

تهتم الكيمياء اللاعضوية بدراسة خصائص أكثر من مائة عنصر بحالاته المختلفة ضمن الجدول الدوري والتي بلغ عددها لحد الان 118 (لغاية 2015 وحسب IUPAC) ومركباتها ومعقداتها فضلا عن تطبيقاتها في مختلف المجالات والتي هي بتماس مباشر مع حياة الانسان وفعالياته اليومية.

ان شكل الجدول الدوري الحديث هو مشتق من التصنيفين الاولين للعالمان ، مندليف وهو روسي و لوثر و هو الماني و قاما في عام 1869 بهذا التصنيف حسب ازدياد الكتل الذرية اي حسب ازدياد الوزن الذري.

تم تصنيف العناصر الى اربعة اقسام في الجدول الدوري Periodic Table وهي:

1- عناصر الغازات النبيلة The Noble Gas Elements

جميع العناصر تمتلك مستويات طاقة خارجية ممتلئة بالالكترونات ولها ترتيب الكتروني خارجي ($nS^2 nP^6$) عدا عنصر الهيليوم الذي تكون فيه قيمة $n=1$. (لاحظ الجدول الدوري)

2- العناصر النموذجية The Representative Elements

تمتلك مستويات طاقة داخلية قد تكون ممتلئة بالالكترونات بسعتها القصوى وتقسم الى مجموعتين، وذلك لان الغلاف الخارجي غير مشبع فاذا كانت اضافة الالكترونات الى الغلاف S فعندئذ تدعى الاولى بمجموعة S-Block Elements (القلوية و القلوية الترابية) او بمجموعة العناصر ما قبل الانتقالية Pre-transitional elements، اما اذا كانت الاضافة الى الغلاف الثانوي P فتدعى الاخرى بمجموعة عناصر P-Block Elements او عناصر ما بعد العناصر الانتقالية Post-transition elements.

3- العناصر الانتقالية الرئيسية The Main Transition Elements

تقع بين عناصر S-Block وعناصر P-Block. تتميز هذه العناصر بانها تفتح الغلاف الثانوي d عند كتابة الترتيب الالكتروني لها.

4- العناصر الانتقالية الداخلية Inner Transition Elements

تتكون من صفيين يقعان اسفل الجدول الدوري وهما اللانثانيدات (Lanthanides) والاكثينيدات (Actanides). تتميز هذه العناصر بانها تفتح الغلاف الثانوي f عند كتابة الترتيب الالكتروني لها.

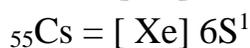
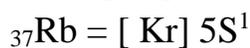
تقسم العناصر ايضا على اساس الدورات Periods الى :-

1. الدورة الاولى تحتوي على عنصرين و هما H و He
2. الدورة الثانية و الثالثة : كل منهما تحتوي على 8 عناصر
3. الدورة الرابعة و الخامسة : تحتوي كل منهما على 18 عنصر
4. الدورة السادسة : تحتوي على 32 عنصر

5. الدورة السابعة : المفروض ان تحتوي على 32 عنصر لكنها غير مكتملة .

ملاحظات حول الجدول الدوري :

1- ان الصفوف العمودية (الزمر) Groups في الجدول الدوري تتشابه عناصرها بالخواص الكيميائية .
وذلك بسبب التشابه في الترتيب الالكتروني الخارجي للعناصر مع الاختلاف في الترتيب الالكتروني الداخلي ، اي بمعنى اخر اختلاف بعدد الكم الاساس n مع تشابه باعداد الكم الاخرى (L , ml , ms) .



2- ان الصفوف الافقية (الدورات) تختلف عناصرها بخواصها الكيميائية .

يلاحظ من الترتيب الالكتروني لعناصر الدورة الواحدة هنالك اختلاف في الترتيب الالكتروني الخارجي بحيث يزداد العدد الذري لكل عنصر بمقدار واحد عن العنصر الذي يليه مع تشابه في الترتيب الالكتروني الداخلي ، اي ان n ثابتة مع اختلاف اعداد الكم الاخرى (L , ml , ms) .



حالات التاكسد لعناصر الجدول الدوري

1. الزمرة الاولى IA زمرة القلويات : حالة التأكسد لها (+1) .
2. الزمرة الثانية IIA زمرة القلويات الترابية : حالة التأكسد لها (+2) .
3. الزمرة الثالثة IIIA : حالات التأكسد لها (+1 ، +3) .
4. الزمرة الرابعة IVA : حالات التأكسد لها (+2 ، +4) .
5. الزمرة الخامسة VA : حالة التأكسد لها (-3 ، +5) .
6. الزمرة السادسة VIA : حالة التأكسد لها (+2) .

7. الزمرة السابعة VIIA زمرة الهالوجينات : حالة التأكسد لها (-1 ، +4 ، +6) .

8. الزمرة الثامنة VIIIA زمرة الغازات النبيلة : حالة التأكسد لها صفر .

9. العناصر الانتقالية : حالة التأكسد لها :

أ- تظهر للعناصر الانتقالية اكثر من حالة تاكسدية واحدة و التي تبدأ بالفقدان من ns ومن ثم الفقدان من (n-1)d .

ب- يستطيع العنصر الانتقالي ان يظهر اعلى حالة تاكسدية ، اي له القابلية على فقدان جميع الالكترونات التكافؤية الخارجية اذا كان الاوربتال d نصف مشبع او اقل ، اما اذا احتوى الاوربتال d على الالكترونات اكثر من نصف مشبع فيكون له حالات تاكسدية (+2 ، +3) .

القطاعات / تم تقسيم الجدول الدوري الى أربعة مناطق:

المنطقة الاولى : (مجاميع 1 A و 2A).

المنطقة الثانية : (مجاميع 3A الى 7A والمجموعة الثامنة).

المنطقة الثالثة : (مجاميع العناصر الانتقالية)

المنطقة الرابعة: (مجاميع العناصر الانتقالية الداخلية) .

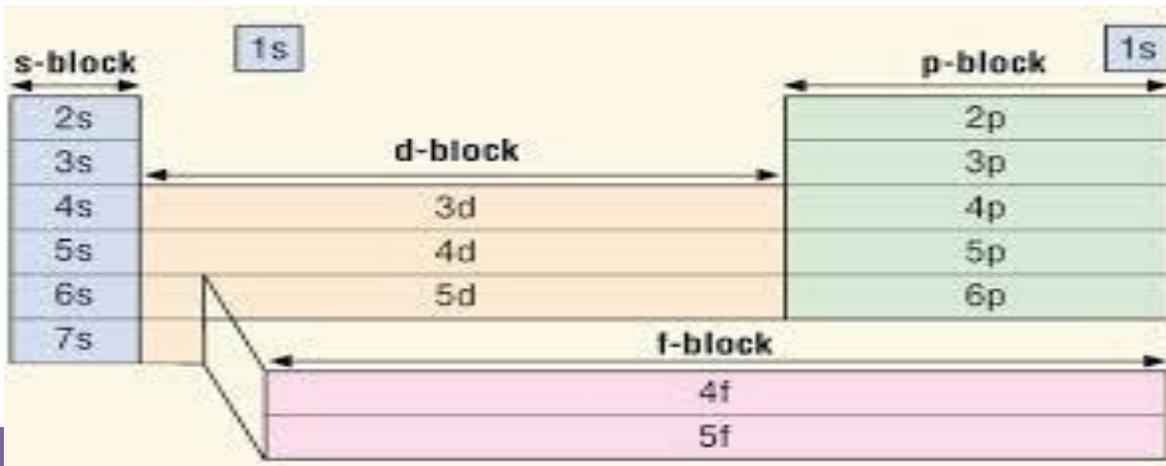
المناطق تتوافق مع أقصى عدد للالكترونات التي تشغل تحت الأغلفة s ، p ، d ، f

المنطقة الأولى قطاع s

المنطقة الثانية قطاع p

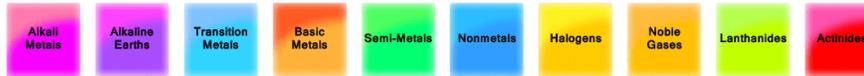
المنطقة الثالثة قطاع d

المنطقة الرابعة قطاع f



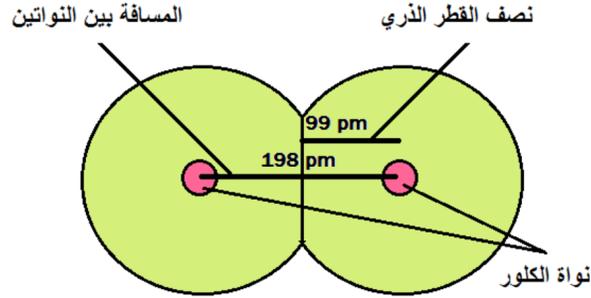
Periodic Table of the Elements

1 1IA 11A																	18 VIIIA 8A
1 H Hydrogen 1.0079	2 IIA 2A											13 IIIA 3A	14 IVA 4A	15 VA 5A	16 VIA 6A	17 VIIA 7A	2 He Helium 4.00260
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.01218											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.00674	8 O Oxygen 15.9994	9 F Fluorine 18.998403	10 Ne Neon 20.1797
11 Na Sodium 22.989768	12 Mg Magnesium 24.305	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8 VIII 8	9 VIII 8	10 VIII 8	11 IB 1B	12 IIB 2B	13 Al Aluminum 26.981539	14 Si Silicon 28.0855	15 P Phosphorus 30.973762	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.4527	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.95591	22 Ti Titanium 47.88	23 V Vanadium 50.9415	24 Cr Chromium 51.9961	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.847	27 Co Cobalt 58.9332	28 Ni Nickel 58.6934	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.39	31 Ga Gallium 69.732	32 Ge Germanium 72.64	33 As Arsenic 74.92159	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.80
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.90585	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.90638	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium 98.9072	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.9055	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.8682	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.71	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.90447	54 Xe Xenon 131.29
55 Cs Cesium 132.90543	56 Ba Barium 137.327	57-71	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.9479	74 W Tungsten 183.85	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.22	78 Pt Platinum 195.08	79 Au Gold 196.9665	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.3833	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98037	84 Po Polonium [208.9824]	85 At Astatine 209.9871	86 Rn Radon 222.0176
87 Fr Francium 223.0197	88 Ra Radium 226.0254	89-103	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [268]	110 Ds Darmstadtium [269]	111 Rg Roentgenium [272]	112 Cn Copernicium [277]	113 Uut Ununtrium unknown	114 Fl Flerovium [289]	115 Uup Ununpentium unknown	116 Lv Livermorium [293]	117 Uus Ununseptium unknown	118 Uuo Ununoctium unknown
Lanthanide Series	57 La Lanthanum 138.9055	58 Ce Cerium 140.115	59 Pr Praseodymium 140.90765	60 Nd Neodymium 144.24	61 Pm Promethium 144.9127	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.9655	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.92534	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.93032	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.93421	70 Yb Ytterbium 173.04	71 Lu Lutetium 174.967		
Actinide Series	89 Ac Actinium 227.0278	90 Th Thorium 232.0381	91 Pa Protactinium 231.03588	92 U Uranium 238.0289	93 Np Neptunium 237.0482	94 Pu Plutonium 244.0842	95 Am Americium 243.0614	96 Cm Curium 247.0703	97 Bk Berkelium 247.0703	98 Cf Californium 251.0796	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.0951	101 Md Mendelevium 258.1	102 No Nobelium 259.1009	103 Lr Lawrencium [262]		

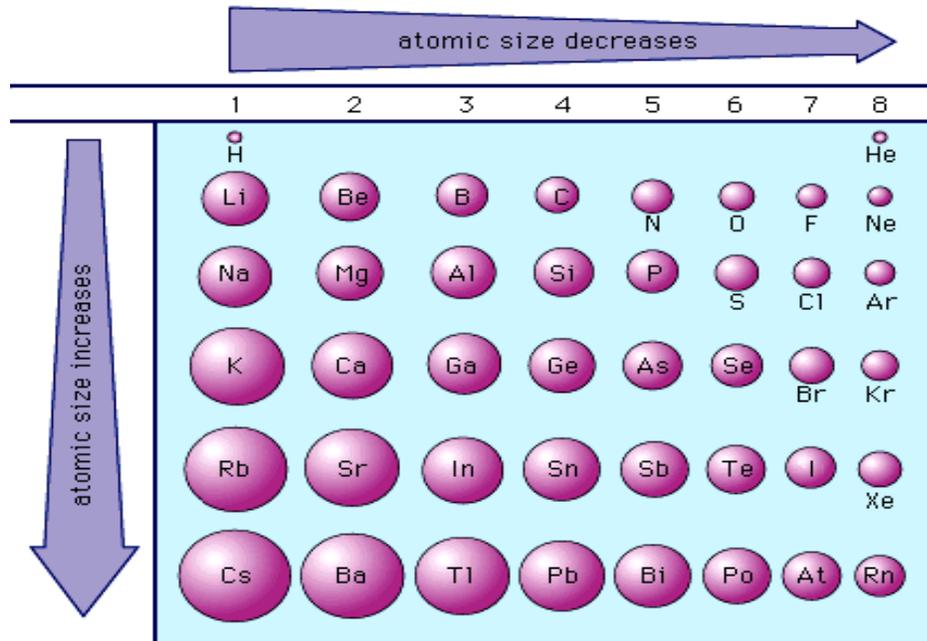


الخواص الدورية للعناصر

أ - نصف القطر الذري (Atomic radius): هو نصف المسافة الفاصلة بين نواتي ذرتين من ذرات العنصر في الجزيئة الواحدة (يقاس بوحدة الانكستروم A°).



