المنظّمة العربيّة للتربية والثقافة والعلوم
إدارة العلوم والبحث العلمي

دراسة كيميائية تحليلية
مفصلة لعناصر الجدول الدوري

الأستاذ الدكتور حسن بوزيّان
(أستاذ بقسم الكيمياء بالمدرسة العليا للأساتذة – الجزائر)

الجزء 1

(Z<=50)

أبريل 2017

تتقدم المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (ألكسو) بجزيل شكرها وامتنانها **للأستاذ الدكتور حسن بوزيّان**، على تنازله عن حقوقه الفكرية للمنظمة ومنحها فرصة الإشراف على إصدار هذا الكتاب، وتثمّن عاليًا ما بذله من جهد مقدّر في تأليفه لهذا المرجع العلمي القيّم، الذي حفّزها على طباعته وإتاحته مجانًا للطلبة والباحثين وأعضاء هيئة التدريس العرب للاستفادة منه والاسترشاد به.

بوزيّان، حسن

دراسة كيميائيّة تحليليّة مفصّلة لعناصر الجدول الدوري / حسن بوزيّان . – تونس : المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم. إدارة العلوم والبحث العلمي،2017 . . مج. 1 (267 ص)

ISBN: 978-9973-15-378-4

002/03/2017/ع

المنظّمة العربيّة للتربية والثقافة والعلوم

إدارة العلوم والبحث العلمي

المراجعة العلمية

د. محمد المعاوي

المراجعة اللغوية

د. الحبيب النصراوي

تصميم الغلاف

أ.طارق الدريدي

تصدير

تمثّل **العلوم الأساسية** أولى حلقات منظومة الإبداع، بل أهمها، باعتبارها الأساس الذي تُبنى عليه وتستند إليه حركة البحث العلمي، وما ينتج عنها من معارف وتطبيقات. من هذا المنطلق، عملت المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (ألكسو) على إصدار العديد من الاستراتيجيات والخطط الهادفة إلى تطوير المنظومات المرتبطة بالإبداع العلمي، وإلى شحذ إمكانات المجتمع العربي نحو الأفضل، وبذلت مجهودات كبيرة من أجل تقديم تصوّرات لتطوير أساليب تدريس العلوم بالوطن العربي، وساهمت من خلال الاستفادة بخبرات عربية وعالمية في إعادة رسم السياسة العلمية ببعض الدول العربية التي طلبت الاستعانة والدعم من المنظمة.

ولا شكّ أنّ حرص المنظمة، التي تسعى–منذ نشأتها– لتشجيع العلماء العرب المقيمين داخل الوطن العربي وخارجه على الكتابة باللغة العربية، سعيا منها لنشر وتوسيع قاعدة استخدام اللغة العربية في تدريس العلوم، ولإغناء المكتبات العربية بالكتب والمراجع العلمية العربية التي تفتقر إليه، انطلاقا من أنّ اللغة ليست مجرّد أداة للتواصل بين الأفراد، بل هي وِعاء للفكر في مجتمع المعرفة، وأداة للحفاظ على الهُوِيّة، ومن الركائز التي تقوم عليها نهضة الأمم في العالم الحديث، وكلّما أتقنها أفراد المجتمع، ازداد العطاء والإبداع في التربية والثقافة والعلوم.

ومنذ انطلاق **مشروع النهوض باللغة العربية** في العام 2009، عملت المنظمة –باعتبارها بيت خبرة عربي–على بذل المزيد من العناية والاهتمام بتأليف وتحرير وترجمة الكتب العلمية القيّمة إلى اللغة العربية، وهي مستمرّة في إصدار الدراسات والكتب العلمية باللغة العربية هادفة إلى إحداث نقلة نوعية، لا سيّما في مجالاتها التربوية والثقافية والعلمية. ويعدّ كتاب "**دراسة كيميائية تحليليّة مفصلة لعناصر الجدول الدوري**"، للمؤلف الجزائري القدير الدكتور حسين بوزيان إنجازا هاما وخطوة متقدّمة على هذا الدرب باعتباره مرجعا علميّا في هذا التخصّص الدقيق. والغاية من طباعة هذا الكتاب، وغيره من الكتب القيّمة، هي إغناء مكتبتنا العربية بما تحتاجه من معارف وعلوم متطوّرة، وتقديمها للأجيال الصاعدة من طلبة وباحثين

ومتخصّصين ومهتمّين باللغة العربية، للاطلاع والاستفادة منه، وتسهيل عملية الوصول إلى المادة العلمية المجمّعة بشكل دقيق ومنهجي.

وأتقدّم بجزيل الشـــكر والامتنان لمؤلّف هذا الكتاب، على الجهود القيّمة التي بذلها في تجميع مادته العلمية، ويشرّف المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم أن تبادر بتصـدير هذا الكتاب العلمي الهام –في جزئيه–لقرّائها في نســخة ورقية وأخرى إلكترونية، متطلّعا لأن تكون مادته العلمية إضافة مفيدة لهذا التخصص الدقيق، وخطوة لنقل المعرفة وتوطينها والاستفادة منها.

الدكتور عبدالله حمد محارب

المدير العام

تقديم

تُعتبر العلوم أســاس تقدّم المجتمعات ورقيّها في مختلف المجالات الاقتصــادية والاجتماعيّة والثقافيّة، ولا يخفى على أحد أهمية اللغة الأم في فهم واســتيعاب العلوم بكل فروعها. وخير مثال على ذلك التقدّم الذي أحرزته العديد من الدول التي تقوم بترجمة الأبحاث العلمية بعد فترة وجيزة من صدروها ونشرها وتدريسها بلغاتها المحلية، مثل اليابان والصين وألمانيا وكوريا الجنوبية، وغيرها. ولم تنعزل هذه الدول عن التقدّم العلمي الذي يجري في العالم، خاصة وأن أسس وقواعد العلوم الأساسية والرياضيات ثابتة لا تتغير.

وفي ظل الجهود التي تبذلها المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (الألــــكسو) للنهوض باللغة العربية للتوجه نحو مجتمع المعرفة، وذلك من خلال ترجمتها للعديد من الكتب والمراجع العلمية الهامة، إيمانا منها بأنّ تدريس العلوم باللغة العربية ســيؤدي –مؤكدا–إلى زيادة الاستيعاب للمفاهيم العلمية، وإزالة الالتباس بين المفاهيم المختلفة، وتحسين التحصيل العلمي، ونقل المعرفة وتوطينها، كما أنه سيوفّر الوقت والجهد لدى الطلبة والباحثين العرب.

وفي إطار حرص الألكســو على التعاون مع المتخصّــصــين العرب في مختلف المجالات العلمية، وتشــجيعهم على الكتابة والترجمة العلمية للغة العربية، فقد تواصــلت مع الأســتاذ الجزائري القدير الدكتور حسن بوزيان، أستاذ بقسم الكيمياء بالمدرسة العليا للأساتذة بالجزائر، الذي وافق مشكورا على إعطاءها الإذن في نشر كتابه الموسوم بـــ "**دراسة كيميائية تحليليّة مفصــلة لعناصــر الجدول الدوري**"؛ والذي يهدف إلى التعريف بالجدول الدوري للعناصــر الكيميائية (جدول مندليف)، وترتيبها بالاعتماد على سلوكها الدوري حسب تزايد كتلتها.

وســيُمكّن هذا الكتاب الطالب والباحث العربي من التعرّف على العناصــر الكيميائية وخصائصها بصيغة جديدة، حيث يجمع –في جزئيه–كل العناصر الكيميائية، ويقدّمها حسب تصنيفها الطبيعي. كما أفرد لكل عنصر بابا يبرز فيه خصائصه الفيزيائية من حيث: تاريخ وظروف استكشافه، وكيفيّة تحضيره، وأهم تفاعلاته، وميادين استعماله، وتأثيراته على البيئة والكائنات الحية. ولعلّ ميدان الاستعمال والخصائص البيولوجية للمواد الكيميائية التي قلّ ما

نهتم بالبحث عنها والتوقّف عندها، في حين أنها بالغة الأهمية وهي تتطور كل يوم، هي ما يميّز هذا الكتاب عن غيره.

ويُسعد المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم أن تقدّم هذا الكتاب العلمي –في نسخة ورقية وأخرى إلكترونية–للطلبة والباحثين والمتخصّصين والمهتمّين العرب بهذا المجال، وإتاحته مجانا للاطلاع على محتواه العلمي بصورة متكاملة، للاستفادة منه.

وللاطلاع على النسخة الإلكترونية من الكتاب، بإمكانكم زيارة الموقع الإلكتروني التالي:

http://www.alecso.org/site/sectors/sciences.html

الأستاذ الدكتور أبوالقاسم حسن البدري

مدير إدارة العلوم والبحث العلمي

الفهرس

مقدّمة تاريخية حول الجدول الدوري للعناصر 13

مقدّمة الكتاب 21

1–عنصر الهيدروجين $^{1}_{1}H$ 23

2 – عنصر الهيليوم $^{4}_{2}He$ 29

3 – عنصر الليثيوم $^{7}_{3}Li$ 33

4 – عنصر البيريليوم $^{9}_{4}Be$ 37

5 – عنصر البور $^{10}_{5}B$ 43

6 – عنصر الكربون $^{12}_{5}B$ 47

7 – عنصر النتروجين $^{14}_{7}N$ 51

8 – عنصر الأكسجين $^{16}_{8}O$ 55

9 – عنصر الفلور $^{19}_{9}F$ 61

10 – عنصر النيون $^{20}_{10}Ne$ 65

11 – عنصر الصوديوم $^{23}_{11}Na$ 67

12 – عنصر المغنزيوم $^{24}_{12}Mg$ 73

13 – عنصر الألمنيوم $^{27}_{13}Al$ 79

14 – عنصر السيليكون $^{28}_{14}Si$ 85
15– عنصر الفوسفور $^{15}_{31}P$ 89
16 – عنصر الكبريت $^{32}_{16}S$ 93
17 – عنصر الكلور $^{35}_{17}Cl$ 97
18 – عنصر الأرغون $^{40}_{18}Ar$ 103
19 – عنصر البوتاسيوم $^{39}_{19}K$ 105
20 – عنصر الكالسيوم $^{40}_{20}Ca$ 109
21 – عنصر السكانديوم $^{45}_{21}Sc$ 113
22 – عنصر التيتانيوم $^{48}_{22}Ti$ 117
23 – عنصر الفناديوم $^{51}_{23}V$ 121
24 – عنصر الكروم $^{52}_{24}Cr$ 125
25 – عنصر المنغنيز $^{55}_{25}Mn$ 131
26 – عنصر الحديد $^{56}_{26}Fe$ 135
27–عنصر الكوبلت $^{59}_{27}CO$ 139
28 – عنصر النيكل $^{59}_{28}Ni$ 143
29 – عنصر النحاس $^{63}_{29}Cu$ 147

30 – عنصر الزنك $^{65}_{30}Zn$ 151

31 – عنصر الغاليوم $^{70}_{31}Ga$ 155

32 – عنصر الجرمانيوم $^{73}_{32}Ge$ 159

33 – عنصر الزرنيخ $^{75}_{33}As$ 163

34 – عنصر السلينيوم $^{79}_{34}Se$ 167

35 – عنصر البروم $^{80}_{35}Br$ 171

36 – عنصر الكريبتون $^{84}_{36}Kr$ 175

37 – عنصر الروبيديوم $^{85}_{37}Rb$ 177

38 – عنصر السترونسيوم $^{88}_{38}Sr$ 181

39 – عنصر الإيتريوم $^{89}_{39}Y$ 185

40 – عنصر الزركونيوم $^{91}_{40}zr$ 189

41 – عنصر النيوبيوم $^{92}_{41}Nb$ 193

42 – عنصر الموليبدينيوم $^{96}_{42}Mo$ 197

43 – عنصر التكنيسيوم $^{98}_{43}Tc$ 201

44 – عنصر الروثينيوم $^{101}_{44}Ru$ 205

45 – عنصر الروديوم $^{103}_{45}Rh$ 209

46 – عنصر البالاديوم $^{106}_{46}Pd$ 213

47 – عنصر الفضة $^{108}_{47}Ag$ 217

48 – عنصر الكادميوم $^{112}_{48}Cd$ 221

49 – عنصر الإنديوم $^{112}_{49}In$ 225

50 – عنصر القصدير $^{119}_{50}Sn$ 229

الملحق 1: فروع الكيمياء 233

الملحق 2: البنية الإلكترونية للعناصر 235

الملحق 3: اكتشاف العناصر 239

الملحق 4: الفائزون بجائزة نوبل في الكيمياء في القرن العشرين..... 247

المراجع 259

مقدّمة تاريخية حول الجدول الدوري للعناصر

يُعدُّ الجدول الدوري للعناصر واحدًا من أقوى رموز العلم، فهو وثيقة واحدة تجمع معظم معارفنا بعلم الكيمياء، ونجد نسخة منه معلقة في كل مختبر وكل قاعة تُدرّس فيها الكيمياء في العالم، في حين لا نجد ما يمثل ذلك تماما في أي من التخصصات العلمية الأخرى.

تعود بدايات قصة وضع تصنيف للعناصر في نظام دوري، عندما عُرفت الأوزان الذرية للعناصر بدقة، بدأت محاولات الكيميائيين لإيجاد العلاقة بين خواص العناصر وأوزانها الذرية، ومن هؤلاء العالم الألماني دوبراينر (1780 –1849)، حيث رتّب عام 1817 العناصر في مجموعات من الثلاثيات ذات الصفات المتشابهة، في كل مجموعة ثلاثة عناصر متشابهة في سلوكها، كل مجموعة تحتوي على ثلاثة عناصر متشابهة الخواص مثل: (*Li*، *Na*، *K*)، (*Ca*، *Sr*، *Ba*)، (*Cl*، *Br*، *I*)، (*S*، *Se*، *Te*). لاحظ دوبراينر أنه عند ترتيب عناصر الثلاثية الواحدة بدلالة أوزانها الذرية المتزايدة، فإن خصائص العنصر المتوسط فيها هي حد وسط بين خصائص العنصرين المجاورين.

لقد شهد الجدول خلال مساره الطويل الكثير من الجدل، وأُدخل عليه الكثير من عمليات التعديل والتبديل ليتلاءم مع تطور العلم، إلا أن مبدأ هذا النظام وطبيعته لم يتعرضا لأي تغيير جذري، على الرغم من التغييرات الكبيرة والأساسية التي طرأت على شتّى العلوم خلال القرنين التاسع عشر والعشرين، وبخاصة نشوء النظرية النسبية، تفكك العناصر المشعة، النموذج الفراغي للذرة لرذرفورد، نظرية بور في بنية الذرة، والميكانيك الكوانتي والبنية الإلكترونية للذرات على فهم موضوعات كثيرة كانت غامضة.

يجعل مفهوم "الدورية" على تكرار أنماطٍ من الخصائص الكيميائية بعد فترات منتظمة ومحددة، وقد تمكن الكيميائيون الذين يدرسون علم الكيمياء من تعلم ومعرفة خصائص 115 عنصرًا مكتشفا حتى الآن، من خلال ما يقدمه هذا المفهوم من تيسير وتسهيل لفهم تلك الخصائص، وكان يكفيهم لذلك معرفة خصائص عدد محدود من العناصر النموذجية، والتعرف من خلالها على خصائص العناصر الأخرى التي تنتظم معها في مجموعات واحدة، لأن لعناصر المجموعة الواحدة خصائص كيميائية متماثلة.

جاء اكتشاف النظام الدوري لترتيب العناصر تتويجا للعديد من التطورات العلمية، ولم يكن قط نتيجة عاصفة فكرية عرضت لفرد بذاته، على الرغم من أن المؤرخين يرون أن المولد الرسمي للجدول الدوري كان على يد العالم الروسي ديمتري مونديليف عندما أعلن في 1869/02/17 عن

اكتشافه للقانون الدوري الذي تخضع له جميع العناصر الكيميائية، استقبل بعض العلماء هذا النبأ بالسخرية، حتى أن الكيميائي الألماني روبرت بنزن (Robert Bunsen) الذي كان يعتبر من قادة علم الكيمياء في ذلك الحين، وأحد مخترعي التحليل الطيفي أسرع الرد على هذا النبئ قائلا في سخرية لاذعة: «يمكن تنظيم قوانين كثيرة كهذا القانون من الأرقام الواردة في أوراق البورصة».

ويبدو أن روبرت بنزن اضطر فيما بعد أكثر من مرة إلى إبداء أسفه الشديد على تسرعه في حكمه هذا، بينما كان ديمتري مندلييف منهمكا في الدفاع عن قانونه وإثبات صحته، ولم تتقصر عظمة القانون الدوري للعناصر على جمعه للمعلومات التي كانت معروفة في ذلك الحين عن العناصر الكيميائية، وترتيبها وفق نظام دوري ثابت، لقد احتوى ذلك الجدول على 63 عنصرًا كانت معروفة آنذاك، مرتبة بدلالة تزايد أوزانها الذرية، وتُركت فيه مواقع شاغرة لعناصر لم تكن معروفة في ذلك الوقت.

كان ديمتري مندلييف (Dimitri Mendeleive) على دراية جيدة بخواص العناصر، حيث اهتم بالخواص الكيميائية والخواص الفيزيائية، حيث رتب مندلييف 63 عنصرا في جدول تاركًا فراغات لعناصر غير مكتشفة وتنبأ بأنها ستكتشف لاحقا، وحدّد أوزانها الذرية التقريبية، ثم وضع العناصر المتشابهة في مجموعات رأسية، مما يتفق مع الجداول الحالية، وأشار إلى أن هذه الخواص تتغير بصورة تدريجية ودورية، وقال: «إن خواص العناصر تابع دوري لأوزانها الذرية».

كانت السمة الرئيسية لنظام ماندلييف هي تقديمه لمفهوم "الدورية" في صفات العناصر، بعد فترات محددة ومنتظمة وكانت مثل هذه الميزة قد لوحظت سابقا في عمل الجيولوجي الفرنسي دو شانكورتوا (De Chancourtois) عام 1862م عندما رتب العناصر بدلالة أوزانها الذرية معتمدا نظاما هندسيا معقدا، حُمِلت فيه العناصر بدلالة هذه الأوزان على لولب مرسوم على سطح أسطوانة، يميل على قاعدتها بزاوية مقدارها 45°.

تنتهي دورة اللولب الأولى عند عنصر الأكسجين، وتنتهي دورته الثانية عند عنصر الكبريت، وقد لاحظ شانكورتوا أن العناصر ذوات الصفات المتشابهة تترتب فوق بعضها. نجح هذا الترتيب في عرض صورة أو نموذج، غدت أكثر وضوحا في نظام ماندلييف إلا أنه لم يكن له أثر كبير عند المهتمين بهذا الأمر في ذلك الحين، حيث فشلت مقالة شانكورتوا الأصلية في عرض أي مخطط، وكان نظامه معقدًا، ولم تُعرض فيه التشابهات ما بين الخصائص الكيميائية للعناصر على نحو مقنع.

لقد ظهر خلاف حول صحة ترتيب العناصر بدلالة أوزانها الذرية، حيث اقترح الفيزيائي الهولندي بروك (Brook) عام 1913 ترتيب العناصر في الجدول الدوري بدلالة قيمة شحنة في ذرّة

كل منها، واهتم الفيزيائي موزلي (Moseley) من جامعة مانشستر بهذا الاقتراح، وبدأ تمحيصه خلال عام 1913 قبل موته المأساوي في الحرب العالمية الأولى.

بدأ موزلي بتصوير طيف الأشعة السينية لاثني عشر عنصرًا شغلت عشرة منها مواقع متتالية في الجدول، ولاحظ أن ترددات إحدى مجموعات خطوطها الطيفية، وهي الخطوط (K) تتناسب طردًا مع مربع العدد الدّال على موقع العنصر في الجدول، فعدَّ ذلك دليلاً على وجود مقدار أساسي في كل ذرّة يزداد من العنصر إلى العنصر الذي يليه في الجدول.

وفي عام 1920 أطلق العالم الإنجليزي رذرفورد (Rutherford) من جامعة كامبريدج على هذا المقدار اسم "العدد الذري" ونعرف الآن بأنه عدد البروتونات في نواة ذرّة كل عنصر.

قادت أعمال موزلي إلى وضع طريقة يمكن بها تحديد المواقع الشاغرة المتبقية في الجدول بدقة فائقة، كما اعتمد عدد من الكيميائيين في أمريكا عام 1923 مفهوم العدد الذري بدلاً من الوزن الذري، أساسًا لترتيب العناصر فيه، مما أدّى إلى حل الإشكالات المتبقية في هذا الترتيب، فقد لوحظ عند وضع عنصر اليود والتلوريوم في الجدول بدلالة وزنيهما الذريين أن اليود يأتي أولا، وهذا الترتيب يضعه في مجموعة لا تتماثل خصائصه الكيميائية مع خصائص عناصر هذه المجموعة، في حين أن وضع هذين العنصرين بدلالة عدديهما الذريين يجعل التلوريوم يأتي أولا بحيث يوجد توافق بين خصائصه الكيميائية وخصائص العناصر الأخرى في مجموعته الجديدة، وكذلك الأمر بالنسبة لعنصر اليود، ولقد تكررت هذه الظاهرة مع عنصري الأرجون والبوتاسيوم، وكذلك عنصري النيكل والكوبالت.

على الرغم من أن تصنيف مندلييف للعناصر قد اكتسب قيمة عالية، مما مكن من انتشاره وتعميمه بسرعة كبيرة، فتحول إلى دليل من أجل الأبحاث في حقل الكيمياء اللاعضوية، إلا أنه لم يخول من بعض النقائص، وهذا ما دعا العلماء الذين أتوا بعد مندلييف إلى تطوير الجدول، خاصة بعدما اكتشفت بعض عناصر الأتربة النادرة، كما اكتشفت الغازات النادرة من قبل العالم الإنجليزي رامسي (Ramsey) عام 1900، فكان أن أضيفت إلى الجدول مجموعة جديدة ضمت عناصر الغازات النادرة، وصارت تحمل اسم المجموعة صفر.

نلاحظ في الجدول الدوري المتداول حاليًّا أن ترتيب العناصر يتم وفق القيم التصاعدية لأعدادها الذرية (Z)، يسمى السطر الأفقي من الجدول دورًا، بينما يسمى السطر العمودي من الجدول مجموعة أو عمودًا.

لقد تبيّن أن الخواص الفيزيائية المحددة تمامًا لبعض العناصر كالكثافة والحجم الذري ودرجة الانصهار ودرجة الغليان هي الخواص التي تحدد العلاقة بين الحجوم الذرية للعناصر والأعداد الذرية لها، ونفس الكلام عن الخواص الكيميائية للمجموعة الواحدة تكاد تكون متشابهة، فالمجموعة (I A) هي مجموعة المعادن الأساسية، والمجموعة (II A) هي مجموعة المعادن

الأساسية الترابية، أما مجموعة (VII A) فهي مجموعة الهالوجينات وكذلك المجموعة (VIII A) فهي مجموعة الغازات النادرة (الخاملة).

ومع بداية القرن العشرين تم اكتشاف البنية المعقدة للذرات، مما يساعد في توضيح المعنى الفيزيائي لبناء الجدول الدوري، كما أن اكتشاف تفكك العناصر المشعة، والأشعة السينية، النظرية الكمّية، النموذج الفراغي للذرة لرذرفورد، نظرية بور (Bolr) في بنية الذرة، والميكانيك الكمي والمدارات الكمية ساعد بإعطاء قيمة كبيرة للجدول الدوري، وبيّن أن هذه الدورية في الخواص هامة جدًا.

لقد تنبأ الجدول الدوري الحديث بالعلاقة الكائنة بين الخواص الكيميائية والتركيب الإلكتروني للعناصر بصورة أوضح وأكمل، ويجب ملاحظة النقاط التالية في هذا الجدول:

1 – يتألف الجزء العلوي في هذا الجدول من عناصر تمثل تتابع منتظم بالخواص الكيميائية على أسس نظام الجدول الدوري، تدعى عناصر هذا الجزء بالعناصر العادية (النموذجية).

إن الإلكترون المضاف بالتتابع عند الانتقال من عنصر إلى العنصر الذي يليه سوف يشغل المدارات الفرعية إما (S) أو (P) للذرة، تمثل المجموعة (VIII A) مجموعة الغازات النادرة، وهي متضمنة أيضا في هذا الجزء.

2 – يتألف الجزء المتوسط من هذا الجدول من عناصر قطعت من التمثيل المتسلسل للعناصر بالجدول الدوري الطويل، يحمل القطع بواسطة عشرة عناصر انتقالية كانت تقع سابقا بالدور الرابع بين $_{20}Ca$ و $_{31}Ga$، وأيضا عشرة عناصر انتقالية قطعت من الدور الخامس بين $_{38}Sr$ و $_{49}In$، وكذلك حدث قطع مماثل في الدور السادس بين $_{56}Ba$ و $_{81}T\ell$.

تدعى عناصر هذا الجزء المتوسط بالعناصر الانتقالية، وبإجراء مقارنة بين العناصر الانتقالية والعناصر العادية نجد أن التتابع المنتظم بالخواص الكيميائية، الملاحظ في حالة العناصر العادية لا يلاحظ بشكل واضح في حالة العناصر الانتقالية، حيث إن العناصر الانتقالية تتشابه بالخواص الكيميائية إلى درجة كبيرة، وتشكل لوحدها مجموعة متشابهة بالخواص الكيميائية، إن الإلكترون المضاف بالتتابع عند الانتقال من عنصر إلى العنصر الذي يليه سوف يشغل المدارات الفرعية (d) للذرة.

3 – يتألف الجزء السفلي من هذا الجدول من عناصر قطعت من التمثيل المتسلسل للعناصر الانتقالية، حيث إن 14 عنصرًا من $_{57}La$ إلى $_{70}Y_b$ في الدور السادس وضعت لوحدها في هذا الجزء السفلي.

وتتشابه هذه العناصر لدرجة كبيرة بحيث نجد صعوبة كبيرة في فصلها إلى عناصرها المميزة، وتبدي هذه العناصر خواصًا أساسية واضحة، وتدعى بعناصر الأتربة النادرة "اللانثانيدات"، كما أن 14 عنصرًا من $_{89}Ac$ إلى $_{102}No$ في الدور السابع تشكل مجموعة مشابهة تدعى بالـ "الأكتانيدات" أن الإلكترون المضاف بالتتابع عند الانتقال من عنصر إلى العنصر الذي يليه في هذا الجزء السفلي سوف يشغل المدار الفرعي "f" للذرة.

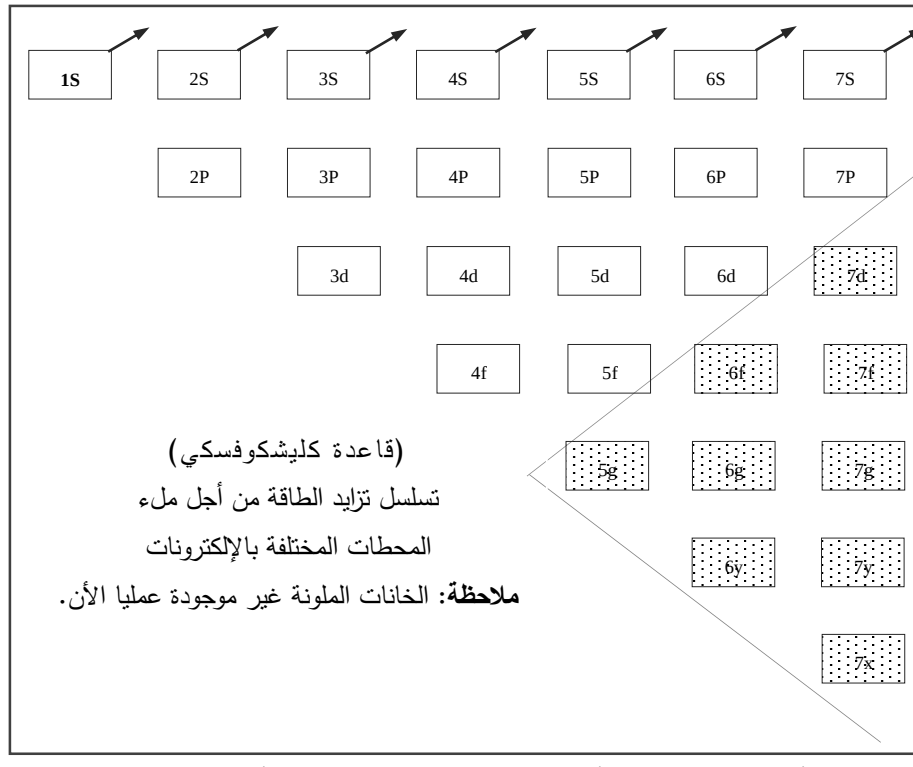
نستخلص من ذلك أن رقم الدور يحدد برقم الطبقة الإلكترونية وأن العناصر النموذجية تشغل منطقة S و P (المجموعة الأولى والمجموعة الثانية على يسار الجدول والمجموعات الست الأخيرة على يمين الجدول) المحددة بالدور وكل منها يحتوي على ثمانية عناصر (أي أن هناك في كل دور ثمانية إلكترونات)، وأن العناصر الانتقالية تشغل منطقة d وكل منها عشرة عناصر، (أي عشرة إلكترونات)، وأن العناصر الانتقالية الداخلية (عناصر اللانثانيدات والأكتانيدات) تشغل منطقة f وكل منها أربعة عشر عنصرًا (أي تتسع لأربعة عشر إلكترونًا)، نلاحظ أيضًا أن تدرج مستويات الطاقة يتفق تمامًا مع التوزع الإلكتروني.

وتجدر الإشارة إلى أنه طالما كان التوزع الإلكتروني للعناصر الثقيلة طويلا، فقد وجد من المناسب الاقتصار على إلكترونات الطبقة الخارجية وإلكترونات الطبقة قبل الأخيرة إذا لم تكن مملوءة، وهذا يعود إلى أن تكافؤ العنصر وخواصه الكيميائية وقسمًا كبيرًا من خواصه الفيزيائية يتعلق مباشرة بالإلكترونات السطحية أو ما يسمى بالإلكترونات التكافؤية، وكما جرت العادة عند كتابة الصيغة الكاملة للتركيب الإلكتروني كتابة آخر غاز خامل يسبق العنصر المدروس إلى جانب الإلكترونات التكافؤية.

يمكن أن نقول إنه بازدياد شحنة النواة تتكرر بصورة دورية البنية الإلكترونية الخارجية في الذرات، وينتج من ذلك أن توضع العناصر في الجدول الدوري يتم وفقا للتركيب الإلكتروني لذراتها، هذا التركيب الإلكتروني يتحدد بشحنة نوى هذه الذرات، التي تحدد بدورها خواص العناصر ومركباتها.

نعلم أن الترتيب الإلكتروني للذرات يتم وفق القيم التصاعدية للعدد الذري (z) أي وفق تزايد الإلكترونات، ومن المعلوم أيضا أنه عندما نزيد تدريجيًا في عدد الإلكترونات فإننا نملأ المدارات الذرية، ولهذا يجب الأخذ بعين الاعتبار المبادئ التالية:

1 – تحتل الإلكترونات المدارات الشاغرة ذات الطاقة المنخفضة حيث يحدث امتلاء المستويات اعتبارًا من القيم الصغيرة للمجموع $(n + 1)$ وباتجاه القيم الكبيرة، من السهل أن نلاحظ أن هذا التسلسل يتطابق مع تسلسل تزايد الطاقة من أجل الحالات المختلفة للإلكترون في الذرة. ويعبر عن هذه التدرج بقاعدة "كليشكوفسكي":



2 – لا يمكن أن يحتوي المدار على أكثر من إلكترونين لكي لا نخالف مبدأ لاستثناء لباولي (Pauli).

3 – عندما يكون لنفس المستوى الطاقي عدة مدارات مثل ما هو الحال مع المدارات الثلاثة المتكافئة للمستوي 2P أو المدارات الخمسة المتكافئة للمستوي 3d، فتبدأ الإلكترونات الدخول إلى المدارات الواحد بعد الآخر حتى يبلغ المستوى نصف محتواه من الإلكترونات طبقا لقاعدة هوند.

نقول إن كل دور يوافق قيمة معينة للعدد الكمّي الرئيسي n، ويوضح الجدول التالي المستويات التي تملأ داخل كل دور:

البنيـة الإلكترونيـة الخارجيـة للعناصر داخل كل دور في الجدول التالي

الدور n	البنية الإلكترونية الخارجية	عدد العناصر
1	$1S^{1-2}$	2
2	$2S^{1-2}$ $2P^{1-6}$	8
3	$3S^{1-2}$ $3P^{1-6}$	8
4	$4S^{1-2}$ $3d^{1-10}$ $4P^{1-6}$	18
5	$5S^{1-2}$ $4d^{1-10}$ $5P^{1-6}$	18
6	$6S^{1-2}$ $4f^{1-14}$ $5d^{1-10}$ $6P^{1-6}$	32
7	$7S^{1-2}$ $5f^{1-14}$ $6d^{1-10}$ -	26

على الرغم من أن تصنيف مندلييف للعناصر قد اكتسب قيمة عالية مما مكّن من انتشاره وتعميمه بسرعة كبيرة، فتحول إلى دليل من أجل الأبحاث في حقل الكيمياء اللاعضوية، إلا أنه لم يخلو من بعض النقائص، وهذا ما دعا العلماء الذين أتوا بعد مندلييف إلى تطوير الجدول كما رأينا سابقا.

في الختام نشير إلى أن الجدول الدوري للعناصر يبقى صاحب التأثير الأكبر والأبقى، فقد ظلّ على الرغم مما لحقه من تطوير لمدة تزيد على مئتي عام على يد العديد من الباحثين، يشغل موقع القلب في دراسة علم الكيمياء، يمكن بحق وضعه في مرتبة أهم الأفكار العلمية المستمرة في العلم الحديث.

الأستاذ حسن بوزيان
قسم الكيمياء
المدرسة العليا للأساتذة-القبة-الجزائر

الجزائر في 01 نوفمبر 2012

مقدّمة الكتاب

الحمد لله رب العالمين... وبه نستعين.

أما بعد،

يعتبر جدول التصنيف الدوري للعناصر أحد الأعمدة الأساسية التي تقوم عليها الكيمياء. فلولاه لكانت دراسة العناصر الكيميائية عملية مضنية، تعتبر دراسته وسيلة هامة لفهم الكيمياء وزيادة الاهتمام بتدريسها.

يدل مفهوم "**الدورية**" على تكرار أنماط من الخصائص الكيميائية والفيزيائية بعد فترات منتظمة ومحددة. وقد تمكن الطلبة الذين يدرسون علم الكيمياء من تعلم ومعرفة خصائص 115 عنصرا مكتشفا حتى الآن، من خلال ما يقدمه هذا المفهوم من تيسير وتسهيل لفهم تلك الخصائص. وكان يكفيهم لذلك معرفة خصائص عدد محدود جدا من العناصر النموذجية والتعرف من خلالها على خصائص العناصر الأخرى التي تنتظم معها في مجموعات، لأنه لعناصر المجموعة الواحدة خصائص كيميائية متماثلة.

تعود بدايات قصة وضع تصنيف للعناصر في نظام دوري، إلى ما قبل حوالي 200 سنة، وقد شهد الجدول الدوري خلال مساره الطويل الكثير من الجدل، وأدخل عليه الكثير من عمليات التعديل والتبديل ليتلاءم مع تطور العلم واكتشاف عناصر جديدة.

لقد نشر العالم الروسي "مندلييف" سنة 1869م نتائج أبحاثه التي ضمنها جدوله الدوري، ثم واصل أبحاثه ونشر سنة 1871م صيغة الجدول الدوري، وجاء اكتشاف النظام الدوري لترتيب العناصر تتويجا للعديد من التطورات العلمية. على الرغم من أن المؤرخين يرون أن المولد الرسمي للجدول الدوري كان في 17-02-1869م على يد "مندلييف" حين وضع جدوله الأول من بين عدة جداول له في هذا المجال. لقد شمل ذلك الجدول 63 عنصرا كانت معروفة حينذاك، مرتبة بدلالة تزايد أوزانها الذرية، وتركت فيه مواقع خالية لعناصر لم تكن معروفة في ذلك الوقت، وتنبأ "مندلييف" بأنها ستكتشف لاحقا، وحدد أوزانها الذرية التقريبية.

وقد كان تنبؤ مندلييف عن وجود خواص ستة من العناصر التي لم تكن معروفة آنذاك من أروع ما حققه القانون الدوري. فقد احتوى ذلك التصنيف على كثير من الأماكن الخالية، ثم اكتشفت العناصر التي كان يجب أن تكون في الطبيعة أو اصطنعت بعد ذلك.

وقد بلغت جرأة "مندلييف" حدًّا فيه أخذ يتنبأ بصفات هذه العناصر مستندا إلى صفات ما يجاورها حيث إنّ خواص العنصر يمكن التنبؤ بها من معرفة موقعه في جدول التصنيف الدوري للعناصر. فأخذ يتكلم عن صفات ما أسماه "إيكا بور" و "إيكا ألومنيوم" و "إيكا منغنيز"، وهي العناصر التي عرفت فيها باسم السكانديوم والغاليوم والتكنيسيوم. ويشكل إيكا سيليسيوم، الذي عرف فيها بعد باسم الجرمانيوم والذي اكتشفه العالم الألماني "فينكلر" سنة 1886م، المثال التقليدي للعناصر التي تنبأ "مندلييف" بخواصها.

يتناول هذا الكتاب دراسة مفصلة لخمسين عنصرًا من عناصر الجدول الدوري والتي أعدادها الذرية من 1 إلى 50. وكان السبب وراء اختيار هذا الموضوع هو محاولة تقديم دراسة شاملة عن كل عنصر وذلك لنقص المراجع التي تتحدث عن العناصر الكيميائية.

هذا الكتاب يُعطي للطالب فكرة شاملة عن العناصر الكيميائية، وهو يحتوي على المعلومات الخاصة لكل عنصر على حدة، من الخواص العامة للعنصر، واكتشافه، ووجوده في الطبيعة، وطرق استحصاله، وخواصه الكيميائية، ومجالات استخدامه، وتأثيره على البيئة وصحة الإنسان.

في الختام يسرُّني أن أتوجه بخالص الشكر والعرفان إلى الأستاذتين الكريمتين سعاد تتبيرت ووهيبة حكُّوم لمساعدتي في إنجاز هذا الكتاب من خلال مذكرة التخرج التي أنجزتاها عندما كانتا طالبتين بالمدرسة العليا للأساتذة تحت إشرافي بعنوان: «دراسة مفصلة لعناصر الجدول الدوري **($Z \leq 50$)**».

إن الوصول إلى الكمال أمر مستحيل، ومن طبيعة الإنسان أن يشوب عمله النقص دائمًا، لكن ارجو أن أكون قد وفيت الموضوع حقه، وساهمت ببعض الجهد في بناء جيل واع مُؤمن بلغته ووطنه، وأملي كبير في ألّا يبخل علينا أحد في إبداء أية ملاحظة أو تصويب.

والله ولي التوفيق

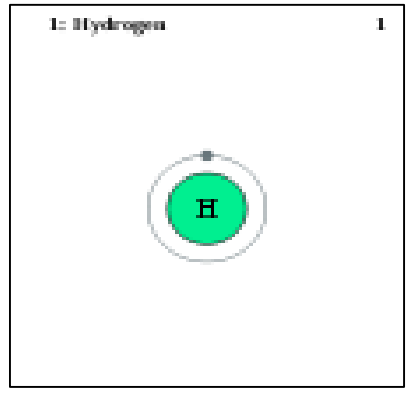
الأستاذ حسن بوزيان
قسم الكيمياء
المدرسة العليا للأساتذة-القبة-الجزائر

الجزائر في 01 نوفمبر 2012

1- عنصر الهيدروجين $^{1}_{1}H$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للهيدروجين

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	1
العدد الكتلي (A)	1
الوزن الذري الغرامي (g)	1,00794
نصف القطر الذري (°A)	0.53
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	0,08988
درجة الانصهار (°C)	−259,3
درجة الغليان (°C)	−252,7
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1312
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,747
الكهروسلبية	2,2
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	–

1 – ما هو الهيدروجين؟

الهيدروجين غاز لا لون له ولا طعم ولا رائحة، وهو أبسط عنصر معروف، تتألف نواة ذرته من بروتون وحيد، يمكن أن يصنف ويوضع في فصيلة المعادن الأساسية لأنه يحتوي على إلكترون واحد في طبقة التكافؤ، أو مع فصيلة الهالوجينات لأنّ له القدرة على أخذ إلكترون واحد وذلك بالمشاركة على الأغلب، ولا يضم الهيدروجين إلكترونا آخر إلى مداره مكونًا مركبا شارديا إلا في حالة واحدة فقط، وذلك عندما يتحد مع المعادن الأساسية لتكوين هيدريدات مثل *NaH* إن تغلب على هذه المركبات الصفة الأيونية.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عرف هذا العنصر منذ حوالي القرن الخامس عشر، إلا أن العالم الإنجليزي "كافانديس" "Cavendish" هو أول من اكتشف وجود غاز الهيدروجين عام 1766 عندما لاحظ تصاعد غاز قابل للاشتعال عند إذابة بعض الفلزات في الأحماض المخففة.

يحتل الهيدروجين المرتبة التاسعة بين العناصر الموجودة على سطح الأرض إذا رتبنا العناصر تبعا للنسبة الوزنية، أما إذا كان الترتيب تبعا لعدد الذرات فإنه يحتل المرتبة الثالثة بعد الأكسجين والسيليكون.

أهم المصادر الرئيسية للهيدروجين على الأرض وأكثرها شيوعا الماء حيث يشكل 8/1 من وزنه، وكذلك يوجد في المركبات البترولية والغاز الطبيعي حيث يكون متحدا مع الكربون، كما يعتبر الهيدروجين العنصر الأساسي في كافة المركبات العضوية فهو يوجد في البروتينات والدهون وبسبب انخفاض وزن الهيدروجين فإنه يشكل 0,88% من وزن القشرة الأرضية بما فيها ماء الجو المحيط بها.

3 – طرق استخلاص الهيدروجين

1.3 – مخبريا

1.1.3 – تأثير المعادن على الماء: وهي عبارة عن إرجاع لشاردة الهيدرونيوم H_3O^+

$$2H^+ + \acute{e} \longrightarrow H_2$$

تستطيع المعادن الأساسية والأساسية الترابية شديدة الكهروجاذبية أن تتفاعل مع الماء البارد معطية الهيدروجين حسب التفاعل التالي:

$$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

يتفاعل المغنيزيوم ببطء مع الماء البارد، إلا أنه يتفاعل بشـدة مع بخار الماء ويشـكل في هذه الحالة الأكسيد ثم الهيدروكسيد:

$$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2$$

$$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$$

كذلك يتفاعل بخار الماء مع الحديد المسخن إلى الدرجة الحمراء وفق التفاعل:

$$3Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$$

2.1.3 – تأثير المعادن على الحموض الممدة

تتفاعل جميع المعادن التي تقع فوق الهيدروجين في السلسلـة الكهروكيميائية مع حمض هيدروكلوريك وحامض الكبريت الممددين لتعطي الهيدروجين وفق التفاعلين التاليين:

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

3.1.3 – تأثير الزنك والألمنيوم على الأسس

يتفاعل الزنك والألمنيوم مع المحاليل المائية لهيدروكسيد الصوديــوم أو البوتاسيوم معطيا الهيدروجين وفق التفاعلات التالية:

$$Zn + 2OH^- + 2H_2O \longrightarrow Zn(OH)_4^{2-} + H_2$$

$$Zn + 2NaOH + H_2O \longrightarrow Na_2Zn(OH)_4 + H_2$$

$$2Al + 2OH^- + 6H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_4^- + 3H_2$$

$$2Al + 2KOH + 6H_2O \longrightarrow KAL(OH)_4 + 3H_2$$

4.1.3 – تفاعل الماء مع الهيدريدات الشاردية

تعتمد أكسدة شاردة الهيدريد H^- إلى H_2

$$2H^- \longrightarrow H_2 + 2\acute{e}$$

كما في التفاعل التالي:

$$Ca^{2+}(H^-)_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca^{2+}(OH^-)_2 + 2H_2$$

أو: $H^- + H_2O \longrightarrow OH^- + H_2$

5.1.3 – التحليل الكهربائي للماء

يتم في أوعية التحليل الكهربائي بوجود أثار من الحموضة أو الأسس أو الأملاح حيث يتصاعد الهيدروجين على المهبط والأكسجين على المصعد.

2.3 – صناعيًا

1.2.3 – التحليل الكهربائي للماء

كما ذكرنا في الفقرة السابقة.

2.2.3 – تأثير بخار الماء على فحم الكوك المسخن "طريقة بوش"

تتم هذه العملية على عدة خطوات:

– **الخطوة الأولى**: إمرار البخار على فحم الكوك المسخن عند 1200°م وفق التفاعل التالي:

$$C + H_2O \longrightarrow CO + H_2$$

– **الخطوة الثانية**: ندخل الهواء ($4N_2 + O_2$) الذي يتفاعل مع الكربون ويؤدي إلى ارتفاع درجة الحرارة مرة ثانية إلى 1200°م بعد انخفاضها إلى 800°م وفق التفاعل التالي:

$$2C + (O_2 + 4N_2) \longrightarrow 2CO + 4N_2$$

– في **الخطوة الأخيرة** يعالج غاز الماء مع بخار الماء في الدرجة حوالي 450°م بوجود بسيط مناسب من أكسيد الحديد فيؤدي إلى أكسدة أحادي أكسيد الكربون الناتج في التفاعلين السابقين إلى غاز ثنائي أكسيد الكربون وفق التفاعل:

$$(CO + H_2) + H_2O \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

3.2.3 – طرق أخرى

يمكن الحصول على الهيدروجين كناتج ثانوي في التفاعلات تكسير الفحوم الهيدروجينية، وفي صناعة الكلور وهيدروكسيد الصوديوم وبالتحليل الكهربائي لمحلول مركز من كلوريد الصوديوم.

4 – الخواص الكيميائية للهيدروجين

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يشتعل الهيدروجين في الهواء بلهب أزرق باهت باتحاده مع أكسجين الهواء مشكلا الماء حسب التفاعل التالي:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل مع الهالوجينات تحت شروط معينة معطيا HX حسب التفاعل التالي:

$$H_2 + X_2 \longrightarrow 2HX$$

3.4 – التفاعل مع الكبريت

يتفاعل جزئيا مع الكبريت المنصهر أو بخار الكبريت ليشكل غاز كبريتيد الهيدروجين حسب التفاعل:

$$H_2 + S \longrightarrow H_2S$$

4.4 – التفاعل مع الآزوت

يتفاعل مع الآزوت مشكلا النشادر عند درجات الحرارة المرتفعة وتحت ضغوط كبيرة وبوجود وسيط مناسب وفق التفاعل التالي:

$$3H_2 + N_2 \longrightarrow 2NH_3$$

5.4 – التفاعل مع الكربون

يتحد الهيدروجين مع الكربون في درجات الحرارة العالية معطيا الميثان حسب التفاعل التالي:

$$C + 2H_2 \longrightarrow CH_4$$

6.4 – التفاعل مع المعادن

يتفاعل الهيدروجين مع المعادن الأساسية والأساسية الترابية ليعطـــي هيدريدات شاردية في درجات الحرارة ما بين 150°م – 400°م حسب التفاعلات التالية:

$$2Na + H_2 \longrightarrow 2NaH$$

$$2As + 3H_2 \longrightarrow 2AsH_3$$

7.4 – خواصه الإرجاعية

يســتطيع الهيدروجين إرجاع بعض أكاســيد ضــعيفة الكهروجابية مثل PbO و FeO و CuO إلى المعادن الموافقة:

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

$$FeO + H_2 \longrightarrow Fe + H_2O$$

وفي وجود النيكل كوسيط وعند الدرجة 150 °م أو وجـود البلاتيـن أو البلاديوم عند الدرجة العادية، يستطيع الهيدروجين إرجاع الروابط المزدوجة والثلاثية بين ذرات الكربون في المركبات العضوية غير المشبعة حسب التفاعلات:

$$CH = CH + H_2 \longrightarrow CH_3 - CH_3$$

$$CH \equiv CH + 2H_2 \longrightarrow CH_3 - CH_3$$

5 – مجال استعمال الهيدروجين

حتى هذا القرن كان اسـتعمال الهيدروجين بكميات قليلة فقط وذلك كوقود بشـكل غاز الاسـتصـباح وغاز الماء ومن أجل إملاء البالونات وفي مواقد اللحام، ولكن تسـتخدم الآن كميات كبيرة من الهيدروجين في الأغراض التالية:

1 – صـناعة النشـادر بطريقة هابر، والتي تسـتخدم بدورها في صـناعة حمض الآزوت الذي بدوره يستخدم في تحضير المتفجرات والأصبغة.

2 – صناعة كلوريد الهيدروجين وحمض الهيدروكلوريك.

3 – صناعة بعض المواد العضوية.

4 – صناعة المواد الدسمة كالسمن.

5 – استعمال بعض المعادن من أكاسيدها كالتنكستين والموليبدن.

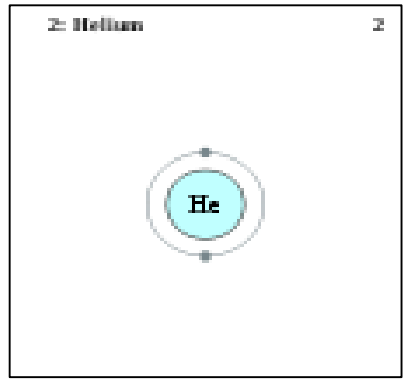
6 – استخدام الهيدروجين السائل كوقود للصواريخ.

7– في مجال التطوير: إستعمال الهيدروجين لتوليد الكهرباء في السيارات.

2 – عنصر الهيليوم $^{4}_{2}He$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للهيليوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	2
العدد الكتلي (A)	4
الوزن الذري الغرامي (g)	4,002602
نصف القطر الذري (°A)	0,179
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	−268,9
درجة الانصهار (°C)	−272
درجة الغليان (°C)	2372
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	–
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	–
الناقلية الكهربائية $(\mu \text{ ohm})^{-1}$	–

1 – ما هو عنصر الهيليوم؟

الهيليوم غاز عديم اللون والرائحة، ذو وميض أرجواني في حالة البلازما. له أقل درجات الغليان والانصهار مقارنة ببقية العناصر، وهو لا يوجد إلا في الحالة الغازية باستثناء ظروف خاصة جدا، كما أنه لا يتحول إلى الحالة الصلبة إلا تحت ضغوط كبيرة والذي بتغيره يتغير حجم المادة الصلبة. هناك ثمانية نظائر معروفة، ولكن النظيرين هيليوم – 3 وهيليوم – 4 هما الوحيدين المستقرين، أما البقية لها نشاط إشعاعي، وتتحول بسرعة إلى عناصر أخرى أكثر النظائر انتشارا هو الهيليوم – 4، وهو يتكون من جسيم ألفا في نواته الذرية، وهو أكثر الجسيمات استقرارا، أما النظير هيليوم – 3 فهو نادر على الأرض وهو ينتج من التريتيوم بعد إشعاعه الإلكتروني خلال تحلل بيتا.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف عام 1868 بواسطة "يانسن" "P. Janssen" الفلكي الفرنسي الذي لاحظ لأول مرة خطًا أصفرًا لامعًا في الطيف الضوئي للشمس، ولهذا أطلق عليه اسم الهيليوم، وهي كلمة مشتقة من اللغة الإغريقية وتعني الشمس. وقد حضر لأول مرة من قبل العالم البريطاني "رامزي" "Ramsay" عام 1895م بفصله من أحد المعادن الأرضية، واكتشف وجوده ضمن نواتج الانحلال الإشعاعي لعنصر الراديوم، ثم فصل بكميات كبيرة من الغاز الطبيعي في الولايات المتحدة.

يعتبر الهيليوم من العناصر النادرة جدا، لذلك فهو ينتمي إلى مجموعة الغازات النادرة، وهذا وإن مصدره الرئيسي هو الهواء حيث تبلغ نسبته المئوية الحجمي $5,24 \cdot 10^{-4}$. كما أنه يوجد في منابع المياه المعدنية وكذلك في غازات البترول والغاز الطبيعي.

3 – طرق استحصال الهيليوم

ينتج الهيليوم عن تحلل العناصر المشعة، إذ أن أشعة ألفا هي نوى الهيليوم لكن الغاز الطبيعي هو المنبع الرئيسي لتحضير الهيليوم، إذ يبرد هذا الغاز إلى درجة حرارة أعلى بقليل من درجة غليان الهيليوم، ثم يتم عزل الغازات غير المرغوب فيها ونحصل بذلك على الهيليوم بنسبة 99%.

4 – الخاصيات الكيميائية للهيليوم

للهيليوم التركيب الإلكتروني $1S^2$، ذرات هذا العنصر ذات تركيب إلكتروني مكتمل وهذا يعني أنها ثابتة جدا، فهي غير ميالة للارتباط مع نفسها لتشكيل جزيئات ثنائية وحتى مع غيرها من العناصر، وإنما توجد بشكل ذرات منفصلة، لذا دعي بالغاز الخامل.

لا يستطيع الهيليوم الدخول في أي تفاعل كيميائي وذلك لخفته.

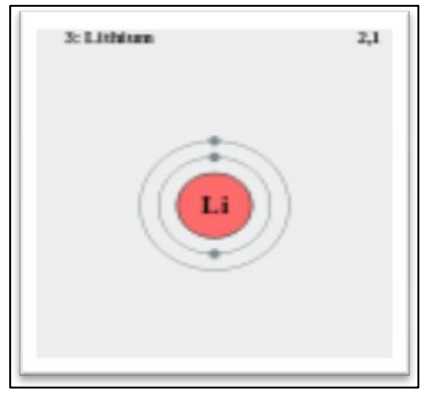
5 – مجال استعمال الهيليوم

- يمزج الهيليوم مع الأكسجين لاستخدامه في الطب وفي الغواصات في الأعماق الكبيرة.
- يستعمل الهيليوم في ملء المناطيد لكونه أخف من الهواء وأقل خطرا من الهيدروجين.
- يستعمل في التجارب التي تدرس عند الدرجات المنخفضة جدا وذلك لأن درجة غليانه تعتبر من أقلّ درجات الغليان للمواد المعروفة، بالإضافة إلى ذلك يمكن استعماله أيضا في توليد الأجواء الخاملة في التفاعلات الكيميائية.
- يستعمل في عمليات اللحام بالقوس الكهربائي.

3- عنصر الليثيوم $^{7}_{3}Li$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة لليثيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	3
العدد الكتلي (A)	7
الوزن الذري الغرامي (g)	6,941
نصف القطر الذري (°A)	0,53
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	180,5
درجة الانصهار (°C)	1342
درجة الغليان (°C)	520
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	0,54
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	1,0
الكهروسلبية	–
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	–

1 – ما هو عنصر الليثيوم؟

الليثيوم عبارة عن معدن أبيض فضـــي، ينتمي إلى مجموعة المعادن الأســاســية في الجدول الدوري للعناصر، هو أخف المعادن، وكثافته هي نصف كثافة الماء تقريبا.

يعتبر الليثيوم من أقوى المرجعات على الإطلاق، وهو يتفاعل ويتأكســد بســرعة في الهواء والماء، ونظرا لخاصــياته فهو يدخل في تركيب البطاريات وكذلك في بعض الأدوية المســتعملة في معالجة الأمراض العصبية والاكتئاب في صورة كربونات الليثيوم.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـف عنصـر الليثيوم في عام 1817 من قبل" أفيدسـون" "Arfredson" بالسـويد وذلك من خامة البيتاليت، مصــدر اســمه من اليونانية Lkthos بمعنى حجر إشــارة إلى أصــله المعدني. وفي عام 1818 استطاع كل من "برانـد" "Brandé" و "ديفي" "Davy" من تحضير كميات قليلة منه بالتحليل الكهربائي لأكسيد الليثيوم.

ولكن "بونســين" "Bunsen" و "ماتيســين" "Mattiessen" في عام 1855م حضــرا معدن الليثيوم بالتحليل الكهربائي لمصهور كلوريده ودرسا خواصه.

يعتبر الليثيوم من العناصــر النادرة (0,0065%)، فهو غير موجود بشــكل حر، فبســبب نشــاطه التفاعلي العالي يوجد دائما متحدا مع عنصر أو أكثر في مركبات كيميائية، وهو يشكل نسبة ضئيلة في الكثير من الصـــخور البركانية، كما يوجد في المياه ذات تركيزات الأملاح العالية. إلا أن خاماته منتشـــرة في كل من أوروبا وآســـيا وإفريقيا وأمريكا وأهمها: الســـبوديومين $Li\,[AlSi_2O_6]$ والليبيـدولين الـذي لـه التركيـب التقريبي التـالي $K_2Li_3Al_4Si_7O_{21}(OH,F)_3$ والبيتـاليـت $LiAlSi_4O_{10}$ والأملبيكونيت (Ambygonite) $LiAl(F,OH)PO_4$.

3 – طرق استحصال الليثيوم

يحضــر الليثيوم بالتحليل الكهربائي لمصــهور مزيج من LiCl (55%) ومن KCl (45%). وتتألف الخلية من صـفيحة من الفولاذ تضـم الصـهارة وتقوم مقام المهبط، والمصـعد من الغرافيت. ينصـهر المزيج عند حوالي 400°C (درجة انصـــهار كلوريد الليثيوم 610°C). يتحرر الليثيوم على المهبط الفولاذي ويطفو على سـطح الصـهارة ويتحرر الكلور على المصـعد، ويجب إضـافة كلوريد الليثيوم لتعويض ما يتحلل منه.

4 – الخواص الكيميائية لليثيوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

الليثيوم النقي جدا لا يتفاعل مع الأكسجين الجاف في الدرجة العالية من الحرارة إلا أنه في الدرجات الأعلى من 100°C يتفاعل معه ليشكل الأكسيد LiO_2. ويمكن أن يتفاعل هذا الأكسيد مع الماء ليعطي هيدروكسيد الليثيوم:

$$LiO_2 + H_2O \longrightarrow 2LiOH$$

2.4 – التفاعل مع الماء

يتحد الليثيوم مع الماء بشدة مشكلا هيدروكسيد الليثيوم وغاز الهيدروجين، ولا يكون هذا التفاعل عنيفا حتى أن الليثيوم لا ينصهر والهيدروجين المتحرر لا يشتعل كما في حالة المعادن الأخرى:

$$2Li + 2H_2O \longrightarrow 2LiOH + H_2$$

3.4 – التفاعل مع أشباه المعادن

يتفاعل الليثيوم مع الهيدروجين عندما يكون مصهورا (أي فوق الدرجة 600°C) حسب التفاعل التالي:

$$2Li + H_2 \longrightarrow 2Li^+H^-$$

يتفاعل الليثيوم أيضا مع الكبريت ليعطي الكبريتدات ومع الفوسفور ليعطي الفوسفيدات وذلك حسب المعادلات التالية:

$$2Li + S \longrightarrow (Li^+)_2S^{2-}$$

$$3Li + P \longrightarrow Li_3P$$

يتفاعل الليثيوم مع الآزوت ببطء في الدرجة العادية من الحرارة وبسرعة عند درجات أعلى ليشكل النتريد Li_3N.

4.4 – التفاعلات الأخرى

يمكن أن يتفاعل الليثيوم مع الحموض والكحول الإيثيلي وغاز النشادر بوجود وسيط وحرارة مطلقة غاز الهيدروجين ومشكلة كلوريد الليثيوم أو إيتيلات أو أميد الليثيوم:

$$2Li + 2HCl \longrightarrow 2Li^{+}Cl^{-} + H_2$$

$$2Li + 2C_2H_5OH \longrightarrow 2C_2H_5O^{-}Li^{+} + H_2$$

$$2Li + 2NH_3 \longrightarrow 2LiNH_2 + H_2$$

يرجع الليثيوم الأكاسـيد وهاليدات المعادن الأخرى إلى المعدن فمثلا يسـتطيع إرجاع كلوريد البيريليوم وفق التفاعل:

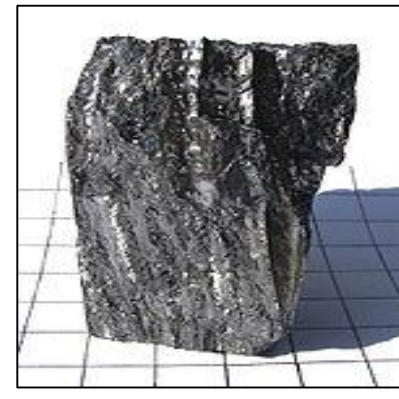
$$BeCl_2 + 2Li \longrightarrow 2LiCl + Be$$

5 – مجال استعمال الليثيوم

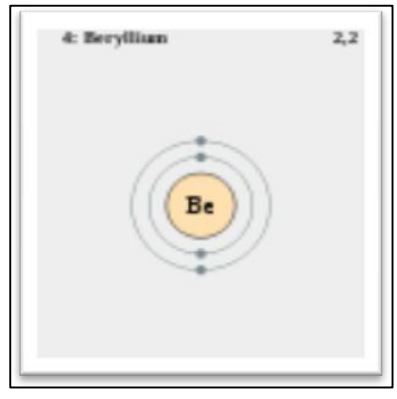
يدخل الليثيوم في صـناعة الأدوية، كما يسـتعمل على نطاق واسـع في الكيمياء العضـوية مثل مركب هيدريد الليثيوم والألمنيوم $Li^{-}AlH_4^{-}$ الذي يعتبر من العوامل المرجعة القوية، ويسـتخدم في صناعة بطاريات السيارات لكونه موصل للكهرباء، إضافة إلى استخدامه في الطب النفسي في ضبط نوبات الاكتئاب والهوس للمرضى الذين يعانون من الاضطراب الوجداني ثنائي القطبين.

4 – عنصر البيريليوم $^{9}_{4}Be$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للبيريليوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	4
العدد الكتلي (A)	9
الوزن الذري الغرامي (g)	9,012
نصف القطر الذري (°A)	1,12
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	1,85
درجة الانصهار (°C)	1287
درجة الغليان (°C)	2770
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	215
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	−0,6
الكهروسلبية	1,5
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	$31,3\ 10^{6}$

1 – ما هو عنصر البيريليوم؟

البيريليوم عنصر كميائي ينتمي إلى عائلة المعادن الأساسية الترابية المكونة للمجموعة 2 في الجدول الدوري للعناصر، لونه رمادي وهو معدن صلب وخفيف لكنه هش. يظهر بشكل طبيعي كمكون لبعض الصخور والتربة وفلزات الكربون وكرماد بركاني، ونظرا لكونه عنصرا فهو لا يتفكك ولا يمكن إتلافه.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف البيريليوم من قبل العالم "فاوكولين" "Vauquelin" عام 1795م في فرنسا عند تحليله للبيريل، ولكن أول من عزله هو "Wohler" عام 1828م من تأثير البوتاسيوم على كلوريد البيريليوم. أصل اسمه من اليونانية Beryllos بمعنى أخضر، نسبة إلى لون الزمرد، الحجر الكريم الأخضر الناتج عن تحول Beryl.

يتراوح تركيز البيريليوم في القشرة الأرضية بين 1 و 5 ملغ/كلغ. ويقدر متوسط تركيز الموجود بشكل طبيعي في التربة بـ 250 مرة أكبر من تركيزه في مياه تجاويف التربة، وتكون نسبة تركيزه أكبر بكثير في التربة الطفالية والصلصال. تتراوح سويات البيريليوم في مياه الشرب بين 0,01 و 0,7 جزء من المليون. وتكون تراكيزه في الهواء عادة أقل من 0,0005 مكروغرام/م3، كما أنه يوجد في الأغذية بتركيز وسطي قدره 22,5 مكروغرام/كلغ مقيسا في 38 مادة غذائية مختلفة.

يكون شكل البيريليوم المنطلق في الهواء عادة على هيئة أكسيد البيرليوم، الذي يسقط على الأرض في نهاية المطاف إما مع الأمطار والثلوج أو على هيئة جسيمات صلبة. لا ينحل أكسيد البيريليوم بسهولة ولا يتحرك بسرعة في التربة أو الماء، ولا يبدو أنه يتراكم في النباتات والحيوان. تكون نسبة تركيز البيريليوم في النباتات إلى نسبته في التربة ضعيفة عادة، وتقدّر بـ 0,15%. ورغم قدرة التفاعلات الكيميائية على تحويل البيريليوم من مركب لآخر، فإن البيريليوم بحد ذاته لا يمكنه أن يتفكك بواسطة التفاعلات البيئية وأهم خاماته البيريل (Beryl) $3BeO\ ,\ Al_2O_3\ ,\ 6SiO_2$ والهلفين (Helvine) $(Mn, Fe, Zn)_6\ (Be_6Si_6O_{24}S_2)$ وبشكل سيليكات أخرى.

3 – طرق استحصال البيريليوم

يستحصل البيريليوم من البيريل بطريقة الصهر والإطفاء حيث يصهر البيريل في فرن كهربائي عند الدرجة 1650–1600°م ويطفأ على شكل زجاجي بصبه في الماء ثم يعالج بحمض الكبريت فينحل

على شـــكل كبريتات ويبقى الســـيليس. ثم تضـــاف كبريتات الأمونيوم فيترســـب الشـــب $NH_4Al(SO_4)12H_2O$

القليل الذوبان ويبقى $BeSO_4$ في المحلول فيضاف الأساس فيتحول إلى $Be(OH)_2$ ثم تكلس فتعطي الأكسـيد الذي يتفاعل مع HCl ليعطي $BeCl_2$ الذي يحلل كهربائيا، وبذلك نتحصـل على البيريليوم.

يحضر البيريليوم أيضا من إرجاع فلوريده بمعدن المغنيزيوم بالتسخين:

$$Mg + BeF_2 \longrightarrow Be + MgF_2$$

4 – الخواص الكيميائية للبيريليوم

1.4 – التفاعل مع الماء

لا يتفاعل البيريليوم مع الماء حتى في درجة انصـهار الاحمرار، ويعود هذا الخمول إلى تشـكل طبقة كتومة رقيقة من الأكسيد التي لا تنحل حتى في الماء الساخن.

2.4 – التفاعل مع العناصر الأخرى

1.2.4 – مع الآزوت

يتفاعل البيريليوم مع الآزوت بالتسخين إلى درجات مناسبة ولتشكيل مركب يدعى النتريد وهذا المركب يتحمله بسرعة في الماء ويتشكل هيدروكسيد البيريليوم وينطلق غاز النشادر:

$$Be_3N_2 + 6H_2O \longrightarrow 3Be(OH)_2 + 2NH_3$$

2.2.4 – مع الكربون

يتفاعل البيريليوم بالتسخين مع الكربون ويتشكل الميثانيد ذو الصيغـــة Be_2C الذي يتحلمه بالماء ويطلق غاز الميثان.

3.2.4 – مع الفوسفور

يتفاعل البيريليوم مع الفوســفور بالحرارة ويتشــكل فوســفيد البيريليوم Be_3P_2 والذي يتحلمه بســرعة بالماء ويشكل هيدروكسيد البيريليوم وينطلق غاز الفوسفين:

$$Be_3P_2 + 6H_2O \longrightarrow 3Be(OH)_2 + 2PH_3$$

4.2.4 – مع الهالوجينات والكبريت

يتفاعل البيريليوم مع الهالوجينات ويشـكل هاليد البيريليوم، كذلك يتفاعل مع الكبريت ويتشـكل كبريتيد البيريليوم BeS الذي يتحلمه بالماء ويطلق غاز كبريتيد الهيدروجين.

$$Be + X_2 \longrightarrow BeX_2$$

$$Be + S \longrightarrow BeS$$

$$BeS + H_2O \longrightarrow H_2S + BeO$$

3.4 – التفاعل مع الحموض

يتفاعل البيريليوم مع الحموض الممددة مثل HCl و H_2SO_4 وينطلق غاز الهيدروجين:

$$Be + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow Be^{2+}_{(aq)} + H_2$$

إلاّ أنّه لا يتفاعل مع حامض النيتريك HNO_3 نظرًا لتشكل طبقة الأكسيد العازلة.

4.4 – التفاعل مع الأسس

يتفاعل البيريليوم مع الأسس ويشكل شاردة البيريلات السالبة وينطلق غاز الهيدروجين وهو يعتبر من العناصر التي لها صفات مذبذبة:

$$Be + 2OH^- + 2H_2O \longrightarrow Be(OH)_4^{2-} + H_2$$

كما ينحل في المحلول المائي لثنائي فلوريد الأمونيوم:

$$2NH_4HF_2 + Be \longrightarrow (NH_4)_2BeF_4 + H_2$$

5 – مجال استعمال البيريليوم

يسـتعمل البيريليوم لقسـاوته في الخلائط المعدنية وخاصـة مع النحاس وكذلك مع الألمنيوم والنيكل والكوبالت وجميعها مقاومة للتآكل. وفي صنع نوافذ أنابيب الأشعة السينية وفي المفاعلات النووية من حيث هو مصـدر للنترونات، يسـتخدم معدن البيريليوم النقي في الصـواريخ والقذائف ومكونات الصواريخ والطائرات وفي الأسلحة النووية.

تسـتخدم رقائق البيريليوم مع كشـوف التشـخيص التي تسـتخدم الأشـعة السـينية، فتمنع مرور الضـوء المرئي وتسـمح فقط بمرور أشـعة X وذلك بنفاذية عالية تبلغ سـبع عشـر ضـعف الألمنيوم الذي كان يستخدم سابقا لهذا الغرض.

يستخدم كذلك في الجيروسكوبات أي الأجهزة الداخلة في أنظمة توجيه وحفظ توازن الصـواريخ وسفن الفضـاء والأقمار الصـناعية، كما يدخل في صـناعة أجهزة الحاسـوب وملحقاتها، نوابض السـاعات

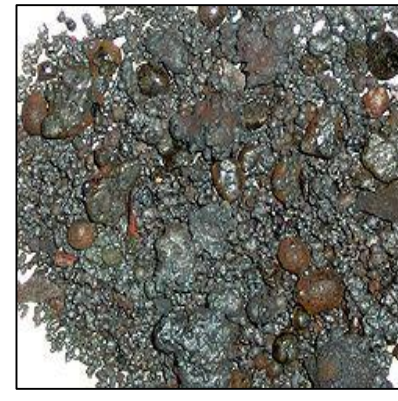
والأدوات الأخرى التي يعتبر فيها خفة الوزن والصلابة وثبات الأبعاد صفات مهمة ومرغوبة.
يستخدم أكسيد البيريليوم في العديد من التطبيقات التي تحتاج إلى نقل حراري ممتاز، وصلابة وقوة عاليتين، ودرجات انصهار عالية تستخدم كعوازل كهربائية.

6 – تأثيره على جسم الإنسان

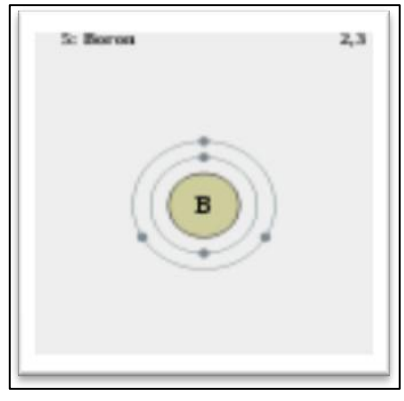
يتعلق المصير الذاتي للبيريليوم بالشكل الذي يدخل فيه إلى الجسم، لا تنحل غالبية مركباته بسهولة ولا تمتص بيسر من قبل الطرق المعوية المعدية، يطرح البيريليوم الذي تم امتصاصه بشكل بطيء جدا وينحو إلى التراكم في الهيكل العظمي. ويمكن لجسيمات غبار البيريليوم أن تدخل عن طريق التنفس وتترسب في الرئتين.غير أنه يمكن لبعض الجسيمات المترسبة هذه أن تخرج من الرئتين. ورغم عدم إمكانية استقلاب البيريليوم في الجسم إلا أن أشكاله المنحلة قد تتحول إلى مركبات أقل انحلالية في الرئتين. ينتقل البيريليوم الممتص في الدم إلى نسيج وإعطاء الجسم، ويتراوح عصر النصف لمركبات البيريليوم المستنشقة الحلولة بين 2 و 8 أسابيع.
يمكن أن يؤدي استنشاق البيريليوم إلى نمطين من الأمراض التنفسية، مرض بيريليوم حاد ومرض بيريليوم مزمن، ويمكن للنمطين أن يكونا ممتنين. يحصل المرض الحاد عادة بعد التعرض لسويات عالية من أشكال البيريليوم الأكثر انحلالا وتتراوح مظاهره من التهاب الممرات الأنفية وحتى ذات الرئة الكيميائي العنيف. ويصل مرض البيريليوم المزمن من استنشاق سويات ضعيفة من البيريليوم وهومن نمط الاستجابة التحسسية. يتميز المرض بتشكل عقد أو تحبب في الرئتين. يمكن أن تكون فترة تفاقم المرض مديدة قبل ظهور الأعراض. ومن جهة أخرى، لم تظهر تقارير تشير إلى الآثار الناجمة عند الإنسان بسبب عبور البيريليوم إلى الجسم عن طريق الغذاء، وذلك لأن الكمية التي يمتصها الدم قليلة جدا. ويعد التلامس الجلدي الأثر الأكثر شيوعا للبيريليوم على الجلد.

5 – عنصر البور $^{10}_{5}B$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للبور

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	5
العدد الكتلي (A)	10
الوزن الذري الغرامي (g)	10,811
نصف القطر الذري (°A)	0,98
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	2,34
درجة الانصهار (°C)	2300
درجة الغليان (°C)	2550
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	804
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,2
الكهروسلبية	2
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	–

1 – ما هو عنصر البور؟

البور عنصر فلزي ثلاثي التكافؤ، عبارة عن جسم صلب يتمتع بقساوة عالية وهو يكون إما: بلوري على شكل مسحوق ناعم أسود اللون وهو قليل الفعالية في الشروط العادية، إذ يتمتع بثلاثة أشكال متغايرة البنية، أو غير بلوري على شكل مسحوق بني اللون له فعالية كبيرة نظرا لكبر مساحة سطحه الفعال.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عزل من قبل "Gay–Lussac" و "Thenard" في فرنسا، ومن قبل "Davy" في بريطانيا سنة 1808م، أصل اسمه من العربية البوراق بمعنى أبيض اللون لامع، الذي يدل على مصدره Borax معدن خام على شكل بلورات لامعة.

يوجد عنصر البور في الطبيعة بشكل حر، وإنما يوجد بشكل بورات في المنابع الحارة وهو يشكل 5×10^{-3} عن القشرة الأرضية ومن أهم فلزاته نذكر:

البوراكس	$Na_2B_4O_7\ ,\ 10H_2O$
الكيرنيت	$Na_2B_4O_7\ ,\ 4H_2O$
الكوليمانيت	$Ca_2B_6O_{11}\ ,\ 5H_2O$
الأشاريت	$MgHBO_3$
حامض البور	H_3BO_3

3 – طرق استحصال البور

يحضر البور بعدة طرق:

– يحضر البور اللابلوري بمعالجة البوراكس مثلا بحمض كلور الماء ثم معالجة الناتج حراريا لاستحصال ثلاثي أوكسيد البور الذي يرجع أخيرا بالمغنيزيوم وذلك وفق المعادلات:

$$B_4O_7^{2-} + 2H^+ \longrightarrow 2Be_2O_3\cdot H_2O$$

$$B_2O_3 + 3Mg \longrightarrow 3MgO + 2B$$

أما البور البلوري فيحضر:

– إما بإرجاع أكسيد البور بواسطة الألومنيوم بالحرارة وفي وجود هيدروكسيد الصوديوم:

$$B_2O_3 + 2Al \longrightarrow 2B + Al_2O_3$$

– أو بإرجاع ثلاثي بروميد البور بواسطة الهيدروجين في درجة حرارة عالية:

$$2BBr_3 + 3H_2 \longrightarrow 2B + 6HBr$$

4 – الخواص الكيميائية للبور

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل مع أكســجين الهواء في درجة حرارة تناهز 700°م مشــكلا ثلاثي أوكســي ثنائي البور وفق التفاعل التالي:

$$4B + 3O_2 \longrightarrow 2B_2O_3$$

2.4 – التفاعل مع الماء

يتفاعل البور مع الماء في درجة الحرارة العالية وفق المعادلة:

$$2B + 3H_2O \longrightarrow B_2O_3 + 3H_2$$

3.4 – التفاعل مع الحموض

يتفاعل مع الحموض المركزة والمؤكسدة في وجود التسخين ليشكل حمض البور H_3BO_3 ولا يتفاعل مع الحموض الممدة حيث لا يستطيع طرد الهيدروجين منها:

$$2B + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2H_3BO_3 + 3SO_2$$

$$B + 3HNO_3 \longrightarrow H_3BO_3 + 3NO_2$$

4.4 – التفاعل مع الأسس

لا يتفاعل مع الأســـس المركزة دون درجة 500°م ولكن فوق هذه الدرجة يشـــكل $H_2BO_3^-$ والهيدروجين:

$$2B + 2OH^- + 4H_2O \longrightarrow 2H_2BO_3^- + 3H_2$$

5.4 – التفاعل مع المعادن

يتفاعل مع بعض المعادن مباشرة بالتسخين ليعطي بوريدات المعادن مثل بوريد الصوديوم:

$$2Na + B \longrightarrow Na_3B$$

6.4 – التفاعل مع الكبريت

يتفاعل مع الكبريت ليعطي كبريت البور:

$$2B + 3S \longrightarrow B_2S_3$$

7.4 – التفاعل مع الآزوت

يتأثر بالآزوت في وجود التسخين ليعطي نتريد البور:

$$2B + N_2 \longrightarrow 2BN$$

8.4 – التفاعل مع لهالوجينات

يتفاعل مع الهالوجينات بالحرارة:

$$2B + 3X_2 \longrightarrow 2BX_3$$

5 – مجال استعمال البور

يستخدم البور بشكل كبير في عمليات التركيب العضوي، كما يدخل في صناعة زجاج البوروسيليكات، وفي إنتاج الألياف الزجاجية العازلة ومواد التبيض.

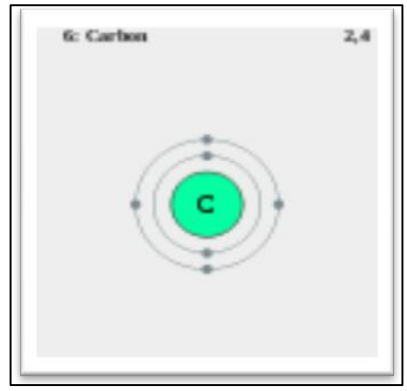
ومن الاستخدامات الأخرى:

- تستعمل كمواد حافظة للأخشاب.
- تستعمل في السيطرة والتحكم في المفاعلات النووية كدرع واق من الإشعاع وكذلك للكشف عن النيوترونات.
- كما يستخدم في مجالات طبية، وفي علاج الروماتيزم وآلام المفاصل.
- حمض البوريك مركب مهم يستخدم في صناعة النسيج.

6 – عنصر الكربون $^{12}_{5}B$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للكربون

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	6
العدد الكتلي (A)	12
الوزن الذري الغرامي (g)	12,011
نصف القطر الذري (°A)	0,914
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	2,26
درجة الانصهار (°C)	3727
درجة الغليان (°C)	4830
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1086
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	1,25
الكهروسلبية	2,5
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,00061

1 – ما هو عنصر الكربون؟

الكربون عنصـر مميز لأسـباب عديدة تتضـمن أشـكاله العديدة مادة من أنعم المواد "الجرافيت" ومادة من أقسـى المواد "الماس" كما أن لها قابلية كبيرة للترابط مع الذرات الأخرى الصـغيرة، بما فيها ذرات الكربون نفسـه وحجمه الصـغير يجعله يسـتطيع تكوين روابط عديدة، ونظرا لذلك فإن الكربون يعرف أنه يكون ما يقرب من 10 ملايين مركب، أي معظم المركبات الكيميائية تقريبا، مركبات الكربون هي الأسـاس للحياة على الأرض كما أن دورة كربون – نيتروجين هي السـبب في إصـدار بعض الطاقة الصادرة عن الشمس والنجوم الأخرى.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

الكربون تعني باللغة اللاتينية Cardo بمعنى Charbon الذي يدل على مصـدر الفحم، تم اكتشـافه قبل الميلاد وكان معروفا عند القدماء الذين حصلوا عليه بحرق المواد العضوية بمعزل عن الأكسجين لتصـنيع الفحم كما أن الماس يعتبر منذ القدم من المواد النادرة والتي تم اكتشـافها كمنتج ثانوي أثناء تجارب الشعاع الجزئي في الثمانيات من القرن العشرين.

يشـكل الكربون حوالي 0,08% من وزن القشـرة الأرضـية ويدخل في تركيب الغلاف الجوي بنسـبة 0,03% حجما بشـكل CO_2. وهو عنصـر هام يدخل في تركيب النسـيج الحيواني والنباتي ويعتبر العنصر الأساسي الذي تتكون منه البقايا الجيولوجية مثل البترول والفحم الحجري.

ويوجد على شـكل كربونات معدنية أهمها الحجر الكلسـي $CaCO_3$ وأحجار الدولوميـت $CacO_3 \cdot MgCO_3$ والسـيدريـت $FeCO_3$ والوزريـت $BaCO_3$ والملاغيـت $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$، كما يمكن للكربون أن يصـادف في الطبيعة بشـكل حر مثل الماس والغرافيت ويوجد بالإضـافة إلى ذلك عدة أشـكال مسـامية من الكربون مثل فحم الكوك وفحم الخشـب والفحم الحجري وغير ذلك من الفحوم التي تشابه الغرافيت في صفاته.

3 – الخواص الكيميائية للكربون

يعتبر الكربون عنصـرا قليل الفعالية في درجات الحرارة العادية، لكنه يتفاعل مع العديد من العناصـر في الدرجات العالية لينتج عددا هائلا من المركبات حيث إنّ معظم هذه المركبات تصـنف على أنها مركبات عضوية.

1.3 – التفاعل مع الأكسجين

يحترق بالحرارة وفي جو من الأكسجين ليعطي غاز أحادي أوكسيد الكربون أو غاز ثنائي أوكسيد الكربون وذلك حسب كمية الأكسجين المستعملة:

كمية محدودة من الهواء $2C + O_2 \longrightarrow 2CO$

كمية وافرة من الهواء $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

2.3 – التفاعل مع أشباه المعادن

1.2.3 – التفاعل مع الكبريت

يتفاعل الكربون مع الكبريت ليشكل ثنائي كبريتيد الكربون CS_2 وهو سائل سام سريع الاشتعال حسب التفاعل التالي

$$C + S_2 \longrightarrow CS_2$$

2.2.3 – التفاعل مع الهالوجينات

يمكن أن يشكل الكربون مركبات هالوجينية بصورة مباشرة ولكنه يمكن أن يشكل رباعي فلوريد الكربون بالتفاعل المباشر بين الفلور والكربون بالحرارة العالية:

$$C + 2F_2 \longrightarrow CF_4$$

3.2.3 – التفاعل مع الهيدروجين

يتحد الكربون مع الهيدروجين في درجات الحرارة العالية معطيا غاز الميثان حسب التفاعل التالي:

$$C + 2H_2 \longrightarrow CH_4$$

4.2.3 – التفاعل مع الآزوت

يشكل الكربون مع الآزوت مركبات عديدة أبسطها هو غاز السيانوجين C_2N_2

3.3 – خواصه الارجاعية

لما كان الكربون ذا علاقة شديدة بالأكسجين فهو يسعى إلى انتزاعه من الأجسام وبالتالي يعد جسما مرجعا قويا فهو

1.3.3 – يرجع الأكاسيد المعدنية

يرجع الأكاسيد المعدنية وينطلق غاز CO أو CO_2 وذلك حسب موقع المعدن في السلسلة الكهروكيميائية وحسب درجة الحرارة وحسب شدة العلاقة بين المعدن والأكسجين:

$$Fe_2O_3 + 3C \longrightarrow 2Fe + 3CO$$

$$2CuO + C \longrightarrow 2Cu + CO_2$$

2.3.3 – يرجع الحموض المؤكسدة

$$2H_2SO_4 + C \longrightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$$

$$4HNO_3 + C \longrightarrow CO_2 + 4NO_2 + H_2O$$

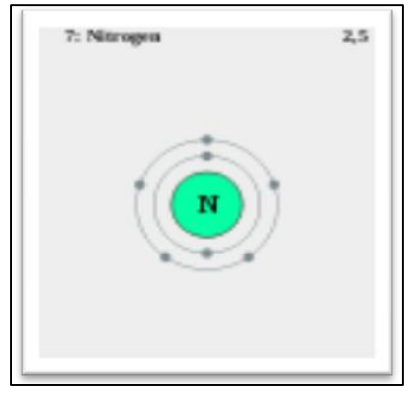
3.3.3 – يرجع بخار الماء

$$H_2O + C \longrightarrow CO + H_2$$

7 – عنصر النتروجين $^{14}_{7}N$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للنتروجين

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	7
العدد الكتلي (A)	14
الوزن الذري الغرامي (g)	14,00674
نصف القطر الذري (°A)	0,92
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	0,81
درجة الانصهار (°C)	−210
درجة الغليان (°C)	−195,8
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1,402
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	−0,1
الكهروسلبية	3
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	–

1 – ما هو عنصر النتروجين؟

الآزوت غاز عديم اللون والرائحة والطعم، وهو عادة غير نشـيط كيميائيا يتواجد على شـكل غاز في درجة الحرارة وقياس الضـغط القياسـيين لديه خمسـة إلكترونات في الغلاف الإلكتروني الخارجي وهو ثلاثي التكافؤ في معظم مركباته، يتكيف بدرجة حرارة 77 كالفن ويتجمد بدرجة حرارة 63 كالفن.

