جدول دوري

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الجدول الدوري للعناصر الكيميائية, والذي يعرف أيضا بـ (جدول مندلييف، الجدول الدوري للعناصر، أو فقط 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 117 عنصراً (إلى تاريخ تموز 2009) (العناصر 1-116 والعنصر 118).

محتويات

- 1 بنية الجدول الدوري
- 2 التصنيف
  - 2.1 المجموعات
  - 2.2 أرقام المجموعات
- 3 طرق أخرى لعرض الجدول الدوري
- 4 توضيح تركيب الجدول الدوري
- 5 تاريخ الجدول الدوري
- 6 جدول مندليف
- 7 النظرية الذرية
- 8 الجداول الحديثة
- 9 استعمالات الجدول
- 10 خواص العناصر
- 11 اقرأ أيضا

بنية الجدول الدوري

المجموعة →	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**	**10**	**11**	**12**	**13**	**14**	**15**	**16**	**17**	**18**
الدورة ↓																		
1	1 H																	2 He

2	3 Li	4 Be										5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg										13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo

* لانثنيدات	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
** أكتينيدات	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

هذا الترتيب الشائع للجدول الدوري يفصل اللانثانيدات (lanthanoids) والأكتينيدات (actinoids) (عناصر المستوى الفرعي f) من العناصر الأخرى. والجدول الدوري العريض يضم عناصر المستوى الفرعي-f. الجدول الدوري الممتد يضيف الدورةالثامنة والتاسعة، و دمج عناصر المستوى الفرعي- f وإضافة عناصر المستوى الفرعي-g النظرية.

فئات العناصر في الجدول الدوري

فلزات					شبه فلزات	لا فلزات			مجهولة الخصائص الكيميائية
فلز قلوي	فلز قلوي ترابي	فلزات إنتقالية داخلية		فلز انتقالي	فلز بعد انتقالي		لا فلزات أخرى	هالوجين	غاز نبيل
		لانثانيدات	أكتينيدات						

ألوان الرقم الذري تظهر حالة المادة في الظروف القياسية (صفر درجة مئوية و 1 atm) :

صلبة — سائلة — غازات — مجهولة

تبين الحدود الوجود بالطبيعية :

أولية — نظائر — اصطناعية

التصنيف

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.

أرقام المجموعات

هناك ثلاثة أنظمة لترقيم المجموعات : الأول باستخدام الأرقام العربية، والثاني باستخدام الأرقام رومانية، 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.

طرق أخرى لعرض الجدول الدوري

للجدول الدوري بشكله الدائري ويظهر في وسطه صورة مندليف في سلو

تحت300px

توضيح تركيب الجدول الدوري

عدد إلكترونات التكافؤ تحدد إلى أي دورة ينتمى العنصر. كل غلاف من أغلفة الطاقة في ذرات العناصر ينقسم إلى مستويات فرعية عديدة، والتي تمتلئ بزيادة الرقم الذري للعناصر طبقا للترتيب التالي :

1s

2s 2p

3s 3p 3d

4s 4p 4d 4f

5s 5p 5d 5f

6s 6p 6d 6f

7s 7p 7d 7f

ويتم توزيع الإلكترونات بناءً على المستويات الفرعية بالترتيب التالي:

$$1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d7p$$

ويمكننا بهذا الترتيب أن نوزع الإلكترونات في أي عنصر من عناصر الجدول الدوري ويجب علينا أن نتذكر دائماً عند الترتيب عدد الإلكترونات في كل مستوى فرعي من هذه المستويات

s=2

p=6

d=10

f=14

وهذا الترتيب الإلكتروني لـ(أنون أوكتيوم) العنصر الأخير في الجدول الدوري:

Uuo118= 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d10 4p6 5s2 4d10 5p6 6s2 4f14 5d10 6p6 7s2 5f14 6d10 7p6

....