- في الدورة الواحدة يقل نصف القطر بازدياد العدد الذري ؟ ، ويعود السبب في ذلك إلى تزايد الشحنة الفعالة لنوى ذرات العناصر، إذ تزداد شحنة النواة مع ازدياد محتواها من البروتونات الموجبة الشحنة ما يزيد من قدرتها على جذب الكترولونات الطبقة السطحية فتتقلص هذه الطبقة ويتناقص بالتالي نصف القطر.
- في الزمرة (المجموعة) الواحدة يزداد نصف القطر كلما ازداد العدد الذري ، ويعود السبب في ذلك لازدياد عدد الطبقات الالكترونية عند الانتقال من الأعلى للأسفل في الزمرة الواحدة، وهو ما يطغى على ازدياد شحنة النواة.
- يقل نصف قطر ذرة كلما ازداد عددها التاكسدي.
- في الذرات والايونات متشابهة الترتيب الالكتروني يقل نصف القطر بازدياد العدد الذري



سؤال: قارن بين أنصاف أقطار الذرات التالية (${}_{3}\text{Li}$ ${}_{5}\text{B}$ ${}_{9}\text{F}$) ؟

ب- **جهد التأين (طاقة التأين Ionization energy)** : مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة وهى فى الحالة الغازية.

تدرج جهد التأين فى الجدول الدوري

1- فى الدورات الأفقية :

تزداد قيم جهد التأين كلما اتجهنا ناحية يمين الجدول الى يسار الجدول أي بزيادة العدد الذري والسبب فى ذلك هو نقص نصف قطر الذرة (نقص الحجم) مما يؤدي إلى اقتراب إلكترونات التكافؤ من النواة فتحتاج إلى طاقة كبيرة لفصلها عن الذرة.

2- فى المجموعة الرأسية :- يقل جهد التأين من أعلى إلى أسفل أي بزيادة العدد الذري ، ويعود السبب فى ذلك لفعل الحجب الذي يلعبه ازدياد عدد الطبقات الالكترونية عن الالكترونات الخارجية عن النواة، وبالتالي تناقص تأثيره بها فنقل طاقة التأين.

3- يزداد جهد تأين ذرة بازدياد عددها التاكسدي.

سؤال: رتب العناصر التالية تصاعدياً بحسب ازدياد طاقة التأين: (${}_{4}\text{Be}$, ${}_{7}\text{N}$, ${}_{9}\text{F}$)؟

ج- **السالبية الكهربائية (الكهروسالبية) Electronegativity**

هى مقياس لمقدرة الذرة على جذب الإلكترونات فى الروابط (الواصر) الكيميائية . وتعتمد نوعية الرابطة المتكونة اعتماداً كبيراً على الفرق فى السالبية الكهربائية بين الذرات الداخلة فيها . وتقوم الذرات المتشابهة فى السالبية الكهربائية تقوم بمشاركة الإلكترونات وتكون رابطة تساهمية . ولكن لو كان هذا الفرق كبير سينتقل الإلكترون إلى أحد الذرات وتتكون رابطة أيونية . إضافة إلى ذلك فى حالة أن أحد الذرات تقوم بسحب الإلكترونات بقوة أكبر قليلاً من الأخرى فإنه تتكون رابطة تساهمية قطبية مثل H-Cl .

1- تزداد السالبية الكهربائية كلما ازداد العدد الذري فى الدورة الواحدة ولكنها تقل فى الزمرة الواحدة بازدياد العدد الذري.

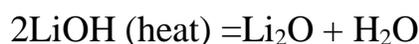
2- تزداد بازدياد العدد التاكسدي للذرة وتزداد ايضا بازدياد العدد الذري للذرة والايونات المتشابهة فى التركيب الالكتروني.

سؤال: رتب العناصر التالية بحسب تزايد كهروسالبيتها (${}_{15}\text{P}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{17}\text{Cl}$)؟

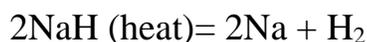
هنالك بعض الانحرافات في الخواص فمثلا عناصر الدورة الثانية لها من الخواص ما يقربها اكثر الى عناصر الدورة الثالثة في الزمرة الي تلي زمرة الذرة التي في الدورة الثانية وهذا ما يعرف **بالعلاقة القطرية Diagonal relationship** ، فالكاربون اقرب الى الفسفور منه الى السليكون، والبورون اقرب الى السليكون منه الى الالمنيوم والبريليوم اقرب الى الالمنيوم منه الى المغنيسيوم.

1	2	3	4	5	6	7
3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F
11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl
19 K	20 Ca	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br
37 Rb	38 Sr	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I

من هذه الاختلافات مثلا **قوة جذب الإلكترونات** فمثلا الفلور اكثر فعالية من الكلور والبروم واليود لكن الليثيوم اقل فعالية من بقية عناصر زمرة، ان صعوبة استقطاب ايون الليثيوم وصغر حجمه وساليته الكهربائية الضعيفة بالنسبة لعناصر زمرة تجعل بعض مركباته غير ثابتة بالقياس الى المركبات المتكونة مع عناصر زمرة فمثلا



وتنعكس الحالة مع ايون الهيدريد H^- لسهولة استقطاب هذا الايون من قبل ايون الليثيوم، فانهما يكونان اصرة تغلب عليها الصفة التساهمية والمركب الناتج المتكون يكون اكثر ثبات من مركبات باقي ايونات عناصر الزمرة الاولى مع ايون الهيدريد فمثلا



هـ - **اللفة الإلكترونية Electron affinity**: هي الطاقة المتحررة عند اتحاد ذرة غازية متعادلة في اوطأ حالات الطاقة لها بالكترن معطية ايون سالب احادي غازي و في ادنى حالات الطاقة له .

- تزداد اللفة الإلكترونية بالدورة الواحدة بازدياد العدد الذري و ذلك بسبب تغير شحنة النواة المؤثرة فابزديادها في الدورة سوف يزداد جذب الإلكترونات بينما تتعدد الاغلفة في الزمرة الواحدة يقلل من قابلية النواة على جذب الإلكترونات .

تتناقص الألفة الالكترونية في المجموعة الواحدة مع ازدياد العدد الذري، أي من الأعلى للأسفل برغم تزايد شحنة النواة في ذات الاتجاه، ويعود السبب لفعل الحجب الذي يلعبه ازدياد عدد الطبقات الالكترونية عن الالكترونات الخارجية عن النواة، والذي يؤدي لتنافرٍ بين الالكترونات السطحية والالكترون الجديد.

تقسم عناصر الجدول الدوري الى ثلاث اقسام :

1- العناصر الفلزية Metals : كلمة فلز metal (الأصل الإغريقي : ميتالون) تعنى العنصر الكيميائي الذي يفقد الإلكترونات ليكون أيونات موجبة (كاتيونات) وتوجد رابطة فلزية بين ذراته، كما يتم وصف الفلزات أيضا على أنها شبكة من الأيونات الموجبة (كاتيونات) داخل سحابة من الإلكترونات وتوجد هذه العناصر في الزمرة الاولى (الفلويات IA) و الثانية (الفلويات الترابية IIA) و العناصر الانتقالية و العناصر الثقيلة الموجودة في اسفل الزمر و تشمل الزمرة الرابعة و الخامسة و السادسة و سميت بالأصرة الفلزية لأنها تربط بين فلزين .

2- العناصر اللافلزية Non-metals: يظهر هذا النوع دائما في العناصر الخفيفة للزمرة الرابعة و الخامسة و السادسة و السابعة . ويمكن أن تقوم اللافلزات بتكوين رابطة أيونية مع الفلزات باكتساب الإلكترونات ، أو تكون رابطة تساهمية مع لا فلزات أخرى. وتكون أكاسيد اللافلزات حامضية. ورغم أنه يوجد 12 عنصر معروف من اللافلزات بالمقارنة بما يزيد عن 90 من الفلزات، فإن اللافلزات يتكون منها معظم الأرض تقريبا، وخاصة الطبقات الخارجية. وتتكون الكائنات الحية كلها تقريبا من اللافلزات. ويوجد كثير من اللافلزات (الهيدروجين، النيتروجين، الأكسجين، الفلور، الكلور، البروم، اليود في حالة جزيء مزدوج الذرة، والباقي معظمه يوجد في الحالة الجزيئية العادية وذلك بالارتباط مع عناصر الذرات الأخرى.

3- عناصر اشباه الفلزات Metalloid : أشباه الفلزات لها خصائص متوسطة بين الفلزات واللا فلزات ، ولا توجد طريقة محدد للتفريق بين أشباه الفلزات والفلزات الحقيقية ، ولكن عموما فإن أشباه الفلزات تكون شبه موصلة أكثر من كونها عازلة . يتواجد هذا النوع في الزمرة الثالثة و الرابعة و الخامسة و السادسة حسب الجدول المرفق وباللون البنّي .

← nonmetals →				
5 B	6 C	7 N	8 O	9 F
13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl
31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br
49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I
81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At
← metals →				

د- الخواص الكهربائية:

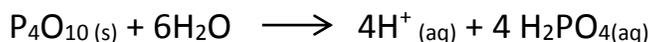
طبقا الى عدد الالكترونات في الاغلفة الخارجية وبعدها عن نواة العنصر (قابلية التوصيل الكهربائي) فضلا عن شكل او ترتيب جزيئة العنصر يمكن ان تقسم العناصر في الجدول الدوري الى فلزات، لافلزات، واشباه فلزات. فالفلزات توصل التيار الكهربائي بصورة جيدة الا ان قابلية التوصيل هذه تقل تدريجيا كلما ارتفعت درجة الحرارة (قابلية التوصيل للفلزات تكون اكثر من $10^4 \times 1$ بوحدة اوم⁻¹. سم⁻¹). اما قابلية التوصيل للافلزات فتكون صغيرة او صغيرة الى درجة لا يمكن قياسها (مواد عازلة). اما في اشباه الفلزات فتكون قابلية التوصيل صغيرة ولا يمكن قياسها وتزداد كلما ارتفعت درجة الحرارة (تتراوح قابلية التوصيل بين 10 الى 10⁵ اوم⁻¹. سم⁻¹).

الأكاسيد والهيدروجين

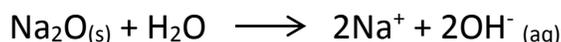
الأكسيد : هو مركب كيميائي للأوكسجين مع عنصر كيميائي آخر. معظم القشرة الأرضية تتكون من أكاسيد. تتكون الأكاسيد من تفاعل العناصر مع الهواء، مثلاً أكسدة فلز النحاس تعطي أكسيد النحاس الثنائي. ويعود تكوين الأكاسيد الي السالبية الكهربائية العالية للأوكسجين ولكون الأوكسجين العنصر الأكثر انتشاراً على الأرض.

انواع الأكاسيد : تقسم الأكاسيد الي

1. **أكاسيد حامضية :** تنتج عند احتراق العناصر اللافلزية (مثل الكربون والكبريت والفوسفور) في غاز الأوكسجين وهذه الأكاسيد الناتجة تذوب في الماء مكونة أحماضاً و زيادة في عدد ايونات الهيدروجين وأساس تكوينها هو الأوكسجين .



2. **أكاسيد قاعدية :** تنتج عند احتراق بعض العناصر الفلزية (مثل الصوديوم والبوتاسيوم والمغنسيوم) وهذه الأكاسيد الناتجة تذوب في الماء مكونة ايون الهيدروكسيد ، أي يقلل من تركيز ايون الهيدروجين في المحلول المائي .



3. **أكاسيد امفوتيرية :** هذا النوع من الأكاسيد لا تذوب في الماء لكنها تذوب في المحاليل الحامضية القوية و المحاليل القاعدية القوية .

تقسم الأكاسيد من حيث نوعية الاواصر الي :

1. **أكاسيد ايونية :** تظهر الأكاسيد الايونية في الفلزات القلوية اي الزمرة الاولى IA مثل Na_2O و K_2O . ونوع الاواصر فيها ايونية نتيجة للفرق في الكهروسالبية.

2. **الأكاسيد التساهمية :** و تشمل هذه الأكاسيد اللافلزات الخفيفة و التي تتمثل بالجزئيات مثل NO ، F_2O ، SO_2 . نوع الاواصر في هذه الأكاسيد تساهمية اي هنالك تقارب في الكهروسالبية .

3. **الأكاسيد المعقدة التركيب :** و تشمل أكاسيد اشباه الفلزات و تكون صلبة وذات تركيب معقد مثل GeO_2 ، SiO_2 .

الهيدروجين

الرقم الذري 1 ، الوزن الذري 1.008 ، الوزن الجزيئي 2.016 ، التركيب الإلكتروني $1S^1$.

موضع الهيدروجين في الجدول الدوري :

تتكون ذرة الهيدروجين من نواة تحمل شحنة واحدة موجبة بروتون يدور حولها إلكترون واحد $1S^1$. ومن دراسة الخواص الكيميائية للهيدروجين يمكن وضعه على رأس المجموعة الأولى (الفلزات القلوية) او على رأس المجموعة السابعة (الهالوجينات) نظرا لوجود اوجه شبه بين الهيدروجين و هاتين المجموعتين.

اوجه الشبه للمعادن القلوية (فلزات المجموعة الاولى)

1. ذرة الهيدروجين احادية التكافؤ مثل ذرة الصوديوم و البوتاسيوم .
2. الهيدروجين ذو كهربية موجبة و له قابلية الاتحاد بالفلزات كلاتي :



المشابه له NaCl و KBr .

اوجه الاختلاف عن المعادن القلوية (فلزات المجموعة الاولى)

- 1- له قدرة بسيطة لفقد الكترونه الخارجي في الاتحادات الكيميائية فلا يكون مركبات ايونية بسهولة .
- 2- له قابلية كبيرة لتكوين مركبات تساهمية مع كثير من العناصر .