النتروجين السائل شائع لدراسة تأثير درجات الحرارة المنخفضة على الكائنات الحية، يشكل النتروجين العديد من المركبات كالأمونيا وحمض النيتريك والسيانيد.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـــف النتروجين من طرف "Daniel Rutherford" كيميائي اســـكتلندي وســـماه "لافوازييه" Lavoisier حيث "a" تعني بدون و "Zoe " تعني الحياة أي بدون حياة، ويقال أيضا إن أصل اسمه مشتق من اللاتينية nitro (KNO_3) و gen بمعنى مولد.

يشكل الآزوت حوالي 78% من حجم الهواء الجوي أو بنسبة 75,5% بالوزن، حيث يوجد النتروجين بنسبة ضئيلة في مياه البحار وكذلك في القشرة الأرضية، ونظرا لاحتياج النباتات وغيرها من الكائنات الحية إلى هذا العنصـــر لتكوين منه البروتينات فإن النتروجين يضـــاف دائما إلى التربة على هيئة بعض المركبات سهلة الذوبان في الماء مثل أملاح الأمونيوم أو النترات. كما يدخل في تركيب العديد من المركبات الكيميائية المنتشرة مثل نترات البوتاسيوم KNO_3 ونترات الصوديوم $NaNO_3$.

1.3 – تحضيره في الهواء الجوي

يحضـر النتروجين بإمرار تيار بطيء من الهواء فوق فلز النحاس السـاخن، وبذلك يتفاعل أكسـجين الهواء مع النحاس مكونا الأكسيد ويتبقى غاز النتروجين.

ويمكن تحضير النتروجين بإسالة الهواء عند – 200°م وتحت الضغط ثم تقطير الهواء المسال حيث يتصـاعد غاز النتروجين أولا ثم يتلوه غاز الأكسـجين، والنتروجين الناتج يحتوي على القليل من بعض الغازات الخاملة التي يمكن فصلها بإعادة تجزئته.

2.3 – تحضيره من مركبات النتروجين

يمكن تحضير الآزوت النقي جدا بعدة طرق منها:

1.2.3 – تسخين مزيج من محلول نتريت الصوديوم وكلوريد الأمونيوم

$$NH_4Cl + NaNO_2 \longrightarrow N_2 + NaCl + 2H_2O$$

2.2.3 – من تسخين مركب أزيد الصوديوم NaN_3

$$2NaN_3 \longrightarrow 2Na + 3N_2$$

3.2.3 – بإمرار تيار من غاز النشادر فوق أكسيد النحاس الساخن

$$3CuO + 2NH_3 \longrightarrow 2Cu + 3H_2O + N_2$$

4 – الخواص الكيميائية للنتروجين

النتروجين غاز خامل لا يتفاعل مع أغلب الكواشف الكيميائية المعروفة في درجات الحرارة العادية، ويرجع هذا الخمول إلى الثبات الكبير للرابطة الكيميائية بين ذرتي النتروجين في الجزيء (N_2) وعند تعويض الغاز تحت ضغط مخلخل إلى شرارة كهربائية يتحول نحو 2% من الغاز إلى ما يعرف باسم النتروجين النشيط، ويتوهج الغاز تحت هذه الظروف بوهج أصفر اللون نتيجة لتكوين بعض ذرات النتروجين المفردة وقليل من الذرات المثارة للغاز وهي الذرات التي يعزى إليها نشاط غاز النتروجين ومن أهم تفاعلاتها:

1.4 – التفاعل مع الغازات

يتحد النتروجين مع بعض الفلزات مثل المغنيزيوم لتكوين نتريدات حسب التفاعل:

$$2N + 3Mg \longrightarrow Mg_3N_2$$

تتحد أيضا مع بعض الهدروكربونات مثل الإيثيلين مكونة سيانيد الهدروجين:

$$2N + C_2H_2 \longrightarrow 2HCN$$

2.4 – التفاعل مع الهدروجين

يتحد غاز الآزوت مع غاز الهدروجين في وجود شرارة كهربائية، كما أنه يتحد معه عند إمرار خليط من كل منهما على الحديد المسخن لدرجة 500°م تحت ضغط مرتفع ويتكون في هذه الحالات النشادر:

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

3.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتحد النتروجين مع الأكسجين في وجود شرارة كهربائية ويتكون في هذه الحالة أكسيد النتريك، وهو تفاعل ماص للحرارة ويعتبر هذا أساس طريقة "بير كلاند" في صناعة حمض الآزوت:

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$$

وأخيرا يمكن للأزوت أن يتفاعل مع الكربون ويشكل السيانوجين C_2N_2 وبصعوبة يمكن أن يتفاعل مع الهالوجينات ليشـــكل مركبات منفجرة غير ثابتة، ويتفاعل الآزوت النقي في الدرجة 1000°م مع كربيد الكالسيوم مشكلا سياناميد الكالسيوم:

$$CaC_2 + N_2 \longrightarrow CaCN_2 + C$$

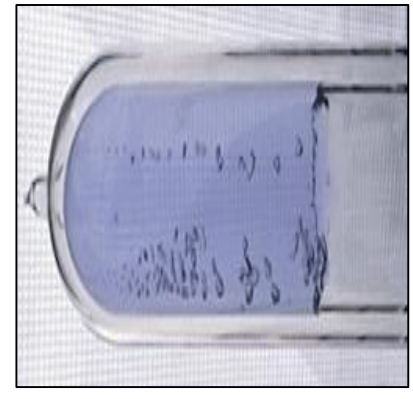
5 – مجال استعمال النتروجين

أوسـع اسـتخدام تجاري للنتروجين هو كجزء في عملية تصـنيع النشـادر (الأمونيا) باسـتخدام عملية هابر، وتسـتخدم الأمونيا بعدها لإنتاج الأسـمدة وحمض النيتريك، ويسـتخدم النتروجين كمادة غير نشـطة في أجواء خزانات السـوائل القابلة للإنفجار، وأثناء التصـنع الأجزاء الإلكترونية كالصـامات الإلكترونية والديود والدوائر المتكاملة، كما يستخدم في صناعة الفولاذ الذي لا يصدأ.

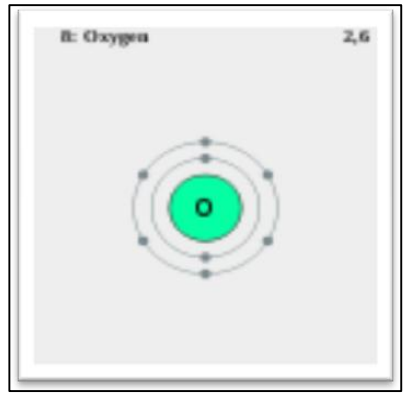
يستخدم النيتروجين السائل كمبرد للمنتوجات الغذائية، إمـا بالغمـر أو لأغراض النقل لحفظ الأجسام والخلايا التكاثرية، وللتخزين الآمد للعينات الحيوية، كما أنه بستخدم في دراسات حفظ الأجسام الحية. تسـتخدم نترات البوتاسـيوم الذي يدخل في تركيب البارود ونتـــرات الأمونيوم الذي يدخل في تركيب الأسمدة ومخصبات التربة، كما يستخدم النتروجين السائل لعلاج الأورام الجلدية خاصة الحميدة منها من أهمها الأنيلين والبيريدين.

8 – عنصر الأكسجين $^{16}_{8}O$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للأكسجين

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	8
العدد الكتلي (A)	16
الوزن الذري الغرامي (g)	15,9994
نصف القطر الذري (°A)	–
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	1,404
درجة الانصهار (°C)	−218,8
درجة الغليان (°C)	−183,0
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1314
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	1,47
الكهروسلبية	3,5
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	–

1 – ما هو عنصر الأكسجين؟

الأكسجين هو أحد أهم العناصر الكيميائية الموجودة في الجدول الدوري للعناصر، ينتمي إلى عائلة الكالكوجينات المكونة للمجموعة 16 في الجدول الدوري. يكون الأكسجين الحر في درجات الحرارة والضغط الاعتيادية، غازا لا لون له ولا رائحة ولا طعم وله خواص مغناطيسية. وهو يشكل عند اتحاده مع عناصر أخرى تشكيلية متنوعة من المركبات، وأكثر هذه المركبات أهمية الماء.

يوجد الأكسجين في الطبيعة بشكل جزيئة ثنائية الذرة O_2، وتعتبر هذه الجزيئة ثابتة، ولكي تتفكك إلى ذراتها يجب تسخينها إلى ما فوق الدرجة 2000°م.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف وجود غاز الأكسجين عام 1771م بواسطة الكيميائي السويدي "شيل" "Scheele" ووصفه بأنه غاز تتوهج فيه الأجسام المشتعلة، ثم حضره العالم الإنجليزي "بريستلي" "Priestley" عام 1774م بتسخين أكسيد الزئبق، وأطلق عليه "Lavoisier" "لافوازييه" بعد ذلك اسم الأكسجين حيث "oxy" تعني حمض و "genes" تعني مولد أي مولد الحمض.

يعد الأكسجين من أكثر العناصر انتشارا على سطح الكرة الأرضية، فهو يشكل 21% من حجم الهواء وتبقى هذه النسبة ثابتة في الجو نتيجة لعملية التمثيل اليخضوري، حيث عند تعرض النباتات الخضراء إلى أشعة الشمس تأخذ من ثنائي أكسيد الكربون ومن التربة الماء وتشكل المركبات الهدروكربونية وتطلق الأكسجين. ويشكل أيضا حوالي 50% من وزن القشرة الأرضية، فهو العنصر الأول فيها، ويشكل أيضا حوالي 89% من وزن الماء، ويعتبر من الأساسية في كافة المواد العضوية، بالإضافة إلى الكربون والهيدروجين والآزوت، وهو العنصر الأساسي في عمليات التنفس والاحتراق.

يوجد في الطبيعة على شكل مزيج مؤلف من ثلاثة نظائر وهي O^{16} (99,76%) و O^{17} (0,039%) و O^{18} (0,2%).

3 – طرق استحصال الأكسجين

يحضّر الأكسجين مخبريا بعدة طرق مختلفة وأهمها:

1.3 – التفكك الحراري لبعض أكاسيد المعادن المنخفضة في السلسلة الكهروكيميائية

تكون معظم الأكاسيد المعدنية ثابتة تجاه الحرارة، ولكن أكاسيد المعادن ذات الكمون المنخفض في سلسلة كمونات المساري، كالزئبق والفضة تكون غير ثابتة حراريا، فتتفكك وتعطي الأكسجين.

$$2Ag_2O \longrightarrow 4Ag + O_2$$

$$2HgO \longrightarrow 2Hg + O_2$$

2.3 – تفكك فوق الأكاسيد

تتفكك بعض فوق الأكاسيد بالحرارة كما يتفكك بعضها الآخر في وجود الماء أو في وجود الأحماض:

1.2.3 – التفكك بالحرارة

حصل "شيل" على غاز الأكسجين بتسخين ثاني أكسيد المنغنيز عند درجة حرارة عالية:

$$3MnO_2 \longrightarrow Mn_3O_4 + O_2$$

يتضح من هذه المعادلة أن ناتج التفاعل هو أيضا أكسيد يشبه أكسيد الحديد Fe_3O_4. ويتفكك فوق أكسيد الرصاص أيضا بالحرارة مكونا الليثارج:

$$2PbO_2 \longrightarrow 2PbO + O_2$$

يمكن استخدام أكسيد الرصاص الأحمر Pb_3O_4 في هذا التفاعل، وذلك بتسخين الليثارج في الهواء عند 450°م لتكوين الأكسيد الأحمر، ثم رفع درجة الحرارة إلى 550°م لتفكيك هذا الأكسيد الأحمر إلى الليثاريج والأكسجين مرة أخرى.

$$PbO + O_2 \longrightarrow Pb_3O_4$$

ويتفكك فوق أكسيد الباريوم أيضا بالحرارة، ويتكون فوق أكسيد الباريوم بتسخين أكسيد الباريوم 500°م، ثم ينحل بعد ذلك عند بلوغ درجة الحرارة إلى نحو 800°م.

$$2BaO_2 \longrightarrow 2BaO + O_2$$

2.2.3 – التفكك في وجود الأحماض

تتفكك بعض فوق الأكاسيد في وجود الأحماض، ومثال ذلك تفكك فوق أكسيد المنغنيز في وجود حامض الكبريتيك طبقا للمعادلة التالية:

$$2MnO_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2MnSO_4 + O_2 + 2H_2O$$

ولا يصلح استخدام حمض الهيدروكلوريد في هذا التفاعل، لأن ناتج التفاعل في هذه الحالة هو غاز الكلور.

3.2.3 – التفكك في وجود الماء

تتفاعل بعض فوق الأكاسيد مثل فوق أكسيد الصوديوم مع الماء وينطلق منها غاز الأكسجين:

$$2Na_2O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4NaOH + O_2$$

وقد استخدم هذا التفاعل مدة ما في تحديد الهواء في الأماكن المغلقة، فهو يطلق غاز الأكسجين في الهواء، ويمتص منه غاز ثاني أكسيد الكربون الناتج من التنفس بواسطة الأساس الناتج في التفاعل.

3.3 – تفكك الأملاح

تتفكك كلورات البوتاسيوم عند تسخينها إلى درجة الانصهار، أي عند 270°م، وهي تتحول إلى خليط من كلوريد البوتاسيوم، وفوق كلورات البوتاسيوم، وعند رفع درجة حرارة هذا الخليط إلى 400م° تفقد فوق الكلورات الأكسجين وتتحول إلى الكلوريد.

$$4KClO_3 \longrightarrow KCl + 3KClO_4$$

$$KClO_4 \longrightarrow KCl + 2O_2$$

وتتفكك أيضا برمنغنات البوتاسيوم عند تسخينها تسخينا هينا مكونة منغنات البوتاسيوم والأكسجين:

$$2KMnO_4 \longrightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

أما ثاني كرومات البوتاســـيوم فلا تنحل وحدها بالحرارة، ولكنها تتفاعل مع حمض الكبريتيك المركز وتطلق الأكسجين:

$$K_2Cr_2O_7 + 3H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2CrSO_4 + 3H_2O + 2O_2$$

4.3 – التحليل الكهربائي للماء

يتحلل الماء كهربائيا بوجود كميات صـغيرة من الأملاح أو الحموض أو الأسـس فينطلق الأكسـجين على المصعد والهيدروجين على المهبط، وتكون النواتج بدرجة نقاوة عالية:

$$2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$$

يحضـر الأكسـجين صـناعيا باسـتخدام التحليل الكهربائي للماء ومن الهواء بعد تمييعه، وإحدى الطرق الشـائعة للحصـول على الأكسـجين من الهواء تتلخص بإمرار للهواء المضـغوط لحوالي 10 جو على المرشح للتخلص من الغبار العالق في الهواء ومن ثم يتخلص من غاز ثاني أكسيد الكربون والرطوبة بإمرار الهواء على محلول أسـاسـي ومادة شـرهة للماء، ثم يؤخذ الهواء الناتج ويضـغط لحوالي 200 جو ويبرد إلى الدرجة العادية، يمدد فجائيا فتنخفض درجة الحرارة، وتكرر هذه العملية عدة مرات إلى أن يتميع الهواء بـالتقطير الجزئي للهواء المميع يعطي النتروجين أولا الذي يكون حـاويـا على كميـة قليلة من الأرغون والأكســجين عند درجة الحرارة –196°م ومن ثم الأكســجين عند درجة –183°م، وهذه الدرجات تمثل درجات الغليان للنتروجين والأكسجين على التوالي.

4 – الخواص الكيميائية للأكسجين

يكون غاز الأكسجين مركبات مع كل العناصر الأخرى فيما عدا الغازات الخاملة، وهو يستخدم لهذا السبب، بالإضافة إلى أسباب أخرى، في حساب الأوزان الذرية لبقية العناصر الأخرى.

ويمكن تحضير أكاسيد أغلب العناصر بطرق مباشرة، أي بالاتحاد المباشر بين العنصر والأكسجين، فيما عدا الفلزات النبيلة مثل الفضة والذهب والبلاتين، وكذلك الهالوجينات التي تحضر أكاسيدها بطرق غير مباشرة.

1.4 – تفاعلات الأكسدة

تعني الأكسدة اتحاد المادة بالأكسجين، على حين يعني الاختزال إزالة الأكسجين من المادة، رغم أنه يعني أيضا إضافة الهيدروجين في حالات أخرى.

وتختلف سرعة عملية التأكسد من حالة إلى أخرى، فهي قد تكون سريعة وتحدث بعنف شديد، ويصدر عنها ضوء وحرارة كما في حالة الاحتراق، أو تكون بطيئة كما في حالة صدأ الحديد، أو جفاف الزيوت النباتية المستخدمة في عمليات الطلاء.

تعرف عملية الأكسدة بصفة عامة على أنها فقد الذرة لإلكترون أو أكثر، وتعني عملية الاختزال اكتساب الذرة المتعادلة لإلكترون أو أكثر.

يعد غاز الأكسجين غازا فعالا ونشيطا، فهو يتحد بعديد من العناصر والمركبات في درجة حرارة الغرفة، وعند درجات حرارة مرتفعة تشتعل بعض المواد في وجود الأكسجين.

1.1.4 – التأكسد في درجة حرارة الغرفة

يشتعل الفوسفور أو يتوهج عند تعرضه للهواء في درجة الحرارة العادية، وهو يكون في الهواء الجاف أكسيد الفوسفور.

$$4P + 3O_2 \longrightarrow P_4O_6$$

يتحد أيضا أكسيد النتريك بالأكسجين في درجة حرارة الغرفة مكونا سحبا بنية اللون من فوق أكسيد النتروجين:

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

يتحد غاز الأكسجين بغاز الهيدروجين عند درجات الحرارة العادية في وجود عامل مساعد مناسب مثل فلز النيكل، كما تتأكسد بعض المركبات العضوية عند تعرضها للهواء في درجات الحرارة العادية، مثل الأمينات والفينولات.

يضاف إلى ذلك أن عملية التنفس في الكائنات الحية تؤدي إلى حدوث عمليات أكسدة في الخلايا الحية في درجات الحرارة المعتادة.

2.1.4 – التأكسد في درجات الحرارة العالية

يحترق الكبريت في الهواء مكونا ثاني أكسيد الكبريت، وعندما يحترق الكبريت في جو من الأكسجين يتكون قدر صغير من ثالث أكسيد الكبريت: $S + O_2 \longrightarrow SO_2 + O_2 \longrightarrow SO_3$

يحترق الكربون في الهواء مكون ثاني أكسيد الكربون، ويتكون في هذا التفاعل قدر من أول أكسيد الكربون نتيجة لاختزال بعض ثاني أكسيد الكربون بواسطة عنصر الكربون:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

$$C + CO_2 \longrightarrow 2CO$$

كذلك يحترق السيليكون والبورون في جو من الأكسجين لتكوين الأكاسيد المقابلة لكل منها.

$$4B + 3O_2 \longrightarrow 2B_2O_3$$

أما النتروجين فلا يتحد بالأكسجين إلا عند درجة حرارة القوس الكهربائي، ويتكون في هذه الحالة أكسيد النتريك، وعند انخفاض درجة الحرارة إلى 800°م يتكون قدر آخر من فوق أكسيد النتروجين:

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$$

$$2N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

يختلف الأمر بالنسبة للفلزات من حالة إلى أخرى، فالفلزات الثقيلة مثل الفضة والذهب والبلاتين، لا تتأكسد بسهولة، أما بقية الفلزات الأخرى مثل الصوديوم والبوتاسيوم والمغنزيوم فهي تشتعل في الهواء وهي على هيئة برادة أو مسحوق فقط، ويمكن تمثيل تفاعل الفلزات مع الأكسجين بالمعادلة التالية:

$$M + O_2 \longrightarrow MO_2$$

تحتاج عملية أكسدة النشادر إلى أكسيد النتريك في استخدام عامل مساعد من هذا النوع حتى يسري التفاعل: $4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO + 6H_2O$

5 – مجال استعمال الأكسجين

يعبأ الأكسجين عالي النقاوة في اسطوانات خاصة لإثراء الهواء بالأكسجين في عمليات التنفس لبعض المرضى في المستشفيات، كذلك يستخدم مع الهيدروجين لتكوين شعلة "الأوكسي هيدروجين" التي تصل درجة حرارتها إلى نحو 2400°م، وهي تستخدم في تشكيل السليكا والبلاتين وغيرها.

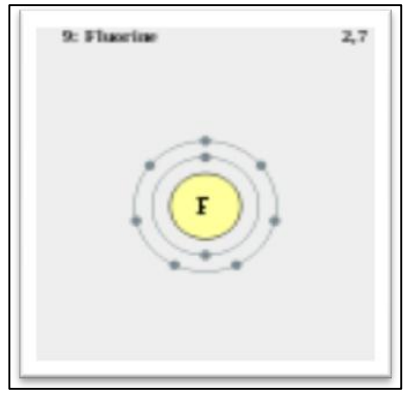
يستخدم خليط الأكسجين والأستيلين لتكوين شعلة "الأوكسي أستيلين" وتصل درجة حرارتها إلى نحو 2600°م وتستخدم في عمليات لحام الفلزات.

يستخدم الأكسجين أيضا في بعض عمليات التطهير، كما يستخدم الأكسجين السائل كأحد مكونات وقود الصواريخ.

9 – عنصر الفلور $^{19}_{9}F$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للفلور

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	9
العدد الكتلي (A)	19
الوزن الذري الغرامي (g)	18,998403
نصف القطر الذري (°A)	–
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	1,696
درجة الانصهار (°C)	−219,6
درجة الغليان (°C)	−188,1
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1680
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	3,45
الكهروسلبية	4
الناقلية الكهربائية $(\mu\,ohm)^{-1}$	–

1 – ما هو عنصر الفلور؟

الفلور النقي عبارة عن غاز أصفر شاحب وهو أكثر الهالوجينات الغازية نشاطًا، وهو يسبب حروقًا كيميائية شديدة عند ملامسته للجلد، حيث يكوّن مركبات بسرعة مع العناصر الأخرى، يتحد الفلور مع الغازات النبيلة مثل الكربتون، والرادون، ويتفاعل الفلور بشدّة مع الهيدروجين وهو نشط لدرجة أنّه لا يوجد في حالته العنصرية وله انجذاب لمعظم الفلزات بما فيها السليكون، ولذلك لا يمكن تحضيره أو تخزينه في آنية زجاجية، ويتفاعل بسرعة مع الماء لينتج حمض هيدروفلوريك شديد الخطورة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عُزل من قبل مواسان "Moissan" في فرنسا عام 1886م وهو معروف منذ القرن السادس، اشتق اسمه من اللاتينية "Fluere" بمعنى جريان إشارة إلى معدنه الخام CaF_2 المستعمل لإسالة البقايا عند إنتاج المعادن.

حضر لأول مرة بإمرار تيار كهربائي في خليط جاف من فلوريد الهيدروجين وفلوريد البوتاسيوم في أنبوبة على شكل حرف U من البلاتين عند −23°م. يوجد الفلور بنسبة 0,1% من القشرة الأرضية وذلك في الصخور النارية وأهم مصادره الفلوسبار أو فلوريد الكالسيوم CaF_2 والكرايوليت أو فلوريد الصوديوم والألمنيوم Na_3AlF_6.

3 – طرق استحصال الفلور

الطريقة الوحيدة المتبعة لتحضيره هي التحليل الكهربائي لأنه أشد العناصر المؤكسدة، حيث إن الفلور يتحد مع الماء لذا يجب أن يجري استخلاصه بشروط جافة، يستعمل عادة في تحضير الفلور المركب HF الناتج من تفاعل الفلورسبار CaF_2 مع حمض الكبريت حيث يمزج HF الجاف مع فلوريد البوتاسيوم KF لزيادة الناقلية الكهربائية حيث يتفاعل هذان المركبان ويشكلان الشوارد K^+، HF^{2-} تتولد الشاردة HF^{2-} نتيجة الرابطة الهيدروجينية القوية بين الشاردة F^- والجزيء HF ويمكن وصف نواتج التحليل الكهربائي لمصهور KHF_2 بالتفاعل النهائي التالي:

$$2KHF_{2(l)} \longrightarrow H_{2(g)} + F_{2(g)} + 2KF_{(l)}$$

ينطلق غاز الفلور حول المصعد وغاز الهيدروجين حول المهبط، وهذان الغازان غير قابلين عمليا للانحلال في مصهور KHF_2 وهذا يسهل تجنب تفاعلهما من جديد لإعطاء مركب HF وبما أن درجة انصهار KHF_2 منخفضة 35°م لذلك من سهل إبقائه في الحالة السائلة في وعاء التحليل

الذي تبلغ درجة حرارته بين 80–100°م. نلاحظ من ناتج عملية التحليل النهائي أن المتحلل النهائي هو المركب HF لذا يجب إضافة كميات من HF دوريا إلى وعاء التحليل.

4 – الخواص الكيميائية للفلور

1.4 – التفاعل مع المعادن

يتفاعل الفلور مع جميع المعادن وذلك وفق التفاعل العام:

$$nF_2 + 2M \longrightarrow 2MF_n$$

تتصف الفلوريدات المعدنية بأنها شاردية وقليلة الانحلال في الماء نسبيا (فلوريدات المعادن الأساسية الترابية غير المنحلة) والمعادن الشديدة الكهرواجابية، تشكل مركبات ذات طبيعة شاردية مع بقية المعادن، تكون المركبات ذات طبيعة مشتركة.

2.4 – التفاعل مع اللامعادن

يتحد الفلور مع أغلب اللامعادن بسرعة ماعدا الآزوت والأكسجين وتتناقص شدة التفاعل مع لامعدن معين بازدياد العدد الذري، فمثلا يتفاعل الفلور مع الهيدروجين بانفجار حتى في الدراجات المنخفضة وفق التفاعل التالي:

$$F_2 + H_2 \longrightarrow 2FH$$

3.4 – التفاعل مع الماء

يتفاعل الفلور مع الماء فيتفكك وينطلق الأكسجين:

$$3F_2 + 2H_2O \longrightarrow 4HF + O_2 + 2F_2$$

4.4 – التفاعل مع الأسس

يتفاعل الفلور مع الأسس فيعطي الشاردة F^- والمركب OF_2 وذلك مع الأسس الباردة والممددة ويعطي الشاردة F^- والأكسجين مع الأسس المركزة والساخنة حسب المعادلات:

$$2F_2 + 2OH^- \longrightarrow 2F^- + OF + H_2O$$

$$2F_2 + 4OH \longrightarrow 4F^- + O_2 + 2H_2O$$

5.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يمكن للفلور أن يتفاعل مع الهالوجينات مشكلا مركبات ذات طبيعة مشتركة تدعى بالهالوجينات الداخلية ويمكن تحضيرها من التفاعل المباشر بين الهالوجينات: $Cl_2 + F_2 \longrightarrow 2ClF$

5 – مجال استعمال الفلور

- حمض الهيدروفلوريك يستخدم للحفر على الزجاج في المصابيح والمنتجات الأخرى.
- الفلور أحادي الذرة يستخدم في رماد البلازما في تصنيع أشباه الموصلات ومع مركباته يستخدم الفلور في إنتاج اليورانيوم، وفي أكثر من الكيمويات الفلورية، منها اللدائن التي تتحمل درجة الحرارة العادية.
- يستخدم مركبات الفلور والكربون أيضًا بكثرة في مكيفات الهواء وفي التبريد كما يستخدم كمبيد للحشرات، وخاصة الصراصير. وقديماً كان يستخدم للمساعدة في إذابة مصهور المعادن.

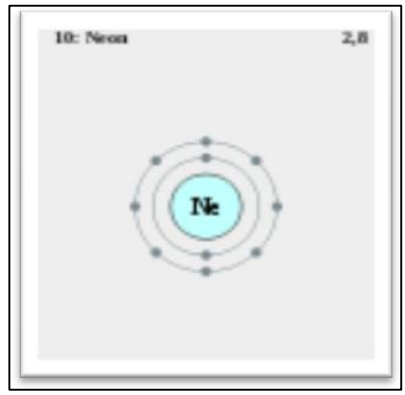
6 – تأثيره على جسم الإنسان

يدخل الفلور في تركيب مينا الأسنان والبناء العظمي كما يسهل امتصاص الجسم للعناصر الأخرى مثل الكالسيوم والماغنزيوم وأيضاً يساعد على إبطاء هشاشة العظام. والنقص في عنصر الفلور يؤدي إلى حالات التواء العمود الفقري وتأخر التئام العظام المكسورة بالإضافة إلى تسوس الأسنان ونذكر أنّ الزيادة في نسبة الفلور تؤدي إلى إصابة الأسنان ببقع غامقة اللّون. ومن أهم مصادر الفلور في غذاء الإنسان هي مشروبات الشاي وبعض أصناف المياه المعدنية والأسماك البحرية.

10 – عنصر النيون $^{20}_{10}Ne$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للنيون

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	10
العدد الكتلي (A)	20
الوزن الذري الغرامي (g)	20,183
نصف القطر الذري (°A)	1,6
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	1,2
درجة الانصهار (°C)	−248,7
درجة الغليان (°C)	−246,1
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	2080
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	–
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	–

1 – ما هو عنصر النيون؟

النيون هو عنصر كيميائي من الغازات النبيلة التي تتصف بأنها إذا ما أضيفت إلى مصباح ضوئي زادت من توهجه وأعطته بريقًا مختلفًا. هو عبارة عن غاز عديم اللّون ذو وميض أحمر برتقالي في حالة البلازما. للنيون التركيب الإلكتروني ns^2np^6، أي أنّ ذراته ذات تركيب إلكتروني مكتمل وهذا يعني أنّه ثابت جداً، وهو غير ميّال للارتباط مع نفسه لتشكيل جزيئات ثنائية وحتى مع غيره من العناصر وإنما يوجد بشكل ذرات منفصلة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف النيون عام 1898م من قبل "رامزي وترافرس" "Travers"، وعزلاه من تمييع الأرغون الناتج عن الهواء ومن ثم بالتقطير الجزئي للسائل الناتج. اشتقّ إسمه من اليونانية Neos بمعنى جديد.

النيون أكثف من الهيدروجين بحوالي عشر مرات، ويتألق من مزيج من ثلاثة نظائر ثابتة وهي ^{20}Ne و ^{21}Ne و ^{22}Ne، وله أربعة نظائر مشعة وهي ^{18}Ne و ^{19}Ne و ^{23}Ne و ^{24}Ne. يقدّر عدد حجوم الهواء الحاوية حجما واحدا من غاز النيون بـ 55000، أمّا نسبته المئوية الحجمية في الهواء فتقدّر بـ $1,82 \cdot 10^{-3}\%$.

3 – طرق استحصال النيون

يحضر النيون حاليًا من الهواء الجوي بتمييعه وتقطيره جزئيًا.

4 – الخواص الكيميائية للنيون

إنّ التركيب الإلكتروني لغاز النيون من النوع ns^2np^6، حيث تكون طبقته الخارجية مشبعة إلكترونيًا، ومن هنا يمكن القول إن هنا الغاز لا يمكن بتركيبه الإلكتروني هذا أن يقوم بنشاطات كيميائية مع غيره من العناصر إلاّ بصورة محدودة جدًّا، وذلك عن طريق توسيع تركيبه الإلكتروني بتحريض إلكترون أو أكثر من المدار p إلا المدار d – الفارغ. ولا يعرف حتى الآن مركبات كيميائية للنيون.

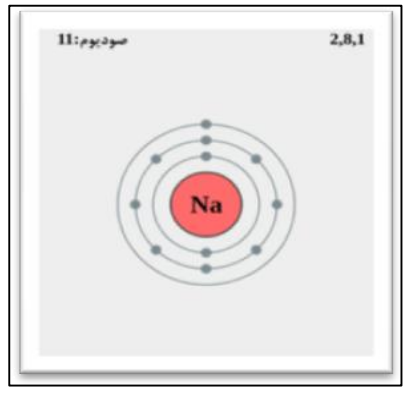
5 – مجال استعمال النيون

يستخدم النيون في أنابيب الإفراغ وخاصة لأغراض الإعلان ومصابيح الشوارع وذلك لأنه إذا أفرغ عند الضغط 2mmHg تألق بلون برتقالي. محمر مميز قادر على اختراق الضباب، كما أنه يعطي لونًا أزرق أو أخضر عند مزجه مع كمية قليلة من بخار.

11 – عنصر الصوديوم $^{23}_{11}Na$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للصوديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	11
العدد الكتلي (A)	23
الوزن الذري الغرامي (g)	22,98
نصف القطر الذري (°A)	1,9
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	0,97
درجة الانصهار (°C)	9,78
درجة الغليان (°C)	892
طاقة التأين الأولى (kj/mol)	496
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	52,2
الكهروسلبية	1,01
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,21

1 – ما هو الصوديوم؟

الصـوديوم معدن خفيف ذو لون فضـي أبيض، شـديد الفعالية وينتمي إلى عائلة المعادن الأسـاسـية المكونة للمجموعة 1 في الجدول الدوري للعناصـر. يتأكسـد الصـوديوم في الهواء، ويتفاعل بشـكل عنيف مع الماء أي يجب حفظه في وسط غير مؤكسد.

يكون الصـوديوم في درجة حرارة الغرفة طريا لدرجة أنه يمكن قطعه بالسـكين. وفي الهواء، يتناقص البريق الفضي بسرعة كبيرة على سطح مقطع حديث العهد. ويعد ناقلا جيدا للحرارة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عزل الصـوديوم لأول مرة عام 1807م من طرف "همفري ديفي" والذي حضـره من التحليل الكهربائي لهيدروكسيد الصوديوم، وفي عام 1912م استطاع "داونز" "Downs".

ينتج الصـوديوم بكميات تجارية من التحليل الكهربائي لمصـهور مزيج من كلوريد الصـوديوم وكلوريد الكالسـيوم. أصـل اسـمه من العربية "صـودا" نبات يحتوي على نسـبة كبيرة من كربونات الصـوديوم Soda وهو الاسم القديم لهذا الملح، ويقال أيضا بأن أصل التسمية من اللاتينية والألمانية natrium مشتق من natron كلمة تشير إلى وجود هذا الملح على شواطئ بحيرة Natron.

يشكل الصوديوم 2,83% من وزن القشرة الأرضية فهو العناصر الواسعة الانتشار في الطبيعة. لا يوجد هذا العنصـر بشـكل حر في الطبيعة لأنّه سـريع التأكسـد في الهواء، ويتفاعل بشـكل عنيف مع الماء، أي يجب حفظه في وسـط غير مؤكسـد. وأهم خاماته: الملح الصـخري (*Nacl*) والترونا (Trona) $NaHCO_3 \cdot Na_2CO_3 \cdot 2H_2O$ وملح شيلي (نترات الصوديوم) والكبريت.

3 – طرق استحصال الصوديوم

اسـتحصـل الصـوديوم قديما بتسـخين مادة الصـودا الكاوية مع مزيج من الكربون والحديد عند درجة 1000°م حسب التفاعل التالي:

$$6NaOH + 2C \longrightarrow 2Na + 3H_2 + 2NaCO_3$$

يحضـر الصـوديوم حديثا بالتحليل الكهربائي لمصـهور مزيج كلوريد الصـوديوم (40%) وكلوريد الكالسيوم (60%) أو فلوريد الصوديوم. لهذا الغرض خلية التحليل والتي تعرف بخلية داونز.

ينصـهر المزيج عند الدرجة 580°م وهي درجة الحرارة التي تعمل عندها الخلية. وتحدث فيها التفاعلات التالية:

$$2Na^+ + 2\acute{e} \longrightarrow 2Na$$

$$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2\acute{e}$$

ينتج الصـوديوم بكميات تجارية عام 1855 بواسـطة إرجاع كربونات الصـوديوم وبوجود الكربون في الدرجة 1100°م وفق عملية Deville:

$$Na_2CO_3 + 2C \longrightarrow 2Na + 3CO$$

4 – الخواص الكيميائية للصوديوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يحترق الصـوديوم في جو من الأكسـجين بلهب أصـفر سـاطع مشـكلا أكسـيد الصـوديوم وفوق أكسـيد الصوديوم:

(كمية غير كافية من الهواء) $4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$

(كمية وافرة من الهواء) $2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$

2.4 – التفاعل مع الماء

يتحد الصوديوم مع الماء بشدة مشكلا هيدروكسيد الصوديوم وغاز الهيدروجين:

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2(Na^+OH^-) + H_2$$

يكون هذا التفاعل ناشـرًا للحرارة، حيث تتفاعل القطع الصـغيرة منه بشـكل سـريع مع الماء وتسـتمر بالتلاشي حتى نهاية التفاعل، في حين يؤدي وجود القطع الكبيرة منه إلى حدوث انفجارات.

3.4 – التفاعل مع أشباه المعادن

يتفاعل الصوديوم بالتسخين مع اللامعادن ويعطي مركبات تتمتع بالصفات الشاردية، فمع الهالوجينات تشكل مركبات الهاليدات، ومع الكبريت يعطي كبريتيدات، ومع الفوسفور الفوسفيدات... ويمكن كتابة التفاعلات العامة بالشكل:

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2(Na^+Cl^-)$$

$$2Na + S \longrightarrow (Na^+)_2S^{2-}$$

$$2Na + H_2 \longrightarrow 2(Na^+H^-)$$

$$3Na + P \longrightarrow Na_3P$$

4.4 – التفاعلات الأخرى

يمكن أن يتفاعل الصوديوم مع الحموض والكحول الإثيلي وخاصـــــة النشادر بوجود وسيط وحرارة مطلقة غاز الهيدروجين ومشكلة كلوريد الصوديوم أو إيتيلات أو أميد الصوديوم:

$$2Na + 2HCl \longrightarrow 2(Na^{+}Cl^{-}) + H_2$$

$$2Na + 2C_2H_5OH \longrightarrow 2(C_2H_5O^{-}Na^{+}) + H_2$$

$$2Na + 2NH_3 \longrightarrow 2Na^{+}NH_2^{-} + H_2$$

يمكن استعمال الصوديوم في استحصال بعض المعادن الأقل منـــه كهروجابية بالتسخين كما في المثال التالي:

$$3Na + AlCl_3 \longrightarrow 3NaCl + Al$$

تنحل المعادن الأساسية في الزئبق وتعطي مركبا يدعى بالملغمة. فالصوديوم ينحل في الزئبق ليعطي ملغمة الزئبق (Na/Ag) هذه الملغمة تكون سـائلة إذا كانت كمية الصـوديوم قليلة وصـلبة إذا كانت كميـــة الصوديـــوم كبيرة. ويمكن استعمال الملاغم على أنها عوامل مرجعة قوية كما أن لها بعض الاستعمالات الأخرى.

5 – مجال استعمال الصوديوم

يمكن استعمال الصوديوم المعدني في:

- تنقية بعض المعادن الفعالة مثل الزركونيوم والبوتاسيوم المستخلصين من مركباتهما.
- تحسين بنية بعض الخلائط.
- تنعيم السطوح.
- تنقية المعادن المنصهرة.
- إنارة شوارع المدن باستعمال مصابيح الصوديوم البخاري، وتكون ألوان الضوء الصادر متعلقة بضغط بخار الصوديوم في المصباح.
- نقل الحرارة في بعض أنماط المفاعلات النووية، ويتم استعماله هنا بحالته السائلة.
- الاصطناع العضوي كعامل مرجع.
- كما يستعمل الصـوديوم المنصـهر كوسـيلة للتبريد في بعض أنماط مفاعلات النيترونات السريعة، إنه يتمتع بمقطع امتصاص نيتروني منخفض، وهي خاصة مرغوبة لتأمين تدفق نيتروني مرتفع، كما أنه ناقل للحرارة متميز. هذا وتسـمح درجة غليانه العالية أن يتم عمل المفاعل في ضغوط طبيعية.

6 – تأثيره في جسم الإنسان

1.6 – المحافظة على حجم السائل في الجسم

يلعب صوديوم المصل الدموي وصوديوم البول أدوارا أساسية في الطب، سواء في المحافظة على الصوديوم أو في تشخيص الاضطرابات التي تسبب خللا في موازنة الملح أو الصوديوم مع الماء في الجسم.

2.6 – المحافظة على الكمون الكهربائي في النسج الحيوانية

تعد كاتيونات الصوديوم أساسية في وظيفة العصبونات (الدماغية والعصبية)، وفي الميزان التناضجي بين الخلايا والسائل البيني، وذلك فيما يخص وسائط توزعها في كافة أجسام الحيوانات، ويتم ذلك من خلال مضخة Na^+ / K^+ (وهي إنزيم موجود في الغشاء السيتوبلازمي) يشكل الصوديوم الكاتيون الأساسي في السائل الموجود خارج الخلايا لدى الثدييات، وقليل منه يوجد داخل الخلايا.

7 – تأثيره على البيئة

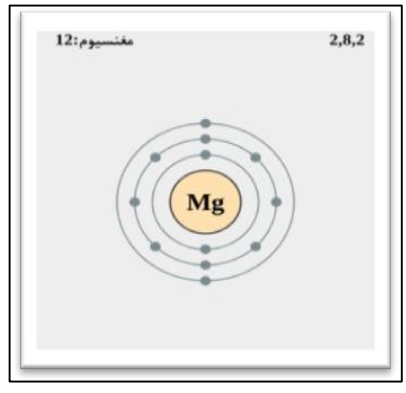
برغم أن الصوديوم لا يعد مغذيا أساسيا في غالبية أنواع النبات، فإنه ضروري لعمليات الاستقلاب لدى بعض النباتات، ويستعمل الصوديوم في هذه النباتات في تصنيع الكلوروفيل.

نظرا لارتفاع الملوحة في التربة، أصبح كل من التوتر التناضجي وسّمية الصوديوم في النباتات، وبخاصة حبوب المحاصيل، ظاهرة تعمّ العالم بأكمله. إذ أن وجود تراكيز عالية من الصوديوم في محلول التربة يحد من قابلية النباتات لامتصاص الماء، وذلك بسبب انخفاض محتوى التربة من المياه، وهو ما يؤدي إلى ذبول النبات. إضافة إلى ذلك، فإن زيادة تركيز الصوديوم في بلازما خلايا النبات يمكن أن يقود إلى قصور إنزيمي يظهر على هيئة نخور، وقد يؤدي إلى موت النبات.

12 – عنصر المغنزيوم $^{24}_{12}Mg$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للمغنزيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	12
العدد الكتلي (A)	24
الوزن الذري الغرامي (g)	24,312
نصف القطر الذري (°A)	1,6
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	1,74
درجة الانصهار (°C)	650
درجة الغليان (°C)	1107
طاقة التأين الأولى (kj/mol)	738
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	−3,0
الكهروسلبية	1,31
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,226

1 – ما هو عنصر المغنزيوم؟

المغنيزيوم عبارة عن معدن، ينتمي إلى مجموعة المعادن القلوية الترابية في الجدول الدوري للعناصر، هذا المعدن ذو لون أبيض فضي يزول بالتعرض للهواء نتيجة تأكسده. ويتمتع المغنيزيوم بناقلية جيدة للحرارة والكهرباء.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم عزل معدن المغنيزيوم عام 1808م على يد "ديفي" "Davy". أصل اسمه من اليونانية Magnésia منطقة من آسيا الصغرى (وفي مصادر أخرى في اسكتلندا) حيث وجد معدنه الخام (أكسيد المغنيزيوم).

لا يوجد المغنيزيوم بشكل حر في الطبيعة وذلك لشدة فعالية، ولكن خاماته واسعة الانتشار في اليابسة ومياه البحر، وأهم خاماته: الماغنيزيت $MgCO_3$ والدولوميت $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ وأملاح ابسوم (Epsom) $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ والكيسيريت $MgSO_4 \cdot H_2O$ والكارناليت $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ والأولفين (Olivine) Mg_2SiO_4 والإينشتايت $MgSiO_3$ ويشكل أملاحا منحلة في ماء البحر 0,13%.

3 – طرق استحصال المغنيزيوم

يحضر المغنيزيوم بعدة طرق وأهمها عمليا هي معالجة هيدروكسيد الكالسيوم بمياه البحر الغني بشوارد Mg^{2+}، وتعمد هذه الطريقة على معالجة ماء البحر بهيدروكسيد الكالسيوم فيرسب هيدروكسيد المغنيزيوم الأقل انحلالية ثم يرشح ويعالج بحمض كلور الماء لتحويلها إلى $MgCl_2$. ثم يحلل مصهور هذا الملح كهربائيا، أما مراحل هذه الطريقة فهي:

– تكليس أحجار الدولوميت:

$$CaCO_3 \cdot MgCO_3 \longrightarrow CaO + MgO + 2CO_2$$

– تشكيل هيدروكسيد المغنيزيوم والكالسيوم وذلك بمعالجة الناتج بالماء:

$$CaO + MgO + 3H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + Mg(OH)_2$$

– المعالجة بمياه البحر:

$$Ca(OH)_2 \cdot Mg(OH)_2 + Mg^{2+} \longrightarrow 2Mg(OH)_2 + Ca^{2+}$$

– تشكيل كلوريد المغنيزيوم:

$$Mg(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$

– التحليل الكهربائي لمصـــهور كلوريد المغنيزيوم وذلك في حوض حديدي (مهبط) ومصـــعد من الغرافيت ويحلل كهربائيا في الدرجة 700°م. يضـــاف عادة بعض الأملاح الأخرى لخفض درجة انصـــهار هذا الملح مثل NaCl أو KCl حيث تنخفض درجة انصـــهار المزيج الملحي إلى حوالي 300°م:

(عند المصعد) $Mg^{2+} + 2\acute{e} \longrightarrow Mg$

(عند المهبط) $2Cl^{-} \longrightarrow Cl_2 + 2\acute{e}$

ويمكن تحضـير المغنيزيوم مباشـرة بعد عملية تكليس أحجار الدولوميت وذلك بالطريقة الحرارية التي تعتمد على إرجاع أكسيد الكالسيوم والمغنيزيوم ($CaO + MgO$) بواسطة فحم الكوك عند الدرجة 2000°م أو باستعمال مزيج من الحديد أو السيليكون:

$$2CaO \cdot MgO + FeSi \longrightarrow Mg + Ca_2SiO_4 + Fe$$

كما يمكن تحضيره بإرجاع الأكسيد بالكربون في قوس كهربائية (طريقة هانكجيرك):

$$MgO + C \longrightarrow Mg + CO$$

4 – الخواص الكيميائية للمغنزيوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل المغنيزيوم بالتسخين في جو من الأكسجين ويتشكل أكسيد المغنيزيوم:

$$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$$

2.4 – التفاعل مع الماء

المغنيزيوم المسخن لا يتفاعل إلا مع تيار من بخار الماء، ويتشكل أكسيد المغنيزيوم:

$$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2$$

3.4 – التفاعل مع الهيدروجين

يمكن للمغنيزيوم أن يشكل MgH_2 وذلك بحرارة عالية جدا وضغط مناسب وهو هيدريد غير ثابت. وينحـل هـذا الهيـدريـد في مـاء مشـــكلا هيـدروكســـيـد المغنيزيوم وينطلق غـاز الهيـدروجين:

$$MgH_2 + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + H_2$$

4.4 – التفاعل مع أشباه المعادن

1.4.4 – مع الآزوت

يتفاعل المغنيزيوم مع الآزوت بالتسخين إلى درجات مناسبة ويشكل النتريد Mg_3N_2 الذي يتحمله بسرعة في الماء ويتشكل هيدروكسيد المغنيزيوم وينطلق غاز النشادر:

$$Mg_3N_2 + 6H_2O \longrightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$$

2.4.4 – مع الكربون

يتفاعل المغنيزيوم بالتسخين مع الكربون ويتشكل كبريد أو أستيليد المغنزيوم الذي صيغته MgC_2 ويتصف هذا المركب بأنه يتحلل بالماء مشكلا هيدروكسيد المغنيزيوم وينطلق غاز الأستيلين:

$$MgC_2 + 2H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + C_2H_2$$

3.4.4 – مع الفوسفور

يتفاعل المغنيزيوم مع الفوسفور بالحرارة ويتشكل فوسفيد المغنيزيوم Mg_3P_2 الذي يتحمله بسرعة بالماء ويتشكل هيدروكسيد المغنزيوم وينطلق غاز الفوسفين:

$$Mg_3P_2 + 6H_2O \longrightarrow 3Mg(OH)_2 + 2PH_3$$

4.4.4 – يتفاعل المغنزيوم مع جميع الهالوجينات

يتشكل هاليد المغنزيوم MgX_2، كذلك يتفاعل مع الكبريت ويتشكل كبريتيد المغنيزيوم MgS الذي يتحلمه بالماء يطلق غاز الهيدروجين.

5.4 – التفاعل مع الحموض

يتفاعل المغنيزيوم مع الحموض الممددة مثل HCl و H_2SO_4 وينطلق غاز الهيدروجين:

$$Mg + 2H^+ \longrightarrow Mg^{2+} + H_2$$

أما حمض الآزوت فالمغنيزيوم يتفاعل مع الممدد جدا، ويطلق غاز الهيدروجين:

$$Mg + 2HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2$$

كما يتفاعل مع حمض الكبريت الكثيف والساخن وفق التفاعل التالي:

$$Mg + 2H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

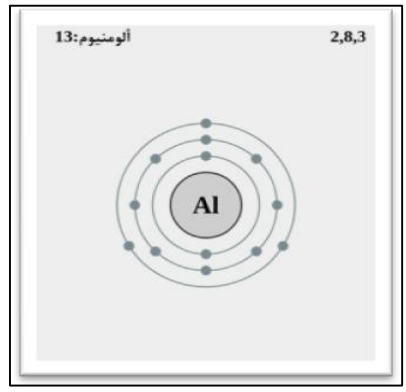
6 – مجال استعمال المغنيزيوم

- يستعمل المغنيزيوم في صناعة الخلائط المعدنية، وفي تحضير المواد النارية بسبب الضوء الشديد المتولد عن احتراقه.
- يدخل مع بعض المعادن في تكوين سبائك تمتاز بخواص ميكانيكية جيدة والتي تستخدم في صناعة الطائرات وأجزاء البواخر.
- يستخدم المغنيزيوم في مصابيح التصوير (فلاش)، وكذلك في صناعة الأسنان.
- يدخل في تكوين شبكات الأقنية تحت الأرض، كما يستخدم أوكسيد المغنيزيوم كمادة عاكسة للحرارة في باطن الأرض.

13 – عنصر الألمنيوم $^{27}_{13}Al$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للألمنيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	13
العدد الكتلي (A)	27
الوزن الذري الغرامي (g)	26,98
نصف القطر الذري (°A)	1,43
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	2,7
درجة الانصهار (°C)	660
درجة الغليان (°C)	2450
طاقة التأين الأولى (kj/mol)	0,578
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,6
الكهروسلبية	1,61
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,377

1 – ما هو عنصر الألمنيوم؟

هو عبارة عن معدن لونه أبيض فضـي خفيف، قابل للسـحب والتصـفيح ومقاوم للتآكل بسـبب طبقته السـطحية السـميكة المكونة من أكسـيد الألمنيوم التي تتشـكل عند تعرض المعدن للهواء. يكون طريا في الحالة النقية وغير متين، لكن عند احتوائه على كميات قليلة جدا من معادن أخرى ترتفع متانته. وهو ناقل جيد للحرارة والكهرباء.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عزل الألمنيوم في حالة غير نقية من قبل "Wohler" سـنة 1825م، وعزل في الحالة النقية من طرف "Henri Sainte–Claire Deville" سنة 1854م. أصل اسمه من اللاتينية Alumen وتعني كلمة Alum مر، نظرا للذوق المر لحجر الشب (كبريتات مزدوجة لكل من الألمنيوم والبوتاسيوم).

يعتبر الألمنيوم من أوسـع المعادن انتشـارا في الطبيعة، فهو يأتي في المرتبة الأولى من حيث سـعة انتشاره في القشرة الأرضية إذ يؤلف حوالي 7,5% من وزن القشرة الأرضية، ويأتي في المرتبة الثالثة بين العناصر (بعد الأكسجين والسيليكون). لا يوجد الألمنيوم حرا في الطبيعة لشدة الفته بالأكسجين، وأهم خاماته تكون مع السيليكا في الصخـور البركانيـة بشكل فلدسبار $K(AlSi_3O_8)$ الذي يؤلف حوالي 60% من هذه الصـخور، كما يوجد في الميكا $KAl_2(OH)_2(AlSi_3O_{10})$ والغضـار $Al_2O_3 \cdot 4Si_2 \cdot H_2O$ والزيوليت $Na(AlSi_2O_6)H_2O$ كما يوجد على شـكل أكاسـيد مميهة كالبوكسيت $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ الذي يعتبر المصدر الأساسي للحصول على الألمنيوم.

3 – طرق استحصال الألمنيوم

يسـتحصـل الألمنيوم على نطاق واسـع من البوكسـيت بعد تنقيته من الشـوائب ثم إذابة الأكسـيد في الكريوليت ومن ثم تحليله كهربائيا، ينقى البوكسـيت من السـيليكا وأكاسـيد Fe و Ti...الخ بإذابته بمحلول سـاخن من هيدروكسـيد الصـوديوم تحت الضـغط، فيذوب Al_2O_3 و SiO_2 ويترسـب أكسـيد الحديد والأكاسـيد المعدنية الأخرى التي تفصـل بالترشـيح. يرسـب هيدروكسـيد الألمنيوم من الرشاحة إما بإمرار غاز CO_2:

$$2NaA(OH)_4 + CO_2 \longrightarrow 2Al(OH)_3 + Na_2CO_3 + H_2O$$

أو بتبريد الرشاحة وتحريكها في درجة حرارة الغرفة مع إضافة بضع بلورات من $Al(OH)_3$ النقي فتتفكك الألومينات :

$$Al(OH)_4^- \longrightarrow Al(OH)_3 + OH^-$$

يفصل الهيدروكسيد الراسب عن الرشاحة المحتوية على السيليكـات ويغسل جيدا ثم يسخن إلى حوالي 1200°م فينتج الأكسيد :

$$2Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3 + H_2O$$

يؤخذ الأكسيد إلى وعاء التحليل الكهربائي، ويذاب في مصـهـــور الكريوليت Na_3AlF_6 المحتوي على قليل من CaF_2 وذلك لتخفيض درجة انصـــهار الأكســيد إلى حوالي الدرجة 900°م. يتألف وعاء التحليل من وعاء حديدي مبطن بالكربون (مهبط) وقضبان من الكربون (مصعد) ويستخدم فرق في الكمون منخفض حتى لا يتحلل الكريوليت، وتيار كهربائي شـــديد ليبقي على الصـــهارة. يتحرر الألمنيوم على المهبط ويبقى منصـهرا ويتجمع في أسفل وعاء التحليل، ويؤخذ من فتحة جانبية، يكون الألمنيوم الناتج بنقاوة 99,5%. ينطلق الأكســـجين على المصـــعد الكربوني ويتفاعل معه ليعطي CO_2.

وضعت عدة فرضيات لعملية التحليل الكهربائي وإحدى هذه الفرضيات تفترض التفكك التالي:

$$Al_2O_3 \longrightarrow Al^{3+} + AlO_3^{3-}$$

$$4Al^{3+} + 12\acute{e} \longrightarrow 4Al$$

$$4AlO_3^{3-} \longrightarrow 2Al_2O_3 + 3O_2 + 12\acute{e}$$

4 – الخواص الكيميائية للألمنيوم

1.4 – التفاعل مع الهواء والأكسجين

الألمنيوم غير قابل للتفاعل مع الأكسجين لوجود طبقة الأكسيد ولكن بإزالة هذه الطبقة يصبح نشيطا كيميائيا وتتشكل عليه من جديد طبقة من الأكسيد. يحترق مسحوق الألمنيوم بشدة مع انتشار كمية من الحرارة عند التقائه مع لهب مصباح بنزن مشكلا أوكسيد الألمنيوم Al_2O_3

2.4 – التفاعل مع الماء

لا يتفاعل الألمنيوم مع الماء العادي بسـبب طبقة الأكسـيد السـطحية والكتومة، ولكن المياه المالحة تزيل هذه الطبقة وبالتالي يستمر تآكل الألمنيوم فيها. أما الألمنيوم المسحوق فيتفاعل مع الماء البارد ببطء وبسرعة مع الماء الساخن.

$$2Al + 6H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2$$

3.4 – التفاعل مع أشباه المعادن

يتفاعل Al مع جميع الهالوجينات مع انتشـــار كمية من الحرارة مشـــكلا مركبات بالشـــكل AlX_3.

بتســـخينه مع الكبريت والآزوت والكربون يشـــكل المركبات Al_2S_3 و AlN و Al_4C_3 على التوالي.

4.4 – التفاعل مع الحموض

يتفاعل الألمنيوم ببطء مع حمض كلور الماء الممدد وبســـرعة مع المركز والســـاخن مطلقا غاز الهيدروجين:

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$$

أما حمض الكبريت المركز والساخن فيتفاعل معه بعنف وفق التفاعل التالي:

$$2Al + 6H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$$

لا يتأثر الألمنيوم بحمض الآزوت ويصـبح غير فعال بسـبب طبقة الأكسـيد، ولكن بإزالة هذه الطبقة يمكن أن يسـتمر التفاعل بالتسـخين وتتشـكل نترات الألمنيوم وتنطلق الغازات NO و NO_2 وذلك حسب نوعية الحمض ممددا كان أو مركزا.

5.4 – التفاعل مع الأسس

يتفاعل الألمنيوم بســـهولة مع الأســـس القوية وينطلق غاز الهيدروجين ويتشـــكل مركب ألومينات الصوديوم:

$$2Al + 2OH^- + 6H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_4^- + H_2$$

6.4 – الخواص الإرجاعية للألمنيوم

يعتبر الألمنيوم من العوامل المرجعة القوية، فهو يصـنف مع المعادن الشـديدة الكهرإجابية، ويسـتطيع بالتسخين أن يرجع كلا من CO و CO_2 إلى C:

كما يســـتطيع إرجاع كثير من الهاليدات مثل $AsCl_3$ و PCl_5 إلى العنصـــر الحر. ويرجع الأكاسـيد المعدنية إلى المعدن الحر كذلك، وتسـتخدم هذه الخاصـية لتحضـير كثير من المعادن مثل Mn و Cr و Fe...

$$Cr_2O_3 + 2Al \longrightarrow 2Cr + Al_2O_3$$

ويرجع الكبريتيدات المعدنية إلى المعدن: $3FeS + 2Al \longrightarrow Al_2S_3 + 3Fe$

ترافق تفاعلات إرجاع الأكاسيد والكبريتيدات بانتشار كمية كبيرة من الحرارة، وقد تصل درجة حرارة التفاعل إلى حوالي 3000°م.

5 – مجال استعمال الألمنيوم

لا يتمتع الألمنيوم بقوة شد عالية، غير أن معالجة سبائك الألمنيوم بعملية حرارية ميكانيكية تظهر تحسنا ملحوظا في الخصائص الميكانيكية، خاصة عندما تتم سقايتها. تشكل خلائط هذا المعدن مكونات حساسة في الطائرات والصواريخ وذلك بسبب نسبها العالية بين القوة والوزن. يشكل الألمنيوم بسهولة مع كثير من العناصر مثل النحاس والزنك والمغنيزيوم والسيليكون.

استعمل الألمنيوم في البناء عام 1895م، وفيما يلي نذكر بعض أهم استخداماته:

- في النقل (السيارات والطائرات والقطارات والناقلات البحرية والدراجات وغيرها) كألواح معدنية وأنابيب.
- في التغليف (علب ورقاقات معدنية).
- في البناء (الشبابيك والأبواب والجدران وأسلاك الأبنية).
- في صنع أوعية الطبخ.
- في أعمدة الإنارة في الطرقات وصواري السفن والدعامات.
- لحماية المعدات الالكترونية وصناديق تجهيزات التصوير.
- في أسلاك نقل الطاقة الكهربائية وفي الالكترونيات.
- وبشكل واسع في إنتاج الساعات بسبب متانته ومقاومته لفقدان البريق والتآكل.

6 – تأثيره على جسم الإنسان

على الرغم من وفرته الطبيعية العالية، لا يعرف عن الألمنيوم أن له وظائف خاصة به في الخلايا الحية ولكن تراكيزه العالية تساهم ببعض الآثار السمية. يمكن التحدث عن بعض السُّمّية عند توضعه في العظام وفي الجهاز العصبي، وخاصة لدى المرضى الذين يعانون من القصور الكلوي. ونظرا لدخوله في سباق مع الكالسيوم خلال عمليات الامتصاص، يمكن للألمنيوم أن يساهم في إضعاف البنية المعدنية في العمود الفقري، ويلاحظ ذلك لدى الأطفال الذين يعانون من تأخر النمو. وعند التراكيز العالية جدا، يمكن له أن يسبب تسمما عصبيا ويُعزى له تغيّرٌ وظيفيٌّ يُعيق وصول الدم إلى الدماغ. هناك نسبة ضئيلة من البشر يتحسسون من الألمنيوم ويعانون من التهابات جلدية واضطرابات هضمية وتقيؤ أو أعراض أخرى لدى تماسهم مع الألمنيوم أو استهلاك مواد غذائية أو استعمال الأدوية المضادة للحموضة المحتوية على الألمنيوم. وماعدا التحسس، فلا يعتبر الألمنيوم

ســاما مثل العناصــر الثقيلة، غير أنه يمثل بعض الســمية إذا ما دخل عن طريق الجهاز الهضــمي بكميات زائدة.

7 – تأثيره في البيئة

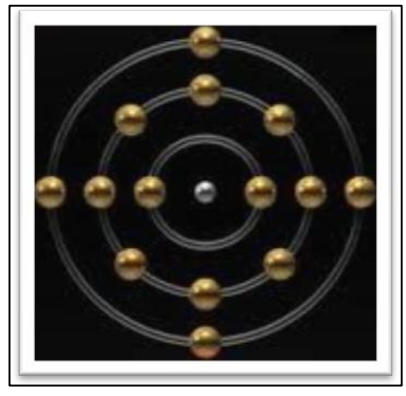
يعد الألمنيوم من العوامل التي:

- تؤخر نمو النباتات في الترب الحمضــية، وإن غالبية الترب الحمضــية مشــبعة بالألمنيوم بدلا من أيونات الهيدروجين، وحموضة التربة عندئذ تعود لتحلل الألمنيوم.
- حالات تسمّم عند استعماله في مواد التنظيف

14 – عنصر السيليكون $^{28}_{14}Si$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للألمنيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	14
العدد الكتلي (A)	28
الوزن الذري الغرامي (g)	28,086
نصف القطر الذري (°A)	1,32
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	2,33
درجة الانصهار (°C)	1410
درجة الغليان (°C)	2680
طاقة التأين الأولى (kj/mol)	0,787
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	1,63
الكهروسلبية	1,9
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	$2,52 \cdot 10^{-12}$

1 – ما هو عنصر السيليكون؟

عنصر السيليكون شبه معدن رمادي اللون، قاس وقابل للكسر ويتمتع بدرجة انصهار عالية، يشبه في تركيبه البلّوري الماس حيث ترتبط كل ذرة سيليكون بأربع ذرات أخرى تقع على رؤوس هرم رباعي الوجوه بواسطة أربع روابط مشتركة، وهكذا فإنه يعطي تجمعات كبيرة خاملة كيميائية. يعرف للسيليكون ثلاثة نظائر طبيعية ثابتة وهي ^{28}Si و ^{29}Si و ^{30}Si كما يعرف له النظائر المشعة التالية ^{25}Si و ^{26}Si و ^{27}Si و ^{31}Si و ^{32}Si.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

لا يعرف تماما من اكتشف السيليكون أو مركباته وذلك لأن السيليكا (بشكل صوان) استخدمها الإنسان الحجري، وكلمة سيليكا تعني في اللاتينية (silex) أي الصوّان.

استطاع "برزيليوس" "Berzélius" في السويد عام 1823 من استحضار السيليكون العديم الشكل (مسحوق بني) من التفاعل:

$$K_2SiF_6 + 4K \longrightarrow 6KF + Si$$

يأتي السيليكون في المرتبة الثانية بعد الأكسجين من حيث سعة انتشاره في القشرة الأرضية، فهو يؤلف 28% من وزنها. لا يوجد بشكل حر في الطبيعة ولكنه على شكل مركبات عديدة أهمها أكسيد السيليكون أو ما يدعى بالسيليكا، وهو المركب المؤلف للرمال وأحجار الصوان والكوارتز، وكذلك يوجد على شكل سيليكات معقدة للألمنيوم والمغنيزيوم والمعادن الأخرى وجميعها يدخل في تركيب القسم الأعظم للقشرة الأرضية. ومن أهم السيليكات الطبيعية نذكر: الفلسبار (Felspar) $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ والكاولينيت (Kaolinite) $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.

3 – طرق استحصال السيليكون

يحضر السيليكون المستخدم في الخلائط بإرجاع الكوارتز بالكربون أو كربيد الكالسيوم بوجود الحديد في فرن كهربائي:

$$SiO_2 + 2C \longrightarrow Si + 2CO$$

$$SiO_2 + CaC_2 \longrightarrow Si + Ca + 2CO$$

يحضر السيليكون العديم الشكل من إرجاع SiF_4 بالبوتاسيوم أو من إرجاع الكوارتز بالمغنيزيوم:

$$SiO_2 + 2Mg \longrightarrow Si + 2MgO$$

4 – الخواص الكيميائية للسيليكون

1.4 – التفاعل مع الهواء

لا يتأثر بالهواء عند الدرجة العادية وتكون الأكسدة حتى في الدرجة 950°م بطيئة جدا وذلك لتشكل طبقة رقيقة وواقية من السيليكا شبيهة الزجاج.

2.4 – التفاعل مع الماء

لا يتأثر السيليكون المسحوق بالماء النقي، ولكن في الدرجة 600°م يحرر الهيدروجين:

$$Si + 2H_2O \longrightarrow SiO_2 + 2H_2$$

3.4 – التفاعل مع الهيدروجين

تكون هيدريد السيليكون عند تفاعل السيليكون مع الهيدروجين:

$$Si + 2H_2 \longrightarrow SiH_4$$

4.4 – التفاعل مع الأسس

يتفاعل السيليكون مع الأسس القوية ويشكل أملاح السيليكات:

$$Si + 2OH^- + H_2O \longrightarrow SiO_3^{2-} + 2H_2$$

5.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل السيليكون مع الهالوجينات ومشتقاتها الفعالة، ففي الدرجة العادية يتفاعل مع F_2 وفي الدرجة 300°م مع الكلور وفي 500°م مع البروم:

$$Si + 2X_2 \longrightarrow SiH_4$$

6.4 – التفاعل مع الحموض

لا يتأثر السيليكون البلوري بجميع الحموض حتى HF، إلا أن المسحوق والعديم الشكل تتفاعل مع HF و HNO_3 فقط، ويكون الناتج الرئيسي H_2SiF_6:

$$Si + 4HF \longrightarrow SiF_4 + 2H_2$$

$$SiF_4 + 2HF \longrightarrow H_2SiF_6$$

7.4 – التفاعل مع الآزوت

يتفاعل السـيليكون مع الآزوت في درجة حرارة تفوق 1400°م ليشـكل SiN و Si_3N_4، ويتفاعل العديم الشكل أيضا مع النشادر عند الدرجة الحمراء:

$$Si + NH_3 \longrightarrow Si_3N_4 + H_2$$

8.4 – التفاعل مع بخار الكبريت

يتفاعل السـيليكون كذلك مع بخار الكبريت ليشـكل SiS_2، ومع بخار الفوسـفور عند الدرجة 1000°م، ومع بعض المعادن ليشـكل السـيليسـيدات منها ما يخضـع للتناسـب الكيميائي مثل Mg_2S_i و Ca_2Si ومنها ما لا يخضـع للتناسـب الكيميائي مثل MSi و M_2Si (حيث M معدن أساسي أو أساسي ترابي عدا Be و Mg و Ca).

5 – مجال استعمال السيليكون

تعتبر السيليكا والسيليكات الطبيعية من المواد الأولية والرئيسية المستخدمة لصناعة مواد البناء والمواد الحرارية والزجاج، ولا تسـتخدم إلا كميات صـغيرة من السـيليكا لتحضـير السـيليكون المسـتخدم في العمليات التعدينية بشـكل خلائط الفيروسـيليكون، ولتحضـير بعض المركبات مثل السـيليكونات أو بعض السيليكات. وكذلك لتحضير السيليكون النقي جدًا.

15-عنصر الفوسفور $^{31}_{15}P$

المظهر

التوزيع الإلكتروني

الخواص العامة للفوسفور

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	15
العدد الكتلي (A)	30,974
الوزن الذري الغرامي (g)	31
نصف القطر الذري (°A)	1,28
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	1,82
درجة الانصهار (°C)	44,2
درجة الغليان (°C)	280
طاقة التأين الأولى (kj/mol)	1,012
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,7
الكهروسلبية	2,19
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	10^{-17}

1 – ما هو عنصر الفوسفور؟

الفوسفور عبارة عن لامعدن، له عدة أشكال متأصلة أهمها الفوسفور الأبيض والفوسفور الأحمر. الفوسفور الأبيض هو الصورة المعتادة للفوسفور، يوجد على هيئة مادة جامدة صفراء باهتة اللون، وهي لينة إلى حد ما عند تدفئتها، ولكنها تصبح هشة عند تبريدها. الفوسفور شديد السمية وتكفي جرعة صغيرة منه لإحداث الوفاة. أما الفوسفور الأحمر فلا رائحة له، وهو غير سام، لذلك يعد الصورة المعتادة للفوسفور المستخدم في التفاعلات الكيميائية.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الفوسفور من طرف الكيميائي الألماني "براند" "Brand" عام 1669م، اشتق اسمه من اليونانية Phos (ضوء) و Phoros (حامل) بمعنى حامل الضوء إشارة إلى الفوسفور الأبيض الذي يضيء في الظلام بوجود الأكسجين.

لشدة فعاليته لا يوجد الفوسفور بشكل حر في الطبيعة وإنما يوجد على شكل أملاح حمض الفوسفور. وأهم فلزاته في الطبيعة فوسفات ثلاثية الكالسيوم $Ca_{3(PO_4)}2$، ويكون هذا الفلز ممزوجا أحيانا مع كلوريد أو فلوريد الكالسيوم ويدعى هذا المزيج بكلور أباتيت أو فلور أباتيت. كما يوجد على شكل هيدروكسي أباتيت وهي المادة الأساسية التي تدخل في تكوين عظام أسنان الحيوانات والانسان.

3 – طرق استحصال الفوسفور

يستحصل الفوسفور بتسخين مزيج من فوسفات ثلاثية الكالسيوم $Ca_{3(PO_4)}2$ والسيليكا SiO_2 والكربون في فرن كهربائي خاص تصل حرارته حتى 1500°م. تحدث في الفرن التفاعلات التالية: تتفاعل السيليكا مع فوسفات الكالسيوم معطية خماسي أكسيد الفوسفور وسيليكات الكالسيوم الذي يؤخذ من فتحات جانبية:

$$2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 \longrightarrow 6CaSiO_3 + P_4O_{10}$$

ثم يرجع خماسي الفوسفور بالكربون إلى الفوسفور الحر:

$$P_4O_{10} + 10C \longrightarrow 4P + 10CO$$

حيث تخرج أبخرة الفوسفور وأحادي أكسيد الكربون من فتحة من أعلى الفرن، ثم يكثف بخار الفوسفور بتبريده في الماء ويجمع تحت سطح الماء لعزله عن الهواء لتجنب احتراقه.

كما يحضر الفوسفور بتسخين سداسي أكسيد الفوسفور:

$$P_4O_6 \longrightarrow P + 3PO_2$$

4 – الخواص الكيميائية للفوسفور

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يحترق الفوسفور بصورة عامة في الهواء متحولا إلى خماسي أكسيد الفوسفور P_4O_{10} إذا كانت الكمية وافرة، أو إلى ثلاثي أكسيد الفوسفور P_4O_6 إذا كانت كمية الهواء قليلة.

$$4P + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$$

$$4P + 3O_2 \longrightarrow P_4O_6$$

2.4 – التفاعل مع الماء

يتفاعل الفوسفور مع الماء بعنف مشكلا عدة حموض أهمها حمض الفوسفور:

$$P_4O_{10} + 6H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4$$

3.4 – التفاعل مع الكلور

يتفاعل الفوسفور مع الكلور بسرعة مشكلا ثلاثي أو خماسي كلوريد الفوسفور:

$$2P + 3Cl_2 \longrightarrow 2PCl_3$$ (كمية قليلة من Cl_2)

$$2P + 5Cl_2 \longrightarrow 2PCl_5$$ (كمية وافرة من Cl_2)

4.4 – التفاعل مع الكبريت

يتفاعل الفوسفور مع الكبريت مشكلا العديد من كبريتيدات الفوسفور أهمها P_4S_3.

5.4 – التفاعل مع المعادن

يتحد الفوسفور بالحرارة مع العديد من المعادن مشكلا فوسفيدات هذه المعادن مثل Na_3P و Mg_3P_2 و Ca_3P_2. وهذه المركبات تنحل بشدة في الماء محررة غاز الفوسفين وهيدروكسيد المعدن.

5 – مجال استعمال الفوسفور

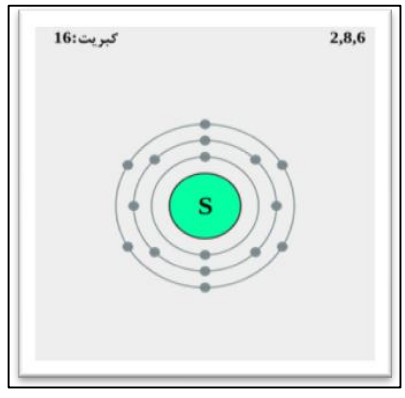
يحول 90% من ناتج صناعة الفوسفور إلى حمض الفوسفور الذي يستعمل في الحصول على العديد من أملاح الفوسفات، كما يستعمل في إزالة عسرة المياه عن طريق التفاعل مع أملاح الكالسيوم الموجودة فيه. يدخل أيضا في بعض الخلائط المعدنية ويكسبها القوة والمتانة وعدم التأثر بالماء. كما

يدخل الفوسـفور في تركيب بعض المواد التي تعتمد على حادثة الفسـفرة في إصـدار الضـوء والتي تستعمل في طلاء عقارب الساعات وجوانب الأرصفة والشارات الضوئية. أخيرا يدخل الفوسفور في صناعة بعض المركبات السامة والتي تستعمل في القضاء على القوارض.

16 – عنصر الكبريت $^{32}_{16}S$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للكبريت

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	16
العدد الكتلي (A)	32
الوزن الذري الغرامي (g)	32,066
نصف القطر الذري (°A)	1,27
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	2,07
درجة الانصهار (°C)	112,8
درجة الغليان (°C)	444,6
طاقة التأين الأولى (kj/mol)	999
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	2,07
الكهروسلبية	2,58
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	2,5

1 – ما هو عنصر الكبريت؟

الكبريت عنصر لافلزي ذو لون أصفر زاه، لا طعم له ولا رائحة، هش ينكسر بسهولة. هو رديء التوصيل للحرارة لدرجة أن مسكه باليد وتقريبه من الأذن يؤدي إلى سماع طقطقة ناتجة عن تمدد السطح الخارجي بحرارة اليد دون تأثر الأجزاء الداخلية مما يؤدي إلى حدوث تشققات دقيقة. يوجد الكبريت في أشكال عدة تسمى المتأصلات، وأكثرها شيوعا الكبريت معين الشكل والكبريت غير المتبلور أو البلاستيكي.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عرف الكبريت قبل الميلاد، اشتق اسمه من اللاتينية Sulphurium بمعنى الحجر الحارق. يوجد الكبريت بكميات كبيرة على حالة منفردة وبالخصوص في الأماكن البركانية نتيجة تفاعل غاز كبريتيد الهدروجين وثاني أكسيد الكبريت اللذين يتصاعدان ضمن الغازات الأخرى. كما يوجد متّحدا مع الكثير من الفلزات مكونا كبريتيداتها وأكثرها انتشارا: بيريت الحديد FeS_2، بيريت الحديد والنحاس $CuFeS_2$، والجالينا PbS. يوجد كذلك على هيئة كبريتات أهمها كبريتات الكالسيوم المائية $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. يكون الكبريت حوالي 0,03% من وزن القشرة الأرضية، كما تحتوي المحيطات على حوالي 0,09% من الكبريت أهمها على هيئة كبريتات، ومن الكبريتات الهامة الموجودة في الطبيعة: كبريتات الكالسيوم وكبريتات الباريوم.

3 – طرق استحصال الكبريت

كان الكبريت يستحصل قديما عن طريق حرق قسم من الكبريت لينصهر الباقي ويسيل بعيدا عن الشوائب الصلبة، أي أن هذه الطريقة تعتمد على استعمال الكبريت كوقود نظرا للكلفة الباهظة لأنواع الوقود الأخرى بالنسبة للكبريت، وتعطي هذه الطريقة الكبريت نقاوة بحوالي 97,5% ويمكن إجراء عملية التقطير على الكبريت الناتج والحصول عليه بنقاوة أعلى.

يحضر الكبريت أيضا بإرجاع كبريتات الكالسيوم بالكربون وفق التفاعل التالي:

$$CaSO_4 + C \longrightarrow CaO + CO + SO_2$$

$$SO_2 + 2CO \longrightarrow 2CO_2 + S$$

4 – الخواص الكيميائية للكبريت

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يحترق الكبريت بسرعة في الأكسجين مشكلا الأكسيد SO_2 بصورة رئيسية وفق التفاعل التالي:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

2.4 – التفاعل مع الأحماض

يتأكسد الكبريت بسهولة بحمض الكبريت وحمض الآزوت المركزين وفق التفاعل:

$$S + 2H_2SO_4 \longrightarrow 3SO_2 + 2H_2O$$

$$S + 6HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$$

3.4 – التفاعل مع الأسس

ينحل الكبريت في الأسس المركزة والحارة وذلك لتفاعله معها مشكلا شوارد معقدة في المحلول مثل S^{2-} و SO_3^{2-}، ثم تتحد هذه الشوارد مع الكبريت نفسه فتشكل شوارد متعددة الكبريتيد مثل S_3^{2-} و S_4^{2-}...

$$3S + 6KOH \longrightarrow K_2SO_3 + 2K_2S + 3H_2O$$

4.4 – التفاعل مع أشباه المعادن

يتحد الكبريت بالتسخين بصورة مباشرة مع الكربون والفوسفور والزرنيخ ومع معظم المعادن مشكلا كبريتيدات هذه المعادن:

$$C + 2S \longrightarrow CS_2$$

$$2As + 3S \longrightarrow As_2S_3$$

$$Pb + S \longrightarrow PbS$$

كما يتحد مع الهالوجينات مشكلا مركبات: SF_6 و SF_4 و S_2Cl_2 و SCl_4...

يتحد مصهور الكبريت مع غاز الهدروجين مشكلا غاز كبريتيد الهدروجين:

$$S + H_2 \longrightarrow H_2S$$

5 – مجال استعمال الكبريت

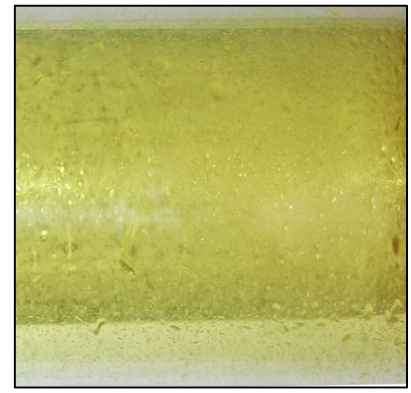
يستخدم الكبريت في صناعة أعواد الثقاب والبارود الأسود، وصناعة الأصباغ والدهانات والورق والمنسوجات. كما يستخدم في صناعة بعض أنواع الأسمدة والمتفجرات والمطاط والبطاريات ومبيدات الفطر. يعد الكبريت أهم مادة كيميائية تجارية في العالم، فهو يستخدم في تحضير حمض الكبريت وبعض المواد الكيميائية المستخدمة في أفلام التصوير، كما يدخل في صناعة الأدوية الخاصة بعلاج الأمراض الجلدية واضطرابات الهضم.

6 – تأثيره على جسم الإنسان

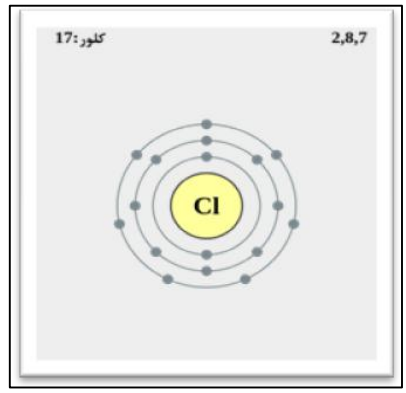
يحتوي جسم الإنسان على 14 غرام من الكبريت، فهو يساعد البروتينات في المحافظة على تركيبيتها، كما يساعد الجسم على إخراج المواد الضارة منه وينظم عملية تخثر الدم.

17 – عنصر الكلور $^{35}_{17}Cl$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للكلور

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	17
العدد الكتلي (A)	35
الوزن الذري الغرامي (g)	35,45
نصف القطر الذري (°A)	–
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	1,56
درجة الانصهار (°C)	−189,4
درجة الغليان (°C)	−185,8
طاقة التأين الأولى (kj/mol)	1251,2
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	3,61
الكهروسلبية	3,16
الناقلية الكهربائية $(\mu\,ohm)^{-1}$	–

1 – ما هو عنصر الكلور؟

يكون الكلور في شكله النقي غازا أصفر مائلا للخضرة، مصحوبا برائحة خانقة وغير مستحبة، يتميز بكثافة أكبر مرتين من كثافة الهواء. تحتوي ذرة الكلور على إلكترون فردي وحيد، أما جزيئته فهي تتألف من ذرتي كلور Cl_2. يتميز هذا العنصر بنزعته لتشكيل شوارد سالبة بسيطة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الكلور من قبل العالم "شيل" "Scheele" عام 1774م بالسويد، اشتق اسمه من اليونانية Cloros بمعنى أصفر مخضر للونه المشابه للون الأعشاب الصغيرة (عند بداية نموها).

يعد الكلور عنصرا نشيطا جدا لا يوجد في الطبيعة غير متحد، إذ يتحد عادة مع عناصر كالصوديوم والبوتاسيوم والمغنيزيوم، لكنه يوجد بنسبة ضئيلة في بعض الصخور النارية، كما يوجد على هيئة كلوريد الصوديوم في مياه البحار، ويوجد على هيئة رواسب من الملح في الأماكن المجاورة لبعض البحار الداخلية أو في قيعان البحيرات التي تبخرت مياهها.

