلي لأسفل 2و8 و8 و18و18و32و32 عنصرا. وهذه الأرقام لها صلة بأقصي عدد من الإلكترونات التي يمكن أن توجد في مدار الذرة لأي عنصر في فترته. وكل فترة بالجدول، بها العناصر غير متشابهة في الخواص عكس ما هو متبع في المجموعات بالأعمدة. والعناصر التي توجد في نفس المجموعة كالقلويات. alkali والهالوجينات halogensنجد ان عدد الإلكترونات في المدار الخارجي لذراتها متساويا مع رقم المجموعة. ومجموعة العناصر بين مجموعة 2و مجموعة 3 المعادن الانتقالية transition metals وهي متشابهة في تكوين مركبات ملونة.ولها تكافؤ مختلف وتستخدم كمواد محفزة catalysts. والعناصر من رقم 58 - 71 تعرف بالعناصر الأرضية النادرة lanthanides وحقيقة كل هذه العناصر ليست بالضرورة أن تكون نادرة في الأرض. لأن عنصر السيريوم أكثر وفرة من أي عنصر آخر واكثر 5 مرات وجودا من الرصاص. لكن كلها فضية وأكثر المعادن تفاعلا.

**استعمالات الجدول**

يعتبر الجدول الدوري للعناصر له أهميته للعلماء وطلاب الكيمياء لدراسة العناصر والخواص الكيميائية والفيزيائية، وكيفية اختلافها بكل مجموعة به. فمن خلال الجدول يمكن الحدس بخواص عنصر ما، وكيفية التفاعل مع عنصر آخر. فلو أراد دارس معرفة خواص عنصر كالفرانشيوم francium مثلا، فيمكنه التعرف عليه من خلال خواص المجموعة 1. فسيعرف أنه معدن لين يتفاعل بشدة مع الماء أكثر من العنصر الذي فوقه. ولو أراد معرفة مركبات التلليريم tellurium مع الهيدروجين hydrogen.فان العنصرين سيكونان مركب H2Te لأن بقية العناصر في مجموعة التلليريم تكون مركبات مع الهيدروجين كالماء H2Oوكبريتيد الهيدروجين H2S وH2Se.وأخيرا كان تنظيم جدول مندليف يعتمد علي الوزن الذري في الترتيب التصاعدي والجدول الدوري الحديث يعتمد علي العدد الذري التصاعدي ولكل عنصر عدده الذري ولا يتكرر مع عنصر آخر. لأن العدد الذري هو عدد البروتونات في نواته. وأصبح لكل عنصر رمزه الكيماوي. فالكربون رمزه C والأكسجين رمزه O والكبريت رمزه s والهيدروجين رمزه H والكربون نجد ان عدده الذري 6ووزنه الذري حوالي 12.

**خواص العناصر**

1-الفلزات (المعادن)Metals :

أ- خواصها الفيزيائية(الطبيعية) : - اللمعان والبريق. - موصلة جيدة للحرارة والكهرباء. - كثافتها عالية. - درجة انصهارها عالية. - يمكن سحبها لأسلاك. - يمكن طرقها لألواح. - جميعها صلبة ما عدا الزئبق سائل

ب- خواصها الكيميائية : - تفقد ألكترونات بسهولة. - تتآكل بسرعة. فالحديد يصدأ والفضة تطوس.

2-اللافلزات (اللامعادن) Nonmetals :

أ- خواصها الفيزيائية(الطبيعية) : صفاتها عكس المعادن - لا تلمع وبدون بريق. - رديئة التوصيل للحرارةوالكهرباء، -هشه تتهشم بسهولة. - لا تسحب لأسلاك. - لا تطرق لألواح. - كثافتها قليلة. - درجة الانصهار منخفضة.

ب- الخواص الكيماوية : - تميل لاكتساب إلكترونات وحيث أن المعادن تميل لفقدان الكترونات واللامعادن تميل لاكتساب الكترونات. لهذا المعادن واللا معادن يميلان لتكوين مركبات منهما. وهذه المركبات يطلق عليها مركبات أيونية (متاينة) ionic compounds. وعندما يتحد اثنان أو أكثر من اللامعادن تكون مركبات متحدة الذرات a covalent compound.