اوجه الشبه للهالوجينات

1- يحتوي المدار الخارجي للهالوجينات على عدد من الالكترونات يقل بالكترون واحد من الالكترونات الموجودة في المدار الخارجي للغاز الخامل الذي يليه في الجدول الدوري وهم بذلك يشبهون الهيدروجين الذي يحتوي على الكترون واحد اقل من الهيليوم .

H	$1S^1$					He	$1S^2$			
$9F$	$1S^2$	$2S^2$	$2P^5$			Ne	$1S^2$	$2S^2$	$2P^6$	
$17Cl$	$1S^2$	$2S^2$	$2P^6$	$3S^2$	$3P^5$	Ar	$1S^2$	$2S^2$	$2P^6$	$3S^2$ $3P^6$

2- يكون الهيدروجين هيدريدات مع العناصر القلوية مثل NaH و LiH يكون فيها ايون الهيدروجين ايون سالب مشابها في ذلك الهالوجينات .

أوجه الاختلاف مع الهالوجينات

الكهروسالبية للهيدروجين صغيرة جدا بالمقارنة بالهالوجينات ، فذرة الهيدروجين لا تقبل الكترولونات مكونة ايون سالبا بسهولة الا من ذو كهروبية موجبة عالية مثل الصوديوم و الليثيوم و ذلك يفسر الصعوبة التي يتم بها تكوين الهيدريدات بالمقارنة بالهالوجينات .

نظائر الهيدروجين

عندما يكون لنفس العنصر اكثر من رقم وزن ذري فان ذلك يعني وجود نظائر لهذا العنصر ، تختلف هذه النظائر في الاوزان الذرية و الخواص الطبيعية و التفاعلات النووية و لكنها تشترك في جميع الخواص الكيميائية ، و تحتوي نظائر العنصر على نفس الشحنة النووية و نفس عدد الالكترولونات و لكنها تختلف فقط في عدد النيوترونات.

و يوجد في الطبيعة ثلاث نظائر للهيدروجين وهي :

- 1- الهيدروجين الاعتيادي ^1H .
- 2- الديوتيريوم ^2H & D .
- 3- التريتيوم ^3H & T .

تختلف فقط النظائر الثلاثة في بعض الخواص الكيميائية مثل ثابت الاتزان ومعدل التفاعل .

يحضر الديوتيريوم بالتحليل الكهربائي للماء الثقيل D_2O والذي يمكن الحصول عليه من التحليل الكهربائي للماء العادي (عشرين لتر) حتى ينخفض الحجم الى 1.5 سم³ و يحتوي الحجم المتبقي على 66 % من الماء الثقيل و باستمرار التحليل الكهربائي يمكن الحصول على ماء ثقيل نقي يمكن منه الحصول على الديوتيريوم .

طرق تحضير الهيدروجين

طرق الاحلال : وهي الطرق تعتمد على احلال الهيدروجين من مركباته بعناصر تسبقه في السلسلة الكهروكيميائية و تنقسم طرق الاحلال الى :

أ- احلال فلز محل الهيدروجين في الاحماض



ب- احلال فلز محل هيدروجين القواعد (القلويات)



ت- احلال فلز محل هيدروجين الماء



الطرق الصناعية لتحضير غاز الهيدروجين

1- طريقة بوش **Bosch** : وفيها يحضر الهيدروجين بامرار بخار الماء فوق مسخن على فحم الكوك الساخن فيتكون اولاً (غاز الماء وهو خليط من الهيدروجين و اول اوكسيد الكربون) و يخلط غاز الماء المتكون مع بخار الماء الساخن.

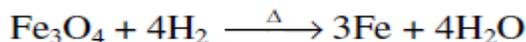


2- طريقة لين (**Lane process**) : في هذه الطريقة يمرر بخار الماء الساخن على فلز الحديد الساخن لدرجة الاحمرار فيتأكسد الحديد مكونا اكسيد الحديد المغناطيسي Fe_3O_4 .

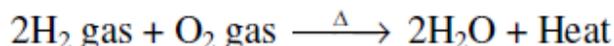


الخواص الكيميائية لغاز الهيدروجين

1- الهيدروجين كعامل مختزل

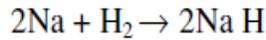


2- التفاعل مع الاكسجين

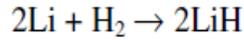


الحرارة الناتجة تكون كبيرة جدا وهذا النوع من التفاعلات يستخدم كوقود لصواريخ الدفع العملاقة التي تستخدم في نقل السفن ال الفضاء .

3- التفاعل مع الفلزات : بتفاعل الهيدروجين مع الفلزات مكونا الهيدريدات



هيدريد الصوديوم



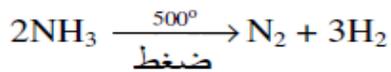
هيدريد الليثيوم

ويكون الهيدروجين في هذه المركبات ايون سالب اذ ان مصهور هذه الاملاح يوصل التيار الكهربائي و يتصاعد الهيدروجين عند المصعد.

4- التفاعل مع اللافلزات



(في ضوء الشمس)



أمونيا



فوسفين



كبريتيد الهيدروجين

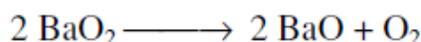
تحضير الاوكسجين في الصناعة بطرق تعتمد على التفكك الحراري

طريقة برين Brin process

و تتلخص هذه الطريقة بامرار تيار من الهواء الخالي من ثاني اوكسيد الكربون على اوكسيد الباريوم BaO الساخن 500 م° فيتفاعل الاوكسجين الجوي مع اوكسيد الباريوم مكونا بروكسيد الباريوم BaO₂ .



وإذا سخن بروكسيد الباريوم لدرجة حرارة 800 م° يتفكك بروكسيد الباريوم و يخرج الاوكسجين



الخواص الطبيعية والفيزيائية لغاز الاوكسجين

إنّ الأوكسجين هو أكثر العناصر الكيميائية وفرةً في الأرض من حيث الكتلة، وهو ثالث أكثر العناصر وفرةً في الكون بعد الهيدروجين والهيليوم.

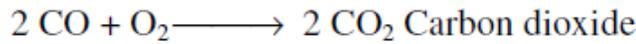
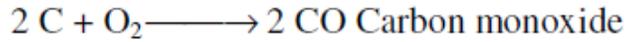
الايوكسجين غاز لا لون له و لا رائحة يذوب بصعوبة في الماء وهذه الكمية الذائبة ضرورية لحياة الاسماك و الكائنات الحية الاخرى في الماء . و الاوكسجين السائل له لون ازرق باهت و ذو قوة مغناطيسية عالية ، ويغلي الاوكسجين عند - 183 م° ويمكن تجميد الاوكسجين السائل الى مادة صلبة تميل الى الزرقة و تنصهر عند درجة - 218.4 م° .

هناك ثلاثة نظائر مستقرّة للأوكسجين ¹⁶O و ¹⁷O و ¹⁸O، أكثرها وفرةً هو الأوكسجين-16، حيث تبلغ وفرته الطبيعية 99.8%.

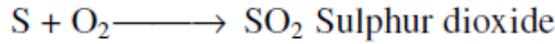
الخواص الكيميائية للاوكسجين

الايوكسجين من الغازات شديدة التفاعل فيتفاعل مع كثير من الفلزات و اللافلزات مكونا الاكاسيد المختلفة . ومعظم هذه التفاعلات التي تحدث في الطبيعة مثل صدأ الحديد و احتراق الخشب و المواد العضوية ما هي الا تفاعلات هذه المواد مع اوكسجين الجو فيتفاعل الاوكسجين مع الفلزات النشطة التي تقع في اول السلسلة الكهروكيميائية مثل الصوديوم و البوتاسيوم مكونا اكاسيد ثابتة لا تتحلل بالحرارة . اما الفلزات التي تقع في وسط السلسلة الكهروكيميائية فانها تتفاعل مكونة اكاسيد مختلفة , تتفكك الاكاسيد العالية الى اكاسيد منخفضة و يطلق الاوكسجين.

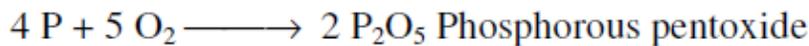
أ- التفاعل مع الكربون



ب- التفاعل مع الكبريت



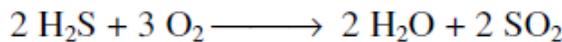
ج- التفاعل مع الفوسفور



اما المركبات الهيدروكربونية فانها تحترق في الاوكسجين مكونة ثاني اوكسيد الكربون و الماء . فيحترق غاز الميثان وهو من اهم مركبات الغاز الطبيعي كالاتي :



كذلك يحترق كبريتيد الهيدروجين معطيا اكاسيد الكبريت فاذا كانت كمية الاوكسجين صغيرة تكون ثاني اوكسيد الكبريت اما اذا احترق كبريتيد الهيدروجين في كمية كبيرة من الاوكسجين وفي وجود عامل مساعد تكون ثالث اوكسيد الكبريت .



استخدامات الاوكسجين

يستخدم الأوكسجين التجاري في المعالجة الحرارية للمعادن كلحم المعادن وقطعها، وفي التعدين، وفي الطيران، وفي الغواصات المائية وغيرها. ويستعمل الأوكسجين في الصناعة الكيماوية في تحضير الوقود السائل الاصطناعي، وزيت التشحيم، وحامض الكبريت، والميثانول، والنشادر، والأسمدة الأزوتية، وفوق أكاسيد المعادن، ونواتج أخرى.

ويستعمل الأوكسجين السائل في الأعمال التفجيرية، وفي المحركات النفاثة، وفي الأعمال المختبرية. كذلك يستعمل الأوكسجين الصنف المعبأ في أسطوانات للتنفس على ارتفاع عال في الطيران الفضائي وفي السباحة تحت الماء، وفي الإنعاش والإسعاف.

الزمرة الاولى (الفلزات القلوية) (القلويات)

سميت هذه الزمرة بهذا الاسم لان فلزاتها تذوب مكونة الهيدروكسيدات و الاوكسيدات المناظرة

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التاكسدية
Lithium (Li)	[He] 2S ¹	+ 1
Sodium (Na)	[Na] 3S ¹	+ 1
Potassium (K)	[Ar] 4S ¹	+ 1
Rubidium (Rb)	[Kr] 5S ¹	+ 1
Caesium (Cs)	[Xe] 6S ¹	+ 1
Francium (Fr)	[Kr] 7S ¹	+ 1

تواجد عناصر زمرة القلويات

1. يتوفر كل من Na و K بشكل جيد في مياه البحار و خصوصا Na فهو المصدر الرئيسي لمالح NaCl في مياه البحار .
2. يتواجد Na بنسبة عالية في القشرة الارضية تصل الى 2.83 % بينما K 2.53 % اما بقية العناصر فيكون تواجدهم قليل نسبيا و التي تكون متواجدة في عديد من خامات السيليكات .
3. يحضر Fr طبيعيا بكميات ضئيلة نتيجة التحلل الاشعاعي لبعض العناصر المشعة .

صفات عناصر زمرة القلويات

1. تكون فلزاتها ذات لون ابيض ما عدا Cs يكون ذا لون اصفر ذهبي .
 2. جميع فلزاتها لينة ما عدا Li يكون اقل ليونة .
 3. تزداد فعالية هذه العناصر كلما نزلنا الى اسفل هذه الزمرة بحيث يتفاعل Li بسرعة مع الماء و بشدة مع Na و يكون تفاعلها قوي جدا مع الماء لبقية الفلزات محررة غاز الهيدروجين .
- $$M + H_2O \longrightarrow MoH + 1/2 H_2$$
4. تكون مركبات ايونية في الغالب ما عدا Li تكون اكثر مركباته تساهمية.
 5. تتفاعل جميع هذه الفلزات مع الهالوجينات مكونة هاليدات الفلزات .
- $$2M + X_2 \longrightarrow MX_2$$
6. تتشابه عناصر هذه الزمرة في خواصها الكيميائية بسبب تشابهها في الترتيب الالكتروني a.

استخدامات عناصر الزمرة الاولى

اولا / الليثيوم Li

1. يستخدم الليثيوم كعامل مجفف وفي تنقية الفلزات .
2. يستخدم Li₂CO₃ في معالجة بعض الحالات التنفسية .
3. تستعمل مركبات Li في صناعة الزجاج و طلاءه و صناعة المواد الخزفية .

4. يستخدم في الأقطاب السالبة للبطاريات بسبب جهده الكهروكيميائي العالي و يدخل في صناعة البطاريات أيضا .

ثانيا / الصوديوم

1. يستخدم NaCl على نطاق واسع كمادة حافظة و مصدر لبقية املاح Na .
2. يذوب فلز Na في الزئبق (Hg) مكونا ملغم الصوديوم Hg – Na الذي يكون سائلا عند احتواؤه على نسبة قليلة من الصوديوم و يعتبر كعامل مختزل في الكيمياء العضوية و اللاعضوية .
3. يستخدم Na لأغراض تحضيرية في الكيمياء كالأصباغ و العقاقير و الصابون و الورق .
4. يستخدم سائل الصوديوم في عمليات التبادل الحراري لبعض المفاعلات النووية .

يستخدم عنصر السيزيوم و البوتاسيوم في الصناعات التي تعتمد على ظاهرة الكهروضوئية نظرا لاشعاع تلك العناصر لالكترونها عند سقوط الضوء عليها ، وذلك لان حجم هذه العناصر كبير و جهد تاينها صغير جدا لذلك تكفي طاقة الضوء لتحرير الكترون مستوى الاخير منها بسبب ان الكهروسالبية و جهد التاين لعناصر المجموعة الاولى صغيرة جدا اذا ما قورنت بباقي المجموعات في الجدول .