3 – طرق استحصال غاز الكلور

يحضر الكلور مخبريا بعدة طرق وكلها تعتمد على أكسدة شاردة الكلوريد بمادة مؤكسدة مناسبة والتفاعلات التالية تبين أهم هذه الطرق:

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

حيث يتشكل في البدء $MnCl_4$ الذي يتفكك بالحرارة إلى $MnCl_2$ وغاز الكلور Cl_2، ويمكن استعمال برمنغنات البوتاسيوم أو ثنائي كرومات الصوديوم كعوامل مؤكسدة للكلوريد:

$$2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 5Cl_2 + 2MnCl_2 + 2KCl + 8H_2O$$

$$Na_2Cr_2O_7 + 14HCl \longrightarrow 4Cl_2 + 2CrCl_2 + 2NaCl + 7H_2O$$

يمكن تحضير الكلور بتسخين كلوريد الصوديوم مع حمض الكبريتيك في وجود ثاني أكسيد المنغنيز حسب التفاعل التالي:

$$2NaCl + 3H_2SO_4 + MnO_2 \longrightarrow Cl_2 + MnSO_4 + 2NaHSO_4 + H_2O$$

يستحصل غاز الكلور صناعيا بشكل ناتج ثانوي من الاستحصال الصناعي للمعادن الفعالة مثل Na و Ca و Mg، إذ يتم في هذه العمليات التحليل الكهربائي لمصهور كلوريدات هذه المعادن وينطلق دوما Cl_2 على مصعد وعاء التحليل ومثال ذلك:

$$2NaCl \longrightarrow 2Na + Cl_2$$

4 – الخواص الكيميائية لغاز الكلور

1.4 – التشابه مع غاز الأكسجين

يشبه غاز الكلور غاز الأكسجين في كثير من تفاعلاته، فهو يساعد على اشتعال كثير من المواد القابلة للاشتعال في جو من الأكسجين، فتشتعل كثير من الفلزات واللافلزات في جو من غاز الكلور مكونة الكلوريدات المقابلة لها.

2.4 – الاتحاد بالهيدروجين

يتحد غاز الكلور بغاز الهيدروجين ببطء نسبيا عند درجات الحرارة العادية، لكن خليط الغازين ينفجر عند تسخينه أو عند تعريضه لضوء الشمس المباشر، ويلاحظ أن غاز الكلور الجاف لا يتحد بغاز الهيدروجين الجاف حتى لو عرض لضوء الشمس المباشر، والتفاعل بين الغازين طارد للحرارة:

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

3.4 – الاتحاد باللافلزات

يتحد الكلور مع كثير من اللافلزات، فهو يتحد بالفوسفور الذي يشتعل فيه مكونا نوعين من الكلوريد تبعا لكمية الكلور المستخدمة، أحدهما سائل وهو ثالث كلوريد الفوسفور، والآخر صلب هو خامس كلوريد الفوسفور.

$$3Cl_2 + 2P \longrightarrow 2PCl_3$$

$$5Cl_2 + 2P \longrightarrow 2PCl_5$$

يتحد غاز الكلور كذلك مع الكبريت مكونا عدة كلوريدات أهمها:

$$S + Cl_2 \longrightarrow SCl_2$$

$$2S + Cl_2 \longrightarrow S_2Cl_2$$

$$S + 2Cl_2 \longrightarrow SCl_4$$

كما يتحد مباشرة مع السيليكون مكونا رابع كلوريد السيليكون، ومع البور مكونا ثالث كلوريد البور:

$$2Cl_2 + Si \longrightarrow SiCl_4$$

$$3Cl_2 + 2B \longrightarrow 2BCl_3$$

يتفاعل غاز الكلور مباشرة مع غاز الفلور مكونا أحادي فلوريد الكلور ClF، كما يتحد بالبروم مكونا أحادي كلوريد البروم:

$$Cl_2 + F_2 \longrightarrow 2ClF$$

$$Cl_2 + Br_2 \longrightarrow 2BrCl$$

4.4 – الاتحاد بالفلزات

يتحد غاز الكلور مباشرة من أغلب الفلزات ومثال ذلك:

$$2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$$

$$Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$$

5.4 – تفاعلات الإضافة

يضاف غاز الكلور إلى بعض المركبات التي لم تستكمل تكافؤها التام، ومثال ذلك إضافة الكلور إلى أول أكسيد الكربون لتكوين كلوريد الكربونيل:

$$CO + Cl_2 \longrightarrow COCl_2$$

يضـــاف غاز الكلور أيضـــا إلى بعض الروابط غير المشـــبعة في بعض المركبات العضـــوية، مثل الايثيلين والأستيلين.

$$CH_2 = CH_2 + Cl_2 \longrightarrow CH_2Cl - CH_2Cl$$

$$CH \equiv CH + 2Cl_2 \longrightarrow CHCl_2 - CHCl_2$$

يتفاعل الكلور أيضا مع بعض كلوريدات الفلزات ذات التكافؤ المنخفض لتحويلها إلى كلوريدات عالية التكافؤ، ومثال ذلك:

$$2FeCl_2 + Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$$

$$PCl_3 + Cl_2 \longrightarrow PCl_5$$

6.4 – تفاعلات الاستبدال

يحل غاز الكلور محل الهيدروجين في كثير من المركبات، ومثال ذلك تفاعل غاز الكلور مع غاز الميثان، ويتكون في هذا التفاعل كلور الميثيل أولا، ثم ينتهي التفاعل في وجود زيادة من غاز الكلور بتكوين رابع كلوريد الكربون.

$$CH_4 + Cl_2 \longrightarrow HCl + CH_3Cl$$

$$CH_3Cl + Cl_2 \longrightarrow HCl + CH_2Cl_2$$

$$CH_2Cl_2 + Cl_2 \longrightarrow HCl + CHCl_3$$

$$CHCl_3 + Cl_2 \longrightarrow HCl + CCl_4$$

يحل الكلور أيضـــا محل الهيدروجين في جزيء النشـــادر مكونا ثلاثي كلوريد النتروجين، وهو مركب غير ثابت وشديد الانفجار، ولا يمكن تحضيره بالاتحاد المباشر بين الكلور والنتروجين:

$$NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow NCl_3 + 3HCl$$

يحل الكلور أحيانا محل الأكســـجين في بعض مركباته، ومثال ذلك تكوين كلوريد الكالســـيوم عند تسخين كلوريد الكالسيوم لدرجة الاحمرار في وجود تيار من غاز الكلور:

$$2CaO + 2Cl_2 \longrightarrow 2CaCl_2 + O_2$$

7.4 – التفاعل مع الماء والأسس

قد يحل الكلور محل الأكســـجين في الماء، وذلك عندما يذاب الكلور في قدر مكافئ من الماء، ثم يعرض المحلول بعد ذلك لضـــوء الشـــمس المباشـــر فيتكون كلوريد الهيدروجين وينطلق الأكســـجين. والتفاعل ماص للحرارة:

$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow 2HCl + \frac{1}{2}O_2$$

5 – مجال استعمال الكلور

يوجد للكلور عدة استخدامات صـناعية وتجارية. أما اسـتخدامه الأهم فهو كمعقم، ولقد تم اسـتخدامه لهذا الغرض ضـد تشـكيلة واسـعة من الالتهابات المهددة للحياة وكذلك ضـد الفيروسـات والبكتيريا لما يزيد عن 150 عاما. ويسـتخدم الكلور في تعقيم المياه المسـتخدمة لأغراض الشـرب والسـباحة، وفي قتل البكتيريا ذات السـوية المؤذية أثناء تحضـير الطعام لدى المطاعم وفي مصـانع تعليب الدواجن واللحوم. وهو يستخدم أيضا في تصنيع مساحيق التبييض، والمنظفات المنزلية، والأصباغ والمتفجرات والأقمشة والمواد الصيدلانية، والمطاط الصناعي والورق والمنتجات النفطية واللدائن والغازات السامة. وقد تم استخدام الهيدروكربونات المكلورة على نطاق واسع كمبيدات حشرية.

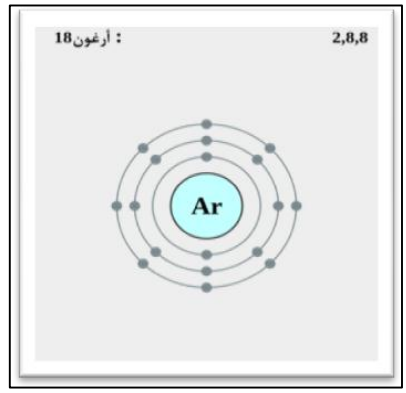
6 – تأثيره على جسم الإنسان

يمكن أن يدخل الكلور إلى الجسم عن طريق تناول الطعام وشرب الماء أو حتى استنشاق الهواء. ويعد الامتصاص المعوي المعدي من الطعام والماء المصدر الأساسي للكلور المتراكم داخليا عند عامة الناس. ويعد الكلور مادة ضرورية من أجل صحة الجهازين الهضمي والعصبي. وفور دخوله، يسلك الكلور–36 في الجسم بالطريقة نفسها التي تسلكها بقية نظائر الكلور. ويتم امتصاص معظم الكلور بشكل تام عند الامتصاص، فيتحرك بسرعة من القناة المعوية إلى مجرى الدم. ويتم بسرعة توزيع الكلور–36 الذي يلج إلى مجرى الدم بعد الابتلاع أو الاستنشاق إلى جميع الأعضاء والأنسجة في الجسم.

18 – عنصر الأرغون $^{40}_{18}Ar$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للأرغون

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	18
العدد الكتلي (A)	40
الوزن الذري الغرامي (g)	39,948
نصف القطر الذري (°A)	1,9
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	1,4
درجة الانصهار (°C)	−189,2
درجة الغليان (°C)	−185,8
طاقة التأين الأولى (kj/mol)	1519
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	–
الناقلية الكهربائية $(\mu\,ohm)^{-1}$	–

1 – ما هو عنصر الأرغون؟

الأرغون غاز أحادي الذرة، عديم اللون والرائحة، ذو وميض بنفسجي في حالة البلازما، خامل كيميائيا حيث ينتمي إلى فصـــيلة الغازات النبيلة، وهو أكثرها توفرا على ســـطح الأرض. للأرغون التركيب الإلكترون nS^2nP^6 أي أن ذراته ذات تركيب إلكتروني مكتمل وهذا يعني أنه ثابت جدا، فهو غير ميال للارتباط مع نفسـه لتشـكيل جزيئات ثنائية الذرة وحتى مع غيره من العناصـر، وإنما يوجد بشـكل ذرات منفصلة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـف الأرغون عام 1894م من قبل الكيميائي الإنجليزي "رامزي" "W. Ramsay" الذي وجده في الهواء بعد تقطيره الأكسـجين والنتروجين منه. اشتق اسمه من اليونانية argos بمعنى خامل نظرا لما يتميز به خمول كيميائي.

يعتبر الأرغون الأكثر وجودا في الجو من أي غاز نادر، حيث يقدر عدد حجوم الهواء الحاوية حجما واحدا منه بـ 10^7.

3 – طرق استحصال الأرغون

يحضر الأرغون بطريقة التقطير التجزيئي للهواء السائل ويفصـل الأرغون عن الأكسجين بتفاعل هذا الأخير مع الهيدروجين أو بإمرار المزيج على النحاس المسـخن، وهو لا يتكثف خلال عملية التقطير لكنه يتجمع مع النتروجين الذي يحول إلى سائل ثم يتحد مع المغنيزيوم.

4 – الخواص الكيميائية للأرغون

إن التركيـب الالكتروني للأرغون من النوع nS^2nP^6، حيـث تكون طبقتـه الخـارجيـة مشـــبعـة الكترونيا، ومن هنـا يمكن القول أن هذا الغـاز لا يمكن أن يقوم بنشـــاطات كيميـائيـة مع غيره من العناصـر إلا بصـورة محدودة جدا، وذلك عن طريق توسـيع تركيبه الالكتروني بتحريض إلكترون أو أكثر من المدار P إلى المدار d الفارغ. ولا يعرف حتى الآن مركبات كيميائية للأرغون.

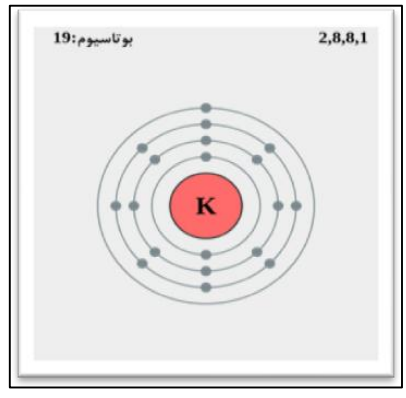
5 – مجال استعمال الأرغون

يستخدم الأرغون في ملء المصابيح الكهربائية ومصابيح المذياع وعدادات كايكر، كما يستخدم كجو خامل في عمليات اللحام وخاصة في لحام الألمنيوم.

19 – عنصر البوتاسيوم $^{39}_{19}K$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للبوتاسيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	19
العدد الكتلي (A)	39
الوزن الذري الغرامي (g)	39,102
نصف القطر الذري (°A)	2,35
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	0,86
درجة الانصهار (°C)	63,7
درجة الغليان (°C)	760
طاقة التأين الأولى (kj/mol)	419
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	0,8
الناقلية الكهربائية $(\mu\,ohm)^{-1}$	0,143

1 – ما هو عنصر البوتاسيوم؟

البوتاسيوم عبارة عن معدن ذي مظهر فضي، طري يمكن قطعه بالسكين، ذو كثافة منخفضة وناقليته الحرارية والكهربائية عالية. يحتوي هذا العنصر في طبقته الخارجية على إلكترون واحد في المدار S يمكن أن يفقده بسهولة ليعطي شاردة موجبة. تتميز مركبات هذا العنصر بكونها بلورية وشاردية ودرجات انصهارها وغليانها عالية جدا، وتتميز مركباته البسيطة أيضا بأنها غير ملونة إلا إذا كانت الشاردة السالبة ملونة مثل البرمنغنات والكرومات ويعود ذلك إلى أن شاردة البوتاسيوم غير ملونة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف البوتاسيوم عام 1807م من قبل "ديفي" "Davy" في بريطانيا، اشتق اسمه من العربية قلي بمعنى رماد، ويقال أيضا من اللاتينية Kalium إشارة إلى كربونات البوتاسيوم التي تتواجد بشكل صلب في الرماد.

لشدة فعالية هذا العنصر لا يوجد بشكل حر في الطبيعة، إلا أن مركباته واسعة الانتشار، فهو يشكل نسبة عالية من وزن القشرة الأرضية (حوالي 2,59%). ومن أهم خاماته: الكلوريد والكارناليت $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ وسولتبتير KNO_3 وبشكل كبريتات مضاعفة للبوتاسيوم. كما أن ماء البحر يحتوي على 0,04% من البوتاسيوم بشكل أملاح منحلة.

3 – طرق استحصال البوتاسيوم

إن الطريقة المتبعة تجاريا لتحضير معدن البوتاسيوم تتضمن إرجاع مصهور كلوريد البوتاسيوم بمعدن الصوديوم عند الدرجة 850°م. فيحدث التفاعل المتوازن التالي:

$$Na + KCl \longrightarrow NaCl + K$$

بالرغم من أن التفاعل نحو اليسار ممكن ترموديناميكيا فإنّ تصاعد بخار البوتاسيوم يؤدي إلى حدوث التفاعل نحو اليمن. يكثف بخار البوتاسيوم وتعاد تنقيته بالتقطير المجزأ فينتج بوتاسيوم بنقاوة عالية (99,99%).

4 – الخواص الكيميائية للبوتاسيوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل البوتاسيوم مع الأكسجين مشكلا مزيج من الأكاسيد K_2O ، K_2O_2 ، KO_2 ويمكن أن تتفاعل جميع هذه الأكاسيد مع الماء لتعطي هيدروكسيد البوتاسيوم:

$$2(K^+O_2^-) + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2O_2 + O_2$$

2.4 – التفاعل مع الماء

يتحد البوتاسيوم مع الماء بشدة مشكلا هيدروكسيد البوتاسيوم، وينطلق غاز الهيدروجين:

$$2K + H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2$$

3.4 – التفاعل مع أشباه المعادن

يتفاعل البوتاسيوم مع اللامعادن ويعطي مركبات تتمتع بالصفـات الشاردية، فمع الهالوجينات تتشكل مركبات الهاليدات، ومع الكبريت يعطي الكبريتيدات، ومع الفوسـفور الفوسـفيدات...ويمكن كتابة المعادلات بالشكل:

$$2K + Cl_2 \longrightarrow 2(K^+Cl^-)$$

$$2K + S \longrightarrow (K^+)_2S^{2-}$$

4.4 – التفاعلات الأخرى

يمكن أن يتفاعل البوتاسيوم مع الحموض والكحول الإيثيلي وغاز النشادر بوجود وسيط وحرارة، مطلقا غاز الهيدروجين ومشكلا كلوريد البوتاسيوم أو ايثيلات أو أميد البوتاسيوم:

$$2K + 2HCl \longrightarrow 2(K^+Cl^-) + H_2$$

$$2K + 2C_2H_5OH \longrightarrow 2(C_2H_5O^-K^+) + H_2$$

$$2K + 2NH_3 \longrightarrow 2(K^+NH_2) + H_2$$

5 – مجال استعمال البوتاسيوم

يعتبر البوتاسـيوم من العوامل المرجعة القوية لذلك يسـتعمل في الحصـول على بعض المعادن ومركباتها، ويسـتعمل مصـهور مزيج من الصـوديـوم والبوتاسـيوم في عملية التبديد الحراري في المفاعلات النووية. يكون البوتاسـيوم المعدني طريا لدرجة أنه يمكن قطعه بالسـكين، ويسـتخدم في الخلايا الكهرضوئية. يعد البوتاسيوم من أكثر المعادن فعالية في الطبيعة، ويشكل عددا من المركبات التي تتمتع باسـتخدامات تجارية عديدة. فعلى سـبيل المثال، يسـتخدم بروميد البوتاسـيوم الصـلب الأبيض في التصـوير الضـوئي والحفر والطباعة الحجرية. تسـتخدم كرومات البوتاسـيوم البلورية الصـفراء، كعاملي أكسـدة قويين، في أعواد الكبريت والألعاب النارية، وتسـتخدمان أيضـا لصـباغة الأقمشـة ودباغة الجلود. تسـتعمل كربونات البوتاسـيوم في صـناعة الصـابون والزجاج والمركبات الكيميائية.

6 – تأثيره على جسم الإنسان

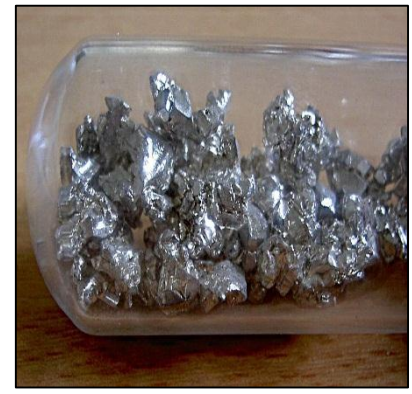
يمكن للبوتاسيوم أن يدخل إلى الجسم عن طريق ماء الشرب والطعام وتنفس الهواء. تتطلب استمرارية العمليات البيولوجية عند الإنسان وجـــود البوتاسيوم، وبامتصاص معظمه امتصاصا تاما تقريبا بعد تناول الطعام ينتقل بسرعة من القناة الهضمية إلى تيار الدم، ثم يتوزع في جميع الأنسجة والأعضاء. يمكن للبوتاسيوم أن يبدي مخاطر صحية خارجية وداخلية على السواء، حيث إنه يسبّب داخل الجسم خطرا صـحيا ناجمًا عن الجسـيمات بيتا وأشـعة غاما. كما يترافق الخطر الصـحي له بتدمير الخلايا التي يسببها الإشـعاع المؤين الناجم عن التفكك الإشـعاعي، إضـافة إلى الإمكانية المحتملة لتحريض سرطاني لاحق.

7 – تأثيره على البيئة

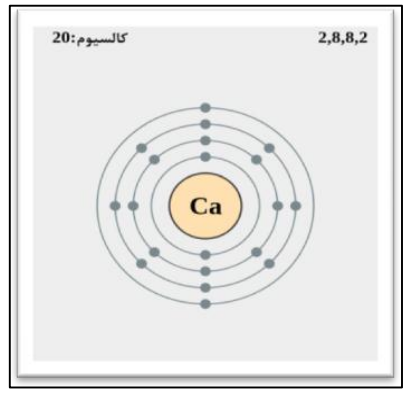
يرتبط البوتاســيوم في الدرجة الأولى بالتربة، ويكون تركيزه في جســيمات التربة الرملية أكبر بحوالي 15 مرة من تركيزه في المياه البينية. ويرتبط بقوة أكبر التربة الطينية، وبهذا تكون نســبة هذه التراكيز أعلى. وباجتماعه مع النتروجين والفوسفور، يعد البوتاسيوم السماد الأساسي للتربة.

20 – عنصر الكالسيوم $^{40}_{20}Ca$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للكالسيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	20
العدد الكتلي (A)	40
الوزن الذري الغرامي (g)	40,08
نصف القطر الذري (°A)	1,97
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	1,55
درجة الانصهار (°C)	839
درجة الغليان (°C)	1494
طاقة التأين الأولى (kj/mol)	141
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,0
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	–

1 – ما هو عنصر الكالسيوم؟

الكالسيوم عبارة عن معدن أبيض فضي، يزول هذا اللون بالتعرض للهواء نتيجة تأكسده، وهو طري نسبيا. يتمتع الكالسيوم بناقلية جيدة للتيار الكهربائي وللحرارة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الكالسيوم عام 1808م على يد "ديفي" "Davy" في بريطانيا، اشتق اسمه من اللاتينية Calx بمعنى الجير.

يعتبر هذا المعدن من أوسع العناصر الأساسية انتشارا في القشرة الأرضية، فهو يؤلف حوالي 3,7% من وزنها، وهو لا يوجد بشكل حر في الطبيعة وذلك لشدة فعاليته، ولكن فلزاته واسعة الانتشار في اليابسة ومياه البحر، وأهم فلزلته تكون بشكل كربونات مثل الحجر الكلسي والرخام والطباشير، وعلى شكل كبريتات كالجبس $CaSO_4 \cdot 2H_2O$، والفوسفات $Ca(PO_4)_2$، والفلورسبار CaF_2، والأنهدريت $CaSO_4$

3 – طرق استحصال الكالسيوم

يستحصل الكالسيوم بعدة طرق:

1.3 – بإرجاع كلوريد الكالسيوم لمعدن الصوديوم

$$CaCl_2 + 2Na \longrightarrow Ca + 2NaCl$$

2.3 – بإرجاع أكاسيد الكالسيوم بواسطة الألمنيوم

$$6CaO + 2Al \longrightarrow 3Ca + Ca_3Al_2O_6$$

4 – الخواص الكيميائية للكالسيوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الكالسيوم بالتسخين مع الكالسيوم في جو من الأكسجين ويتشكل أكسيد الكالسيوم وفق التفاعل التالي:

$$2Ca + O_2 \longrightarrow 2CaO$$

2.4 – التفاعل مع الماء

يتفاعل الكالسيوم بسهولة وينطلق غاز الهيدروجين وفق التفاعل:

$$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

3.4 – التفاعل مع الهيدروجين

يتفاعل الكالسيوم بالتسخين مع الهيدروجين ويتشكل هيدريد الكالسيوم وهو مركب ثابت في الشروط الطبيعية:

$$Ca + H_2 \longrightarrow CaH_2$$

4.4 – التفاعل مع أشباه المعادن

1.4.4 – التفاعل مع الآزوت

يتفاعل الكالسيوم مع الآزوت بالتسخين إلى درجات مناسبة ويتشكل مركب نتريد الكالسيوم ذو الصيغة Ca_3N_2، وهو مركب يتحلمه بسرعة في الماء ويتشكل هيدروكسيد الكالسيوم وينطلق غاز النشادر:

$$Ca_3N_2 + 6H_2O \longrightarrow 3Ca(OH)_2 + 2NH_3$$

2.4.4 – التفاعل مع الكربون

يتفاعل الكلسيوم بالتسخين مع الكربون ويتشكل كربيد الكالسيوم ذو الصيغة CaC_2، ويتصف هذا المركب بأنه يتحلمه بالماء ويتشكل هيدروكسيد الكالسيوم وينطلق غاز الأستيلين:

$$CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$$

3.4.4 – التفاعل مع الفوسفور

يتفاعل الكالسيوم مع الفوسفور بالحرارة ويتشكل فوسفيد الكالسيوم Ca_3P_2، والذي يتحلمه بسرعة بالماء ويتشكل هيدروكسيد الكالسيوم وينطلق غاز الفوسفين:

$$Ca_3P_2 + 6H_2O \longrightarrow 3Ca(OH)_2 + 2PH_3$$

4.4.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الكالسيوم مع الهالوجينات جميعها ويتشكل هاليد الكالسيوم CaX_2.

5.4 – التفاعل مع الحموض

يتفاعل الكالسيوم مع الحموض الممددة وينطلق غاز الهيدروجين:

$$Ca + 2H^{+} \longrightarrow Ca^{2+} + H_2$$

أما حمض الكبريت الكثيف والساخن فيتفاعل معه وينطلق غاز ثنائي أكسيد الكبريت:

$$Ca + 2H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

6.4 – التفاعل مع النشادر

يتفاعل Ca مع النشادر السائل ويتشكل أميد الكالسيوم بوجود وسيط مناسب:

$$Ca + 2NH_3 \longrightarrow Ca(NH_2)_2 + H_2$$

أما مع غاز النشادر وبدرجة حرارة عالية فيتفاعل مشكلا نتريد الكالسيوم:

$$3Ca + 2NH_3 \longrightarrow Ca_3N_2 + 3H_2$$

7.4 – تشكيله للمعقدات الكيميائية

يمكن للكالسيوم أن يشكل العديد من المعقدات الكيميائية منها: $[Ca(C_2H_5OH)_4]Br$ وللشاردة الموجبة في هذه المعقدات شكل رباعي الوجوه مع أربعة روابط تساندية بين ذرات الأكسجين وشاردة الكالسيوم.

5 – مجال استعمال الكالسيوم

يستعمل الكالسيوم كعامل مرجع وخاصة عند تحضير المعادن النادرة مثل الثوريوم والزركونيوم.

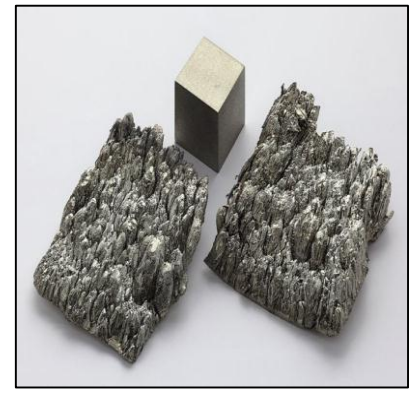
يستعمل هيدروكسيد الكالسيوم في تحضير النشادر، كما أنه يلعب دورا هاما في صناعة السكر، إضافة إلى استخدامه لتلف جثث بعض الحيوانات، يستعمل كذلك في صناعة كربيد الكالسيوم المستعمل لتحضير الأسيتيلين:

$$CaO + C \longrightarrow CaC_2 \longrightarrow Ca + C_2H_2$$

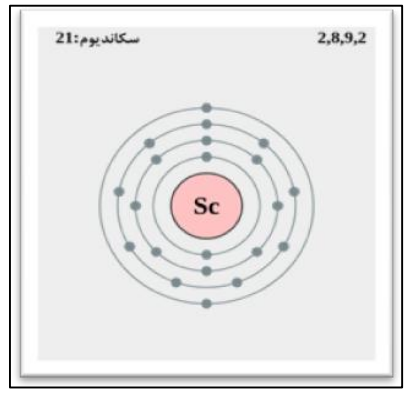
كما يستعمل في البناء حيث يخلط مع الرمل والماء، بالإضافة إلى ذلك تستخدم كربونات الكالسيوم في صناعة الزجاج وفي صناعة الاسمنت، أما كلوريد الكالسيوم فيستخدم كمادة مجففة للغازات ما عدا النشادر.

21 – عنصر السكانديوم $^{45}_{21}Sc$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للسكانديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	21
العدد الكتلي (A)	45
الوزن الذري الغرامي (g)	44,956
نصف القطر الذري (°A)	1,62
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	3
درجة الانصهار (°C)	1536
درجة الغليان (°C)	2730
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	0,631
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,36
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,017

1 – ما هو عنصر السكانديوم؟

السكانديوم عبارة عن معدن أبيض لين، يعتبر أول عنصر في السلسلة الأولى للعناصر الانتقالية.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل الكيميائي السويدي "Nilson" سنة 1879م، اشتق اسمه من اللاتينية Scandia. بمعنى اسكندينافيا وهي مكان تواجد خامات هذا المعدن وتكريما لمكتشفه السويدي.

يشكل السكانديوم 25 جزءًا من المليون في الصخور الموجودة بالأرض، فهو من بين المعادن النادرة في الطبيعة وتكمل مشكلتها في استخلاصها من العناصر الأرضية النادرة. ينتشر السكانديوم بكميات قليلة في بعض المناجم على شكل $Sc_2Si_2O_7$ وهو موجود في النرويج، وأهم خاماته Sc_2O_3.

3 – طرق استحصال السكانديوم

ليس للسكانديوم أهمية تجارية كبيرة وذلك لأن الحصول عليه ليس بذي بال، إلا أن كمية كافية من Sc_2O_3 التي يمكن الحصول عليها أثناء استخلاص اليورانيوم كناتج ثانوي.

4 – الخواص الكيميائية للسكانديوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل السكانديوم مع الأكسجين بالتسخين لتعطي أكاسيد وفق التفاعل التالي:

$$4Sc + 3O_2 \longrightarrow 2Sc_2O_3$$

تكون هذه الأكاسيد بيضاء اللون لا تنصهر بسهولة ولا تنحل في الماء:

$$Sc_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2Sc(OH)_2$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل السكانديوم بالتسخين مع الهالوجينات مكونة الهاليدات وفق التفاعل التالي:

$$2Sc + 3X_2 \longrightarrow 2ScX_3$$

يعرف للسكانديوم كذلك مركبات تدعى أوكسي هاليدات صيغتها ScOX.

3.4 – التفاعل مع الأحماض

يتفاعل السكانديوم مع الأحماض H_2SO_4 و HCl، مع انطلاق غاز الهيدروجين حسب التفاعلين التاليين:

$$2Sc + 3H_2SO_4 \longrightarrow Sc_2(SO_4) + 3H_2$$

$$2Sc + 6HCl \longrightarrow 2ScCl_3 + 3H_2$$

4.4 – التفاعلات الأخرى

شكل السكانديوم مع اللامعادن الأخرى كالبور والسليسيوم مركبات لا تتفق مع التكافؤ العادي كالمركب $ScSi_6$.

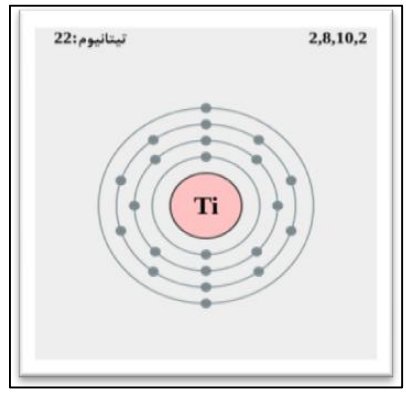
5 – مجال استعمال السكانديوم

نظرا لقلة أهمية السكانديوم التكنولوجية فإنّ كمية قليلة منه يتم إنتاجها من خامات اليورانيوم والتي تحتوي على 0,02% من Sc_2O_3. ولقد كان هدف استخلاص هذا المعدن تنقيته وتصفيته فقط، إلا أن بروز أهميته النووية أدت إلى إنتاجه بكميات كبيرة.

22 – عنصر التيتانيوم $^{48}_{22}Ti$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للتيتانيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	22
العدد الكتلي (A)	48
الوزن الذري الغرامي (g)	47,9
نصف القطر الذري (°A)	1,47
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	4,51
درجة الانصهار (°C)	1688
درجة الغليان (°C)	3260
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	658
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,54
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,023

1 – ما هو عنصر التيتانيوم؟

التيتانيوم عبارة عن معدن فضـــي اللون لمّاع ومقاوم للتآكل وكثافته منخفضـــة، يعد التيتانيوم من العناصر القاسية وهو شبيه ببعض أنواع الفولاذ من حيث قساوته لكنه أخف بمقدار 45%. وهو لا يتمتع بخاصية مغناطيسية ملحوظة كما أنه ضعيف الناقلية الحرارية والكهربائية.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف التيتانيوم عام 1791م من قبل الكيميائي البريطاني "Gregor"، اشتق اسمه من الأسطورة الإغريقية، حيث Titans آلهة عملاقة و Gaïa أبناء الأرض و Uranus السماء إشارة إلى المقاومة الكبيرة لهذا المعدن.

يظهر التيتانيوم بشكل طبيعي كمكوِّن لبعض الرسوبيات الفلزية، ويرتبط دائما مع عناصر أخرى في الطبيعة. يأتي ترتيبه التاسع من حيث وفرته بين العناصر في القشرة الأرضية والسابع بين المعادن. يتوزع بشكل واسع في فلزات القشرة الأرضية ومن أهم فلزاته ذات المردود الاقتصادي نذكر: الروتيل TiO_2 والايلمنيت $FeTiO_3$ رغم أنهما لا يتواجدان بتراكيز معتبرة. يوجد التيتانيوم في كافة الأشياء الحية تقريبا وفي الصخور والتربة والمياه. ومن أهم مركباته الأكثر وجودا أكسيد التيتانيوم ومركب رباعي كلوريد التيتانيوم وثلاثي أكسيد التيتانيوم.

3 – طرق استحصال التيتانيوم

يلجأ في الصناعة للحصول على معدن التيتانيوم الصافي إلى طريقة الاختزال الحراري لرابع كلوريد التيتانيوم $TiCl_4$ باستخدام معدن ما كمعدن المغنيزيوم Mg. وبهذه الطريقة يتم إمرار تيار من غاز الكلور على الإيلمنيت أو الروتيل المسخن مع الكربون بدرجة 900°م فيتشكل بخار رابع كلوريد التيتانيوم الذي يتحول إلى سائل عند درجة الحرارة 136°م، يقطر السائل تقطيرا مجزئا للحصول على $TiCl_4$ النقي.

$$TiO_2 + 3C + 4Cl_2 \longrightarrow 2TiCl_4 + 2CO + CO_2$$

يختزل بخار رابع كلوريد التيتانيوم تحت الضغط الجوي بواسطة المعدن Mg المنصهر بدرجة حرارة 800°م بجو من الأرغون إلى معدن التيتانيوم كما هو موضح في المعادلة:

$$TiCl_4 + 2Mg \longrightarrow Ti + 2MgCl_2$$

يستخلص كلوريد المغنيزيوم $MgCl_2$ المنصهر والمتبقي من وسط التفاعل عندما تبلغ نسبة معدن Mg المستهلك 60% تحاشيا لتفاعل ثانوي لاحق قد يحصل كما في المعادلتين:

$$3TiCl_4 + Ti \longrightarrow 4TiCl_3$$

$$2TiCl_3 + Ti \longrightarrow 3TiCl_2$$

يتم هذا الاستخلاص بتبريد وسط التفاعل وسحق الكتلة الصلبة المتشكلة ميكانيكيا ثم غسل مسحوق الكتلة بحمض مخفف. يفصل معدن المغنيزيوم وكلوريد المغنيزيوم عن معدن التيتانيوم من وسط التفاعل بعد ذلك بالتقطير تحت ضغط منخفض.

يمكن كذلك الحصول على معدن التيتانيوم باختزال رابع كلوريد التيتانيوم بالصوديوم المنصهر كما في المعادلة:

$$TiCl_4 + 4Na \longrightarrow Ti + 4NaCl$$

4 – الخواص الكيميائية للتيتانيوم

يعتبر عنصر التيتانيوم عنصرًا خاملًا كيميائيا عند درجة الحرارة العادية ونشيط عند الدرجات المرتفعة، لذا يتفاعل مع المواد التالية عند الدرجات المرتفعة من الحرارة:

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل التيتانيوم مع الأكسجين أو الهواء حسب التفاعل التالي:

$$Ti + O_2 \longrightarrow TiO_2$$

الأكسيد الناتج عبارة عن مادة بيضاء اللون، صعبة الانحلال في ماء والحموض والأسس الممددة.

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل التيتانيوم مع الهالوجينات وفق التفاعل التالي:

$$Ti + 2X_2 \longrightarrow TiX_4$$

في حالة الكلور

$$Ti + 2Cl_2 \longrightarrow TiCl_4$$

3.4 – التفاعل مع الماء

يتفاعل التيتانيوم مع الماء ويتشكل أكسيد التيتانيوم مع انطلاق غاز الهيدروجين حسب التفاعل التالي:

$$Ti + 2H_2O \longrightarrow TiO_2 + 2H_2$$

يتفاعل كذلك مع الماء الأكسجيني مشكلا فوق أكسيد التيتانيوم وفق التفاعل التالي:

$$2Ti + H_2O_2 \longrightarrow Ti_2O_2 + H_2$$

4.4 – التفاعل مع الكربون

يتحد التيتانيوم مع الكربون مكونا TiC حسب التفاعل التالي:

$$Ti + C \longrightarrow TiC$$

5.4 – التفاعل مع السليسيوم

يتحد التيتانيوم مع السليسيوم لتكوين $TiSi_2$ وذلك حسب التفاعل التالي:

$$Ti + 2Si \longrightarrow TiSi_2$$

5 – مجال استعمال التيتانيوم

يستخدم التيتانيوم في خلائط عديد من الحديد والألمنيوم والفاناديوم وعناصر أخرى لإنتاج مواد قوية خفيفة في الصناعة الجوية (المحركات النفاثة والصواريخ وفي الصناعات العسكرية)، والعمليات الصناعية(المواد الكيميائية والبتروكيماويات ومحطات إزالة الملوحة وصناعة الورق)، وزراعة الأسنان وأدوات الرياضة والمجوهرات والهواتف النقالة وتطبيقات أخرى. ويستخدم حوالي 95% من فلزات التيتانيوم لتحول إلى أكسيد التيتانيوم لاستخدامه في صناعة الورق والدهانات ومعجون الأسنان والبلاستيك، ويستخدم أيضا في الإسمنت، ولأن مسحوق أكسيد التيتانيوم غير فعال ولا ينفذ الضوء من خلاله كيميائيا، ولذلك يستخدم في كثير من الأدوات البلاستيكية المستخدمة في المنازل لاعطاءها اللون الأبيض.

تستخدم قضبان التيتانيوم في عملية في عمليات لحام المبادلات الحرارية والصهاريج والصمامات المستخدمة في الصناعات الكيميائية، وكيمياء النفط بسبب مقاومته للتآكل، كما يستخدم في سيارات ومحركات السباق حيث تكون قلة الوزن ومتانة التجهيزات مهمتين في مثل هذه الحالات.

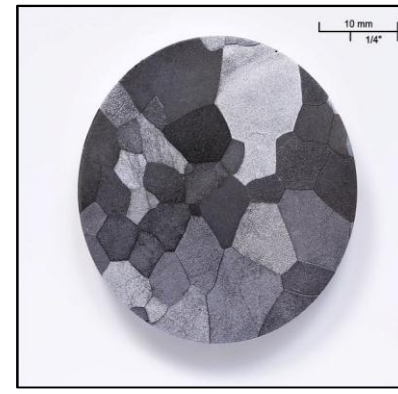
وفي المجال الطبي يستخدم التيتانيوم في سلسلة كاملة من التطبيقات الطبية بما في ذلك أدوات الجراحة والزرع التي يمكن أن تبقى في الجسم لمدة 20 عاما، ويعود السبب في هذه الاستخدامات إلى عدم سميته، وميزاته الحيوية المناسبة.

6 – تأثيره على جسم الإنسان

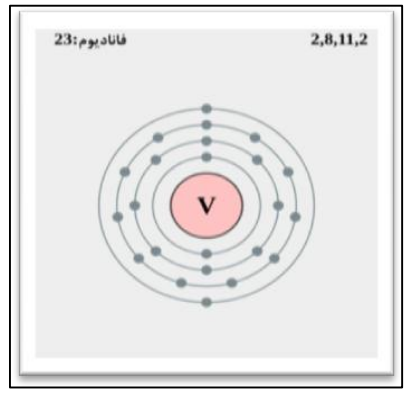
ليس للتيتانيوم أية سمية حتى عند التراكيز العالية، ولا يلعب أي دور طبيعي داخل جسم الإنسان، ويقدر ما يتناول مع الطعام بـ 0,8 مليغرام من التيتانيوم يوميا، لكن غالبيتها تمر دون أن يمتصها الجسم، غير أنه توجد إمكانية للتراكم الحيوي في النسج الحاوية على السليكا.

23 – عنصر الفناديوم $^{51}_{23}V$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة الفناديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	23
العدد الكتلي (A)	51
الوزن الذري الغرامي (g)	50,941
نصف القطر الذري (°A)	1,34
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	6,11
درجة الانصهار (°C)	1900
درجة الغليان (°C)	3450
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	6,74
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,63
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,048

1 – ما هو عنصر الفناديوم؟

الفناديوم عنصـر كيميائي نادر، يتواجد مختلطا بأملاح معينة، ويسـتعمل لإنتاج السـبائك، وهو واحد من 26 عنصر مشترك متواجد بالكائنات الحية.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم اكتشـاف الفناديوم من قبل الكيميائي السـويدي "N. G. Sefstrom" سـنة 1801م، وهو تلميذ Berzéliw، اشـتق اسـمه Vanadis وهي آلهة الحب والجمال في الأسـاطير الاسـكندينافية، ويرجع هذا إلى الألوان العديدة والرائعة للكثير من مركباته.

مركبات الفناديوم واسـعة الانتشـار ولكنها متبعثرة في الطبيعة لذا يعتبر عنصـرا نادرا. ومن أهم المركبات التي يتواجد فيها الباترونيت، الأباتيت، الكارنوتيت.

3 – طرق استحصال الفناديوم

يحضر الفناديوم من إرجاع VCl_3 بواسطة الصوديوم أو الهيدروجين حسب التفاعلين التاليين:

$$VCl_3 + 3Na \longrightarrow V + 3NaCl$$

$$2VCl_3 + 3H_2 \longrightarrow 2V + 6HCl$$

يستخلص معدن الفناديوم كذلك من خاماته وفق المراحل التالية:

1.3 – تركيز معقدات الفناديوم في خاماته الأولية بطرق فيزيائية.

2.3 – تحميض الكبريتيد.

3.3 – صـهر خامات الفناديوم بقاعدة مؤكسـدة في فرن عاكس لكي يتحول فيه معدن الفناديوم إلى فنادات، ومعدن الحديد الشـائب إلى مركب الحديد الثلاثي القاعدي. أما أكسـيد النيكل فيبقى على حاله.

4.3 – يطحن الخبث الحاصـل نتيجة الصـهر المحتوي على معدن الفناديوم، ثم يغسـل المجموع بشكل جيد فنحصل على محلول ميتا فنادات الصوديوم $NaVO_3$.

5.3 – يعالج محلول ميتا فنادات الصوديوم بالأمونيا فتترسب ميتا فنادات الأمونيوم NH_4VO_3.

6.3 – بعد عدة عمليات ترسـيب لميتا فنادات الأمونيوم تحرق هذه الأخيرة فنحصـل على خامس أكسيد الفناديوم وفق المعادلة التالية: $2NH_4VO_3 \longrightarrow V_2O_5 + 2NH_3 + H_2O$

7.3 – يعالج أكسيد الفناديوم الخماسي بالألمنيوم الحراري، فنحصل على الفناديوم الذي تبلغ نقاوته 98%. وللحصول على فناديوم أكثر نقاوة نختزل الفاناديوم المتحصل عليه بواسطة الكالسيوم كما في المعادلة التالية:

$$2NH_4VO_3 \longrightarrow V_2O_5 + 2NH_3 + H_2O$$

4 – الخواص الكيميائية للفناديوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الفناديوم المسحوق مع الأكسجين عند درجات الحرارة العالية وفق التفاعل التالي:

$$V + O_2 \longrightarrow VO_2$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الفناديوم مع الهالوجينات عند درجة الحرارة العالية وفق التفاعلات التالية:

$$V + 2Cl_2 \longrightarrow VCl_4$$

$$2V + 5F_2 \longrightarrow 2VF_5$$

$$2V + 3Br_2 \longrightarrow 2VBr_3$$

$$2V + 3I_2 \longrightarrow 2VI_3$$

3.4 – التفاعل مع الكبريت

يتفاعل الفناديوم مع الكبريت عند درجات الحرارة المرتفعة:

$$V + 2S \longrightarrow VS_2$$

4.4 – التفاعل مع الآزوت

$$2V + N_2 \longrightarrow 2VN$$

5.4 – التفاعل مع الأحماض

يتفاعل الفناديوم مع الحموض المؤكسدة القوية مثل HNO_3 وفق التفاعل التالي:

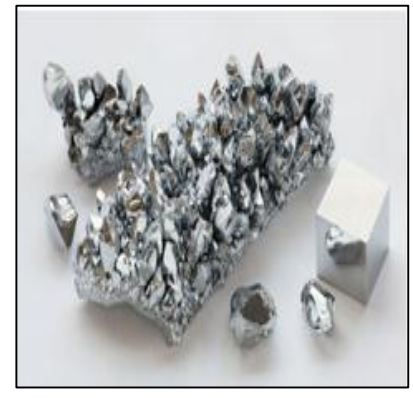
$$3V + 15HF + 5HNO_3 \longrightarrow 3H_2VOF_5 + 5NO + 7H_2O$$

5 – مجال استعمال الفناديوم

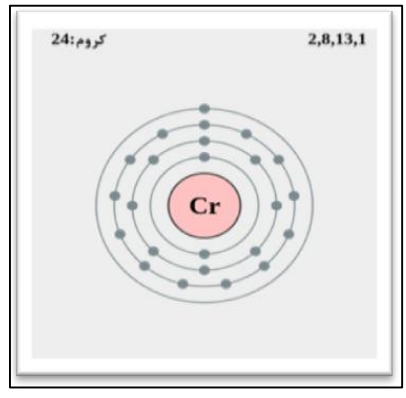
يســتخدم معدن الفناديوم في صــناعة التعدين لما له من قوة ومتانة، إذ يزيد من مقاومة المعادن كما يزيد من قوة الفولاذ. يدخل الفناديوم في مركبات الإسـمنت فيزيد من قسـاوتها على أن تجري إضـافته لتلك المركبات بدرجة حرارة لا تقل عن 600°م.

24 – عنصر الكروم $^{52}_{24}Cr$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للكروم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	24
العدد الكتلي (A)	52
الوزن الذري الغرامي (g)	51,996
نصف القطر الذري (°A)	1,3
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	7,19
درجة الانصهار (°C)	1875
درجة الغليان (°C)	2665
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	653
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,66
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,077

1 – ما هو عنصر الكروم؟

الكروم عبارة عن معدن رمادي فضي، يوجد بشكل طبيعي في الصخور والتربة والنباتات والحيوانات وكذلك في الإنسان. ويوجد متحدا مع عناصر أخرى في صيغة أملاح الكروم التي ينحل بعضها في الماء، ونادرا ما يوجد في الطبيعة على هيئة معدن نقي.هذا، ولا يتبخر الكروم ولكن وجوده في الهواء يمكن أن يكون على شكل جسيمات. ونظرا لكونه عنصرا فهو لا يتجزأ ولا يمكن إتلافه.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عزل الكروم عام 1870م من قبل "Vauquelin" في فرنسا، اشتق اسمه من اليونانية Kröma بمعنى لون، أطلق عليه هذا الاسم من طرف "Fourcroy" و "Haüy" نظرا للألوان الكثيرة لمركبات الكروم.

يشكل معدن الكروم 0,02% من وزن القشرة الأرضية، وهو من العناصر المهمة، إذ يوجد في كل مكان، وله ثلاث حالات في الطبيعة: فلز معدني، كروم ثلاثي التكافؤ وسداسي التكافؤ. يوجد الكروم ثلاثي التكافؤ بشكل طبيعي في كثير من الخضار الطازجة والفواكه واللحم والحبوب والخميرة الطازجة. والكروم الثلاثي غير قابل للانحلال نسبيا لذا فهو الشكل الأكثر شيوعا على سطح التربة حيث تكون عمليات الأكسدة (التي تحول الكروم السداسي من الحالة السداسية إلى الثلاثية) هي الأكثر حدوثا. كما يوجد الكروم السداسي أيضا بشكل طبيعي وبشكل ملحوظ في الحالات المشبعة، والكروم السداسي ذواب نسبيا ويمكنه التغلغل بسهولة في التربة والوصول إلى المياه الجوفية التحتية.

تكون تراكيز الكروم في الماء والهواء ضعيفة جدا، تتراوح في الهواء عادة بين 0,01 و 0,03 ميكروغرام في المتر المكعب. ومن أهم مركباته: خام الكروميت $FeCr_2O_3$ $(Cr_2O_3 \cdot FeO)$ وخام كرومات الرصاص ($PbCrO_4$) الذي يعتبر أقل أهمية من فلز الكروميت.

3 – طرق استحصال الكروم

تعتمد الصناعة عند تحضير الكروم طريقتين:

- على شكل خلائط صناعية مهمة (حديد – كروم).
- على شكل معدن نقي صاف.

نحصل على الشكل الأول بالاختزال المباشر لخام الكروميت ($Cr_2O_3 \cdot FeO$) بالفرن العالي الكهربائي (خليط $Fe-Cr-C$) أو بطريقة الألمنيوم الحراري. وللحصول على الشكل الثاني المعدني النقي يجب القيام بعدة عمليات كيميائية تجرى على خام الكروميت وأثناءها نحصل على مركبات مختلفة للكروم، وهذه العمليات هي:

1 – طحن خام الكروميت ($FeCr_2O_4$) ثم أكســـدته بالهواء في الدرجة 1200°م بفرن دوار. وبوجود كربونات الصـوديوم (Na_2CO_3) وأكسـيد الكالسـيوم (CaO) الذي يمنع التصـاق المزيج المنصهر بجدران الفرن الكهربائي حيث يتم أثناءها التفاعل التالي:

$$4Cr_2O_3 \cdot FeO + 4O_2 + 8Na_2CO_3 \longrightarrow 8Na_2CrO_4 + 2Fe_2O_3 + 8CO$$

يعتبر أكسيد الحديد (Fe_2O_3) أحد شوائب التفاعل. كما يتفاعل الألومين (Al_2O_3) والسيليكا (SiO_2) فنحصل على الألومينات (AlO_2^-) أو سيليكات الصوديوم.

2 – غســـل الكتلة المتشـــكلة بالطريقة المعروفة وإذابة الكرومات والكربونات الزائدة مع قليل من الألومينات والسـيليكات المرافقة. يرشـح المجموع لفصـل جميع المركبات غير الذوابة كأكسـيد الحديد والسيليكات وأكسيد الكالسيوم والكروميت غير المتفاعلة.

3 – معالجة المحلول الناتج بحمض الكبريتيك (H_2SO_4) الذي يرسـب السـيليكا والألومين ويفكك كربونات الصوديوم ويحول الكرومات إلى ثاني كرومات ($Cr_2O_7^{2-}$) كما في المعادلة:

$$2Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + Na_2Cr_2O_7 + H_2O$$

يرشح السائل الحاصل لفصل رواسب السيليكا والألومين.

4 – يبخر سـائل ثاني كرومات الكبريتات لحد معين لتترسـب كبريتات الصـوديوم كناتج صـناعي ثانوي، أما الســـائل المتبقي فيحتوي على ثاني كرومات وقليلا من الكبريتات لذلك نعالجه بالطريقة التالية:

للحصـول على مركبات الكروم يجب إبعاد كبريتات الصـوديوم كليا، وعليه يجب تركيز محلول ثاني كرومات الصوديوم ثم إضافة محلول مشبع من كلوريد البوتاسيوم له. بما أن ثاني كرومات البوتاسيوم قليلة الذوبان في وسـط التفاعل فإنها تنفصـل بسـهولة. إن الحصـول على معدن الكروم النقي جدا عملية صـعبة للغاية ولم تستطع الصناعة الوصول إليه، حتى وإن كانت الطريقة المتبعة هي طريقة المنطقة المنصـهرة، وذلك لأن لمعدن الكروم ضـغطا بخاريا عاليا عند نقطة انصـهاره، ولكن الطريقة المقبولة (نوعا ما) في الصـــناعة لتنقية الكروم هي طريقة "فان اركل" التي تعتمد على تحويل الكروم إلى مركب يوديد، ثم تفكيكه على سلك مسخن:

$$Cr + I_2 \longrightarrow CrI_2$$

$$CrI_2 \longrightarrow Cr + I_2$$

4 – الخواص الكيميائية للكروم

1.4 – التفاعل مع الهواء

يعتبر الكروم من المعادن الخاملة غير الفعالة في الهواء، إذ يشكل طبقة رقيقة من أكسيد الكروم تحمي المعدن من الأكسدة اللاحقة، وهذه الطبقة هي التي تعطيه اللمعان الجذاب بعد جليها تنعيمها. وعند رفع درجة الحرارة في جو من الأكسجين فان عملية الأكسدة تتم ببطء ويتشكل أكسيد الكروم:

$$4Cr + 3O_2 \longrightarrow 2Cr_2O_3$$

2.4 – التفاعل مع الأحماض

تؤثر الأحماض (H_2SO_4) و (HCl) على الكروم ببطء إلا إذا كان معدن الكروم على شكل مسحوق فإنّه يتأثر بسرعة. كما يؤثر فيه حمض النتريك ويشكل عليه طبقة رقيقة من أكسيد الكروم تقي المعدن من التفاعل اللاحق.

3.4 – التفاعل مع اللامعادن

يتحد الكروم مع العديد من أشباه المعادن N، P، S، C، Si، B، Se، Te ويعطي مركبات نصف معدنية.

4.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل غاز الفلور مع الكروم عند درجة الحرارة العادية، أما بقية الهالوجينات تتفاعل مع الكروم بالتسخين:

$$2Cr + 3F_2 \longrightarrow 2CrF_3$$

$$Cr + Cl_2 \longrightarrow CrCl_2$$

5 – مجال استعمال الكروم

يستخدم الكروم في صناعة الفولاذ وسبائك أخرى، كما يستخدم للطلي، وكمادة إضافية للحد من التآكل. وللكروم شهرة في المركبات الملونة، لذا فقد استخدم أيضا في صناعة الأصبغة والملونات للدهانات، وفي صناعة القرميد في الأفران، ودباغة الجلود وفي حفظ الأخشاب. كما أنه يستخدم على نطاق واسع في تلبيس سطوح بعض المعادن السريعة التأكسد بالهواء كالحديد والفولاذ بغية حمايتها من الأكسدة وإعطائها اللمعان والبريق الجميل.

6 – تأثيره في جسم الإنسان

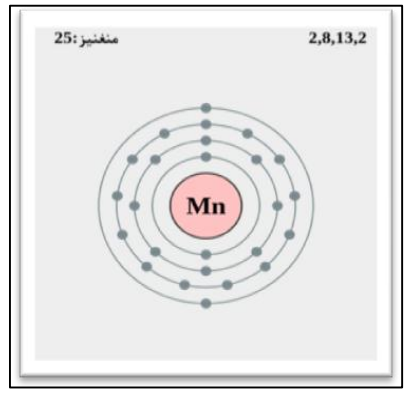
يمكن للكروم أن يدخل إلى الجسم عن طريق تنفس الهواء وماء الشرب وتناول الطعام. عندما يدخل عن طريق التنفس تتجمع جسيمات الكروم في الرئتين. والجسيمات المتجمعة منها عند أعلى الرئتين غالبا ما تخرج خلال السعال لتنتهي إلى المعدة عن طريق البلع، ويمكن لبعض الجسيمات المتجمعة في عمق الرئتين أن تنحل، الأمر الذي للكروم بالعبور خلال البطانة الرئوية والوصـــول إلى مجرى الدم، حيث يدخل في جميع أنحاء الجسم.وهكذا يمر عبر الكليتين ويطرد مع البول خلال عدة أيام.

يبدي الكروم الثلاثي ســمية قليلة جدا ولم يعرف له أي ســبب للســرطان. في حين يمكن أن يكون الكروم السداسي سامًّا، كما انه يسبب السرطان إذا أُدخل عن طريق التنفس. فعندما يستنشق، يمكن له أن يخرب بطانة الأنف والحنجرة ويثير الرئتين وكذلك القناة المعدية – المعوية. وعند دخوله عن طريق البلع، يمكنه إفساد المعدة وتخريب الكبد والكليتين. يعد الكروم السداسي من المواد التي صنفتها وكالة حماية البيئة كمواد مسرطنة للإنسان، وكذلك بناءً على دراسات أجريت على عمال مصانع معالجة الكروم الذين عانوا من سرطان الرئة بعد تعرض مزمن للاستنشاق. رغم ذلك، فان الكروم السداسي الداخل عن طريق الغذاء لا يسبب السرطان، والسبب في ذلك على الأرجح، أنه يتحول بسرعة إلى كروم ثلاثي بعد دخوله المعدة.

25 – عنصر المنغنيز $^{55}_{25}Mn$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للمنغنيز

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	25
العدد الكتلي (A)	55
الوزن الذري الغرامي (g)	54,938
نصف القطر الذري (°A)	1,35
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	7,43
درجة الانصهار (°C)	1245
درجة الغليان (°C)	2150
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	717
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,55
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,0069

1 – ما هو عنصر المنغنيز؟

المنغنيز عبارة عن معدن ذو لون بني لماع، متطاير جدا وهو فيرو مغناطيسي لأن المسافة بين ذرتي منغنيز قصيرة نسبيا مما يؤدي إلى تزاوج غير متواز للعزوم فتظهر صفة الفيرومغناطيسية. يشتمل المنغنيز في الطبقة الخارجية على الكترونيين في المدار s وخمسة الكترونات في المدار d، ودرجة أكسدته نظريا من +1 إلى +5.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف المنغنيز عام 1774م من قبل "Bergnan" و "Scheele" و "Gahn" في السويد، اشتق اسمه من اليونانية Magnes بمعنى مغناطيس نسبة إلى خاصية معدنه الخام (Pyrolysite) الذي استعمله الفراعنة في صناعة الزجاج.

يشكل معدن المنغنيز 0,08% من وزن القشرة الأرضية، ويكون على شكل أكاسيد، وأهم فلزاته: البيرولوزيت MnO_2، البراونيت $3Mn_2O_3 \cdot MnSiO_3$، المانجانيت $Mn_2O_3 \cdot H_2O$.

3 – طرق استحصال المنغنيز

يحصل على المنغنيز بإرجاعه من أكاسيده بالألمنيوم وفق التفاعل التالي:

$$3MnO + 2Al \longrightarrow 3Mn + Al_2O_3$$

يتم كذلك تحضير معدن المنغنيز النقي من خام البيرولوزيت الطبيعي (MnO_2) بطريقة الألمنيوم الحراري التي تعطي معدنا ذا نقاوة متوسطة تكفي لتحضير العديد من الخلائط. أما إذا كان خام البيرولوزيت نقيا فإنه لا يختزل إلا بعد تفككه جزئيا بالحرارة، ويعود ذلك إلى تفاعل MnO_2 بعنف مع الألمنيوم. أما تفاعل Mn_2O_3 مع الألمنيوم فيكون لطيفا هادئا:

يختزل أكسيد المنغنيز الرباعي MnO_2 بالتحليل الكهربائي في الوسط المائي إلى MnO، كما نحصل على المنغنيز ذي الشكل MnO باختزال MnO_2 بالتحليل الكهربائي إلى MnO. تستخدم عادة في حوض التحليل أقطاب فولاذية غير قابلة للأكسدة.

4 – الخواص الكيميائية للمنغنيز

من أهم تفاعلات المنغنيز نذكر ما يلي:

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل المنغنيز مع الأكسجين ليعطي Mn_3O_4 حسب التفاعل التالي:

$$3Mn + 2O_2 \longrightarrow Mn_3O_4$$

2.4 – التفاعل مع الماء

يتفاعل المنغنيز مع الماء وذلك في درجات الحرارة المرتفعة حسب التفاعل التالي:

$$Mn + H_2O \longrightarrow Mn(OH)_2 + H_2$$

3.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتحد المنغنيز مع الهالوجينات وذلك في درجات الحرارة المرتفعة ويتشكل MnX_2 حسب التفاعل التالي:

$$Mn + X_2 \longrightarrow MnX_2$$

4.4 – التفاعل مع الكبريت

يتحد المنغنيز مع الكبريت مشكلا كبريت المنغنيز حسب التفاعل التالي:

$$Mn + S \longrightarrow MnS$$

5.4 – التفاعل مع الكربون

يتفاعل المنغنيز مع الكربون ويتشكل Mn_3C_2 حسب التفاعل التالي:

$$3Mn + 2C \longrightarrow Mn_3C_2$$

6.4 – التفاعل مع النتروجين

يتفاعل المنغنيز مع النتروجين ويتشكل Mn_5N_3 حسب التفاعل التالي:

$$10Mn + 3N_2 \longrightarrow 2Mn_5N_3$$

7.4 – التفاعل مع الحموض

يتفاعل المنغنيز مع حمض الكبريتيك H_2SO_4 وتتشكل كبريتات المنغنيز الثنائية حسب التفاعل التالي:

$$Mn + H_2SO_4 \longrightarrow MnSO_4 + H_2$$

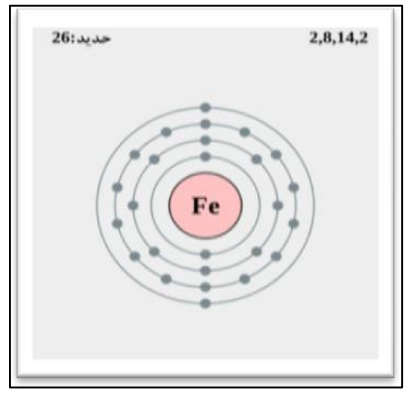
5 – مجال استعمال المنغنيز

يستخدم معدن المنغنيز على نطاق واسع في صناعة التعدين، فهو يصاحب أكسيد الحديد ويدخل في تركيب الفونت جزئيا أو كليا، كما يؤدي معدن المنغنيز دورا هاما في تنقية المعادن فهو يمنع أكسدة المعدن الممزوج به، ويمنع الكبريت من الالتحام بالمعدن المراد تنقيته. يزيد المنغنيز من قساوة الفولاذ ويجعله أكثر مقاومة للكسر فيدعى عندئذ فولاذ هادفيلد إذا كانت نسبة المنغنيز في هذا الفولاذ 14%. يستخدم أكسيد المنغنيز الرباعي مزيلا للاستقطاب في أعمدة لوكلانشيه وفي الدهانات.

26 – عنصر الحديد $^{56}_{26}Fe$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للحديد

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	26
العدد الكتلي (A)	56
الوزن الذري الغرامي (g)	55,847
نصف القطر الذري (°A)	1,26
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	7,86
درجة الانصهار (°C)	1536
درجة الغليان (°C)	3000
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	759
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,83
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,099

1 – ما هو عنصر الحديد؟

يتميز معدن الحديد باللمعان المعدني واللون الفضـــي، إضـــافة إلى قابليته للطرق والســـحب. تختلف الخواص الفيزيائية لأنواع الحديد اختلافا كبيرا حســـب نســـبة الكربون فيها، كما في الحديد الزهر والصـــلب والحديد المطاوع. ومن ناحية أخرى تعتمد الخواص المغناطيســـية للحديد على درجة نقائه، فمثلا يعتبر الحديد النقي فيرومغناطيسيا حتى الدرجة 768°م.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عرف معدن الحديد منذ القدم، اشتق اسمه من اللاتينية Ira بمعنى غضب إشارة إلى قوة هذا المعدن. يعتبر معدن الحديد المكون الأساسي لقلب الكرة الأرضية، كما يعد المكون الرئيسي في أحجار نيازك السـيدرايت. يمثل نسـبة 0,5% من تربة سـطح القمر، كما يعد الحديد رابع عنصـر (بعد الأكسـجين والسيليكون والألمنيوم) من حيث الوفرة في صـخور القشرة الأرضية، وغالبا ما يوجد في صورة أكاسيد أو أملاح كربونـات أو كبريتيد، وأهم خـامـاتـه: هيمـاتـايـت (Haematite) Fe_2O_3، مـاجنيتـايـت (Magnetite) Fe_3O_4، ليمونـايـت (Limonite) $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$، بيريت (Pyrite)، لكن خام البيريت لا يستخدم غالبا مصدرا للحصول على معدن الحديد، وسبب ذلك هو صعوبة التخلص من الكبريت الموجود فيه. أما الخامات الأخرى فتعد مصـدرا للحديد الذي يتم إذابته واسـتخلاصـه من رواسب السيليكات في صورة بيكربونات الحديد $[Fe(HCO_3)]$ الذي يسهل أكسدته في المحلول.

3 – طرق استحصال الحديد

يتم إنتاج الحديد النقي على نطاق صـغير باختزال أكسـيد الحديد النقي باسـتخدام الهيدروجين وطريقة الكربونيل وذلك بتســـخين الحديد مع غاز تحت ضـــغط عال فيتكون خامس كربونيل الحديد $[Fe(CO)_5]$ الذي يتفكك بعد ذلك عند الدرجة 250°م منتجا مسحوق معدن الحديد.

إن الخطوة الأولى في تحويل خام الحديد إلى صـــلب هي ما يحدث داخل الفرن اللافح، حيث يتم اختزاله بفحم الكوك، كما يساعد الحجر الجيري على التخلص من الرمل والطفلة في صورة خبث، ثم يصب مصهور الحديد في قوالب ليتم تشكيله حسب ما هو مطلوب، ويسمى هذا المنتج الحديد الزهر الذي يحتوي على نسـبة 4% من الكربون، بالإضـافة إلى نسـب قليلة مـــن Si و Mn و P و S، ويتميز الحديد الزهر بالصـلابة غير أنه قابل للكسـر، وبالتخلص من الشـوائب اللافلزية ينتج الحديد النقي المسمى بالحديد المطاوع المتميز بنقاوته.

تبدأ عملية اســتخلاص الحديد بشـــحن الفرن اللافح بخليط من خام الهيماتايت وفحم الكوك والحجر الجيري ثم يتم إمرار تيار من الهواء الساخن من الأسفل إلى الأعلى، وبذلك يحترق فحم الكوك وتتولد حرارة شديدة ينتج عنها اختزال خام الحديد بينما تتحول الشوائب الرملية إلى خبث بالتفاعل مع الحجر الجيري كما يلي:

$$2Fe_2O_3 + 3C \longrightarrow 4Fe + 3CO_2$$

$$SiO_2 + CaCO_3 \longrightarrow CaSiO_3 + CO_2$$

وفي قرار الفرن يطفو مصهور الخبث فوق مصهور الحديد وبذلـــك يتم فصلهما وجمع كل منهما من خلال فتحات جانبية في جدران الفرن، ثـــم يعاد شحن الفرن من أعلى بشحنة جديدة من خام الحديد لاستمرار عملية الاستخلاص.

4 – الخواص الكيميائية للحديد

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

عند تسخين الحديد تحت ضغط جزئي منخفض للأكسجين نحصل على أكسيد الحديد وذلك حسب التفاعل التالي:

$$2Fe + O_2 \longrightarrow 2FeO$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

تفاعل الحديد مع الهالوجينات وذلك بالتسخين الشديد ليشكل هاليد الحديد وفق التفاعل التالي:

$$2Fe + 3X_2 \longrightarrow 2FeX_3 \qquad (X - F\ , Cl\ , Br)$$

3.4 – التفاعل مع الأحماض

يتأثر الحديد بالأحماض المؤكسدة مثل حمض النتريك وذلك حسب التفاعل التالي:

$$Fe + 2HNO_3 \longrightarrow Fe(NO_3)_2 + H_2$$

5 – مجال استعمال الحديد

من أبرز استخدامات الحديد ما يلي:

- استخدامات الحديد الزهر: يستخدم في صناعة الأدوات التي لا تتعرض للصدمات مثل أنابيب المياه وأنابيب الغاز.
- استخدامات الحديد المطاوع: يستخدم في صنع المغناطيسيات الكهربائية المؤقتة المستخدمة في الأجهزة الكهربائية، كما يستخدم في قضبان التسليح المستخدمة في البناء.
- استخدامات الصلب: يستخدم في صناعة السفن وقضبان سكك الحديد والجسور والسيارات.
- أما مركبات الحديد فهي منتشـرة في الصـناعة، وتسـتخدم في العديد من الاسـتخدامات المتخصـصـة، يسـتخدم كلوريد الحديد الثلاثي في تنقية المياه ومعالجة مياه الصـرف الصحي، وفي صنع القماش وكعامل لتلوين الطلاء، كما يضاف لأعلاف الحيوانات، أما كبريتات الحديد الثنائي فتسـتخدم لاختزال أملاح الكرومات في صـناعة الإسـمنت كما يسـتخدم لعلاج افتقار الدم لعنصـر الحديد، بينما يسـتخدم كلوريد الحديد الثنائي كعامل

مختزل في بعض الصـــناعات العضـــوية لأعلاف الحيوانات، أما كبريتات الحديد الثنائي فتسـتخدم لاختزال أملاح الكرومات في صـناعة الإسـمنت كما يسـتخدم لعلاج افتقار الدم لعنصـر الحديد، بينما يسـتخدم كلوريد الحديد الثنائي كعامل مختزل في بعض الصـناعات العضوية.

6 – تأثيره على جسم الإنسان

يدخل الحديد كعنصر حيوي أساسي في تركيب العديد من المركبات العضوية والأنزيمات في الكائنات الحية جميعها، بما في ذلك الإنســـان، فهو يدخل في تركيب الهيموغلوبين الذي يتكون من معقد بور فيرين الحديد "مجموعة الهيمو" والتي تمثل أهم جزء في الهيموغلوبين، حيث يرتبط فيه أيون الحديد بأربع ذرات نيتروجين بالإضـافة إلى ذرة نتروجين خامسـة الهسـتدين المرتبط بالبروتين، أما المرتبطة السادسة فهي جزيء H_2O. يتمثل دور الهيموغلوبين في نقل الأكسجين في عمليات الأيض.

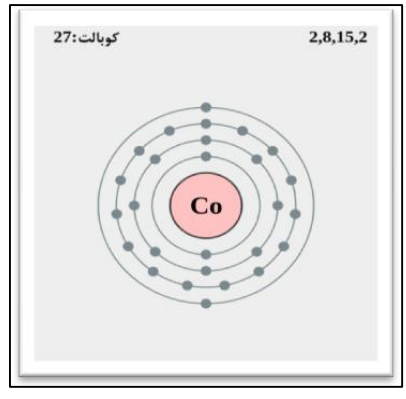
7 – تأثيره على البيئة

يحتاج النبات لكي ينمو نموا طبيعيا إلى معادن كثيرة أهمها عنصـــر الحديد لكن Fe^{3+} يتميأ في التربة معطيا $Fe(OH)_3$ غير القابل للذوبان، وبالتالي لا يسـتطيع النبات امتصـاصـه والاسـتفادة منه. يؤدي نقص الحديد في النبات إلى خلل واضـــطراب في النمو، إذ تظهر أوراق النبات مصـــفرة ويؤثر هذا في إنتاج محاصـــيل الفاكهة مثل أشـــجار الموالح كالبرتقال والليمون. ويمكن معالجة هذه المشـــكلة الزراعية بإمداد الجذور بمحلول $Fe^{3+} - \mathrm{EDTA}$ الذائب الذي يصـــل إلى جذور الأشجار.

27-عنصر الكوبلت $^{59}_{27}CO$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للكوبلت

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	27
العدد الكتلي (A)	59
الوزن الذري الغرامي (g)	58,933
نصف القطر الذري (°A)	1,25
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	8,9
درجة الانصهار (°C)	1495
درجة الغليان (°C)	2900
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	0,758
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,88
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,172

1 – ما هو عنصر الكوبلت؟

الكوبلت معدن صلب ذو لون أبيض مزرق. يتميز بالخاصيـــة الفرومغناطيسية، ويتميز بالصلابة الشديدة حتى عند درجة الحرارة العالية.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من طرف "جورج برانت" في السويد، وهو من له الفضل في عزل الكوبلت سنة 1735م. اشتق اسمه من الألمانية Kobald مصدر اسم Kobalden التي تعني شيطان الجبال والمناجم.

يعد معدن الكوبلت أكثر انتشـــارا ووفرة إذ يبلغ 29 ppm، يعتبر من حيث ترتيب وفرته في القشـــرة الأرضية العنصر الثلاثين، وأقل عناصر السلسلة الانتقالية الأولى شيوعا. يوجد معدن الكوبلت في خامات: أســـمالتايت $CoAs_2$، وكوبلتايت CoAsS، بلينايت $(Co)_3S_4$. وتوجد أهم هذه المصادر في إفريقيا وكندا وأستراليا وروسيا.

3 – طرق استحصال الكوبلت

تتم في بداية العملية تحميص الخام للتخلص من بعض الشوائب في صورة خبث، يلي ذلك إضافة حامض الكبريتيك إلى المتبقي من الخام، فلا يذوب النحاس وإنما يذوب كل من Co و Ni و Fe، ثم يترسب الكوبلت باستخدام هيبوكلوريت الصوديوم، ثم يلي ذلك اختزال أكسيد الكوبلت بتسخينه مع الفحم النباتي أو الألومنيوم وبذالك يمكن الحصول على معدن الكوبلت كما يلي:

$$3(Co)_3O_4 + 8Al \longrightarrow 9Co + 4Al_2O_3$$

أما الكوبلت النقي يمكن الحصـــول عليه من التحليل الكهربائي لمحلول مائي يحتوي على كبريتات الكوبلت الثنائي مع كبريتات الأمونيوم.

4 – الخواص الكيميائية للكوبلت

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يعتبر معدن الكوبلت أقل نشـاطا من الحديد فلا يتأثر الأكسـجين الجوي في درجات الحرارة العادية، ولكن عند تسخينه يتأكسد في البداية إلى Co_3O_4 فإذا استمر التسخين إلى 900°م يتكون CoO:

$$3Co + 2O_2 \longrightarrow Co_3O_4$$

2.4 – التفاعل مع الأحماض

يتميز الكوبلت بقابليته للذوبان ببطء في الأحماض المعدنية، ويحل محل الهيدروجين الذي يتصـــاعد حسب التفاعل التالي:

$$CoO + 2HCl \longrightarrow CoCl_2 + H_2$$

3.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الكوبلت مع الهالوجينات حسب التفاعل التالي:

$$Co + X_2 \longrightarrow CoX_2$$

4.4 – التفاعل مع الماء

يتفاعل الكوبلت مع الماء لينطلق غاز الهيدروجين:

$$Co + H_2O \longrightarrow CoO + H_2$$

5.4 – التفاعل مع الكبريت والكربون

يتفاعل الكوبلت مع كل من الكبريت والكربون حسب التفاعلين التاليين:

$$Co + S \longrightarrow CoS$$

$$3Co + C \longrightarrow Co_3C$$

6.4 – التفاعل مع السيليكون

يتفاعل الكوبلت مع السيليكون حسب التفاعل:

$$2Co + Si \longrightarrow Co_2Si$$

5 – مجال استعمال الكوبلت

يصـل الإنتاج العلمي إلى ألاف الأطنان من معدن الكوبلت، لذلك نسـتخدم نسـبة كبيرة منه في إنتاج الكيماويات اللازمة لصـــناعة الخزف، وكذلك إنتاج الصـــبغات الزرقاء اللازمة لصـــناعة الحبر، كما تستخدم بعض مركبات الكوبلت عوامل حفازة في تفاعلات الهدرجة أو نوع الهيدروجين في التفاعلات العضوية.

وحيث إنّ للكوبلت خاصية الفرومغناطيسية، فإنّه يستخدم في تصنيع المغناطيسات القوية والدائمة في سبيكة معروفة تسمى ألينكو، أما سبيكة ستيلايت فتتميز بالصلابة الشديدة حتى عند درجات الحرارة العالية، ولذا تستخدم في تصنيع آلات القطع الصلبة.

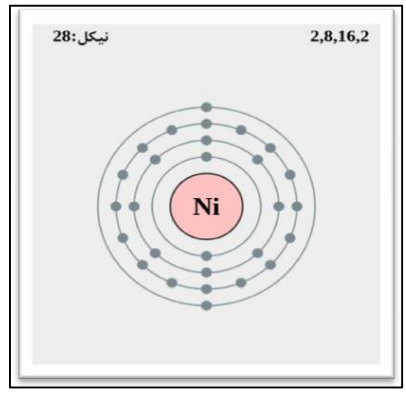
6 – تأثيره على جسم الإنسان

- يدخل في تركيب الفيتامين B_{12} ويساهم في تفيكيك الكربوهيدرات البروتينات.
- ينتج الحوامض الأمينية ويخلق جزيئات الـ ADN.
- يدعم جهاز المناعة والجهاز العصبي في عملها.
- مسؤول عن مراقبة عمل الخلايا والنمو وتطوير كريات الدم الحمراء.
- الإفراط في تناول الكوبلت يؤثر على القلب.

28 – عنصر النيكل $^{59}_{28}Ni$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للنيكل

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	28
العدد الكتلي (A)	59
الوزن الذري الغرامي (g)	58,71
نصف القطر الذري (°A)	1,24
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	8,9
درجة الانصهار (°C)	1453
درجة الغليان (°C)	2730
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	7,36
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,91
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,143

1 – ما هو عنصر النيكل؟

النيكل معدن قاس أبيض اللون مائل إلى الفضـــي، ينتمي إلى الفلزات الانتقالية، وهو معدن قابل للطرق والسـحب ويعتبر عنصـرا نشـط كيميائيا بشـكله الحر فيتفاعل مع أكسـجين الهواء ببطء في درجات الحرارة والضغط العادية مشكلا طبقة عازلة من الأكاسيد لهذا السبب يستعمل النيكل غالبا في عمليات الطلب المعدني وفي صناعة الأجهزة المخبرية.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عزل من قبل العالم السـويدي "أكسـيل كلونسـتد" سـنة 1750م الذي أفلح في اسـتخلاص فلز النيكل ولكن بصـورة غير عالية النقاوة من خام الجرسـدورفايت، اشـتق اسـمه من اللغة السـويدية وكلمة Kopparrnickel بمعنى نحاس غير حقيقي.

يعتبر معدن النيكل العنصـر الثاني والعشـرين من حيث الوفرة في القشـرة الأرضـية كما يعد المعدن السـابع بالنسـبة لوفرة العناصـر الانتقالية ويوجد معدن النيكل في خام جارنيرايت وخام نيكل – فيراس – ليمونـايت الموجودة في كوبا وكذلك خام بنتلاندايت الذي يحتوي فقط على 15% من Ni ويوجد هذا الخام في كندا وروسيا وجنوب أفريقيا.

3 – طرق استحصال النيكل

يتم اسـتحصـال معدن النيكل من خام الكبريتيد الذي يتم تركيزه في البداية بعملية الطفو، ثم الفصـل المغناطيسـي وينتج عن ذلك ما يسـمى "الخام المركز" الذي يضـاف إليه السـليكا، ثم يتعرض لعملية التحميص والانصـهار. بغرض خفض التركيز حيث يتحول كبريتيد الحديد إلى أكسـيد حديد ثم إلى سـليكات حديد يتم التخلص منها على هيئة خبث، ثم يترك الخام ليبرد لعدة أيام حتى يتصـلب هذا الخام وبعد ذلك يتم تسـخينه مع $NaHSO_4$ وفحم الكوك فينتج مصـهور الملح Na_2S والذي يذيب كبريتيد النحاس في الطبقة العليا بينما يظل مصـهور كبريتيد النيكل طبقة سـفلى سـوداء اللون، وبعد تبريد الطبقتين يمكن فصـل الطبقة السـفلى وتحويل كبريتيد النيكل بالتحميص إلى أكسـيد النيكل وتسـتخدم طريقة التحليل الكهربائي في اسـتحصـال النيكل حيث يوضـع أنود النيكل غير النقي في مواجهة كاثود من النيكل النقي، ويوضـع بين القطبين محلول مائي والكتروليت من $NiCl_2$ و $NiSO_4$ ويحدث أثناء التحليل الكهربائي ذوبان للنيكل من الأنود ثم ترسبه على الكاثود بنسبة نقاء تصل إلى 99,9%.

4 – الخواص الكيميائية للنيكل

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل النكيل مع أكسجين الهواء ببطء عند درجة الحرارة والضغط العاديين، مشكلا طبقة عازلة من الأكاسيد وفق التفاعل التالي:

$$2Ni + O_2 \longrightarrow 2NiO$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل النيكل الهالوجينات حسب التفاعل:

$$Ni + X_2 \longrightarrow NiX_2$$

3.4 – التفاعل مع الماء

يتفاعل النيكل مع الماء ليشكل أكسيد النيكل وانطلاق غاز الهدروجين حسب التفاعل التالي:

$$Ni + H_2O \longrightarrow NiO + H_2$$

4.4 – التفاعل مع الأحماض

يتفاعل النكيل مع الحموض الممددة مثل HCl وانطلاق غاز الهيدروجين حسب التفاعل:

$$Ni + 2HCl \longrightarrow NiCl_2 + H_2$$

5.4 – التفاعل مع الكبريت والكربون

يتفاعل النيكل مع كل من الكبريت والكربون حسب التفاعلين التاليين:

$$Ni + S \longrightarrow NiS$$

$$3Ni + C \longrightarrow Ni_3C$$

6.4 – التفاعل مع السليكون

يتفاعل النيكل مع السليكون حسب التفاعل التالي:

$$2Ni + Si \longrightarrow Ni_2Si$$

7.4 – التفاعل مع النشادر

يتفاعل النيكل مع النشادر وينشأ عن ذلك انطلاقا غاز الهيدروجين حسب التفاعل التالي:

$$4Ni + 2NH_3 \longrightarrow Ni_4N_2 + 3H_2$$

5 – مجال استعمال النيكل

يبلغ الإنتاج العالمي من معدن النيكل حوالي 750 ألف طن سنويا، يستخدم بعضها في إنتاج السبائك المعدنية، وصناعة الصلب النيكلي الذي كان يستخدم في طلاء الدروع لقوة صلابته.أما الفولاذ الصامد فهو يحتوي على نسبة تصل إلى 8% من النيكل، ويستخدم في صناعة المغناطيس الدائم، ومن السبائك المشهورة أيضا فضة النيكل أو الفضة الألمانية، وتغطى هذه السبيكة بطبقة من الفضة بالطلاء الكهربي، وتستخدم في صناعة أدوات المائدة مثل الملاعق وغيرها.

6 – تأثيره في جسم الإنسان

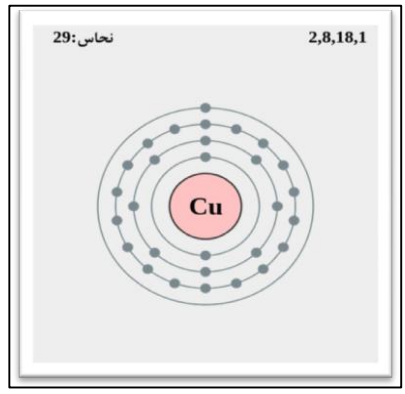
يعدّ النيكل خطر على الصحة فقط في حالة دخوله إلى الجسم، فهو يصنف من المواد المسببة للسرطان عند الإنسان، والتعرض المزمن للنيكل هو أحد عوامل الخطر للإصابة بسرطان الرئة.

كما يعد من أكثر المعادن المسببة للحساسية ويمثل 12% من السكان مصابون بالحساسية نتيجة استخدامهم المفرط للنيكل، بالإضافة إلى الإشعاعية المحتملة، فقد تبين أن النيكل يسبب نقصا في وزن الأعضاء ووزن الجسم.

29 – عنصر النحاس $^{63}_{29}Cu$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للنحاس

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	29
العدد الكتلي (A)	63
الوزن الذري الغرامي (g)	63,54
نصف القطر الذري (°A)	1,28
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	8,95
درجة الانصهار (°C)	1083
درجة الغليان (°C)	2595
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	0,745
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,596

1 – ما هو عنصر النحاس؟

النحاس عبارة عن فلز محمر اللون يتغير لونه وخصائصه عندما يتحد مع عناصر أخرى مشكلا مركبات مختلفة، يتواجد في الطبيعة في عدة صور إما منفردًا أو متحدًا على سبيل المثال أكاسيد النحاس مادة لينة قابلة للطرق، تتفاعل كيميائيا أو فيزيائيا مع المصدر الخارجي (O_2) مكونا الصدأ، ويعد ناقلا جيدا للكهرباء والحرارة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف في الشرق الأوسط منذ 3500 سنة قبل الميلاد، وفي سنة 3000 قبل الميلاد تم إضافة القصدير له للحصول على برونز أشد صلابة، اشتق اسمه من اللاتينية Cuprium، اسم جزيرة Chypre حيث وجد أول أثر لاستغلاله.

يعتبر النحاس من المعادن المتوسطة الانتشار في الطبيعة، وهو يشكل 0,012% من وزن القشرة الأرضية، يوجد النحاس الطبيعي النقي بجانب البحيرات لكن أكثره يوجد في بعض المناجم. ومن أهم خاماته: البيريت $CuFeS_2$ والتي تحتوي على 50% من النحاس، والكالكوسيت Cu_2S والكوبريت Cu_2O_2.