هذا الترتيب يماثل ترتيب الجدول الدوري. ونظرا لأن الإلكترونات في مستويات الطاقة الخارجية هي التي تحدد خواص العناصر الكيميائية، فإن العناصر تميل لأن تكون متشابهه في مجموعات الجدول الدوري. العناصر التي تلى بعضها في مجموعة الجدول الدوري يكون لها خواص فيزيائية متشابهه بالرغم من الاختلاف الكبير بين كتلة كل منها. بينما العناصر التي تلى بعضها في دورة الجدول الدوري يكون لها كتلة متشابهه ولكن تختلف في خواصها الفيزيائية.

فمثلا، يوجد بقرب النيتروجين (N) عنصر الكربون (C) والأكسجين (O) (عند النظر للدورة). وبغض النظر عن تقاربهم في الكتلة (مقدرا الاختلاف بينهم مجرد وحدات كتل ذرية محدودة)، فإن لهم خواص مختلفة تماما، والذي يمكن ملاحظته عند النظر إلى خاصية التآصل : فمثلا عندما يكون الأكسجين ثنائي الذرة فهو غاز ويساعد على الاحتراق، بينما النيتروجين ثنائي الذرة يكون غاز لا يساعد على الاشتعال، والكربون صلب يمكن أن يحترق (يمكن لالألماس أن يحترق.

وبالعكس، فإنه بالقرب من الكلور (Cl) عند النظر للمجموعة), في المجموعات الأخيرة كل من الفلور (F) والبروم (Br). وبغض النظر أيضا عن اختلافها الكبير في الكتلة فإن لها خواص متقاربة للغاية. فهي جميعا عناصر تساعد على التآكل بشدة (أي أنها ترتبط بسرعة مع الفلزأت لتكون أملاح هاليدات الفلز)، الكلور والفلور غازات، ولكن البروم سائل له درجة غليان منخفضة للغاية، كما أن الكلور والبروم لهما لون.

تاريخ الجدول الدوري

المقالة الرئيسية : 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 الكيماوية. 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.

تم اقتراح الجدول الدوري الأصلي بدون معرفة التركيب الداخلي للذرات، فلو تم ترتيب العناصر طبقا للكتلة الذرية، ثم تم وضع الخواص الأخرى فيمكن ملاحظة التكرارية التي تحدث للخواص عند تمثيلها مقابل الكتلة الذرية. أول من أدرك تلك التكرارية هو الكيميائي الألماني جوهان فولف جانج دوبرينير والذي لاحظ عام 1829 وجود ثلاثيات من العناصر تتقارب في صفاتها.

بعض الثلاثيات

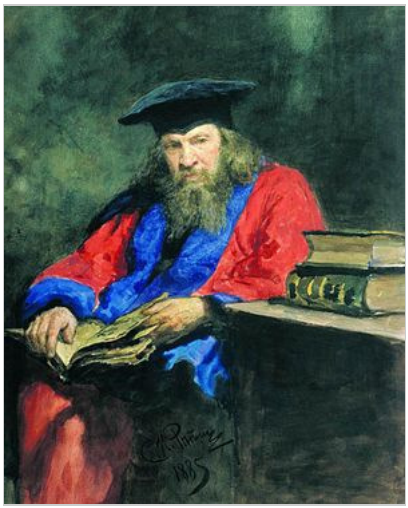
العنصر	الكتلة الذرية	الكثافة
كلور	35.5	0.00156 g/cm^3
بروم	79.9	0.00312 g/cm^3
يود	126.9	0.00495 g/cm^3

كالسيوم	40.1	1.55 g/cm^3
سترانشيوم	87.6	2.6 g/cm^3
باريوم	137	3.5 g/cm^3

وبعد ذلك لاحظ الكيميائي الإنجليزي جون أليكساندر ريينا نيولاندز عام 1865، أن العناصر ذات الخواص المتشابهة تتكرر بدورية مقدارها 8 عناصر، مثل ثمانيات السلم الموسيقي، وقد لاقى هذا الاقتراح *ثمانيات نيولاند* سخرية من معاصريه. وأخيرا في عام 1869، قام الألماني يوليوس لوثر ماير والكيميائي الروسي ديمتري إيفانوفيتش مينديليف تقريبا في نفس الوقت بتطوير أول جدول دوري، بترتيب العناصر طبقا للكتلة. وقد قام مينديليف بتغيير وضع مكان بعض العناصر نظرا لأن مكانها الجديد يتماشى بصورة أفضل مع العناصر الجديدة المجاورة لها, وقد تم تصحيح بعض الأخطاء في وضع بعض العناصر طبقا لقيم الكتل الذرية، وتوقع أماكن وجود بعض العناصر التي لم تكتشف بعد. وقد تم إثبات صحة جدول مينديليف لاحقا بعد اكتشاف التركيب الإلكتروني في القرن 19، القرن 20.