عناصر المجموعة الاولى تكون مركبات ايونية و يكون اقوى مركب ايوني في الطبيعة بين عنصر الفلور مع عنصر السيزيوم CsF حيث ان الفلور هو اكثر العناصر في الكهروسالبية و عنصر السيزيوم هو اعلى المركبات الكهرومغناطيسية .

الدور الكيميائي الحيوي للصوديوم :

ايونات الصوديوم من اكثر الايونات وجودا في بلازما الدم و المحاليل المحيطة بالخلايا في الجسم ولهذه الايونات دور مهم في العمليات الحيوية فهي تكون الوسط اللازم لنقل المواد الغذائية كالكلوكوز و الاحماض الامينية وبعض الايونات غير العضوية مثل ايون البوتاسيوم الى داخل الخلايا .

ايون الصوديوم خارج الخلايا هو المسؤول عن خروج و دخول الماء من و الى الخلايا ، ويتم نقل المواد بهذه بالآلية خاصة تعرف بفعل الضخ Pumping action حيث تضخ ايونات الصوديوم الى خارج الخلايا وفي نفس الوقت تضخ المواد الغذائية الى داخل الخلايا .

الدور الكيميائي الحيوي للبوتاسيوم

تلعب ايونات البوتاسيوم دورا مهما في الخلية فهي اكثر العناصر وفرة في الخلية ويكون تركيزها ثابت تقريبا من 100 – 150 ملليمول ويلزم هذا التركيز العالي من اجل تخليق البروتينات التي تحكم التفاعل الكيميائي في الخلية و يدخل البوتاسيوم في عملية اكسدة الكلوكوز في الخلية لإنتاج الطاقة اللازمة لنشاطها و تسبب ايونات البوتاسيوم انبساط القلب اثناء عملية النبض كما ان التركيز المحدد للصوديوم و البوتاسيوم معا حول جدران الخلايا العصبية و الخلايا العضلية يسبب الاحساس في العصب بالإثارة ونقل الاشارات العصبية .

الصفات الشاذة لليثيوم

لا يعتبر الليثيوم في كثير من الوجوه نموذجاً لفلزات المجموعة ، ولكنه يشبه في خواصه عناصر المجموعة الثانية و بالذات المغنسيوم Mg . الصفات التالية توضح الخواص الشاذة لليثيوم و مقارنتها بخواص المجموعة الثانية :

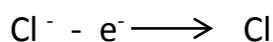
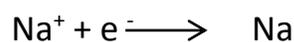
1. درجة الذوبان و الغليان اعلى في حالة الليثيوم مقارنة بالفلزات الاخرى .
2. الليثيوم اصلب عنصر في المجموعة الاولى ، كما انه يتفاعل ببط مع الاكسجين مكونا الاكسيد العادي .
3. الليثيوم اقل كهربية موجية ، وبالتالي فمركباته اقل ثباتا (كربونات ، نترات) .
4. عكس المجموعة الاولى و لكن مثل المجموعة الثانية ، فان الليثيوم يكون النيتريد Li_3N .
5. مثل املاح المغنسيوم فان Li_3PO_4 ، Li_2CO_3 لا تذوب بينما $LiOH$ شحيح الذوبان في الماء .
6. نظرا للصفات التساهمية فان هاليدات و الكيلات لليثيوم و المغنسيوم تذوب في المذيبات العضوية .
7. ايون الليثيوم و املاحه اكثر تميؤ من بقية عناصر المجموعة .
8. عكس كبريتات العناصر الاخرى في المجموعة ، فان كبريتات الليثيوم لا تكون الشب Alums .

استخلاص معادن المجموعة الاولى IA

تعتبر عناصر المجموعة الاولى من اقوى العوامل المختزلة المعروفة و بالتالي فهي لا تستخلص عن طريق اختزال اكاسيدها ، ومن افضل طرق استخلاصها هو التحليل الكهربائي لهاليداتها عند درجات الحرارة العالية .

تحضير فلزات الصوديوم : طريقة دونز

يحضر فلز الصوديوم بالتحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم في وجود مادة صهارة مثل كلوريد الكالسيوم لتخفيض درجة انصهار كلوريد الصوديوم و يحدث اختزال ايون الصوديوم باكتساب الكترون من المهبط (Cathode) و ايون الكلور يفقد الكترونا عند المصعد (Anode) و يتحول الى كلور ذري .



الزمرة الثانية (IIA) القلويات الترابية

سميت بهذا الاسم بسبب صفات اكاسيدها التي تتوسط بين الزمرة الاولى (القلويات) و الزمرة الثالثة (الترابيات) .

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التأكسدية
Berilium (Be)	[He] 2S ²	+ 2
Magnesium (Mg)	[Ne] 3S ²	+ 2
Calcium (Ca)	[Ar] 4S ²	+ 2
Stranium (Sr)	[Kr] 5S ²	+ 2
Barium (Ba)	[Xe] 6S ²	+ 2
Radium (Ra)	[Rn] 7S ²	+ 2

وجود عناصر الزمرة الثانية (IIA)

يوجد كلا من المغنسيوم و الكالسيوم و الباريوم و السترانسيوم في الخامات اضافة الى وجودها بشكل فوسفات او كربونات او سيليكات ما عدا البريليوم حيث يوجد بشكل خام فقط في الصخور مثل خام البيريل $Be_2Al_2(SiO_3)_6$.

Mg و Ca يوجد في خام الدولوميت $CaMg(CO_3)_2$ ، و Ca يوجد في خام الكارلايت $KMgCl_3.6H_2O$

Sr يوجد في سترونثايت $SrCO_3$ و سيلستيايت $SrSO_4$

Ba يوجد في الباريت $BaSO_4$ و منغنيزيات الباريوم غير النقية $BaO.MnO_2$.

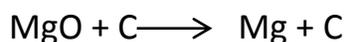
اما Ra فيوجد بنسبة ضئيلة جدا قياسا الى وجود العناصر اذ انه يوجد في خامات اليورانيوم .

تتميز عناصر المجموعة القلوية الترابية بانها رغوثة ذات لون ابيض فضي و فعاليتها العالية تكون اقل من فعالية الزمرة الاولى .

استخلاص عناصر الزمرة الثانية

كما هو حال المجموعة الاولى ، يمكن استخدام مهبط الزئبق في التحليل الكهربائي . جميع هذه الفلزات يمكن تحضيرها بالتحليل الكهربائي لمصهور الكلوريد بوجود كلوريد الصوديوم لتخفيض درجة الانصهار .

يحضر المغنسيوم بتسخين الاوكسيد MgO و الكربون عند درجة حرارة 2000 م ° .



الخواص الشاذة للبريليوم

للبريليوم خواص شاذة عن بقية المجموعة ولكنه يشبه الألمنيوم .

1. الصغر الشديد لحجم ذرة البريليوم و ارتفاع كهروساليته نسبيا تؤديان الى ميل شديد لتكوين روابط تساهمية . وهكذا فان درجة انصهار مركباته تكون منخفضة عن مركبات بقية عناصر المجموعة كما انها تذوب في المذيبات العضوية و تتمياً مثل مركبات الألمنيوم .
2. يكون العديد من المركبات ذات العدد التناسقي 4 كما هو الحال في BeF_4 .
3. البريليوم يشبه الألمنيوم في انه لا يتفاعل مع حامض النتريك حيث يتكون طبقة من الاكسيد طبقة غير مسامية تمنع تفاعل الفلز مع الحامض .
4. املاح البريليوم هي من اكثر الاملاح قابلية للذوبان عن باقي عناصر المجموعة حيث نجد ان املاح الكبريتات و الكلورات و غيرها لها درجة ذائبية مرتفعة عن الاملاح المناظرة لباقي العناصر .
5. يتفاعل مع الكربون مباشرة لتكوين كربيد البريليوم الذي ينحل بالماء لتكوين غاز الميثان و الاستيلين .
6. يكون البريليوم مع الهالوجينات BeX_2 متعدد الجزيئات ذات تهجين SP وهو مركب خطي .

- تكون طاقة التأين للمجموعة الاولى اعلى من الثانية ؟
هذا يعود الى ان الحجم الذري و طاقة التاين تعتمد على عدد الكم الرئيسي و شحنة النواة المؤثرة و بذلك تكون طاقة الشبكية البلورية للعناصر ذات الحالة التاكسدية 2 + اعلى من طاقة الشبكية البلورية 1 + .
- **طاقة الشبكية البلورية :** هي الطاقة المتحررة التي تربط الايونات مع بعضها وكلما كانت الاصرة المتكونة بين الايونات قوية فان الطاقة المتحررة عالية .
- ان عناصر المجموعة الثانية لها حالة تاكسدية 2 + فقط ؟
هذا يعود الى صعوبة او استحالة الانتقال الالكتروني للايون لان كل عنصر من عناصر هذه المجموعة بعد فقدانها المزدوج الالكتروني في الاوربتال S يصبح لها ترتيب يشابه الغازات النبيلة اي وصولها الى حالة الاستقرار .

الزمرة الثالثة (IIIA) زمرة الترابيات

تسمى بزمرة الترابيات لان معظم عناصرها تتواجد في التربة .

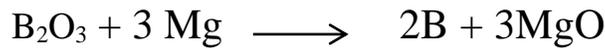
العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التأكسدية
Boron (B)	[He] 2S ² 2P ¹	+ 3
Alumnium (Al)	[Ne] 3S ² 3P ¹	+ 3
Gallium (Ga)	[Ar] 3d ¹⁰ 4S ² 4P ¹	+ 3 , + 1
Indium (In)	[Kr] 4d ¹⁰ 5S ² 5P ¹	+ 3 , + 1
Thalium	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6S ² 6P ¹	+ 3 , + 1

البورون لا فلز من اشباه الفلزات و بقية العناصر عبارة فلزات نشطة . الالمنيوم يعتبر ثالث عنصر موجود في القشرة الارضية ، اما بقية العناصر فتواجدها يقل كثيرا عن ذلك . لجميع العناصر في معظم مركباتها حالة التأكسد (+3) باستثناء الكاليوم و الانديوم و الثاليوم التي تتميز بحالة تأكسدية اخرى و هي (+1) .

فلزات الكاليوم و الالمنيوم و الانديوم و الثاليوم بيضاء نقية . الالمنيوم ثابت في الهواء نتيجة تكون طبقة من الاكسيد وهذه الطبقة غير مسامية تمنع تفاعل الفلز مع الوسط المحيط . الكاليوم و الانديوم عناصر غير ثابتة في الهواء و تتأثر بالماء الا في وجود الاكسجين .

استخلاص العناصر :

البورون يمكن الحصول عليه باختزال B₂O₃ مع المغنيسيوم او الصوديوم ، كما يمكن تحضيره باستخدام فتيل التنجستن في اختزال BCl₃ بالهيدروجين .



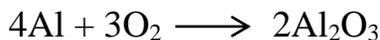
يحضر الالمنيوم من خام البوكسيت (Al₂O₃) باضافة هيدروكسيد الصوديوم حيث يكون الومينات الصوديوم الذائبة و بالتالي يفصل الالمنيوم عن الحديد . العناصر الاخرى توجد بكميات قليلة و تحضر بالتحليل الكهربائي للمحاليل المائية لأملحها.

الاستخدامات

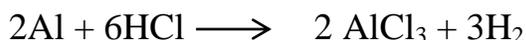
يستخدم البورون في إنتاج الليف الزجاجي من أجل صناعة اللدائن المدعمة بألياف زجاجية والمستخدمة في مجالات العزل وتصنيع مواد البناء. و يستخدم الالمنيوم في صناعة الكابلات الكهربائية و في صناعة الطائرات كذلك في صناعة الاواني المنزلية و الدهانات المقاومة للتآكل .

تفاعلات عناصر المجموعة الثالثة

1. مع الهواء : تتكون طبقة من الاكسيد في الهواء الرطب تمنع استمرار تفاعل الفلز مع الهواء .
2. مع اللافلزات :

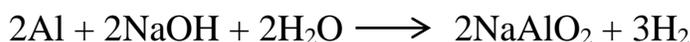


3. مع الاحماض : يتفاعل مع حامض الهيدروكلوريك المخفف و المركز و يتصاعد غاز الهيدروجين



و لا يتفاعل مع حامض النتريك HNO_3 لأنه يتغطي بطبقة من الاكسيد تمنع تفاعل الفلز مع الحامض .

4. يتفاعل الالمنيوم مع القواعد القوية و يعطي الالومينات و يتصاعد غاز الهيدروجين .



الزمرة الرابعة (IV) زمرة الكربون

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التاكسدية
كربون Carbon (C)	[He] 2S ² 2P ²	+ 2 , + 4
سيليكون Silicon (Si)	[Ne] 3S ² 3P ²	+ 2 , + 4
جرمانيوم Germanium (Ge)	[Ar] 3d ¹⁰ 4S ² 4P ²	+ 2 , + 4
قصدير Tin (Sn)	[Kr] 4d ¹⁰ 5S ² 5P ²	+ 2 , + 4
رصاص Lead (Pb)	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6S ² 6P ²	+ 2 , + 4

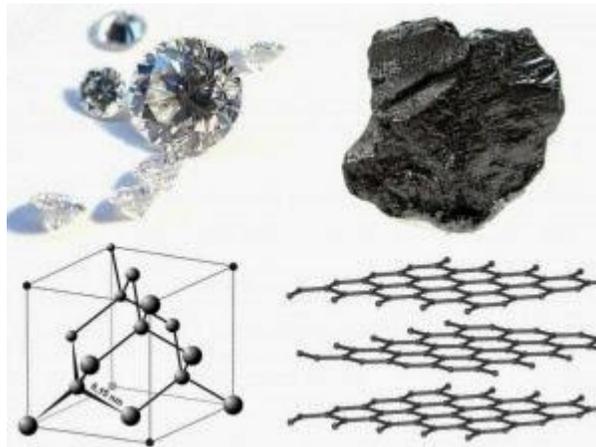
الصفات العامة للزمرة الرابعة

1. يقل الترتيب الالكتروني لعناصر هذه الزمرة بأربع الكترونات عن الترتيب الالكتروني لأقرب غاز نبيل .
2. ان اكتساب اربعة الكترونات من قبل افراد الزمرة يكون غير ممكن وفق حسابات الطاقة ما عدا الكربون له القابلية ان يكتسب الكترونات كما في حالة الكاربيدات الايونية بالفلزات ذات الكهروموجبة العالية .