3 – طرق استحصال النحاس

يحضر النحاس من أكاسيده باختزالها بواسطة الفحم. كما أنه يحضر بكمية أكبر من كبريتاته التي تحتوي على فلز الحديد، إذ يؤخذ حوالي 250 طنا. تضاف السيليكا إلى النحاس المركز، ثم تسخن في فرن تحت ضغط منخفض وبدرجة حرارة تصل إلى 1400°م وعندما ينصهر FeS يتحول إلى الأكسيد بشكل أسرع من Cu_2S وهكذا. وبإضافة السليكا يتضوع بأسفلها كبريتيد النحاس والحديد. يوضع السائل في محلول يحوي السليكا ويمرر تيار من الهواء خلال المخلوط فيعمل على تحويل المتبقي من FeS إلى FeO ثم إلى الفلز، بينما Cu_2S يتحول إلى Cu_2O ثم إلى فلز النحاس وفق المعادلات التالية:

$$2FeS + 3O_2 \longrightarrow 2FeO + 2SO_2$$
$$2Cu_2S + 3O_2 \longrightarrow 2Cu_2O + 2SO_2$$

تتم تنقية النحاس بالطريقة الإلكتروكيميائية، ثم يفصل النحاس من محلول التحليل الكهربائي المكون من $CuSO_4$ على هيئة شريحة نحاس نقية وترسب الشوائب.

4 – الخواص الكيميائية للنحاس

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل النحاس بالتسخين في جو من الأكسجين ويتشكل أكسيد النحاس:

$$2Cu + O_2 \longrightarrow 2CuO$$

لكن النحاس يميل إلى تكوين الأكسيد (Cu_2O) عند تسخينه إلى 1000°م حسب التفاعل:

$$4Cu + O_2 \longrightarrow 2Cu_2O$$

4.2 – التفاعل مع الكبريت

يتفاعل النحاس مع الكبريت ليشكل كبريتيد النحاس حسب التفاعل التالي:

$$Cu + S \longrightarrow CuS$$

وعند التسخين يتشكل:

$$2Cu + S \longrightarrow Cu_2S$$

3.4 – التفاعل مع الأحماض

يتفاعل النحاس مع الأحماض المركزة مثل HNO_3 و H_2SO_4 مع انطلاق غاز الهيدروجين:

$$Cu + 2HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2$$

يتفاعل النحاس كذلك مع حمض H_2SO_4 المخفف في وجود الأكسجين حسب التفاعل:

$$2Cu + 2H_2SO_4 + 2O_2 \longrightarrow 2CuSO_4 + 2H_2O$$

4.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل النحاس مع الهالوجينات فتتشكل مركبات الهاليدات حسب التفاعل العام:

$$Cu + X_2 \longrightarrow CuX_2$$

5 – مجال استعمال النحاس

يعتبر النحاس مصدر مهم في حد ذاته ولذلك تعددت استعمالاته:

1.5 – صناعة الكهرباء

يستخدم في الصناعة الكهربائية لأنه ليس باهظ الثمن مثل صناعة المولدات الكهربائية وكابلات توصيل الكهرباء. بما أنه شديد المقاومة للمحاليل الكيميائية والتوصيل الحراري والكهربائي استعمل في المباني والمنشآت الكيميائية وأنابيب التدفئة والمنازل.

2.5 – اللحام

تستعمل في الآلات الموسيقية النحاسية مثل الأجهزة والأبواق التي يتم لحامها بالزنك والنحاس. وتستعمل أيضا في صناعة المجوهرات والأسلحة وفي الحرف اليدوي.

3.5 – الغذاء

وجد أن غذاء الإنسان العادي يحتوي ما بين (2 – 5) مغ من النحاس يوميا. ومن أهم استعمالاته:

- يستخدم في الاختبارات التحليلية لصناعة السكر.

يخلط النحاس مع عدد كبير من المعادن الأخرى لإنتاج أكثر من 1000 سبيكة مختلفة لكل منها صفات صناعية تختلف باختلاف المعادن ومن أهم هذه السبائك:

- ❖ سبيكة البرونز: وهي من أهم السبائك، تتميز بالشدة والصلابة والمقاومة العلية للاحتكاك والاحتفاظ بجودته لمدة طويلة. تستخدم في صناعة الأسلحة مثل السيوف والرماح وعندما يضاف إلى السبيكة نسبة من الرصاص تزيد أغراض استعماله.
- ❖ سبيكة النحاس والنيكل والزنك: تستخدم كأساس لتغطية أنية الطعام مثل الطباق والملاعق والسكاكين بطبقة فضية اللون وفي طلاء المجوهرات.
- ❖ سبيكة البرونز والنحاس والألمنيوم: تتميز هذه السبيكة بالمقاومة الشديدة للتفاعلات وتستخدم في المصافي ومعامل تكرير الملح.

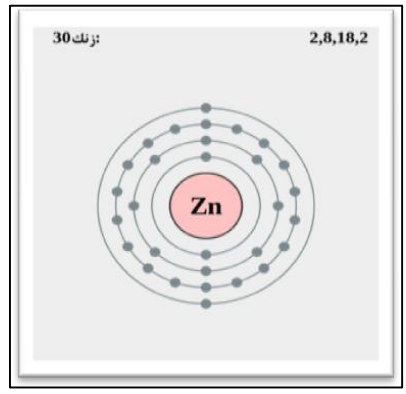
6 – تأثيره على جسم الإنسان

- يدخل في تركيب الكثير من الإنزيمات، وبذلك يحافظ على نشاط وصحة القلب والعظام والأعصاب والدماغ والكريات الحمراء.
- يساعد على استخراج الطاقة من الطعام، وينتج مواد مشابهة للهرمونات تساعد على تنظيم ضغط الدم ونبضات القلب وعلى سرعة التئام الجروح.
- يساعد الجسم في مقاومة الأمراض المزمنة كالسرطان وأمراض الشيخوخة.
- عنصر ضروري يدخل في تكوين المفاصل والأعصاب وهو المسؤول عن حاسة التذوق.
- من المعروف أن الخلايا البيضاء تقاوم العدوى وبذلك إن نقص النحاس يعطل الخلايا البالغة في مقاومتها للمرض.

30 – عنصر الزنك $^{65}_{30}Zn$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للزنك

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	30
العدد الكتلي (A)	65
الوزن الذري الغرامي (g)	65,38
نصف القطر الذري (°A)	1,38
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	7,14
درجة الانصهار (°C)	419,5
درجة الغليان (°C)	906
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	906
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,65
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,166

1 – ما هو عنصر الزنك؟

الزنك أو الخارصين أو التوتياء عبارة عن فلز انتقالي رمادي فضي صلب، ولكنه في درجات تتراوح من 100°م – 150°م يصبح قابلا للطرق والسحب، ومقاوم للصدإ. يشتعل عند حوالي 1000°م معطيا لهبا أبيض. هو معدن ضعيف النفاذية المغناطيسية، كما أنه أكثر هشاشة فيمكن سحقه بالضرب. الزنك معدن موصل للكهرباء ولديه درجة انصهار منخفضة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف معدن الزنك منذ القدم، ويقال بأن اسمه اشتق من الألمانية Zink بمعنى قمم مسننة (نتوء) ويرجع ذلك إلى شكل الراسب المتكون أثناء تحضير الزنك لحظة خروجه من الأفران.

يوجد الزنك بنسبة 0,02% من وزن القشرة الأرضية.

3 – طرق استحصال الزنك

يستحصل معدن الزنك غالبا من مركباته الكبريتية، ويتم ذلك بطريقتين حسب تركيزه في الصخر، وذلك إما بالترسيب أو الصهر والحرق، باستخدام غاز ثاني أكسيد الكربون SO_2 الناتج عن صناعة حمض الكبريتيك، ثم يعالج أكسيد الزنك الناتج ZnO بواسطة حمض الكبريتيك المخفف، وبعدها يتم تحليل كبريتات الزنك $ZnSO_4$ المتشكلة كهربائيا على مهبط من الألومنيوم فنحصل على معدن الزنك النقي الذي تبلغ نقاوته 99,95%.

$$ZnO + C \longrightarrow Zn + CO$$

كما يستحصل حسب التفاعلات التالية:

$$ZnS + \frac{3}{2}O_2 \longrightarrow ZnO + SO_2$$

$$ZnCO_3 \longrightarrow ZnO + CO_2$$

$$ZnO + C \longrightarrow Zn + CO$$

4 – الخواص الكيميائية للزنك

يحتل الزنك مكانا بين المعادن الفعالة كيميائيا ومن أهم التفاعلات نذكر:

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الأكسجين مع الزنك وذلك بالتسخين حيث يتشكل أكسيد الزنك وفق التفاعل التالي:

$$Zn + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow ZnO$$

2.4 – التفاعل مع الماء

يتفاعل الزنك مع الماء مشكلا هيدروكسيد الزنك وانطلاق غاز الهيدروجين حسب التفاعل التالي:

$$Zn + 2H_2O \longrightarrow Zn(OH)_2 + H_2$$

3.4 – التفاعل مع الحموض

ينحل الزنك بسهولة في الحموض، فيرجع HNO_3 الممدد إلى شاردة الأمونيوم حسب التفاعل التالي:

$$4Zn + 10HNO_3 \longrightarrow 4Zn(NO_3)_2 + (NH_4^+, NO_3^-) + 3H_2O$$

4.4 – التفاعل مع الأسس

يتفاعل الزنك مع الأسس المركزة فيعطي أملاح الزنكات حسب التفاعل التالي:

$$Zn + 4NaOH \longrightarrow Na_2\left(Zn(OH)_4\right) + 2Na$$

5.4 – التفاعل مع الهاليدات

يتفاعل الزنك مع الهاليدات مشكلا هاليد الزنك وذلك وفق التفاعل التالي:

$$Zn + 2HX \longrightarrow ZnX_2 + H_2$$

في حالة تفاعل كلور الهيدروجين مع الزنك ينتج كلوريد الزنك:

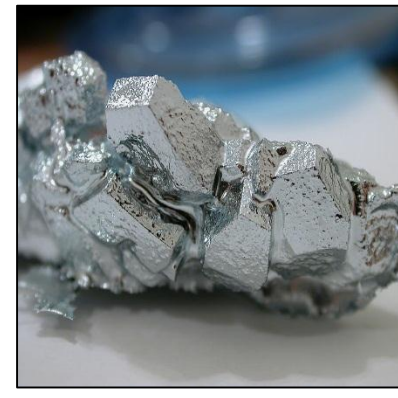
$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

5 – مجال استعمال الزنك

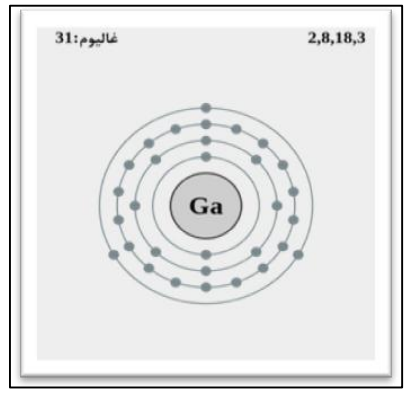
- يستخدم معدن الزنك لأغراض عدة منها تكوين طبقة على سطوح المعادن بنسبة 40% وتتم عملية تكوين هذه الطبقة بعدة طرق منها غمس المعادن في مصهور الزنك أو الرش بالزنك السائل، كما أن كمية كبيرة من معدن الزنك تستخدم في صناعة البطاريات الجافة.
- يستخدم كبريتيد الزنك في دهن لعب الأطفال، فهو أقل ضرر عند استنشاقه.

31 – عنصر الغاليوم $^{70}_{31}Ga$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للغاليوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	31
العدد الكتلي (A)	70
الوزن الذري الغرامي (g)	69,72
نصف القطر الذري (°A)	1,25
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	5,91
درجة الانصهار (°C)	29,78
درجة الغليان (°C)	2250
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	579
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,18
الكهروسلبية	1,81
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,06

1 – ما هو عنصر الغاليوم؟

الغاليوم عبارة عن معدن أبيض طري، فعال نسبيا. يتميز بأن مجال وجود حالته السائلة كبير، وسائله لا يبلل الزجاج لذا يستخدم سائله في موازين الحرارة وحتى الآن ليس هناك تفسير مقبول لهذا المجال الواسع.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من طرف الكيميائي الفرنسي "ليكوك دي بوابودران" عام 1875م وهو أول عنصر اكتشف بالتحليل الطيفي. اشتق اسمه من اللاتينية Galia وهو اسم فرنسا باللاتينية.

يعتبر معدن الغاليوم من العناصر النادرة (أجزاء من المليون)، يوجد في فلزات الزنك والألومنيوم والجرمانيوم وأغنى هذه الفلزات لا يحوي أكثر من 1% من الغاليوم.

3 – طرق استحصال الغاليوم

يستحصل الغاليوم بالتحليل الكهربائي لمحاليل أملاحه المائية (وخاصة الكبريتات).

4 – الخواص الكيميائية للغاليوم

1.4 – التفاعل مع الهواء والأكسجين

يعتبر الغاليوم غير فعال على عكس ما يتوقع، وذلك لتشكل طبقة رقيقة وكتيمة وشفافة من الأكسيد على سطحه، فهو ثابت في الهواء. عند التخلص من طبقة الأكسيد أو بالتسخين يتفاعل الغاليوم مع الأكسجين ويتشكل الأكسيد Ga_2O_3.

$$4Ga + 3O_2 \longrightarrow 2Ga_2O_3$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الغاليوم مع الهالوجينات حتى في درجة الحرارة العادية عدا اليود، لتشكيل الهاليدات GaX_3.

$$2Ga + 3X_2 \longrightarrow 2GaX_3$$

3.4 – التفاعل مع الحموض

يكون تأثير الحموض الممددة ضعيفا في الغاليوم ولكن بالتسخين يتأثر بسرعة وذلك لذوبان الطبقة السطحية وبذلك تعطي Ga^{3+} حسب التفاعل التالي:

$$2Ga + 6H^+ \longrightarrow 2Ga^{3+} + 3H_2$$

يذوب الغاليوم في حمض الآزوت المركز والساخن وتتناقص درجة تأثره بالحموض بازدياد نقاوته.

4.4 – التفاعل مع الأسس

يتفاعل الغاليوم مع الأسس وفق التفاعل التالي:

$$2Ga + 6OH^{-} \longrightarrow 2GaO_3^{3-} + 3H_2$$

5.4 – التفاعل مع العناصر الأخرى

يتفاعل الغاليوم بالتسخين إلى درجات مرتفعة مع P و S و Se حسب التفاعلات التالية:

$$Ga + P \longrightarrow GaP$$

$$2Ga + 3S \longrightarrow Ga_2S_3$$

5 – مجال استعمال الغاليوم

يتسع تدريجيا مجال نشاط مركبات الغاليوم الكيميائية. فهي تستعمل اليوم في الآلات الحاسبة وأجهزة الرادار والخلايا الحرارية والبطاريات الشمسية والأجهزة نصف الناقلة وفي صناعة الصواريخ. وهي تشترك في صنع أجهزة الليزر وتحضير المواد الوضاءة، وتلعب دور الوسيط في عدد كثير من العمليات الهامة في الكيمياء العضوية.

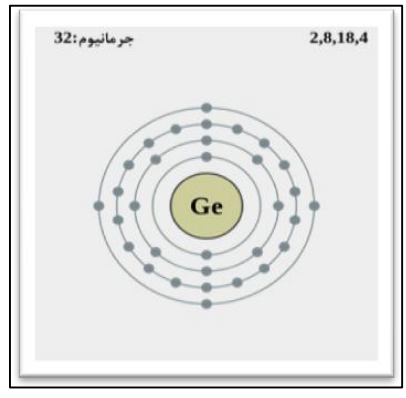
تستعمل سبائك الغاليوم مع الأنديوم والقصدير كمواد تشحيم أثناء جمع القطع المصنوعة من الكوارتز والزجاج والخزف، وللصق هذه القطع مع بعضها تحت الضغط. والملاحظ أن مدة استهلاك المحامل تزداد عندما يطلى سطحها بسبيكة من الغاليوم والأنديوم. وفي الطب تستعمل مصابيح تعطي أشعة فوق بنفسجية، وكانت كاتودات هذه المصابيح تصنع من الزئبق، ولكن تبين فيما بعد أن سبيكة الألمنيوم مع الغاليوم أفضل من الزئبق لهذا الغرض، فالضوء الذي تصدره هذه المصابيح أغنى بالأشعة المفيدة من ضوء المصابيح السابقة.

للغاليوم قدرة جيدة على عكس الأشعة الضوئية، لهذا فقد جرب في صناعة المرايا ونجح، إذ تبين أن هذا الزجاج لا يتغبش ولا يكمد حتى في درجات الحرارة المرتفعة.

32 – عنصر الجرمانيوم $^{73}_{32}Ge$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للجرمانيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	32
العدد الكتلي (A)	73
الوزن الذري الغرامي (g)	72,59
نصف القطر الذري (°A)	1,22
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	5,32
درجة الانصهار (°C)	973
درجة الغليان (°C)	2700
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	762
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,0
الناقلية الكهربائية $(\mu\,ohm)^{-1}$	$1,45 \cdot 10^{-8}$

1 – ما هو عنصر الجرمانيوم؟

يعتبر الجرمانيوم شـبه معدن رمادي اللون وضـعيف الناقلية الكهربائية ويمتاز ببنية بلورية مشـابهة لبنية الماس. يكون الجرمانيوم النقي في الدرجات المرتفعة من الحرارة نصف ناقل داخلي بسبب وجود الإلكترونات في عصابة التوصيل.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـف الجرمانيوم عام 1886م من قبل "وينكلر" "Winkler" بتتبعه لتنبؤات مندلييف. اشـتق اسـمه من اللاتينية Germania بمعنى ألمانيا وهو اسم البلد الذي اكتشف فيه.

يعتبر هذا العنصر من العناصر النادرة في الطبيعة (10^{-3} % من وزن القشرة الأرضية) وبالرغم من ذلك فهو معروف جدا وذلك بسبب أهميته. ينتشر الجرمانيوم بكميات قليلة جدا في كثير من أصقاع العالم ومعظم خامات الزنك والزرنيخ والقصدير والرصاص والنحاس تحوي بعضه، إلا أن أهم خاماته هي الأرجيروديت (argyrodite) Ag_8GeS_6 ومنها اسـتخرجـه وينكلـر، والكانيفيلديـت (canfieldite) $(Ag_8Sn,Ge)S_6$ والـجـرمـانـيـت (germanite) $Cu_5(Cu,Fe)_6AsGeS_{12}$ وهو أهمها.

3 – طرق استحصال الجرمانيوم

يحضر الجرمانيوم من التسخين الشديد لخاماته مع حمض كلور الماء فيتشكل $GeCl_4$ الذي يعامل بالماء فيتشكل GeO_2 الذي يفصل ويرجع بالكربون أو الهيدروجين:

$$GeCl_4 + 2H_2O \longrightarrow GeO_2 + 4HCl$$

$$GeO_2 + 2H_2 \longrightarrow 2H_2O + Ge$$

4 – الخواص الكيميائية للجرمانيوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الجرمانيوم مع الأكسـجين في درجات الحرارة العالية (575°م) ويشـكل الأكسـيد GeO_2، وهذا الأكسيد يذوب في حمض فلور الماء HF، ويمكن أن يتشكل هذا الأكسيد من حلمهة $GeCl_4$ بالماء:

$$GeCl_4 + 2H_2O \longrightarrow GeO_2 + 4H^+ + 4Cl^-$$

2.4 – التفاعل مع الحموض

يتأثر الجرمانيوم بحمض الكبريت المركز الساخن ببطء فوق الدرجة 90°م ليشكل الأكسيد المميه $GeO_2 \cdot nH_2O$. يؤثر حمض الآزوت المركز والساخن بشدة في الجرمانيوم ويتشكل الأكسيد المميه وينطلق NO_2:

$$Ge + 4HNO_3 \longrightarrow GeO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$$

3.4 – التفاعل مع الأسس

يذوب الجرمانيوم في الأسس المركزة والساخنة ويشكل الجرمانات:

$$Ge + 2OH^- + 4H_2O \longrightarrow Ge(OH)_6^{2-} + 2H_2$$

4.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الجرمانيوم بالتسخين مع الهالوجينات ليشكل GeX_4:

$$Ge + 2X_2 \longrightarrow GeX_4$$

5.4 – التفاعل مع الكبريت

يتفاعل الجرمانيوم مع الكبريت عند الدرجة الحمراء ليشكل GeS_2:

$$Ge + 2S \longrightarrow GeS_2$$

5 – مجال استعمال الجرماتيوم

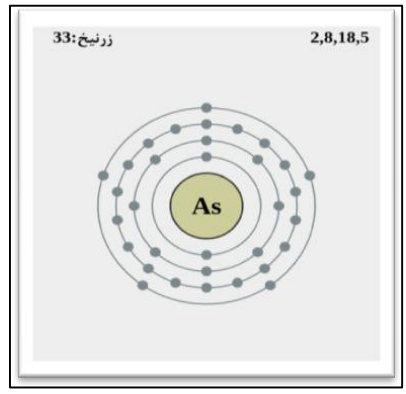
الاستخدامات الرئيسية للجرمانيوم هي استعماله في الألياف البصرية والبصريات والأشعة تحت الحمراء، إضافة إلى الإلكترونيات والكهرباء من الطاقة الشمسية.

يستخدم كذلك في صناعة الأجهزة شبه الموصلة مثل الصمامات الثنائية، بطاريات الطاقة الشمسية والترانزستورات.

33 – عنصر الزرنيخ $^{75}_{33}As$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للزرنيخ

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	33
العدد الكتلي (A)	75
الوزن الذري الغرامي (g)	74,9216
نصف القطر الذري (°A)	1,39
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	1,4
درجة الانصهار (°C)	817
درجة الغليان (°C)	613
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	9,47
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,6
الكهروسلبية	2,18
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,0345

1 – ما هو عنصر الزرنيخ؟

يعتبر الزرنبخ معدن، وهو جسم بلوري رمادي اللون، هش، ليّن وله بريق معدني، وهو ناقل للكهرباء، وله عدّة اشكال منها الرّمادي، والبنّي وهو جسم صلب، وأسود وهو جسم شفّاف لا بلّوري.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الزرنيخ عام 1649 من قبل شرودر، اشتقّ اسمه من اللاتينية (Arsenicum).

للزرنيخ عدّة أشـــكال متأصـــلة كالفســـفور، وهو مادّة بلّورية هشّـــة، رمادية اللون ذات بريق معدني كالفلاذ، بما أنّ للزرنيخ المعدني بنية تماثرية عالية، لذا فأنّه ينصـــر أو يتبخّر فقط عند تغيير بنيته، يتســامى عند الدرجة 610 تحت الضــغط العادي مشــكلًا أبخرة ذات لون أصــفر ليموني مؤلفة من جزيئات As_4.

يتشكل بالتكثيف السريع لأبخرة الزرنيخ بلورات لينة ذات لون أصفر مؤلفة من الجزيئات As_4 بصورة مشابهة للفسفور الأبيض P_4 وبالتسخين البطيئ يتحول بسرعة إلى الزرنيخ المعدني.

3 – طرق استحصال الزرنيخ

يحضر الزرنيخ باختزال أكسيد الزرنيخ بواسطة الكربون:

$$2As_2O_3 + 3C \longrightarrow As_4 + 3CO_2$$

كما يمكن الحصول عليه بتقطير بعض الكبريتيدات المحتوية على الزرنيخ مثل المسكل:

$$FeSAs \longrightarrow FeS + As$$

4 – الخواص الكيميائية للزرنيخ

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

لا يتأكسد الزرنيخ بسهولة في الهواء عند درجات الحرارة العادية، ولكنه يشتعل عند تسخينه في الهواء مكونا As_4O_6 حسب التفاعل:

$$4As + 3O_2 \longrightarrow As_4O_6$$

2.4 – التفاعل مع الهيدروجين

يتفاعل الزرنيخ مباشرة مع الهيدروجين معطيا الأرسين AsH_3

3.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الزرنيخ مع غاز الكلور معطيا ثالث كلوريد الزرنيخ حسب التفاعل:

$$2As + 3Cl_2 \longrightarrow 2AsCl_3$$

4.4 – التفاعل مع الكبريت

يتفاعل الزرنيخ مع الكبريت بتسخين مكونا ثالث كبريتيد الزرنيخ حسب التفاعل التالي:

$$2As + 3S \longrightarrow As_2S_3$$

5.4 – التفاعل مع الأسس

يتفاعل الزرنيخ مع الأسس مشكلا شاردة الزرنيخيت AsO_3^{3-} حسب التفاعل التالي:

$$2As + 6OH^- \longrightarrow 2AsO_3^{3-} + 3H_2$$

5 – مجال استعمال الزرنيخ

لقد عرف الزرنيخ منذ قديم الزمان بسمّيته، كان يجري استخدامه في قرون ماضية في معالجة مرض الزهري. كما يستخدم بشكل أساسي في تحضير بعض المبيدات وسم الفئران، ويستعمل أحيانا في صناعة الخزف وفي حفظ الأخشاب، ومادة مرسخة في عمليات الصباغة.

يستخدم كذلك في مواد الزراعة مثل: المضادات الحيوية والإضافات الغذائية.

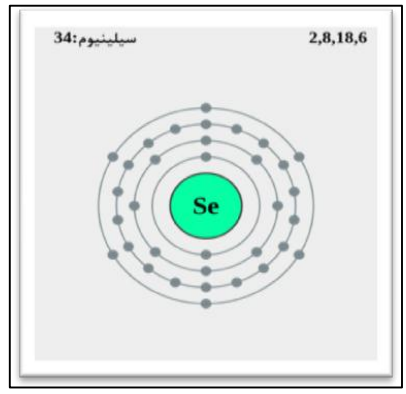
6 – تأثيره على جسم الإنسان

عند ابتلاع مركبات الزرنيخ سرعان ما يتم امتصاصها بنسبة 90 – 80% عبر القناة المعدية المعوية ليجري توزيعها في الدم وصولا إلى الكبد والكلية والرئة والطحال والشريان الأبهر والجلد، يتم إرجاع الزرنيخ الخماسي التكافؤ إلى الزرنيخ الثلاثي التكافؤ في الجسم. وبعدئذ تجري مثيلة هذا الأخير في الكبد لينشأ الحمض الأقل سمية والذي يدعى حمض الزرنيخ الميثيلي والذي يسهل طرحه، ويتم التخلص من أغلب الزرنيخ خلال أسبوع بنسبة 0,9% ولاسيما من الكبد والكلية والطحال في حين يبقى ما يوجد منه في الجلد والدماغ والهيكل العظمي لمدة زمنية أطول.

34 – عنصر السلينيوم $^{79}_{34}Se$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للسلينيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	34
العدد الكتلي (A)	79
الوزن الذري الغرامي (g)	78,96
نصف القطر الذري (°A)	1,4
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	4,79
درجة الانصهار (°C)	217
درجة الغليان (°C)	685
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	0,94
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	1,7
الكهروسلبية	–
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	10^{-12}

1 – ما هو عنصر السلينيوم؟

السلينيوم لافلز يوجد في صورتين أصليتين تعرف إحداهما باسم السلينيوم الفلزي وهي الصورة الثابتة. عند تسخين هذه الصورة في أنبوبة مقفلة تتسامى إلى بلورات سوداء اللون، تستخدم في صنع بعض الخلايا الضوئية. أما الصورة اللافلزية للسلينيوم فيتم الحصول عليها عند السماح للسلينيوم المرسب بالتماس مع مذيب مثل الكحول فيتحول السلينيوم إلى بلورات حمراء من السلينيوم اللافلزي.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "Berzélius" في السويد سنة 1817م، اشتق اسمه من اليونانية Selene بمعنى القمر نظرا لكونه يوجد دائما مع عنصر الذي أخذ اسمه من آلهة الأرض، أي كالأرض والقمر لا يتفرقان.

يوجد السلينيوم بالشكل الطبيعي في القشرة الأرضية بنسبة $10^{-5}\%$ ذرة، وفي النباتات يوجد بنسبة 2,5% ويغلب وجودها على هيئة سلينيدات لبعض الفلزات وهي تشبه الكبريتيدات ومن أمثلتها سلينيدات الرصاص PbSe وسلينيد النحاس Cu_2Se وسلينيد الفضة Ag_2Se وتوجد أحيانا مختلطة بخامات الكبريتيات وفي المنشآت النووية معبئة مثل المفاعلات النووية ومنشآت معالجة الوقود النووي المستنفذ.

3 – طرق استحصال السلينيوم

يحضر السلينيوم التجاري بشكل عنصر رمادي اللون بإرجاع السيليكا بكربيد الكالسيوم، وذلك بالتسخين في فرن كهربائي:

$$2SiO_2 + 2CaC_2 \longrightarrow 3Si + 2CoO + 4CO$$

4 – الخواص الكيميائية للسلينيوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يحترق السلينيوم في الهواء بلهب أزرق مكونا أكسيد السلينيوم:

$$Se + O_2 \longrightarrow SeO_2$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل السلينيوم مباشرة مع الهالوجينات ومن أمثلة مركبات السلينيوم مع الهالوجينات سداسي السلينيوم SeF_6 ورباعي كلوريد السلينيوم $SeCl_4$ ورباعي بروميد السلينيوم $SeBr_4$ وهو يختلف عن الكبريت في أنه يكون مع اليود أحادي يوديد السلينيوم Se_2I_2 ورباعي يوديد السلينيوم SeI_4.

3.4 – التفاعل مع حمض الآزوت

يتأكسد Se بحمض الآزوت الكثيف حتى الحموض:

$$3Se + 4HNO_3 \longrightarrow 3SeO_2 + 2H_2O + 4NO$$

4.4 – التفاعل مع الأسس

يتفاعل السلينيوم مع الأسس بالتسخين وفق التفاعل التالي:

$$3Se + 6KOH \longrightarrow 2K_2Se + K_2SeO_3 + 3H_2O$$

5.4 – التفاعل مع الهيدروجين

يتفاعل السلينيوم مع الهيدروجين مكونا سلينيد الهيدروجين H_2Se:

$$Se + H_2 \longrightarrow H_2Se$$

ومن جهة أخرى نجد أن السلينيوم لا يتفاعل مع الماء ولا مع الحموض الممددة.

5 – مجال استعمال السلينيوم

ثمة عدة تطبيقات صناعية يتميز بها السلينيوم، فهو يستخدم في الخلايا الضوئية والخلايا الشمسية، ومقاييس التعرض لغرض التصوير الفوتوغرافي، وكذلك يستخدم السلينيوم في تنصيل الزجاج وفي إضافة اللون الأحمر القرموزي إلى الزجاج الشفاف والغشاوات شبه الزجاجية. وله استخدامات إضافية في المقومات والتجهيزات الإلكترونية وكمادة مضافة في الفولاذ العديم الصدإ والخلائط الأخرى. تستخدم مركبات السلينيوم كمبيد حشري لمقاومة الحشرات التي تهاجم النباتات الزراعية وكذلك في معالجة أمراض جلدية عديدة.

6 – تأثيره على جسم الإنسان

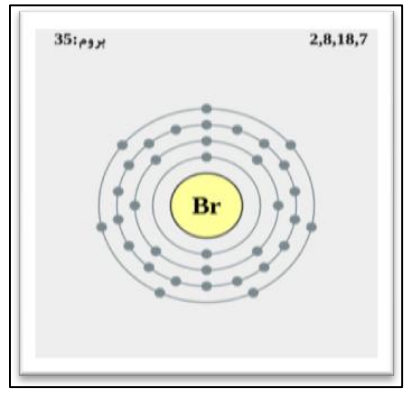
يمكن أن يدخل السلينيوم الجسم عن طريق تناول الطعام أو شرب المياه أو تنفس الهواء، ويعد الامتصاص المعوي المعدي المصدر الأساسي للسلينيوم المختزن داخل الجسم لدى عموم السكان.

ويتم امتصاصه بنسبة 80% من السلينيوم الموجود ضمن الغذاء والمركبات اللاعضوية. لا يعد السلينيوم خطرا صحيا إلاّ في حال دخول الجسم ولا يعد التعرض الخارجي لأشعة غاما مصدر قلق لأن السلينيوم يضمحل عن طريق إطلاق جسيم بيتا بدون أشعاع غاما، وحينما يكون داخل الجسم يبدي السلينيوم خطرا صحيا بسبب جسيمات بيتا التي تنطلق خلال اضمحلاله الإشعاعي ويترافق خطره الأهم بالاحتمالية المتزايدة للإصابة بالسرطان. ويعد السلينيوم مضاد أكسدة رئيسي يستطيع حماية أغشية الخلايا وبذلك يقلل من خطورة بعض أنواع السرطان وأمراض القلب والأوعية الدموية، ويمكن للتعرض المزمن لمستويات معتدلة منه أن تسبب الإعياء والالتهاب المعدي المعوي وفقدان الشهية المرضي والتنكس الكبدي.

35 – عنصر البروم $^{80}_{35}Br$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للبروم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	35
العدد الكتلي (A)	80
الوزن الذري الغرامي (g)	79,904
نصف القطر الذري (°A)	–
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	3,12
درجة الانصهار (°C)	−7,2
درجة الغليان (°C)	58
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1139
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	3,36
الكهروسلبية	2,96
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,122

1 – ما هو عنصر البروم؟

البروم لافلز، ينتمي إلى عائلة الهالوجينات المكونة للمجموعة 17 من الجدول الدوري للعناصر، وهو سائل أحمر بني، رائحته نفاذة، وله كثافة أكبر من كثافة الماء. لا يذوب البروم في الماء إلاّ بنسبة صغيرة، وهو يكوّن مع الماء طبقتين، العليا منها هي ماء البروم وتحتوي على نحو 3,6% من البروم عند 10°م، والسفلى منها تتكون من البروم الذي يحتوي على نسبة صغيرة من الماء لا تزيد عن 0,04% فقط، ويذوب البروم بسهولة في الكلوروفورم وفي الإيثر.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف عام 1862م من طرف "بالارد" "A. Balard" في فرنسا الذي سمّاه في أول الأمر Muride قبل أن تعطيه أكاديمية العلوم التسمية الحالية، اشتق اسمه من الكلمة اليونانية Bromos بمعنى رائحة كريهة نتنة.

لا يوجد البروم حرا في الطبيعة وذلك لشدة فعاليته الكيميائية، ولكن توجد مركباته بكميات صغيرة في مياه البحار، كما يوجد بكميات متوسطة في الطبقات العليا لرواسب البوتاس على هيئة بروميد البوتاسيوم وبروميد المغنيزيوم.

3 – طرق استحصال البروم

يحضر البروم مخبريا بتأثير مؤكسد قوي على محلول حمضي يحوي شوارد البروميد Br^- مثلا:

$$MnO_2 + 2NaBr + 3H_2SO_4 \longrightarrow Br_2 + 2NaHSO_4 + 2H_2O$$

أما صناعيا فيستحصل البروم من طريقة أكسدة شوارد البروميد الموجودة في الأملاح المنحلة في مياه المحيطات أو الأملاح الصخرية. ونظرا لأن هذه الأملاح تحتوي على كميات عالية من شوارد الكلوريد وكميات ضئيلة من شوارد البروميد لذلك يستعمل الكلور عاملا مؤكسدا يؤكسد شوارد البروميد وفق التفاعل التالي:

$$Cl_2 + 2Br^- \longrightarrow 2Cl^- + Br_2$$

والبورم المتحرر يكون بتركيز منخفض لذا يجرف من المحلول بتيار من الهواء على عدة مراحل حيث يجمع في غرف خاصة تحوي كربونات الصوديوم التي بدورها تمتص البروم وتفصله عن الهواء:

$$3Br_2 + 3CO_3^{2-} \longrightarrow 5Br^- + BrO_3^- + 3CO$$

بتحميض محلول الكربونات تنطلق أبخرة البروم نتيجة التفاعل:

$$5Br^- + BrO_3^- + 6H^+ \longrightarrow 3Br_2 + 3H_2O$$

4 – الخواص الكيميائية للبروم

يتفاعل البروم مباشـرة مع غاز الهيدروجين، كما يتفاعل مع الكبريت والفوسـفور ولكنه لا يتفاعل مع الكربون أو الأكسـجين أو النتروجين، وهو يتحد بـالفلزات مكونا بروميدات تشـبـه الكلوريدات في خواصها.

1.4 – التفاعل مع الهيدروجين

يتكون بروميد الهيدروجين عند إمرار تيار من غاز الهيدروجين في البروم ثم إمرار الخليط الناتج فوق البلاتين المسخن لدرجة الاحمرار.

$$H_2 + Br_2 \longrightarrow 2HBr + 2 \times 8600 \text{ calorie}$$

يتأكسد بروميد الهيدروجين بسهولة، فهو يتحول في وجود الأكسجين إلى البروم والماء.

$$2HBr + O_2 \longrightarrow Br_2 + H_2O$$

2.4 – التفاعل مع الفلزات

يتفاعل البروم مع بعض الفلزات مباشـرة مثل الحديد والقصـدير، وغالبا ما يتكون بروميد الفلز ذو التكافؤ الأعلى في هذه التفاعلات مثل بروميد القصدير وبروميد الحديد.

$$2Fe + 3Br_2 \longrightarrow 2FeBr_3$$

$$Sn + 2Br_2 \longrightarrow SnBr_4$$

3.4 – التفاعل مع الأسس

يتفاعل البروم مع هيدروكسـيد البوتاسـيوم على البارد لتكوين بروميد البوتاسـيوم وهيبوبروميت البوتاسيوم.

$$Br_2 + 2KOH \longrightarrow KBr + KBrO + H_2O$$

يمكن التعبير عن تكوّن برومات البوتاسيوم بتفاعل البروم مـع هيدروكسيد البوتاسيوم بمعادلة واحدة كما يلي:

$$3Br_2 + 6KOH \longrightarrow 5KBr + KBrO_3 + 3H_2O$$

4.4 – الخواص المؤكسدة

يمكن للبروم أو محلوله المائي أن يؤكسد H_2S إلى الكبريت:

$$H_2S + Br_2 \longrightarrow 2HBr + S$$

5.4 – تفاعلات الإضافة والاستبدال

يستخدم البروم للكشف عن وجود الروابط غير المشبعة في المركبات العضوية، وذلك بإضافة محلوله في الكلوروفورم أوفي رابع كلوريد الكربون إلى محلول المادة العضوية في المذيب نفسه، فيختفي لون البروم.

$$CH_2 = CH_2 + Br_2 \longrightarrow CH_2Br - CH_2Br$$

يحل البروم كذلك محل الهيدروجين في بعض المركبات العضـــوية، ومثال ذلك تفاعله مع البنزين لتكوين البروموبنزين.

$$C_6H_6 + Br_2 \longrightarrow C_6H_5Br + HBr$$

يحل البروم كذلك محل الهيدروجين في كبريتيد الهيدروجين.

$$H_2S + Br_2 \longrightarrow 2HBr$$

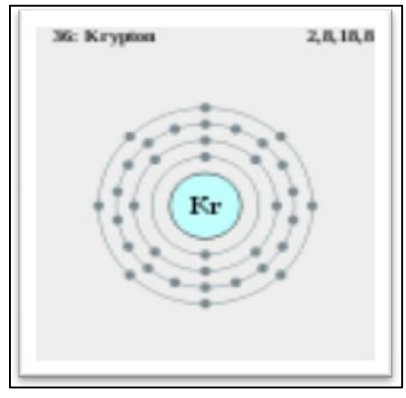
كما يحل محل اليود في مركباته:

$$2KI + Br_2 \longrightarrow 2KBr + I_2$$

36 – عنصر الكريبتون $^{84}_{36}Kr$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للكريبتون

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	36
العدد الكتلي (A)	84
الوزن الذري الغرامي (g)	83,8
نصف القطر الذري (°A)	2,0
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	2,6
درجة الانصهار (°C)	−157
درجة الغليان (°C)	−152
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1351
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,9
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	–

1 – ما هو عنصر الكريبتون؟

الكريبتون عبارة عن غاز عديم اللّون ذي وميض أبيض في حالـــــــة البلازما، ويتميّز بدرجة غليان منخفضـــة. يتميز هذا الغاز بأنّه وحيد الذرة وأنّه طبقته الإلكترونية التكافئية تحوي ثمانية إلكترونات، ns^2np^6.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـف الكريبتون عام 1898م من طرف "رامزي وترافرس" في بريطانيا، اشـتق اسـمه من اليونانية Kruptos بمعنى مخبأ محجوب، والتسـمية تلمّح إلا صـعوبة إيجاد العنصـر وعزله، كما تشـير إلى ندرته. يوجد غاز الكريبتون في الهواء بنسبة قليلة جدًّا، وتبلغ نسبته المئوية الحجمية $1,14 \cdot 10^{4-}$.

3 – طرق استحصال الكريبتون

يسـتحصـل الكريبتون من تبخير الهواء السـائل، وبما أنّ نسـبته منخفضـة جدًّا في الهواء فإنه يلزم كميات كبيرة جدًّا منه لاستحصال كمية مناسبة من الكريبتون.

4 – الخواص الكيميائية للكريبتون

أثبتت الدراســـات أنّ الكريبتون من الغازات النبيلة الثقيلة، وبذلك فهو قادر على تشـــكيل مركبات كيميائية، وأنّ حالات الأكسـدة المفضـلة له هي تلك الموافقة لحالات الأكسـدة المعتادة والمشـابهة للعناصر النموذجية والخاضعة للقاعدة العامة $-2n \; ; \; n = 0,1,2,3$.

كما أنّ هناك علاقة وطيدة بينه وبين عناصـر الفصـيلة VII وVI النموذجية مع المرتبطات نفسـها، فمثلا فلوردات الكر يبتون تشابه فلوردات اليود والبروم والتيليريوم.

يدخل هذا الغاز بتفاعلات مع معظم المؤكسدات القوية، فلا يتفاعل من العناصر إلاّ مع الفلور فقط. ويتضمن مشاركة ذرة غاز الكريبتون مع مرتبطات شديدة الكهروسلبية مثل F و O و OsO_2F...

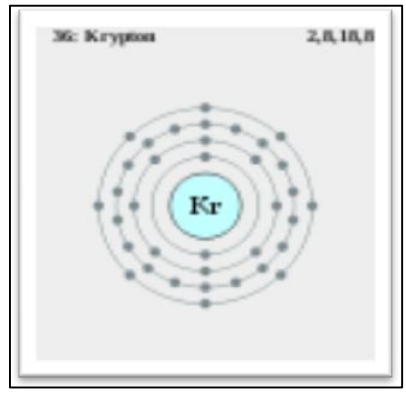
5 – مجال استعمال الكريبتون

يستخدم الكريبتون في أنابيب الإفراغ، كما يستخدم مع غازات أخرى نادرة في إنارات الفلوريسنت.

37 – عنصر الروبيديوم $^{85}_{37}Rb$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للروبيديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	37
العدد الكتلي (A)	85
الوزن الذري الغرامي (g)	85,47
نصف القطر الذري (°A)	2,48
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	1,53
درجة الانصهار (°C)	38,9
درجة الغليان (°C)	688
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	403
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	0,8
الناقلية الكهربائية $(\mu\,ohm)^{-1}$	0,08

1 – ما هو عنصر الروبيديوم؟

الروبيديوم معدن ذو مظهر فضـي، طري يمكن قطعه بالسكين وذو كثافة منخفضـة وناقليته الحرارية والكهربائية عالية. يحتوي هذا العنصـر في طبقته الخارجية (التكافؤية) على إلكترون واحد في المدار s يمكن أن يفقده بسهولة ليعطي شاردة موجبة، تتميز مركبات هذا العنصر بكونها بلورية وشار دية، وتتميز مركباته البسيطة أيضا بأنها غير ملونة إلا إذا كانت الشاردة السالبة ملونة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الروبيديوم عام 1860م من طرف "كيرشوف" في ألمانيا وذلك خلال الدراسة الطيفية للعناصر الأسـاسـية. اشـتق اسـمه من اللاتينية rubidus بمعنى أحمر غامق (لأن لون طيفه أحمر غامق). لشدة فعاليته، لا يوجد الروبيديوم بشكل حرفي الطبيعة، إلا أن مركباته واسعة الانتشار.

3 – طرق استحصال الروبيديوم

إن الفعالية العالية لعنصـر الروبيديوم تخلق صـعوبات جمة عند تحضـيره بطريقة التحليل الكهربائي لمصـهور أملاحه. لذا تسـتخدم طريقة إرجاع الأكسـيد أو الهيدروكسـيد أو الكربونات أو الهاليدات أو الكبريتات أو الكرومات أو النترات لهذا المعدن بمعدن مرجع قوي مثل الصـــوديوم أو الكالســـيوم أو المغنيزيوم أو الباريوم أو الألمنيوم...إلخ عند درجات مرتفعة. إلا أن الطريقة المفضـلة لتحضـيره هي مزيج كلوريده مع كمية زائدة من قطع الكالسيوم وتسـخينها تحت الفراغ عند 700 – 800°م، وعندما يرجع الكلوريد تساق أبخرة المعدن تحت التفريغ إلى المبرد لتتكثف وتجمع.

4 – الخواص الكيميائية للروبيديوم

1.4 – التفاعل مع الهواء

يتفاعل الروبيديوم مع الهواء حيث عند تعرضـــه إلى الهواء الرطب يخبو بريقه بســـرعة ويعطي في النهاية طبقة بيضاء، إذ يتشكل في البداية الهيدروكسيد ثم الكربونات.

2.4 – التفاعل مع الماء

يتفاعل Rb مع الماء ويكون التفاعل عنيفا جدا وينصـــهر المعدن والحرارة المنتشـــرة تكون كافية لاشتعال الهيدروجين المتحرر، ويتشكل بالإضافة إلى الهيدروجين الهيدروكسيد:

$$2Rb + 2H_2O \longrightarrow 2RbOH + H_2$$

3.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الروبيديوم مع الأكسجين بسهولة، وبوجود زيادة من الأكسجين يتشكل فوق أكسيد الروبيديوم RbO_2 بالإضافة إلى الأكسيد العادية.

4.4 – التفاعل مع الهيدروجين

يتفاعل هذا المعدن مع الهيدروجين في المجال 300 – 400°م، ليشكل الهيدريد (Rb^+H^-):

$$2Rb + H_2 \longrightarrow 2Rb^+H^-$$

5.4 – التفاعل مع أشباه المعادن

يتفاعل الروبيديوم مع الكبريت والسيلينيوم، ويشكل الكبريتيدات والسلينيدات حسب التفاعلات التالية:

$$2Rb + S \longrightarrow Rb2S$$

$$2Rb + Se \longrightarrow Rb_2Se$$

أما مع الكربون فإنه يتفاعل عند الدرجات العالية من الحرارة ليشكل كربيدات.

6.4 – التفاعلات الأخرى

يغير الروبيديوم من المعادن الأساسية والتي تعتبر أساسا قوية جدا لذلك يستطيع أن يحرر الهيدروجين حتى من الأمونيا. وهذا يتم إما بتفاعل Rb مع غاز النشادر عند الدرجات العالية أو بين Rb وسائل الأمونيا بوجود وسيط وفي كلتا الحالتين يتشكل لأميد:

$$2Rb + 2NH_3 \longrightarrow 2RbNH_2 + H_2$$

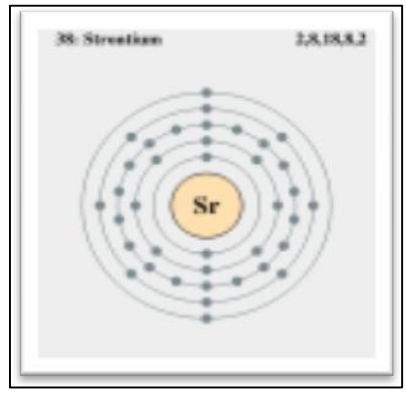
5 – مجال استعمال الروبيديوم

يستخدم في صنع الخلايا الكهروضوئية وأنابيب التفري.

38 – عنصر السترونسيوم $^{88}_{38}Sr$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للسترونسيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	38
العدد الكتلي (A)	88
الوزن الذري الغرامي (g)	87,62
نصف القطر الذري (°A)	2,15
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	2,63
درجة الانصهار (°C)	768
درجة الغليان (°C)	1380
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	549
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,0
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,0762

1 – ما هو عنصر السترونسيوم؟

السترونسيوم عبارة عن معدن ذي لون أبيض فضي يزول هذا اللون بالتعرض للهواء نتيجة تأكسده. يتمتع هذا المعدن بناقلية جيدة للحرارة والكهرباء، كما يتميز بالفعالية والكهرجابية المرتفعة. يشكل السترونسيوم تحت الدرجة 215°م بلورات من نموذج المكعبي متمركز الوجه (Fcc) ولكن عند درجات أعلى يشكل نماذج مختلفة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف السترونسيوم من قبل "كلابروت" "Kloproth" وعزله "ديفي" عام 1808م. اشتق اسمه من اسم المدينة الاسكتلندية " Strontian" أين اكتشف.

لا يوجد هذا العنصر بشكل حر في الطبيعة وذلك لشدّة فعاليته، ولكن فلزاته واسعة الانتشار في اليابسة ومياه البحر. وأهم خاماته بشكل كربونات السترونسيوم $SrCO_3$ وكبريتات.

3 – طرق استحصال السترونسيوم

يحضر السترونسيوم بالتحليل الكهربائي لمصهور كلوريد السترونسيوم. ويستعمل معه فلوريد السترونسيوم لتخفيض درجة انصهار SrCl، حيث يوضع المزيج الملحي في قارب من الحديد المبطن بالغرافيت الذي يشكل المصعد، أمّا المهبط وهو عبارة عن قضيب حديدي يغمس في مصهور المزيج الملحي حيث يرتفع هذا المهبط مع تشكل قضيب من السترونسيوم.

كما يمكن أن يحضر بإرجاع هاليد السترونسيوم بالصوديوم.

4 – الخواص الكيميائية للسترونسيوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل السترونسيوم مع الأكسيجين بالتسخين ويتشكل أكسيد SrO وفق التفاعل:

$$2Sr + O_2 \longrightarrow 2SrO$$

وعند تسخينه في الهواء يتشكل الأكسيد والنتريد معاً $Sr_3N_{29}SrO$.

2.4 – التفاعل مع الماء

يتفاعل Sr بسهولة مع الماء وينطلق غاز الهيدروجين وفق التفاعل:

$$Sr + 2H_2O \longrightarrow Sr(OH)_2 + H_2$$

3.4 – التفاعل مع الهيدروجين

يتفاعل Sr بالتسخين مع الهيدروجين ويتشكل هيدريد السترونسيوم وهو مركب ثابت في الشروط الطبيعية: $Sr + H_2 \longrightarrow SrH_2$

4.4 – التفاعل مع أشباه المعادن

1.4.4 – الآزوت

يتفاعل السترونسيوم مع الآزوت بالتسخين إلى درجات مناسبة ويشكل نتريد السترونسيوم ذو الصيغة Sr_3N_2 وهو مركب يتحلمه بسرعة في الماء ويتشكل هيدروكسيد السترونسيوم وينطلق غاز النشادر:

$$Sr_3N_2 + 6H_2O \longrightarrow 3Sr(OH)_2 + 2NH_3$$

2.4.4 – الكربون

يتفاعل Sr مع الكربون بالتسخين ويتشكل كربيد أو استيليد السترونسيوم ذو الصيغة SrC_2 وتتصف هذه المركبات بأنها تتحلمه بالماء وتشكل هيدروكسيد السترونسيوم وتطلق غاز الأستيلين:

$$SrC_2 + 2H_2O \longrightarrow Sr(OH)_2 + C_2H_2$$

3.4.4 – الفوسفور

يتفاعل Sr مع الفوسفور بالحرارة ويتشكل فوسفيد السترونسيوم ذو الصيغة Sr_3P_2 والذي يتحلمه بسرعة بالماء ويتشكل هيدروكسيد السترونسيوم وينطلق غاز الفوسفين:

$$Sr_3P_2 + 6H_2O \longrightarrow 3Sr(OH)_2 + 2PH_3$$

4.4.4 – الهالوجينات والكبريت

يتفاعل Sr مع الهالوجينات جميعها ويتشكل هاليد السترونسيوم SrX_2، كذلك يتفاعل مع الكبريت ويتشكل كبريتيد السترونسيوم الذي يتحلمه بالماء ويطلق غاز كبريتيد الهيدروجين

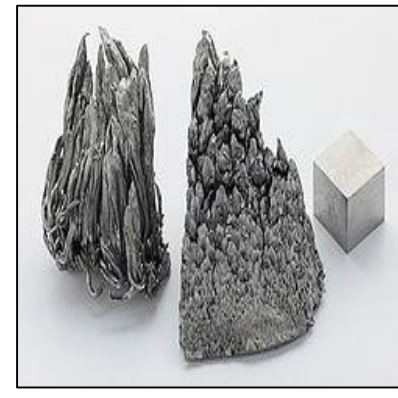
5.4 – التفاعل مع الحموض

يتفاعل السترونسيوم مع الحموض الممددة مثل HCl و H_2SO_4 وينطلق غاز الهيدروجين:

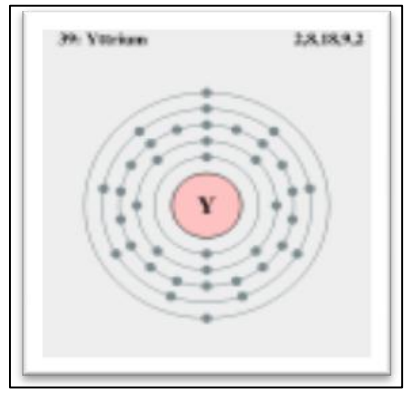
$$Sr + 2H^+ \longrightarrow Sr^{2+} + H_2$$

39 – عنصر الإيتريوم $^{89}_{39}Y$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للإيتريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	39
العدد الكتلي (A)	89
الوزن الذري الغرامي (g)	88,9059
نصف القطر الذري (°A)	1,78
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	4,47
درجة الانصهار (°C)	1507
درجة الغليان (°C)	2927
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	616
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,22
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,0166

1 – ما هو عنصر الإيتريوم؟

الإيتريوم عنصـــر معدني يرافق عناصـــر الأتربة النادرة في الطبيعة وهو ذو لون رمادي غامق وقابل للالتهاب عندما يكون مسحوقا.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـــف من قبل "Gadonlin" وهو كيميائي اســـكتلندي ســـنة 1808م، اشـــتق اســـمه من أيتربي Ytterby وهي مدينة بالسويد.

يعتبر الإيتريوم من العناصـــــر النادرة في الطبيعة حيث يوجد الإيتريوم في مناجم الانثانيدات الثقيلة على شكل أكسينوتيم وفي مناجم الجادولينيت.

3 – طرق استحصال الإيتريوم

يحضر الإيتريوم بإرجاعه مع كلوريده بالليثيوم:

$$YCl_3 + 3Li \longrightarrow Y + 3LiC$$

4 – الخواص الكيميائية للإيتريوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الإيتريوم مع الأكسجين بالتسخين حسب التفاعل:

$$2Y + \frac{3}{2}O_2 \longrightarrow Y_2O_3$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يحترق الإيتريوم بالتسخين مع الهالوجينات مكونا الهاليدات حسب التفاعل:

$$2Y + 3X_2 \longrightarrow 2YX_3$$

3.4 – التفاعل مع الهيدروجين

يتفاعل الإيتريوم مع الهيدروجين ليعطي المركبات ذات الصـيغة (YH_2) جيدة التواصـيل كما يمكن أن نحصل على الهيدريد (YH_3) الأكثر ثباتا.

4.4 – التفاعل مع الكربون

يتفاعل الايتريوم مع الكربون بالتسخين مكونا كربيدات حسب التفاعل: $Y + 2C \longrightarrow YC_2$

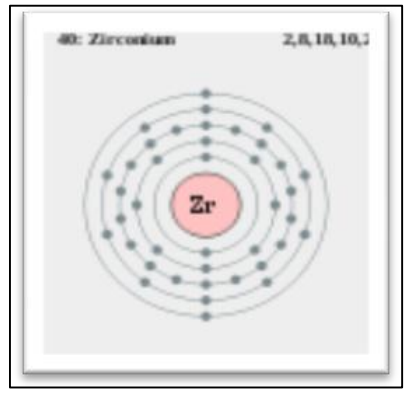
5 – مجال استعمال الإيتريوم

يستخدم معدن الإيتريوم في صناعة الطائرات لخفته كما أن ضآلة درجة تفاعله مع النيترونات تعطيه أهمية كبيرة في التكنيك الذري لبناء المفاعلات الذرية، ويستخدم أكسيده في صناعة الآلات الحاسبة والأدمغة الإلكترونية.

40 – عنصر الزركونيوم $^{91}_{40}Zr$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للزركونيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	40
العدد الكتلي (A)	91
الوزن الذري الغرامي (g)	91,22
نصف القطر الذري (°A)	1,6
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	6,49
درجة الانصهار (°C)	1852
درجة الغليان (°C)	3580
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	660
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,33
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,023

1 – ما هو عنصر الزركونيوم؟

الزركونيوم معدن براق ذو لون أبيض مائل للرمادي ومقاوم للتآكل. وعندما يكون الزركونيوم بشـــكله المقسـم الناعم، فإنه يسـتطيع أن يشـتعل تلقائيا في الهواء، وخاصـة في درجات الحرارة العالية، وهو يمتاز بخواص ميكانيكية ممتازة فهو قابل للسحب والطرق، قليل الامتصاص للنيترونات.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـــف الزركونيوم عام 1824م من قبل "Klaproth" وهو كيميائي ألماني، الزركونيوم والزرقون بمعنى لون الذهب باللّغة الفارسية القديمة والعربية نسبة إلى اللون الذهبي للحجر الكريم $ZrSiO_4$.
تشـكل مركبات معدن الزركونيوم 0,025% من القشـرة الأرضـية، وهو يوجد بشـكل طبيعي في عدد من المعادن، ولكنـه لا يظهر بشـــكل عام في توضـــعات مركزة إنّ المعدن المعروف بـالزر كون (أورثوســـيليكات الزركونيوم)، والذي يوجد في توضـــعات الطمي في قيعان الجداول أو شـــواطئ المحيطات أو قيعان البحيرات القديمة، هو المصدر التجاري الوحيد للزركونيوم.

3 – طرق استحصال الزركونيوم

يتم اسـتحصـاله بمعالجة خاماته بالكربون وغاز الكلور المسـخنين لدرجة الاحمرار، إذ نحصـل على كلوريد الزركونيوم الرباعي ($ZrCl_4$) المشـــوب. نختزل كلوريد الزركونيوم هذا بمعدن المغنزيوم بعد تنقيته بإحدى الطرق المتبعة في تعدين التيتانيوم. فنحصـل مثلا على الزركونيوم النقي إذا اسـتخدمنا طريقة يوديد الزركونيوم بعد تفكيكه على سلك مسخن (طريقة فان اركل):

$$ZrI_4 \longrightarrow Zr + 2I_2$$

4 – الخواص الكيميائية للزركونيوم

هذا العنصر خامل كيميائيا عند الدرجة العادية من الحرارة ونشيط عند الدرجات المرتفعة، لذا يتفاعل مع المواد التالية عند الدرجات المرتفعة من الحرارة.

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الزركونيوم مع الأكسجين بالتسخين ويتشكل ZrO_2 حسب التفاعل التالي:

$$Zr + O_2 \longrightarrow ZrO_2$$

2.4 – التفاعل مع الماء

يتفاعل الزركونيوم مع الماء فيتشكل أكسيده وينطلق غاز الهيدروجين:

$$Zr + 2H_2O \longrightarrow ZrO_2 + 2H_2$$

3.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الزركونيوم مع الهالوجينات، فيتشكل هاليد الزركونيوم وفق التفاعل التالي:

$$Zr + 2X_2 \longrightarrow ZrX_4$$

4.4 – التفاعل مع أشباه المعادن

يتحد الزركونيوم مع أشباه الفلزات B, C, N, S عند الدرجة 1000°م وذلك حسب المعادلات التالية:

$$Zr + 2Si \longrightarrow ZrSi_2$$

$$Zr + N \longrightarrow ZrN$$

$$Zr + C \longrightarrow ZrC$$

$$Zr + B \longrightarrow ZrB$$

5.4 – التفاعل مع الماء الأكسجيني

يتفاعل الزركونيوم مع الماء الأكسجيني مشكلا فوق الأكسيد:

$$2Zr + H_2O_2 \longrightarrow Zr_2O_2 + 2OH^-$$

أملاح الشوارد Zr^{4+} عديمة اللون وهي أكثر ثباتا في المحاليل وعند حلمهتها نحصل على:

$$Zr^{4+} + H_2O \longrightarrow ZrO^{2+} + 2H^+$$

5 – مجال إستعمال الزركونيوم

الزركونيوم مقاوم جدا للحت الذي يحدث بوجود العديد من الأحماض والقلويات الشـــائعة وكذلك ماء البحر، ولهذا السبب يستخدم بشكل مكثف في الصناعة الكيميائية حيث تستخدم العوامل الحاتة.

ويســـتخدم الزركونيوم كذلك في أنابيب التخلية، في الفولاذ وفي أجهزة العمليات الجراحة ومصـــابيح التصـوير الوامضـة وكبسـولات التفجير وشـعيرات المصـابيح. وهو يسـتخدم كذلك في مسـتحضـرات اللبلاب السام على شكل كربونات ونشير إلى أن الزر كون المعدني يتصف بقرينة انكسار مرتفعة، ويسـتخدم كمادة حجر كريم. أما أكسـيد الزركونيوم غير النقي فإنه يسـتخدم في بوتقات المخابر التي تسـتطيع مقاومة الصـدمة الحرارية، وكذلك تبطين أفران التعدين، كما يسـتخدم في صـناعة الزجاج

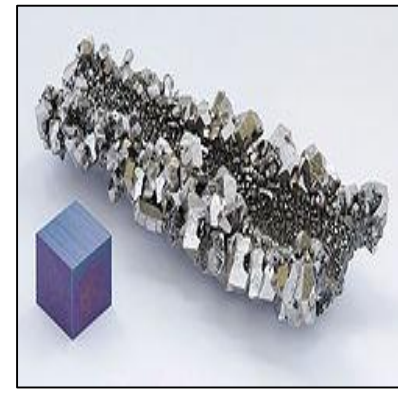
والسيراميك كمادة مقاومة. هذا ويملك الزركونيوم مقطعا عرضيا خفيض الامتصاص للنترونات، مما يجعله مادة مثالية للاستخدام في تطبيقات المفاعلات النووية.

6 – تأثيره في جسم الإنسان

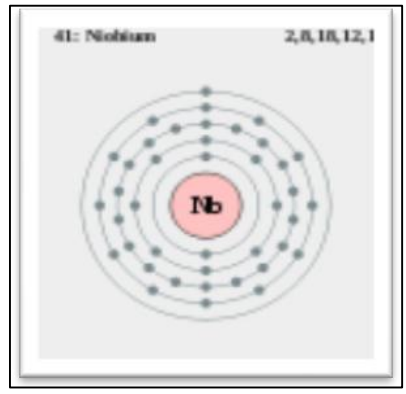
يمكن للزركونيوم أن يدخل الجسم عن طريق تناول الطعام أو شرب المياه أو استنشاق الهواء. ويعد الامتصاص المعوي من الطعام والمياه المصدر الأساسي للزركونيوم المتواضع داخليا لدى عامة الناس. ويتوضع حوالي نصف الزركونيوم – الذي يصل إلى الدم – في الهيكل العظمي حيث يتميز بعمر نصف بيولوجي يساوي 8000 يوم. أما النصف الأخر فيتو ضع في جميع الأعضاء المتبقية وكذلك في أنسجة، وبما أن الزركونيوم لا يؤلف مكونا أساسيا من المكونات المعدنية للعظام، فإن الكمية المتواضعة منه في الهيكل العظمي يفترض أن تبقى على السطوح العظمية دون أن يتم امتصاصها إلى داخل كتلة العظام. لا يشكل الزركونيوم خطرا على الصحة إلا في حال دخوله داخل الجسم.

41 – عنصر النيوبيوم $^{92}_{41}Nb$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للنيوبيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	41
العدد الكتلي (A)	92
الوزن الذري الغرامي (g)	92,9064
نصف القطر الذري (°A)	1,46
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	4,8
درجة الانصهار (°C)	2468
درجة الغليان (°C)	3300
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	664
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,6
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,0693

1 – ما هو عنصر النيوبيوم؟

النيوبيوم فلز طري ونادر ذو لون رمادي، وهو موصـل جيد للكهرباء في درجة حرارة منخفضـة، كما أنه قابل لسحب وتقل نسبة هذه العملية بازدياد نسبة الشوائب علاوة على ذلك له مقاومة عالية ضد التآكل.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـف من قبل "Hatchett" في بريطانيا سـنة 1801م، من اليونانية "Niobé" وهو اسـم ابنة تنتالوس، آلهة الحزن في الأسـطورة الإغريقية وهذا للعلاقة بين هذا العنصـر وعنصـر التانتال حيث اعتقد في البداية أنهما عنصران بخواص كيميائية شديدة التشابه. يوجد النيوبيوم بنسبة 0,002% من وزن القشرة الأرضية.

أهم خاماته: المعقد نيوبوتبتال وتركيبه $Fe((Nb,Ta)O_3)_2$، ويمكن أن تحل ذرة منجنيز (Mn) محل ذرة الحديد، وقد يوجد (Nb) في خام يحوي التيتانيوم أو العناصر الأرضية النادرة.

3 – طرق استحصال النيوبيوم

تكون عملية استخلاص معدن النيوبيوم صـعبة للغاية إلا أنّ بدأها يعتمد على تحويل المعدن لأملاح الصـوديوم الذوّابة، وتبدأ العملية بالصـهر المؤكسد للفلزات في وسط قاعدي ثم إضـافة الماء السـاخن فنحصـل على محلول يحتوي على أيونات نيوبات، تنقالات، تيتانات، تنجسـتات، مولبدات في حين يبقى الحديد والمنجنيز والسـليكون مع المواد غير الذوابة.يفصـل المحلول الصـودي ويعالج بحمض فنحصـل على أحماض أو أكاسـيد (Nb). يعالج بمحلول فلوريد البوتاسـيوم، بواسـطة حمض (HF) المركز فينفصـل K_2NbOF_5 القليل الذوبان، يبقى مركب التنتاليوم بمحلول، يختزل أكسـي فلورينات البوتاسيوم بمعدن الألومنيوم (Al) فنحصل على معدن النيوبيوم (Nb).

4 – الخواص الكيميائية للنيوبيوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

لا يتأكسـد النيوبيوم بالهواء في درجة الحرارة العادية إلا أنه يتأكسـد ببطء في جو من الأكسـجين أو الهواء إذا ارتفعت درجة الحرارة إلى 400°م، حيث تتشكل طبقة من أكسدة النيوبيوم تقي بقية المعدن من الأكسدة اللاحقة:

$$4Nb + 5O_2 \longrightarrow 2Nb_2O_5$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يحترق معدن النيوبيوم بارتفاع درجة الحرارة في جو من الكلور، ليتشكل كلوريد النيوبيوم:

$$Nb + Cl_2 \longrightarrow NbCl_2$$

3.4 – التفاعل مع الهيدروجين

يتفاعل النيوبيوم مع الهيدروجين حسب التفاعل:

$$2Nb + H_2 \longrightarrow 2NbCl$$

4.4 – التفاعل مع الكبريت

يتفاعل الإيتريوم مع الكربون بالتسخين مكونا كربيدات حسب التفاعل:

$$Nb + S \longrightarrow NbS$$

5.4 – تفاعلات أخرى

النيوبيوم لا يتأثر بالأحماض ولا بالماء الملكي لكن الحمض الوحيد الذي يؤثر فيه هو حمض هيدروفلوريك (HF) إذ يهاجمه ببطء، كما لا تؤثر فيه القواعد لكنه شديد التأثر بهيدروكسيد الصوديوم (NaOH) أو البوتاسيوم (KOH) المنصهر.

5 – مجال استعمال النيوبيوم

- يستخدم معدن النيوبيوم في الصناعات الكيميائية لعدم تأثره بالأحماض، ويضاف للفولاذ بغية تثبيت الكربون داخل الفولاذ، ومنع احتواء كربيدات النيكل والكروم داخله. ونظرًا لضعف امتصاصه للنيترونات فإنه يستخدم غلافًا للوقود النووي.
- يقاوم تأثير الصوديوم المنصهر أو خليط الصوديوم والبوتاسيوم المستخدم لتبريد المفاعلات النووية، كنا يستخدم الخليط Nb_3S_n سبيكة فائقة التوصيل.

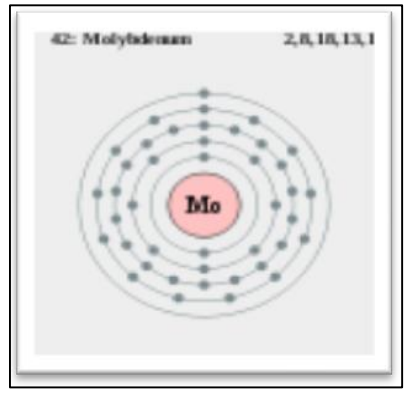
6 – تأثيره على جسم الإنسان

- النيوبيوم لم يعرف له دور بيولوجي، بينما غبار النيوبيوم هو مصدر إزعاج العين والجلد.
- النيوبيوم عنصر خامل على نطاق أوسع من الناحية الفسيولوجية وهي غير ضارة، كثيرًا ما تستخدم في صناعة المجوهرات، وجرى اختبار للاستخدام في بعض الزرع الطبي.

42 – عنصر الموليبدينيوم $^{96}_{42}Mo$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للموليبدينيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	42
العدد الكتلي (A)	96
الوزن الذري الغرامي (g)	95,94
نصف القطر الذري (°A)	1,39
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	10,2
درجة الانصهار (°C)	2610
درجة الغليان (°C)	5560
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	685
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,35
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,211

1 – ما هو عنصر الموليبدينيوم؟

الموليبدينيوم معدن قابل لطرق وسحب بشكل جيد في حالة نقاوته، ويكون هشًّا سهل الكسر عند إدخال كمية ضئيلة من الشوائب بها.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "Scheele" في السويد سنة 1782م، اشتق اسمه من اليونانية molubdaina بمعنى الرصاص وهذا للتشابه الكبير بين العنصريين.

يوجد الموليبدينيوم بنسبة 0,001% من وزن القشرة الأرضية فهو لا يوجد حرًّا في الطبيعة، بل يوجد على شكل فلزات ومن أهم فلزاته: مركب الموليبدنيت (MoS_2).

3 – طرق استحصال الموليبدينيوم

نحصل على أكسيد الموليبدينيوم السداسي من حرق خام الموليبدنيت MoS_2 كما في المعادلة:

$$MoS_2 + \left(\frac{7}{2}\right)SO_2 \longrightarrow 2SO_2^{\uparrow} + MoO_3$$

وهو أكسيد متطاير لكننا نفضل إذابته بالأمونيا بغية تحويله إلى موليبدات الأمونيوم ثم بلورة الموليبدات من محلولها بعد الترشيح. نضيف حمضاً ما فيرسب أكسيد الموليبدات MoO_3 مرة أخرى، ثم يذاب هذا الأكسيد بإضافة الأمونيوم له فنحصل على موليبدات أمونيوم من جديد، وبعد بلورتها نحصل على موليبدات نقية ذات تركيب محدد.

ينصهر مسحوق معدن الموليبدينيوم بفرن كهربائي يجو من الأرجون Ar ليعطي معدن الموليبدينيوم. يختزل الأكسيد MoO_3 أحياناً الكربون، ولكن هذه الطريقة تؤدي إلى التلوث. هناك طريقة أخرى للحصول على معدن الموليبدينيوم النقي وذلك بتحضير مركب كلوريد الموليبدينيوم الثلاثي ($MoCl_3$). وبالتحليل الكهربائي نحصل على معدن الموليبدينيوم بالشكل:

$$MoS_2 \xrightarrow{H_2 \text{ Æ}\text{æ}A\,l} 2SO_2^{\uparrow} + MoO_3$$

4 – الخواص الكيميائية للموليبدينيوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الموليبدينيوم مع الأكسجين عند درجة الاحمرار أو تعطي أكاسيد حسب التفاعل التالي:

$$Mo + \left(\frac{3}{2}\right)O_2 \longrightarrow MoO_3$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الموليبدينيوم مع البروم والكلور بالحرارة بينما يتفاعل مع الفلور عند درجة الحرارة العادية، حسب التفاعل العام التالي:

$$Mo + X_2 \longrightarrow MoX_2$$

3.4 – تفاعلات أخرى

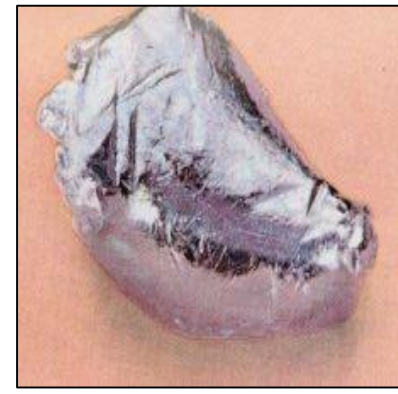
لا يتأثر الموليبدينيوم بالماء والهواء في الدرجة العادية من الحرارة، وتفاعلها مع اللامعادن لا يتم إلا عند الدرجات العالية من الحرارة، وتفاعلها مع الآزوت صعب.

5 – مجال استعمال الموليبدينيوم

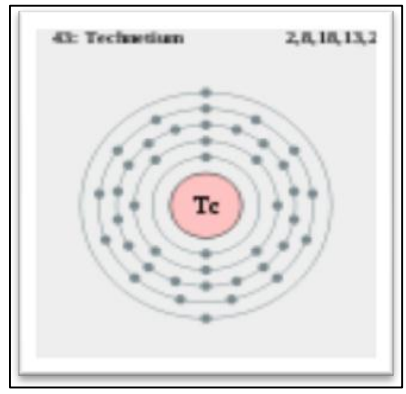
- يضاف معدن الموليبدينيوم للحديد لزيادة قوته وتحمله ضد تغير شكله عند ارتفاع درجة الحرارة، كما يضاف المعدن إلى الفولاذ مع قليل من الكربون ليجعلاه مقاوماً للأكسدة اللاحقة، ويدخل معدن الموليبدينيوم في تركيب الفولاذ القاسي المستخدم في صناعة الأدوات التي يستخدمها العمال في الصناعات المختلفة، كما تدخل في خلاطات خاصة مع النيكل والكروم والتي تستخدم في صناعة المركبات الفضائية التي تتحمل ارتفاع الضغط والحرارة.
- تستخدم موليبدات الرصاص في صناعة صبغات ثابتة ذات بريق أخاذ.
- تستخدم مركبات معدني الموليبينيوم القاسية جدًّا في تركيب قطع خاصة في جهاز صهر الزجاج وفي صناعة الفولاذ المسقي ذي القساوة العالية وفي المواد البلاستيكية المقواة.

43 – عنصر التكنيسيوم $^{98}_{43}Tc$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للتكنيسيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	43
العدد الكتلي (A)	98
الوزن الذري الغرامي (g)	98
نصف القطر الذري (°A)	1,36
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	11,5
درجة الانصهار (°C)	2140
درجة الغليان (°C)	–
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	702
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,9
الناقلية الكهربائية $(\mu\,ohm)^{-1}$	0,067

1 – ما هو عنصر التكنيسيوم؟

التكنيسيوم هو معدن لونه رمادي فضي يشبه البلاتينيوم ويفقد بريقه ببطء في الهواء الرطب، وقد نتج التكنيسيوم على سطح الأرض بشكل أساسي عن طريق الأنشطة البشرية التي تتضمن مواد قابلة للانتشار.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "Segré و Perrier" في إيطاليا سنة 1937م، اشتق اسمه من اليونانية TechNetos بمعنى مصطنع وهو أول عنصر اصطنع.

لا يوجد معدن التكنيسيوم في الطبيعة إلا بنسبة ضئيلة جدًّا، على شكل تكنيسيوم 99 وهو أحد نواتج إنشطار اليورانيوم u.

3 – طرق استحصال التكنيسيوم

نحصل على معدن التكنيسيوم من قصف معدن الموليبدينيوم $^{98}_{42}Mo$ بنيوترونات ذات طاقة عالية جدًّا إذ نعمد عمليًا لتعريض معدن الموليبدنيوم لإشعاعات الفاعل النووي لمدة طويلة من الزمن فنحصل على معدن التكنيسيوم:

$$^{98}_{42}Mo\,(n.y)\,^{99}_{42}M \xrightarrow[67\text{سا}]{\beta} ^{99}_{43}Tc \xrightarrow[220000\text{سنة}]{\beta} ^{99}_{44}Ru$$

4 – الخواص الكيميائية للتكنيسيوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل التكنيسيوم مع الأكسجين معطياً أكسيد التكنيسيوم:

$$2Tc + \left(\frac{7}{2}\right)O_2 \longrightarrow Tc_2O_7$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يشكل التكنيسيوم بالتفاعل المباشر مع الفلور أو الكلور سداسي الهاليد (TcX_6).

3.4 – تفاعلات أخرى

يشكل معدن تكنيسيوم ببطء في الهواء وبدرجة الحرارة العادية حمض فوق التكنيسيوم ($HTcO_4$)، لا يتأثر معدن التكنيسيوم بحمض الهيدروكلوريك HCl أو HF لكنه يتأثر ببطء بحمض الكبريتيك، ويهاجمه حمض النتريك HNO_3 بعنف مشكلاً حمض فوق التكنيسيوم ($HTcO_4$).

5 – مجال استعمال التكنيسيوم

يعد التكنيسـيوم مانعًا جيدًا لتآكل الفولاذ، يمكن تأمين الحماية عن طريق إضـافة كميات صـغيرة جدًّا فقط أثناء الإنتاج. ولكن هذا الاسـتخدام محدود بواسـطة الطبيعة المشـعة للتكنيسـيوم، ويسـتخدم التكنيسيوم عموماً في الطب النووي.

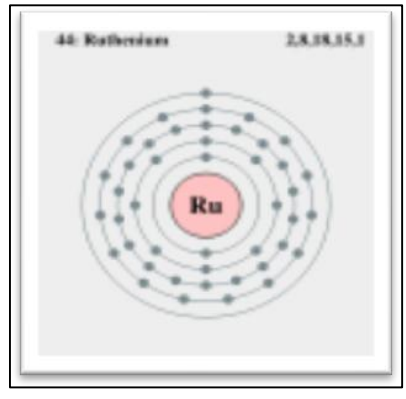
6 – تأثيره على جسم الإنسان

لا يكون التكنيسـيوم خطرًا صـحيًّا إلا إذا وصـل إلى داخل الجسـم، وهو لا يمثل خطراً خارجياً لأنه يتحلل عن طريق إصدار جُسيم بيتا (β) المنخفض الطاقة نسبيًا وبدون أشعة غاما (α). أما التخوف الرئيس فهو اسـتثمار السـرطان من قبل جسـيمات بيتا التي ترافق اضـمحلاله الإشـعاعي. ويمكن للتكنسيوم أن يتركز في عدة أعضـاء بحسـب تركيبها الكيميائي، وبذلك لا يوجد عضـو أسـاسـي مثيل للقلق وهذا أحد الأسـباب وراء الاسـتخدام الواسـع للنظير تكنيسـيوم القصـير الأمد في الطب النووي كوسيلة تشخيص.

44 – عنصر الروثينيوم $^{101}_{44}Ru$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للروثينيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	44
العدد الكتلي (A)	101
الوزن الذري الغرامي (g)	101,07
نصف القطر الذري (°A)	1,34
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	12,2
درجة الانصهار (°C)	2500
درجة الغليان (°C)	4900
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	711
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,35
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,137

1 – ما هو عنصر الروثينيوم؟

الروثينيوم فلز أبيض قاس متعدد التكافؤ، ينتمي إلى مجموعة البلاتين وهو كمعظم العناصـــر خامل كيميائيًّا اتجاه معظم المواد، يتوفر عادة في الطبيعة كمكون بسيط من خامات البلاتين وإنتاجه سنويًا لا يتجاوز الـ 12 طن في جميع أنحاء العالم يستخدم في الوصلات الكهربائية المقاومة للاهتزاء وفي إنتاج المقاومات ذات الغشاء السميك.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل العالم الروسي كلاوس في روسيا سنة 1845م، اشتق اسمه من اللاتينية Ruthénie بمعنى روسيا الاسم اللاتيني للبلد الذي اكتشف فيه.

يوجد الروثينيوم في الطبيعة في الحالة الفلزية بنسبة ضئيلة مع معادن البلاتين الموجودة في خامات كبريتيد نيكل – نحاس بجنوب إفريقيا وكندا وفي رمال شـــواطئ بعض الأنهار في روســـيا ويعد هذا المعدن من العناصر النادرة إذ نسبة أن وجودها لا تتجاوز 10^{-6} % من وزن القشرة الأرضية.

3 – طرق استحصال الروثينيوم

يتم استخلاص معدن الروثينيوم (Ru) من معادن البلاتين التي يمكن الحصول عليها كرواسب على الأنود في التنقية الإلكتروليتيه للنيكل. وتبدأ العملية بإزالة المعادن Pt و Pd و Au من الخام بمعالجته بالماء الملكي (HNO3–HCl)، ويلي هذا تسخين الخام مع كربونات الرصاص ثم إضافة حامض النتريك لإذابة الفضـــة Ag على هيئة نترات فضـــة، وتبقى بعد ذلك مادة صـــلبة غير قابلة للذوبان تحتوي على أربعة عناصر هي Ru و Os و Rh و Ir والتي يمكن فصلها كما يلي:

$$\text{Residue} \xrightarrow[\text{ثم إذابة في الماء}]{\text{عملية صهر مع } NaHSO_4} Rh_2(SO_4)_3$$

$$\text{Insol}\cdot\text{Residue} + Na_2O_2 \xrightarrow[\text{ثم إذابة في الماء}]{\text{عملية صهر}} [RuO_4]^{-2} + [OsO_4(OH)_2]^{-2} + IrO_2$$

$$[RuO_4]^{-2} + [OsO_4(OH)_2]^{-2} \xrightarrow[\text{تسخين}]{Cl_2} \underset{\text{مزيج متطاير}}{(OsO_4 + RuO_4)}$$

$$\text{مزيج متطاير} \xrightarrow[\text{تسخين}]{\text{تجميع في } HCl} \underset{\text{محلول}}{H_3RuCl_6} \xrightarrow{NH_4Cl} \underset{\text{راسب}}{(NH_4)_3RuCl_6} \xrightarrow[\text{في } H_2]{\text{عملية حرق}} \underset{\text{فلز}}{Ru}$$

4 – الخواص الكيميائية للروثينيوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الروثينيوم مع الأكسجين بالتسخين مشكلاً أكسيد الروثينيوم RuO_2 حسب التفاعل:

$$Ru + O_2 \longrightarrow RuO_2$$

2.4 – تفاعلات أخرى

معدن الروثينيوم لا يتأثر بالأحماض غير المؤكسدة أو ماء الملكي، لكن يتفاعل بصعوبة عند درجات الحرارة العالية مع اللافلزات ومع العوامل المؤكسدة.

يمكن إذابة معدن الروثينيوم بتعريضـــها لأبخرة مؤكســـدة مثل Na_2O_2 أو $KClO_3$ فيتحول إلى روثينات $[RuO_4]^{-2}$، كما يمكنه أن يتفاعل مع الهالوجينات.

5 – مجال استعمال الروثينيوم

- يستخدم ثنائي أكسيد الروثينيوم في تركيب المقاومات ذات الغشاء السميك.
- يستخدم في تركيب بعض السبائك.
- يستخدم نظير الروثينيوم 106، في علاج أورام العين وخاصة الورم الميلانيني.

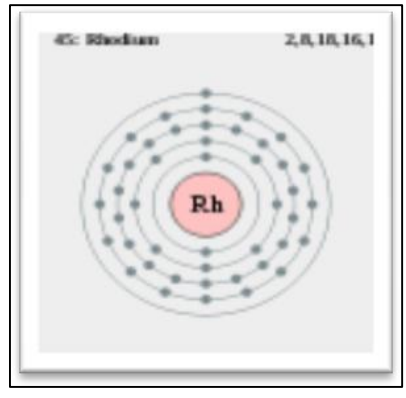
6 – تأثيره على جسم الإنسان

كافة مركباته تسبب التسمم والسرطان وتترك آثارًا من البقع قوية على الجلد، كما أن أكسيد الروثينيوم درجة سميته عالية ومتطاير لذا يجب تجنبه.