في عام 1940 قام جلين تى سيبورج بتوضيح بعد-يورانيوم اللانثينيدات والأكتينيدات والتي يمكن أن توضع ضمن الجدول أو أسفله (كما موضح بالأعلى)

جدول مينديليف


ديمتري مينديليف، أب الجدول الدوري

كان مينديليف قد حاول تصنيف العناصر من خلال ملاحظاته ان بعض العناصر لها خاصية كيميائية وفيزيائية متشابهة. وهذا التشابه اعتبره مينديليف المفتاح للكشف عن النماذج الخفية في العناصر. فبدأ بكتابة بطاقات عليها العناصر والحقائق الثابتة والمعروفة عنها. وجعل لكل عنصر بطاقة دون عليها درجة الانصهار والكثافة واللون والوزن الذري لذرة كل عنصر والقوة الترابطية له. وعدد الروابط التي يستطيع العنصر تكوينها. ولما فرغ مينديليف من تدوين البطاقات حاول تصنيفها بعدة طرق. وأخيرا لاحظ أن ثمة نماذج بدت له من خلال ترتيب هذه العناصر حسب الزيادة في الكتلة الذرية atomic mass أو الوزن الذري. فلاحظ أن القوة الترابطية the bonding power للعناصر من الليثيوم lithium حتي الفلورين fluorine تغيرت بطريقة مرتبة. فمثلا بعد الفلورين fluorine نجد العنصر الأثقل الصوديوم الذي له نفس القوة الترابطية كالليثيوم. لهذا رتب مينديليف بطاقة الصوديوم تحت بطاقة الليثيوم. وهذا معناه في جدول مينديليف أن العنصر له نفس الخاصية كالعنصر الذي فوقه أو العنصر الذي تحته.ورغم هذا لم يكن جدول مينديليف كاملا أو دقيقا. لأن ترتيب العناصر به حسب تزايد الكتلة(الوزن) الذرية atomic mass لكل عنصر، خلف 3 فراغات بجدوله ووقال مينديليف أن هذه الفراغات ستملأ بعناصر لم تكتشف بعد. ومن خلال موقعها في جدوله استطاع أن يبين خواصها. ونشر جدول مينديليف عام 1869م. ومعني كلمة دوري "periodic" أن أنماطا من خواص العناصر متكررة في كل صف. وبعد 16 سنة من نشر جدول مينديليف استطاع الكيميائيون اكتشاف العناصر الثلاثة المفقودة من الجدول وهي اسكانيديوم scandium وجاليوم gallium وجرمانيوم germanium.وكانت خواصها تشبه ما ذكره مينديليف

عنها. فالجدول الدوري نجده جدولا للعناصر الكيماوية مرتبة لتبين خواصها الكيمائية والفيزيائية. غير أن عناصر كالكلورين والحديد والنحاس مواد كيماوية أساسية لاتتكسر بالتفاعلات الكيماوية.عكس المركبات الكيماوية التي تتكون من عدة عناصر. فالجدول الدوري وسيلة لترتيب العناصر المعروفة حتي العناصر التي لم تكتشف بعد. حقيقة العناصر المتشابهة في الخواص توضع في نفس المجموعة بالجدول الدوري. لكن لعدة سنوات لم يحل لغز هذا التشابه في هذا السلوك الصفاتي.