3. لعناصر هذه الزمرة القابلة على تكوين اواصر تساهمية مع الهيدروجين مكونا الهيدريدات مثل CH_4 وكذلك مع الهالوجينات مثل CCl_4 .
4. يعتبر الكربون من اللافلزات بينما السيليكون و الجرمانيوم اشباه فلزات اما القصدير و الرصاص فلزات .
5. السيليكون يعتبر ثاني عنصر موجود في القشرة الارضية.

ظاهرة التآصل: وهو وجود العنصر في اكثر من صورة تتفق جميعها في الخواص الكيميائية و تختلف في الخواص الطبيعية مثل درجة الانصهار و اللون و الشكل البلوري وذلك لاختلاف الشكل البنائي وعدد الذرات و توزيعها البلوري و تظهر هذه الظاهرة في اللافلزات الصلبة فقط و لا تظهر في اللافلزات السائلة او الغازية .

يتبلور الماس على شكل مكعب حيث ترتبط كل ذرة كربون باربعة روابط مشتركة مع اربعة ذرات كربون اخرى تقع في رؤوس رباعي وجوه منتظم اي ان الكربون تستعمل تهجين SP^3 . اما الجرافيت فيكون ترتيب الذرات فيه على شكل مضلعات سداسية منتظمة تشكل طبقات مستوية ترتبط فيها ذرة الكربون بثلاث ذرات اخرى و يكون التهجين SP^2 و ترتبط المستويات فيها بقوى فاندرالس . تسبب الكترونات الرابطة باي π غير المتموضعة خاصية البريق المعدني و التوصيل الكهربائي و الحراري .



- يتواجد الكربون بشكل نظيران مستقران C_6^{12} نسبته 98.89% وكذلك النظير الاخر C_6^{13} 1.11% اما الكربون C_6^{14} يكون مشع و يتكون في الجو بفعل الاشعة الكونية .
- يوجد الكربون في الطبيعة في حالته الحرة بشكل بلورين هما الماس و الجرافيت ، وله شكل اخر غير بلوري كما يوجد في مركبات عضوية و غير عضوية و في الهواء الجوي على هيئة ثاني اكسيد الكربون .
- السيلكون هو اكثر العناصر انتشارا في الطبيعة و يوجد على شكل ثاني اكسيد السيلكون (السيلكا SiO_2) . بقية العناصر النادرة من اهم خاماتها الجرمانيوم خام الأجريروريت $GeS_2 \cdot 4Ag_2S$ و الكاستريت SnO_2 من اهم خامات القصدير . السيليكون النقي يوجد على شكل مادة بلورية داكنة لامعة و يتبلور حسب النمط المكعبي و يتشابه تركيبه مع الماس ، كما يتميز بضعف نشاطه الكيميائي الا انه يتحد مع كثير من العناصر في درجات الحرارة العالية .

اكاسيد الكربون :

1- ثاني اوكسيد ثلاثي كاربون (تحت اوكسيد الكاربون) C_3O_2 :

من صفات هذا الغاز ثابت في درجة حرارة الغرفة و عندما يكون جاف يتبلر عند تسخينه مكون سائل درجة غليانه 6 م° و يكون لونه احمر غامق و يذوب في الماء و يسلك هذا الغاز كانهيدريد الحامض.

2- اول اكسيد الكاربون CO :

صفاته :

- غاز عديم اللون و الرائحة و يعتبر سام ؟ لانه يتحد مع هيموغلوبين الدم بشكل اسرع و اسهل من غاز O_2 و بذلك يمنع الهيموغلوبين من نقل O_2
- كذلك يتحول CO الى سائل عند درجة حرارة 190 م° و ضغط واحد جوي .
- غاز قليل الذوبان بالماء
- يتفاعل مع الهيدروكسيدات القلوية عند درجات الحرارة العالية مكونا الفورمات .
- يستعمل CO بصورة واسعة لأزالة O_2 من اكاسيد الفلزات في درجات الحرارة العالية .

3- ثنائي اكسيد الكاربون CO_2 :

يعتبر من اكثر الاكاسيد الكاربون ثباتا ، هو غاز عديم اللون و الرائحة ، اكثر كثافة من الهواء و يقاوم الاحتراق و يعتبر من اكثر الاكاسيد استقرارا . يكون معتدل الذوبان بالماء .

مقارنة بين الكاربون و باقي افراد الزمرة الرابعة

- 1- يظهر الكاربون اختلافا كبيرا عن باقي اعضاء زممرته لكونه يكون 4 اواصر تساهمية مشبعة وهذا افضل ما يمكن ان يكونه لأنه لا يمتلك اوربتال d فارغ اي يعتمد على الاوربتال P و S . بينما السيلكون وباقي افراد الزمرة له القابلية على تكوين ستة اواصر تساهمية اي يكون سداسي التناسق لوجود اوربتال d فارغ .
- 2- يختلف الكاربون عن باقي اعضاء زممرته حيث يكون اواصر كاربون - كاربون (C-C) فهناك نقصان حاد في قابلية هذه الزمرة بتكوين سلاسل عند الانتقال الى اسفل الزمرة . ويعزى هذا النقصان الى قوة الاصرة .
- 3- الكاربون له القدرة على تكوين اواصر $\pi - \pi$ في حين عناصر هذه الزمرة لا تكون مثل هذه الاواصر على الرغم من التشابه بين المركبات من الناحية التوازنية .

الزمرة الخامسة (V) زمرة النتروجين

سميت بهذا الاسم لان عنصر النتروجين هو اكثر العناصر انتشارا فيها من بقية عناصر المجموعة .

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التأكسدية
النتروجين Nitrogen (N)	[He] 2S ² 2P ³	-3 , +1 , +2 , +3 , +4 , +5
الفسفور Phosphor (P)	[Ne] 3S ² 3P ³	+3 , +5
الزرنيخ Arsine (As)	[Ar] 3d ¹⁰ 4S ² 4P ³	+3 , +5
الأنتيمون Antimony (Sb)	[Kr] 4d ¹⁰ 5S ² 5P ³	+3 , +5
البيزموت Bismuth (Bi)	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6S ² 6P ³	+3 , +5

خواص الزمرة الخامسة

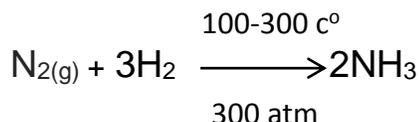
- 1- لها ترتيب الكتروني خارجي متماثل لذلك تتشابه في الخواص الكيميائية .
- 2- هنالك فروق بين كيمياء النتروجين و كيمياء بعض العناصر بسبب عدم احتواء النتروجين على اوربيتال d فارغ بعكس افراد الزمرة الخامسة . بينما ذرات العناصر الاخرى فلها اوربيتال d فارغ مما يساعد على زيادة عدد الالكترونات في الغلاف الخارجي .
- 3- يكون النتروجين اواصر مزدوجة و ثلاثية كما في حالة N₂ (N≡N) .
- 4- النتروجين و الفسفور لهما صفة تساهمية في مركباتها بينما باقي عناصر الزمرة يغلب عليها الطابع الايوني .
- 5- النتروجين والفسفور لا فلزات ، الزرنيخ والانتيمون اشباه فلزات ، والبيزموت فلز .

خواص النتروجين و تواجدته : يتواجد النتروجين في الهواء الجوي بنسبة 78 % من حجم الهواء . النتروجين غاز عديم اللون و الرائحة ويتألف جزيء النتروجين (N≡N) من رابطتين π و رابطة σ و التهجين في كل ذرتي النتروجين من نوع SP . يحضر النتروجين بواسطة التقطير التجزيئي للهواء المسال الذي له درجة غليان (- 196.8) وهذا النتروجين المحضر يحتوي على نسبة ضئيلة من الاركون .

نظائره : له النظير الاول ¹⁴N₇ و هذا يتواجد بنسبة 99.6 % بينما ¹⁵N₇ يتواجد بنسبة 0.35 % في الطبيعة

مركبات النتروجين

- 1- **النتريديات** : هي مركبات ناتجة من تفاعل النتروجين مع عنصر اخر ذو كهروسالبية اقل من النتروجين و تصنف هذه المركبات نسبة الى نوع الاواصر الى مجاميع كالتالي :
 - النتريديات الايونية : تتكون من تفاعل النتروجين مع عناصر الزمرة و عناصر الزمرة القلوية الترابية مثل Mg_3N_2 .
 - النتريديات التساهمية : يتكون هذا النوع من النتريديات من تفاعل النتروجين مع عناصر الزمرة الثالثة مثل BN .
 - نتريديات العناصر الانتقالية: يتكون هذا النوع من النتريديات من تفاعل النتروجين مع العناصر الانتقالية مثل CrN .
- 2- **الامونيا** : غاز عديم اللون يحضر صناعيا بالاتحاد المباشر بين الهيدروجين و النتروجين عند درجات حرارة 400 - 500 م° تحت ضغوط مرتفعة 100 – 300 ضغط جوي ، وفي وجود عامل مساعد مثل اكسيد الحديد .



صفات الامونيا

- 1- جزيئة الامونيا ذات تهجين SP^3 و شكل هندسي هرم مثلث القاعدة .
- 2- غاز الامونيا شديد الذوبان في الماء (يشكل محلولاً يعرف باسم هيدروكسيد الامونيوم NH_4OH) اكثر من اي غاز اخر وهذا يعود الى تكوين اواصر هيدروجينية مع المذيب.
- 3- غاز الامونيا عديم اللون و ذو رائحة نفاذة.
- 4- يحترق غاز الامونيا في الهواء و ينتج N_2 و الماء .

- 3- **الهيدرازين N_2H_4** : هو سائل عديم اللون ، يحضر من اكسدة الامونيا جزئياً بواسطة HCl في محلول قاعدي

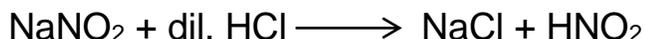


صفات الهيدرازين

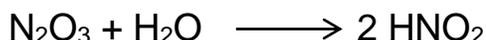
- 1- سائل مدخن عديم اللون ينصهر بدرجة حرارة 108 C° ويغلي بدرجة 114 C° .
- 2- يسلك الهيدرازين كقاعدة و لكنه اقل قاعدية من الامونيا حيث يكتسب بروتون او بروتونين مكونا نوعين من الاملاح .
- 3- يستعمل الهيدرازين في وقود المحركات النفاثة و محركات الصواريخ وصناعة المتفجرات.

انواع الحوامض الاوكسجينية للنتروجين : اشهرها

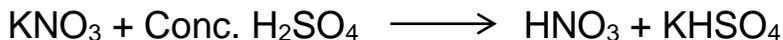
- 1- حامض النتروز HNO_2 : يتم تحضيره بطريقتين
أ- من تفاعل الاحماض المخففة مع ايون النتريت كما في المعادلة



ب- من اذابة ثالث اوكسيد ثاني نتروجين في الماء معطيا حامض النتروز اللامائي كما في المعادلة



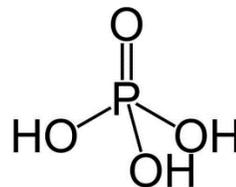
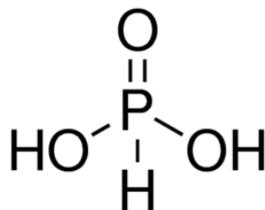
- 2- حامض النتريك HNO_3 : يحضر من تفاعل نترات البوتاسيوم مع حامض H_2SO_4 بدرجة 0 C° بالتقطير تحت الضغط المخلخل للحصول على الحامض النقي كما في المعادلة :



س/ ما هي التراكيب الكيميائية لحامض النتروز و النتريك؟

انواع الحوامض الاوكسجينية للفسفور: اشهرها

- 1- حامض الفوسفوروز H_3PO_3
- 2- حامض الفسفوريك H_3PO_4



الزمرة السادسة (VI) زمرة الاكسجين

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التأكسدية
Oxygen (O)	[He] 2S ² 2P ⁴	- 2 , - 1
Sulphur (S)	[Ne] 3S ² 3P ⁴	- 2 , + 2 , + 4 , + 6
Selenium (Se)	[Ar] 3d ¹⁰ 4S ² 4P ⁴	- 2 , + 2 , + 4 , + 6
Tellurium (Te)	[Kr] 4d ¹⁰ 5S ² 5P ⁴	+ 2 , + 4 , + 6
Polonium (Po)	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6S ² 6P ⁴	+ 2 , + 4

الخواص العامة للزمرة :

- 1- الترتيب الالكتروني لعناصر الزمرة السادسة يقل بالكرونيين عن الترتيب الالكتروني للغاز النبيل.
- 2- الاوكسجين والكبريت والسيلينيوم لافلزات اما Te وPo عناصر اشباه فلزات.
- 3- تزداد درجة الانصهار والحجم الذري بزيادة العدد الذري للعنصر؛ أي بدءاً من أعلى الجدول إلى أسفله، أما طاقة التأين والسالبية الكهربائية فعلى العكس، حيث يقلّ كل منهما بزيادة العدد الذري للعنصر.