45 – عنصر الروديوم $^{103}_{45}Rh$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للروديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	45
العدد الكتلي (A)	103
الوزن الذري الغرامي (g)	102,9055
نصف القطر الذري (°A)	1,34
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	12,4
درجة الانصهار (°C)	1966
درجة الغليان (°C)	4500
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	720
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,28
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,211

1 – ما هو عنصر الروديوم؟

الروديوم فلز نادر لونه أبيض فضـي، مقاوم للتآكل وعاكس بشـكل كبير، وهو من مجموعة البلاتين، يتواجد في الطبيعة مختلطاً مع خام البلاتين يعد من أغلى المعادن النفيسة على الإطلاق.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـف من قبل "wollaston" كيميائي بريطاني سنة 1804م، اشـتق اسمه من اليونانية Rhodon بمعنى وردي لكون لون أملاحـه ورديـة. يعـد عنصـــر الروديوم من المعـادن النـادرة إذ تبلغ 0,0001ppm من القشــرة الأرضــية، يوجد في معادن البلاتين ومن أهم خاماته: خامات كبريتيد – نحاس – نيكل، وتحتوي على نسبة 0,1% من الروديوم (Rh).

3 – طرق استحصال الروديوم

يمكن الحصـــول على الروديوم انطلاقًا من معادن البلاتين وذلك بعد إذابة Au, Pd, Pt في الماء الملكي وإذابـة Ag في صـــورة ملح نترات وبعد ذلك تبقى مـادة صـــلبـة، يتم صـــهرها مع ملح $NaHSO_4$ ثم يضـاف إليها الماء لإذابة الروديوم في صـورة $Rh_2(SO_4)_3$ الذي نحصـل منه على المعدن كما يلي:

$$Rh_2(SO_4)_3 + 6NaOH \longrightarrow 2Rh(OH)_3 + 3Na_2SO_4$$

$$Rh(OH)_3 + 6HCl \longrightarrow H_3[RhCl_6] + 3H_2O$$

$$H_3[RhCl_6] + 6NaNO_2 \xrightarrow{3NH_4Cl} (NH_4)[Rh(NO_2)_6] + 6NaCl + HCl$$

$$(NH_4)_3[Rh(NO_2)_6] + 6HCl \longrightarrow (NH_4)_3[RhCl_6] + 6HNO_2$$

$$(NH_4)_3[RhCl_6] \xrightarrow[\text{حرق في } H_2]{\text{تبخير ثم}} Rh$$

4 – الخواص الكيميائية للروديوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الروديوم مع الأكسجين بتسخين حتى درجة 600°م حسب التفاعل:

$$2Rh + \left(\frac{3}{2}\right)O_2 \longrightarrow Rh_2O_3$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يمكن تقسيم هاليدات إلى مجمعتين رئيسية هما:

1 – فلوريدات RhFn حيث $4 < n$.

2 – ثالث هاليد RhX_3.

توجد الفلوريدات RhF_6 في الحالة الصـــلبة، وتتميز بقابليتها للتطاير وعدم الثبات الحراري، ويمكن تحضـــيرها مباشـــرة من المعن بتفاعله مع غاز الفلور F_2، ويؤدي التحلل الحراري لها إلى تكوين فلوريدات RhF_5 كما يلي:

$$Rh + 3F_2 \longrightarrow RhF_6 \longrightarrow RhF_5 + \left(\frac{1}{2}\right)F_2$$

أما الهليدات RhX_3 فهي أكثر الهاليدات اسـتقرار ويمكن الحصـول عليها في صـورة لا مائية من تفاعل المعدن نفسه مع الهالوجين.

3.4 – تفاعلات أخرى

لا يتأثر معدن الروديوم بالأحماض، ولذا يتم استخلاصهما بصهر المعدن مع أحد الأملاح الصلبة.

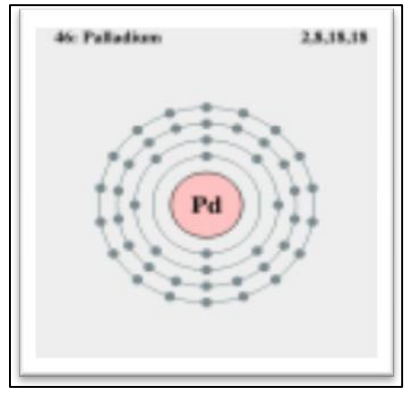
5 – مجال استعمال الروديوم

نظرا لندرة هذا العنصـــر (Rh) فإنّ اســـتخداماته تكون محدودة، فمثلاً يســـتخدم عاملاً حافزا في التفاعلات الحفزية، كما تستخدم معقدات Rh مع الفوسفين كعوامل حفازة في تفاعلات الهدرجة.

46 – عنصر البالاديوم $^{106}_{46}Pd$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للبالاديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	46
العدد الكتلي (A)	106
الوزن الذري الغرامي (g)	106,4
نصف القطر الذري (°A)	1,37
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	12,0
درجة الانصهار (°C)	1552
درجة الغليان (°C)	3980
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	805
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,2
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	1,0950

1 – ما هو عنصر البالاديوم؟

البالاديوم فلز انتقالي نادر، وهو من مجموعة البلاتين يتميّز باللمعان المعدني واللون الفضـــي وكثافة عالية، وقابلية للســحب والطرق، يمكن الحصــول عليه على هيئة مســحوق ذي دقائق صــغيرة مما يجعلها عوامل حفازة نشيطة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشــف من قبل "Wooaston" بريطاني ســنة 1803م، اشــتق اســمه من اســم النيزك Pallas لاكتشافهما في نفس الفترة.

يشكل البالاديوم بنسبة 0,015 ppm من القشرة الأرضية، فهو يوجد مع معادن البلاتين وكذلك في صورة كبريتيد أو زرنيخيد في خامات كبريتيد والنحاس والنيكل.

3 – طرق استحصال البالاديوم

يتم استحصال البالاديوم من الخامات المحتوية على معادن البلاتين فبعد طحنها وتحميصها والفصل المغناطيسي لها يتم الحصول على الخام المّكز الذي يعالج بالماء الملكي الذي يذيب Pd كما يلي:

$$Pd + 2HON_3 + 4HC \longrightarrow H_2PdCl_4 + 2NO_2 + 2H_2O$$

المحلول المحتوي على البالاديوم في صورة H_2PdCl_4، يضاف لها بزيادة محلول NH_4OH ثم حامض HCl فيترسب المعقد $Pd(NH_3)_2Cl_2$ الذي يتم حرقه للحصول غلى معدن البالاديوم النقي كما يلي:

$$[Pd(NH_3)_2Cl_2] \longrightarrow Pd + 2NH_3 + Cl_2$$

4 – الخواص الكيميائية للبالاديوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل البالاديوم مع الأكسجين عندما يكون ساخنًا إلى درجة الاحمرار:

$$Pd + \left(\frac{1}{2}\right)O_2 \longrightarrow PdO$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل البالاديوم مع الهالوجينات، بشكل هاليد البالاديوم وفق التفاعل:

$$Pd + X_2 \longrightarrow PdX_2$$

3.4 – تفاعلات أخرى

يتميز بقابلية امتصاص الهيدروجين (H_2)، وبقابلية الذوبان ببطء في الأحماض المؤكسدة.

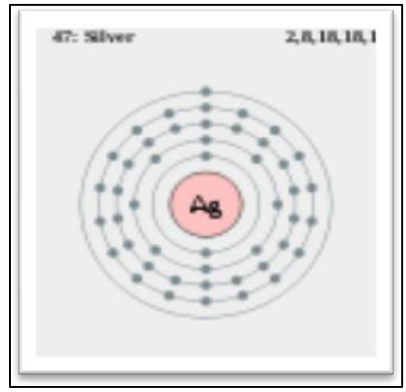
5 – مجال استعمال البالاديوم

يســـتخدم عاملا حافزا في التفاعلات الكيميائية، فمثلاً يســـتخدم البالاديوم في تفاعلات الهدرجة وتفاعلات نزع الهيدروجين من المركبات العضوية.

47 – عنصر الفضة $^{108}_{47}Ag$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للفضة

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	47
العدد الكتلي (A)	108
الوزن الذري الغرامي (g)	107,87
نصف القطر الذري (°A)	1,39
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	10,5
درجة الانصهار (°C)	960,8
درجة الغليان (°C)	2210
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	731
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,93
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,630

1 – ما هو عنصر الفضة؟

الفضـة معدن أبيض اللّون وعلى درجة عالية من البريق، يمكن صـقله وتلميعه وهو من أكثر المعادن القابلة للسحب والطرق، ومن ناحية توصيلها للحرارة والكهرباء فإنها تتفوق على كل المعادن.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـف من قبل الميلاد، اشـتق اسـمه من اللاتينية "Argentum"، ومن اليونانية "Arguros" بمعنى بيّاض لامع وهذا يعود إلى المنظر الطبيعي لهذا العنصر.

تعتبر الفضـة من العناصـر النادرة في الطبيعة وهي تشـكل $4 \cdot 10^{-6}$ % من وزن القشـرة الأرضـية فهي توجد بنســـبة قليلة في المنجم وتكون على شـــكل كبريت، وتتميز باللمعان والبريق وتدعى الأرجنتيت Ag_2S كما توجد الفضــة الطبيعية في بعض المناجم مع مركبات أخرى لكنها قد تتحول إلى AgCl تحت تأثير الملح والأملاح، وهذا النوع يوجد في تشيلي وجنوب ويلز.

3 – طرق استحصال الفضة

تحضر الفضة بالطريقة التالية:

$$4Ag + 8NaCN + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4Na[Ag(CN)_2]2Ag$$

ومن ثم تترسب الفضة من المحلول كالتالي:

$$2Ag(CN)_2^- + Zn \longrightarrow [Zn(CN)_4]^{2-} + 2Ag$$

كما يمكن أن تحضر بطريقة التحليل الكهربائي.

4 – الخواص الكيميائية للفضة

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

تتفاعل الفضة مع الأكسجين، لتعطي أكسيد الفضة:

$$2Ag + \left(\frac{1}{2}\right)O_2 \longrightarrow Ag_2O$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

تتفاعل الفضة مع الهالوجينات لتعطي هاليدات:

$$2Ag + X_2 \longrightarrow 2AgX$$

3.4 – التفاعل مع الكبريت

تتأثر الفضة بالكبريت فتتشكل عليها طبقة سوداء من Ag_2S عند تعرضها للجو:

$$2Ag + S \longrightarrow 2Ag_2S$$

4.4 – التفاعل مع الأحماض

تتفاعل الفضة مع الأحماض H_2SO_4 و HCl حسب التفاعلين:

$$2Ag + 2H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

$$2Ag + 2HCl + \left(\frac{1}{2}\right)O_2 \longrightarrow 2AgCl + H_2O$$

5 – مجال استعمال الفضة

- تستعمل هالوجينات الفضة الحساسة بالضوء لتحضير طبقات حساسة ضوئيًا على ورق التصوير.
- تستخدم في إنتاج الحلي وطلاء المرايا.
- تستخدم في البطاريات ذات النوعية الممتازة.
- تستخدم في سك النقود المعدنية.

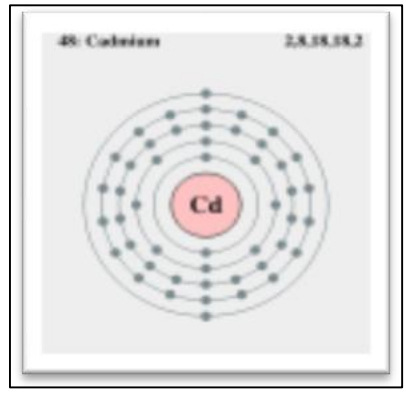
6 – تأثيره على جسم الإنسان

التعرض للأبخرة المتصاعدة من الفضة تسبب دوار، صعوبة في التنفس، صداع. التركيزات العالية من الفضة من الممكن أن تسبب للإنسان إحساس بالنعاس، عدم التركيز، فقد الوعي، الغيبوبة أو الموت.

48 – عنصر الكادميوم $^{112}_{48}Cd$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للكادميوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	48
العدد الكتلي (A)	112
الوزن الذري الغرامي (g)	112,41
نصف القطر الذري (°A)	13,1
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	8,65
درجة الانصهار (°C)	320,9
درجة الغليان (°C)	765
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	867
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,69
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,138

1 – ما هو عنصر الكادميوم؟

الكادميوم عنصـــر فلزي، لين قابل للســحب لونه أزرق يميل إلى البياض، عند غليه تنتج عنه أبخرة صفراء سامة، تسبب مشاكل صحية.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "Strominger" في بريطانيا سنة 1817م، اشتق اسمه من اللاتينية "Cadmia"، هو اسم قديم أطلق على كربونات الزنك حيث كان يستخرج من هذه المادة الخام.

توجد مركبات الكادميوم في الصـخور بنسـبة 2×10^{-5} % وخصـوصًـا في الصـخور التي تحتوي على مركبات الزنك، يوجد أيضًا في مناجم على شكل كبريتيد الكادميوم CdS وتكون نسبة الخام في المناجم قليلة جدًا، ونتيجة للتشـابه الكيميائي والتماثل البلوري بينه وبين الزنك فإنه يحدث إحلال لكلا المعدنين في الصخور التي تحوي الزنك.

3 – طرق استحصال الكادميوم

يحضر الكادميوم بفصله عن الزنك بالتقطير أو الترسيب من محلول الكبريتات بواسطة بخار الزنك Zn:

$$Zn + Cd^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cd$$

4 – الخواص الكيميائية للكادميوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الكادميوم مع الأكسجين مباشرة بالتسخين مشكلاً أكسيد الكادميوم حسب التفاعل:

$$2Cd + O_2 \longrightarrow 2CdO$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الكادميوم مباشرة مع الهالوجينات مشكلاً هاليدات الكادميوم:

$$Cd + X_2 \longrightarrow CdX_2$$

3.4 – التفاعل مع الأحماض

يعطي الكادميوم مع حمض HCl كلوريد الكادميوم $CdCl_2$:

$$Cd + 2HCl \longrightarrow CdCl_2 + H_2$$

ومع حمض النيتريك HNO_3، يشكل نترات الكادميوم المائية:

$$Cd + 2HNO_3 \longrightarrow Cd(NO_3)_2, 4H_2O + H_2$$

4.4 – تفاعلات أخرى

يتفاعل الكادميوم مباشرة مع اللافلزات مثل S, P, Se ولا يتفاعل مع الأسس لعدم ثبات أيونات الكادميوم.

5 – مجال استعمال الكادميوم

- يستخدم الكادميوم لطلاء بعض المعادن بالطرق الكيميائية.
- يستخدم في الحصول على سبائك سهلة الانصهار. وفي الطلي الغلفاني وصناعة الإلكترودات، كما أن سبيكة النحاس – كادميوم الثابتة ميكانيكيًا تستعمل كنواقل.
- يحضر من الكادميوم محاور ارتكاز ضابطة في المفاعلات الذرية.

6 – تأثيره على جسم الإنسان

يمكن للكادميوم أن يسبب مشاكل صحية جمة كالفشل الكلوي، استنشاقه يسبب تغبر الرئة، السرطان، ارتفاع ضغط الدم وتقليل فعالية إنزيمات معينة.

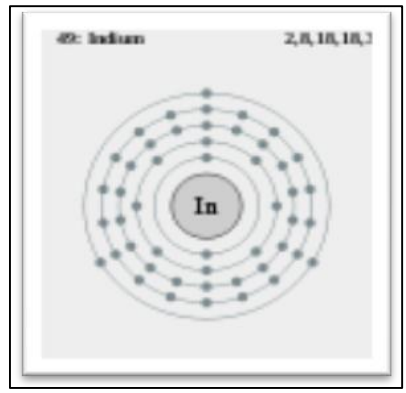
7 – تأثيره على البيئة

يشكل الكادميوم تهديدا بيئيا نتيجة احتراق الوقود الطبيعي، من المستحثات واحتراق فضلات البلديات.

49 – عنصر الإنديوم $^{112}_{49}In$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للإنديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	49
العدد الكتلي (A)	115
الوزن الذري الغرامي (g)	114,82
نصف القطر الذري (°A)	1,66
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	7,31
درجة الانصهار (°C)	156,2
درجة الغليان (°C)	2000
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	55,8
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,2
الكهروسلبية	1,78
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,116

1 – ما هو عنصر الإنديوم؟

الإنـديوم عنصـر فلـزي كيميـائي نـادر ونـاعم إلـى أبعـد حـد، لونـه أبـيض فضـي، لا يوجـد هـذا العنصر مستقل بذاته، بل يوجد في خاماته.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـف مـن قبـل "Rehche" و "Richter" فـي ألمانيـا، اشـتق اسـمه مـن اللاتينيـة "Indium"، أي نيلي نظراً للخط اللامع النيلي لطيفه الضوئي.

يعتبـر الإنـديوم مـن العناصـر النـادرة (أجـزاء مـن المليـون) يوجـد فـي الفلـزات الزنـك والألمنيـوم والجرمـانيوم، وأغنـى هـذه الفلـزات لا يحتـوي أكثـر مـن 0,1% مـن الإنـديوم وغالبًـا مـا تحضـر عند استحصال كل من الزنك والألمنيوم.

3 – طرق استحصال الإنديوم

يستحصل بالتحليل الكهربائي لمحاليل أملاحها المائية وخاصة الكبريتات.

4 – الخواص الكيميائية للإنديوم

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الإنديوم مع الأكسجين، ويشكل الأكسيد In_2O_3 حسب التفاعل:

$$4In + 3O_2 \longrightarrow 2In_2O_3$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل مع الهالوجينات ليشكل الهاليدات InX_3 حسب التفاعل:

$$2In + 3X_2 \longrightarrow 2InX_3$$

3.4 – التفاعل مع الأحماض

يكون تفاعلها مع الحموض الممددة ضعيفاً ولكن بالتسخين تتأثر بسرعة حسب التفاعل:

$$2In + 6H^+ \longrightarrow 2In^{3+} + 3H_2$$

4.4 – التفاعل مع الآزوت

يتفاعل مع الآزوت بالتسخين ليشكل InN حسب التفاعل

5.4 – التفاعل مع الكبريت والفوسفور

يتفاعل مع الكبريت والفوسفور بالتسخين إلى درجات مرتفعة حسب التفاعل:

$$In + S \longrightarrow In_2S_3$$

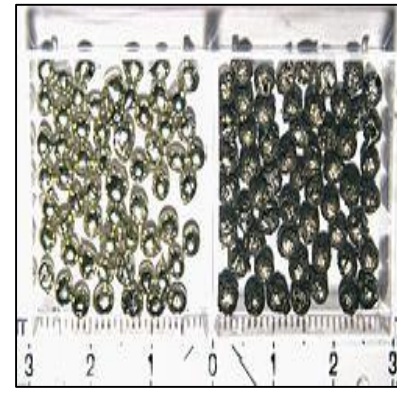
$$In + P \longrightarrow InP$$

5 – مجال استعمال الإنديوم

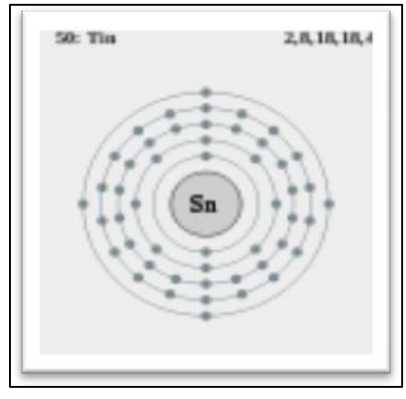
- يستخدم الإنديوم لطلاء محامل الآلات ذات السرعة الفائقة.
- يستخدم لصنع الترانزستورات Transistor التي تستخدم في الأجهزة الإلكترونية.

50 – عنصر القصدير $^{119}_{50}Sn$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



الخواص العامة للقصدير

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	50
العدد الكتلي (A)	119
الوزن الذري الغرامي (g)	118,69
نصف القطر الذري (°A)	1,62
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	7,3
درجة الانصهار (°C)	231,9
درجة الغليان (°C)	2270
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	709
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,96
الناقلية الكهربائية $(\mu\ ohm)^{-1}$	0,0917

1 – ما هو عنصر القصدير؟

القصدير النقي معدن أبيض فضي ذو ليونة عظيمة تكسبه قابلية كبيرة للطرق والسحب والتصفيح، يستعمل نظرًا لقدرته على مقاومة التآكل في وقاية الفولاذ.

هناك أنواع أخر: قصدير لونه رمادي ذو شكل لا معدني تشبه بنيته بنية الماس، وقصدير موشوري أقسى من الشكلين السابقين وهو قابل للكسر بسرعة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

بدأ الإنسان يستخدم القصدير منذ العصور القديمة، مصدر اسمه من اللغة اللاتينية "Stannum" وتعني الحديد الأبيض، يشكل القصدير 0,001% من القشرة الأرضية، لذلك فإن كمية القصدير المستخدمة من المناجم صغيرة جدًا إذا ما قورنت بالفلزات الأخرى.

أهم خاماته: أكاسيد (SnO_2)، الحجر القصديري، كباريت كما في الستانيت: Cus, FeS, SnS_2.

3 – طرق استحصال القصدير

يعتبر الحجر القصديري (كاستريت) SnO_2 من أهم فلزات القصدير في الطبيعة ويحضر القصدير بإرجاع هذا الفلز في فرن منقلب اللّهب بواسطة الكربون:

$$SnO_2 + 2C \longrightarrow Sn + 2CO$$

وقبل هذه العملية يسحق الفلز ويغسل بالماء، ثم يشوى حيث يخلص من أكاسيد الزرنيخ والكبريت.

4 – الخواص الكيميائية للقصدير

1.4 – التفاعل مع الأكسجين

القصدير العادي لا يتأثر بالهواء في درجة الحرارة العادية، وبتسخين يتشكل الأوكسيد SnO_2:

$$Sn + O_2 \longrightarrow SnO_2$$

2.4 – التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل القصدير بسهولة مع الهالوجينات تحت تأثير الحرارة:

$$Sn + 2X_2 \longrightarrow SnX_4$$

3.4 – التفاعل مع الأحماض

يتفاعل القصدير مع حمض كلور الماء الساخن، ويشكل كلوريد القصديري:

$$Sn + 4HCl \longrightarrow SnCl_4 + 2H_2$$

ومع الحموض المؤكسدة المركزة والساخنة يشكل الأكسيد:

$$3Sn + 4HNO_3 \longrightarrow 3SnO_2 + 4NO + 2H_2O$$

4.4 – التفاعل مع الأسس

يتمتع القصدير بصفات مذبذبة، حيث يذوب في الأسس المركزة ويشكل شاردة القصديرات:

$$Sn + 2OH^- + 4H_2O \longrightarrow SnO_2^{2-} + H_2O$$

5.4 – التفاعل مع الكبريت

يتفاعل القصدير مع الكبريت بالتسخين، مشكلاً كبريتيد:

$$Sn + 2S \longrightarrow SnS_2$$

5 – مجال استعمال القصدير

يستعمل القصدير في طلاء الحديد وفي صنع الخلائط المعدنية، وفي صنع صفائح القصدير الرقيقة المستخدمة في تغليف المعجنات والأطعمة.

6 – تأثيره في جسم الإنسان

يعتبر القصدير من أخطر المعادن تأثيرًا على صحة الإنسان، ومن أخطر هذه المركبات العضوية "Triethyltin" والتي يمتصها جسم الإنسان من خلال الطعام والهواء والجلد وتسبب أعراض حادة وعلى مدى الطويل ومنها:

- **الأعراض الحادة:**
  - اهتياج في العين والجلد
  - عدم القدرة على التنفس
  - آلام المعدة
  - صداع
  - إحساس بالمرض والدوار.
- **الأعراض على مدى الطويل:**
  - – الاكتئاب.
  - – ضمور في خلايا الكبد.
  - – نقص خلايا الدم الحمراء.

الملحق 1: فروع الكيمياء

I – <u>الفروع الأساسية</u>:

1 – الكيمياء العضوية

2 – الكيمياء اللاعضوية

3 – الكيمياء الحيوية

4 – الكيمياء التحليلية

5 – الكيمياء الفيزيائية

II – الفروع الثانوية:

1 – الكيمياء العامة

2 – الكيمياء الإشعاعية

3 – الكيمياء الكمية

4 – الكيمياء الزراعية

5 – كيمياء البترول

6 – كيمياء البلّورات

7 – الكيمياء الضوئية

8 – الكيمياء الحرارية

9 – الكيمياء الغروية

10 – كيمياء المركبات الضخمة

كما يمكن تقسيم كل فرع من الفروع السابقة إلى عدة أقسام، فمثلاً الكيمياء الفيزيائية تحتوي على:

1 – الترموديناميك الكيميائي

2 – الحركية الكيميائية

3 – الكيمياء الكهربائية

4 – كيمياء الغروية

5 – الكيمياء المغناطيسية

الملحق 2: البنية الإلكترونية للعناصر

العنصر	Z	K(n=1)	L(n=2)		M(n=3)			N(n=4)				O(n=5)				P(n=6)				Q(n=7)			
		S	S	P	S	P	d	S	P	d	f	S	P	d	f	S	P	d	f	S	P	d	f
H	1	1																					
He	2	2																					
Li	3	2	1																				
Be	4	2	2																				
B	5	2	2	1																			
C	6	2	2	2																			
N	7	2	2	3																			
O	8	2	2	4																			
F	9	2	2	5																			
Ne	10	2	2	6																			
Na	11	2	2	6	1																		
Mg	12	2	2	6	2																		
Al	13	2	2	6	2	1																	
Si	14	2	2	6	2	2																	
P	15	2	2	6	2	3																	
S	16	2	2	6	2	4																	
Cl	17	2	2	6	2	5																	
Ar	18	2	2	6	2	6																	
K	19	2	2	6	2	6		1															
Ca	20	2	2	6	2	6	0	2															
Sc	21	2	2	6	2	6	1	2															
Ti	22	2	2	6	2	6	2	2															
V	23	2	2	6	2	6	4	1															
Cr	24	2	2	6	2	6	5	1															
Mn	25	2	2	6	2	6	6	1															
Fe	26	2	2	6	2	6	7	1															
Co	27	2	2	6	2	6	8	1															
Ni	28	2	2	6	2	6	10	0															
Cu	29	2	2	6	2	6	10	1															
Zn	30	2	2	6	2	6	10	2															
Ga	31	2	2	6	2	6	10	2	1														
Ge	32	2	2	6	2	6	10	2	2														
As	33	2	2	6	2	6	10	2	3														
Se	34	2	2	6	2	6	10	2	4														
Br	35	2	2	6	2	6	10	2	5														
Kr	36	2	2	6	2	6	10	2	6														
Rb	37	2	2	6	2	6	10	2	6			1											
Sr	38	2	2	6	2	6	10	2	6			2											
Y	39	2	2	6	2	6	10	2	6	1		2											

العنصر	Z	K(n=1)	L(n=2)		M(n=3)			N(n=4)	O(n=5)	P(n=6)	Q(n=7)
		S	S	P	S	P	d	S P d f	S P d f	S P d f	S P d f
Zr	40	2	2	6	2	6	10	2 6 2	2		
Nb	41	2	2	6	2	6	10	2 6 4	1		
Mo	42	2	2	6	2	6	10	2 6 5	1		
Tc	43	2	2	6	2	6	10	2 6 6	1		
Ru	44	2	2	6	2	6	10	2 6 7	1		
Rh	45	2	2	6	2	6	10	2 6 8	1		
Pd	46	2	2	6	2	6	10	2 6 10	0		
Ag	47	2	2	6	2	6	10	2 6 10	1		
Cd	48	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 1		
In	49	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 2		
Sn	50	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 3		
Sb	51	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 4		
Te	52	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 5		
I	53	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 5		
Xe	54	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 6	1	
Cs	55	2	2	6	2	6	10	1 6 10	2 6	2	
Ba	56	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 6	2	
La	57	2	2	6	2	6	10	2 6 10 1	2 6	2	
Ce	58	2	2	6	2	6	10	2 6 10 2	2 6	2	
Pr	59	2	2	6	2	6	10	2 6 10 3	2 6	2	
Nd	60	2	2	6	2	6	10	2 6 10 4	2 6	2	
Pm	61	2	2	6	2	6	10	2 6 10 5	2 6	2	
Sm	62	2	2	6	2	6	10	2 6 10 6	2 6	2	
Eu	63	2	2	6	2	6	10	2 6 10 7	2 6	2	
Gd	64	2	2	6	2	6	10	2 6 10 8	2 6	2	
Tb	65	2	2	6	2	6	10	2 6 10 9	2 6	2	
Dy	66	2	2	6	2	6	10	2 6 10 10	2 6	2	
Ho	67	2	2	6	2	6	10	2 6 10 11	2 6	2	
Er	68	2	2	6	2	6	10	2 6 10 12	2 6	2	
Tm	69	2	2	6	2	6	10	2 6 10 13	2 6	2	
Yb	70	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6	2	
Lu	71	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 1	2	
Hf	72	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 2	2	
Ta	73	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 3	2	
W	74	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 4	2	
Re	75	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 5	2	
Os	76	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 6	2	
Ir	77	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 7	2	
Pt	78	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 9	1	
Au	79	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	1	
Hg	80	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2	
Tl	81	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 1	

العنصر	Z	K(n=1)	L(n=2)		M(n=3)			N(n=4)	O(n=5)	P(n=6)	Q(n=7)
		S	S	P	S	P	d	S P d f	S P d f	S P d f	S P d f
Pb	82	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 2	
Bi	83	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 3	
Po	84	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 4	
At	85	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 5	
Rn	86	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	
Fr	87	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	1
Ra	88	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	2
Ac	89	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 1	2 6	2
Th	90	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 2	2 6	2
Pa	91	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 3	2 6	2
U	92	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 4	2 6	2
Np	93	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 5	2 6	2
Pu	94	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 6	2 6	2
Am	95	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 7	2 6	2
Cm	96	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 8	2 6	2
Bk	97	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 9	2 6	2
Cf	98	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 10	2 6	2
Es	99	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 11	2 6	2
Fm	100	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 12	2 6	2
Md	101	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 13	2 6	2
No	102	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6	2
Lr	103	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 1	2
Rf	104	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 2	2
Db	105	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 3	2
Sg	106	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 4	2
Bh	107	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 5	2
Hs	108	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 6	2
Mt	109	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 7	2
Un	110	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 8	2

الملحق 3: اكتشاف العناصر

تعامل الإنسان مع بعض العناصر منذ أزمنة ما قبل التاريخ، دون أي دراية بطبيعتها، بلغ عدد هذه العناصر العشرة وهي التالية مع رموزها وأسمائها باللغة اللاتينية :

الكربون (carbon : C) النحاس (cypros : Cu)

الذهب (aurum : Au) الحديد (ferrum : Fe)

الرصاص (plumbum : Pb) الزئبق (hydragyrum : Hg)

الفضة (argentum : Ag) الكبريت (sulfur : S)

القصدير (stannum : Sn) التوتياء (Zinc : Zn)

تبدو في الجدول التالي أسماء العناصر ورموزها وتواريخ اكتشافها وأسماء مكتشفيها.

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1450	أنتموان	Sb	فالتين	من اللاتينية antimonium واسمه السابق stibium
	بزموت	Bi	فالنتين	من الألمانية wismut
1649	زرنيخ	As	شرودر	من اللاتينية arsenicum
1669	فسفور	P	هنينغ براند	من اللاتينية وتعني حامل الضوء
1735	كوبلت	Co	جورج براندت	من الألمانية kobold وتعني كنز أو منجم
1741	بلاتين	Pt	ويليام وود	من الإسبانية platina ومعناها الفضة
1751	نيكل	Ni	آكسل كرونستد	من السويدية kuppar
1766	هيدروجين	H	هنري كافنديش	من اليونانية hydor وتعني مولد الماء
1771	فلور	F	كارل شيل	من اللاتينية fluo وتعني التدفق
1772	نتروجين	N	دانيال رذرفورد	من اليونانية nitron وتعني الملح الصخري
1774	منغنيز	Mn	جوهان غاهن	من اللاتينية magnes وتعني مغنطيس
	أكسجين	O	جون بريستلي	من اليونانية oxys وتعني مولد الحموضة

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
	كلور	Cl	كارل شيل	من اليونانية chloros وتعني أخضر
1778	موليبدنوم	Mo	بيتر هلم	من اليونانية molybdos وتعني الرصاص
1782	تلوريوم	Te	فرانزفون رينشتاين	من اللاتينية tellus وتعني الأرض
1783	تنغستين	W	دون فوستو ودون دوان دولهويار	من السويدية ومعناه الحجر الثقيل (الاسم السابق ولفرام)
1789	تيتانيوم	Ti	ويليام غريغور	من الأسطورة اللاتينية Titanes
	أورانيوم	U	مارتن كلابروت	من اسم النجم Uranus
1794	إيتريوم	Y	جوهان غادولين	من Ytterby وهو اسم بلدة في السويد
1797	كروم	Cr	لويس فوكلن	من اليونانية chromos وتعني اللون
1801	نيوبيوم	Nb	شارل هاتشن	من الأسطورة اليونانية Niobe
1802	تنتالوم	Ta	أندرس إكبرغ	من الأسطورة اليونانية Tantalus
1803	سريوم	Ce	جون برزيليوس ويلهام هيزنجر	من اسم أحد الكويكبات Ceres
	إيريديوم	Ir	سميثن تينانت	من اللاتينية iris وتعني قوس قزح
	أوسميوم	Os	=	من اليونانية osme وتعني رائحة
1804	بَلاديوم	Pd	ويليام وُلاستون	من اسم أحد الكويكبات Pallas
	روديوم	Rh	=	من اليونانية rhodon وتعني وردة
8071	بوتاسيوم	K	همفري ديفي	من اللاتينية kalium، والإنكليزية potash

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
	صوديوم	Na	=	من اللاتينية natrium، والإنكليزية soda
1808	باريوم	Ba	=	من اللاتينية barys وتعني ثقيل
	بورون	B	=	نحت من كلمتي borax + carbon
	كلسيوم	Ca	=	من اللاتينية Calx وتعني الحجر الكلسي
	سترونسيوم	Sr	=	من Strontia وهو اسم موقع في اسكتلندا
8111	يود	I	برنارد كورتوا	من اليونانية iodos وتعني بنفسجي
1817	كادميوم	Cd	فريديريك سترومايير	من اليونانية kadmeia وتعني كالامين
	ليتيوم	Li	جوهان أرفدسن	من اليونانية lithos وتعني حجر
	سيلينيوم	Se	جون برزيليوس	من اليونانية selene وتعني قمر
1824	سيليكون	Si	=	من اللاتينية silex وتعني الصوان
	زركونيوم	Zr	=	من الإيرانية Zargun وتعني الذهب الملون
1825	بروم	Br	انطوان بالارد	من اليونانية bromos وتعني رائحة متنة
1827	ألمنيوم	Al	فريديريك وهلر	من اللاتينية alumen وتعني حجر الشب
1828	بريليوم	Be	=	من اليونانية beryllion وتعني معدن البريل
	توريوم	Th	جون برزيليوس	من الأسطورة السكاندينافية Thor
1829	مغنيزيوم	Mg	انطوان بوسي	من الإيطالية magnesia
1830	فاناديوم	V	نيلز سفستروم	من الأسطور السكاندينافية Vanadis

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1839	لانتانوم	La	كـــــــارل موساندر	من اليونـانيـة lanthana وتعني الحجب أو الإخفاء
1843	إربيوم	Er	=	من Ytterbi وهو اســـم بلدة في السويد
	تربيوم	Tb	كـــــــارل موساندر	من Ytterbi وهو اســـم بلدة في السويد
1845	روتينيوم	Ru	كارل كلاوس	من اللاتينيــة Ruthenia وهو اسم روسيا
1860	سيزيوم	Cs	روبرت بنزن	من اللاتينيــة caesium وتعني أزرق رمادي
1861	روبيدوم	Rb	روبرت بنزن و غوســتاف كيرشوف	من اللاتينيــة rubidus وتعني أحمر
	تاليوم	Tl	ويـــلـــيـــام كروكس	من اليونــانيــة thallos وتعني برعوم
1863	إنديوم	In	فرديناند رايخ و هيرونيموس ريختر	من كلمة indigo وتعني النيلة
1875	غاليوم	Ga	بـــــول دو بوابودرون	من اللاتينية Gallia وهو اســـم فرنسا
1878	إيتريوم	Yb	جـــــــون مارينياك	من Ytterbi وهو اســـم بلدة في السويد
1879	هلميوم	Ho	بركليف	من اللاتينية Holmia وهو اســم مدينة استكهولم
	سكانديوم	Sc	لارس نيلسون	من اسم سكاندينافيا
	سماريوم	Sm	بـــــول دو بوابودرون	من اســم عالم الفلزات الروســـي Samarski
	توليوم	Tm	بركليف	من الســـويـديـة Thule وتعني البلدان الشمالية
1885	غادولينيوم	Gd	جـــــــون مارينياك	من اســـم الكيميـائي الفنلنـدي Gadolin

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
	نيوديميوم	**Nd**	كارل ولسباخ	من نحت الكلمتين اليونانيتين neo وتعني جديد و didymos وتعني التوأم
	برازيوديميوم	**Pr**	=	من نحت الكلمتين اليونانيتين prasios وتعني الأخضر و didymos وتعني التوأم
1886	ديسبروزيوم	**Dy**	بول دو بوابودرون	من اليونانية dysprositos وتعني صعب المنال
	جرمانيوم	**Ge**	كليمنس ونكلر	من اسم ألمانيا باللاتينية هو Germania
1894	أرغون	**Ar**	لورد رايلي ووليام رامسي	من اليونانية argos وتعني خامل أو غير فعال
1895	هيليوم	**He**	ويليام رامسي ووليام كروكس	من اليونانية helios وتعني الشمس
1896	أوروبيوم	**Eu**	أوجين دومرسي	من اسم أوربا
1898	كريبتون	**Kr**	ويليام رامسي وموريس ترافرز	من اليونانية krypto وتعني الحجب أو التعمية
	نيون	**Ne**	=	من اليونانية neos وتعني جديد
	كزينون	**Xe**	=	من اليونانية xenos وتعني غريب
	بولونيوم	**Po**	ماري كوري	تخليدًا لاسم بلدها بولونيا
	راديوم	**Ra**	=	من اللاتينية radius وتعني شعاع
1899	أكتينيوم	**Ac**	أندريه دو بييرن	من اليونانية aktis وتعني شعاع
1900	رادون	**Rn**	إرنست دورن	نحن من كلمتي radium و emanation وتعني إصدار الراديوم

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1907	لوتيسيوم	Lu	جورج أوربان وكارل ولسباخ	من اسم مدينة باريس باللاتينية وهو Lutetia
1917	بروتكتينيوم	Pa	ليز ميتز وأوتو هاهن	من اليونانية protos وتعني أول + actinum
1923	هافنيوم	Hf	ديرك كوستر وجيورجي هفرسي	من اسم مدينة كبنهاغن باللاتينية وهو Hafnia
1925	رينيوم	Re	والتر نوداك وإيدا تايك	من اسم نهر الراين بالألمانية وهو Rhein
1937	تكنيسوم	Tc	بريه وإميلو سغري	من اليونانية technetos وتعني صنعي
1939	فرنسيوم	Fr	مرغريت بري	من اسم فرنسا
1940	أستاتين	At	إميليو سغري ورفاقه	من اليونانية astatos وتعني غير ثابت
	نبتونيوم	Np	فيليب أبلسن وإدوين مكميلان	من اسم النجم Neptune
	بروميثيوم	Pm	ج. مارنسكي ورفاقه	من الأسطورة اليونانية Prometheus
1941	بلوتونيوم	Pu	غلن سيبروغ وإدوين ماتيسون	من اسم النجم Pluto
1944	أميركيوم	Am	غلن سيبروغ وإدوين ماتيسون	من اسم أمريكا
	كوريوم	Cm	=	من اسم مدام كوري
1950	بركيليوم	Bk	=	من اسم بيركلي في كاليفورنيا
	كاليفورنيوم	Cf	=	من اسم كاليفورنيا
1952	أينشتانيوم	Es	=	من اسم اينشتاين
	فرميوم	Fm	=	من اسم فيرمي

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1955	ماندليفيوم	Md	غلن سيبورغ وألبرت جيورسو ورفاقهما	من اسم ماندلييف
1957	نوبليوم	No	=	من اسم نوبل
1961	لورنسيوم	Lr	ألبرت جيورسو ورفاقه	من اسم لورنس
1969	رذرفوريوم	Rf	جامعة كاليفورنيا	من اسم رذرفورد
1970	هاهنيوم	Ha	=	من اسم هاهن

الملحق 4: الفائزون بجائزة نوبل في الكيمياء في القرن العشرين

تحمل هذه الجائزة اسم المهندس السويدي ألفرد نوبل المتوفي سنة 1896. وقد أوصى بمنح جوائز تحمل اسمه في الكيمياء والفيزياء والطب والآداب والسلام. تعد جائزة نوبل أرقى جائزة علمية حتى الآن، وتمنحها أكاديمية العلوم السويدية تقديرًا لأعمال علمية متميزة في المجالات المذكورة. بدأ منح هذه الجوائز منذ سنة 1901، ونبين فيما يلي أسماء الذين فازوا بها في الكيمياء مع بيان العمل الذي أهّلهم لذلك.

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
1906	هنري مواسّان	فرنسي
اكتشاف الفلور وتطوير الفرن الكهربائي		
1907	إدوارد بُخْنِرْ	ألماني
بحوث في الكيمياء الحيوية بما في ذلك التخمر		
1908	إرنست رذرفورد	نيوزيلاندي
تحريات عن جسيمات ألفا والتحلّل (أو الاضمحلال) الإشعاعي وكيمياء المواد المشعة		
1909	ويلهلم أوستوالد	ألماني
دراسة التفاعلات الكيميائية والوسطاء		
1910	أوتو والاش	ألماني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة المركبات الأليفاتية الحلقية		
1911	ماري كوري	فرنسية
اكتشاف عنصر الراديوم والبولونيوم		
1912	فيكتور غرينيار وبول ساباتييه	فرنسيان
دراسات في كيمياء الاصطناع العضوي		
1913	ألفرد ورنر	سويسري
دراسة ارتباط الذرات في الجزيئات		
1914	تيودور ريتشاد	أمريكي
تحديد الأوزان الذرية الصحيحة للعديد من العناصر		
1915	ريتشارد ويللستاتر	ألماني
دراسة الكلوروفيل وأصباغه		
1916	حجبت الجائزة	
1917		
1918	فريتز هابر	ألماني
تطوير طريقة لاصطناع الآمونيا		
1919	حجبت الجائزة	
1920	والتر نرْنست	ألماني
دراسة حرارة التفاعل (الكيمياء الحرارية)		
1921	فريدريك سودّي	بريطاني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة النظائر		
1922	فرنسيس أستون	بريطاني
المطافية الكتلوية واكتشاف نظائر العديد من العناصر غير المشعة		
1923	فريتز برغل	نمساوي
تطوير التحليل الميكروي للمركبات العضوية		
1924	حجبت الجائزة	
1925	ريتشارد زيغموندي	ألماني
دراسة المحاليل الغراوانية		
1926	تيودور سفدبرغ	سويدي
دراسة الجمل المبعثرة		
1927	هنريش أوتو ويلاند	ألماني
دراسة تركيب الحموض الصفراوية والمواد المرتبطة بها		
1928	أدلوف وندُس	ألماني
دراسة الإستروئيدات، وبخاصة الستيرول، وارتباطها بالفيتامينات		
1929	أرثرهارن وهانزفون أولر – شِلْبن	بريطاني– ألماني/سويدي
دراسة الأنزيمات والتخمّر		
1930	هانز فيشر	ألماني
دراسة بنية اليحمور (الهيموغلوبين) واليخضور (الكلوروفيل)		
1931	كارل بوش وفريدريتش برْجيوس	ألماني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
	دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال	
1902	إميل فيشر	ألماني
	الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين	
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
	تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني	
1904	ويليام رامسي	بريطاني
	اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون	
1905	آدولف فون باير	ألماني
	تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية	
	اصطناع الأمونيا وهدرجة الفحم الحجري	
1932	إيرفينغ لانغموير	أمريكي
	دراسة حول كيمياء السطوح	
1933	حجبت الجائزة	
1934	هارولد أوري	أمريكي
	اكتشاف الهيدروجين الثقيل: الدوتيريوم	
1935	كوري_فريدريك وإيرن جوليو	فرنسيان
	اصطناع نظائر مشعة جديدة	
1936	بيترْ ديباي	هولندي
	دراسة العزوم ثنائية الأقطاب وانعراج الأشعة السينية والإلكترونات في الغازات	
1937	والتر هاروت وبول كارْ	بريطاني–سويسري
	بحوث عن الفيتامينات	
1938	ريتشارد كوهْنْ	ألماني
	بحوث عن الفيتامينات والكاروتينيدات (أكرها على رفض الجائزة إلا أنها منحت في سنة 1946)	
1939	أدلوف بوتندنت وليوبولد روزيكا	ألماني–سويسري
	دراسات عن الهرمونات الجنسية ومتعددات المتيلين. وقد أجبر بوتندنت على رفض الجائزة	
1940	حجبت الجائزة	

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
1941		
1942		
1943	جيورجي فون هِفزِي	هنغاري/سويدي
استخدام النظائر كمقتفيات في دراسة العمليات الكيميائية		
1944	أوتو هاهن	ألماني
اكتشاف الانشطار النووي في العناصر الثقيلة		
1945	أرتوري فيرتانن	فنلندي
دراسات حول الكيمياء الحيوية الزراعية وحفظ الأطعمة		
1946	جيمس سومنر ووندل ستانلي وجون نورثروب	أمريكيون
بلورة الأنزيمات وتحضير أنزيمات نقية		
1947	روبرت روبنسن	بريطاني
دراسات في الكيمياء الحيوية وبخاصة القلوانيات		
1948	آرن تيزليوس	سويدي
دراسة عن بروتينات المصل والتحال الكهربائي والادمصاص		
1949	ويليام جيوك	أمريكي
دراسات عن التبريد والترموديناميك الكيميائي		
1950	أوتو ديلز وكورت أدْلِر	ألماني غربي
عن الاصطناع العضوي		
1951	إدوين ماكميلان وغْلِن سيبورغ	أمريكيان

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
اكتشاف كيمياء عوابر الأورانيوم		
1952	أرْثر مارتن وريتشارد سِنغ	بريطانيان
اكتشاف الاستشراب التفريقي		
1953	هِرْمَن ستودينغر	ألماني غربي
اكتشافات في المتماثرات (البوليمرات) ونظرية السلاسل الجزيئية الكِبرية		
1954	ليونس باولنغ	أمريكي
بحوث عن طبيعة القوى ما بين الذرّية		
1955	فنست دو فينيو	أمريكي
اصطناع هرمون متعدد الببتيد		
1956	سيريل هنشلوود ونيكوللي سيمينوف	بريطاني–سوفياتي
بحوث عن آلية التفاعلات الكيميائية المتسلسلة		
1957	ألكسندر تود	بريطاني
أعمال عن النيوكليوتيدات وتركيب بروتينات الخلية		
1958	فريديك سنجر	بريطاني
أعمال عن بنية الإنسولين		
1959	ياروسلاف هيروفسكي	بريطاني
تطوير تقانة التحليل الاستقطابي		
1960	ويلاّر ليبّي	أمريكي
تطوير تقانة التأريخ بالكربون المشع		
1961	ملفن كالفن	أمريكي

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة عملية الاصطناع الضوئي		
1962	جون كندرو وماكس بيروتز	بريطانيان
دراسات عن بنية البروتينات الطروية		
1963	كارل زيغلر وجيوليوناتا	ألماني غربي–إيطالي
دراسة المتأثرات وتفاعلات التماثر		
1964	دوروثي هودكن	بريطانية
التحليل بالأشعة السينية للجزيئات العضوية الكبيرة		
1965	روبرت وودوارد	أمريكي
اصطناع مركبات عضوية ضخمة بما فيها اليخضور		
1966	روبرت موليكن	أمريكي
أعمال عن الرابطة الكيميائية والبنية الإلكترونية للجزيئات		
1967	رونالد نوريش وجورج بورتر ومانفرد إيجن	بريطانيان وألماني غربي
دراسات وقياسات التفاعلات السريعة جدا		
1968	لارس أونزاجر	أمريكي
اكتشاف الترموديناميك غير المتوازن		
1969	ديرك بارتن وأد هاسل	بريطاني–نرويجي
دراسة عن تأثير الكيمياء الفراغية على سرعة التفاعل		
1970	لويس لولوار	فرنسي–أرجنتيني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة عن المواد الكيميائية الحيوية المخزّنة للطاقة		
1971	جرهارد هرزبرْغ	كندي
دراسة عن الجذور الحرة		
1972	كريستيان أنفنسُن وستانفُرد مور وويليام ستاين	أمريكيون
مساهمة في دراسة كيمياء الأنزيمات		
1973	إرنسن فيشر وجيوفري ويلكينسن	ألماني غربي–بريطاني
دراسة كيمياء المركبات المعدنية العضوية		
1974	بول فلوري	أمريكي
تطوير طريقة تحليلية لدراسة الجزيئات ذات السلاسل الطويلة		
1975	جون كورن فورث وفلاديمير برلغ	بريطاني/أسترالي تشيكي/سويسري
مساهمة في دراسة الكيمياء الفراغية		
1976	ويليم ليبسكومب	أمريكي
دراسة كيمياء البورانات		
1977	إيليا بريغوجين	بلجيكي
مساهمة في دراسة الترموديناميك غير المتوازن		
1978	بيتر ميتشل	بريطاني
دراسة انتقال الطاقة في الخلية		
1979	هربرت براون وجورج ويتيغ	أمريكي–ألماني غربي

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
تحضير مركبات البور العضوية المفيدة في الاصطناع		
1980	فريديريك سانجر وبول برْغ ووالتر جيلبرت	أمريكيون
طرق تعيين البنية التفصيلية للدنا ووظيفته		
1981	كينشي موكي ورولدسهوفمان	ياباني–أمريكي
تطبيق مفاهيم الميكانيك الكوانتي للتنبؤ بسير التفاعلات الكيميائية		
1982	آرون كلوغ	جنوب إفريقي/بريطاني
تطوير الدراسة البلورية بالمجهر الإلكتروني وتحليل بنية معقدات الحمض النووي–البروتين		
1983	هنري توب	كندي/أمريكي
دراسة عن انتقال الإلكترونات بين الفلزات في التفاعلات الكيميائية		
1984	بروس مريفيلد	أمريكي
تطوير طرق مؤتمتة لتجميع الببتيدات واصطناع البروتينات		
1985	هربرت هتمان و جيروم كارل	أمريكيان
تطوير طريقة لتعيين بنى الجزيئات الكيميائية الحيوية بانعراج الأشعة السينية		
1986	ددلي هرشباخ ويوان لي وجون بولاني	أمريكي–صيني– أمريكي/كندي
دراسة عن ديناميكية التفاعل		
1987	دونالد لرام وشارل بدرسن وجون ماري لن	أمريكي–نرويجي/

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
		أمريكي–فرنسي
دراسة عن الجزيئات الاصطناعية التي تستطيع تقليد التفاعلات الكيميائية لعمليات الحياة		
1988	جوهان ديزنهوفر وروبرت هوبر وهرتموث ميتشل	ألمانيون غربيون
بحوث في الاصطناع الضوئي		
1989	سيدني ألْتمِن و توماس سِكْ	أمريكيان
اكتشاف الفعل الوساطي للرنا في التفاعلات الخلوية		
1990	الياس كوري	أمريكي
تقانات النسخ الاصطناعي لمواد طبيعية ولاستخدامها كعقاقير		
1991	ريتشارد إرنست	سويسري
استخدام تقنات الرنين النووي المغنطيسي (NMR) في تحليل المواد الكيميائية		
1992	رودلف ماركوس	كندي
التنبؤ بالتفاعلات المتبادلة ما بين الجزيئات في المحاليل		
1993	كاري مولّيس و ميتشيل سميث	أمريكي–بريطاني
دراسة عن التفاعلات المتسلسلة التي يسببها أنزيم البوليمراز والطفرات النوكليوتيدية		
1994	جورج أولاه	هنغاري/أمريكي
دراسات عن كيمياء (carbocation) الفائقة الحموضة		

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
1995	بول كروتْزنْ وماريو مولينا وشروود راولاند	هولندي–مكسيكي–أمريكي
دراسة التفاعلات الكيميائية في طبقة الأوزون		
1996	روبرت كُرْل والسير هارولد كروتو وريتشارد سميللي	أمري_بريطاني_أمريكي
لاكتشافهم الفولّيرينات		
1997	بول بوير وجون والكر وجِنْس سكو	أمريكي–ريطاني–دانماركي
لمساهمتهم في إيضاح الآلية الأنزيمية التي تحكم اصطناع ثلاثي فسفات الأدينوزين ATP		
1998	والتركون وجون بوبْل	أمريكيان
لتطوير أولهما نظرية وظيفية الكثافة، وتطوير الثاني طرقًا حاسوبية في الكيمياء الكوانتية		
1999	أحمد زويل	مصري
لعمله في مجال الفمتو ثانية ووضع مبادئ كيمياء الفمتو		
2000	ألان هيجر وألان ماك وهيديكي شيراكاوا	أمريكيان/ياباني
اكتشاف وتطوير البوليميرات الناقلة		

المراجع

I – المراجع العربية

أ – الكتب

1 – الكتاب المرجع في الكيمياء بالوطن العربي

– الجزء الأول: الذرّات والجزيئات

د. نعمان سعد الدين النعيمي

د. غازي عبد الوهاب درويش

د. فؤاد قنبور

جامعة بغداد – بغداد – الجمهورية العراقية

– الجزء الثاني : التفاعلات الكيميائية

د. محمد عبد العزيز الحجاجي

د. ابراهيم الزامل الزامل

د. سليمان حمّاد الخويطر

جامعة الملك سعود – الرياض – المملكة العربية السعودية

– الجزء الثالث: حالات المادة وتحولاتها

د. صلاح يحياوي

د. موفق شخا شيرو

د. هيام بير قدار

جامعة دمشق – دمشق – الجمهورية العربية السورية

– الجزء الرابع: كيمياء العناصر

د. الهادي زروق

د. المولدي عبد الكافي

د. قاسم أم الزين

جامعة تونس المنار – تونس – الجمهورية التونسية

المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم 1988 – تونس

2 – الكيمياء اللاّعضوية الأجزاء (1)، (2)، (3)

د. نعمان سعد الدّين النعيمي ومجموعة من الأساتذة

مطبعة كلية العلوم – جامعة بغداد 1980 – بغداد – العراق

3 – مدخل إلى الكيمياء اللاعضوية

تأليف: ك. لوت و س. ف. بيل

ترجمة: د. نعمان سعد الدّين النعيمي و د. عبد الرزاق القروغلي

4 – الكيمياء اللاعضوية:

د. محمد عبد المعطي

منشورات جامعة حلب 1982 – حلب – الجمهورية العربية السورية

5 – الكيمياء العامة (1)

د. عبد المجيد شيخ حسين د. محمد شهير هاشم

دار الطباعة الحديثة 1982 – دمشق – الجمهورية العربية السورية

6 – الكيمياء العامة (1)

د. انصلاح الخيمي د. فؤاد الصالح د. محمد علي المنجد

مطبعة المدينة 1984 – دمشق – الجمهورية العربية السورية

7 – الكيمياء العامة (1) – المدخل إلى الكيمياء البنيوية –

د. رياض حجازي

منشورات جامعة حلب 1985 – حلب – الجمهورية العربية السورية

8 – الكيمياء اللاّعضوية – الأسس النظرية –

د. رياض حجازي

منشورات جامعة حلب 1989 – حلب – الجمهورية العربية السورية

9 – الكيمياء العامة في سؤال وجواب

تأليف الدكتور عبد الحليم منصور

المركز العربي للتعريب والترجمة والتأليف والنشر 2000

دمشق – الجمهورية العربية السورية

10 – الكيمياء العامة (بنية المادة) جزآن

تأليف: حسن بوزيان – الطبعة الثانية 2010

ديوان المطبوعات الجامعية – الساحة المركزية – بن عكنون – الجزائر – الجمهورية الجزائرية

11 – الكيمياء العامة

د. إبراهيم صادق الخطيب د. مصطفى زكي اعبيد

دار المسيرة للنشر والتوزيع 2000 – عمَّان – الأردن

12 – أسس الكيمياء العامة وغير العضوية

د. أحمد مدحت إسلام د. مصطفى محمود عمارة

دار الفكر العربي 2000 – مدينة نصر – القاهرة – مصر

13 – الكيمياء اللاعضوية (2)

د. محمد علي المنجد د. عبد المجيد البلخي

المطبعة التعاونية 1988 – دمشق – الجمهورية العربية السورية

14 – الكيمياء اللاعضوية (2)

د. هيام بير قدار د. محمد علي المنجد

المطبعة الجديدة 1984 – دمشق – الجمهورية العربية السورية

15 – الكيمياء اللاعضوية (2)

د. رياض حجازي د. محمد نصوح علايا

منشورات جامعة حلب 1992 – حلب – الجمهورية العربية السورية

16 – الكيمياء اللاعضوية (3) كيمياء المعادن الانتقالية

د. أحمد الحاج سعيد د. هيام بير قدار

المطبعة الجديدة 1986 – دمشق – الجمهورية العربية السورية

17 – الكيمياء اللاعضوية (3) كيمياء المعادن الانتقالية

د. رياض حجازي د. محمد نصوح علايا

منشورات جامعة حلب 1998 – حلب – الجمهورية العربية السورية

18 – كيمياء العناصر الانتقالية

د. محمد عبد الفتاح علي د. عائض بن سعد الشهري

د. محمد علي خليفة الصالح

دار النشر العلمي 2001 – جامعة الملك سعود

الرياض – المملكة العربية السعودية

19 – جولة في عالم الفلزات النادرة

تأليف: س. فينيتسكي

ترجمة: د. عيسى مسّوح

دار مير 1987 – موسكو – روسيا الاتحادية

20 – عالم الفلزات

تأليف: محمد غالب سعيد

ديوان المطبوعات الجامعية – الساحة المركزية
بن عكنون – الجزائر – الجمهورية الجزائرية

ب – مذكرات التخرج والمجلات

1 – أسماء العناصر ورموزها في علم الكيمياء

مذكرة لنيل شهادة أستاذ التعليم الثانوي
إعداد آمال عمارة إشراف د. بوبكر ناجمي
دفعة جوان 2004 – المدرسة العليا للأساتذة – القبة – الجزائر

2 – دراسة مفصلة لعناصر الجدول الدوري $Z \leq 50$

مذكرة لنيل شهادة أستاذ التعليم الثانوي
إعداد سعاد تتبيرت ووهيبة حكوم إشراف حسن بوزيان
دفعة جوان 2012 – المدرسة العليا للأساتذة – القبة – الجزائر

3 – مجلة العلوم

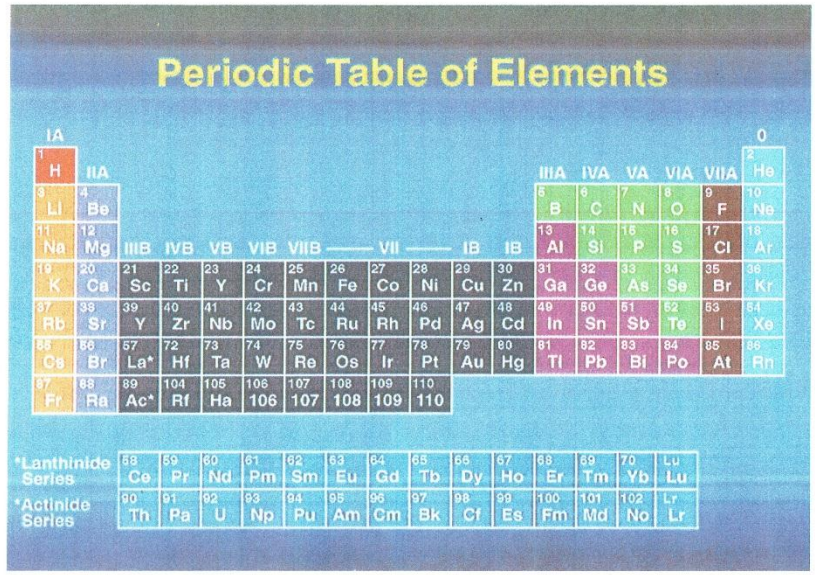
مجلة أمريكية شهرية مترجمة إلى أكثر من عشر لغات
النسخة العربية تصدر عن مؤسسة الكويت للتقدم العلمي
عنوان المقالة: "نشأة الجدول الدوري وتطوره"
إعداد الأستاذ: Eric R. Scerri أستاذ الكيمياء بجامعة بيردو
الولايات المتحدة الأمريكية – العدد الخامس – ماي 1999

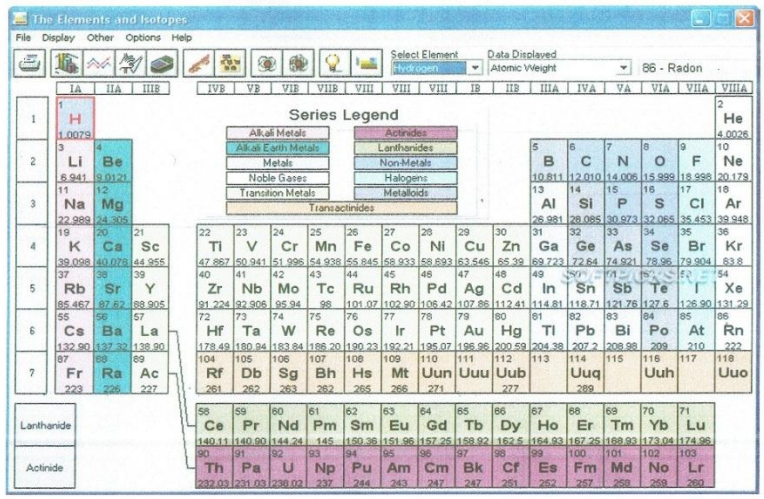
4 – مجلة عالم الذرة

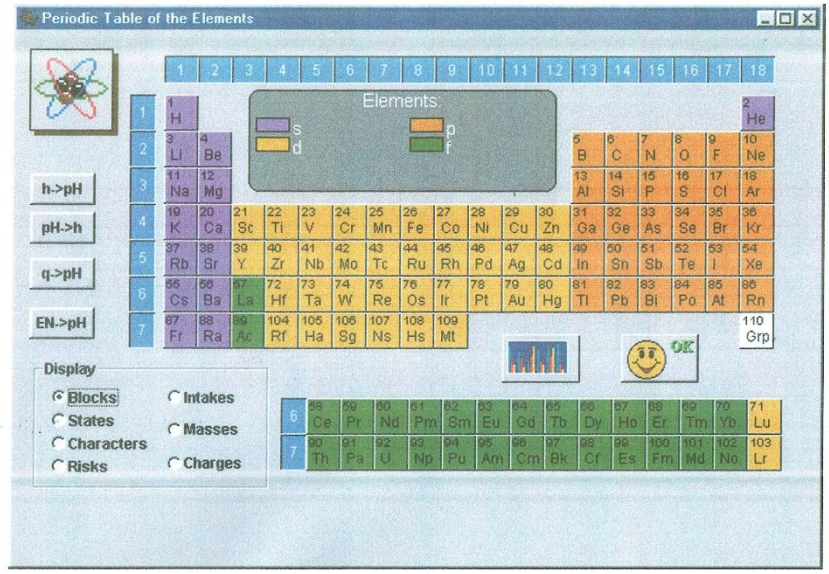
مجلة علمية دورية تصدر ستّ مرّات في السنة
هيئة الطاقة الذرية السورية
كفر سوسة – دمشق – الجمهورية العربية السورية

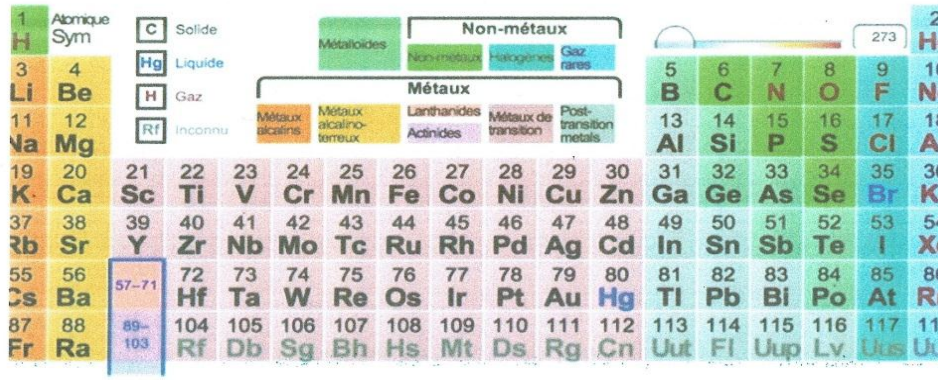
جـ – مواقع الانترنت

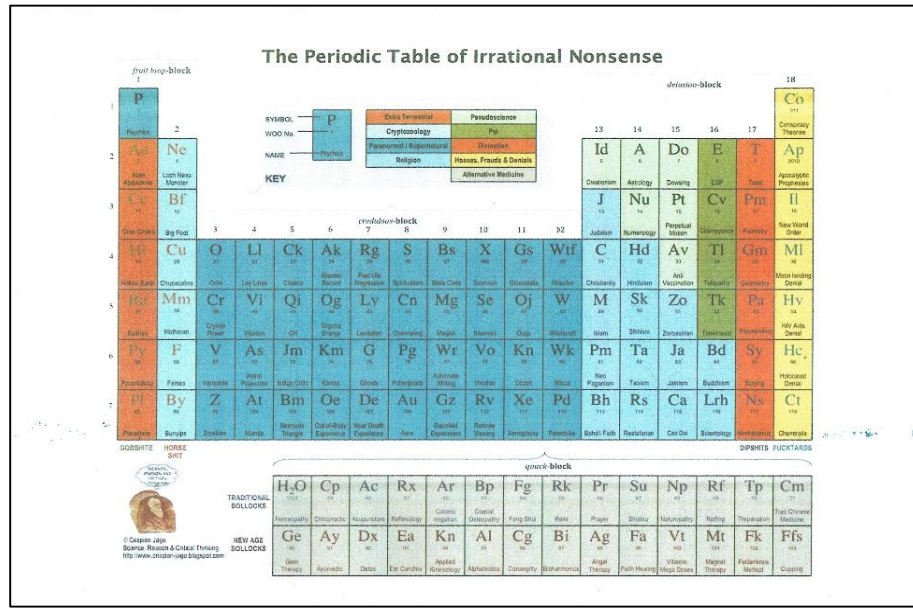
1 – ويكيبيديا: الموسوعة العربية الحرة
2 – جدول التصنيف الدوري للعناصر – إعداد الأخضر معتوق
المعهد الوطني لتكوين إطارات التربية – الحراش – الجزائر http://www.infpe.edu.dz

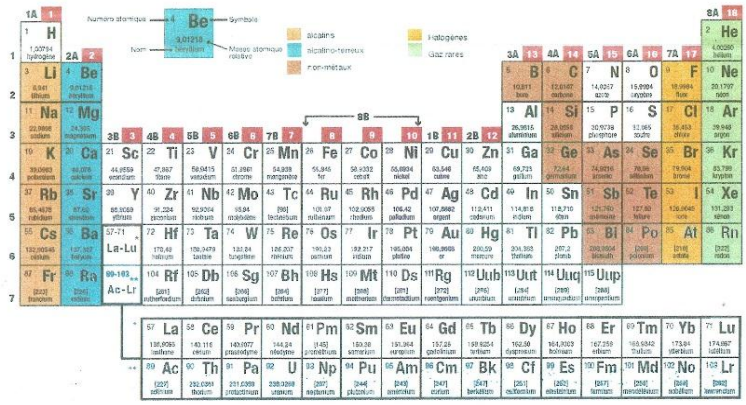

Periodic Table of Elements
IA
IIA
IIIB IVB VB VIB VIIB VII IB IB
IIIA IVA VA VIA VIIA
0
*Lanthinide Series
*Actinide Series

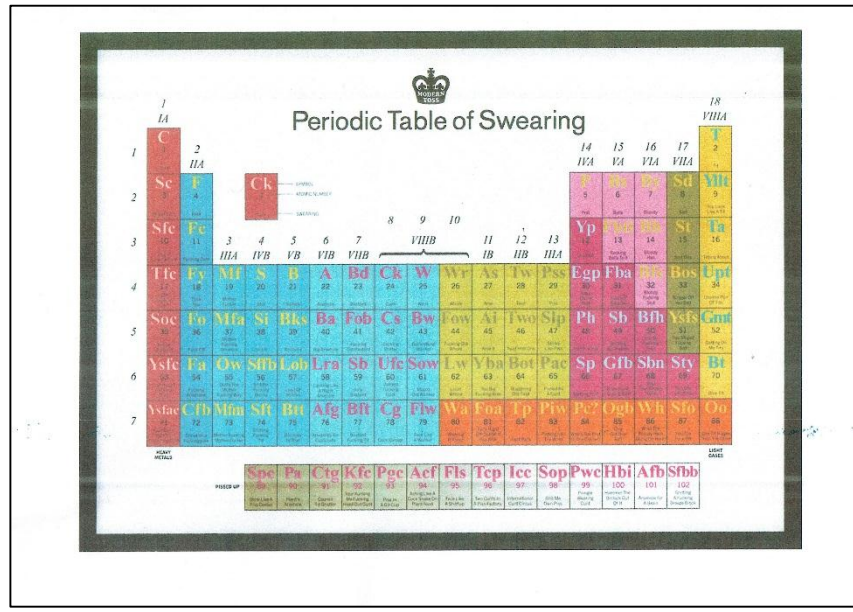

The Elements and Isotopes
File Display Other Options Help
Series Legend
Alkali Metals
Alkali Earth Metals
Metals
Noble Gases
Transition Metals
Actinides
Lanthanides
Non-Metals
Halogens
Metalloids
Transactinides
Lanthanide
Actinide


Periodic Table of the Elements
Elements:
s
p
d
f
h->pH
pH->h
q->pH
EN->pH
Display
Blocks
States
Characters
Risks
Intakes
Masses
Charges
OK


Atomique
Sym
Solide
Liquide
Gaz
Inconnu
Métalloïdes
Non-métaux
Non-métaux
Halogènes
Gaz rares
Métaux
Métaux alcalins
Métaux alcalino-terreux
Lanthanides
Actinides
Métaux de transition
Post-transition metals
273


The Periodic Table of Irrational Nonsense
fruit loop-block
delusion-block
credulous-block
quack-block
KEY
SYMBOL
WOO No.
NAME
Extra Terrestrial
Pseudoscience
Cryptozoology
Pia
Paranormal / Supernatural
Divination
Religion
Hoaxes, Frauds & Denials
Alternative Medicine
GOBSHITE
HORSE SHIT
DIPSHITS
FUCKTARDS
TRADITIONAL BOLLOCKS
NEW AGE BOLLOCKS
© Cespion Liège
Source: Reason & Critical Thinking
http://www.cricitari-liege.blogspot.com


Numéro atomique
Symbole
Nom
Masse atomique relative
alcalins
alcalino-terreux
non-métaux
halogènes
Gaz rares
Adapté de http://www.nrc-cnrc.gc.ca/education/pdf/pte_f.pdf


Periodic Table of Swearing

المنظّمة العربيّة للتربية والثقافة والعلوم
إدارة العلوم والبحث العلمي

دراسة كيميائية تحليلية
مفصلة لعناصر الجدول الدوري

الأستاذ الدكتور حسن بوزيّان
(أستاذ بقسم الكيمياء بالمدرسة العليا للأساتذة – الجزائر)

الجزء 2

(Z>50)

أبريل 2017

تتقدم المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (ألكسو) بجزيل شكرها وامتنانها **للأستاذ الدكتور حسن بوزيّان**، على تنازله عن حقوقه الفكرية للمنظمة ومنحها فرصة الإشراف على إصدار هذا الكتاب، وتثمّن عاليًا ما بذله من جهد مقدّر في تأليفه لهذا المرجع العلمي القيّم، الذي حفّزها على طباعته وإتاحته مجانًا للطلبة والباحثين وأعضاء هيئة التدريس العرب للاستفادة منه والاسترشاد به.

بوزيّان، حسن

دراسة كيميائيّة تحليليّة مفصّلة لعناصر الجدول الدوري / حسن بوزيّان . – تونس : المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم. إدارة العلوم والبحث العلمي،2017 . . مج. 2 (280 ص)

ISBN: 978-9973-15-379-1

ع/003/03/2017

المنظّمة العربيّة للتربية والثقافة والعلوم

إدارة العلوم والبحث العلمي

المراجعة العلمية

د. محمد المعاوي

المراجعة اللغوية

د. الحبيب النصراوي

تصميم الغلاف

أ.طارق الدريدي

تصدير

تمثّل العلوم الأساسية أولى حلقات منظومة الإبداع، بل أهمها، باعتبارها الأساس الذي تُبنى عليه وتستند إليه حركة البحث العلمي، وما ينتج عنها من معارف وتطبيقات. من هذا المنطلق، عملت المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (ألكسو) على إصدار العديد من الاستراتيجيات والخطط الهادفة إلى تطوير المنظومات المرتبطة بالإبداع العلمي، وإلى شحذ إمكانات المجتمع العربي نحو الأفضل، وبذلت مجهودات كبيرة من أجل تقديم تصوّرات لتطوير أساليب تدريس العلوم بالوطن العربي، وساهمت من خلال الاستفادة بخبرات عربية وعالمية في إعادة رسم السياسة العلمية ببعض الدول العربية التي طلبت الاستعانة والدعم من المنظمة.

ولا شكّ أنّ حرص المنظمة، التي تسعى–منذ نشأتها– لتشجيع العلماء العرب المقيمين داخل الوطن العربي وخارجه على الكتابة باللغة العربية، سعيا منها لنشر وتوسيع قاعدة استخدام اللغة العربية في تدريس العلوم، ولإغناء المكتبات العربية بالكتب والمراجع العلمية العربية التي تفتقر إليه، انطلاقا من أنّ اللغة ليست مجرّد أداة للتواصل بين الأفراد، بل هي وِعاء للفكر في مجتمع المعرفة، وأداة للحفاظ على الهُوِيّة، ومن الركائز التي تقوم عليها نهضة الأمم في العالم الحديث، وكلّما أتقنها أفراد المجتمع، ازداد العطاء والإبداع في التربية والثقافة والعلوم.

ومنذ انطلاق مشروع النهوض باللغة العربية في العام 2009، عملت المنظمة –باعتبارها بيت خبرة عربي–على بذل المزيد من العناية والاهتمام بتأليف وتحرير وترجمة الكتب العلمية القيّمة إلى اللغة العربية، وهي مستمرّة في إصدار الدراسات والكتب العلمية باللغة العربية هادفة إلى إحداث نقلة نوعية، لا سيّما في مجالاتها التربوية والثقافية والعلمية. ويعدّ كتاب "دراسة كيميائية تحليليّة مفصلة لعناصر الجدول الدوري"، للمؤلف الجزائري القدير الدكتور حسين بوزيان إنجازا هاما وخطوة متقدّمة على هذا الدرب باعتباره مرجعا علميّا في هذا التخصّص الدقيق. والغاية من طباعة هذا الكتاب، وغيره من الكتب القيّمة، هي إغناء مكتبتنا العربية بما تحتاجه من معارف وعلوم متطوّرة، وتقديمها للأجيال الصاعدة من طلبة وباحثين

ومتخصّصين ومهتمّين باللغة العربية، للاطلاع والاستفادة منه، وتسهيل عملية الوصول إلى المادة العلمية المجمّعة بشكل دقيق ومنهجي.

وأتقدّم بجزيل الشـــكر والامتنان لمؤلّف هذا الكتاب، على الجهود القيّمة التي بذلها في تجميع مادته العلمية، ويشرّف المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم أن تبادر بتصـدير هذا الكتاب العلمي الهام –في جزئيه–لقرّائها في نســخة ورقية وأخرى إلكترونية، متطلّعا لأن تكون مادته العلمية إضافة مفيدة لهذا التخصص الدقيق، وخطوة لنقل المعرفة وتوطينها والاستفادة منها.

الدكتور عبدالله حمد محارب

المدير العام

تقديم

تُعتبر العلوم أســاس تقدّم المجتمعات ورقيّها في مختلف المجالات الاقتصــادية والاجتماعيّة والثقافيّة، ولا يخفى على أحد أهمية اللغة الأم في فهم واســتيعاب العلوم بكل فروعها. وخير مثال على ذلك التقدّم الذي أحرزته العديد من الدول التي تقوم بترجمة الأبحاث العلمية بعد فترة وجيزة من صدروها ونشرها وتدريسها بلغاتها المحلية، مثل اليابان والصين وألمانيا وكوريا الجنوبية، وغيرها. ولم تنعزل هذه الدول عن التقدّم العلمي الذي يجري في العالم، خاصة وأن أسس وقواعد العلوم الأساسية والرياضيات ثابتة لا تتغير.

وفي ظل الجهود التي تبذلها المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (الألــــكسو) للنهوض باللغة العربية للتوجه نحو مجتمع المعرفة، وذلك من خلال ترجمتها للعديد من الكتب والمراجع العلمية الهامة، إيمانا منها بأنّ تدريس العلوم باللغة العربية ســيؤدي –مؤكدا–إلى زيادة الاستيعاب للمفاهيم العلمية، وإزالة الالتباس بين المفاهيم المختلفة، وتحسين التحصيل العلمي، ونقل المعرفة وتوطينها، كما أنه سيوفّر الوقت والجهد لدى الطلبة والباحثين العرب.

وفي إطار حرص الألكســو على التعاون مع المتخصّــصــين العرب في مختلف المجالات العلمية، وتشــجيعهم على الكتابة والترجمة العلمية للغة العربية، فقد تواصــلت مع الأســتاذ الجزائري القدير الدكتور حسن بوزيان، أستاذ بقسم الكيمياء بالمدرسة العليا للأساتذة بالجزائر، الذي وافق مشكورا على إعطاءها الإذن في نشر كتابه الموسوم بـــ "**دراسة كيميائية تحليليّة مفصــلة لعناصــر الجدول الدوري**"؛ والذي يهدف إلى التعريف بالجدول الدوري للعناصــر الكيميائية (جدول مندليف)، وترتيبها بالاعتماد على سلوكها الدوري حسب تزايد كتلتها.

وســيُمكّن هذا الكتاب الطالب والباحث العربي من التعرّف على العناصــر الكيميائية وخصائصها بصيغة جديدة، حيث يجمع –في جزئيه–كل العناصر الكيميائية، ويقدّمها حسب تصنيفها الطبيعي. كما أفرد لكل عنصر بابا يبرز فيه خصائصه الفيزيائية من حيث: تاريخ وظروف استكشافه، وكيفيّة تحضيره، وأهم تفاعلاته، وميادين استعماله، وتأثيراته على البيئة والكائنات الحية. ولعلّ ميدان الاستعمال والخصائص البيولوجية للمواد الكيميائية التي قلّ ما

نهتم بالبحث عنها والتوقّف عندها، في حين أنها بالغة الأهمية وهي تتطور كل يوم، هي ما يميّز هذا الكتاب عن غيره.

ويُسعد المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم أن تقدّم هذا الكتاب العلمي –في نسخة ورقية وأخرى إلكترونية–للطلبة والباحثين والمتخصّصين والمهتمّين العرب بهذا المجال، وإتاحته مجانا للاطلاع على محتواه العلمي بصورة متكاملة، للاستفادة منه.

وللاطلاع على النسخة الإلكترونية من الكتاب، بإمكانكم زيارة الموقع الإلكتروني التالي:

http://www.alecso.org/site/sectors/sciences.html

الأستاذ الدكتور أبوالقاسم حسن البدري

مدير إدارة العلوم والبحث العلمي

الفهرس

مقدّمة الكتاب..... 13

1 – عنصر الأنتموان $^{122}_{51}Sb$ 15

2 – عنصر التلوريوم $^{128}_{52}Te$ 23

3 – عنصر اليـود $^{127}_{53}I$ 29

4 – عنصر الكزينون $^{131}_{54}Xe$ 37

5 – عنصر السيزيوم $^{133}_{55}Cs$ 43

6 – عنصر الباريوم $^{137}_{56}Ba$ 49

7 – عنصر اللانثانيوم $^{139}_{57}La$ 57

8 – عنصر السيريوم $^{140}_{58}Ce$ 61

9 – عنصر البراسيوديميوم $^{140}_{59}Pr$ 67

10 – عنصر البرومثيوم $^{147}_{61}Pm$ 73

11 – عنصر الساماريوم $^{150}_{62}Sm$ 77

12 – عنصر اليوربيوم $^{152}_{63}Eu$ 83

13 – عنصر التيربيوم $^{159}_{65}Tb$ 87

14 – عنصر الديسبريسيوم $^{162}_{66}Dy$ 93

15 – عنصر الهولميوم $^{165}_{67}Ho$ 99

16 – عنصر الإربيوم $^{167}_{68}Er$ 105
17 – عنصر الثوليوم $^{168}_{69}Tm$ 111
18 – عنصر اليتيربيوم $^{173}_{70}Yb$ 115
19 – عنصر اللوتيتيوم $^{175}_{71}Lu$ 119
20 – عنصر الهافنيوم $^{178}_{72}Hf$ 125
21 – عنصر التنتالوم $^{181}_{73}Ta$ 129
22 – عنصر التنغستن $^{184}_{74}W$ 133
23 – عنصر الرينيوم $^{186}_{75}Re$ 139
24 – عنصر الأوسميوم $^{190}_{76}Os$ 145
25 – عنصر الإيريديوم $^{129}_{77}Ir$ 149
26 – عنصر البلاتين $^{195}_{78}Pt$ 155
27 – عنصر الذهب $^{197}_{79}Au$ 161
28 – عنصر الزئبق $^{201}_{80}Hg$ 167
29 – عنصر التاليوم $^{201}_{81}Tl$ 173
30 – عنصر الرصاص $^{207}_{82}Pb$ 177
31 – عنصر البزموث $^{209}_{83}Bi$ 185
32 – عنصر البلونيوم $^{210}_{84}Po$ 193
33 – عنصر الرادون $^{222}_{85}Rn$ 195

34 – عنصر الأستاتين $^{210}_{85}At$ 199
35 – عنصر الراديوم $^{226}_{88}Ra$ 203
36 – عنصر الثوريوم $^{232}_{90}Th$ 209
37 – عنصر البروتكتينيوم $^{231}_{91}Pa$ 215
38 – عنصر اليورانيوم $^{238}_{92}U$ 220
39 – عنصر النبتونيوم $^{237}_{93}Np$ 230
40 – عنصر البلوتونيوم $^{242}_{94}Pu$ 234
41 – عنصر الأمريكيوم $^{243}_{95}Am$ 238
42 - عنصر الكوريوم $^{247}_{96}Cm$ 243
الملحق 1: فروع الكيمياء 247
الملحق 2: البنية الإلكترونية للعناصر 249
الملحق 3: اكتشاف العناصر 253
الملحق 4: الفائزون بجائزة نوبل في الكيمياء في القرن العشرين 261
المراجع 273

مقدّمة الكتاب

الحمد لله رب العالمين... وبه نستعين.

أما بعد،

يعتبر جدول التصنيف الدوري للعناصر أحد الأعمدة الأساسية التي تقوم عليها الكيمياء. فلولاه لكانت دراسة العناصر الكيميائية عملية مضنية، تعتبر دراسته وسيلة هامة لفهم الكيمياء وزيادة الاهتمام بتدريسها.

يدل مفهوم "**الدورية**" على تكرار أنماط من الخصائص الكيميائية والفيزيائية بعد فترات منتظمة ومحددة. وقد تمكن الطلبة الذين يدرسون علم الكيمياء من تعلم ومعرفة خصائص 115 عنصرا مكتشفا حتى الآن، من خلال ما يقدمه هذا المفهوم من تيسير وتسهيل لفهم تلك الخصائص. وكان يكفيهم لذلك معرفة خصائص عدد محدود جدا من العناصر النموذجية والتعرف من خلالها على خصائص العناصر الأخرى التي تنتظم معها في مجموعات، لأنه لعناصر المجموعة الواحدة خصائص كيميائية متماثلة.