النظرية الذرية

حتي نهاية القرن 19 كانت الذرة تعتبر ككرة صلبة صغيرة. عندما اكتشف طومسون الإلكترون عام 1897.فلقد كان العلماء بعرفون أن التيار الكهربائي لو مر في أنبوبة مفرغة، فيمكن رؤية تيارا على هيئة مادة متوهجة. ولم يكن يعرف لها تفسيرا. فلاحظ طومسون أن التبار 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 النترونات تقلل تنافر البروتوناتى النتشابعى الشحتة الكهربائيى بالنواة المتماسكة. والنترونات حجمها نفي حجم البروتونات بالنواة. ولاتحمل شحنات كهربائية لأنها. متعادلة الشحنات.والذرة متعادلة الشحنة لأن عدد البروتونات الموجبة يعادل عدد الإلكترونات السالبة داخلها. وأصغر ذرة ذرة الهيدروجين. ومعظم الفراغ بالذرة فارغ. لأن الإلكترونات تدور في مدارات بعيدة نسبيا من النواة. وكل عنصر من العناصر المختلفة تتميز عن غبرها من العناصر بعدد ثابت من البروتونات. ولكل ذرة عتصر ما، وزنها الذري الذي يعين حسب عدد البروتونات والنترونات بنواتها. ويجب أن نعرف أن حجم الذرة ضئيل جدا. فذرة الهيدروجين قطرها (5 mm 8–10 x). فلو وضعنا 20 مليون ذرة هيدروجين فتشكل خطا طوله واحد ملليمتر. وذرة الهيدروجين تتكون من بروتون واحد والكترون واحد. وذرة الهيليوم بها 2 بروتون يدور حولها 2الكترون. 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. والنترونات لاتجمل شحنات كهروبائية. وليس بالضرورة ذرة كل عنصر تجمل عددا ثابتا من البروتونات. فلو ذرات عنصر ما تحمل عددا مختلفا من النيترونات يطلق عليها نظائر مشعة isotopes من العنصر الواحد. والإلكترونات جسيمات سلبية الكهربائية ندور في الفراغ حول النواة. وكتلة الإلكترون تعادل 1/2000 كتلة البروتون أو النيترون.كتلة نيترون واحد تعادل كتلة بروتون ونيترون معا, والتفاعل أو الإتحاد بين ذرات العناصر تتم بين ترابط الإلكترونات لتكوين الجزيئات أو المركبات الكيماوية. لهذا نجد العدد الذري لكل ذرة يدل علي 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 والنترونات بالنواة. لأن 99،99% من كتلة الذرة في النواة. فأمكن التعرف من خلال التعرف علي مكنونات الذرة علي 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 الأولي. وحدسثنا السابق كان حول الذرة المتعادلة الشحنات كهربائيا.لكن في الحقيقة الذرات يمكنها فقدان أو اكتساب الكتلاونات سالبة. لكن عدد البروتونات لاتتغير بالنواة. فلو اكتسبت الذرة الكترونات تصبح الذرة سالبة الشحنة لأن عدد الإلكتلاونات تزيد علي عدد البروتونات بالنواة..ولو فقدت الذرة الكترونات تصبح الذرة موجبة الشحنة لأن عدد البروتوناتبالنواة يزيد علي عدد الإلكترونات. وكل ذرة لها شجنة تسمي ايون an ion فالهيدروجين الموجب الشجنة يسمي 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 والنترونات، وليس في العدد الذري الذي هو عدد البروتونا ت. 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 و H2Se.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 للحرارة ووالكهرباء، - هشه تتهشم بسهولة. - لا تسحب لسلاك. - 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.

3-**أشباه الفلزات (المعادن) Metalloids** : لها خواص المعادن واللامعادن

أ- خواصها الفيزيائية (الطبيعية): - صلبة - لامعة أو غير لامعة. - يمكن سحبها لأسلاك. - يمكن طرقها لألواح.

- توصل الحرارة والكهرباء لكن ليس بكفاءة المعادن.

اقرأ أيضا

- جدول نوكليدات

مجلوبة من "http://ar.wikipedia.org/w/index.php?title=جدول_دوري&oldid=13492518"

تصنيفات: جدول دوري | أعمال 1869 | أنظمة التصنيف | اختراعات روسية | كيمياء

- آخر تعديل لهذه الصفحة كان يوم 9 يوليو 2014 الساعة 06:50.
- النصوص منشورة برخصة المشاع الإبداعي: النسبة-الترخيص بالمثل 3.0. قد تنطبق مواد أخرى. طالع شروط الاستخدام للتفاصيل.