وجود الاكسجين في الطبيعة : يعتبر الاكسجين من اكثر العناصر انتشارا اذ يكون بنسبة 50% وزنا من القشرة الارضية و يدخل في تركيب الماء و السيليكات و غيرها . يتكون ربع وزن الهواء الجوي تقريبا من الاكسجين الحر . يحتوي الماء على 89 % تقريبا من الاكسجين المتحد

تحضيره : يحضر من التحلل الحراري لأكسيد الزئبق او بالتقطير المجزأ للهواء السائل او بالتحليل الكهربائي للماء . يوجد في الطبيعة اما حرا او على شكل مركبات .

نظائر الاكسجين

- 1- ¹⁶O الأكسجين الطبيعي نسبته 99.76 %
- 2- ¹⁷O نسبته 0.37 %
- 3- ¹⁸O نسبته 0.2 %

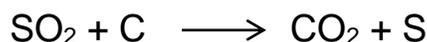
للأوكسجين صورتان

- 1- الصورة الاولى للاكسجين و تكون اكثر استقرارية و التي تمثل O₂ : وهو غاز عديم اللون و الرائحة و هو اكثر كثافة من الهواء قليلا.

2- الصورة الثانية للاكسجين هي الاوزون O_3 : هو غاز سام لونه ازرق باهت يتكون بفعل الاشعة فوق البنفسجية على الاكسجين في طبقات الجو العليا.



الكبريت : ينتشر الكبريت في مناطق واسعة من العالم كعنصر حر و بشكل غازات كبريتيد الهيدروجين و ثنائي اكسيد الكبريت . كما يوجد في عدد كبير جدا من الخامات الفلزية الكبريتيدية . ويحضر الكبريت في الوقت الحاضر من اختزال ثنائي اوكسيد الكبريت بواسطة الكربون



خواص و استعمالات الكبريت : الكبريت عبارة عن ماد صلبة صفراء اللون عديم الطعم و الرائحة و هو رديء التوصيل للحرارة و غير قابل للتوصيل الكهربائي و لا يذوب بالماء و المذيبات العضوية غير انه يذوب بسهولة في ثنائي كبريتيد الكريون .

انواع الحوامض الاوكسجينية للكبريت: اشهرها

اسم الحمض	البنية الجزيئية
الأحماض من النمط H_2SO_n	
حمض الهيبوكبريتوز (أو حمض السلفوكسيليك) H_2SO_2	HO-S-OH
حمض الكبريتوز H_2SO_3	$\begin{array}{c} O \\ \\ HO-S-OH \end{array}$
حمض الكبريتيك H_2SO_4	$\begin{array}{c} O \\ \\ HO-S-OH \\ \\ O \end{array}$
حمض بيروكسي أحادي الكبريتيك (أو حمض البيروكسيكبريتيك أو حمض كارو) H_2SO_5	$\begin{array}{c} O \\ \\ HO-S-O-OH \\ \\ O \end{array}$

عناصر المجموعة السابعة (VII) الهالوجينات

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التأكسدية
Fluorine (F)	[He] 2S ² 2P ⁵	-1
Chlorine(Cl)	[Ne] 3S ² 3P ⁵	-1, +1, +3, +5, +7
Bromine(Br)	[Ar] 3d ¹⁰ 4S ² 4P ⁵	-1, +1, +3, +4, +5
Iodine(I)	[Kr] 4d ¹⁰ 5S ² 5P ⁵	-1, +1,+5, +7
Astatine(At)	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6S ² 6P ⁵	-1, +1, +3, +5, +7

الهالوجينات هي كلمة من أصل يوناني و هي تعني المادة المكونة للملح ، حيث أن وجود هذه العناصر حُدد في البدء في الأملاح التي تكونها مع الفلزات . ولكن بتقدم علم الكيمياء واكتشاف مركبات جديدة صارت الهالوجينات تظهر في مركبات عضوية متعددة مثل التفلون والمواد البلاستيكية مثل بولي كلوريد الفينيل ، والفريونات ، والمبيدات الحشرية الكلورية . تشمل هذه المجموعة العناصر التالية : الفلور F ، الكلور Cl ، البروم Br ، اليود I ، الأستاتين At . حيث أن العنصر الأخير هو عنصر مشع أي ذو خاصية أشعاعية ويوجد في الطبيعة بكميات قليلة . والهالوجينات هي عناصر لافلزية نشطة ولذلك فهي لا توجد في الطبيعة منفردة بل متحدة مع غيرها من العناصر. حيث توجد على شكل أملاح واسعة الانتشار في القشرة الأرضية وفي مياه المحيطات مثل ملح كلوريد الصوديوم. وتتمتع الهالوجينات بوجود سبعة الألكترونات في المستوى الخارجي لذلك فهي تميل إلى اكتساب إلكترون لكي يصبح التوزيع الألكتروني مشابه لتوزيع الإلكترونات الغازات الخاملة.

خواص الهالوجينات

تزداد درجة الأنصهار والغليان بزيادة العدد الذري أي كلما أتجهنا إلى أسفل المجموعة. و توجد الهالوجينات على هيئة مختلفة فالكلور والفلور غازات بينما البروم سائل واليود صلب ، وتوجد على شكل جزيئات ثنائية الذرة.

تكسب الهالوجينات الكثرنا من الفلزات وينتج عن ذلك مركبات أيونية مثل كلوريد الكالسيوم (CaCl₂) وقد تشارك ذرة الهيدروجين بالألكترون مع ذرة أخرى مكونه رابطة تساهمية مثل كلوريد الهيدروجين (HCl).

يكون رقم التأكسد للهالوجين في هذه المركبات (-1) وتفاعل الهالوجينات تقريبا مع كل العناصر في الجدول الدوري ، حيث أن النشاط الكيميائي يكون أعلى ما يمكن عند الفلور ويقبل النشاط بزيادة الرقم الذري.

الحجم الذري وأثره على بعض الخواص: يزداد الحجم الذري تدريجياً من الفلور إلى اليود .و يؤثر الاختلاف في الحجم الذري على بعض الخواص مثل:

1- تناقص ميل الذرات لتكوين أيونات سالبة من الفلور إلى اليود .. ويفسر ذلك بأن الإلكترون المضاف إلى الذرة لتكوين الأيون السالب يستقر في مدار يتسع بالتدرج من الكلور إلى اليود وبذلك يقل جذب النواة له .

2- تقل حرارة إماهة الأيونات من الكلور إلى اليود وذلك لأنه كلما صغر حجم الأيون كلما كان ارتباط جزيء الماء (قطبي) به ارتباطاً وثيقاً وكلما زادت الحرارة المنطلقة.

طاقة التأين للهالوجينات أعلى من طاقة التأين للعناصر التي تسبقها في الدورات . وذلك يعود إلى ازدياد العدد الذري لعناصر الدورة الواحدة كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة فبالتالي يؤدي ذلك إلى ازدياد شحنة النواة الفعالة المؤثرة في الإلكترونات الخارجية ، وقوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية . وتقل طاقة التأين للهالوجينات كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل المجموع وذلك يعود بسبب بعد الإلكترونات الأخيرة عن النواة وثبات الشحنة الفعالة ، وبالتالي ضعف قوة جذب النواة فمن السهل فقد هذه الإلكترونات .

ونظراً لأن عناصر مجموعة الهالوجينات تقع في أقصى يمين الجدول الدوري فإنها تتميز بسالبية كهربائية عالية جداً ويعتبر الفلور أكثر عناصر الجدول الدوري سالبية ، يحتوي المدار الخارجي لذرات هذه العناصر على سبعة إلكترونات. ولذلك فإن لها ميل شديد لأن تكتسب إلكترونات إضافياً حتى تصل إلى بنية إلكترونية ثابتة كبنية الغازات الخاملة

ولذلك تعطي العناصر الهالوجينية روابط (اواصر) مختلفة الأنواع وهي:

روابط أيونية

نتيجة لقابلية هذه العناصر للإلكترونات نجدها تشكل أيوناً سالباً مع العناصر ذات الكهربية الموجبة القوية التي يمكنها أن تتخلى عن إلكتروناتها بسهولة لتضمها الهالوجينات إليها .

روابط تساهمية

يمكن أن تصل الهالوجينات لبنية ثابتة عن طريق إقامة روابط تساهمية حيث تقوم الهالوجينات بإنشاء رابطة تساهمية بين ذرتين من نفس الهالوجين او مع لافلزات اقل كهروسالبية او مع الهيدروجين.

النشاط الكيميائي وقوتها كعوامل أكسدة

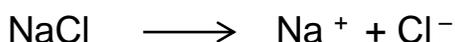
نظراً للميل الشديد للهالوجينات لاكتساب إلكترون في المدار الخارجي لكل ذرة منها. فإنها تعتبر عوامل أكسدة قوية جداً. وتقل قوتها كعوامل أكسدة قوية مع ازدياد العدد الذري لذراتها . وتعتبر الهالوجينات عناصر نشطة جداً. ويقل نشاطها كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل المجموعة .. وسبب نشاط الفلور نظراً لأن طاقة الرابطة F-F منخفضة ، مما يؤدي إلى سهولة الانشطار إلى ذرات الفلور النشيطة وتعزى القيمة المنخفضة لطاقة الرابطة إلى التنافر بين أزواج الإلكترونات الموجودة على كل ذرة في جزيء F₂ ذي الحجم الصغير .

تحضير الكلور

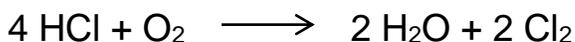
1. أكسدة حامض الهيدروكلوريك بواسطة MnO₂ :



2. التحليل الكهربائي لكلوريد الصوديوم

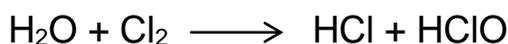
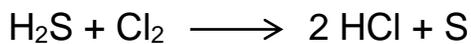


3. يحضر بالصناعة بطريقة ديكسون :

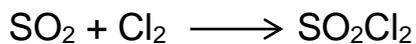


تفاعلات الكلور :

1- تفاعلات الأكسدة :



2- تفاعلات الاضافة :



يستعمل الكلور في ازالة الالوان و التطهير و يستعمل في تحضير بعض الكلوريدات في المعمل مثل كلوريد الالمنيوم .

الغازات النادرة (VIII)

العنصر	الترتيب الإلكتروني	الحالة التأكسدية
Helium(He)	$1s^2$	0
Neon(Ne)	[He] $2s^2 2p^6$	0
Argon(Ar)	[Ne] $3s^2 3p^6$	0
Krypton(Kr)	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^6$	0
Xenon(Xe)	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^6$	0
Radon(Rn)	[Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$	0

العناصر الخاملة أو النبيلة : الغازات النبيلة لها غلاف إلكتروني خارجي ممتلئ للمستويات الفرعية s ، p أي يوجد في آخر غلاف لها 8 إلكترونات ، فيما عدا الهيليوم فإن له 2 إلكترون في غلافه الخارجي ، ولهذا لأنها لا تكون مركبات كيميائية بسهولة.

كلما زادت ذرات هذه السلسلة حجما كلما تتبعنا السلسلة لأسفل ، فإنها تكون أكثر نشاطا إلى حد قليل. فمثلا تفاعل الزينون مع الفلور لينتج المركبات الآتية XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 كما تفاعل أيضا الرادون مع الفلور لينتج فلوريد الرادون (RnF) والذي كان يلمع بضوء أصفر في الحالة الصلبة. كما أن الكريبتون يمكن أن يتفاعل مع الفلور لينتج KrF_2 وهاليدات الغازات النبيلة مثل $XeCl$ والتي تستخدم في ليزر جزيئات مثارة ثنائية الذرة .

في عام 2002، تم اكتشاف عدد من المركبات يدخل اليورانيوم فيها مع الأرجون، والكربتون والزينون. وقد أيد ذلك الاعتقاد بأن الغازات النبيلة يمكن أن تكون مركبات مع الفلزات الأخرى.

تكون الغازات النادرة (النبيلة) **وحيدة الذرة في الحالة الغازية** وهذا ما يجعل خواصها الفيزيائية تتغير تدريجيا مع الوزن الذري . الهيليوم هو السائل الوحيد الذي لا يتجمد بالتبريد فقط و يبقى سائلا حتى عند درجة الصفر المطلق اذا بقي الضغط الواقع عليه هو الضغط العادي . لكنه يتجمد بسرعة عند زيادة الضغط عليه . و يتميز تركيب هذه الغازات بوجود ثمانية إلكترونات في المستوى الخارجي لها باستثناء الهيليوم الذي يحتوي غلافه الاخير على إلكترونين فقط . وهذا ما يفسر خمولها .

طرق استخلاص الغازات النبيلة

تحضر الغازات النبيلة عادة بالتقطير التجزيئي للهواء المسال اذ يحتوي الجزء الاكثر تطائرا على غازات النتروجين و الهيليوم و النيون . يستخلص غاز الهيليوم من الغاز الطبيعي و الحقول الغازية اما غاز الارجون و النيون و الكريبتون و الزينون فيتم تحضيرها تجاريا كمنتجات ثانوية من وحدات فصل الهواء بالتبريد و يتم

تقطير الهواء باستخدام اعمدة و ابراج خاصة و يتم بعد ذلك فصل الغازات النبيلة ، اما غاز الرادون فيحصل عليه من التغيرات الاشعاعية حيث يتكون من انطلاق الاشعة من عنصر الراديوم.

خواص الغازات النبيلة

جميع الغازات النبيلة عديمة اللون والطعم والرائحة يصعب إسالتها نظراً لانخفاض درجاتها الحرجة تذوب في الماء بدرجة محسوسة فقابلية ذوبان الأرجون في الماء تفوق قابلية ذوبان الأكسجين ، للغازات النبيلة قوى جذب داخلية ضعيفة للغاية بين ذراتها و بالتالي فإن لها درجات ذوبان و غليان منخفضة للغاية (تزداد درجات انصهار و غليان الغازات النبيلة بزيادة العدد الذري). ولذا فإن هذه العناصر تكون في الحالة الغازية في الظروف العادية ، حتى التي لها وزن ذري أكبر من الفلزات الصلبة .