تعود بدايات قصة وضع تصنيف للعناصر في نظام دوري، إلى ما قبل حوالي 200 سنة، وقد شهد الجدول الدوري خلال مساره الطويل الكثير من الجدل، وأدخل عليه الكثير من عمليات التعديل والتبديل ليتلاءم مع تطور العلم واكتشاف عناصر جديدة.

لقد نشر العالم الروسي "مندلييف" سنة 1869م نتائج أبحاثه التي ضمنها جدوله الدوري، ثم واصل أبحاثه ونشر سنة 1871م صيغة الجدول الدوري، وجاء اكتشاف النظام الدوري لترتيب العناصر تتويجا للعديد من التطورات العلمية. على الرغم من أن المؤرخين يرون أن المولد الرسمي للجدول الدوري كان في 17-02-1869م على يد "مندلييف" حين وضع جدوله الأول من بين عدة جداول له في هذا المجال. لقد شمل ذلك الجدول 63 عنصرا كانت معروفة حينذاك، مرتبة بدلالة تزايد أوزانها الذرية، وتركت فيه مواقع خالية لعناصر لم تكن معروفة في ذلك الوقت، وتنبأ "مندلييف" بأنها ستكتشف لاحقا، وحدد أوزانها الذرية التقريبية.

وقد كان تنبؤ مندلييف عن وجود خواص ستة من العناصر التي لم تكن معروفة آنذاك من أروع ما حققه القانون الدوري. فقد احتوى ذلك التصنيف على كثير من الأماكن الخالية، ثم اكتشفت العناصر التي كان يجب أن تكون في الطبيعة أو اصطنعت بعد ذلك.

وقد بلغت جرأة "مندلييف" حدًّا فيه أخذ يتنبأ بصفات هذه العناصر مستندا إلى صفات ما يجاورها حيث إنّ خواص العنصـر يمكن التنبؤ بها من معرفة موقعه في جدول التصـنيف الدوري للعناصـر. فأخذ يتكلم عن صـفات ما أسـماه "إيكا بور" و "إيكا ألومنيوم" و "إيكا منغنيز"، وهي العناصـر التي عرفت فيها باسم السكانديوم والغاليوم والتكنيسيوم. ويشكل إيكا سيليسيوم، الذي عرف فيها بعد باسم الجرمانيوم والذي اكتشـفه العالم الألماني "فينكلر" سـنة 1886م، المثال التقليدي للعناصـر التي تنبأ "مندلييف" بخواصها.

يتناول هذا الكتاب دراسة مفصلة لإثنين وأربعين عنصرًا من عناصر الجدول الدوري والتي أعدادها الذرية من 1 إلى 42. وكان السبب وراء اختيار هذا الموضوع هو محاولة تقديم دراسة شاملة عن كل عنصر وذلك لنقص المراجع التي تتحدث عن العناصر الكيميائية.

هذا الكتاب يُعطي للطالب فكرة شـــاملة عن العناصـــر الكيميائية، وهو يحتوي على المعلومات الخاصة لكل عنصر على حدة، من الخواص العامة للعنصر، واكتشافه، ووجوده في الطبيعة، وطرق استحصاله، وخواصه الكيميائية، ومجالات استخدامه، وتأثيره على البيئة وصحة الإنسان.

في الختام يسرُّني أن أتوجه بخالص الشكر والعرفان إلى الأستاذتين الكريمتين سعاد تتبيرت ووهيبة حكُّوم لمســـاعدتي في إنجاز هذا الكتاب من خلال مذكرة التخرج التي أنجزتاها عندما كانتا طالبتين بالمدرسة العليا للأساتذة تحت إشرافي بعنوان: «دراسة مفصلة لعناصر الجدول الدوري **(Z > 50)**».

إن الوصـول إلى الكمال أمر مسـتحيل، ومن طبيعة الإنسـان أن يشـوب عمله النقص دائمًا، لكن ارجو أن أكون قد وفيت الموضـــوع حقه، وســـاهمت ببعض الجهد في بناء جيل واع مُؤمن بلغته ووطنه، وأملي كبير في ألّا يبخل علينا أحد في إبداء أية ملاحظة أو تصويب.

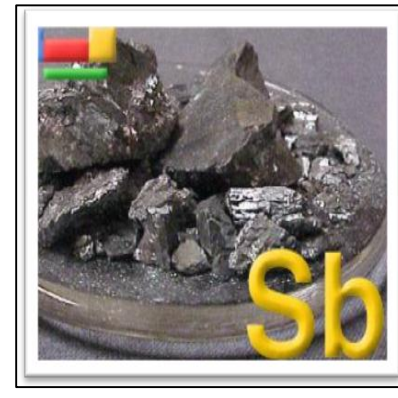
والله ولي التوفيق

الأستاذ حسن بوزيان
قسم الكيمياء
المدرسة العليا للأساتذة-القبة-الجزائر

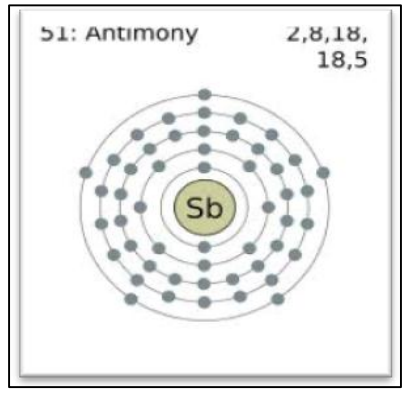
الجزائر في 01 نوفمبر 2012

1 – عنصر الأنتموان $^{122}_{51}Sb$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الأنتموان

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	51
العدد الكتلي (A)	122
الوزن الذري الغرامي (g)	121,75
نصف القطر الذري (A°)	1,59
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	6,62
درجة الانصهار (C°)	5 ،630
درجة الغليان (C°)	1380
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	834 ،0
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,5
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	026 ،0

1 – ما هو الأنتموان؟

الأنتموان أو الإثمد عنصر من العناصر المتوسطة بين الفلـــزات واللافلزات، تغلب عليه الصفة المعدنية، يوجد في الطبيعة على شـــكل نظيرين كتلتاهما الذريتان 121(57.25%) و 123 (42.75%).

يعرف للأنتموان عدة أشكال متغايرة، أحد هذه الأشكال هو الشكل الفلزي القصيف المائل إلى الزرقة، ذو البريق المعدني يدعى بالأنتموان الفضي، أما الآخر فيدعى الأنتموان الأصفر، وهو غير ثابت إلا تحت درجة حرارة – 90م°.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عرف الأنتموان منذ القدم، فقد كانت العرب وقبائل آسيا البدوية تستعمل حجر الإثمد (حجر الكحل) لمداواة الجروح وكحلا للعيون، وحجر الكحل هو مركب كبريت الأنتموان ســريع التفتت ولفتاته بريق ولمعان.

استخرج الرومان الأنتموان ولم يعرفوا استعماله وفوائده، كما عرفه الصينيون واليابانيون وغيرهم من الشعوب، وقد أشار "بريتلو" إلى أن العرب استعملوا الأنتموان في محاولاتهم لتحضير الذهب.

ويعتقد أن أصـــل كلمة أنتيموان عربي (إثمد أو أثمد) اختلف اســمه من بلد إلى آخر، وأخيرا أطلقت عليه تســمية (ســتيبيوم Stibium) اليونانية من قبل العالم "بازيل فالانتان" في نهاية القرن الخامس عشــر ومن هنا جاء رمزه (Sb)، ولا تتجاوز نســبة الأنتيموان في الطبيعة $5 \cdot 10^{-5}$ % وغالبا ما يوجد متّحدا بالكبريت Sb_2S_3 أو متّحدا مع الأكسجين Sb_2O_3، ويوجد أيضا في الجزائر وجنوب تركيا.

3 – طرق استحصاله

يحضّر الأنتموان بعدة طرق أهمها حرق السيتيبين في الهواء فيتحول إلى أكسيده الثلاثي الذي يرجع بالكربون أو الهيدروجين.

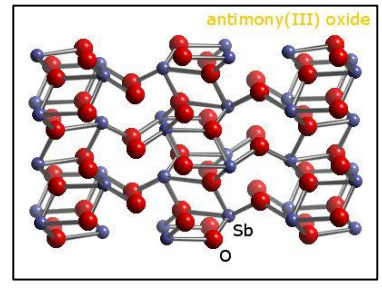
4 – الخواص الكيميائية للأنتموان

1.4 – تفاعلاته

1.1.4 – أكاسيده

أ – أكسيد الأنتموان الثلاثي Sb_2O_3

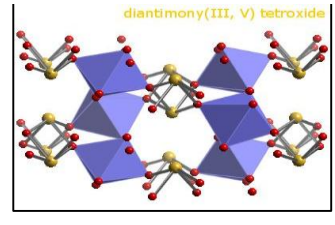
يحضر الأنتموان بعدة طرق أهمها حرق السيتيبين في الهواء فيتحول إلى أكسيده الثلاثي الذي يرجع بالكربون أو الهيدروجين.



شكل (1.1): بنية Sb_2O_3

ب – أكسيد الأنتموان الرباعي Sb_2O_5

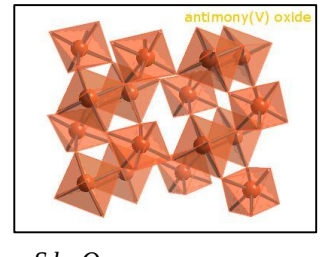
يتكون هذا الأكسيد بتسخين الأكسيد السابق في الهواء أو بأكسدة الأنتموان في حمض النتريك، وهو مسحوق لا لون له يتحول بالتسخين إلى اللون الأصفر.



شكل (2.1): بنية Sb_2O_5

ج – أكسيد الأنتموان الخماسي Sb_2O_5

والذي يعرف باسم أكسيد الأنتيمونيك ويتكون بتأثير حمض النتريك على الأكاسيد السابقة، وهو مسحوق أصفر اللون يكون عدة هيدرات مع الماء ومن أمثلتها حمض أورثو أنتيمونيك H_3SbO_4 وحمض ميثا أنتيمونيك $HSbO_4$.

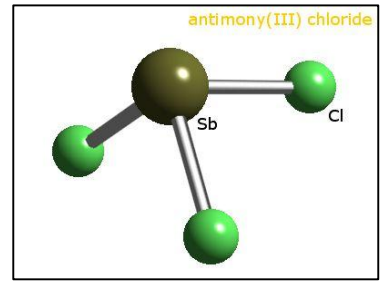


شكل (3.1) بنية Sb_2O_5

2.1.4 – هاليداته

أ – ثالث كلوريد الأنتموان $SbCl_3$ (زبدة الأنتموان)

يحضـــر بتفاعل غاز الكلور مباشـــرة مع الفلز أو كبريتيد الأنتموان، هو عبارة عن مركب متبلور ينصـهر عند 73°م ويغلي عند 223°م، يذوب في كمية قليلة من الماء أو في حمض الهيدروكلوريك المخفف يتفاعل مع النشـــادر مكونا مركبا صـــيغته ($SbCl_3 \cdot NH_3$) ولكن هذا المركب ينحل بالتسخين.

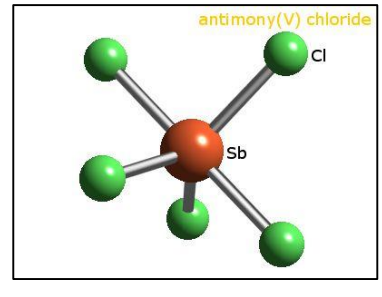


شكل (4.1) بنية $SbCl_3$

ب – خامس كلوريد الأنتموان $SbCl_5$

يحضـــر بتمرير غاز الكلور في ثالث كلوريد الأنتموان، ويوجد في حالة ســـائلة في درجات الحرارة العادية ويتحول بالتبريد إلى بلورات تنصهر عند 4°م، ينحل خامس كلوريد الأنتموان بفعل الحرارة إلى كل من الكلور وثالث كلوريد الأنتموان وفق التفاعل التالي:

$$SbCl_5 \longrightarrow SbCl_3 + Cl_2$$



شكل (5.1) بنية $SbCl_5$

ج – رابع كلوريد الأنتموان $SbCl_4$

وهو متوسط بين الكلوريدين السابقين فلا يعرف في حالته الحرة.

3.1.4 – كبريتات الأنتموان

أ – ثنائي كبريتيد الأنتموان SbS_2

يحضر على هيئة راسب أصفر ضارب إلى الحمرة عند معاملة ثيـــو أنتمونات بأحد الأحماض وفق التفاعل التالي:

$$3K_3SbS_4 + 6HCl \longrightarrow 6KCl + 2SbS_2 + 2S_2 + H_2O$$

ينحل ثنائي كبريتيد الأنتموان بالحرارة إلى ثلاثي كبريتيد الأنتموان والكبريت وفق التفاعل التالي:

$$SbS_2 \longrightarrow Sb_2S_3 + S$$

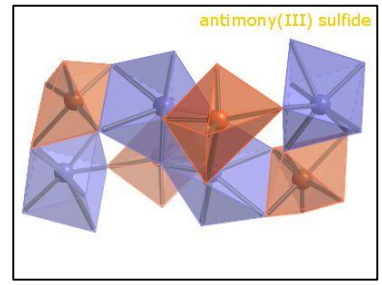
يذوب في الكبريتات القلوية مكونا خليطا من ثيو انتيمونيت وثايو أنتيمونات وفق التفاعل التالي:

$$Sb_2S_4 + 3Na2S \longrightarrow Na_3SbS_4 + Na_3SbS_3$$

ب – ثلاثي كبريتيد الأنتمكوان Sb_2S_3

يتميز بلونه الأســـود وبريقه الفلزي، ينصـــهر عند 550°م، يمكن تحضـــيره بتمرير غاز كبريتيد الهيدروجين في محلول ثالث كلوريد الأنتموان وهو يترســب في هذه الحالة على هيئة راســب برتقالي اللون، لكن يتحول إلى اللون الأســود عند تســخينه إلى 200°م، ويذوب ثلاثي كبريتيد الأنتموان في القلويات مكونا ثيو أنتمونيت والميثا أنتمونيت وفق التفاعلات التالية:

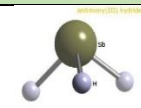
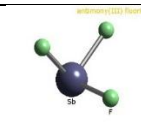
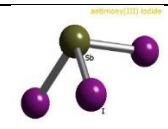
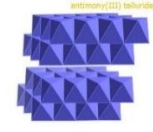
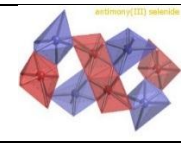
$$2Sb_2S_3 + 4KOH \longrightarrow 3KSbS_2 + 2H_2O + KSbO_2$$



شكل (6.1) بنية Sb_2S_3

يذوب في الكبريتات القلوية مكونا ثيو أنتمونات: $Sb_2S_3 + 3K_2S + S_2 \longrightarrow 2K_3SbS_4$

4 – مركبات أخرى

بنيته البلورية	اسم المركب
ثلاثي هدريد الأنتموان SbH_3	
ثلاثي فلوريد الأنتموان SbF_3	
ثلاثي يوديد الأنتموان SbI_3	
ثلاثي تيليريد الأنتموان $SbTe_3$	
ثلاثي سيلينيد الأنتموان $SbSe_3$	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

عند التسخين، يتفاعل الأنتموان مع الهواء ليعطي ثالث أكسيد الأنتموان مع انطلاق شعلة مزرقة وفق التفاعل التالي:

$$4Sb_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Sb_2O_{3(s)}$$

2.2.4 – تفاعله مع الماء

في درجة الحرارة المرتفعة يتفاعل الأنتموان مع الماء لتشـــكيل ثالث أكســـيد الأنتموان وفق التفاعل التالي:

$$2Sb_{(s)} + 3H_2O_{(g)} \longrightarrow Sb_2O_{3(s)} + 3H_{2(g)}$$

3.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل الأنتموان في الشـــروط النظامية مع الفلور، الكلور، البروم، اليود ليشـــكّل على التوالي: **ثالث كلوريد الأنتموان، ثالث فلوريد الأنتموان، ثالث بروميد الأنتموان، ثالث يوديد الأنتموان**، وفق التفاعلات التالية:

$$2Sb_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2SbF_{3(s)}$$ [أبيض]

$$2Sb_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2SbCl_{3(s)}$$ [أبيض]

$$2Sb_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2SbBr_{3(s)}$$ [أبيض]

$$2Sb_{(s)} + 3I_{2(g)} \longrightarrow 2SbI_{3(s)}$$ [أحمر]

4.2.4 – تفاعله مع الأحماض

الأنتموان ينحل في محاليل ســاخنة ومركزة من حمض الكبريتيك أو حمض النتريتيك لإعطاء محاليل بها شوارد Sb^{3+}.

5.2.4 – تفاعله مع الهيدروجين

يتكون مركب الإســتبين SbH_3 بتأثير الهيدروجين على ســطح الأنتموان، وهو راســب في درجات الحرارة العادية ولا لون له، ســـريع الإنحلال بتاثير الحرارة، يتحول إلى ســـائل بالتبريد، ويغلي عند 17°م، شديد السمية يحترق في الهواء مكونا سحب بيضاء من أكاسيد الأنتموان.

5 – مجال استخدام الأنتموان

لا بد أن كلا منا قد لمس بيده مركبات الأنتموان أكثر من مرة، فالســـطح الجانبي من علبة الثقاب مغطى بمزيج يحتوي إلى جانب الفوسفور الأحمر على كبريتيد الأنتموان وهو الذي يكسبه اللون البني الداكن.

أ. تستخدم بعض مركبات الأنتموان في زيادة صلابة الحديد والصلب، وفي صناعة أنصاف نواقل ممتازة، وأيضا في صناعة الأصبغة.سبائك الأنتموان والقصدير تستعمل في صناعة حروف الطباعة كي تكتســب مقاومة جيدة للتلف وهذا مهم جدا في الطباعة، لأن الأحرف تستعمل عشرات الآلاف من المرات.

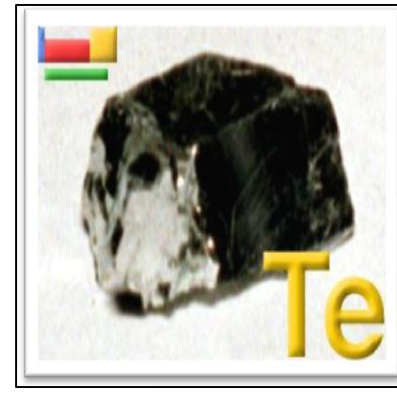
ب. سبائك الأنتموان والرصاص تدخل في صناعة الأجهزة والأدوات الكيميائية وإنتاج الأنابيب التي تنقل الأحماض القلوية وغيرها من الســوائل العدوانية، كما تصـــنع منها الأغلفة التي تلف الأسلاك الكهربائية وأسلاك البرق والهاتف.

ت. يضاف أكسيد الأنتموان إلى الأقمشة (ستائر المسارح والمؤسسات العامة وقماش الخيم) لجعلها تصمد أمام النيران.

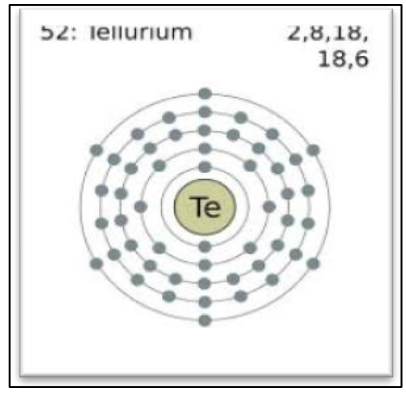
ث. تستخدم مركبات الأنتموان أيضا في حالات التهاب الرئة والتهاب الكبد، كما تفيد في مكافحة أمراض عديدة خاصة في المدن التي تكون فيها درجة الحرارة مرتفعة جدا.

2 – عنصر التلوريوم $^{128}_{52}Te$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر التلوريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	52
العدد الكتلي (A)	128
الوزن الذري الغرامي (g)	127,6
نصف القطر الذري (A°)	1,6
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	6,24
درجة الانصهار (C°)	5,449
درجة الغليان (C°)	8,989
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	869,0
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	2,2
الكهروسلبية	2,1
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	10^{-6}

1 – ما هو التلوريوم؟

التلوريوم فلز هش فضي أبيض يشبه القصدير، مرتبط كيميائيًا بالسلنيوم والكبريت، يستخدم أساسًا في صناعة السبائك ويستخدم كشبه موصل.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف عنصر التلوريوم عام 1782م الكيميائي النمساوي فرانز مولر فون رايخنشتاين (رومانيا). أصل الاسم مشتق من الكلمة اللاتينية tellus ومعناها الأرض.

ويمكن الحصول على عنصر التلوريوم النقي عادة كناتج ثانوي من تنقية النحاس. وغالبًا ما يوجد هذا العنصر في الطبيعة متحدًا مع فلزات كالنحاس والذهب والرصاص والزئبق والفضة.

3 – طرق استحصاله

يفصل التلوريوم من خامات البزموث وهي تلوريد البزموث Bi_2Te_3 بمعاملتها بكربونات الصوديوم لتحويله إلى تلوريد الصوديوم NaTe الذي ينفصل منه التلوريوم، عند تركه في الهواء على هيئة مسحوق رمادي اللون.

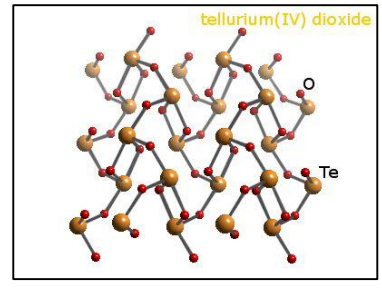
4 – الخواص الكيميائية للتلوريوم

رغم أن خواص التلوريوم الفيزيائية تشبه فلز الزنك فإن خواصه الكيميائية تشبه خواص اللافلزات مثل الزرنيخ.

1.4 – مركباته

1.1.4 – أكاسيده

عند أكسدة التلوريوم بحمض النتريك يتشكل لنا ثنائي أكسيد التلوريوم TeO_2، الذي يكون على هيئة بلورات لا لون لها وهو شحيح الذوبان في الماء ولا يكون معه محلولا حمضيا.



(شكل 1.2) بنية TeO_2

يمكن تحضـــير بعض الأحماض من هذا الأكســـيد مثل حمض التلوريوم ذو درجة الأكســـدة $H_2TeO_3(+4)$ بتخفيف محلول التلوريوم في حمض النتريك ويمكن أكســـدة هذا الحمض إلى حمض التلوريك H_2TeO_3 بواسطة برمنغنات البوتاسيوم.

$$TeO_2 \xrightarrow{H_2O} H_2TeO_2 \xrightarrow{KMnO_4} H_2TeO_4$$

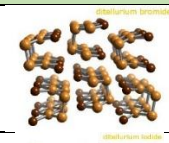
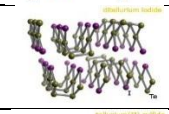
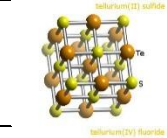
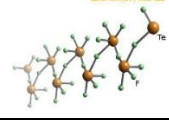
يمكن الحصـول على أملاح التلورات بصـهر التلوريوم مع كربونـــات الصـوديوم ونترات الصـوديوم والبوتاسيوم، وأيضا بأكسدة تلوريت البوتاسيوم مثلا بغاز الكلور.

$$K_2TeO_3 + Cl_2 + H_2O \longrightarrow K_2TeO_4 + 2HCl$$

عند احتراق التلوريك يتحول إلى ثالث أكســـيد التلوريوم TeO_3 الذي قد ينحل بعد ذلك إلى ثاني أكسيد التلوريوم والأكسجين.

$$H_2TeO_4 \longrightarrow TeO_3 \longrightarrow TeO_2 + 1l_2O_2$$

2.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
بروميد ثنائي تلوريوم Te_2Br	
يوديد ثنائي تلوريوم Te_2I	
كبريتيد التلوريوم TeS	
رباعي فلوريد التلوريوم TeF_4	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

يشتعل التلوريوم في الهواء مكونًا ثنائي أكسيد التلوريوم TeO_2 وفق التفاعل التالي:

$$Te_{(s)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow TeO_{2(s)}$$

ويتكون هذا الأكسيد أيضا بأكسدة التلوريوم بحمض النتريك على هيئة بلورات لا لون لها، وهو شحيح الذوبان في الماء ولا يكون معه محلولا حمضيا.

2.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

يتم الاتحاد بالهالوجينات مباشـــرة، فيكون مع الفلور رباعي وســـداســـي فلوريد التلوريوم TeF_4، TeF_6، وفق التفاعلات التالية:

$$Te_{8(s)} + 24F_{2(g)} \longrightarrow 8TeF_{6(l)} \text{ [برتقالي]}$$

$$Te_{8(s)} + 16F_{2(g)} \longrightarrow 8TeF_{4(s)}$$

ويكون مع الكلور، البروم واليود على التوالي رباعي كلوريد التلوريوم، رباعي بروميد التلوريوم ورباعي يوديد التلوريوم وفق التفاعلات التالية:

$$Te_{8(s)} + 16Cl_{2(g)} \longrightarrow 8TeCl_{4(s)}$$

$$Te_{8(s)} + 16Br_{2(g)} \longrightarrow 8TeBr_{4(s)} \text{ [أحمر]}$$

$$Te_{8(s)} + 16I_{2(g)} \longrightarrow 8TeI_{4(s)}$$

3.2.4 – تفاعله مع الهيدروجين

ينتج تلوريد الهيدروجين عند تفاعل حمض الهيدروكلوريك مع تلوريد المغنزيوم.

$$MgTe + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + TeH_2$$

وتلوريد الهيدروجين سائل عند درجة 0°م، ويتحول إلى مادة صلبة عند 40°م، وهو غاز في درجات الحرارة العادية ويتفكك في وجود الضوء أو في الهواء الرطب ويترسب منه التلوريوم.

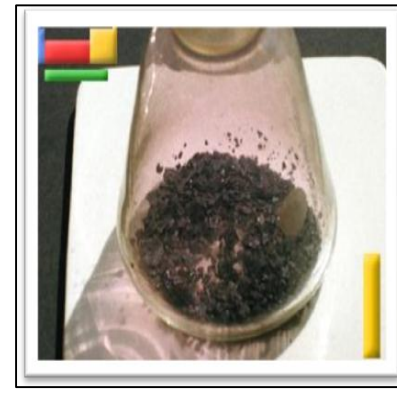
5 – مجال استخدام عنصر التلوريوم

ظل التلوريوم أمدا طويلا ليس له سوى تطبيقات محدودة، فهو يستعمل أساسا في تحسين خواص الكبلات المغلفة بالرصاص، فقليل من التلوريوم (أقل من 0%، 1) يكفي لزيادة مقاومة الرصاص فيزيائيا وكيميائيا.

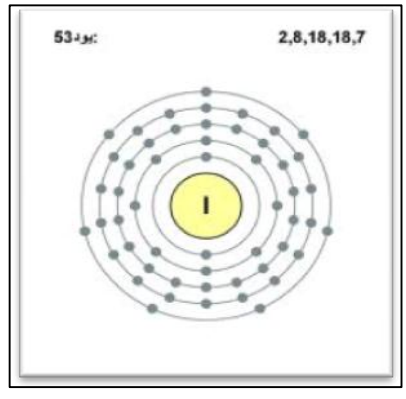
ثم أصبح هذا العنصر فجأة مهما لسبب خاص يعود إلى الدور الذي يريد الفيزيائيون أن يحملوه إياه، فلقد اكتشفوا أن بعض مركبات التلوريوم هي أنصاف نواقل ذات طبيعة خاصة يمكن استعمالها لكشف الإشعاع تحت الأحمر، وخاصة من أجل تحويل الحرارة مباشرة إلى كهرباء.

3 – عنصر اليـود $^{127}_{53}I$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر اليود

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	53
العدد الكتلي (A)	126
الوزن الذري الغرامي (g)	126,904
نصف القطر الذري (A°)	–
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	4,94
درجة الانصهار (C°)	935
درجة الغليان (C°)	3127
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	1,008
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	1,47
الكهروسلبية	2,66
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	0,015

1 – ما هو اليود؟

اليود فلز مبلور في درجة الحرارة العادية، سهل التسامي ويعطي عند تساميه غازا بنفسجيا، يذوب اليود في ثاني كبريتيد الكربون، وفي الكلوروفورم مكونا محاليل بنفسجية اللون.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف اليود عام 1811م من قبل العالم "كورتوا" عندما سخن مستخلصات الأعشاب البحرية من حمض الكبريتيك، ولاحظ ظهور أبخرة بنفسجية اللون تحولت عند تبريدها إلى مادة سوداء اللون أطلق عليها اسم اليود من الكلمة اليونانية "يودين" والتي تعني اللون البنفسجي.

يعتبر اليود من العناصر النادرة في الطبيعة حيث تبلغ نسبته في القشرة الأرضية 0، 3 غرام في الطن، يوجد في مياه البحر والطحالب البحرية كما يوجد مختلطا بالأملاح مثل: نترات الصوديوم الطبيعية على شكل يودات أو يوديد تشيلي.

ويوجد اليود في الأسماك ونذكر منها: التونة، الرنجة، السردين، السلمون، بلح البحر، الكركند، الأخطبوط والطحالب بالإضافة إلى الأعشاب البحرية مثل الأعشاب الحمراء.

كما يوجد في الفواكه مثل: الأناناس، المشمش، والخضروات مثل: الخس، الفاصوليا، اللفت والجرجير، ويوجد أيضا في حليب الأم، الجبن، الزبادي والبيض.

3 – طرق استحصاله

1.3 – من الأعشاب البحرية

يحتوي الرماد الناتج عن حرق الأعشاب البحرية على نحو 1% تقريبا من اليود، يوضع الرماد في الماء فتنفصل منه بلورات الأملاح مثل كبريتات البوتاسيوم وكلوريد البوتاسيوم، يعامل المحلول المركز بعد ذلك بحمض الكبريتيك ويقطر مع ثاني أكسيد المنغنيز وتستقبل أبخرة اليود المتصاعدة في مكثفات.

2.3 – من نترات شيلي

يوجد في المحاليل المركزة الناتجة من إذابة نترات شيلي (نترات الصوديوم) على هيئة يودات الصوديوم بنسبة تصل لنحو 0%، 03، يستخلص اليود عن طريق اختزاله بمركب كبريتيد الصوديوم وفق التفاعل التالي:

$$2NaIO_3 + 5NaHSO_3 \longrightarrow I_2 + 2Na_2SO_4 + 3NaHSO_4 + H_2O$$

وينقى اليود الناتج من العمليات السابقة بالتسامي مع إضافة قدر صغير جدا من يوديد الصوديوم للتخلص من الهالوجينات الأخرى إن وجدت، وعادة ما تتسامى مع أبخرة اليود المحضرة من الأعشاب

البحرية بلورات لا لون لها من سيانيد اليود ICN السامة التي تتصاعد قبل أبخرة اليود، ولذلك يجب التخلص منها.

4 – الخواص الكيميائية لليود

1.4 – مركباته

1.1.4 – أكاسيده

يشكل اليود مع الأكسجين عدة أكاسيد أهمها أكسيد اليود الخماسي I_2O_5 الذي يحضر بإزالة الماء من حمض اليود ذي درجة أكسدة (+5) بالتسخين في الدرجة 200°م وفق التفاعل التالي:

$$2HIO_3 \longrightarrow I_2O_5 + H_2O$$

I_2O_5 مادة صلبة بيضاء اللون وتتفكك إلى عناصرها ابتداء من درجة الحرارة 300°م ويتفاعل مع الماء مشكلا حمض اليود، ولذا يعتبر مؤكسدا قويا يتفاعل مع أكسيد الكربون وفق التفاعل التالي:

$$I_2O_5 + 5CO \longrightarrow 5CO_2 + I_2$$

2.1.4 – أحماضه الأكسجينية وأملاحه

أ – حمض اليود ذو درجة أكسدة (+1) *HIO*

لا يعرف هذا الحمض إلا في محاليله وهو حمض ضعيف ($K = 10^{-14}$)، إلا أن له خواص مؤكسدة قوية ويحضر بتفاعل اليود مع الماء.

$$I_2 + H_2O \longrightarrow HI + HIO$$

يمكن ترسيب الأيون I^- بترسيب أيون الزئبق وفق التفاعل التالي:

$$HgO + 2I_2 + H_2O \longrightarrow HgI_2 + 2HIO$$

ب – حمض اليود ذو درجة أكسدة (+5) HIO_3

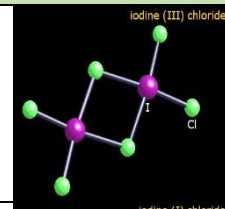
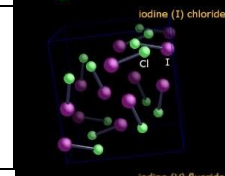
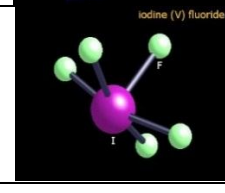
هذا الحمض جسم صلب بلوري أبيض اللون وسهل الانحلال في الماء (30 غرام في 100 غرام من الماء بالدرجة 16°م)، يتحول حمض اليود إلى الأكسيد I2O5 بالدرجة 230°م ولهذا يعتبر هذا الأكسيد بلا ماء الحمض HIO_3 وهو يتفكك بدرجة حرارة 275°م.

$$2HIO_3 \longrightarrow I_2O_5 + H_2O$$

إن حمض اليود (+5) حمض قوي له خواص مؤكسدة، ويحضر بأكسدة اليود بحمض النتروجين (+5) المركز والساخن أو بعامل مؤكسد قوي آخر كالأوزون أو الماء الأكسجيني.

$$2I_2 + 10HNO_3 \longrightarrow 6HI_3 + 10NO + 2H_2O$$

3.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
هكسا كلوريد اليود $[ICl_3]_2$	
كلوريد اليود ICl	
خماسي فلوريد اليود IF_5	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

لا يتفاعل اليود لا مع الأكسجين ولا مع الآزوت ولكنه يتفاعل مع الأوزون لتشكيل مركب غير مستقر من I_4O_9 والذي يكون بالشكل $I(IO_3)_3$.

2.2.4 – تفاعله مع الماء

يتفاعل اليود مع الماء لتكوين محاليل بها شوارد IO^- وفق التفاعل التالي:

$$I_{2(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OI^-_{(aq)} + 2H^+_{(aq)} + I^-_{(aq)}$$

3.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل اليود مع الفلور F_2 في درجة حرارة الغرفة، لتشـــكيل بنتافلوريد اليود، وفي درجة الحرارة 250°م يتفاعل معه لتشـــكيل هبتافلوريد اليود، وفي درجة حرارة –45°م يتفاعل معه كذلك لتكوين ثلاثي فلوريد اليود، وفق التفاعلات التالية:

$$I_{2(s)} + 5F_{2(g)} \longrightarrow 2IF_{5(l)}$$ [عديم اللون]

$$I_{2(g)} + 7F_{2(g)} \longrightarrow 2IF_{7(g)}$$ [عديم اللون]

$$I_{2(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2IF_{3(s)}$$ [أصفر]

كما يمكن لليود أن يتفاعل مع البور لتكوين مركب صـلب غير مسـتقر (انتر هالوجين) وفق التفاعل التالي:

$$I_{2(s)} + Br_{2(l)} \longrightarrow 2IBr_{(s)}$$

كما يتفاعل اليود مع الكلور في درجة الحرارة –80°م لتكوين I_2Cl_6 ، ويتفاعل معه أيضـا في وجود الماء لتكوين حمض اليود، وفق التفاعلات التالية:

$$I_{2(s)} + 3Cl_{2(l)} \longrightarrow I_2Cl_{6(s)}$$ [أصفر]

$$I_{2(s)} + 6H_2O_{(l)} + 5Cl_{2(g)} \longrightarrow 2HIO_{3(s)} + 10HCl_{(g)}$$

4.2.4 – تفاعله مع الأحماض

يتفاعل اليود مع الأحماض لتكوين حمض اليود الذي يتبلور بالتبريد، وفق التفاعل التالي:

$$3I_{2(s)} + 10HNO_{3(aq)} \longrightarrow 6HIO_{3(s)} + 10NO_{(g)} + 2H_2O_{(l)}$$

5.2.4 – تفاعله مع القواعد

يتفاعل اليود مع القواعد الساخنة وفق التفاعل التالي:

$$3I_{2(g)} + 6OH^-_{(aq)} \longrightarrow IO^-_{3(aq)} + 5I^-_{(aq)} + 3H_2O$$

6.2.4 – تفاعله مع الهيدروجين

يتحد اليود مباشرة مع الهيدروجين، وذلك بخلط أبخرته مع غـاز الهيدروجين وتمرير الخليط في أنبوبة ساخنة، ولا يسري هذا التفاعل إلى نهايته، لكنه يصل إلى حالة اتزان تختلف باختلاف درجات الحرارة التي يجري عندها التفاعل.

$$H_2 + I_2 \longrightarrow 2HI + 2.6400\,\text{Calories}$$

كما يحضر يوديد الهيدروجين باختزال اليود بكبريتيد الهيدروجين.

$$10I_2 + H_2S \longrightarrow 2HI + S$$

أو باختزال اليود بواسطة الفوسفور الأحمر بوجود الماء مع التسخين.

$$10I_2 + P_4 + 10H_2O \longrightarrow 20HI + 4H_3PO_4$$

إن يوديد الهيدروجين لا لون له، يتحول إلى سائل كثيف تصل إلى 2، 2غ/سم3، وعند تبريده إلى –36°م يتحول إلى مادة صلبة، يذوب في الماء مكونا حمض الهيدروكلوريك.

7.2.4 – تفاعله مع الفلزات

يتحد اليود مع الفلزات مباشـــرة نذكر منها الزئبق ليكون يود الزئبق Hg_2I_2 على هيئة قشـــور خضراء على سطح الزئبق وفق التفاعل التالي:

$$2Hg + I_2 \longrightarrow Hg_2I_2$$

وفي وجود زيادة من اليود يتكون يود الزئبق ذو درجة أكسدة (+2) وهو أحمر اللون.

8.2.4 – تفاعله مع اللافلزات

يمكن لليود أن يعطي مركبات أحادية التكافؤ باتحاده مباشـــرة مع كل من الكلور، البروم، الفلور والفوسفات.

5 – مجال استخدام اليود

أ. يلعب اليود دورا أساسيا في جسم الإنسان فهو يسهم في آلية أكسدة الخلايا على مستوى الكبد في إنتاج الكريات الحمراء.

ب. ينظم عملية النمو ووظيفة الأعصـــاب والعضـــلات وعملية تحويل الطاقة وتســريع عملية الاستقلاب.

ت. يساعد على حرق الدهون الزائدة.

ث. اليود عنصر بيولوجي فهو ضروري للغدة الدرقية التي يتعلق بها نمو الإنسان.

ج. يعتبر اليود معقمًا قويًا، وهذا ما يفسـر اسـتعماله طبيا بدرجة أسـاسـية مثل صـبغة اليود المشـهورة التي تعقم الجروح، وقد أشـير قديما إلى اسـتخدام اليود في مداواة السـل، كما أن يود الرصـاص مقاوم للأورام بالإضـافة إلى هذا فقد أصـبح لليود تطبيقات جديدة فالسـيارات تجهز بمصـابيح ذات بخار اليود، والتي تعطي نورا ساطعا يمكن من تمييز الحواجز تمييزا جيدا، ويستعمل يود الفضة منذ زمن طويل في التصوير.

6 – تأثير اليود على صحة الإنسان

أ. إن نقص اليود في جسم الإنسان يؤدي إلى:

- تضـــخم الغدة الدرقية ومن أعراضـــها: التعب، الإحباط، فقدان الذاكرة، الضـــعف، زيادة الوزن، الإمساك، العصبية، وسقوط الشعر وجفاف الجلد.
- التخلف العقلي نتيجة النمو العصبي غير الكاف (عند الأطفال)، موت الجنين أو تشوهات خلقية فيه عند الولادة، وهناك ارتباط وثيق بين نقص اليود وسرطان الثدي.

ب. إفراط في تناول اليود يؤدي إلى:

- إرهاق الغدة الدرقية، طفح جلدي، تقرحات بالفم، تورم الغدة اللعابية والإسهال والقيء.

4 – عنصر الكزينون $^{131}_{54}Xe$

المظهر

التوزيع الإلكتروني

خواص عامة لعنصر الكزينون

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	54
العدد الكتلي (A)	131
الوزن الذري الغرامي (g)	131,3
نصف القطر الذري (A°)	–
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	3,06
درجة الانصهار (C°)	111,9
درجة الغليان (C°)	108,0
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	1,17
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	0,79
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	–

1 – ما هو الكزينون؟

الكزينون غاز من غازات الهواء النادرة جدا، ليس له نشاط كيميائي كبير.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم اكتشـــاف الكزينون في انجلترا من قبل "**وليام رامســـي**" و "**موريس ســـترافرس**" في 12 جويلية 1839م في البقايا المتبخرة لعناصر سائل جوي.

اقترح رامسي اسم الكزينون من الكلمة اليونانية (**Xenes**) التي تعني غريبًا، يوجد في الغلاف الجوي للأرض بكميات قليلة جدا بنســبة تقارب جزءًا واحدًا بالمليون حجما، كما يوجد في جو المريخ بحدود 0,08 جزء بالمليون، وفي الغازات المنبعثة من بعض الينابيع المعدنية.

3 – طرق استحصاله

يحصل على الكزينون من تسييل وتجزئة الهواء تحت ضغط عال، وهذا لا يجرى عادة في المختبرات، أما الكزينون التجاري المتوفر يجهز في أسطوانات ذات ضغط عال حيث يحصل عليه كناتج مزدوج من تقسيم الهواء إلى أكسجين ونتروجين ويجرى ذلك بالتقطير الجزئي، الأكسجين السائل المحصل عليه يحتوي على كميات قليلة من الكريبتون والكزينون، بواســطة خطوات إضـــافية للتقطير الجزئي نحصل على مزيج نقي من الغازين يمكن عزلهما والحصول على الكزينون.

4 – الخواص الكيميائية للكزينون

بينت الدراسات أن الكزينون قادر على تشكيل مركبات تتراوح درجة الأكسدة فيها بين (2+) و (8+).

1.4 – أكاسيده

يعرف للكزينون أكســيدان XeO_3, XeO_4 ، ينتج الأول بفعل تأثير الماء في XeF_4 و XeF_6 ثم يفصـــل XeO_3 بتبخير المحلول، أما الثاني من إضـــافة حمض الكبريت المركز إلى الملح Ba_2XeO_6.

$$Ba_2XeO_6 + 2H_2SO_4 \longrightarrow XeO_4 + 2BaSO_4 + 2H_2O$$

XeO_3 : جســم صــلب أبيض لا يتبخر بســهولة، شــديد الانفجار، ويمكن اختزاله بالأيون I^- في وسط حمضي حسب المعادلة:

$$Xe + 9H_2O + 3I_3^- \rightleftarrows XeO_3 + 6H_3O^+ + 9I^-$$

يتفاعل XeO_3 مع القواعد مشكلا الأيون $HXeO_4^-$ حسب المعادلة:

$$XeO_3 + OH^- \rightleftarrows HXeO_4^-$$

أما XeO_4 فهو جسم صلب أصفر اللون بدرجات الحرارة المنخفضة، وهو غاز منفجرفي الشروط العادية.

يتفاعل الكزينون مع ثنائي فلوريد الأكسجين OF_2 في درجة حرارة منخفضة مشكلا XeF_2 ، كما ينتج هذا المركب من تفاعل XeF_4 مع الماء بدرجة حرارة منخفضة.

2.4 – هالوجينات الكزينون

يتفاعل الكزينون مباشرة مع الفلور مشكلا حسب شروط التجربة المركبات: $XeF_2,\ XeF_4,\ XeF_6$.

1.2.4 – ثنائي فلوريد الكزينون XeF_2

ينتج من إمرار مزيج تكون النسبة ($Xe/F = 1/4$) في أنبوب من النيكل بدرجة حرارة 400°م، ويشكل XeF_2 مع خماسي فلوريد الأنتموان SbF_5 مركبات من نوع $XeF_2 \cdot nSbF_5$ حيث n تساوي: 0,5، 1، 2، 3، 4، 5، 6.

2.2.4 – رباعي فلوريد الكزينون XeF_4

يحضر هذا المركب بتسخين مزيج مكون من حجم واحد من الكزينون وخمسة أحجام من الفلور ($Xe/F = 1/5$) في أنبوب من النيكل في الدرجة 400°م أيضا ولكن تحت ضغط 13 جو.

إن رباعي فلوريد الكزينون مؤكسد قوي كما يتضح في التفاعلات التالية التي يتحرر منها الكزينون:

$$XeF_4 + 4KI \longrightarrow Xe + 2I_2 + 4KF$$

$$XeF_4 + Pt \longrightarrow Xe + PtF_4$$

$$XeF_4 + 2SF_2 \longrightarrow Xe + 3SF_6$$

يشـكل XeF_4 بانحلاله في خماسـي فلوريد الأنتموان SbF_5 مركبات من نوع $XeF_4 \cdot nSbF_5$ و $XeOF_4 \cdot nSbF_5$.

3.2.4 – سداسي فلوريد الكزينون XeF_6

ينتج من تفاعل الكزينون مع كمية زائدة من الفلور تحـت ضغـط 200 جو في درجة حرارة حوالي 400°م.

يتفاعل هذا المركب مع الماء مشكلا أحد المركبين التاليين $XeOF_4$ أو XeO_3 حسب كمية الماء المتفاعلة:

$$XeF_6 + H_2O \longrightarrow XeOF_4 + 2HF$$

$$XeF_6 + 3H_2O \longrightarrow XeO_3 + 6HF$$

يتفاعل XeF_6 مع أملاح فلوريدات المعادن الأساسية عدا LiF وفق التفاعل التالي:

$$MF + XeF_6 \longrightarrow MXeF_7$$

كما يتفاعل XeF_6 مع أوكسيد السيليكون حسب المعادلة التالية:

$$2XeF_6 + SiO_2 \longrightarrow 2XeOF_4 + SiF_4$$

يلعب XeF_6 دور العامل المانح للقلوية في عدة تفاعلات مثل:

$$XeF_6 + PtF_5 \longrightarrow XeF_5^+ + PtF_6^-$$

إن تفاعلات الفلور مع الكزينون في الحالات السابقة جميعها ناشرة للحرارة.

5 – مجال استعمال عناصر الكزينون

رغم أن الكزينون نادر وباهض الثمن لصـعوبة اسـتخلاصـه من الغلاف الجوي للأرض فإنّ له عدة استخدامات منها:

أ. التصوير: إذ يمكن استخدام انبعاثات (غاما) من ^{133}Xe لتصوير القلب الرئتين والدماغ، ويسـتعمل النظير ^{129}Xe لتصـوير المسـاحات الفارغة مثل: صـورة تجاويف في الحويصلات الهوائية في الرئتين.

ب. التخذير: استعمل الكزينون كمخذر عام على الرغم من أنه مكلف.

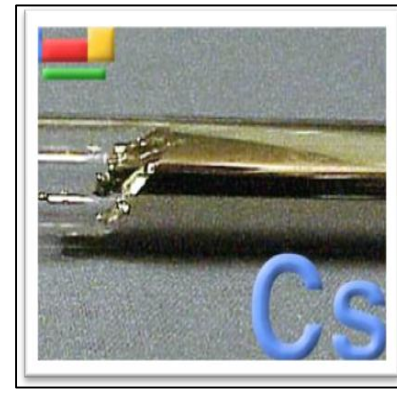
ت. صـــناعة المصـــابيح: يســـتعمل الكزينون في ملء زجاجات المصـــابيح الكهربائية ذات الاستخدام الخاص، حيث تعطي إضاءة قوية تقارب في سطوحها ضوء الشمس، يستعمل أيضا في صناعة فلاش كميرات أجهزة التصوير المتطورة.

6 – تأثير الكزينون في جسم الإنسان

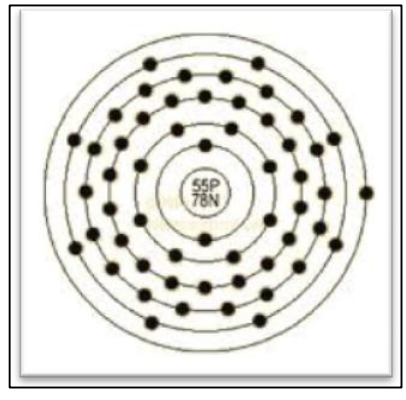
العديد من المركبات المحتوية على الأكســجين والكزينون تعتبر ســامة وذلك بســبب خصــائص قوة أكسدتها ومتفجرة بسبب ميلها لكسر الروابط في الكزينون.

5 – عنصر السيزيوم $^{133}_{55}Cs$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر السيزيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	55
العدد الكتلي (A)	132
الوزن الذري الغرامي (g)	132,34
نصف القطر الذري (A°)	2,67
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	1,9
درجة الانصهار (C°)	113,7
درجة الغليان (C°)	183
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,376
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	0,79
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	10^{-15}

1 – ما هو السيزيوم؟

السـيزيوم فلز أبيض ناعم فضـي اللون، لين كالشـمع وخفيف كالمغنزيوم، يتحول بسـهولة إلى الحالة السائلة لأن درجة انصهاره صغيرة، وتكفي حرارة اليد أن تذيبه ونرجو من القارئ ألا يحاول التأكد من ذلك، لأن السيزيوم ذو طبع شرس وقد يسبب عواقب وخيمة، ونظرا لطبيعته المميزة فهو يحفظ بخلطه مع فلزات أخرى فخلائطه ليسـت مشـاغبة مثله، ويمكن حفظها بسـلام لفترة طويلة ويتم فصـله منها بالتقطير تحت الفراغ.

السـيزيوم النقي فلز نشـيط جدا فهو يلتهب فورا في الهواء وإذا اجتمع مع الكبريت أو الفوسـفور فإنه يتمرد ويثور بالغا حد الانفجار، كما أن معاشـرة السـيزيوم للماء لا تخلو من الخلافات الحادة والعنيفة التي تؤدي إلى انفجارات وحرائق.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـف السـيزيوم من قبل العالم "روبرت بنزن" عام 1860م، اشـتق اسـمه من الكلمة اللاتينية (*Caesium*) بمعنى الأزرق الرمادي.

يتم الحصـول على الجزء الأكبر منه من كلوريد السـيزيوم بعمليـة كيميائية، يتأين السـيزيوم عندما يسخن أو يعرض للضوء، تتوزع أملاح السيزيوم المذابة مثل كربونات السيزيوم وكلوريد السيزيوم على نطاق واسع وبتركيز منخفض في المحاليل والمياه المعدنية ويوجد أيضا في الشمندر السكري وحبوب القهوة وأوراق الشاي.

3 – طرق استحصاله

يحضر من التفكك الحراري لـ CsN_3 في 500°م، أو التفكك الحراري لـ *CsH* في 300°م.

4 – الخواص الكيميائية للسيزيوم

1.4 – مركباته

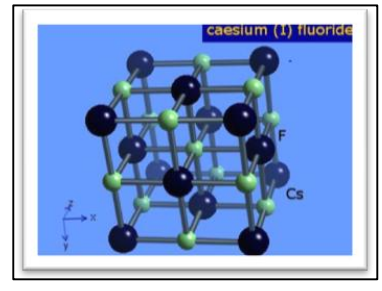
1.1.4 – هيدروكسيداته

للسيزيوم هيدروكسيد صيغته *CsOH* يكون على شكل بلورات بيضاء تميل إلى الصفرة، ينحل بشكل جيد في الماء كما ينحل في الإيثانول، تمتاز محاليله بصـفة أسـاسـية قوية، وهو مركب شـره جدا للاستقطاب بحيث يوجد غالبا في المختبرات الكيميائية على شكل أحادي هيدرات.

2.1.4 – هاليداته

أ – فلوريد السيزيوم *CsF*

هو مركب كيميائي صيغته *CsF* يكون على شكل بلورات بيضاء اللون. وهو مركب سام، لذا يجب التعامل معه بحيطة وحذر، ونظرا لوجود فرق كبير في الكهروسلبية بين الفلور والسيزيوم فإن مركب فلوريد السيزيوم يعد من أكثر المركبات الكيميائية التي تتميز الصفة الأيونية فيها، وكما في الفلوريدات الأخرى فهو يتميز بصفة أساسية ضعيفة وذلك لضعف *HF*.



الشكل (1.5) بنية *CsF*

أ.1 – تحضيره

يحضر من أثر حمض الهيدروفوريك على هيدروكسيد أو كربونات السيزيوم، تتبعها عملية تجفيف للتخلص من الماء.

أ.2 – تفاعلاته

يتميز فلوريد السيزيوم بتفاعلاته التي تمنح الفلوريد بشكل سهل، مثلا: تفاعله مع كلوريد الكالسيوم وفق التفاعل التالي:

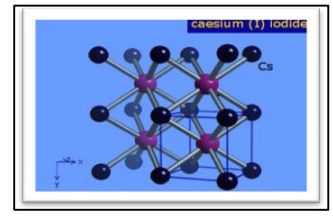
$$2CsF_{(aq)} + CaCl_{2(aq)} \longrightarrow 2CsCl_{(aq)} + CaF_{2(s)}$$

أ.3 – استخداماته

يستخدم فلوريد السيزيوم في إزالة السيليسيوم من المركبات العضوية، وذلك نظرا لقوة الرابطة ($F - S_i$)، فيستعمل مع رباعي هيدرو فوران *THF* وثنائي ميثيل فورماميد *DMF* ليهاجم مركبات السيليسيوم العضوية.

ب – يوديد السيزيوم CsI

مركب كيميائي صيغته *CsI*، يكون على شكل بلورات عديمة اللون، تتسيل عند تماسها مع الهواء، له انحلالية جيدة في الماء (حوالي 40 غ لكل 100 مل من الماء) وينحل في الإيثانول.



شكل (2.5) بنية *CsI*

يحضر يوديد السيزيوم من تفاعل يوديد الهيدروجين مع هيدروكسيد السيزيوم وفق التفاعل التالي:

$$CsOH + HI \longrightarrow CsI + H_2O$$

3.1.4 – كربونات السيزيوم $Cs_2\ CO_3$

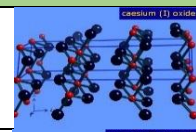
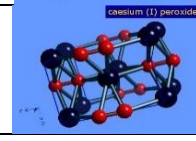
مركب كيميائي صيغته $Cs_2\ CO_3$، يكون على شكل بلورات بيضاء اللون، ينحل بشكل كبير جيد في الماء، كما أن بلوراته تتسيل عند تماسها مع الهواء الرطب، تكون للمحاليل المائية مع كربونات السيزيوم صفة أساسية وذلك بشكل مشابه لكربونات الفلزات الأساسية، تنحل كربونات السيزيوم في المحلات العضوية مثل: ثنائي إيثيل الإيثير والإيثانول.

يحضر من مزيج معدني، بولوسيت (Pollocit) وسبودومين (Spodomene) اللذان يسخنان بوجود هيدروكسيد الكالسيوم إلى درجة حرارة 220°م، ثم بإجراء عملية ترشيح من سيليكات الكالسيوم غير المنحلة، ثم يجرى ترسيب للأملاح الأخرى الموجودة على شكل محلول أساسي.

تجرى عملية تعديل للمحلول باستخدام حمض الكبريتيك، فنحصل على شب الأمونيوم والسيزيوم، وبإجراء عملية اعادة بلورة نحصل على شكل أنقى من الشب بعد ذلك نحصل على كربونات السيزيوم بشكل نقي بتمرير غاز ثاني أكسيد الكربون على محلول الشب النقي.

4.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
كلوريد السيزيوم *CsCl*	
هيدريد السيزيوم *CsH*	
ثنائي أكسيد السيزيوم CsO_2	

اسم المركب	بنيته البلورية
أحادي أكسيد ثنائي السيزيوم Cs_2O	
فوق أكسيد ثنائي السيزيوم Cs_2O_2	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

السيزيوم لين جدا وينكسر بسهولة، يتميز بسطح لامع وبراق إلا أنه يتشوه بسهولة بسبب الرطوبة وأكسجين الهواء فيتشكل ثاني أكسيد السيزيوم وفق التفاعل التالي:

$$Cs_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CsO_{2(s)}$$

2.2.4 – تفاعله مع الماء

السيزيوم يتفاعل مع الماء بشكل عنيف وسريع بحيث إذا تم التفاعل في وعاء زجاجي فإن هذا الوعاء سيتحطم، ويرافقه تحرير غاز الهيدروجين وفق التفاعل التالي:

$$2Cs_{(s)} + 2H_2O \longrightarrow 2CsOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

3.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

السيزيوم معدن يتفاعل بقوة مع الهالوجينات لتشكيل هاليدات السيزيوم فهو يتفاعل مع الفلور، الكلور، البروم واليود ليشكل على التوالي فلوريد السيزيوم، كلوريد السيزيوم، بروميد السيزيوم ويوديد السيزيوم وفق التفاعلات التالية:

$$2Cs_{(s)} + F_{2(g)} \longrightarrow CsF_{(s)}$$

$$2Cs_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow CsCl_{(s)}$$

$$2Cs_{(s)} + Br_{2(g)} \longrightarrow CsBr_{(s)}$$

$$2Cs_{(s)} + I_{2(g)} \longrightarrow CsI_{(s)}$$

4.2.4 – تفاعله مع الأحماض

يذوب معدن السيزيوم بسهولة في حمض الكبريتيك المخفف وفق التفاعل التالي:

$$2Cs_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2Cs^{+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

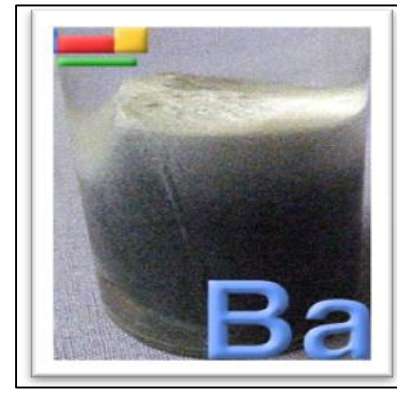
5 – مجال استخدام السيزيوم

أ. تعد مركبات السيزيوم من أهم المركبات في مجال الكيمياء العضوية، فمثلا تستخدم كربونات السيزيوم في الكيمياء العضوية من أجل توفير وسط أساسي للتفاعلات العضوية نتيجة انحلاله الجيد بالمحلات العضوية إذ يستخدم في تفاعلات الأسترة، وفي تشكيل الحلقات الضخمة.

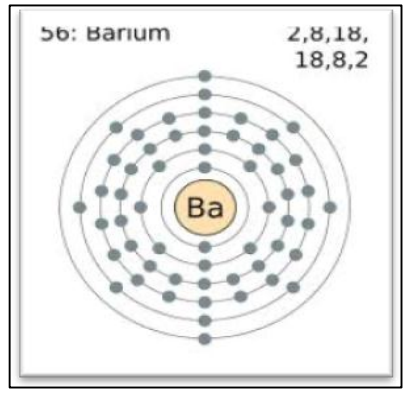
ب. يستخدم يوديد السيزيوم في تصنيع مواشير مطيافية الأشعة تحت الحمراء، ويستخدم هيدروكسيد السيزيوم في المختبرات الكيميائية أحيانا كأساس لتفاعلات معينة مثل: التفاعل الحفزي لتشكيل مشتقات ألكانية من الألدهيدات والكيتونات.

6 – عنصر الباريوم $^{137}_{56}Ba$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الباريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	56
العدد الكتلي (A)	137
الوزن الذري الغرامي (g)	137,34
نصف القطر الذري (A°)	2,22
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	3,5
درجة الانصهار (C°)	714
درجة الغليان (C°)	1640
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,503
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	0,89
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	0,016

1 – ما هو الباريوم؟

الباريوم فلز أبيض اللون، نشط جدا من الناحية الكيميائية، يشتعل بمجرد تسخينه تسخينا خفيفا أو تعرضه لصدمة بسيطة من الأكسجين، فالسطح اللماع للباريوم المحضر لتوه يتغطى بسرعة بطبقة من أكسيده لدى تعرضه للهواء والماء لهذا يحفظ كغيره من الفلزات ذات الطبع الحاد، تحت طبقة الكيروزين.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "**دافي**" في بريطانيا سنة 1808م، من اليونانية (*Barus*) بمعنى ثقيل وهذا راجع لكثافته العالية مقارنة بعناصر مجموعته.

يدخل في تركيب القشرة الأرضية بنسبة 0,04% ويعثر عليه في الغالب بحالة كبريتات تسمى أحيانا الاسبات الثقيل، وهو من حيث الوفرة في الطبيعة العنصر السابع عشر.

3 – طرق استحصاله

يحضر الباريوم من اختزال أكسيده بواسطة الألمنيوم.

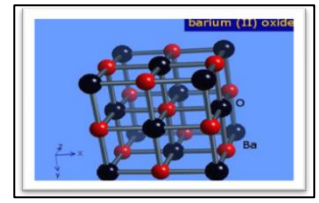
4 – الخواص الكيميائية للباريوم

1.4 – مركباته

1.1.4 – أكسيد الباريوم *BaO*

مركب كيميائي يكون على شكل بلورات بيضاء اللون مسامية لكنها كثيفة.

يحضر أكسيد الباريوم بالتفكك الحراري لكربونات الباريوم، تجرى عملية التحضير صناعيا وفي درجات حرارة عالية 1450°م، ولتخفيض درجة الحرارة اللازمة للتفكك تتم إضافة مسحوق هباب الفحم إلى جملة التفاعل، مما يساعد في عملية تفكك الكربونات وذلك بسبب سحب الغاز الناتج من التفاعل وهو غاز ثنائي أكسيد الكربون، فينزاح ثابت توازن التفاعل نحو الاتجاه المباشر، بإضافة الكربون يتفاعل غاز ثاني أكسيد الكربون معه مشكلا غاز أول أكسيد الكربون، وبالتالي يكفي الوصول إلى 1100°م لحدوث التفكك والحصول على الناتج.



شكل (1.6) بنية *BaO*

$$C + CO_2 \longrightarrow 2CO$$

$$BaCO_3 \longrightarrow BaO$$

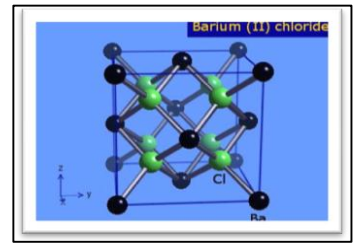
من خواص أكسيد الباريوم أنه يتفاعل مع الماء بشكل عنيف مشكلا هيدروكسيد الباريوم ينحل في كل من الميثانول الإيثانول بشكل جيد.

الجدول التالي يبين الخواص الفيزيائية لأكسيد الباريوم في الشروط النظامية:

الصيغة الكيميائية	*BaO*
الكتلة المولية (g/mol)	153,33
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	5,89
درجة الإنصهار (C°)	1923
درجة الغليان (C°)	~ 2000

2.1.4 – كلوريد الباريوم $BaCl_2$

يعد كلوريد الباريوم من أكثر الأملاح أهمية، وهو سـامٌ، يحضـر من تأثير حمض كلور الماء على محلول من مركب كبريتيد الباريوم، وذلك حسـب القاعدة الكيميائية المعروفة أن الحمض القوي يطرد الحمض الضعيف من أملاحه وفق التفاعل التالي: $BaS + 2HCl \longrightarrow BaCl_2 + H_2S$



شكل (2.6) بنية $BaCl_2$

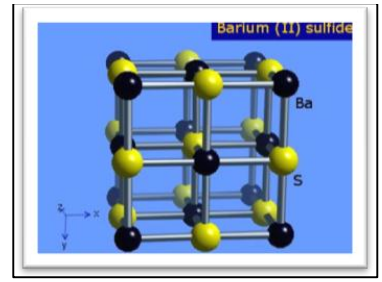
وفي حالة وجود شـاردة الكبريتات في المحلول يتشـكل راسـب أبيض من كبريتات الباريوم صـعب الانحلال.

$$SO_4^{2-}{}_{(aq)} + Ba^{2+}_{(aq)} \longrightarrow BaSO_{4(s)}$$

ينحل مركب كلوريد الباريوم بشكل جيـد في المـاء، وبالتسخيـن فوق 25°م يستغني عن جزيئة واحدة من الماء ليصبـح أحـادي هيـدرات، وبمتابعة التسخين إلى فوق 100°م نحصل على الشكل اللامائي لمركب كلوريد الباريوم.

3.1.4 – كبريتات الباريوم $BaSO_2$

مركب كيميائي على شـكل مسـحوق بلوري أبيض يوجد بشـكل واسـع في الطبيعة على شـكل فلز الباريت، الذي يمثل المصدر الرئيسي للباريوم ومركباته.



شكل (3.6) بنية $BaSO_2$

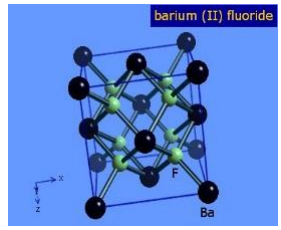
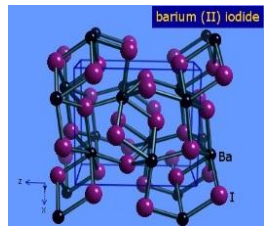
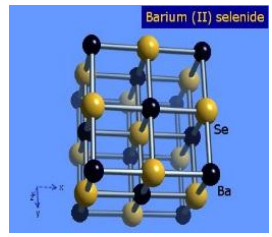
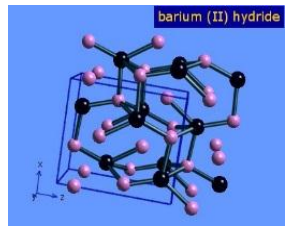
يحضـر من تفاعل كلوريد الباريوم مع كبريتات الصـوديوم، حيث يترسـب مركب كبريتات الباريوم في المحلول على شكل راسب أبيض ناعم.

$$BaCl + Na_2SO_4 \longrightarrow 2NaCl + BaSO_4$$

تتميز كبريتات الباريوم بصـــــعوبة الانحلال في الماء بشـــكل كبير وثباته الكيميائي، ونظرا لميزته يستخدم كخضاب أبيض مع مركب كبريتيد الزنك، حيث يطلق على اسم مزيجها اسم (ليتوبون) الذي يحصل عليه من مزج محاليل من كبريتات الباريوم مع كبريتات الزنك وفق التفاعل التالي:

$$ZnS + BaSO_4 \longrightarrow BaS + ZnSO$$

4.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثنائي فلوريد الباريوم BaF_2	
ثنائي إيوديد الباريوم BaI_2	
سلينيد الباريوم $BaSe$	
ديهيدريد الباريوم BaH_2	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

يتفاعل معدن الباريوم مع الأكسجين والآزوت الموجودان في الهواء، وفق التفاعلات التالية:

$$2Ba_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2BaO_{(s)}$$

$$Ba_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow BaO_{2(s)}$$

$$3Ba_{(s)} + N_{2(g)} \longrightarrow Ba_2N_{2(s)}$$

2.2.4 – تفاعله مع الماء

يتفاعل الباريوم بسهولة مع الماء ليعطي هيدروكسيده وفق التفاعل التالي:

$$Ba_{(s)} + 2H_2O_{(g)} \longrightarrow Ba(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

3.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل الباريوم مع الهالوجينات لتشكيل هيدريداته وفق التفاعلات التالية:

$$Ba_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow BaCl_{2(s)}$$

$$Ba_{(s)} + Br_{2(g)} \longrightarrow BaBr_{2(s)}$$

$$Ba_{(s)} + I_{2(g)} \longrightarrow BaI_{2(s)}$$

5 – مجال استخدام الباريوم

أ. يستخدم الباريوم بكميات قليلة في تعدين الرصاص والنحاس بغية تنقيتهما من الكبريت والغازات.

ب. تستخدم سبائك الباريوم مع النيكل في صنع الكترودات شمع الاشتعال في المحركات وبعض القطع في مصابيح الأجهزة الالكترونية.

ت. تكمن فائدة الباريوم في عدم انحلال أملاحه التي تستعمل في المجال الطبي، إذ أنه إذا أراد أحد الأطباء الحصول على صورة إشعاعية لأحد أعضاء الجسم مثلا: المعدة يعطي للمريض كمية من كبريتات الباريوم فيظهر جهازه الهضمي في الصورة بلون قاتم مع جميع تفاصيله فوق خلفية مضيئة.

ث. يستعمل الباريوم كذلك في صناعة الأصبغة والأصناف الغالية من الورق، خاصة الأوراق النقدية وأوراق الأسهم والسندات، حيث تلعب كبريتات الباريوم دور مادة حشو وتثقيل تجعل الورق أكثر تراصا وبياضا.

ج. يســـتخدم كلوريد الباريوم لتحضـــير مركب كبريتات الباريوم، أما في الكيمياء التحليلية فيستخدم للكشف عن شاردة الكبريت، حيث يحضر محلول 0,5 مول منه (12,2 غ من كلوريد الباريوم في 100 مل من الماء) وتضـــاف قطرات قليلة منه إلى المحلول المراد الكشف عن الكبريتات فيه والذي يكون محمضا.

7 – عنصر اللانثانيوم $^{139}_{57}La$

المظهر

التوزيع الإلكتروني

خواص عامة لعنصر اللانثانيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	57
العدد الكتلي (A)	139
الوزن الذري الغرامي (g)	138,91
نصف القطر الذري (A°)	1,87
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	6,17
درجة الانصهار (C°)	–
درجة الغليان (C°)	–
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	–
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,1
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	10^{-6}

1 – ما هو اللانثانيوم؟

يعد اللانثانيوم من الفلزات النادرة، ذو لون أبيض فضي لين، ويوجد اللانثانيوم في الطبيعة على شكل نظيرين مستقرين ويمثل اللانثانيوم (–139) نسبة 99,91% في الطبيعة، أما اللانثانيوم (–138) يمثل النسبة المتبقية أي ما يقارب 0,089%.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف سنة 1839م من قبل "**موساندر**" في السويد، واشتق اسمه من كلمة يونانية (Lanthanao) بمعنى مخبأ، ويوجد مبعثرًا في الطبيعة خاصة على شكل أكاسيد ومترافق مع عناصر أخرى من مجموعته، ويعد المونازيت والستايزيت أهم خامات اللانثانيوم، وتبلغ وفرته في القشرة الأرضية 35 جزءًا من المليون.

3 – طرق استحصاله

بالرغم من ارتفاع نسبة وفرة اللانثانيوم مقارنة بالعناصر الأخرى كاليود والزرنيخ، الأنتموان والكاديميوم لم يتلقّ اللانثانيوم تطبيقات علمية واسعة، ويرجع ذلك خاصة إلى صعوبة فصله عن مجموعة اللانثانيدات والحصول عليه نقيًّا، وإلى تعقيد الطرق المتبعة لاستحصاله، ويتم الحصول عليه كيميائيا من الهاليدات باختزال ثلاثي الفلوريد (LaF_3) بواسطة معدن الكاليسيوم.

ويمكن إنتاجه أيضا في المفاعلات النووية بواسطة انشطار اليورانيوم أو الثوريوم أو البلوتونيوم.

4 – الخواص الكيميائية للانثانيوم

1.4 – أوكسيد اللانثانيوم الثلاثي (La_2O_3)

$$4La + 3O_2 \longrightarrow 2La_2O_3$$

La_2O_3 : يكون على شكل مسحوق مقاوم للحرارة وعديم الذوبان في الماء لكنه ينحل في الأحماض مشكلا الكاتيون La^{3+} .

2.4 – هاليدات اللانثانيوم

1.2.4 – ثلاثي كلوريد اللانثانيوم

مركب بلوري أبيض ينتج من تفاعل اللانثانيوم مع الكلور وفق التفاعل التالي:

$$2La + 3Cl_2 \longrightarrow 2LaCl_3$$

4 – فلوريد اللانثانيوم

يعتبر LaF أهم مركب هالوجيني، ويحضـــرعلى شـــكل راســـب بإضـــافة HF أو F^- إلى محاليل La^{3+} ويستخدم عمليا هذا التفاعل كطريقة للكشف عن شوارد اللانثانيوم.

3.4 – هيدروكسيد اللانثانيوم

يتفاعل La_2O_3 مع الماء مع انتشار كمية من الحرارة وفق التفاعل التالي:

$$La_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2La(OH)_3$$

عند إضافة (OH^-) إلى محاليل La^{3+}، تترسب الهيدروكسيد $La(OH)_3$، ويتصف الأكسيد وهيدروكسيد اللانثانيوم بخواص أساسية.

4.4 – تفاعله مع الماء

اللانثانيوم يتفكك مع الماء ببطء في الشروط الطبيعية محررا الهيدروجين وفق التفاعل التالي:

$$2La + 6H_2O \longrightarrow 2La(OH)_3 + 3H_2$$

5.4 – هيدريدات اللانثانيوم

تفاعل معدن اللانثانيوم مع الهيدروجين حيث نحصل على الهيدريد LaH_3 وفق آلية التفاعل التالي:

$$2La + 3H_2 \longrightarrow 2LaH_3$$

6.4 – تفاعل اللانثانيوم مع النتروجين

$$2La + N_2 \longrightarrow 2LaN_2$$

7.4 – تفاعل اللانثانيوم مع الكبريت

$$2La + 3S \longrightarrow La_2S_3$$

8.4 – تفاعله مع اللافلزات

يتفاعل اللانثانوم مع اللافلزات قليلة الفعالية مشـكلا مركبات صـعبة الإنصـهار في درجة مرتفعة من الحرارة:

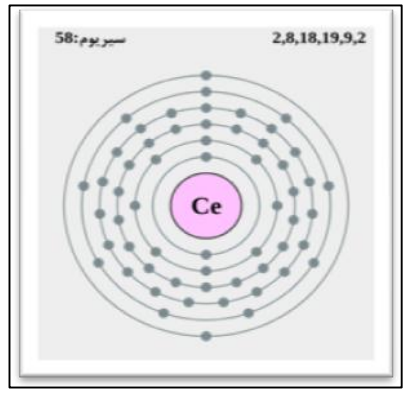
$$La + 2C \longrightarrow LaC_2$$

$$La + 6B \longrightarrow LaB_6$$

8 – عنصر السيريوم $^{140}_{58}Ce$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر السيريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	58
العدد الكتلي (A)	140
الوزن الذري الغرامي (g)	140,12
نصف القطر الذري (A°)	1,81
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	6,67
درجة الانصهار (C°)	795
درجة الغليان (C°)	3468
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,528
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,12
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,13

1 – ما هو السيريوم؟

يعد السيريوم من العناصر النادرة وهو فلز ذو لون أبيض فضي، ينتمي إلى فصيلة اللانثانيدات.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "**كلابيروث**"، "**برزيلوس**" و "**هايزنبرغ**" في السويد سنة 1804م، اشتق اسمه من الكلمة اللاتينية (سيريس *Ceres*) وهو اسم نيزك اكتشف عام 1801م وذلك للتقارب في سنوات الاكتشاف، يوجد مبعثرا في الطبيعة خاصة على شكل أكاسيد ومترافقًا مع عناصر أخرى من مجموعته، ويعد المونازيت والبستنايزيت أهم خامات اللانثانيوم، وتبلغ وفرته في القشرة الأرضية ما يقارب $4 \cdot 10^{-3}$ وزنا.

3 – طرق استحصاله

تلخص طريقة تحضير السيريوم في خطوات ثلاث:

أ. يسخن السيريوم الخام بحمض الكبريتيك المركز.

ب. يضاف إليه الماء لجعل تركيز الحمض 50%.

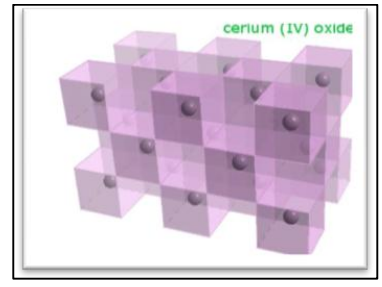
ت. يجمع السيريوم المترسب ويبرد بالماء.

4 – الخواص الكيميائية للسيريوم

1.4 – مركباته

1.1.4 – ثنائي أكسيد السيريوم CeO_2

يحضر أكسيد السيريوم عديم اللون في حالته النقية بتسخين السيريوم أو هيدروكسيده أو أحد أملاحها (مثل النترات أو الكربونات) في الهواء، يتميز بخمول كيميائي فهو لا ينحل في الأحماض أو الأسس القوية، لكنه يذوب في الأحماض بوجود عامل اختزال (مثل Sn^{2+}) مشكلا Ce^{3+} الذي يتحول بفعل عامل مؤكسد قوي إلى الأيون Ce^{4+} الذي يستعمل في الكيمياء التحليلية كمؤكسد قوي في وسط حمضي.



الشكل (1.8) بنية CeO_2

2.1.4 – هيدروكسيد السيريوم $Ce(OH)_4$

يمكن لبعض عناصر اللانثانيدات أن تأخذ بالإضافة إلى درجة أكسدة (+3)، درجتي أكسدة (+4) و (+2)، والسيريوم هو العنصر الوحيد في فصيلة اللانثانيدات الذي يوجد في المحاليل المائية أو المركبات الصلبة بدرجة أكسدة (+4).

يتكون الهيدروكسيد $Ce(OH)_4$ على شكل راسب غروي أصفر بإضافة أيونات OH^- إلى محاليل Ce^{4+}.

يتشكل $Ce(OH)_4$ بسهولة بأكسدة $Ce(OH)_3$ بأكسجين الهواء وفق التفاعل التالي:

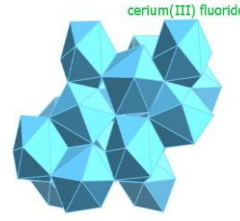
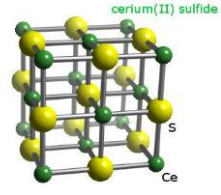
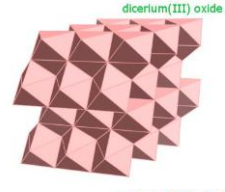
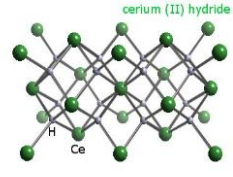
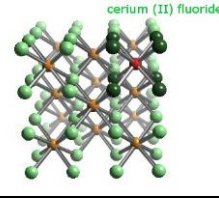
$$4Ce(OH)_3 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4Ce(OH)_4$$

المركب $Ce(OH)_4$ ينحل في الأحماض مشكلا محاليل برتقالية اللون، تنتج من تشكل بلورات هيدراتية (بلورات مميهة) مثل: $Ce(SO_4)_2 \cdot 4H_2O$.

3.1.4 – أملاح السيريوم

تتحلمه أملاح السيريوم في الماء بشدة ويتميز بعضها بعدم الثبات، ولكن النواتج الثابتة لحد ما هي الأملاح المضاعفة $(NH_4)_6 \cdot [Ce(SO_4)] \cdot 2H_2O$ أحمر برتقالي، $Na_2[Ce(NO_3)_6]$ أصفر، $K_2[Ce(NO_3)_6]$ أحمر، $Ca[Ce(NO_3)_6] \cdot 8H_2O$ أحمر.

4.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثلاثي فلوريد السيريوم CeF_3	
كبريتيد السيريوم CeS	
ثلاثي أكسيد السيريوم Ce_2O_3	
ثنائي هيدريد السيريوم CeH_2	
ثنائي فلوريد السيريوم CeF_2	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

السيريوم المعدني يتشوه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثنائي أكسيد السيريوم ذو الصيغة CeO_2 وفق التفاعل التالي:

$$Ce + O_2 \longrightarrow CeO_2$$

2.2.4 – تفاعله مع الماء

معدن السيريوم يتميز بكهروإيجابية عالية فيتفاعل ببطء مع المـــاء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد السيريوم وانطلاق غاز الهيدروجين وفق التفاعل التالي:

$$2Ce_{(s)} + 6H_2O_{(g)} \longrightarrow 2Ce(OH)_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

3.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

السيريوم يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكيل هاليدات السيريوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشـــكل على التوالي: ثلاثي فلوريد الســـيريوم، ثلاثي كلوريد الســـيريوم، ثلاثي بروميد السيريوم، ثلاثي يوديد السيريوم، وفق التفاعلات التالية:

$$2Ce_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2CeF_{3(s)} \text{ [أبيض]}$$

$$2Ce_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2CeCl_{3(s)} \text{ [أبيض]}$$

$$2Ce_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2CeBr_{3(s)} \text{ [أبيض]}$$

$$2Ce_{(s)} + 3I_{2(g)} \longrightarrow 2CeI_{3(s)} \text{ [أصفر]}$$

4.2.4 – تفاعله مع الأحماض

معدن السيريوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك المخفف لتشكيل محلول عديم اللون يحتوي على أيون السيريوم الثلاثي وفق التفاعل التالي:

$$2Ce_{(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2Ce^{3+}_{(aq)} + 3SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 3H_{2(g)}$$

5 – مجال استخدام السيريوم

أ. يستعمل السيريوم في مصابح الغاز ويستخدم في الصناعة بكثرة، ويعطي مع الألمنيوم، النغنزيوم والنيكل خلائط مقاومة للحرارة مفيدة جدا لصنع الطائرات والصواريخ.

ب. مزيل مثالي للغاز، ويحسن الفولاذ، لأنه يزيل جيوب الغاز التي تتألف داخله، وتكون كالشعر والشقوق داخل المعدن، ويستثمر العلماء خواص المعدن هذه بجعله يمتص الجزيئات القليلة التي تبقى داخل المعدن، ويستثمر العلماء خواص المعدن هذه بجعله يمتص الجزيئات القليلة التي تبقى داخل جوف يراد أن يحدث فيه أحسن خلاء ممكن.

ت. يستعمل في المعالجة الطبية بشكل مركب عضوي، فأحماض السيريوم هي معقمة.

ث. يستعمل في الصناعة الذرية.

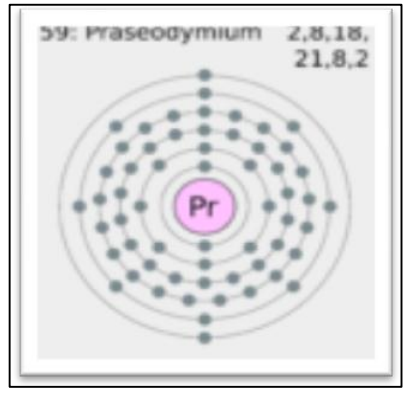
ج. يستعمل في بصريات الوقاية، فالزجاج الحاوي عليه يمتص الإشعاع فوق البنفسجي، لأن العينات الحاوية على السيريوم توفر للعين وقاية ناجحة تماما.

إن جميع هذه التطبيقات تؤدِي إلى استهلاك محسوس للسيريوم.

9 – عنصر البراسيوديميوم $^{140}_{59}Pr$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر البراسيوديميوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	59
العدد الكتلي (A)	140
الوزن الذري الغرامي (g)	140,907
نصف القطر الذري (A°)	1,82
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	6,77
درجة الانصهار (C°)	28,7
درجة الغليان (C°)	690
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,523
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,13
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	0,053

1 – ما هو البراسيوديميوم؟

البراسيوديميوم معدن ناعم فضي اللون ينتمي لمجموعة اللانثنيدات، يتميز بمقاومته للتآكل في الهواء.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يأتي اســـم البراســـيوديميوم من الكلمة اليونانية *prasios*، والتي تعني أخضـــر، في عام 1841م استخلص كارل جوستاف موساندر أحد الأتربة النادرة ويسمى ديديميوم من مادة اللانثيوم. وفي عام 1874م تمكن بيير تيودور كليف من اســتنتاج أن الديديميوم يتكون حقيقة من عنصــرين، وفي عام 1879م عزل العالم ليكوك دي بواسبادران عنصر جديد من عناصر الأتربة النادرة، وهو الساماريوم وذلك من مادة الديديميوم الســابق ذكرها. وفي عام 1885م تمكن الكيميائي الأســترالي البارون كارل ويلسباخ من فصل مادة الديديميوم إلى عنصرين هما براسيودميوم ونيومدميوم.

يتواجد البراسيوديميوم بكميات صغيرة في القشرة الأرضية وتبلـغ حالي 9,5 أجزاء من المليون. ويوجد في معادن التربة النادرة مثل مونازيت وباســـتناســـيت، وعادة ما يكون نســـبة 5% من اللانثنيدات الموجودة فيها.

3 – طرق استحصاله

معدن البراسيوديميوم متوفر تجاريا حتى أنه ليس من الضـــــروري توفيره في المختبر، إلا أن عملية فصـــله كمعدن نقي صـــعبة جدا، فهي تعتمد أســـاســـا على اســـتخلاص أملاح المعدن من مصـــدره الطبيعي، وعملية الاســـتخلاص تتم بحامض الكبريتيك (H_2SO_4)، حمض الهيدروكلوريك (*HCl*)، وهيدروكســـيد الصـــوديوم (*NaOH*) وهي طريقة جديدة مطورة تعتمد على تقنية التبادل الأيوني كروماتوغرافيا.

كما يمكن توفير البراسيوديميوم النقي بإرجاع PrF_3 بمعدن الكالسيوم تحت درجة حرارة 50 درجة مئوية، ثم يتم إزالة الكالسيوم الزائد من خليط التفاعل تحت الفراغ وفق التفاعل التالي:

$$2PrF_3 + 3Ca \longrightarrow 2Pr + 3CaF_2$$

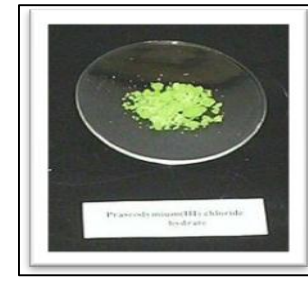
4 – الخواص الكيميائية للبراسيوديميوم

البراســـيوديميوم أكثر مقاومة للتآكل في الهواء من اللانثيوم، الأربيوم والســـيريوم، لكنه ينتج أكســـيد اخضـــر اللون يغطي الجزء المعرض من المعدن للهواء. ما يؤدي بالأجزاء الداخلية للتأكســـد، ولهذا السبب يجب حفظ البراسيوديميوم مغطى بطبقة عازلة من الزيت المعدني الخفيف مغلف بالزجاج.

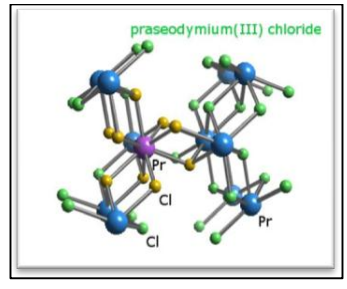
1.4 – مركباته

1.1.4 – ثلاثي كلوريد البراسيوديميوم $PrCl_3$

هو مركب كيميائي غير عضوي صلب لونه أخضر يمتص الماء بسهولة عند تعرضه للرطوبة.



الشكل (1.9) مظهر $PrCl_3$



الشكل (2.9) مظهر $PrCl_3$

أ – تحضيره

يتم تحضيره عن طريق تفاعل كلور الهيدروجين مع البراسيوديميوم وفق التفاعل التالي:

$$2\,Pr + 6HCl \longrightarrow 2\,PrCl_3 + 3H_2$$

ويمكن تحضير الأملاح المائية لثلاثي كلوريد البراسيوديميوم عن طريق مزج معدن البراسيوديميوم أو كربونات البراسيوديميوم مع حمض الهيدروكلوريك وفق التفاعل التالي:

$$Pr_2(CO_3)_3 + 6HCl + 15H_2O \longrightarrow 2\left[Pr(H_2O)_9\right]Cl_3 + 3CO_2$$

كما يمكن تحضيره عن طريق إزالة الماء ترموديناميكيا تحت درجة حرارة 400°C في وجود كلوريد الأمونيوم أو كلوريد الثيونيل.

ب – تفاعله

ثلاثي كلوريد البراسيوديميوم هو حمض لويس، محاليله المائية يمكن أن تحضر مركبات البراسيوديميوم المنحلة في الماء.

أمثلة:

$$PrCl_3 + K_3PO_4 \longrightarrow PrPO_4 + 3KCl$$

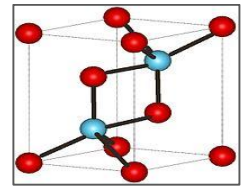
$$PrCl_3 + 3NaF \longrightarrow PrF_3 + 3NaCl$$

وعند تخزينها مع الفلزات القلوية، فإنها تشكل سلسلة ثلاثية (مركبات تحتوي على ثلاثة عناصر مختلفة) بصيغ M_2PrCl_5 ، MPr_2Cl_6 ، MPr_2Cl_7 و $M_3Pr_2Cl_9$. حيث أن: $M = K, Rb, Cs$.

2.1.4 – أكاسيده

أ – ثلاثي أكسيد ثنائي البراسيوديميوم Pr_2O_3

هو مركب كيميائي ذو بلورات بيضاء تشكل بنية سداسية، يمكن استخدامه في لحام النظارات الواقية لأنه يقي من الأشعة تحت الحمراء.



الشكل (3.9) بنية Pr_2O_3

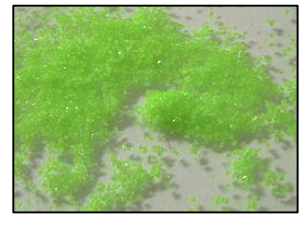
ب – أندي أكسيد هكسا البراسيوديميوم Pr_6O_{11}

يتم تحضيره بتسخين ثنائي أكسيد البراسيوديميوم PrO_2 عند درجة الحرارة 305°C، وهو عبارة عن مسحوق أسود يذوب في الحمض ليشكل محاليل خضراء أو أملاح خضراء تستخدم في صناعة الخزف، الطلاء وتلوين الزجاج.

الشكل (4.9) مظهر Pr_6O_{11}

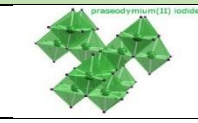
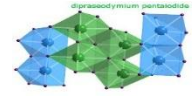
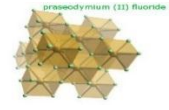
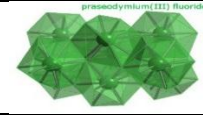
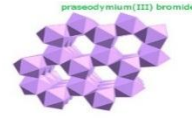
3.1.4 – ثلاثي سيلفات البراسيوديميوم $Pr_2(SO_4)_3$

هو مركب كيميائي عديم الرائحة لونه أخضر، له بنية بلورية، يكون مستقر تحت الظروف القياسية وفي درجة الحرارة المرتفعة يفقد الماء تدريجيا ويصبح أكثر بياضا.



الشكل (5.9) مظهر $Pr_2(SO_4)_3$

4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثنائي إيوديد البراسيوديميوم PrI_2	
خماســـي إيوديد البراســـيوديميوم Pr_2I_5	
ثنــائي فلوريــد البراســـيوديميوم Pr_6O_{11}	
ثلاثي فلوريد البراسيوديميوم PrF_3	
ثلاثي بروميــد البراســـيوديميوم $PrBr_3$	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

يتشــوه البراســيوديميوم ببطء في الهواء ويحترق بســهولة لتشــكيل أكســيد البراســيوديميوم وفق التفاعل التالي:

$$12Pr + 11O_2 \longrightarrow 2Pr_6O_{11}$$

2.2.4 – تفاعله مع الماء

للبراســيوديميوم كهروإيجابية عالية لذا فهو يتفاعل ببطء مع الماء البارد وبســرعة مع الماء الســاخن لتشــكيل هيدروكســيد البراســيوديميوم $Pr(OH)_3$ ويصــحب هذا التفاعل انطلاق غاز الهيدروجين H_2.

$$2Pr_{(s)} + 6H_2O_{(g)} \longrightarrow 2Pr(OH)_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

3.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

البراسـيوديميوم يتفاعل مع كل الهالوجينات ليشـكل هاليدات البراسـيوديميوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلوروالكلور والبروم واليود ليشـكل على التوالـي: ثلاثي فلوريد البراسـيوديميوم، ثلاثي كلوريد البراسيوديميوم، ثلاثي بروميد البراسيوديميوم، ثلاثي يوديد البراسيوديميوم، وفق التفاعلات التالية:

$$2Pr_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2PrF_{3(s)}$$ [أخضر]

$$2Pr_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2PrCl_{3(s)}$$ [أخضر]

$$2Pr_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2PrBr_{3(s)}$$ [أخضر]

$$2Pr_{(s)} + 3I_{2(g)} \longrightarrow 2PrI_{3(s)}$$

4.2.4 – تفاعله مع الأحماض

البراسيوديميوم معدن ينحل بسهولة في حمض السلفريك لتشكيل محاليل تحتوي على اللون الأخضر وفق التفاعل التالي:

$$2Pr_{(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2Pr^{3+}_{aq} + 3SO^{2-}_{4(aq)} + 3H_2O$$

5 – مجال استخدام البراسيوديميوم

أ. يسـتخدم كمادة أسـاسـية في أقواس الكربون المضـيئة التي تسـتخدم في صـناعة الأفلام السينمائية.

ب. أملاحه تستخدم لتلوين سطوح النظارات وذلك بمزجه مع مواد أخرى، كما أنه عامل أساسي في صناعة النظارات الواقية.

ت. يستخدم لصناعة ولاعات السجائر (يمثل نسبة 5% منه).

6 – تأثيراته

1.6 – تأثيره على جسم الإنسان

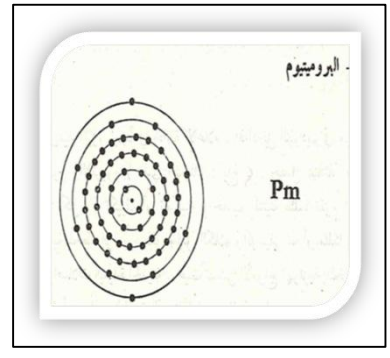
البراسيوديميوم كعنصر من عناصر الأتربة النادرة فإنه يتميز بنسبة سمية منخفضة إلى متوسطة، إلا أنه يجب الحذر عند استعماله لأنه مادة مهيجة للعيون.

2.6 – تأثيره على البيئة

غباره المعدني خطير وقد يحدث انفجارًا أو اشتعالًا.

10 – عنصر البرومثيوم $^{147}_{61}Pm$

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر البرومثيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	61
العدد الكتلي (A)	147
الوزن الذري الغرامي (g)	146,915
نصف القطر الذري (A°)	–
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	–
درجة الانصهار (C°)	1027
درجة الغليان (C°)	–
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,536
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	–
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	–

1 – ما هو البرومثيوم؟

هو عنصر ذو نشاط إشعاعي يتميزبعدم استقرار بنية نوى ذراته، لا وجود له في باطن الأرض، ومدة حياته قصيرة نسبيا ولذلك فقد تحتم اختفاؤه من سطح الأرض منذ زمن طويل.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "**مارينسكي**"، "**غليندين**" و "**كوريل**" في أمريكا سنة 1947م اشتق اسمه من اليونانية (Prometheus)، وهو أحد الأرباب الأســـطوريين، ولم ينتج إلا في المفاعلات النووية، حيث تم اكتشافه بين المواد التي تجمعها تسمية النفايات النووية.

3 – طرق استحصاله

اقترحت عدة طرق من أجل الحصول على كميات قليلة من البروميثيوم للاستعمال نصف صناعي، وأبسطها يقوم على استخراجه من المفاعلات النووية.

4 – الخواص الكيميائية للبرومثيوم

1.4 – أكسيد البرومثيوم

يفقد البرومثيوم بريقه في الهواء، كما يحترق فيه بسهولة مشكّلًا أكسيد البرومثيوم الثلاثي Pm_2O_3 حسب التفاعل التالي:

$$4Pm + 3O_2 \xrightarrow{\Delta} 2PmO_3$$

يكون الأكســيد الناتج على شــكل مســحوق ومقاوم للحرارة وعديم الذوبان في الماء، لكنه ينحل في الأحماض مشكلا الشاردة Pm^{3+}.

2.4 – هاليدات البرومثيوم

إن أهم مركب هالوجيني للبرومثيوم هو ثلاثي فلوريد البرومثيوم PmF_3 ويحضــر بإضــافة HF أو F^- إلى محاليل Pm^{3+} ويستخدم هذا التفاعل للكشف عن شوارد البرومثيوم.

3.4 – هيدروكسيد البرومثيوم

عند إضــافة الهيدروكســيل (OH) إلى محاليل (Pm^{3+}) تترســب الهيدروكســيدات Pm(OH)3، ويتصف هذا الخير بخواص أساسية.

4.4 – تفاعله مع الماء

يتفاعل البرومثيوم مع الماء البارد محررا الهيدروجين وفق التفاعل التالي:

$$2Pm + 6H_2O \longrightarrow 2Pm(OH)_3 + 3H_2$$

5.4 – تفاعله مع الهيدروجين

$$2Pm + 3H_2 \xrightarrow{300-400°C} 2PmH_3$$

6.4 – تفاعله مع الكربون

يتفاعل البرومثيوم مع الكربون في درجة مرتفعة من الحرارة وبالتسخين أيضا وفق التفاعل التالي:

$$Pm + 2C \xrightarrow{\Delta} PmC_2$$

7.4 – تفاعله مع النيتروجين

يتفاعل البرومثيوم مع النيتروجين في الهواء وفق التفاعل التالي:

$$2Pm + N_2 \longrightarrow 2PmN$$

8.4 – تفاعله مع الأحماض

ينحل البرومثيوم في الأحماض العادية باستثناء HF و H_2PO_4 وذلك لصعوبة انحلال فلورايداتها وفوسفاتها.

$$2Pm + 3H_2SO_4 \longrightarrow Pm(SO_4)_3 + 3H_2$$

5 – مجال استخدام عنصر البروميثيوم

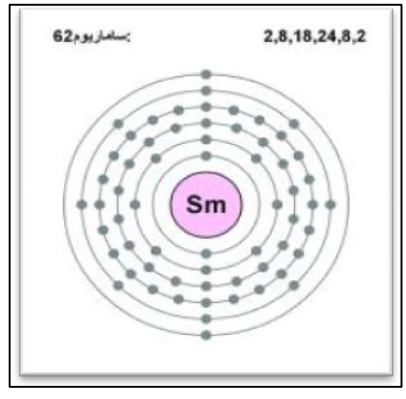
أ. استعمال البروميثوم متحدا مع التنغستن لتكوين منابع ضوئية متلألئة.

ب. إن عنصر البوميثيوم يؤلف أبسط وأصغر مولد كهربائي يمكن تصوره، حيث لا يزيد حجمه على رأس الدبوس ويمكن تأليفه بتغطية قطعة صغيرة جدا من البروميثيوم بعازل يحاط بغلاف معدني، فيظهر النشاط الإشعاعي للبروميثيوم بتحول نيترون في قلب النواة إلى بروتون، ويوافق هذه الظاهرة إصدار إلكترون، ويعني ذلك أن قطعة البروميثيوم الصغيرة تصبح منبعا للالكترونات، تنتقل هذه الإلكترونات فتشحن الغلاف كهربائيا وتؤلف بذلك القطب السالب لبطارية يصبح قطبها الموجب البروميثيوم.

11 – عنصر الساماريوم $^{150}_{62}Sm$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الساماريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	59
العدد الكتلي (A)	140
الوزن الذري الغرامي (g)	140,907
نصف القطر الذري (A°)	1,82
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	6,77
درجة الانصهار (C°)	28,7
درجة الغليان (C°)	690
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,523
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,13
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,053

1 – ما هو الساماريوم؟

السـاماريوم فلز أرضـي نادر فضـي اللون، مسـتقر في الهواء الجاف، يشـكل طبقة أكسـيدية فوق الأسطح المعرضة للهواء الرطب، يحترق بسهولة كما أنه شديد التفاعل مع الماء.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـفت لوكوك دوبوا بوردان (فرنسـا) هذا العنصـر سـنة 1879م في عينة من معدن اسـمه سامارسكيت، وقد سمي بهذا الاسم لأن العالم الروسي سامارسكي كان قد درسه لذلك سمي العنصر ساماريوم. يتواجد في القشرة الأرضية وتبلغ نسبته حوالي 6,5 غرامات في الطن.

3 – الخواص الكيميائية للساماريوم

1.3 – مركباته

1.1.3 – أكسيد الساماريوم الثلاثي Sm_2O_2

هو مركب كيميائي يكون على شكل بلورات بيضاء إلى صفراء.

أ – خواصه

أكسـيد السـاماريوم الثلاثي لا ينحل في الماء، لكنه ينحل في الأحماض المعدنية مشـكلاً الأملاح الموافقة، فهو يتفاعل مع حمض هيدروكلوريك مشـكلاً كلوريد السـاماريوم الثلاثي حسـب التفاعل التالي:

$$Sm_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2SmCl_3 + 3H_2O$$

ب – تحضيره

يمكن لأكسيد الساماريوم أن يحضر بإحدى طريقتين:

إما بالتفكك الحراري لمركبات السـاماريوم الحاوية للأكسـجين مثل الكربونات أو الأكسـالات أو الكبريتات وفق التفاعل التالي:

$$Sm_2(CO_3) \longrightarrow Sm_2O_3 + 3CO_2$$

أو بحرق فلز الساماريوم بأكسجين الهواء عند درجات حرارة تفوق 150°C وفق التفاعل التالي:

$$4Sm + 3O_2 \longrightarrow 2Sm_2O$$

ج – استخداماته

- ✓ يستخدم أكسيد الساماريوم الثلاثي في تصنيع الأجهزة البصرية في المطيافيات، وخاصة في تصنيع الزجاج الذي يمتص الأشعة تحت الحمراء.
- ✓ يستخدم كمادة ماصة أو ساحبة للنيوترونات في قضبان التحكم في منشآت الطاقة النووية.

- ✓ يستخدم كمحفز لعملية بلمهة الكحولات الأولية غير الحلقية إلى ألدهيدات وكيتونات.
- ✓ يستخدم من أجل تحضير مركبات الساماريوم الأخرى.

2.1.3 – هاليدات الساماريوم

أ – كلوريد الساماريوم الثلاثي $SmCl_3$

كلوريد السـاماريوم الثلاثي مركب كيميائي له الصـيغة $SmCl_3$، ويكون على شـكل بلورات صفراء شاحبة في الشكل اللامائي، أما على شكل سداسي هيدرات $SmCl_3 \cdot 6H_2O$ فله لون كريم.

أ.1 – خواصه

لمركب كلوريد السـاماريوم الثلاثي انحلالية جيدة في الماء، وله شـغف كبير للرطوبة حيث تظهر خاصية الاسترطاب بشكل واضح بأنه يشكل سداسي الهيدرات. ينحل المركب أيضاً في الإيثانول.
كما يعد كلوريد السـاماريوم الثلاثي من حموض لويس القوية. يتفاعل بسـهولة مع مركبات مثل هيدروكسـيد الصـوديوم وفلوريد البوتاسـيوم، لتشـكيل أملاح السـاماريوم غير المنحلة وفق التفاعلات التالية:

$$SmCl_{3(aq)} + 3NaOH_{(aq)} \longrightarrow Sm(OH)_{3(s)} + 3NaCl_{(aq)}$$

$$SmCl_{3(aq)} + 3KF_{(aq)} \longrightarrow SmF_{3(s)} + 3KCl_{(aq)}$$

أ.2 – خواصه

يحضـر كلوريد السـاماريوم الثلاثي من تفاعل فلز السـاماريوم مع حمض هيدروكلوريك، ويمكن أن يجري التفاعل باستخدام كربونات الساماريوم الثلاثي وفق التفاعلات التالية:

$$2Sm_{(s)} + 6HCl_{(aq)} \longrightarrow 2SmCl_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

$$Sm_2(CO_3)_{3(s)} + 6HCl_{(aq)} \longrightarrow 2SmCl_{3(aq)} + 3CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$$

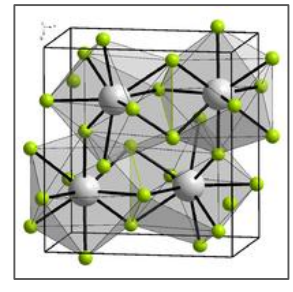
ويتم نزع الماء من كلوريد السـاماريوم الثلاثي بمفاعلته مع غـاز كلوريد الهيدروجين، كما يمكن الحصـول عليه من إجراء عملية تجفيف لسداسـي الهيدرات، وذلك بالتسـخين إلى 400°C بوجود من 4 إلى 6 مكافئ من كلوريد الأمونيوم تحت الفراغ أو بالتسـخين مع كمية فائضـة من كلوريد الثيونيل لمدة خمس ساعات.

أ.3 – استخداماته

- ✓ يستخدم كلوريد الساماريوم الثلاثي من أجل الحصول على فلـــز الساماريوم، حيث يمزج المركب مع كل من كلوريد الصوديوم وكلوريد الكالسيوم من أجل تخفيض نقطة الانصهار. بعد صهر المركب تجرى له عملية تحليل كهربائي فنحصل على الفلز الحر.
- ✓ يستعمل من أجل تحضير أملاح الساماريوم الأخرى ومركبات الساماريوم العضوية الفلزية مثل المعقدات التي تســـتخدم من أجل تحفيز تفاعلات الهدرجة والســـيللة المهدرجة Hydrosilylation للألكينات.

ب – فلوريد الساماريوم الثلاثي SmF_3

فلوريد الساماريوم الثلاثي مركب كيميائي يكون على شكل مسحوق بلوري أصفر.



الشكل (1.11) بنية SmF_3

ج – خواصه

- ✓ لا ينحل مركب فلوريد الساماريوم الثلاثي في الماء.
- ✓ لبلورات فلوريد الســاماريوم الثلاثي بنية بلورية تتبع النظام المعيني المســتقيم، وبتســخينها تحت درجة حرارة 495°C يحدث هنالك تغير في البنية البلورية، وتتحول البلورات من النظام المعيني المســتقيم إلى النظام الثلاثي المشــابه لفلوريد اللانثانيوم الثلاثي LaF_3، وتكون البيانات البلورية كالتالي:

ثوابت الشبكة:

$$a = 7\cdot07\left(\cdot10^{-1}nm\right),\ c = 7\cdot24\left(\cdot10^{-1}nm\right)^{1}$$

3.1.3 – كبريتات الساماريوم

أ – ثنائي كبريتيد الساماريوم SmS_2

يتم الحصول عليه بخلط مزيج من مسحوق فلز الساماريوم مع مسحوق الكبريت في آنية من زجاج الكوارتز مفرغة من الهواء مع التسخين حتى 1000 كلفن، وبعد الحصول على الناتج يفتت بحذر ويودع ضمن أنبوب مغلق من التنتاليوم ويسخن حتى درجة حرارة 2300°C.

ب – ثلاثي كبريتيد الساماريوم Sm_2S_3

كبريتيد الساماريوم الثلاثي مركب كيميائي يكون على شكل بلورات حمراء بنية.

ب.1 – خواصه

يوجد نمطان للبنية البلورية لمركب كبريتيد الساماريوم الثلاثي النمط ألفا $Sm_2S_3 - \alpha$ وهو يتبع النظام البلوري المعيني المستقيم وتكون ثوابت الشبكة البلورية كالتالي:

$$a = 7:383\,A^\circ \text{ ، } b = 15\cdot375\,A^\circ \text{ ، } c = 3:974\,A^\circ$$

أما النمط غاما $\gamma - Sm_2S_3$ فله بنية مكعبة $a = 8\cdot44\,A^\circ$.

ب.2 – تحضيره

يمكن لمركب كبريتيد الساماريوم الثلاثي أن يحضر عن طريق معالجة ثيوسيانات الأريلات مع 2,3 مكافئ من يوديد الساماريوم الثنائي حيث يتشكل الناتج كمركب وسيط، يمكن عزله عن طريق عدة كواشف محبة للإلكترونات.

2.3 – تفاعلاته

1.2.3 – تفاعله مع الهواء

الساماريوم المعدني يتشوه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد ثنائي الساماريوم وفق التفاعل التالي:

$$4Sm + 3O_2 \longrightarrow 2Sm_2O_3$$

2.2.3 – تفاعله مع الماء

الساماريوم المعدني يتميز بكهروإيجابية عالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد الساماريوم $Sm(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:

$$2Sm_{(s)} + 6H_2O_{(g)} \longrightarrow 2Sm(OH)_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

3.2.3 – تفاعله مع الهالوجينات

السـاماريوم المعدني يتفاعل مع كل الهالوجينات ليشـكل هاليدات السـاماريوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلوروالكلور والبروم واليود ليشـــكل على التوالي: ثلاثي فلوريد الســـاماريوم SmF_3 ، ثلاثي كلوريد السـاماريوم $SmCl_3$ ، ثلاثي بروميد السـاماريوم $SmBr_3$ ، ثلاثي يوديد السـاماريوم SmI_3 ، وفق التفاعلات التالية:

$$2Sm_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2SmF_{3(s)}$$ [أبيض]

$$2Sm_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2SmCl_{3(s)}$$ [أصفر]

$$2Sm_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2SmBr_{3(s)}$$ [أصفر]

$$2Sm_{(s)} + 3I_{2(g)} \longrightarrow 2SmI_{3(s)}$$ [برتقالي]

4.2.3 – تفاعله مع الأحماض

معدن الســاماريوم يذوب بســهولة في حامض الكبريتيك المخفف لتشـكيل محاليل تحتوي على اللون الأصفر وفق التفاعل التالي:

$$2Sm_{(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2Sm^{3+}_{(aq)} + 3SO^{2-}_{4\,(aq)} + 3H_{2(g)}$$

4 – مجال استخدام الساماريوم

أ. يستخدم لامتصاص النيترونات في المفاعلات النووية.

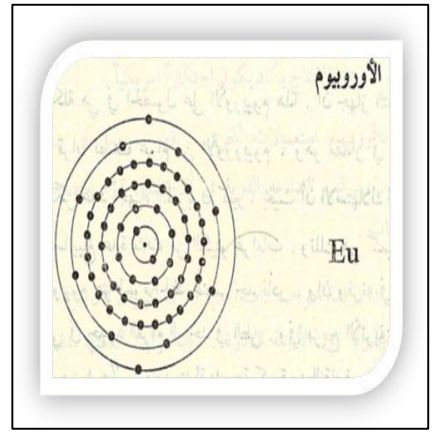
ب. يستخدم الساماريوم في صناعات السيراميك والالكترونيات.

ت. الساماريوم سهل التمغنط ومن الصعب جدا إزالة المغناطيسية وهذا يقترح تطبيقات مستقبلية مهمة في تقنيات الحالة الصلبة والموصلية العالية.

ث. يستخدم الساماريوم لتحديد عمر الصخور والنيازك.

12 – عنصر اليوربيوم $^{152}_{63}Eu$

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر اليوربيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	63
العدد الكتلي (A)	152
الوزن الذري الغرامي (g)	151,96
نصف القطر الذري (A°)	1,99
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	5,26
درجة الانصهار (C°)	826
درجة الغليان (C°)	1439
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,547
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	–
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	0,012

1 – ما هو اليوربيوم؟

اليوروبيوم معدن أبيض فضـي اللون، أكثر ليونة من بين مجموعة اللانثانيدات، والأقل كثافة وتطايرا، حيث يشـتعل في الهواء بدرجات عالية (150 إلى 180°م) ويظهر في الطبيعة على شـكل نظيرين مستقرين، ويمثل اليوروبيوم (−153) نسبة 52%من اليوربيوم الطبيعي، أما اليوروبيوم (−151) فهو يمثل نسبة 48% المتبقية.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يوجد اليوروبيوم في القشـرة الأرضـية بتركيز يبلغ حوالي 1,8 مليغرام لكل كيلو غرام واحد، في حين يبلغ تركيزه في مياه البحر ما يقارب 0,00013 ميكروغرام لكل لتر واحد وتوجد كميات ضـئيلة من اليوروبيوم (−152)، اليوروبيوم (−154)، اليوروبيوم (−155) في التربة حول العالم جراء السـقط النووي، ويوجد في تشـكيلة منوعة من الخامات وعلى الأخصـص في الباسـتناسـيت، والمونازيت والكزينوتيم، وهذه الخامات تحتوي خلائط من الفلزات، ويؤلف اليوروبيوم أقل من 0,2% من هذا الخليط، ويمكن أن يوجد في منشـآت نووية معينة كالمفاعلات والمنشـآت التي تعالج الوقود النووي المستنفذ.

ويعد اليوروبيوم واحدا من أكثر الفلزات المشعة استقرارا (بمعنى عدم الانتقال) في البيئة، فهو يلتصق بشـكل تفضـيلي بالتربة بإحكام إلى حد ما، ويقدر التركيز المرتبط بدقائق التربة بما يوازي 240 مرة أعلى منه في المياه الخلالية (الماء الكائن في الحيز المسامي بين دقائق التربة).

3 – طرق استحصاله

يسـخن اليوربيوم الخام بحمض الكبريتيك المركز، ثم يضـاف له الماء لجعل تركيز الحمض 50%، يجمع راسب اليوربيوم ويبرد بالماء.

4 – الخواص الكيميائية لليوروبيوم

1.4 – أكسيد اليوربيوم

يفقد اليوربيوم بريقه في الهواء، كما يحترق فيه بسـهولة مشـكلا أكسـيد البرومثيوم الثلاثي Pm_2O_3 حسب التفاعل التالي: $4Eu + 3O_2 \xrightarrow{\Delta} 2EuO_3$

يكون الأكسـيد الناتج على شـكل مسـحوق ومقاوم للحرارة وعديم الذوبان في الماء، لكنه ينحل في الأحماض مشكلا الشاردة Eu^{3+}.

4 – هاليدات اليوربيوم

إن أهم مركب هالوجيني للبرومثيوم هو ثلاثي فلوريد البرومثيوم EuF_3 ويحضر بإضافة HF أو F^- إلى محاليل Eu^{3+} ويستخدم هذا التفاعل للكشف عن شوارد اليوربيوم.

3.4 – هيدروكسيد اليوربيوم

عند إضافة الهيدروكسيل (OH) إلى محاليل (Eu^{3+}) تترسب الهيدروكسيدات $Eu(OH)$ ويتصف هذا الخير بخواص أساسية.

4.4 – تفاعله مع الماء

يتفاعل اليوربيوم مع الماء البارد محررا الهيدروجين وفق التفاعل التالي:

$$2Eu + 6H_2O \longrightarrow 2Eu(OH)_3 + 3H_2$$

5.4 – تفاعله مع الهيدروجين

$$2Eu + 3H_2 \xrightarrow{300-400°C} 2EuH_3$$

6.4 – تفاعله مع الكربون

يتفاعل اليوربيوم مع الكربون في درجة مرتفعة من الحرارة وبالتسخين أيضا:

$$Eu + 2C \xrightarrow{\Delta} EuC_2$$

7.4 – تفاعله مع النيتروجين

يتفاعل اليوربيوم مع النيتروجين في الهواء. $2Eu + N_2 \longrightarrow 2EuN$

8.4 – تفاعله مع الأحماض

ينحل اليوربيوم في الأحماض العادية باستثناء HF و H_2PO_4 وذلك لصعوبة انحلال فلوريداتها وفوسفاتها. $2Eu + 3H_2SO_4 \longrightarrow Eu(SO_4)_3 + 3H_2$

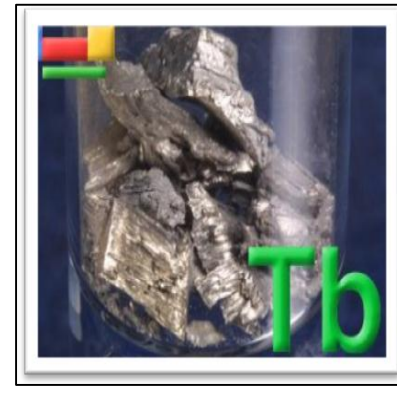
5 – مجال استعمال عنصر اليوربيوم

أ. يستعمل في صنع أجهزة الليزر، كما ترغب الصناعة الذرية في أن تستغل قوة امتصاصه العظيمة للنترونات

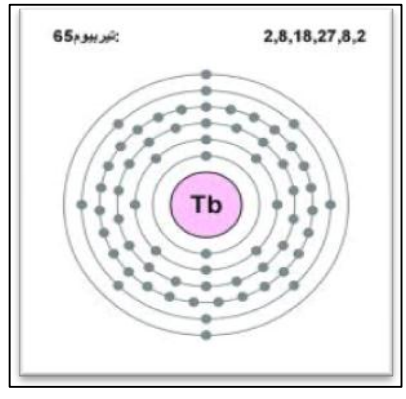
عن جهاز التلفزيون يحتاج إلى قرابة نصف غرام من اليوربيوم حيث تعود الألوان البديعة التي نشاهدها على شاشة التلفزيون إلى هذا العنصر.

13– عنصر التيربيوم $^{159}_{65}Tb$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر التيربيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	65
العدد الكتلي (A)	158
الوزن الذري الغرامي (g)	158,924
نصف القطر الذري (A°)	1,8
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	8,27
درجة الانصهار (C°)	1356
درجة الغليان (C°)	2800
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,504
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	–
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,009

1 – ما هو التيربيوم؟

التيربيوم معدن فضـــي اللون (رمادي)، مرن وناعم لدرجة أنه بالإمكان قطعه بســكين، وهو مســتقر بشكل معقول في الهواء وهو معدن نادر جدا. ولم يتم عزل العنصر نفسه إلا في الآونة الأخيرة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف التيربيوم عام 1843م بواسطة الكيميائي السويدي كارل جوستان موساندر والذي اعتبره من الشوائب العالقة في أكسيد الإرتيم، وسمي بهذا الاسم نسبة لقرية إيرتيم في السويد.

لا يتواجد التيربيوم إطلاقا منفردا في الطبيعة، ولكنه يوجد في العديد من المعادن بما فيه الســـيريت، الجادولينايت والمونازيت، وتحتوي تلك العناصر على نسبة 0,03% من التيربيوم.

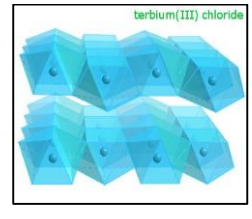
3 – طرق استحصاله

التيربيوم كباقي اللانثانيدات يتم اســـتحصـــاله بتقنية التبادل الأيوني المطورة من الأتربة الأرضـــية المتواجدة فيها.

1.4 – مركباته

1.1.4 – ثلاثي كلوريد التيربيوم $TbCl_3$

هو مركب كيميائي صلب، كثيرا ما يسبب احتقان القزحية (احمرارها).



الشكل (1.13) بنية $TbCl_3$

2.1.4 – ثنائي سيليسيد التيربيوم $TbSi_2$

هو مركب كيميائي صـلب لونه رمادي، يتكون من التيربيوم والســيليكون، له عدة تطبيقات في أجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء والأجهزة الحرارية.

الشكل (2.13) مظهر $TbSi_2$

1 – ما هو التيربيوم؟

التيربيوم معدن فضـــي اللون (رمادي)، مرن وناعم لدرجة أنه بالإمكان قطعه بســكين، وهو مســتقر بشكل معقول في الهواء وهو معدن نادر جدا. ولم يتم عزل العنصر نفسه إلا في الآونة الأخيرة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف التيربيوم عام 1843م بواسطة الكيميائي السويدي كارل جوستان موساندر والذي اعتبره من الشوائب العالقة في أكسيد الإرتيم، وسمي بهذا الاسم نسبة لقرية إيرتيم في السويد.

لا يتواجد التيربيوم إطلاقا منفردا في الطبيعة، ولكنه يوجد في العديد من المعادن بما فيه الســـيريت، الجادولينايت والمونازيت، وتحتوي تلك العناصر على نسبة 0,03% من التيربيوم.

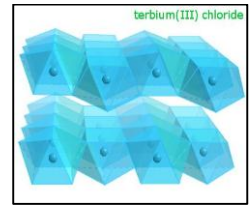
3 – طرق استحصاله

التيربيوم كباقي اللانثانيدات يتم اســـتحصـــاله بتقنية التبادل الأيوني المطورة من الأتربة الأرضـــية المتواجدة فيها.

1.4 – مركباته

1.1.4 – ثلاثي كلوريد التيربيوم $TbCl_3$

هو مركب كيميائي صلب، كثيرا ما يسبب احتقان القزحية (احمرارها).



الشكل (1.13) بنية $TbCl_3$

2.1.4 – ثنائي سيليسيد التيربيوم $TbSi_2$

هو مركب كيميائي صـلب لونه رمادي، يتكون من التيربيوم والسـيليكون، له عدة تطبيقات في أجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء والأجهزة الحرارية.

الشكل (2.13) مظهر $TbSi_2$

3.1.4 – أكاسيده

أ – هبتا أكسيد رباعي التيربيوم Tb_4O_7

أ.1 – تحضيره

يتم تحضـــيره عن طريق تســـخين الأكســـالات المعدنية وغالبا ما يتم تحضـــيره عن طريق احتراق الأكسالات تحت درجة حرارة 100°C أو الكبريتات في الهواء تحت درجة حرارة أعلى، ويتم استخدام هذا المركب في تحضير أكاسيد التيربيوم.

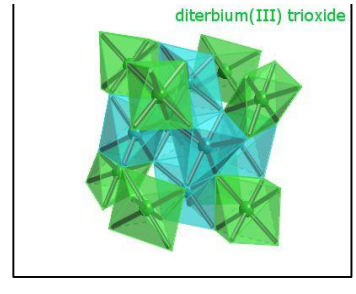
أ.2 – خصائصه

عند تســـخينه تحت درجة حرارة عالية يفقد الأكســـجين، كما يتفاعل مع الأحماض المركزة الســـاخنة لإنتاج أملاح التيربيوم فعلى ســـبيل المثال: تفاعله مع حمض الكبريتيك يعطي كبريتات التيربيوم وتفاعله مع حمض الهيدروكلوريك يكون محلول من كلوريد التيربيوم وعنصر الكلور وذلك تحت درجة حرارة الغرفة.

ب – ثلاثي أكسيد التيربيوم Tb_2O_3

ب.1 – تحضيره

يمكن تحضـيره بإرجاع هبتا أكسـيد رباعي التيربيوم في الهيدروجين تحت درجة حرارة 1300°C لمدة 24 ساعة.



الشكل (3.13) بنية Tb_2O_3

ب.2 – خصائصه

هو عبارة عن أكســيد قاعدي ينحل بســهولة في الأحماض الممددة فيصــبح عديم اللون ويشــكل لنا أملاح التيربيوم وفق التفاعل التالي:

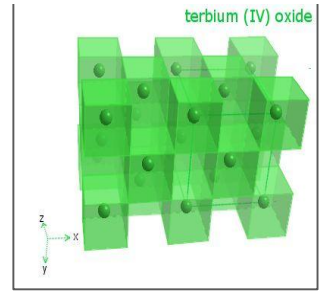
$$Tb_2O_3 + 6H^+ \longrightarrow 2Tb^{3+} + 3H_2O$$

كما أنه عند مزجه مع الكالسيوم يصبح شبه ناقل.

ج – ثلاثي أكسيد التيربيوم TbO_2

ينتج من تفاعل هبتا أكسيد رباعي التيربيوم مع الأكسجين في وجود حمض كلور الماء وحمض الخل لمدة 30 دقيقة وفق التفاعل التالي:

$$Tb_4O_{7(s)} + 6HCl_{(aq)} \longrightarrow 2TbO_{2(s)} + 2TbCl_{3(aq)} + 3H_2O_{(l)}$$



الشكل (3.13) بنية Tb_2O_3

4.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثنائي فلوريد التيربيوم TbF_2	
ثلاثي فلوريد التيربيوم TbF_3	
ثلاثي سيلينيد التيربيوم Tb_2Se_3	
ثلاثي كبريتيد ثنائي التيربيوم Tb_2S_3	

4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

التيربيوم المعدني يتشوه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد التيربيوم ذو الصيغة Tb_4O_7 وفق التفاعل التالي: $8Tb + 7O_2 \longrightarrow 2Tb_4O_7$

2.2.4 – تفاعله مع الماء

معدن التيربيوم الفضي اللون يتميز بكهروإيجابية عالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد التيربيوم $Tb(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:

$$2Tb_{(s)} + 6H_2O_{(g)} \longrightarrow 2Tb(OH)_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

3.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

التيربيوم المعدني يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكيل هاليدات التيربيوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلوروالكلور والبروم واليود ليشكل على التوالي: ثلاثي فلوريد التيربيوم، ثلاثي كلوريد التيربيوم، ثلاثي بروميد التيربيوم، ثلاثي يوديد التيربيوم، وفق التفاعلات التالية:

$$2Tb_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2TbF_{3(s)} \text{ [أبيض]}$$

$$2Tb_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2TbCl_{3(s)} \text{ [أبيض]}$$

$$2Tb_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2TbBr_{3(s)} \text{ [أبيض]}$$

$$2Tb_{(s)} + 3I_{2(g)} \longrightarrow 2TbI_{3(s)}$$

4.2.4 – تفاعله مع الأحماض

معدن التيربيوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك المخفف لتشكيل محاليل ذات اللون الوردي الشاحب جدا تحتوي على أيون التيربيوم الثلاثي وفق التفاعل التالي:

$$2Tb_{(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2Tb^{3+}_{(aq)} + 3SO^{2-}_{4\,(aq)} + 3H_{2(g)}$$

5 – مجال استخدام التيربيوم

أ. التيربيوم يستخدم على نطاق واسع مع الفوسفورات الذي يستخدم في أنابيب التلفزيون وكذلك في شاشات الأشعة السينية ومصابيح الفلورسنت.

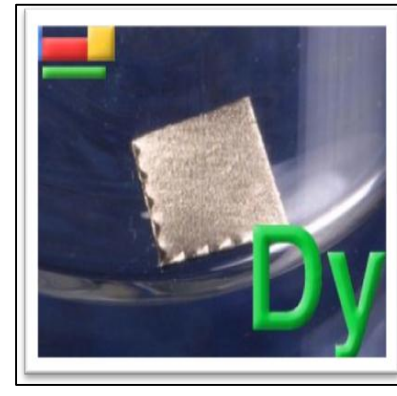
ب. يستخدم كمكون في صناعة سبائك من مختلف المعادن.

ت. يستعمل في صنع خلايا الوقود.

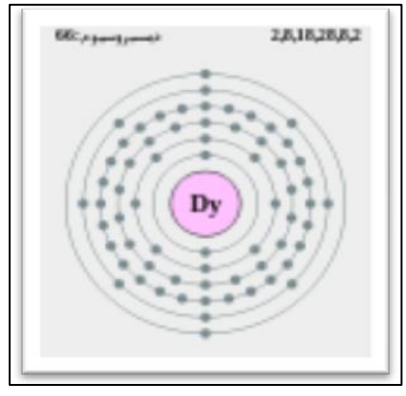
ث. يستخدم كعامل منشط في عدد من المواد مثل: الكالسيوم، التنغستات، فلوريد الكالسيوم ومولبيدات السترونتيوم، وتستخدم هذه المواد في الأجهزة الإلكترونية المختلفة.

14 – عنصر الديسبريسيوم $^{162}_{66}Dy$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الديسبريسيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	66
العدد الكتلي (A)	162
الوزن الذري الغرامي (g)	162,5
نصف القطر الذري (A°)	1,8
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	8,54
درجة الانصهار (C°)	1407
درجة الغليان (C°)	2600
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,572
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,22
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,011

1 – ما هو الديسبريسيوم؟

الديسبريسيوم هو أحد المعادن النادرة لديه لمعان كبريت الفضة، وهو مستقر نسبيا في الهواء ودرجة حرارة الغرفة، يذوب بسهولة في الأحماض المعدنية ومن السهل تحليله في وجود الهيدروجين.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل أميل "**بول ليكوك**" دي سنة 1886م في فرنسا، أصل الاسم الكلمة اليونانية *dysprositos* والتي تعني صعب الحصول.

لا يتواجد الديسبريسيوم كعنصر حر في الطبيعة ولكن يعثر عليه في العديد من المعادن منها: فركسونيت، أوكسينيت، مونازيت، زينوتيم، وفي كثير من الأحيان مع الإربيوم والهولميوم أو اللانتانيدات الأخرى، وحاليا معظم الديسبريسيوم يتم الحصول عليه من الخامات الطينية في جنوب الصين.

3 – الخواص الكيميائية للديسبريسيوم

1.3 – مركباته

1.1.3 – تيتانات الديسبريسيوم $Dy_2Ti_2O_7$

هو مركب عضوي له نفس خصائص تيتانات الهولميوم فهو مادة تشبه الجليد، يكتسب الخاصية المغناطيسية في درجة حرارة منخفضة.

2.1.3 – ثلاثي كلوريد الديسبريسيوم $DyCl_3$

هو مركب ذو لون أبيض مصفر صلب، يمتص الماء بسرعة عند التعرض للرطوبة لتشكيل هكساهيدرات ($DyCl_3 \cdot 6H_2O$) وتسخينه يتحلل جزئيا إلى أوكسي كلوريد $DyCl_3$.

الشكل (1.14) مظهر $DyCl_3$

وهو عبارة عن حمض لويس قوي معتدل، محلوله المائي يستخدم لتحضير الديسبريسيوم الغير قابلة للذوبان مثل: ديسبريسيوم ثلاثي فلوريد وفق التفاعل التالي:

$$DyCl_{3(aq)} + 3NaF_{(aq)} \longrightarrow DyF_{3(s)} + 3NaCl_{(aq)}$$

3.1.3 – تحضيره

يمكن تحضير ثلاثي كلوريد الديسبريسيوم عن طريق تفاعل معدن الديسبريسيوم أو ثلاثي كربونات الديسبريسيوم مع حمض الهيدروكلوريك وفق التفاعلات التالية:

$$2Dy_{(s)} + 6HCl_{(aq)} \longrightarrow 2DyCl_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

$$Dy_2(CO_3)_{3(s)} + 6HCl_{(aq)} \longrightarrow 2DyCl_{3(aq)} + 3CO_{2(g)} + 3H_2O$$

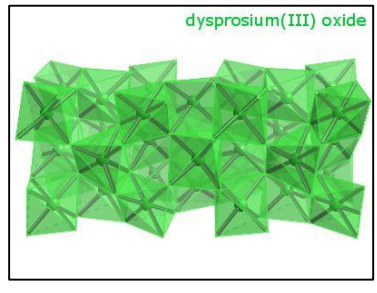
4.1.3 – استخداماته

يمكن استخدام ثلاثي كلوريد الديسبريسيوم كنقطة انطلاق لإعداد أملاح الديسبريسيوم الأخرى.

5.1.3 – ثلاثي أكسيد الديسبريسيوم Dy_2O_3

هو عبارة عن مسحوق أبيض قليل النعومة له استخدامات في السيراميك والزجاج وأشعة الليزر ومصابيح هاليد الديسبريسيوم المعدني.

الشكل (2.14) مظهر $DyCl_3$



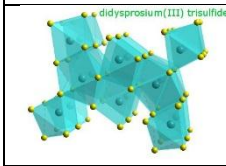
الشكل (3.14) بنية $DyCl_3$

6.1.3 – تفاعلاته

يمكن أن يتفاعل مع الأحماض لإنتاج ثلاثي أملاح الديسبريسيوم وفق التفاعل التالي:

$$Dy_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2DyCl_3 + 3H_2O$$

2.3 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثلاثي سيلينيد الديسبريسيوم Dy_2Se_3	
ثلاثي كبريتيد ثنائي الديسبريسيوم Dy_2S_3	

3.3 – تفاعلاته

1.3.3 – تفاعله مع الهواء

كباقي اللانثانيدات يحترق الديسبريسيوم بسهولة في الهواء لتشكيل أكسيد الديسبريسيوم وفق التفاعل التالي:

$$4Dy + 3O_2 \longrightarrow 2Dy_2O_3$$

2.3.3 – تفاعله مع الماء

يتفاعل الديسبريسيوم مع الماء لتشكيل هيدروكسيد الديسبريسيوم $Dy(OH)_3$ وفق التفاعل التالي:

$$2Dy_{(s)} + 6H_2O_{(g)} \longrightarrow 2Dy(OH)_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

3.3.3 – تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل الديسبريسيوم مع كل الهالوجينات مثله مثل باقي معادن الأتربة النادرة الأخرى ليشكل هاليدات الديسبريسيوم الثلاثية، وفق التفاعلات التالية:

$$2Dy_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2DyF_{3(s)}$$ [أخضر]

$$2Dy_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2DyCl_{3(s)}$$ [أبيض]

$$2Dy_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2DyBr_{3(s)}$$ [أبيض]

$$2Dy_{(s)} + 3I_{2(g)} \longrightarrow 2DyI_{3(s)}$$ [أخضر]

4.3.3 – تفاعله مع الأحماض

بما أن للديسبريسيوم عدد أكسدة (+3) فإنه يتفاعل مع الأحماض لتكوين محاليل صفراء بها معقد $[Dy(OH_2)_9]^{+3}$ وفق التفاعل التالي:

$$2Dy_{(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2Dy^{3+}_{(aq)} + 3SO^{2-}_{4\,(aq)} + 3H_{2(g)}$$

4 – مجال استخدام الديسبريسيوم

أ. يستخدم في تطبيقات التحكم النووية لصناعة سبائك الفولاذ المقاوم للصدء.

ب. امتصاص النيترونات.

ت. يستخدم لصنع مواد الليزر.

ث. يعتبر كمصدر للأشعة تحت الحمراء لدراسة التفاعلات الكيميائية.

ج. يعتبر مادة مهمة في صناعة الـ CD.

ح. يضاف الديسبريسيوم إلى سبائك المغنزيوم للزيادة من صلابة المواد التي تستخدم في النطاقات الجوية وتسهيل تحويلها.

خ. يمزج الديسبريسيوم مع سبائك المعادن مثل: *Fe, Co, Ni, Al* لصناعة المغانط الدائمة.

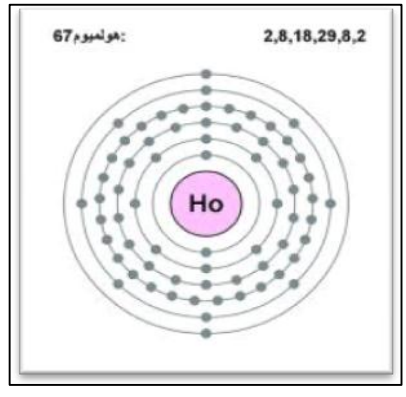
5 – تأثير الديسبريسيوم على البيئة

الديسبريسيوم له قابلية عالية على الاشتعال لذا يجب أن يحفظ في أماكن بعيدة عن اللهب المكشوف أو مصادر الاشتعال أو تراكم الشحنات الكهربائية، كما يجب ارتداء ملابس واقية مناسبة عند استعماله وعدم التدخين.

15 – عنصر الهولميوم $^{165}_{67}Ho$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الهولميوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	67
العدد الكتلي (A)	164
الوزن الذري الغرامي (g)	164,93
نصف القطر الذري (A°)	1,79
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	8,8
درجة الانصهار (C°)	1465
درجة الغليان (C°)	2600
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,581
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,23
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,011

1 – ما هو الهولميوم؟

الهولميوم عنصـــر فلزي أبيض طري وهو ثابت في الهواء الجاف وتحت درجة حرارة الغرفة ولكنه يتأكسد بسرعة في الهواء الرطب.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يسمى الهولميوم بهذا الاسم نسبة للكلمة اللاتينية "*holmia*" وتعني ستوكهولم وقد أكتشف على يد الألماني مارك ديلافونتين وباك لويس ســـوريت في عام 1978م، وقد لاحظا أن هناك عنصـــر له قياس شاذ لموجات الطيف وقد أطلقوا عليه اسم العنصر (X).

مثل كل اللانثانيدات، فإن الهالميوم لا يوجد منفردا في الطبيعة ويوجد متحدا مع المعادن الأخرى مثل: الجادولينايت والمونازيت وعناصر أخرى من مجموعة الأتربة النادرة.

3 – طرق استحصاله

يتم استخراج الهولميوم تجاريا عن طريق التبادل الأيوني لأتربـــة المونازيت التي تحتوي على نسبة 0,05% من معدن الهولميوم ولكن لازال من الصـــعوبة عزل الهولميوم عن معادن الأتربة النادرة الأخرى.

4 – الخواص الكيميائية للهولميوم

1.4 – مركباته

1.1.4 – ثلاثي كلوريد الهولميوم $HoCl_3$

هو مركب كيميائي غير عضـوي يسـتخدم بشـكل رئيسـي في مجال البحوث وذلك لكونه يأخذ اللون الأصـــفر في الإضـــاءة الطبيعية ويتغير لونه إلى الوردي المشـــرق في إضـــاءة الفلورســـنت (Fluorescent).

أ – تحضيره

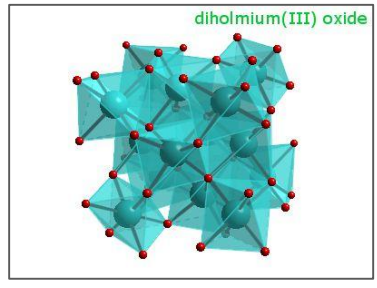
تتشـــكل عن طريق مزج خليط من ثلاثي أكســـيد الهولميوم وكلوريد الأمونيوم عند درجة الحرارة 200°C–250°C وفق التفاعل التالي:

$$Ho_2O_3 + 6NH_4Cl \longrightarrow 2HoCl_3 + 6NH_3 + 2H_2O$$

2.1.4 – ثلاثي أكسيد الهولميوم Ho_2O_3

أ – مظهره

يتميز بلونه الأصـفر في وضـح النهار أي تحت ظروف الإضـاءة العادية وباللون الناري (البرتقالي الأحمر) تحت الإضاءة ثلاثية الألوان.



الشكل (1.15): مظهر Ho_2O_3 تحت الإضاءة العادية وتحت الإضاءة ثلاثية الألوان.

الشكل (2.15): بنية Ho_2O_3

ب – استخداماته

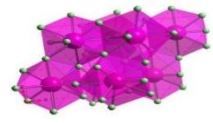
- يستخدم في صنع النظارات الملونة.
- يستخدم في صناعة الزجاج خاصة تلوينها بالأصفر والأحمر.

ج – تأثيره على الإنسان

ثلاثي أكسـيد الهولميوم مقارنة مع مركبات أخرى كثيرة ليس خطيرًا للغاية على الرغم من أن التعرض المفرط له يمكن أن يسـبب الورم الجيبي ونقص الهيموغلوبين الحر في الدم، وجرعته غير مميزة إلا إذا تعدت 1 غرام لكل كيلوغرام من وزن جسم الإنسان.

3.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثلاثي سيلينيد الهولميوم Ho_2Se_3	
ثلاثي كبريتيد الهولميوم Ho_2S_3	

اسم المركب	بنيته البلورية
ثلاثي فلوريد الهولميوم HoF_3	

4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

الهولميوم يتشـــوه ببطء في الهواء ويحترق بســـهولة لتشـــكيل ثلاثي أكســـيد الهولميوم ذو الصـــيغة Ho_2O_3 وفق التفاعل التالي:

$$4Ho + 3O_2 \longrightarrow 2Ho_2O_3$$

2.2.4 – تفاعله مع الماء

يتميز الهولميوم بالكهروإيجابية العالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد وبســـرعة مع الماء الســـاخن لتشكيل هيدروكسيد الهولميوم $Ho(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:

$$2Ho_{(s)} + 6H_2O_{(g)} \longrightarrow 2Ho(OH)_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

3.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

الهولميوم المعدني يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشـــكيل هاليدات الهولميوم الثلاثية فيتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشـــكل على التوالي: ثلاثي فلوريد الهولميوم، ثلاثي كلوريد الهولميوم، ثلاثي بروميد الهولميوم، ثلاثي يوديد الهولميوم، وفق التفاعلات التالية:

$$2Ho_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2HoF_{3(s)} \text{ [وردي]}$$

$$2Ho_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2HoCl_{3(s)} \text{ [أصفر]}$$

$$2Ho_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2HoBr_{3(s)} \text{ [أصفر]}$$

$$2Ho_{(s)} + 3I_{2(g)} \longrightarrow 2HoI_{3(s)} \text{ [أصفر]}$$

4.2.4 – تفاعله مع الأحماض

معدن الهولميوم يذوب بســـهولة في حمض الكبريتيك المخفف لتشـــكيل محاليل تحتوي على أيونه الثلاثي وفق التفاعل التالي:

$$2Ho_{(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2Ho^{3+}_{(aq)} + 3SO^{2-}_{4\,(aq)} + 3H_{2(g)}$$

5 – استخداماته

أ. يستخدم لتكسير حصى الكلية بالليزر.

ب. يستخدم لصناعة الأدوات الإلكترونية.

ت. يستخدم لطلاء الزجاج لعكس الأشعة الفوق بنفسجية.

ث. هو أحد الملونات المستخدمة في المجوهرات وذلك لتوفير لون مزدوج بين الأصفر والخوخي.

ج. يمكن استخدامه على هيئة أيون نشط في بعض أجهزة الليزر في الحالة الصلبة.

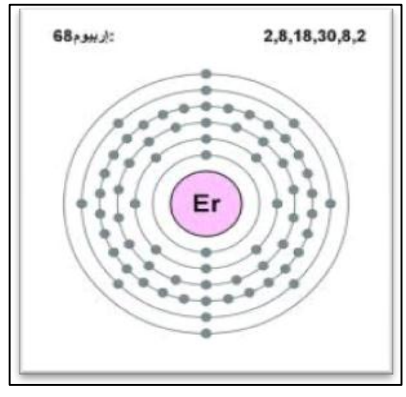
6 – تأثيره على الإنسان

للهولميوم دورا فعالا في عملية الأيض.

16 – عنصر الإربيوم $^{167}_{68}Er$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الإربيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	68
العدد الكتلي (A)	169
الوزن الذري الغرامي (g)	168,93
نصف القطر الذري (A°)	1,77
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	9,33
درجة الانصهار (C°)	1545
درجة الغليان (C°)	1727
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,597
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,25
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,011

1 – ما هو الأربيوم؟

الإربيوم هو أحد العناصر الفلزية الأرضية النادرة لونه فضي، ثابت في الهواء ولا يتأكسد فيه بنفس السرعة التي يتأكسد بها بعض الفلزات الأرضية النادرة الأخرى.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم اكتشاف الإربيوم من قبل كارل جوستاف مونسادير في عام 1843م. وقام مونسادير بعزل "اليتريا" من معدن الجادولينايت لثلاثة أجزاء تسمى يتريا، إربيا، تربيا. وقام بتسمية العنصر الجديد على اسم بلدة تسمى يتربى والتي يتواجد فيها كميات كبيرة من اليتريا التي تحتوي على الإربيوم. الإربيا والتيربيا، كانا يسببان بعض التشويش وقتها. وبعد عام 1860م، تم إعادة تسمية التيربيا إلى إربيا وبعد عام 1877م ما كان يعرف بالإربيا تم إعادة تسميته إلى تيربيا. وتم عزل الإربيوم النقي في عام 1905م بواسطة جورج أوربان وكارليس جيمس. ولم يتم إنتاج الفلز حتى 1934م عندما قام العمال بتقليل الكلور المائي ببخار البوتاسيوم.

مثل العناصر الأرضية النادرة الأخرى لا يتواجد العنصر حرا في الطبيعة ولكن يتواجد في تراب خام المونازيت. كما يتواجد الإربيوم مع عدد من العناصر الأخرى في معدن الجادونيلايت والذي يتواجد في يتربي في السويد.

3 – طرق استحصاله

يعتبر الزينوتايم الإيوكسنايت المصدر الأساسي للإربيوم ويتحصّل عليه باستخدام تقنية التبادل الأيوني التي تم تطويرها في أواخر القرن العشرين.

4 – الخواص الكيميائية للإربيوم

هو عنصر ثلاثي التكافؤ، وهو يشبه العناصر الأرضية النادرة الأخرى، وتتحدد خواص الإربيوم بدرجة الشوائب الموجودة.

1.4 – مركباته

1.1.4 – ثلاثي أكسيد ثنائي الإربيوم Er_2O_3

يحترق الإربيوم بسهولة ليشكل ثلاثي أكسيد الإربيوم، وهو مركب لا ينحل في الماء فهو ينحل في الأحماض المعدنية كما أنه يمتص بسهولة الرطوبة وثاني أكسيد الكربون الموجود في الهواء.

2.1.4 – ثلاثي كلوريد الإربيوم $ErCl_3$

يمكن لثلاثي أكسيد ثنائي الإربيوم أن يتفاعل مع الأحماض ليعطي ملح موافق، فتفاعله مع حمض الهيدروكلوريك يعطي ثلاثي كلوريد الإربيوم وفق التفاعل التالي:

$$Er_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2ErCl_3 + 3H_2O$$

الشكل (1.16) مظهر $ErCl_3$

3.1.4 – ثلاثي كلوريد هكساهيدرات الإربيوم $ErCl_3 \cdot 6H_2O$

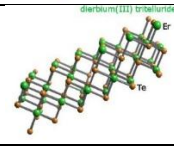
يتميز انهيدر الإربيوم الثلاثي باللون البنفسجي وهو صلب ويمكن أن يعطي لنا: ثلاثي كلوريد هكساهيدرات الإربيوم بالتسخين والذي يتميز بشكله البلوري ولونه الوردي.

4.1.4 – هيدروكسيد الإربيوم $Er(OH)_3$

يمكن لثلاثي كلوريد الإربيوم أن يتفاعل مع القواعد ليعطي لنا هيدروكسيد الإربيوم وفق التفاعل التالي:

$$ErCl_3 + 3XOH \longrightarrow Er(OH)_3 + 3XC$$

5.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثلاثي كبريتيد ثنائي الإربيوم Er_2S_3	
ثلاثي تيليريد ثنائي الإربيوم Er_2Te_3	

اسم المركب	بنيته البلورية
ثلاثي سيلينيد ثنائي الإربيوم Er_2Se_3	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

الإربيوم المعدني يتشوه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد الإربيوم ذو الصيغة Er_2O_3 وفق التفاعل التالي: $4Er + 3O_2 \longrightarrow 2Er_2O_3$

1.2.4 – تفاعله مع الماء

معدن الإربيوم الأبيض الفضي اللون ذو الكهروإيجابية العالية فيتفاعل ببطئ مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد الاربيوم وفق التفاعل التالي:

$$2Er_{(s)} + 6H_2O_{(g)} \longrightarrow Er(OH)_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

2.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

الإربيوم يتفاعل مع كل الهالوجينات ليعطي هاليدات الإربيوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشـــكل على التوالي: ثلاثي فلوريد الإربيوم، ثلاثي كلوريد الإربيوم، ثلاثي بروميد الإربيوم، ثلاثي يوديد الإربيوم، وفق التفاعلات التالية:

$$2Er_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2ErF_{3(s)}$$ [وردي]

$$2Er_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2ErCl_{3(s)}$$ [بنفسجي]

$$2Er_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2ErBr_{3(s)}$$ [بنفسجي]

$$2Er_{(s)} + 3I_{2(g)} \longrightarrow 2ErI_{3(s)}$$ [بنفسجي]

4.2.4 – تفاعله مع الأحماض

الإربيوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك ليعطي محلول بلون أصفر وفق التفاعل التالي:

$$2Er_{(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2Er^{3+}_{(aq)} + 3SO^{2-}_{4\,(aq)} + 3H_{2(g)}$$

5 – مجال استخدام الإربيوم

أ. تختلف الاستخدامات اليومية للإربيوم. فإنه يستخدم غالبا كمرشح للتصوير الفوتوغرافي ونظرا لطواعيته فإنه مفيد في إضافته للفلزات.

ب. يستخدم في الأبحاث النووية كممتص للنيترون.

ت. يستخدم كعامل إشابة في المضخمات البصرية.

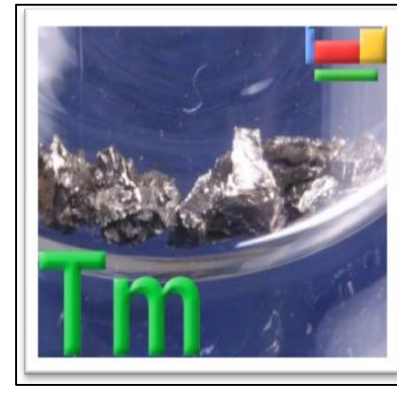
ث. عند إضافته للفاناديوم كسبيكة يقلل من صلابته ويحسن من القدرة على تشغيله.

ج. لأكسيد الإربيوم لون وردي ولذلك فإنه يستخدم أحيانا كملون للزجاج والخزف. ويستخدم حينها الزجاج كعدسات في النظارات الشمسية الرخيصة.

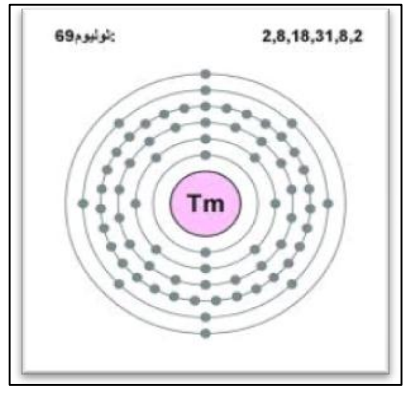
ح. تستخدم بللورات الإربيوم في عمل أشعة الليزر، والمضخمات البصرية.

17 – عنصر الثوليوم $^{168}_{69}Tm$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الثوليوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	69
العدد الكتلي (A)	169
الوزن الذري الغرامي (g)	168,93
نصف القطر الذري (A°)	1,77
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	9,33
درجة الانصهار (C°)	1545
درجة الغليان (C°)	1727
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,597
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,25
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,011

1 – ما هو الثوليوم؟

الثوليوم هو أحد العناصـر الأرضـية النادرة وهو أقلها وفرة، يمتاز بليونة عالية، معدنه النقي يتميز ببريق فضي مستقر بشكل معقول في الهواء ولكن يجب حمايته من الرطوبة.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

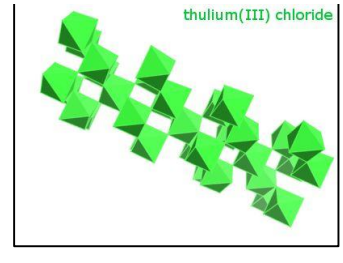
اكتشـــف الثوليوم بواســـطة الكيميائي الســـويدي بيرثيودوكليف في عام 1879 وذلك عند ملاحظته لأكاسـيد بعض عناصـر الأتربة النادرة الأخرى، وقد بدأ كليف بإزالة كل تركيزات الأكسـجين وبعد عمليات إضـافية حصـل على مادتين: واحدة بنية اللون، والأخرى خضـراء. المادة البنية كانت هي أكسـيد الهولميوم أطلق عليها كليف اسـم "هولميا" والمادة الخضـراء كانت أكسـيد لمادة غير معروفة وقد أسـماها كليف باسـم "ثوليا" وهي مادة الثوليوم فيما بعد، ولا يوجد عنصـر الثوليوم إطلاقا بصـفة نقية في الطبيعة ولكن يوجد بكميات صـغيرة في معادن الأتربة النادرة، ويوجد بصـفة أسـاسـية في المونازيت بنسـبة 0,007%، كما يوجد في أتربة الأنهار.

3 – الخواص الكيميائية للثوليوم

1.3 – مركباته

1.1.3 – ثلاثي كلوريد الثوليوم $TmCl_3$

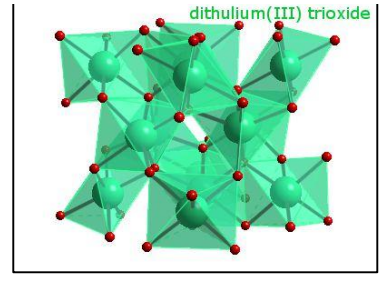
يكون على شـكل بلورات صـفراء يمكن الحصـول عليه بإضـافة أكسـيد الثوليوم إلى حمض الهيدروكلوريك المركز، كما يمكن أن يتفاعل مع الهواء لتشكيل أكسيد الثوليوم.



الشكل (1.17) بنية $TmCl_3$

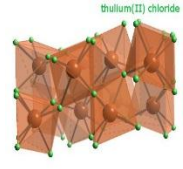
2.1.3 – ثلاثي أكسيد ثنائي الثوليوم Tm_2O_3

يكون على شـكل بلورات ذات لون أخضـر شـاحب، يمكن تحضـيره في المختبر عن طريق حرق معادن الثوليوم في الهواء، أو عن طريق تحليل نترات الثوليوم.



الشكل (2.17) بنية TmO_2

3.1.3 – مركبات أخرى

بنيته البلورية	اسم المركب
	ثنائي كلوريد الثوليوم $TmCl_2$
	ثلاثي كبريتيد ثنائي الثوليوم Tm_2S_3

2.3 – تفاعلاته

1.2.3 – تفاعله مع الهواء

يتشـوه معدن الثوليوم ببطء في الهواء ويحترق بسـهولة لتشـكيل ثلاثي أكسـيد ثنائي الثوليوم وفق التفاعل التالي:

$$4Tm + 3O_2 \longrightarrow 2Tm_2O_3$$

2.2.3 – تفاعله مع الماء

كباقي اللانثانيدات الثوليوم يتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسـرعة مع الماء السـاخن لتشـكيل هيدروكسـيد الثوليوم $Tm(OH)_3$ ويصـحب هذا التفاعل انطلاق غاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:

$$2Tm_{(s)} + 6H_2O_{(g)} \longrightarrow 2Tm(OH)_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

3.2.3 – تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل الثوليوم مع الهالوجينات لتكوين هاليدات الثوليوم وفق التفاعلات التالية:

$$2Tm_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2TmF_{3(s)}$$ [أبيض]

$$2Tm_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2TmCl_{3(s)}$$ [أصفر]

$$2Tm_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2TmBr_{3(s)}$$ [أبيض]

$$2Tm_{(s)} + 3I_{2(g)} \longrightarrow 2TmI_{3(s)}$$ [أصفر]

4.2.3 – تفاعله مع الأحماض

الثوليوم معدن ينحل بسهولة في حامض الكبريتيك لتشكيل محلول أخضر شاحب وفق التفاعل التالي:

$$2Tm_{(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2Tm^{3+}_{(aq)} + 3SO^{2-}_{4\,(aq)} + 3H_{2(g)}$$

4 – مجال استخدام الثوليوم

أ. يستخدم كمصدر إشعاع في أجهزة الأشعة السينية.

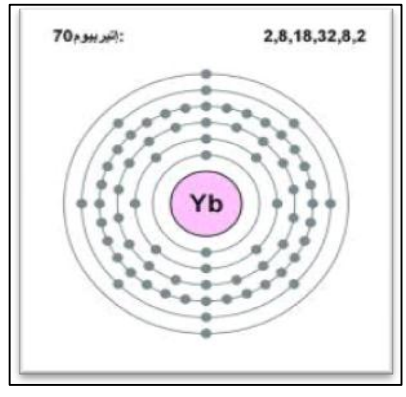
ب. يستخدم في صناعة السبائك.

ت. يستخدم في الطبقات الحديدية (المواد المغناطيسية، السيراميك) المستخدمة في معدات الميكرويف.

18 – عنصر اليتيربيوم $^{173}_{70}Yb$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر اليتيربيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	70
العدد الكتلي (A)	173
الوزن الذري الغرامي (g)	173,04
نصف القطر الذري (A°)	1,94
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	6,98
درجة الانصهار (C°)	824
درجة الغليان (C°)	1427
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,603
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	–
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,035

1 – ما هو اليتيربيوم؟

اليتيربيوم عنصر فلزي قابل للسحب والطرق والتشكيل لامع وفضي اللون. يتأكسد ببطء في الهواء، يتفاعل مع الماء، غباره قابل للاشتعال، يستعمل في التجارب المعدنية والكيميائية.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف اليتيربيوم عام 1878م من قبل جين دي ماريجناك (فرنسا)، وكان هذا الكيميائي قد حيره وآثاره تطلعه الخواص التي ظهرت على ركاز يستخرج منه الإربيوم، سمي لهذا السبب اربين. فوصل الكيميائي إلى نتيجة وهي أن الركاز يحتوي على شيء آخر غير الإربيوم. وسمي العنصر على اسم Ytterby، قرية في السويد، التي دخل اسمها في أربعة عناصر: إتريوم ($_{39}Y$)، تيربيوم ($_{65}Tb$)، اربيوم ($_{68}Er$)، واتيربيوم ($_{70}Yb$).

يوجد اليتيربيوم في المعادن مثل اليتيريا، المونازايت، الجادولينايت والإكزينوتايم، وهو ليس شديد الندرة، وتبلغ وفرته 2,7 غرام في الطن الواحد.

3 – طرق استحصاله

إن دراسة اليتيربيوم لم تبدأ بشكل عميق إلا قبل الحرب العالمية الثانية حيث يتم استحصاله من الأتربة النادرة بطريقة التبادل الأيوني، مثله مثل باقي اللانثانيدات (معادن الأتربة النادرة).

4 – الخواص الكيميائية لليتيربيوم

1.4 – مركباته

1.1.4 – هالیداته

أ – ثنائي كلوريد اليتيربيوم $YbCl_2$

ثنائي كلوريد اليتيربيوم مركب كيميائي صنع لأول مرة سنة 1929م من قبل و. ك. كليمن و و. سشيث بإرجاع ثلاثي كلوريد اليتيربيوم بواسطة الهيدروجين وفق التفاعل التالي:

$$2YbCl_3 + H_2 \longrightarrow 2YbCl_2 + 2HCl$$

ب – ثلاثي كلوريد اليتيربيوم $YbCl_3$

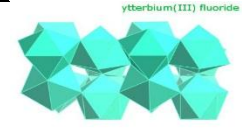
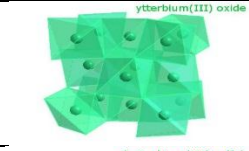
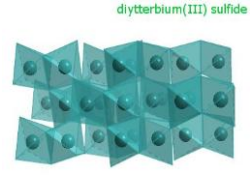
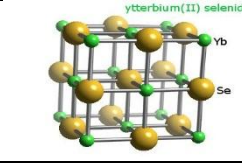
يتم تحضيره انطلاقا من ثلاثي أكسيد اليتيربيوم وفق التفاعلات التالية:

$$2Yb_2O_3 \xrightarrow[980K\ 5h]{CCl_4(g)} 4YbCl_{3(s)} + 3CO_{2(g)}$$

$$Yb_2O_3 \xrightarrow[2\cdot Dry\ at\ 773K]{1\cdot HCl_{(g)}} 2YbCl_{3(s)}$$

الشكل (1.18) مظهر $YbCl_3$

2.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثنائي كلوريد اليتيربيوم $YbCl_2$	
ثلاثي فلوريد اليتيربيوم YbF_3	
ثلاثي أكسيد اليتيربيوم YbO_3	
ثلاثي كبريتيد اليتيربيوم Yb_2S_3	
ثلاثي سيلينيد اليتيربيوم $YbSe$	
ثلاثي تيليريد اليتيربيوم $YbTe$	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

اليتيربيوم يتشوه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد اليتيربيوم ذو الصيغة Yb_2O_3 وفق التفاعل التالي:

$$4Yb + 3O_2 \longrightarrow 2Yb_2O_3$$

2.2.4 – تفاعله مع الماء

يتميز اليتيربيوم بالكهروإيجابية العالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد اليتيربيوم $Yb(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:

$$2Yb_{(s)} + 6H_2O_{(g)} \longrightarrow 2Yb(OH)_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

3.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

اليتيربيوم المعدني يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشـــكيل هاليدات اليتيربيوم الثلاثية فيتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشـكل على التوالي محاليل بيضــاء من: ثلاثي فلوريد اليتيربيوم، ثلاثي كلوريد اليتيربيوم، ثلاثي بروميد اليتيربيوم، ثلاثي يوديد اليتيربيوم، وفق التفاعلات التالية:

$$2Yb_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2YbF_{3(s)} \text{ [أبيض]}$$

$$2Yb_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2YbCl_{3(s)} \text{ [أبيض]}$$

$$2Yb_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2YbBr_{3(s)} \text{ [أبيض]}$$

$$2Yb_{(s)} + 3I_{2(g)} \longrightarrow 2YbI_{3(s)} \text{ [أبيض]}$$

4.2.4 – تفاعله مع الأحماض

معدن اليتيربيوم يذوب بســـهولة في حمض الكبريتيك المخفف لتشـــكيل محاليل تحتوي على أيون التيربيوم الثلاثي وفق التفاعل التالي:

$$2Yb_{(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2Yb^{3+}_{(aq)} + 3SO^{2-}_{4\,(aq)} + 3H_{2(g)}$$

5 – مجال استخدام اليتيربيوم

أ. تستخدم في تحسين خواص الفولاذ المقاوم للصدأ.

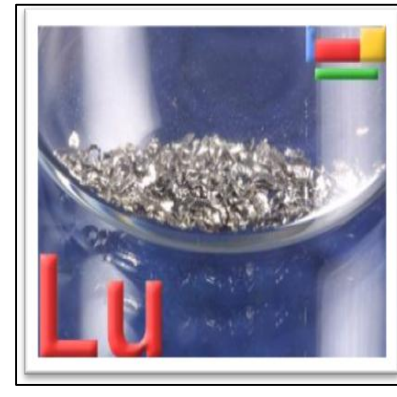
ب. يستخدم في تحسين القوة الميكانيكية المستعملة في صقل الحبوب.

ت. أحد النظائر يستخدم كمصدر إشعاع كبديل لجهاز الأشعة السينية المحمولة عندما تكون الكهرباء غير متوفرة.

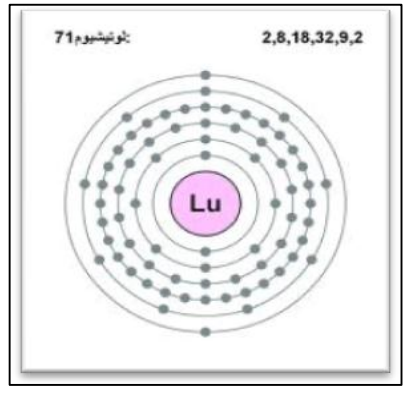
ث. الليزر

19 – عنصر اللوتيتيوم $^{175}_{71}Lu$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر اللوتيتيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	71
العدد الكتلي (A)	174
الوزن الذري الغرامي (g)	174,97
نصف القطر الذري (A°)	1,75
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	9,84
درجة الانصهار (C°)	1652
درجة الغليان (C°)	3227
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,524
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,27
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,015

1 – ما هو اللوتيتيوم؟

اللوتيتيوم هو عنصـــر فلزي من عناصـــر المجموعة الأرضـــية النادرة، وغالبا ما يقع الليتيتيوم مع الإيتريوم، عند التقيد بقواعد المستويات الفرعية للجدول الدوري والسلاسل الكيميائية، فإنه يتم وصف اللوتيتيوم كعنصر انتقالي، لكنه عموما يوصف على أنه لانثينيد وذلك حسب الـ IUPAC.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تعني كلمة لوتيتيا باللاتينية (باريس) تم اكتشـافه مسـتقلا في عام 1907م بواسـطة العالم الفرنسـي جورج أوربان وأحد علماء المعادن الأســتراليين البارون كارل أوير فون ويلســباخ. ووجد كلاهما اللوتيتيوم كتلوث في معدن اليتربيا والذي كان يظن أنه يحتوي على العنصـــر إيتربيوم من الكيميائي جين كارليس جاليسارد مارناك وآخرون.

وتم وصـف فصـل الوتيتيوم من إيتريوم مارناك عن طريق أوربان وبالتالى كان له شـرف الاكتشـاف. واختار للعنصـــر نيو إيتريوم ولوتيكيوم كأســماء له، ولكن تم إرجاع الاســم نيو إيتريوم إلى عنصـــر الإيتريوم في عام 1949م وتم تسمية العنصر باللوتيتيوم.

يتواجد مع تقريبا كل الفلزات الأرضـية النادرة ولكن لا يتواجد بمفرده، ويصـعب للغاية فصـل اللوتيتيوم من العناصـــر الأخرى وهو أقل العناصـــر وفرة على الإطلاق. وبالتالي، هو أحد أغلى الفلزات، وتبلغ قيمته 6 مرات تقريبا مثل الذهب.

3 – طرق استحصاله

أهم مصادر اللوتيتيوم هو المعدن الأرضي النادر للفوسفات المونازايت: (Ce, La, PO_4)، ويحتوى على 0,003% من العنصـــر. فلز اللوتيتيوم النقي تم عزله حديثا وهو صـــعب للغاية في تحضـــيره (وهو أحد وأغلى العناصـــر الأرضـــية النادرة). ويتم فصـــله من العناصـــر الأرضـــية النادرة الأخرى بواســـطة التبادل الأيوني ثم يتم الحصـــول عليه في شـــكله العنصـــري باختزال $LuCl_3$ المائي أو LuF_3 بواسطة فلز أو فلز قلوي ترابي.

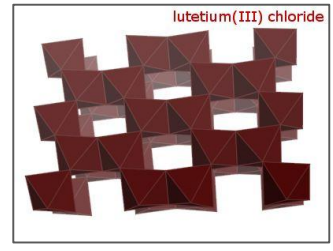
4 – الخواص الكيميائية للوتيتيوم

1.4 – مركباته

1.1.4 – ثلاثي كلوريد اللوتيتيوم $LuCl_3$

هو مركب كيميائي يتكون من الكلور واللوتيتيوم، وهو عبارة عن بلورات اســـترطابية بيضـــاء عند تسخينها مع معدن الكالسيوم تنتج لنا معدن اللوتيتيوم النقي وفق التفاعل التالي:

$$2LuCl_3 + 3Ca \longrightarrow 2Lu\ 3CaCl_2$$



الشكل (1.19) بنية $LuCl_3$

$Al_5Lu_3O_{12}$ – 2.1.4

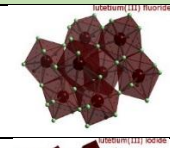
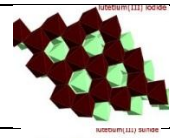
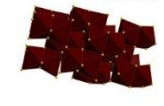
يتم اســتخدامها كمادة الانكســار عالية في العدســات. كما يمكن اســتخدامها كمخدر مع الســيريوم مظهرها المتلألئ يجعل منه مرشحا لارتفاع طاقة الفوتون.

3.1.4 – ثلاثي أكسيد اللوتيتيوم Lu_2O_3

هو عبارة عن مادة صــلبة بيضــاء، تســتخدم أحيانا في إعداد النظارات الخاصــة. ويســمى أيضــا *lutecia*، أو اللوتيسيا.

يســتخدم في المواد الفائقة التوصــيل وهي مادة خام مهمة ليزر البلورات. كما أن لديها اســتخدامات متخصصة في السيراميك والزجاج، وأشعة الليزر. كما يستخدم كمحفز في الكسير، الألكلة، والهدرجة البلمرة.

4.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثلاثي فلوريد اللوتيتيوم LuF_3	
ثلاثي يوديد اللوتيتيوم LuI_3	
ثلاثي كبريتيد اللوتيتيوم Lu_2S_3	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

اللوتيتيوم يتشوه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد اللوتيتييوم ذو الصيغة Lu_2O_3 وفق التفاعل التالي: $4Lu + 3O_2 \longrightarrow 2Lu_2O_3$

2.2.4 – تفاعله مع الماء

اللوتيتيوم يتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد اللوتيتيوم $Lu(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:

$$2Lu_{(s)} + 6H_2O_{(g)} \longrightarrow 2Lu(OH)_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

3.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

اللوتيتيوم يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكيل هاليداته، وفق التفاعلات التالية:

$$2Lu_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2LuF_{3(s)}$$ [أبيض]

$$2Lu_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2LuCl_{3(s)}$$ [أبيض]

$$2Lu_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2LuBr_{3(s)}$$ [أبيض]

$$2Lu_{(s)} + 3I_{2(g)} \longrightarrow 2LuI_{3(s)}$$ [بني]

4.2.4 – تفاعله مع الأحماض

اللوتيتيوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك لتشكيل محاليل تحتوي على أيونه الثلاثي وفق التفاعل التالي: $2Lu_{(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2Lu^{3+}_{(aq)} + 3SO^{2-}_{4\,(aq)} + 3H_{2(g)}$

5 – مجال استخدام اللوتيتيوم

أ. يستخدم في سبائك المعادن كحافز في بعض العمليات.

ب. يتم استخدام جرانيت اللوتيتيوم ألومنيوم ($Al_5Lu_3O_{12}$) كعدسة في الطباعة الحجرية المغموسة ذات معامل الانكسار العالي.

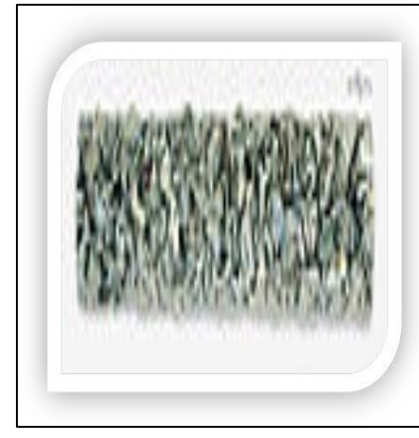
ت. يستخدم كحفاز في عمليات تكرير البترول في المصافي ويمكن أن يستخدم أيضا في الألكلة، والهدرجة، والبلمرة.