الخواص الكيميائية

يطلق على عناصر المجموعة الثامنة اسم الغازات النبيلة أو الخاملة، نظرا لأنها بشكل عام لا تملك القدرة على التفاعل الكيميائي في الظروف العادية، أي أنها تقتقر إلى النشاط الكيميائي، وبالتالي فإنها لا تمتلك أيونات سالبة، أو موجبة. إلا أنه ثبت مؤخرا أن الغازات الخاملة قد تدخل في بعض التفاعلات تحت ظروف خاصة .

استخدامات الغازات الخاملة

- 1 - يستخدم غاز الهيليوم في ملئ المناطيد كونه غير قابل للاشتعال، كما يعتبر مصدر لتكوبن ما يسمى بالضغط الجوي الاصطناعي ، الذي يتم تشكيله في المعامل المقامة في أعماق البحار والمحيطات .
- ٢ - يستخدم النيون والأرجون والكربتون والزينون بكثرة وعلى نطاق واسع في التطبيقات الكهربائية الضوئية كأنابيب الإضاءة ، ولوحات الزينة، واللوحات الإعلانية ذات المظهر الجميل، كما تستخدم الغازات الخاملة في مصابيح الفلاش التابعة لكاميرات التصوير.
- ٣ - يستخدم الهيليوم والأرجون في لحام بعض الفلزات مثل الماغنسيوم والالومونيوم لمنع تأكسدها.
- ٤ - يستخدم خليط من الهيليوم والأرجون مع النيتروجين في صناعة المصابيح الكهربائية، حيث إنهما يعملان على الحد من تبخر سلك التنجستن المتوهج.
- ٥ - يستخدم الرادون في الطب لعلاج بعض الامراض كالسرطان .

العناصر الانتقالية : التكوين الالكتروني، الخواص العامة

العناصر الانتقالية: Transition Elements

يحمل مصطلح فلز انتقالي تفسيراً قديماً يتمثل بالانتقال بين العناصر الممثلة ذات الكهروموجبية العالية جداً (عناصر الركن S) و العناصر الممثلة ذات الكهروموجبية الواطئة جداً (عناصر الركن P)، أما التفسير الحديث فيستعمل بشكل أوسع ليشمل عناصر الركن d من الجدول الدوري الحديث أي الفلزات التي تحتوي على أوربتالات d الممتلئة جزئياً أي أنه هناك ثلاث سلاسل من الفلزات الانتقالية.

تبدأ السلسلة الأولى بفلز السكانديوم Sc وتنتهي بالزنك Zn (وتفتح 3d)، وتبدأ السلسلة الثانية بفلز يتريوم Y وتنتهي بالكاديوم Cd (وتفتح 4d)، وتبدأ الثالثة بفلز لانثيوم La وتنتهي بالزئبق Hg (وتفتح 5d) كما في الجدول الدوري التالي .

d Block and f Block Elements

Period	1A (1)	2A (2)	TRANSITION ELEMENTS d block										3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
			3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	8B (8) (9) (10)		1B (11)	2B (12)							
1																		
2																		
3																		
4			21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn						
5			39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd						
6			57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg						
7			89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112						

**INNER TRANSITION ELEMENTS
f block**

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
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

d block elements

f block elements

Periodic table

Transition elements

Inner transition elements

INNER TRANSITION ELEMENTS
f block

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
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

العناصر الانتقالية الأساسية (Transition elements) :

وتمتاز بوجود عدد من الاليكترونات لا يصل لحد التشبع في مستوى الطاقة الداخلي (d) وتنتهي بالتشكيل الاليكتروني $((n-1) d^{1-9} ns^2)$ مع ملاحظة وجود إلكترونيين في المدار ns غير ضرورياً، وتسمى هذه المجموعة بعناصر "d-block elements" وتنقسم بدورها إلى ثلاثة دورات رئيسية (3d) و (4d) و (5d) .

العناصر الانتقالية الداخلية (Inner Transition elements) :

سميت بهذا الاسم لأنها تقع ضمن متسلسلات العناصر الانتقالية الأساسية ويطلق عليها أيضاً العناصر الأرضية النادرة ، وتتميز بأن تحت الغلاف (f) غير مشبع بالإضافة إلى تحت الغلاف (d) أيضاً غير مشبع وتنقسم إلى مجموعتين :

أ- مجموعة اللانثانيدات وتحتوي على مدار (4f) ممتلئ جزئياً أو كلياً .

ب- مجموعة الاكتينيدات وتحتوي على مدار (5f) ممتلئ جزئياً أو كلياً .

ويطلق على هذه المجموعة بعناصر "f-block elements" .

اهمية العناصر الانتقالية:**الاهمية الحياتية**

للعديد من العناصر الانتقالية أهمية حيوية بالغة ، وذلك لأن بعضاً منها يدخل في تكوين الأجسام الكائنات الحية ، ويساهم في تركيبها بكميات بسيطة جداً (ملليجرامات). وهذا أمر في غاية الأهمية إذ إن زيادة كميتها أو نقصانها عن الحد الطبيعي الذي يفترض أن تكون عليه يسبب للكائن الحي آثاراً مرضية خطيرة قد تكون قاتلة في بعض الحالات.

الحديد Fe

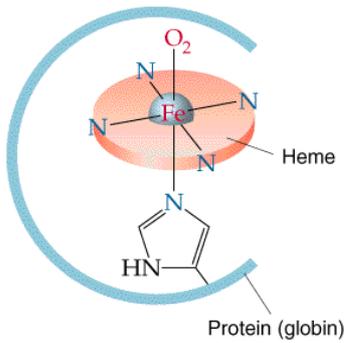
تعد مادة الهيموكلوبين في الدم من أكثر المواد أهمية لحياة الإنسان ، كما يعد الحديد العنصر المهم في جزيئات هذه المادة فهو الذي يكسب الدم لونه الأحمر . الى جانب كونه المسؤول عن نقل الأكسجين من الرئة الى مختلف أنسجة الجسم وخلاياه.

النحاس Cu

يساهم النحاس في تركيب كثير من الأنزيمات المسؤولة عن تكوين الأوعية الدموية والعظام والأعصاب. كما يساهم في تكوين صيغة الميلانين التي تحمي أجسامنا من أشعة الشمس فوق البنفسجية.

الكوبالت Co

يدخل في تركيب فيتامين B12 وعادة ما يؤدي نقصه إلى انخفاض عدد كريات الدم البيضاء والصفائح الدموية كما يؤدي إلى الإصابة بمرض الأنيميا (فقر الدم)

**الاهمية الصناعية****التيتانيوم ومركباته :**

يقاوم التآكل ويتحمل الحرارة وتعادل كثافته نصف كثافة الحديد الصلب تقريباً ، لذلك فهو يستخدم في صناعة الطيران والهندسة الكيميائية والنووية وله تطبيقات طبية حيث يدخل في صناعة أعضاء صناعية لجسم الإنسان كالمفاصل، كما يدخل أكسيد التيتانيوم في صناعة الأصباغ البيضاء.

الحديد Fe والنيكل Ni

يستخدم الحديد والنيكل في صناعات كثيرة ومختلفة ومتنوعة، وتظهر في الشكل أدوات مصنوعة من الحديد والصلب، و عملات معدنية من النيكل.

الكوبالت Co

يستخدم نظيرة المشع Co^{27} في المجالات الطبية لأنه يطلق أشعة كما التي لها القدرة على اختراق الأجسام وإحداث تلف في الأجسام الحية التي يصيبها لذا يستخدم في القضاء على الخلايا السرطانية . كما يدخل الكوبالت في صناعة أعضاء صناعية لجسم الإنسان كالمفاصل.

الشكل الإلكتروني للعناصر الانتقالية :-

Element	Partial Orbital Diagram			Unpaired Electrons
	4s	3d	4p	
Sc	↑↓	↑		1
Ti	↑↓	↑ ↑		2
V	↑↓	↑ ↑ ↑		3
Cr	↑	↑ ↑ ↑ ↑ ↑		6
Mn	↑↓	↑ ↑ ↑ ↑ ↑		5
Fe	↑↓	↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑		4
Co	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑		3
Ni	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑		2
Cu	↑	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓		1
Zn	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓		0

الخواص العامة للعناصر الانتقالية :

- 1-جميعها فلزات مثالية ، فهي صلبة وقوية ولها درجات انصهار وغليان مرتفعة ، وقابليتها للتوصيل الحراري والكهربائي عالية .
- 2-تكون سبائك مع بعضها البعض ومع الفلزات الأخرى .
- 3-تتميز بحالات التأكسد المتعددة حيث تتصف العناصر الانتقالية بتكوينها أيونات موجبة في حالات تأكسد مختلفة وذلك بسبب تقارب طاقة الكترونات اوربيتالات $ns, (n-1)d$ الأمر الذي يجعلها قادرة على المشاركة بعدد مختلف من الإلكترونات في التآصر الكيميائي.

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
							1+	1+	
	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2
	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	
	+4	+4	+4	+4	+4		+4		
		+5	+5	+5	+5				
			+6	+6	+6				
				+7					

loss of ns e-

Loss of ns and (n-1)d e-

5-مركبات هذه الفلزات ملونة غالبا ويرجع ذلك إلى الانتقال الداخلي للإلكترونات داخل المدار (d) ، حيث أن هذا الانتقال يحتاج إلى طاقة بسيطة يمتصها من الضوء المرئي كما الحال في أملاح النحاس حيث أن هذه الأملاح تبدو زرقاء لأن الانتقال (d-d) يحتاج إلى طاقة بسيطة يستمدتها من امتصاص اللون الأحمر وبالتالي الضوء المنتقل يحتوي على كمية أكبر من الألوان الأخرى غالبيتها الأزرق وبالتالي تبدو أملاح النحاس ملونة باللون الأزرق ، هذه الظاهرة لا تحدث في أملاح العناصر (s , p) حيث أن الاليكترونات في هذه الأملاح لا تنتقل انتقالا داخليا أي (s-s) ، (p-p) ، إنما تنتقل إلى المدارات الخارجية وهذا يحتاج كمية طاقة كبيرة تمتص من المنطقة فوق البنفسجية وهذه المنطقة غير ملونة وبالتالي فإن أملاح الـ (s , p) غير ملونة .

Oxidation state Elements	+2	+3	+4	+5	+6	+7
V	V ⁺²	V ⁺³	VO ⁺²	VO ²⁺		
	Violet	Yellow	blue	yellow		
Cr	Cr ⁺²	Cr ⁺³			CrO ₄ ⁻²	
	Blue	green			yellow	
Mn	Mn ⁺²	Mn ⁺³		MnO ³⁻	MnO ₄	MnO ₄ ²⁻
	Pink	red		blue	green	violet
Fe	Fe ⁺²	Fe ⁺³				
	green	purple				

6-بسبب المدارات المملوءة جزئيا فإنها تكون مركبات بارامغناطيسية .



اللانثانيدات والاكثينيدات

سلسلة اللانثينيدات تتكون من 15 عنصر أرضي نادر تبدأ من سيريوم إلى لوتيتيوم في الجدول الدوري، بالأرقام الذرية من 58 إلى 71 ، وبعض العلماء يضيف إليهم عنصر لانثانوم 57 الذي يسبقهم في الجدول الدوري. وترجع تسمية سلسلة اللانثينيدات إلى عنصر اللانثانوم رغم أنه لا يوجد فيها (طبقا لبعض العلماء) .

عناصر سلسلة اللانثينيدات يكون فيها المدار f ممتلئا جزئيا أو كليا بالإلكترونات، بينما تكون المدارات الخارجية p و d فارغة. وحيث ان المدار f ليس نشيطا كيميائيا مثل المدارات s و d و p ، فإن عناصر سلسلة اللانثينيدات تكون متشابهة كيميائيا.

الخواص الفيزيائية

التركيب البلوري لللانثانيدات نظام بلوري سداسي مركزي الوسط .(ما عدا السيريوم والسماريوم والأوروبيوم والإيتريوم). تتبلور اللانثانيدات (ما عدا السيريوم والسماريوم والأوروبيوم والإيتريوم) في النظام البلوري السداسي ، وهي فلزات براقه تشبه الفضة. تقل الصلادة بتزايد العدد الذري .

تنتمي الانثانيدات مثلما تنتمي الأكتينيدات إلى مجموعة العناصر الانتقالية الداخلية أو بمعنى آخر إلى عناصر المجموعة f ، حيث تكون المدارات f في تلك السلسلة غير مكتملة بالإلكترونات

الخواص الكيميائية

نظرا لتشابه بنية غلاف إلكترونات التكافؤ لتلك العناصر فتتصرف اللانثانيدات كيميائيا مثل عناصر المجموعة الثالثة في الجدول الدوري حيث تتأكسد سريعا، وتتفاعل إلى حد ما مع الماء منتجة غاز الهيدروجين .

بدءا من السيريوم يمتلئ المدار $4f$ رويدا رويدا حتى نصل إلى اللوتيتيوم الذي يتم امتلاؤه ب 14 من الإلكترونات . ونظرا لكون المدارات $4f$ تكون موجودة تحتية في الذرة فهي تكون - بعكس إلكترونات المدار d - غير مشاركة في النشاط الكيميائي. وتتشابه جميع اللانثانيدات في خواصها الكيميائية . وتتميز جميعها عدد أكسدة $+3$. كما تظهر لبعضها اعداد أكسدة $+2$ و $+4$.

	Name	Symbol	Atomic#	Electron configuration
لانثانوم	lanthanum	La	57	(Xe)5d ¹ 6s ²
سيريوم	Cerium	Ce	58	(Xe)4f ¹ 5d ¹ 6s ²
براسيوديميوم	Praseodymium	Pr	59	(Xe)4f ³ 6s ²
نيوديموم	Neodymium	Nd	60	(Xe)4f ⁴ 6s ²
بروميثيوم	Promethium	Pm	61	(Xe)4f ⁵ 6s ²
ساماريوم	Samarium	Sm	62	(Xe)4f ⁶ 6s ²
يوروبيوم	Europium	Eu	63	(Xe)4f ⁷ 6s ²
كادولينيوم	Gadolinium	Gd	64	(Xe)4f ⁷ 5d ¹ 6s ²
تربيوم	Terbium	Tb	65	(Xe)4f ⁹ 6s ²
ديسبروسيوم	Dysprosium	Dy	66	(Xe)4f ¹⁰ 6s ²
هولميوم	Holmium	Ho	67	(Xe)4f ¹¹ 6s ²
إربيوم	Erbium	Er	68	(Xe)4f ¹² 6s ²
ثوليوم	Thulium	Tm	69	(Xe)4f ¹³ 6s ²
ايتربيوم	Ytterbium	Yb	70	(Xe)4f ¹⁴ 6s ²
لوتيتيوم	Lutetium	Lu	71	(Xe)4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²

استخداماتها

- 1- يستخدم السيريوم في صناعة حجر الولاة كما يستخدم كمحفز في تكرير البترول
- 2- يستخدم النيوديم والبراسيوديميوم لتلوين النظارات، وصناعة النظارات الواقية لعملية اللحام ، كما يستخدم البراسيوديميوم في صناعة الليزر بدلا من الروبين.
- 3- البروميثيوم : يستخدم كمصدر حراري في الأقمار الصناعية .
- 4- يستخدم الساماريوم : لصناعة المغناطيسات الذاتية ، كما يستخدم في صناعة السماعات.
- 5- اليوروبيوم والديسبروسيوم : يستخدمان كماص للنيوترونات في المفاعلات النووية . كما يستخدم اليوروبيوم كمادة منشطة للون الأحمر في أنابيب التلفزيون.
- 6- الكادولينيوم: يستخدم كمادة منشطة للون الأخضر في أنابيب التلفزيون .

- 7- التريبيوم: يستخدم في صناعة الليزر.
- 8- الهولميوم : يدخل في سبائك الفولاذ ويجعله سهل التشكيل.
- 9- الإبريوم : يستخدم في المرشحات الضوئية للتصوير.
- 10- إيتربيوم: يستخدم كمصدر للأشعة السينية بدون كهرباء.
- 11- يستخدم اللوتيتيوم كمحفز في تكرير البترول ولإجراء البلمرة في الكيمياء .

.....

سلسلة الأكتينيدات تتكون من 15 عنصر تبدأ من أكتينيوم إلى لورنسيوم في الجدول الدوري، بالأرقام الذرية من 89 إلى 103. وهي لها خواص تشبه لعناصر سلسلة اللانثينيدات. الأكتينيدات ذات الأرقام الذرية العالية لا توجد في الطبيعة ولها فترة عمر نصف صغيرة.

وفرة الأكتينيدات

العنصران الوحيدان اللذان تم العثور عليهما بكميات كبيرة في القشرة الأرضية هما الثوريوم واليورانيوم. توجد كميات صغيرة من البلوتونيوم والنتونيوم في أوامر اليورانيوم. يحدث الأكتينيوم والبروتكتينيوم كمنتجات تحلل لبعض نظائر الثوريوم واليورانيوم. تعتبر الأكتينيدات الأخرى عناصر تركيبية. إذا حدثت بشكل طبيعي ، فهي جزء من مخطط انحلال عنصر أثقل.

خصائص مشتركة في الأكتينيدات

- 1- كلها مشعة. هذه العناصر ليس لها نظائر مستقرة.
- 2- هذه العناصر قابلة للاشتعال الذاتي (تشتعل تلقائياً في الهواء) .
- 3- الأكتينيدات هي فلزات كثيفة جداً ذات هيكل مميز.
- 4- تتفاعل مع الماء المغلي أو تميح الحامض لإطلاق غاز الهيدروجين.
- 5- تميل فلزات الأكتينيدات إلى أن تكون لينة إلى حد ما ويمكن قطع بعضها بسكين. هذه العناصر قابلة للطرق.
- 6- جميع الأكتينيدات هي بارامغناطيسية.
- 7- كل هذه العناصر عبارة عن فلزات بلون فضي وتكون صلبة عند درجة حرارة الغرفة والضغط.

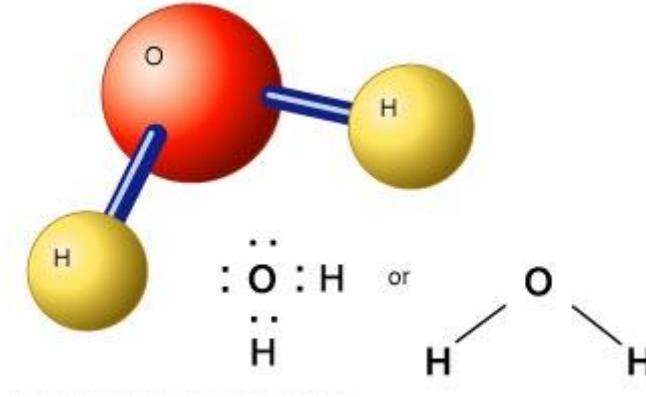
	Elements	Symbol	Electronic configuration
ثوريوم	Thorium	Th	$6d^2 7s^2$
بروتكتينيوم	Protactinium	Pa	$5f^2 6d^1 7s^2$
يورانيوم	Uranium	U	$5f^3 6d^1 7s^2$
نبتونيوم	Neptunium	Np	$5f^4 6d^1 7s^2$
بلوتونيوم	Plutonium	Pu	$5f^6 7s^2$
أمريكيوم	Americium	Am	$5f^7 7s^2$
كوريوم	Curium	Cm	$5f^7 6d^1 7s^2$
بركليوم	Berkelium	Bk	$5f^9 7s^2$
كاليفورنيوم	Californium	Cf	$5f^{10} 7s^2$
أينشتينيوم	Einsteinium	Es	$5f^{11} 7s^2$
فرميوم	Fermium	Fm	$5f^{12} 7s^2$
مندليفيم	Mendelevium	Md	$5f^{13} 7s^2$
نوبليوم	Nobelium	No	$5f^{14} 7s^2$
لورنسيوم	Lawrencium	Lr	$5f^{14} 6d^1 7s^2$

استخدام الأكتينيدات

يذهب الجزء الأكبر من استخدام الأكتينيد إلى إنتاج الطاقة والباقي هو وقود المفاعلات النووية وإنتاج الأسلحة النووية.

الماء

الماء H_2O هو المركب الكيميائي الأكثر وفرة على سطح الأرض، ويغطي 70 في المئة من الكوكب. في الطبيعة، المياه موجودة في الحالات السائلة، والصلبة والغازية. وهو يشكل التوازن الديناميكي بين السائل والغاز في حالات درجة الحرارة والضغط القياسية.



في درجة حرارة الغرفة، هو السائل عديم الطعم وعديم الرائحة، ما يقرب من عديم اللون الى اللون الأزرق. العديد من المواد تذوب في الماء ويشار إليه عادة باسم مذيب عام. هناك أيضا العديد من المركبات غير قابلة للذوبان في الماء. الماء يشكل 55% إلى 78% من جسم الإنسان.

أشكال الماء

الماء يمكن أن يتخذ أشكالا عديدة: الحالة السائلة هي الأكثر شيوعا بين مراحل الماء. في الطور الصلب من الماء كما هو معروف بالجليد وعادة يأخذ هيكلًا صلبًا، المرحلة الغازية هي بخار الماء وتتميز المياه فيه بكونها شفافة. تماشيا مع القواعد الأساسية الخاصة بالتسميات الكيميائية، الماء سوف يكون له الاسم المنهجي أول أكسيد الهيدروجين.

الماء الثقيل (ويسمى أيضًا أكسيد الديوتريوم أو D_2O) وهو ماء يحتوي على نظير ثقيل من الهيدروجين يسمى ديوتريوم رمزه الكيميائي D بدلاً من الهيدروجين العادي. وتبلغ كتلة ذرة الديوتريوم حوالي ضعف كتلة ذرة الهيدروجين العادي. ونظراً للفرق بين كتلتي ذرتي نوعي الهيدروجين تختلف الخواص الطبيعية للماء الثقيل عن خواص الماء العادي. فالماء الثقيل يتجمد عند درجة $3.82^{\circ}C$ بدلاً من درجة الصفر المئوي، ويغلي عند درجة $101.42^{\circ}C$ ، بدلاً من $100^{\circ}C$ ، ولا تنبت فيه البذور ولا تعيش فيه الحيوانات.

والماء الثقيل نافع في بعض أنواع المفاعلات النووية التي تسمى مفاعلات الماء الثقيل، حيث يعمل وسيطاً للتحكم في طاقة النيوترونات المنطلقة من التفاعل النووي وهو يعمل أيضاً مبرداً حيث يزيل الحرارة الناتجة عن التفاعلات النووية. وهذا يمنع ارتفاع الحرارة في قلب المفاعل، ويحمل الحرارة كي يمكن استخدامها في إنتاج البخار والطاقة.

خواص الماء

-المياه سائل عديم اللون ولا طعم ولا رائحة له .

-يُمكن أن يتواجد الماء في الحالة السائلة في درجة حرارة الغرفة ، وعند انخفاض درجة الحرارة يتحول إلى الصورة الصلبة وهي الجليد ، يتبخر ويتحول إلى بخار مياه عند 100 درجة مئوية .

-الماء في الحالة العادية يكون متعادل الحموضية حيث يكون الرقم الهيدروجيني له 7 تقريباً ، وبالتالي ؛ فإن تناول المياه لن يؤثر على درجة الحموضة أو القاعدية في الدم والجسم عموماً .

-على عكس باقي المواد السائلة الأخرى التي تقل تزيد كثافتها ويقل حجمها عندما تتجمد ؛ فإن الماء عندما يتحول إلى جليد يزداد حجمه وتنخفض درجة كثافته .

-يتميز الماء بدرجة قوة توتر سطحي مرتفعة جداً ، وهذا يُفسر قدرة بعض أنواع الطيور على السير بأقدامها على سطح الماء .

-درجة توصيلية الماء للحرارة مرتفعة عند المقارنة مع بعض المواد الأخرى مثل الزئبق ، غير أن الماء يبقى بصورته الطبيعية السائلة في درجات الحرارة المحصورة بين 0 إلى 100 سليزيوس .

-ينتقل الماء إلى أعلى عبر الخاصية الشعرية ، وهذا ما يحدث في النباتات ، حيث يرتفع الماء من الأرض ويصل إلى السوق عبر الجذور لنقل المادة الغذائية بواسطة هذه الخاصية .

-يُمكن الانتقال من أي حالة إلى أخرى للماء بسهولة ، وهناك اعتماد كبير على استخدام الماء في الحالات الثلاثة سواء الصلبة أو السائلة أو الغازية .

نظراً إلى أن الماء جزيء قطبي ؛ فإن الجزيئات ترتبط معها بعضها بقوة تماسك مرتفعة ، وهذا ما يحافظ على شكل الماء طوال الوقت خصوصاً في الحالة السائلة .

-درجة حرارة الماء التي يُمكن استخدامها للشرب والري تتراوح بين 8 إلى 11 درجة مئوية .

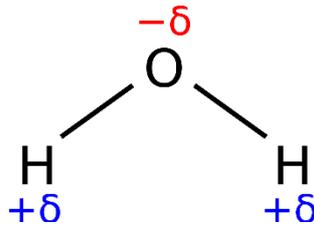
-يُعتبر الماء من المواد الانسيابية التي يمكنها أن تأخذ شكل الوعاء دون شكل محدد في الحالة السائلة ، وهي ذات درجة لزوجة منخفضة جدًا عند المقارنة مع مادة الزئبق .

الماء مذيب عالمي

يُعتبر الماء هو أحد أهم المواد المُذِيبَة التي يُمكن من خلالها إذابة عدد هائل من المواد والحصول على محاليل الأملاح والعناصر وغيرهم ، وقد أشار علماء الكيمياء إلى أن الماء مُذِيب عالمي نظرًا إلى الأسباب التالية:

-لا تتلخص قدرة الماء على إذابة عدد كبير من المواد فقط ، ولكنه قادر أيضًا على إذابة عدد كبير من المواد الأخرى التي لا يُمكن إذابتها باستخدام المذيبات الأخرى .

-يحتوي الماء على أقطاب موجبة وأخرى سالبة ، وهذا سبب قدرة على إذابة المركبات الأيونية والجزيئات القطبية



-يعتبر الماء مذيب آمن تمامًا ولا يُسبب أي أضرار بيئية أو صحية للإنسان ، وهذا سبب استخدامه على نطاق عالمي وفي أي مكان .

-كما يمكن أيضًا الحصول على الماء المُقَطَّر Distilled water واستخدامه كمادة متعادلة أيضًا لإجراء الاختبارات الطبية وصناعة الأدوية وغيرهم من الاستخدامات الكيميائية الأخرى .

-من خلال الماء يُمكن إذابة بعض المركبات العضوية التي تكون متعادلة والتي يكون بها بعض المركبات القطبية مثل المواد السكرية .

-يوجد أيضًا عدد كبير من الأحماض وبعض المركبات القاعدية التي تذوب في المياه بقوة .

-ومن أهم مميزات استخدام الماء كمذيب عالمي أيضًا هو أنه متوفر في كل مكان ويمكن الحصول عليه بسهولة.