6 – تأثير اللوتيتيوم على الإنسان والبيئة

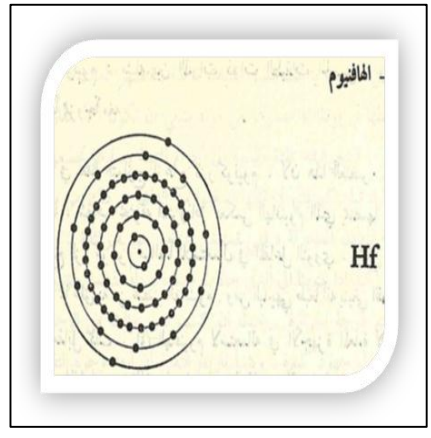
مثل الفلزات الأرضـية النادرة الأخرى، ينظر للوتيتيوم على أن له سـمية منخفضـة، ولكن يجب التعامل معه بحرص وخاصـة مركباته، ولتراب الفلز خطورة من ناحية الاشـتعال والانفجار، ولا يلعب الوتيتيوم أي دور حيوي في جسـم الإنسـان ولكن يظن أنه يسـاعد في حث عملية الأيض

20 – عنصر الهافنيوم $^{178}_{72}Hf$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الهافنيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	72
العدد الكتلي (A)	178
الوزن الذري الغرامي (g)	178,49
نصف القطر الذري (A°)	1,67
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	13,1
درجة الانصهار (C°)	2222
درجة الغليان (C°)	5400
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,654
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,3
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	0,03

1 – ما هو الهافنيوم؟

الهافينيوم فلز له خواص ميكانيكية ممتازة، ويمتص النيترونات بشـــكل ممتاز ويعتبر أول عنصـــر يكتشف بأشعة X كما أنه يشبه كثيرا عنصر الزركينيوم في البنية الالكترونية.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الهافنيوم من قبل العالمين "**ديرك كوشتر**" و "**جيورجي هفرسي**" عام 1923م اشتق اسمه من مدينة كوبن هاغن باللاتينية **Hafnia**، يعتبر أول عنصر اكتشف بالاشعة السينية.

يوجد فلز الهافنيوم مرافقا للزركنيوم، ففي أي مكان يوجد الزركنيوم يوجد الهافنيوم ولو بكميات قليلة، وهناك تشابه بين الفلزين الناتج عن البينة الإلكترونية وتساوي نصفي قطريهما، لذلك فصلهما يحتاج إلى 500 عملية إذابة وتبلور، تعتمد جميعها على التباين الطفيف جدا في ذوبانية أملاح هذيـــــن العنصرين.

3 – طرق استحصاله

تشـــكل كلوريدات الهافنيوم والزركنيوم معقدات ثابتة جدا مع أوكســـلات كلوريد الفوســـفور $(POCl_3)_2, (HfCl_4)_3, (ZnCl_4)_3, (POCl_3)_2$ وهـي ذات درجات غليان مختلفة، ويساعد هذا الاختلاف في فصل كلا الفلزين عن بعضهما.

إن الطريقة الأنجع لفصـــلهما عن بعضـــهما هي طريقة كروماتوغرافيا العمود، إذ بعد تمديد محاليل كلوريديهما في الميثانول اللامائي عبر عمود فصل كروماتوغرافي سليكاجل السيليس كحامل وطور ســائل متحرك لحمض الهيدروكلوريك HCl (1,9 مولاري) مع الميثانول نحصــل أولا على فلـــــز الزركنيوم ثم الهافنيوم، لأنه أكثر امتزازا على الحامل من الزركنيوم، يســـتخلص بعد ذلك الهافنيوم بواسطة محلول حمض الكبريتيك (7 مولاري).

4 – الخاصيات الكيميائية للهافنيوم

لا يجمع الهافنيوم بسهولة مع الأكسجين في الهواء والماء، ولا يتفاعل مع الأحماض الضعيفة، من بين مركباته نذكر:

1.4 – أكسيد الهافنيوم الرباعي

مركب كيميائي صيغته HfO_2، يكون على شكل بلورات بيضاء إلى زهرية اللون، يعد واحدا من أكثر المركبات ثباتا وشيوعا بالنسبة لعنصر الهافنيوم، لا ينحل في الماء لكنه يتفاعل مع الأحماض القوية مثل: حمض الكبريتيك المركز، كما يتفاعل مع الأسس القوية لذا يعد من الأكاسيد المذبذبة،

ويتفاعل مع مع الكلور في درجات حرارة مرتفعة بوجود الغرافيت أو رباعي كلور الميثان ليعطي كلوريد الهافنيوم الرباعي.

2.4 – هاليدات الهافنيوم

يتفاعل الهافنيوم بالتسخين مع أحد الهالوجينات ويتشكل:

$$HfX_2, HfX_3, HfX_4$$

3.4 – كربيد الهافنيوم الرباعي

مركب كيميائي صيغته *HfC*، يكون على شكل مسحوق رمادي، يمكن الحصول عليه من الاختزال الكربو حراري لأكسيد الهافنيوم باستخدام الغرافيت، لا ينحل كربيد الهافنيوم في الماء، يمتاز بصلادته وارتفاع درجة انصهاره.

4.4 – تفاعله مع الكبريت

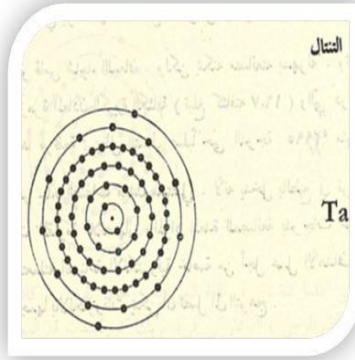
يتفاعل الهافنيوم مع الكبريت ليشكل ثاني كبيرت الهافنيوم HfS_2 وفق المعادلة:

$$Hf + 2S \longrightarrow HfS_2$$

21 – عنصر التنتالوم $^{181}_{73}Ta$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر التنتالوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	73
العدد الكتلي (A)	181
الوزن الذري الغرامي (g)	180,94
نصف القطر الذري (A°)	1,49
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	16,6
درجة الانصهار (C°)	2996
درجة الغليان (C°)	5425
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,761
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,5
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,081

1 – ما هو التنتالوم؟

التنتالوم فلز قاس شديد اللمعان.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل الكيميائي السويدي "**اكبرغ**" سنة 1802م، اشتق اسمه من اسم شخصية أسطورية يونانية (**Tantalus**) وهو ملك العذاب، دلالة على العذاب والمعاناة التي لاقاها مكتشف هذا العنصر.

يوجد فلزا التنتالوم والنيوبيوم في الطبيعة معا، والخام (الركاز) المشترك الذي يضمهما هو المعقد نيوبنتال وتركيبه $Fe[(Nb,Ta)O_3]_2$ ، ويمكن أن تحل ذرة المنغنيز محل ذرة الحديد، وقد يوجد كلا العنصرين في خام يحتوي التيتانيوم أوالعناصر الأرضية النادرة، وتوجد هذه الخامات في المنطقة الاستوائية التي يعثر عليها خاصة في استراليا والبرازيل والزائير.

3 – طرق استحصاله

تكون عملية استخلاص التنتالوم وفصله عن فلز النيوبيوم صعبة للغاية إلا أن مبدأها يعتمد على تحويل العنصرين لأملاح الصوديوم الذائبة، وتبدأ العملية بالصهر المؤكسد للفلزات في وسط أساسي ثم إضافة الماء الساخن فنحصل على محلول يحتوي على أيونات نيوبات، تيتانات، تنجستات وموليبيدات في حين يبقى الحديد، المنغنيز والسليكون مع المواد غير الذائبة، يفصل المحلول الصودي ويعالج بحمض فنحصل على أحماض أو أكاسيد Mo, Ti, W, Ta, Nb . يعالج المجموع العام بمحلول فلوريد البوتاسيوم (*KF*) بوسط من حمض هيدروفلوريك *HF* المركز، فينفصل مركب K_2NbOF_5 قليل الذوبان ويبقى مركب التنتالوم K_2TaF_7 ، ثم نقوم بفصل فلز التنتالوم من محلول تنتالات البوتاسيوم K_2TaF_7 بالتحليل الكهربائي.

4 – الخواص الكيميائية للتنتالوم

1.4 – أكسيد التنتالوم الخماسي

من أهم الأكاسيد نحصل عليه من التأثير المباشر للأكسجين في الفلز بالتسخين أو نزع الماء من حمض الفلز الناتج من إماهة الكلوريد الخماسي للفلزوفق التفاعل التالي:

$$2TaCl_5 + 5H_2O \rightleftarrows Ta_2O_5 + 10HCl$$

ويتشكل أيضا من حرق جميع مركبات الفلز في الأكسجين.

ويعتبر هذا الأكسيد بلا ماء حمض ضعيف يتفاعل مع كربونات الصوديوم المنصهرة وتعطي أورثونيوبات الصوديوم:

$$Ta_2O_5 + 3Na_2CO_3 \xrightarrow{\Delta} 3CO_2 + 2Na_3TaO_4$$

2.4 – هليدات التنتالوم

1.2.4 – كلوريداته

يعرف لفلز التنتالوم كلوريد خماسي $TaCl_5$ الذي نحصل عليه من التأثير المباشر لمركبات التنتالوم أو من معالجة أكاسيده بغاز الكلور Cl_2 والكربون، أو رابع كلوريد الكربون CCl_4 في وسط معتدل:

$$2Ta_2O_5 + 5CCl_4 \xrightarrow{\Delta} 4TaCl_5 + 5CO_2$$

أما المركبات الكلورية الأخرى $TaCl_4$ و $TaCl_3$، ويمكن تحضيرها وفق المعادلات التالية:

$$4TaCl_5 + Ta \xrightarrow{400°C} 5TaCl_4$$

$$2TaCl_5 + TaCl_5 \xrightarrow[\text{جو من الأرغون}]{i æ ã} TaCl_3$$

جميع المركبات $TaCl_4$ و $TaCl_3$ قابلة للاختزال بالهيدروجين لتعطي فلز التنتالوم الحر.

2.2.4 – فلوريدات التنتالوم

يعطي فلز التنتالوم فلوريد خماسي TaF_5، كما يمكن تشكيل معقدات مهمة هي:

$K_3[TaF_8], K_3[TaF_6], K_2[taF_7]$.

3.4 – كربيدات التنتالوم

يعرف للتنتالوم نوعان من الكربيدات: TaC, Ta_2C، تلعب هذه الكربيدات دورا مهما في بعض أنواع الفولاذ الخاصة.

4.4 – نتريدات التنتالوم

يعرف نتريد واحد للتنتالوم وهو TaN.

5.4 – كبريتيدات التنتالوم

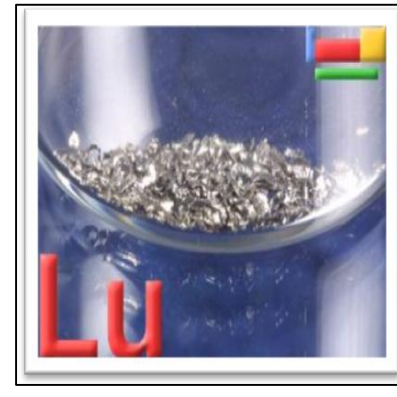
يعرف للتنتالوم الكبريتيد (TaS_2) الذي يحضر من تأثير كبريتيد الكربون CS_2 على أكسيد التنتالوم الخماسي Ta_2O_5.

5 – مجال استعمال عنصر التنتالوم

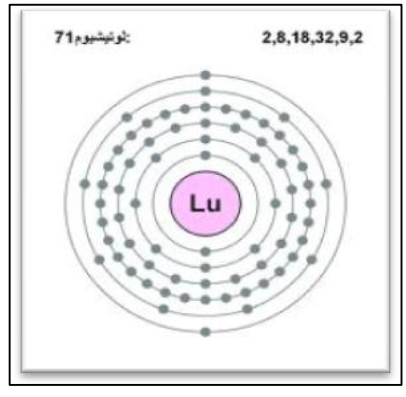
ســـتخدم التنتالوم في الصـــناعة الكيميائية فهو يقاوم تأثير الأحماض ويثبت الكربون داخل الفولاذ ونظرا لدرجة انصـهاره العالية فإنه يسـتخدم في الصـناعات الإلكترونية. العيب الوحيد لهذا العنصـر هو ثمنه المرتفع نتيجة لندرته، إن وفرة التنتالوم في قشـرة الأرض تقدر بغرامين في الطن.

22 – عنصر التنغستن $^{184}_{74}W$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر التنغستن

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	74
العدد الكتلي (A)	183
الوزن الذري الغرامي (g)	183,85
نصف القطر الذري (A°)	1,41
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	19,3
درجة الانصهار (C°)	4000
درجة الغليان (C°)	5930
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,77
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,36
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	0,181

1 – ما هو التنغستن؟

التنغســتن فلز انتقالي، ذو لون رمادي، ســهل القصــف وصــعب التطويع، ولكن يمكن التعامل معه بسهولة في حالات الصهر والتشكيل إذا كان نقيا.

يتمتع التنغستن النقي من بين جميع الفلزات بأعلى درجة انصهار وأعلى قوة شد، ولكنه يملك أخفض معامل تمدد حراري وكذلك أخفض ضغط بخار.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف التنغستن من قبل الأخوين "**دون فوستو**" و "**دون دوان دولهويار**" عام 1783م حيث نجحا في عزله بواسطة فحم الخشب ونالا سمعة مرموقة بسبب اكتشاف هذا العنصر، وكلمة تنغستن تعني بالسـويدية الحجر الثقيل، وكان يسـمى قديما (ولفرام) وهذا هو الأصـل في اعتماد صـيغته الكيميائية W.

يوجد التنغستن بنسبة 10^{-4} % من القشرة الأرضية على شكل خـــام الشيليت ($CaWO_4$) وخام الولفراميت المكون من مركبين الأول الفيربريت ($TeWO_4$) والثاني الهوبرنيت ($MnWO_4$).

3 – طرق استحصاله

يحضر التنغستن بطريقتين: طرقة حمضية وأخرى أساسية حيـــث نستعمل في ذلك خام الولفراميت $[(Fe,Mn)WO_4]$، نتحصل في كل من الطريقتين على أكسيد التنغستن السداسي بالهيدروجين فنتحصل على مسحوق معدن التنغستن.

1.3 – الطريقة الحمضية

$$[(Fe\cdot Mn)WO_4]\xrightarrow{NaCO+\text{تسخين}}NaWO_4\xrightarrow{\text{إذابة، ترشيح ثم تحميض}}H_2WO_4\xrightarrow{\Delta}WO_3$$
$$\xrightarrow{H\text{، اختزال}}W+H_2$$

2.3 – الطريقة الأساسية

$$[(Fe\cdot Mn)WO_4]\xrightarrow{NaCO+\text{تسخين}}FeO_3+MnO_4\xrightarrow{\text{إذابة، ترشيح ثم تحميض}}H_2WO_4\xrightarrow{\Delta}WO_3$$
$$\xrightarrow{H\text{، اختزال}}W+H_2$$

4 – الخواص الكيميائية للتنغستن

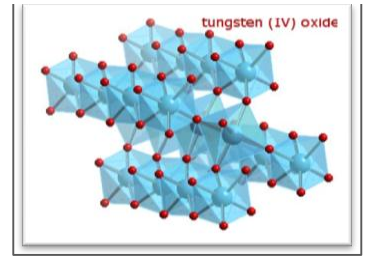
1.4 – مركباته

1.1.4 – أكاسيده

أ – ثنائي أكسيد التنغستن WO_2

هو مركب رباعي التكافؤ صيغته WO_2 تتشكل وفق التفاعل التالي:

$$WO_3 + H_2 \longrightarrow WO_2 + H_2O$$

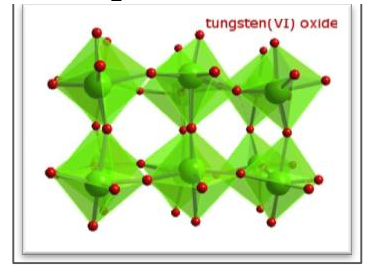


الشكل (1.22) بنية WO_2

ب – ثلاثي أكسيد التنغستن WO_3

يتحد التنغستن مع الأكسجين بشكل نموذجي ليشكل أكسيد التنغستن الأصفر WO_3 وفق التفاعل التالي:

$$W + \frac{3}{2}O_2 \longrightarrow WO_3$$



الشكل (1.22) بنية WO_3

ج – خماسي أكسيد التنغستن W_2O_5

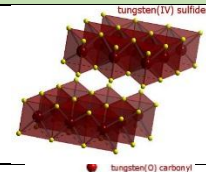
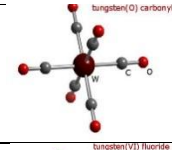
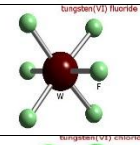
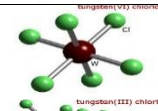
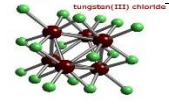
ينتج من التفاعل التالي:

$$WO_3 + H_2 \longrightarrow W_2O_5 + H_2O$$

2.1.4 – كربيداته

يعرف له الكربيدين (WC, W_2C) وينتجان عن تسخين مسحوق التنغستن مع الكربون ويعدان من أقســـى الكربيدات، ويعد *WC* ناقلا كهربائيا فعالا، أما WC_2 فهو أقل ناقلية منه ويســـلك كربيدا التنغستن سلوكا مشابها لسلوك التنغستن الحر وهما مقاومان للهجوم الكيميائي، في أنهما يتفاعلان بقوة مع الكلور ليشكلا سداسي كلوريد التنغستن WCl_6.

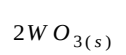
3.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثنائي كبريتيد التنغستن WS_2	
هكسا كربونيل التنغستن $W(CO)_6$	
هكسا فلوريد التنغستن WF_6	
هكسا كلوريد التنغستن WCl_6	
ثلاثي كلوريد التنغستن $[W_6Cl_{12}]Cl_6$	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

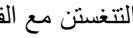
في درجة حرارة الغرفة، التنغستن لا يتفاعل مع الأكسجين، إلا أنه عند التسخين فإنه يتفاعل معه لتشكيل ثلاثي أكسيد التنغستن وفق التفاعل التالي:



$$2W_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2WO_{3(s)}$$

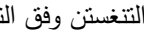
2.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

في الشروط العادية يتفاعل التنغستن مع الفلور لتكويت سداسي فلوريد التنغستن وفق التفاعل التالي:

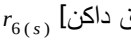


$$W_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow WF_{6(g)}$$ [عديم اللون]

أما عند درجة الحرارة 250°م فإنه يتفاعل مع الكلور والبروم ليشكل على التوالي سداسي كلوريد التنغستن وسداسي بروميد التنغستن وفق التفاعلات التالية:

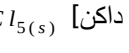


$$W_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow WCl_{6(s)}$$ [أزرق داكن]



$$W_{(s)} + 3Br_{2(l)} \longrightarrow WBr_{6(s)}$$ [أزرق داكن]

وفي شروط معينة يمكن له أن يتفاعل مع الكلور لتشكيل خماسي كلوريد التنغستن وفق التفاعل التالي:



$$2W_{(s)} + 5Cl_{2(g)} \longrightarrow 2WCl_{5(s)}$$ [أخضر داكن]

5 – مجال استخدام التنغستن

أ. نظرا لحفاظه على قوته في درجات حرارة عالية ونقطة انصهاره العالية، فهو يستخدم في العديد من التطبيقات مثل: فتائل مصابيح الإضاءة، أنابيب الإشعاع الكاتودي، أنابيب التفريغ، عناصر تجهيزات التدفئة وفوهات محركات الصواريخ.

ب. يستخدم في الإلكترونيات كمادة توصيل في المدارات التكاملية بين مواد ثاني أكسيد السيليكون العازلة والترانزستورات.

ت. نظرا لتماثل معاملي التمدد الحراري للتنغستن والزجاج فهو يستخدم في تلحيم المعادن بالزجاج.

ث. تستخدم الخلائط عالية الكثافة من التنغستن، النيكل، النحاس والحديد في صنع السهام ذات المواصفات العالية للحصول على تجهيزات قتالية ذات أقطار صغيرة وإحكام دقيق.

ج. يستخدم التنغستن في صناعة المجوهرات بدلا من الذهب والبلاتين.

ح. تستخدم مركبات التنغستن كمحفزات كيميائية وصباغات لا عضوية مثل أكاسيد التنغستن، أما كربيد التنغستن يستخدم في تصنيع أدوات الحك، السكاكين، ريش المثقب، المناشير وأدوات الخياطة في ورشات المعادن والأخشاب وفي مناجم النفط والبناء.

خ. يستخدم أكاسيد التنغستن في طلي السيراميك بطبقة لامعة، أما أملاحه فتستخدم في الصناعات الكيميائية والدباغة.

6 – تأثير التنغستن على البيئة

يعد التنغستن أثقل عنصر معروف تستخدمه المتعظيات الحية، وهو مغذ أساسي لبعض البكتيريا، فعلى سبيل المثال: يستخدم في الإنزيمات المسمات خمائر (مؤكسدة – مرجعة) بشكل مماثل لاستعمال المولبيدنيوم، من خلال دخوله في معقد تنغستن – بتيرين.

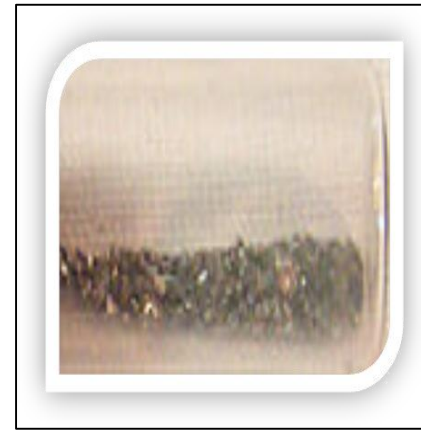
(بتيرين: هو مركب حلقي لا متجانس لحلقة البيرازين وحلقة البيريميدين التي تتضمن كربونيل أكسجين ومجموعة أمينو).

تقوم الإنزيمات الحاوية على التنغستن بإرجاع الأحماض الكربوكسيلية الحرة إلى ألدهيدات.

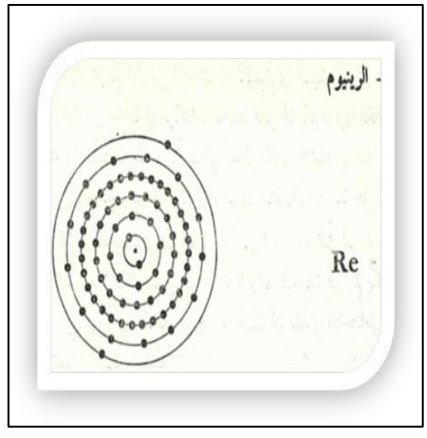
لقد تمت دراسة التنغستن كمضاد للأثر البيولوجي للنحاس، فوجد أن المركب رباعي ثيو تنغستات يمكن أن يستخدم كمادة كيميائية لتعقيد النحاس بيولوجيا بدور مشابها لرباعي ثيو موليبيدات.

23 – عنصر الرينيوم $^{186}_{75}Re$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الرينيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	75
العدد الكتلي (A)	186
الوزن الذري الغرامي (g)	186,2
نصف القطر الذري (A°)	1,37
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	21,0
درجة الانصهار (C°)	3180
درجة الغليان (C°)	5900
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,760
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,9
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	0,051

1 – ما هو الرينيوم؟

الرينيوم فلز فضي اللون، ثقيل وصعب الانصهار، كما يمتاز بمقاومته العالية للكهرباء.

إن الرينيوم النقي قابل للسحب والطرق، ويوصف من الفلزات المقاومة للتآكل لكنه يتأكسد ببطء بالحرارة إذا كان في جو من الأكسجين، لا يتأثر فلز الرينيوم بحمض *HCl* أو *HF* لكنه يتأثر ببطء بحمض الكبريتيك، ويهاجمه حمض النتريك HNO_3 بعنف مشكلا حمض فوق الرينيوم ($HReO_4$).

يصبح فلز الرينيوم قاسيا جدا عندما يتغلغل الهيدروجين في شبكته البلورية كما يصبح قليل التوصيل للكهرباء.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل العالمين "**الترنوداك**" و "**ايراتايك**" سنة 1925م، اشتق اسمه من الكلمة الألمانية (**Rhien**) والتي تعني نهر الراين.

يوجد ممتزجا بخامات المولبيدن وخاصة خام المولبيدنيت بنسبة لا بأس بها كما أن بعض الفلزات المعدنية في النرويج تحتوي 20 جزءًا بالمليون من معدن الرينيوم.

3 – طرق استحصاله

يمكن الحصول على فلز الرينيوم من اختزال رينات الأمونيوم NH_4ReO_4 بالهيدروجين بدرجة حرارة 400°م، كما يستخلص أيضا بالأكسدة القوية لمركبات الرينيوم فنحصل على أيونات فوق الرينات $[ReO_4]^-$ وبإضافة محلول *KCl* يرسب ملح فوق رينات البوتاسيوم $KReO_4$ قليل الذوبان، وينقى هذا الملح بالبلورة المتتابعة.

$$2KOH + 2Re + 6H_2O \longrightarrow 2KReO_4 + 7H_2$$

يغسل مسحوق الرينيوم بالماء للتخلص من هيدروكسيد البوتاسيوم، ويفضل اختزال فوق رينات الأمونيوم NH_4ReO_4 عوضا عن فوق رينات البوتاسيوم $KReO_4$ لأن مسحوق الرينيوم الناتج عن فوق رينات الأمونيوم لا يحتاج لعملية الغسل.

4 – الخواص الكيميائية للرينيوم

1.4 – أكاسيده

1.1.4 – ثالث أكسيد الرينيوم ReO_3

في هذه الحالة تكوندرجة أكسدة الرينيوم (+6)، نحصل على هذا الأكسيد من التفكك الحراري لمركبات الإضافة $ReO_7[C_4H_8O_2]$ للأكسيد ReO_7، وثنائي أوكسان $C_4H_8O_2$، بتسخين أكسيد الرينيوم ReO_3 نحصل على أكسيدين للرينيوم ذوي درجات أكسدة مختلفة، وذلك على النحو التالي:

$$3Re_2O_7 + ReO_2 \longrightarrow ReO_3$$

لأكسيد الرينيوم ReO_3 بنية مكعبة، وبتفاعله مع الأسس القلوية تتشكل أملاح الرينات M_2ReO_4.

2.1.4 – أكسيد الرينيوم السباعي Re_2O_7

نحصل عليه من تسخين الرينيوم بالهواء أو في جو من الأكسجين أو بتسخين أكاسيد الرينيوم الأخرى بدرجة 200°م.

يتميز هذا الأكسيد بجسم صلب أصفر يختزل تحت درجة حرارة 300°م أو بالهيدروجين إلى ثاني أكسيد الرينيوم ReO_2.

2.4 – هاليدات الرينيوم

1.2.4 – كلوريد الرينيوم الثلاثي $ReCl_3$

نحصل عليه من التفكك الحراري لكلوريد الرينيوم الخماسي $ReCl_5$:

$$ReCl_5 \longrightarrow ReCl_3 + Cl_2$$

2.2.4 – بروميد الرينيوم الثلاثي $ReBr_3$

نحصل عليه من تأثير البروم في معدن الرينيوم في درجة حرارة 300°م.

$$2Re + 3Br_2 \longrightarrow 2ReBr_3$$

3.2.4 – فلوريد الرينيوم السداسي ReF_6

الذي نحصل عليه من تأثير غاز الفلور على الرينيوم 120°م بدرجة ويتميه على النحو التالي:

$$3\,ReF_6 + 10H_2O \longrightarrow ReO_2 + 2H\,ReO_4 + 18HF$$

يؤثر فلوريد الرينيوم السداسي في السليك بالشكل:

$$2\,ReF_6 + SiO_2 \longrightarrow SiF_4 + 2\,ReOF_4$$

4.2.4 – فلوريد الرينيوم الرباعي ReF_4

الذي نحصل عليه من اختزال فلوريد الرينيوم السداسي ReF_6.

5.2.4 – كلوريد الرينيوم الخماسي $ReCl_5$

نحصل عليه من تأثير غاز الكلور بالحرارة على الرينيوم.

3.4 – أحماض الرينيوم

يعتبر الحمض $H\,ReO_4$ وأملاحه من المركبات المهمة، ونحصل على الحمض $HRSeO_4$ من الأكسدة المباشرة لأكسيد الرينيوم الرباعي ReO_2 بغاز الكلور، فنحصل على معلق الحمض في السائل.

$$2\,ReO_2 + 3Cl_2 + 4H_2O \longrightarrow 3H\,ReO_4 + 6HCl$$

يمتاز الحمض $H\,ReO_4$ بقوته إذ يؤثر في معدن الزنك والحديد والمغنزيوم ويطلق الهيروجين لكن هذا الحمض من المؤكسدات الضعيفة والمرجعات القوية.

4.4 – كبريتيد الرينيوم Re_2S_7

لا يعتبر كبريتيد الرينيوم من المركبات نصف المعدنية، وهو ذو رابطة تساهمية يتشكل عند غليان فوق رينات البوتاسيوم $K\,ReO_4$ مع كبريتات الصوديوم $Na_2S_2O_7$ أو من تأثير غاز H_2S في محلول حمضي قوي لفوق الرينات وبعد التسخين في جو من النتروجين يعطي ReS_2 و Re_2O_7.

5 – مجال استعمال عنصر الرينيوم

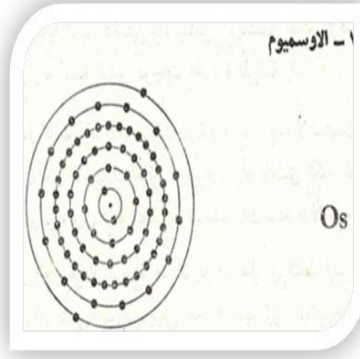
إن أهم وأحدث مجال لاســـتعمال الرينيوم هو الوســـاطة (التحفيز) فقد تبين أن الرينيوم والعديد من ســبائكه ومركباته وســائط ممتازة في عمليات مختلفة مثل: أكســدة النشــادر وتحول الإثلين إلى إيثان والحصول على الألدهيدات والكيتونات من الكحولات وعملية تكسير البترول.

يستعمل الرينيوم في صناعة مختلفة لا تتأثر بدرجة الحرارة والأحماض، وفي طلاء أسلاك التنجستن التي تستعمل في المصابيح الكهربائية، الأنابيب الإلكترونية وأجهزة التفريغ الكهربائية، ولن يحتاج إلى كمية كبيرة من الرينيوم، إذ يكفي غرام واحد منه لتغطية مئات الأمتار من أسلاك التنجستن.

24 – عنصر الأوسميوم $^{190}_{76}Os$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الأوسميوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	76
العدد الكتلي (A)	190
الوزن الذري الغرامي (g)	190,2
نصف القطر الذري (A°)	1,35
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	22,6
درجة الانصهار (C°)	3000
درجة الغليان (C°)	5500
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,84
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,2
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,110

1 – ما هو الأوسميوم؟

الأوسميوم ينتمي إلى فصيلة الفلزات البلاتينية النبيلة، وهو فلز ذو لون فضي أبيض وقساوة عالية؛ ولهذا السبب هو صعب التشغيل، ثقيل الوزن حيث يسجل رقما قياسيا بين سكان الجدول الدوري في الكثافة.

يمتلك الأوسميوم صفات فيزيائية ملحوظة فهو العنصر الأعلى قيمة لنقطة الانصهار والأقل من حيث ضغط التبخر ضمن مجموعة البلاتين.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

الأوسميوم كلمة يونانية تعني رائحة كريهة، اكتشف من قبل العالم "سميثن تينانت" عام 1803م، بنفس الطريقة التي وجد بها عنصر الإيريديوم، حيث كان الأوسميوم هو العنصر المتبقي بعد إذابة البلاتين في الماء الملكي، ويعتبر عنصرا نادرا جدا في القشرة الأرضية، تقدر نسبته بـ 0,05 ppm، يوجد مع البلاتين في منطقة جبال الأورال، في أمريكا الشمالية والجنوبية، كندا وفي رمال شواطئ بعض الأنهار في روسيا.

3 – طرق استحصاله

نحصل على الأوسميوم من خامات البلاتين التي يمكن الحصول عليها كرواسب على الآنود في التنقية الإلكترونية للنيكل، تبدأ العملية بإزالة الفلزات (البلاتين والذهب والرصاص) من الخام بمعالجته بالماء الملكي ($HNO_3,\ HCl\ 1;3$) ويلي هذا تسخين الخام مع كربونات الرصاص ثم إضافة حمض النتريك لإذابة الفضة على هيئة نترات الفضة وتبقى بعد ذلك مادة صلبة غير قابلة للذوبان تحتوي على أربعة عناصر وهي: *Rn*، *Os*، *Ru*، *Ir* ويفصل الأوزميوم منها بعملية صهر ثم إذابة في الماء.

4 – الخواص الكيميائية للأوسميوم

لا يتأثر الأوسميوم بالأحماض غير المؤكسدة أو بالماء الملكي، لكنه يتفاعل بصعوبة عند درجات الحرارة العالية مع الفلزات ومع العوامل المؤكسدة فمثلا يمكن تحويل *Os* إلى OsO_4 بتأثير HNO_3 المركز، ويمكن إذابة *Os* بتعريضه لأبخرة مؤكسدة مثل: Na_2O_2 أو $KClO_3$، فيتحول إلى أوسمات $[OsO_2(OH)_4]^{2-}$ التي يمكن استخلاصها بالماء ثم تعالج بالكلور والتسخين لإنتاج أكسيد الأوسميوم OsO_4 يكون فيها الأوزميوم ثماني التكافؤ.

تصـــل درجة أكســـدة الأوســـميوم إلى (8+) وهي أكبردرجة أكســـدة لعنصـــر في الجدول الدوري، ويتميزالأوسميوم بدرجة أكسدة (4+).

1.4 – هاليدات الأوسميوم

يعرف للأوزميوم أعلى هاليد في المجموعة وهو OsF_7 ويعد $OsCl_5$ أعلى مركب كلوريد وكذلك $OsBr_4$ و OsI_3 يعتبران أعلى مركب بروميد ويوديد على التوالي.

1.1.4 – هاليدات الأوسميوم

مادة صفراء اللون يمكن الحصول عليها بتفاعل مباشر بين فلـــز الأوسميوم وغاز الفلور عند درجة الحرارة 600°م وضـــغط 400 جو، وفي ظروف عملية أخف من ذلك يتكون الهاليد OsF_6 ذو درجة انصهار منخفضة، والذي يتميه بعنف في الماء وينطلق F_2 كما في التفاعل الآتي:

$$OsF_6 \longrightarrow OsF_4 + F_2$$

5 – مجال استعمال عنصر الأوسميوم

أ. إن الميزة الأساسية للأوسميوم تكمن في قساوته العالية ولهذا يستخدم للحصول على سبائك تقاوم التلف إلى أقصى حد ممكن ونستفيد من هذه السبائك في صناعة رؤوس أقلام الحبر ذات الريش الذهبية، رؤوس عقارب البوصـــلة، محاور وركائز أجهزة القياس الدقيقة جدا والساعات، وتصنع منه النصال الحادة في أدوات الجراحة والأزاميل المخصصة لنحت عاج الفيل.

ب. يستعمل كمحفز في صناعة النشادر وفي تفاعلات هدرجة المواد العضوية.

ت. أهم مركبات الأوســميوم من الناحية العملية هو رابع أكســيد الأوســميوم حيث يلعب دور الوسيط أثناء اصطناع بعض العقاقير الطبية، يستعمل في الطب والبيولوجيا كمادة ملونة أثناء الفحص المجهري لأنسجة الحيوان والنبات، كما يستعمل كدهان أسود للرسم والكتابة على الخزف.

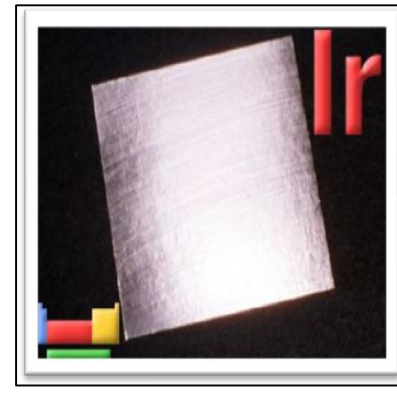
ث. يستعمل النظير ^{187}Os في عمليات تأريخ الأرض والصخور النيزكية.

6 – تأثير الأوسميوم على الإنسان

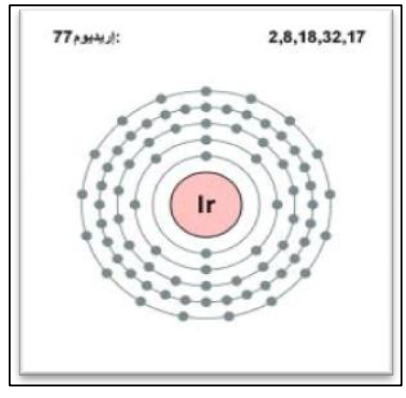
إن بلورات رابع أكسيد الأوسميوم ذات اللون الأصفر الباهت هي سم قوي يؤذي العين ويخرب الجلد والغشاء المخاطي

25 – عنصر الإيريديوم $^{129}_{77}Ir$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الايريديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	77
العدد الكتلي (A)	192
الوزن الذري الغرامي (g)	192,2
نصف القطر الذري (A°)	1,36
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	22,5
درجة الانصهار (C°)	2454
درجة الغليان (C°)	5300
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,88
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,2
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,189

1 – ما هو الاريديوم؟

الاريديوم فلز أبيض اللون، نادر ويعد من أصـــلب الفلزات، مقاوم للتآكل والرطوبة، طبيعة هذا الفلز تجعله صامدا حتى أمام الأحماض القوية والماء في درجة حرارة اعتيادية أو في درجات حرارة مرتفعة ويمتاز الإريديوم عن غيره من الفلزات بأنه قادر على المحافظة دوما على خواصـــه مهما تغيرت الظروف المحيطة به.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "سميث تينانت" عام 1803م في لندن وهو كلمة يونانية الأصل تعني ألوان الطيف، يوجد الإريديوم في رواسب الحصباء ضمن خام البلاتين وبشكل خاص حر على هيئة حبيبات، وأهم أماكن توفره: جنوب إفريقيا، أمريكا الشمالية والجنوبية واليابان.

3 – طرق استحصاله

يتم الحصـــول على الإريديوم من معادن البلاتين بعد إذابة Pt, Pd, Au في الماء الملكي وإذابة Ag في صورة ملح النترات، وبعد ذلك تبقى مادة صلبة غير قابلة للذوبان في الماء، يتم صهرها مع Na_2O_2 ثم إضافة الماء إلى الناتج لإذابة الشوائب، يبقى IrO_2 مادة صلبة يمكن إذابتها في الماء الملكي، وتحويلها إلى معقد غير ذائب.

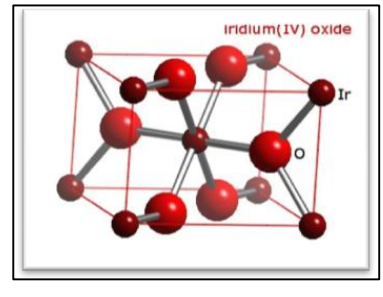
4 – الخواص الكيميائية لعنصر الاريديوم

1.4 – مركباته

1.1.4 – أكاسيده

أ – أكسيد الإريديوم الثنائي IrO_2

وهو الأكسـيد الوحيد المعروف للإريديوم، يمكن الحصـول عليه بتسـخين المعدن في الأكسـجين أو بإضافة محلول أساسي إلى $(IrO_2)^{2-}$ ثم نزع الماء من الراسب الناتج.



الشكل (1.25) بنية IrO_2

ب – أكسيد الاريديوم الثلاثي Ir_2O_3

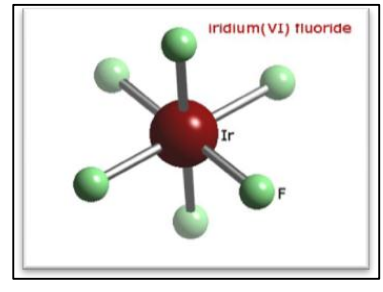
يمكن الحصـول عليه بحرق الملح K_2IrCl_6 مع ملح Na_2CO_3 ، إلا أن هذا الأكسـيد غالبا ما يكون غير نقي ويتأكسد بسرعة إلى أكسيد الاريديوم IrO_2

2.1.4 – هاليدات الإريديوم

أ – فلوريد الإريديوم السداسي IrF_6

يوجد في حالة صـلبة، يتميز بقابليته للتطاير وعدم الثبات الحراري، يمكن تحضـيره مباشـرة من الفلز بتفاعله مع غاز الفلور F_2 ، يؤدي التحلل الحراري له إلى تكوين الفلوريد IrF_3 وفق التفاعل التالي:

$$Ir + 3F_2 \longrightarrow IrF_6 \xrightarrow{\Delta} IrF_5 + \frac{1}{2}F_2$$

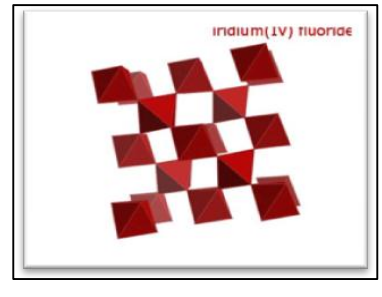


الشكل (2.25) بنية IrF_6

ب – فلوريد الإريديوم الرباعي IrF_4

مركب أحمر اللون، يمكن تحضيره باختزال IrF_5 بكمية مناسبة من الإريديوم الأسود كما يلي:

$$4IrF_5 + Ir \xrightarrow{400°C} 5IrF_6$$

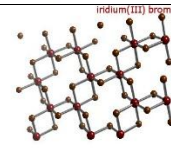
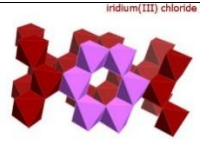
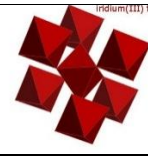


الشكل (3.25) بنية IrF_4

أما الهاليدات IrX_3 هي أكثر الهاليدات استقرارًا، يمكن الحصول عليها في صورة لا مائية من تفاعل الاريديوم مع الهالوجين، تتميز هذه الهاليدات بضـــعف فعاليتها وعدم قابليتها للذوبان في الماء، يمكن الحصــول على الهاليدين $IrBr_3$ و $IrCl_3$ بتســخين الفلز مع غاز Cl_2 أو Br_2، أما IrF_2 مع *Ir*.

عند إذابة الأكسـيد Ir_2O_3 في حمض *HCl* ينتج كلوريد الاريديوم المائي $IrCl_3 \cdot 3H_2O$ القابل للذوبان في الماء ويعتبر هذا الملح نقطة البداية في تحضير الكثير من مركبات الاريديوم.

3.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثنائي كبريتيد الايريديوم IrS_2	
ثلاثي بروميد الايريديوم $IrBr_3$	
ثلاثي كلوريد الايريديوم $IrCl_3$	
ثلاثي فلوريد الايريديوم IrF_3	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

لا يتفاعل الإريديوم مع الهواء في الضـروف العادية، ولكن عند تسـخينه مع الأكسـجين فإنه يتفاعل معه وفق التفاعل التالي:

$$Ir_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow IrO_{2(s)}$$

2.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل معدن الإيريديوم مع غاز الفلور في الظروف العادية ليعطي IrF_6 ذو اللون الأصـــفر وفق التفاعل التالي:

$$Ir_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow IrF_{6(s)}$$

كما يتفاعل مع كل الهالوجينات وتحت التجفيف ليعطي هاليدات الإريديوم وفق التفاعلات التالية:

$$2Ir_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2IrF_{3(s)}$$ [أسود]

$$2Ir_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2IrCl_{3(s)}$$ [أحمر]

$$2Ir_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2IrBr_{3(s)}$$ [أحمر – بني]

$$2Ir_{(s)} + 3I_{2(g)} \longrightarrow 2IrI_{3(s)}$$ [أسود – بني]

5 – مجال استخدام الإريديوم

أ. يستعمل في الصناعة الكيميائية سواء بشكل حر أو في مركبات مع فلزات أخرى فالوسائط من الاريديوم والنيكل تساعد في الحصول على البروبيلين والأستيلين والميثان.

ب. يستعمل قي صنع المخصصة لإجراء التجارب والتفاعلات مع الفلور ومركباته العدوانية.

ت. تسـتعمل سـبائك الاريديوم في صـنع الحلي وأسـنان أقلام الحبر ودعامات البوصـلات الملاحية.

ث. صنع من الاريديوم المتر المعياري محفوظ في باريس منذ 1889م.

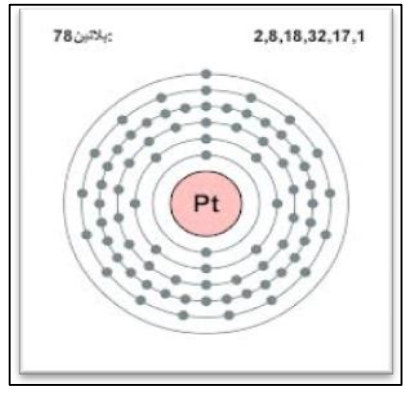
6 – تأثير الإريديوم على الإنسان

إن أملاح الإريديوم الذائبة قد تكون خطرة نوعا ما على الإنسان أما نظائره المشعة منها ^{192}Ir الذي يصدر إشعاعات (غاما) عالية الطاقة يمكن أن تزيد من خطر الإصابة بالسرطان، وتسبب حروق خارجية والتسمم بالإشعاع والموت

26 – عنصر البلاتين $^{195}_{78}Pt$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر البلاتين

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	78
العدد الكتلي (A)	195
الوزن الذري الغرامي (g)	195,09
نصف القطر الذري (A°)	1,39
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	21,4
درجة الانصهار (C°)	1769
درجة الغليان (C°)	4530
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,87
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,28
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,095

1 – ما هو البلاتين؟

يكون البلاتين النقي ذا لون رمادي فضـي، وهو فلز قوي لا يصـدأ ولا يفقد بريقه عند تعرضـه للهواء، لأنه لا يتفاعل مع الأكسجين أو الكبريت الموجودين في الهواء.

البلاتين فلز مرن قابل للسـحب، يتمتع بخصـائص مسـتقرة من الناحية الكهربائية وبثبات تجاه المواد الكيميائية، لا يتأثر بدرجات الحرارة المختلفة، كما يعتبر أغلى من الذهب إذ قد تصـــل قيمته غلى حوالي ضعف قيمة الذهب.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل العالم "وليام وود" سنة 1741م، وكلمة بلاتين ذات أصل إسباني (platine) وتعني الفضـة، يعد البلاتين نادر الوجود يبلغ تركيزه 0,003 جزء من المليون جزء في القشرة الأرضية، وقد يحدث عدم التمييز بينه وبين الفضة في كثير من الأحيان.

غالبا ما يوجد البلاتين بشكل حر غير مرتبط كيميائيا، ويكون مختلطا مع الإريديوم على هيئة إريديوم البلاتين (*Ir, Pt*) كما يوجد البلاتين في اغلب الأحيان في ترســبات ثانوية مختاطا مع معادن أخرى من مجموعته، لقد وجدت ترسبات ضخمة في جبال الأورال الروسية وهي قيد الاستثمار.

توجد مجموعة معادن البلاتين في ترســـبات النيكل والنحاس على هيئة كبريتيد مثلا: (*Pd, Pt*) ويشكل زرنيخيد البلاتين ($PtAs_2$) المصدر الأهم للبلاتين المرافق لفلزات النيكل في ترسبات حوض سودبري في أونتاريو بكندا.

3 – طرق استحصاله

يوجد البلاتين الخام في ترسبات غروانية، أو مع فلـــزات أخـــرى ويتم عزله عن فلزات مجموعته واستخلاصه من الشوائب وفق طرائق عدة:

أ. بما أن البلاتين أشـد كثافة بكثير من شـوائبه، يمكن إزاحة الشـوائب الأقل كثافة منه من خلال تطويفها في حمام مائي.

ب. البلاتين غير قابل للمغنطة إلا أن النيكل والحديد فلـــزان مغناطيسيـــان، وهذا ما يسمح بإزالتهما عن طريق تمرير مغناطيس كهربائي فوق الخليط.

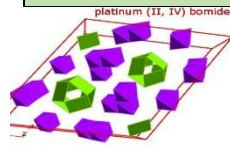
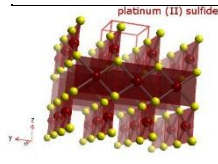
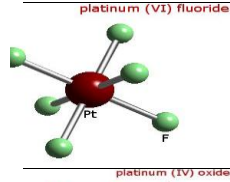
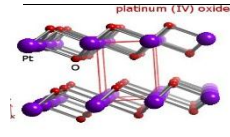
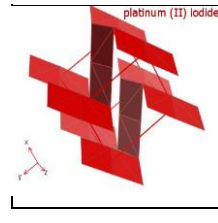
ت. ونظرا لتمتع البلاتين بدرجة انصـهار أعلى بكثير من درجة انصـهار بقية الشـوائب، فإنه بالإمكان حرقها وإزالتها بالصهر دون صهر البلاتين.

ث. وأخيرا الطريقة المثلى لتنقية البلاتين الخام الحاوي على البلاتين، الذهب والمعادن الأخرى من المجموعة البلاتينية، هي معالجته بالماء الملكي الذي ينحل فيه كل من البلاتين البلاديوم والذهب، في حين يبقى كل من الأوزيميوم، الإريديوم، الروتينيوم والروديوم دون

انحلال، ثم يتم ترسيب الذهب بإضافة كلوريد الحديد وبعد فترة الذهب يتم ترسيب البلاتين بإضـافة كلوريد الأمونيوم على هيئة كلوريد بلاتينات الأمونيوم $(NH_4)PtCl_3$، ويمكن تحويل هذا المركب الأخير إلى البلاتين الصافي من خلال تعريضه للحرارة.

4 – طرق استحصاله

1.4 – بعض مركبات البلاتين

اسم المركب	بنيته البلورية
ثلاثي بروميد البلاتين $PtBr_3$	
كبريتيد البلاتين PtS	
سداسي فلوريد البلاتين PtF_6	
ثنائي أكسيد البلاتين PtO_2	
ثنائي يوديد البلاتين PtI_2	

2.4 – تفاعلاته

يتآكل البلاتين بوجود الهالوجينات، السيانيدات والمعادن الأساسية، لا ينحل البلاتين في حمض الهيدروكلوريك أو حمض الآزوت لوحدهما، وإنما ينحل في الماء الملكي مشكلا حمض كلوريد البلاتين H_2PtCl_6، يتحد البلاتين مع الزرنيخ، الفوسفور والسيليكون بسهولة ويشكل أيضا سبائك مع معظم الفلزات.

$$HCl + Pt + 4HNO_3 \longrightarrow H_2PtCl_6 + 4NO_2 + 4H_2O$$

لهذا المركب H_2PtCl_6، تطبيقات عديدة في التصوير، الطلاء، الحفر على الزنك، المرايا والتحفيز.

إن معالجة هذا المركب مع ملح أمونيوم، مثل: كلوريد الأمونيوم يعطي سداسي كلوريد بلاتينات الأمونيوم $(NH_4)PtCl_3$ غير قابل للانحلال في محاليل الأمونيوم وأن تعريض هذا المركب الأخير للحرارة بوجود الهيدروجين يرجعه إلى عنصر البلاتين، وهكذا يمكن عزل البلاتين من فلزاته وإعادة بلورته.

وعندما يسخن حمض سداسي كلوريد البلاتين فإنه يتفكك إلى كلوريد البلاتين (4+) وكلوريد البلاتين (2+) ليعطي البلاتين، وفق التفاعلات التالية:

$$(H_3O)_2PtCl_6, nH_2O \longrightarrow PtCl_4 + 2HCl + (n+2)H_2O$$

$$PtCl_4 \longrightarrow PtCl_2 + Cl_2$$

$$PtCl_2 \longrightarrow Pt + Cl_2$$

إن التفاعلات الثلاث عكوسة ويعد سداسي فلوريد البلاتين مؤكسدا قويا قادرا على أكسدة الأكسجين، كما يعرف أكسيد البلاتين الرباعي PtO_2 بحافز (آدمز) وهو عبارة عن مسحوق أسود ينحل في محاليل هيدروكسيد البوتاسيوم *KOH* وفي الأحماض المركزة.

جرى تصنيع عدة مركبات لبروميد البلاتين، حيث يظهر البلاتين فيها درجات أكسدة سالبة تأخذ القيم (1−) و (2−) ونذكر منها: $BaPt,\ Ba_2Pt$.

5 – مجال استخدام البلاتين

أ. إن الاســتخدام الأكثر شــيوعا للبلاتين يكمن في التحفيز الكيميائي، إذ يســتخدم في هذا المجال منذ بداية القرن الثامن عشــر، عندما أســتعمل مســحوق البلاتين لتحفيز اشــتعال الهيدروجين.

ب. إن الاستخدام الأكثر أهمية في مجال السيارات هو المحول التحفيزي الذي يسمح بالاحتراق الكامل للتراكيز الضــعيفة للهيدروكربونات غير المحترقة للتحول إلى ثنائي أكسـيد الكربون وبخار الماء.

ت. يستخدم البلاتين في الصناعة النفطية كمحفز لعدد من عمليات الفصل، وخاصة تكسير الســلاســل النفطية المفتوحة بهدف جعل الوقود عالي الأوكتان، أي جعله غنيا بالمركبات العضوية.

ث. يســتخدم PtO_2 المعروف بحافز آدمز كحافز هدرجة وبشــكل خاص في حالة الزيوت النباتية، كما يمكن للبلاتين أن يحفز بقوة تفكك الماء الأكسجيني إلى ماء وغاز الأكسجين.

ج. يدخل البلاتين في صناعة المجوهرات بشكل واسع لما يتمتع به من قوة وصلابة بالإضافة إلى عدم تأثره بالمواد المزيلة للبريق، وخموله الكيميائي كما يستعمل في صناعة ساعات اليد

ح.

خ. استعمل قضيب مكون من مزيج (بلاتين / إريديوم) بنسبة (90/10) كمعيار للطول المتري منذ عام 1889م، وعرف بالقضــيب المتري المعياري الدولي، في حين صــنع القضــيب المعياري الأســبق من البلاتين الخالص، كما أن الكيلوغرام المعياري الدولي الذي صــنع كأسطوانة من المزيج نفسه عام 1879م مازال حتى تاريخنا هذا.

د. بســبب خصــائص البلاتين الجيدة ومقاومته للتآكل، فهو يســتخدم في تصــنيع إلكترود الهيدروجين المعياري.

ذ. يستخدم البلاتين في الخلائط المعدنية لصنع الأسلاك والأوعية المقاومة للتآكل المستعملة في المختبرات، كما يستخدم في صناعة أفضل الأدوات الجراحية وفي طب الأسنان، أما مركباته تستعمل في علاج بعض حالات السرطان.

6 – تأثير البلاتين على الإنسان

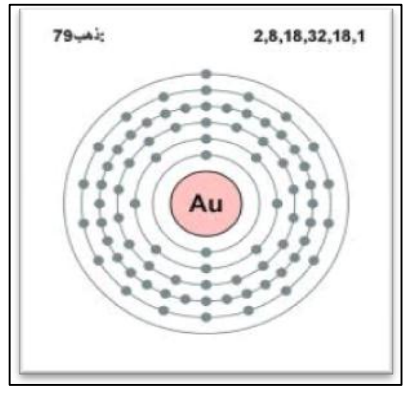
أثبتت مراكز مراقبة الأمراض والوقاية منها أن التعرض لأملاح البلاتين ولو لمدة قصـــيرة، يمكن أن يسـبب إثارة للعينين، الأنف والحنجرة، أما التعرض طويل الأمد فيمكن أن يسـبب حسـاسـية للمجاري التنفسية.

نظرا لاستخدام البلاتين كوسيط في صناعة المطاط السيلكوني ومكونات أنماط عديدة من مراهم الزراعات الطبية (زراعة الثدي، الجراحات الترقيعية، الفقرات العظمية وصمامات الأوعية الدموية) فهناك احتمال لتشكل جذور حرة من البلاتين ودخولها الجسم مسببة تأثيرات معاكسة تستحق الدراسة

27 – عنصر الذهب $^{197}_{79}Au$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الذهب

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	79
العدد الكتلي (A)	196
الوزن الذري الغرامي (g)	196,967
نصف القطر الذري (A°)	1,46
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	19,3
درجة الانصهار (C°)	1063
درجة الغليان (C°)	2970
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,890
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,5
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,42

1 – ما هو الذهب؟

الذهب فلز لين يتمتع بلمعان مميز، كثيف، ناقل للكهرباء وأكثر قابلية للتصـــفيح والســـحب من بين جميع المعادن المعروفة إذ يمكن تصنيع صفيحة مساحتها مترٌ مربعٌ باستعمال 1 غ من الذهب.
يمكن للوريقة الذهبية أن تصبح شفافة ويصبح الضوء العابر منها بلون أزرق مخضر، لأن الذهب يعكس بشدة اللونين الأصفر والأحمر.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يعد الذهب من المعادن الثمينة اكتشـــف منذ القدم، يوجد في الطبيعة على هيئة حبيبات داخل الصخور وفي قيعان الأنهار، أو على شكل عروق في باطن الأرض.
غالبا ما يوجد مع فلزات أخرى كالنحاس والرصاص، اكتشفت أكبر كتلة له في أستراليا عام 1896م، وقد تواجد الذهب بكثرة عند الفراعنة، فكانوا يصـنعون منه توابيت ملوكهم وعرباتهم، كما صـنعوا منه قناعا من أجمل الأقنعة التي عرفتها البشرية.

3 – طرق استحصاله

يجرى استحصـال الذهب حديثا بفصـل الأتربة والغرين والشـوائب الأخرى بواسـطة تيارات مائية قوية تزيل الدقائق الرملية والغرينية، وتبقى الدقائق الذهبية في أماكنها نظرا لارتفاع كثافة الذهب، وقد استعمل الزئبق لإذابة الذهب دون الرمل والغرين، ثم يستخلص بتقطير الأخير.
هناك طرق كيميائية لاســتخلاص الذهب كطريقة الســيانيد، أو إذابة ســبائكه الفضــية في حامض الكبريتيك المركز، وتجري تنقية الذهب بحامض النتريك أولا ثم التحليل الكهربائي.

4 – الخواص الكيميائية للذهب

لا يتأثر الذهب بالهواء ولا بالغبار ولا بغالبية الكواشف الأكالة، رغم ذلك فالذهب غير خامل كيميائيا، إذ أن الهالوجينات الحرة تؤثر فيه والماء الملكي يحلله من خلال تشـــكل الكلور الغازي الذي يهاجم الذهب ويشكل أيون الذهب $AuCl_4^-$.

– ينحل الذهب في المحاليل الأساسية، سيانيد البوتاسيوم والزئبق.

– يمكن إرجاع أيونات الذهب بسـهولة في محاليله ترسـبه على هيئة معدن، وذلك من خلال إضـافة فلزات أخرى كعوامل إرجاع، ويتأكسـد الفلز المضـاف وينحل فيسـمح باسـتبدال الذهب الموجود في المحلول واستخدامه كراسب صلب.

1.4 – درجات الأكسدة

1.1.4 – درجة الأكسدة (+1)

تتأكسد مركبات الذهب (حتى بأكسجين الهواء الجزيئي) متحولة إلى نواتج مستقرة للأيون Au^{3+} مثال:

$$AuCl + KCl \longrightarrow K[AuCl_4] + 2Au$$

2.1.4 – درجة الأكسدة (+3)

هذه الدرجة تميز الذهب بشكل خاص، كما أن دايا مغناطيسية مركبات الذهب الثلاثي تتوافق مع مشاركة المدارات $5d, 6s, 6p$.

للشاردة Au^{3+} في تشكيل الروابط، ومن مركبات الذهب الثلاثي:

جدول يوضح ألوان مركبات الذهب ثلاثي التكافؤ:

$AuBr_3$ بني غامق	AuF_3 برتقالي
Au_2O_3 بني مسود	$AuCl_3$ أحمر
$Au(OH)O_3$ بني محمر	Au_2S_3 أسود

يعتبر $AuCl_3$ مركب أساسي في تحضير بقية مركبات الذهب والذي يحصل عليه بتفاعل مسحوق الذهب مع زيادة من Cl_2 عند 200°C.

ينحل $Au(OH)_3$ بسهولة في الأسس مشكلا حسب المعادلة:

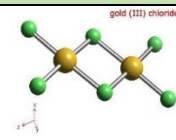
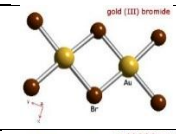
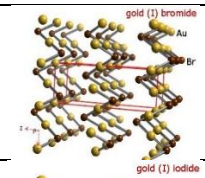
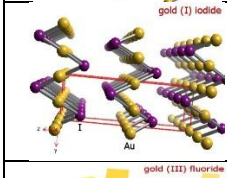
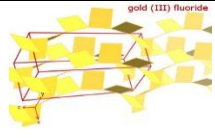
$$Au(OH)_3 + NaOH \longrightarrow Na[Au(OH)_4]$$

وينحل في الحموض معطيا:

$$Au(OH)_3 + 4HNO_3 \longrightarrow H[Au(NO_3)_4] + 3H_2O$$

$$Au(OH)_3 + 4HCl \longrightarrow H[AuCl_4] + 3H_2O$$

2.4 – بعض مركبات الذهب

بنيته البلورية	اسم المركب
	$[AuCl_3]_2$
	$[AuBr_3]_2$
	بروميد الذهب *AuBr*
	يوديد الذهب *AuI*
	ثالث فلوريد الذهب AuF_3

3.4 – تفاعلاته

1.3.4 – تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل الذهب مع الكلور والبروم لتشـــكيل على الترتيب ثلاثي كلوريد الذهب وثلاثي بروميد الذهب، وفق التفاعلات التالية:

$$Au + 3Cl_2 \xrightarrow{150°C} 2AuCl_3$$

$$2Au_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2AuBr_{3(s)}$$

أما عند تفاعله مع اليود فإنه يعطي هاليده الأحادي وهو يوديد الذهب، وفق التفاعل التالي:

$$2Au_{(s)} + I_{2(g)} \longrightarrow 2AuI_{(s)}$$

كما يمكنه التفاعل مع الكلور كذلك لتشكيل معقد من $H[AuCl_4]$ وفق التفاعل التالي:

$$Au + \frac{3}{2}Cl_2 + HCl \longrightarrow H[AuCl_4]$$

2.3.4 – تفاعله مع الأحماض

الذهب فلز انتقالي يمكنه تشـكيل كاتيونات أحادية وثلاثية التكافؤ، أثناء انحلاله لا يمكن حل الذهب باسـتعمال أي حمض من الأحماض التالية منفردا: حمض الكبريت، حمض الكلور، أو حمض النيتروجين، غير أنه استعمل الماء الملكي الذي يشكل بمزج حجم من حمض النتروجين المركز مع ثلاثة أحجام من حمض الكلور المركز، يؤدي هذا الأخير إلى حل الذهب وفق التفاعل التالي:

$$Au + HNO_3 + 4HCl \longrightarrow H[AuCl_4] + NO + 2H_2O$$

3.3.4 – تفاعله مع المحاليل الأساسية

$$8Au + 8NaCN + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4Na[Au(CN)_2] + 4NaOH$$

$$2Au + 6H_2SeO_4 \longrightarrow Au_2(SeO_4)_3 + 3H_2SeO_3 + 3H_2O$$

$$Au(OH)_3 + 4HNO_3 \longrightarrow H[Au(NO_3)_4] + 3H_2O$$

5 – مجال استخدام الذهب

إن الخصائص الفريدة للذهب المتمثلة في ليونته وقابليته للسحـب والتشكيل، ومقاومته للتآكل، جعلته مناسباً للكثير من الأغراض فهو يخلط مع فلزات أخرى كالنحاس أو الفضة أو النيكل للحصول على سبائك أكثر متانة، ومع البلاتين يدخل في صنع الألياف الصناعية نظراً لكونها مقاومة جداً لفصل المواد الكيميائية، إن الذهب هو المعدن المفضل في العديد من المجالات مثل:

1.5 – في مجوهرات الزينة

كثر اسـتخدام الذهب في مجوهرات الزينة فيما يعرف بالذهب الأصـفر، ويتم ذلك عن طريق خلط الذهب مع النحاس والفضة والخارصين بنسب متفاوتة ينتج عنه عيارات الذهب المتعددة، ويتم قياس درجة نقاوة الذهب بالأجزاء (جزء من الألف) أو بالعيار حسب المقياس الأمريكي، فمثلاً درجة النقاوة 1000 تقابل العيار 24، ودرجة النقاوة 875 تقابل العيار 21، بينما 750 تقابل العيار 18، وعموما فإن اللون يميل إلى الشحوب كلما تم إنقاص رقم العيار أي نقصت كمية الذهب في السبيكة. أما الذهب الأبيض فهو ذهب ممزوج بالقصدير أو البلاديوم من أجل إكسابه اللون الأبيض ويستخدم الذهب الأبيض عادة لأطقم المجوهرات.

2.5 – في الطب

يستخدم في طب الأسنان نظرًا لليونته ومقاومته للتآكل في الفم، كما يستخدم محلول الذهب في علاج الروماتيزم والتهابات العظام، يستخدم الذهب المشع (198) في علاج بعض أنواع السرطان.

3.5 – في الاستثمار

العديد من أصحاب الذهب تخزنه في شكل سبائك أو في شكل قطع نقدية كوسيلة للتحوط ضد التضخم أو اضطرابات اقتصادية أخرى. ومع ذلك، فإن بعض خبراء الاقتصاد لا يعتقدون أن الذهب بمثابة تحوط ضد التضخم أو انخفاض قيمة العملة.

4.5 – في الصناعة

يستخدم الذهب كطبقة عاكسة على سطح بعض الأقراص المدمجة وكذلك كعاكس للإشعاعات الكهرومغناطيسية في مجال الضوء تحت الأحمر المرئي وأمواج الراديو.

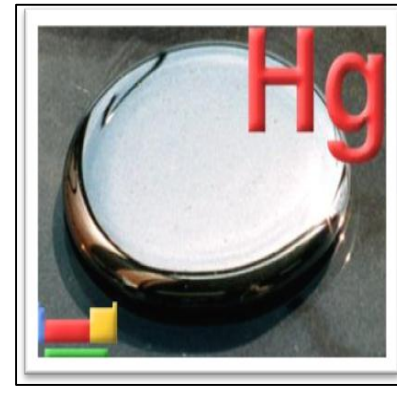
كما تستخدم أسلاك الذهب الدقيقة لوصل مكونات أنصاف النواقل، أما صفائحه الشفافة في زجاج الطائرات لمنع تشكيل الجليد على النوافذ.

6 – تأثير الذهب على الإنسان

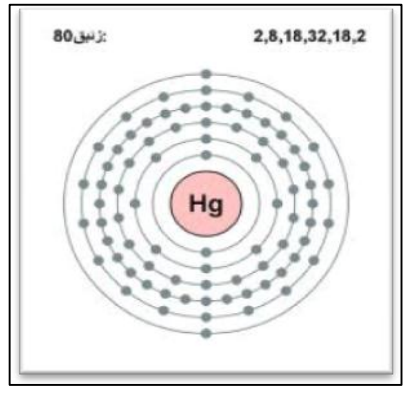
الذهب من الفلزات الثمينة ولا توجد له أية آثار سلبية على صحة الإنسان أو سامة ما عدا ردود الفعل من حساسية الجلد.

28 – عنصر الزئبق $^{201}_{80}Hg$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الزئبق

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	80
العدد الكتلي (A)	200
الوزن الذري الغرامي (g)	200,59
نصف القطر الذري (A°)	1,57
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	13,6
درجة الانصهار (C°)	38,4
درجة الغليان (C°)	357
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	1,007
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,0
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	0,011

1 – ما هو الزئبق؟

الزئبق فلز ذو لون أبيض لامع مائل إلى الفضي، يكون سائلا في درجة حرارة الغرفة، وإذا تم تسخينه ينتشر في الجو على شكل غاز عديم الرائحة واللون.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عرف الزئبق منذ أربعة آلاف سنة تقريبا في كل من الصين والهند، وبعد ذلك تم التعرف عليه في الاكتشافات الأثرية بمصر والتي تعود إلى سنة 1500 ق.م.

تقع أكبر ترسبات الزئبق في كل من إسبانيا والجزائر.

3 – طرق استحصاله

أ. يحضر الزئبق بواسطة تسخين كبريتيد الزئبق (HgS) في الهواء وثم تكثيف البخار الناتج، وفق التفاعل التالي:

$$HgS + O_2 \longrightarrow Hg + SO_2$$

ب. يمكن الكشف عن الزئبق بتسخين المادة المشتبه في احتوائها على الزئبق باستعمال كربونات الصوديوم اللامائية في وعاء زجاجي صغير وفي حالة احتواء تلك المادة على الزئبق فإنه يتكثف على شكل قطرات كروية.

4 – الخواص الكيميائية للزئبق

الزئبق لا يتفكك ولا يمكن إتلافه، يتحد مع عناصر أخرى ليشكل مركبات زئبقية لا عضوية يكون بعضها ذائبا في الماء، كما يتحد مع الكربون ليؤلف مركبات عضوية مثل: مثيل الزئبق.

1.4 – مركباته

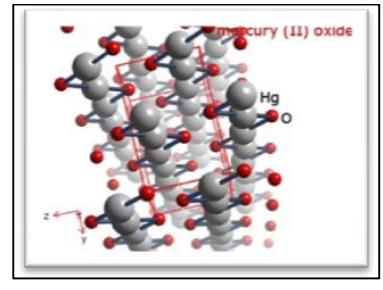
تتميز مركبات الزئبق (+1) التي تمت دراستها حتى الآن باحتوائها على ذرتين من الزئبق مرتبطتين ببعضها حيث تكون الصيغة العامة لهذه المركبات من الشكل (Hg_2A_2) عوضا عن الصيغة البسيطة (*HgA*)، وقد دلت الدراسات على أن محاليل الزئبق (+1) تحتوي على هذا العنصر على شكل أيونات ثنائية الذرة (Hg^{+2}).

ودلت الدراسات بالأشعة السينية أن البنية البلورية للعديد من أملاح الزئبق (+1) تحتوي على الأيونات (Hg^{2+}) حيث يكون طول الرابطة (*Hg – Hg*) ثابتا بغض النظر عن نوعية الأيون السالب المرتبط به، وبالفعل فإن مركبات الزئبق (+2) جميعها تتميز بمغناطيسية عكسية، الأمر

الذي يدل على أنها لا تحتوي على إلكترونات عازبة بينما يحتوي الأيون (Hg^{+}) على إلكترون عازب، مما يعطيه صفة المغناطيسية الطردية، ومن المركبات الشائعة للزئبق ما يلي:

1.1.4 – أكسيد الزئبق HgO

لهذا الأكسيد لونان أصفر أو أحمر حسب حجم دقائقه، الأصفر الذي حجم دقائقه أصغر وأقل ذوبانية في الماء من *HgO* الأحمر.



الشكل (1.28) بنية *HgO*

يحضر بعدة طرق، كالتفاعل المباشر بين الزئبق والأوكسجين في درجة حرارة تفوق 300C أو بإضافة أيون OH^{-} لمحاليل Hg^{2+} في الماء.

2.1.4 – هاليداته

يشكل الزئبق هالوجينات توافق الصيغتين Hg_2X_2 أو HgX_2.

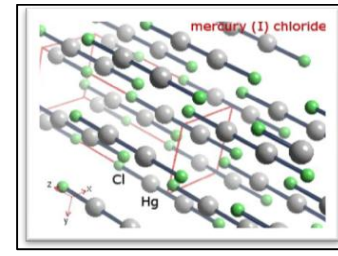
أ – كلوريد الزئبق (الكالوميل) Hg_2Cl_2

يعد الكالوميل من أهم هاليدات الزئبق (+1) نظرا لتطبيقاته العديدة في المختبر، الصناعة والطب، يحضر بعدة طرق نلخصها في التفاعلات التالية:

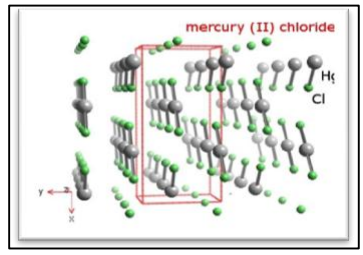
$$HgCl_2 + Hg \longrightarrow Hg_2Cl_2$$

$$HgCl_2 + Hg + 2NaCl \longrightarrow Hg_2Cl_2 + Na_2SO_4$$

$$Hg^{2+} + 2Cl^{-} \longrightarrow Hg_2Cl_2$$



الشكل (2.28) بنية Hg_2Cl_2



الشكل (3.28) بنية $HgCl_2$

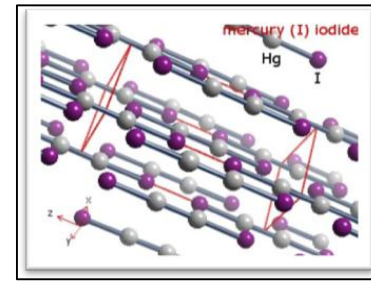
يتفاعل الكالوميل مع الأمونيا ليتشـــكل راســـب أســـود مؤلف من الزئبق الحر وكلوريد أميد الزئبق $HgNH_2Cl(+2)$.

$$Hg_2Cl_2 + 2NH_2 \longrightarrow HgNH_2Cl + Hg + NH_4Cl$$

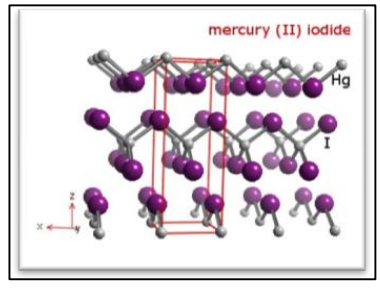
ب – إيوديد الزئبق Hg_2I_2

هو مركب أصفر اللون في الحالة النقية، يسود بفعل الضوء متحولا إلى HgI_2 و *Hg*.

بمعالجة إيوديد الزئبق بيوديد أساسي (مثل: *KI*) يتحول قسم منه إلى المعقد $[HgI_4]^{2-}$ ويترسب الزئبق الحر.



الشكل (4.28) بنية Hg_2I_2

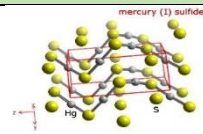
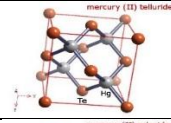
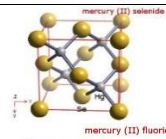
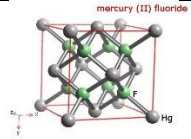
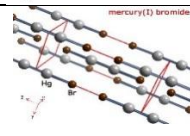


الشكل (5.28) بنية المعقد $[HgI_4]^{2-}$

3.1.4 – معقداته

لا تعرف للزئبق أحادي التكافؤ إلا بعض المعقدات وذلك بسبب عدم ميل الأيون Hg_2^{2-} إلى تشكيل روابط تساندية ولسهولة اختزاله وتأكسده الذاتيين، ولسهولة تشكيل معقدات ثابتة للأيون Hg^{2+} مع CN^- و I^- والأمينات RNH_2.

4.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
كبريتيد الزئبق HgS	
تيليريد الزئبق $HgTe$	
سيلينيد الزئبق $HgSe$	
ثنائي فلوريد الزئبق HgF_2	
ثنائي بروميد الزئبق Hg_2Br_2	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

يتفاعل الزئبق مع أكســـجين الهواء في درجات الحرارة المرتفعة ليعطي أكســـيد الزئبق وفق التفاعل التالي:

$$2Hg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2HgO_{(s)}$$ [أحمر]

2.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل الزئبق مع كل الهالوجينات ليعطي هاليدات الزئبق وفق التفاعلات التالية:

$$Hg_{(l)} + F_{2(g)} \longrightarrow HgF_{2(s)}$$ [أبيض]

$$Hg_{(l)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow HgCl_{2(s)}$$ [أبيض]

$$Hg_{(l)} + Br_{2(l)} \longrightarrow HgBr_{2(s)}$$ [أبيض]

$$Hg_{(l)} + I_{2(s)} \longrightarrow HgI_{2(s)}$$ [أحمر]

3.2.4 – تفاعله مع الأحماض

الزئبق لا يتفاعل مع الأحماض غير المؤكســـدة، لكن يمكن أن يتفاعل مع حمض الكبريتيك المركز H_2SO_4. كما بإمكانه أن ينحل في HNO_3 ليعطي نتريت الزئبق $Hg_2(NO_3)_2$.

5 – مجال استخدام الزئبق

يدخل الزئبق ومركباته في العديد من الاستخدامات، حيث يستعمل في المجالات:

أ. مجال الصناعة: مثل إنتاج مواد كغاز الكلور وصناعات الورق.

ب. ب مجال الكهرباء: مثل إنتاج المصابيح والبطاريات.

ت. المجال العلمي والكيماوي: مثل صناعات الأصباغ، إنتاج المحاليل ومبيدات الفطريات.

ث. المجال الصيدلاني: مثل صناعة بعض العقاقير.

ج. المجال الطبي: مثل استعماله في صنع حشوات الأسنان.

وقد ثبت اليوم عدم صحة الكثير من طرق استخداماته التقليدية وخطرها على الصحة.

6 – تأثيراته

1.6 – تأثير الزئبق على الإنسان

حتى الآن، لم يكتشف العلماء أن جسم الإنسان يحتاج لأي كمية من الزئبق، بل بالعكس فهو شديد السمية ويتراكم في الدماغ حيث قد يتسبب في تدمير الجهاز العصبي. لذلك ينصح بتجنب ملامسة الزئبق وحمله في اليد وكذلك ينصــح بتجنب الاقتراب منه لتفادي اســتنشــاق بخار الزئبق حيث غنه سريع التبخر. ويقدر نصف العمر للزئبق في الدماغ بـ 230 يومًا وفي بقية الجسم 70 يوما.

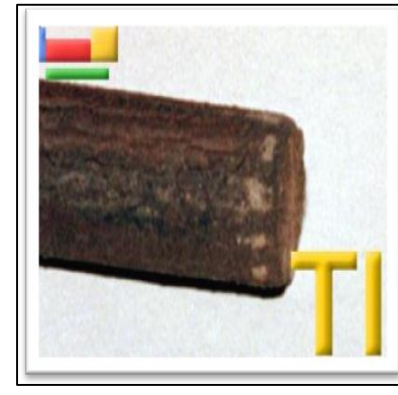
2.6 – تأثير الزئبق على البيئة

يشـــكل الزئبق أكبر ملوث لمياه المحيطات، البحار، الأنهار والبحيرات، والغريب في الأمر أن جزءًا كبيرًا من هذا التلوث يأتي من الطبيعة نفسها وليس من المخلفات الصناعية. فسنويًا ينطرح ما يقدره بعض المختصين بيـــن 4000 و10000 طن من الزئبق في البحار، 40% منها تقريبا طن من أســباب طبيعية مثل البراكين والنحت الطبيعي للصـــخور المتضـــمنة للزئبق، والباقي من المخلفات الصناعية وخصوصاً حرق القمامة واستهلاك الفحم الحجري وصنع الإسمنت. مثله مثل الماء، يتبخر الزئبق وينتشـــر مع الهواء وقد يســـافر إلى أماكن بعيدة جدًّا لكنه في النهاية يترســـب في البحار والبحيرات، وهنا تكمن المشكلة ذلك لأن الأسماك تمتص هذا المعدن ليتخزن في جسمها.

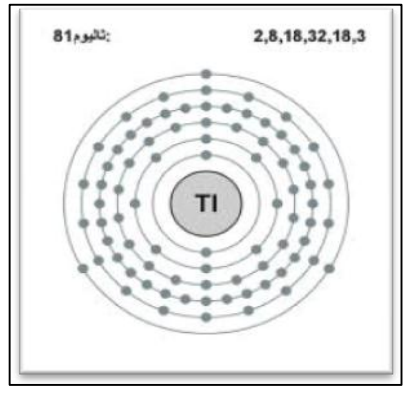
لذلك يجب الحذر عند استهلاك الأسماك ومعرفة من أين تم اصطيادها لتفادي الأماكن الملوثة، ربما مثل البحر الأبيض المتوسط والخليج العربي.

29 – عنصر التاليوم $^{201}_{81}Tl$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر التاليوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	81
العدد الكتلي (A)	204
الوزن الذري الغرامي (g)	204,37
نصف القطر الذري (A°)	1,71
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	11,85
درجة الانصهار (C°)	303
درجة الغليان (C°)	1475
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,589
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,62
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,055

1 – ما هو التاليوم؟

التاليوم معدن أبيض مزرق يشبه الرصاص في بعض مميزاته ولاسيما كثافته ودرجة انصهاره، وهو سم شديد ومركباته من المواد السامة جدا حتى ولو أخذت بجرعات صغيرة، إذ يكفي غرام واحد منه ليسبب الموت.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف التاليوم من قبل العالم الإنجليزي "وليام كروكس" في عام 1861م، وذلك بعد تحليله للنفايات المتبقية من صناعة حمض الكبريتيك باستعمال التحليل الطيفي، أطلق عليه اسم التاليوم ويعني باللاتينية الغصن الأخضر الغض.

يوجد بنسبة 0,0003% في القشرة الأرضية، كما يوجد أيضا في أجسام العديد من الحيوانات والنباتات التي تعيش على كوكبنا، فهو أكثر ما يوجد في قناديل البحر ونجومه وغيرها من سكان مملكة أعماق البحار، يتمركز على اليابسة في النباتات التي تختزنه أثناء نشاطها الحيوي، ومنها الشمندر السكري الذي يستطيع جمع التاليوم من الأرض مهما كان تركيزه قليلا فيها ثم يخزنه في جسمه.

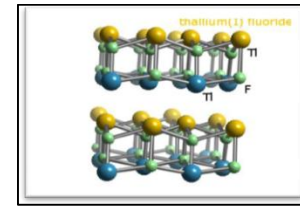
3 – طرق استحصاله

يوجد التاليوم بكميات ضئيلة مع فلزات أخرى، وعلى هذا الأساس يكون من المستحيل عمليا اقتفاء أثره بطريقة كيميائية، ولكن يمكن تحقيق ذلك بفضل الحساسية العالية للطرق الطيفية، كما يحضر كناتج ثانوي أثناء إنتاج الرصاص والزنك وعدد من العناصر الأخرى.

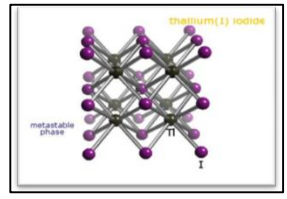
4 – الخواص الكيميائية للتاليوم

يعرف للتاليوم مركبات هالوجينية أحادية التكافؤ من بينها *TlF* و *TlI* و *TlBr*، لها استخدامات عديدة، كما أن خواصها تتغير تبعا لتغير ظروف الضغط ودرجة الحرارة، فعند الظروف العادية يعمل هاليد التاليوم أحادي التكافؤ (*TlX*) كعازل كهربائي ولكنه يتحول إلى موصل للكهرباء.

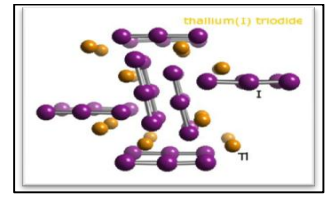
عند الضغط العالي ولكن يقل التوصيل بارتفاع درجة الحرارة. وجدير بالذكر أن ثلاثي يوديد التاليوم TlI_3 لا يعد ثلاثي التكافؤ فقد أثبتت الدراسات التي أجريت على هذه المادة أنه يوديد أحادي التكافؤ لأنه يحتوي على أيون ثلاثي اليوديد I^{3-} وهو أيون أحادي التكافؤ، يتكون في محلول من خليط به TI^{3+} و I^- حيث يقوم TI^{3+} بأكسدة أيون اليوديد I^-.



الشكل (2.29) بنية *TlF*

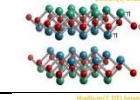
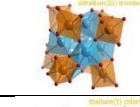
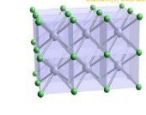
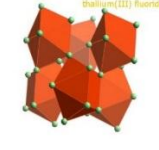


الشــكل (2.29) بنية *TlI*



الشكل (3.29) بنية TlI_3

1.4 – مركبات أخرى للتاليوم

اسم المركب	بنيته البلورية
أكسيد ثاني التاليوم Tl_2O	
رباعي بروميد ثاني التاليوم Tl_2Br_4	
ثلاثي أكسيد ثنائي التاليوم Tl_2O_3	
كلوريد التاليوم *TlCl*	
ثلاثي فلوريد التاليوم TlF_3	

5 – مجال استخدام التاليوم

أ. استخدم في أول مرة في ألمانيا لصناعة دواء سام ضد القوارض، الجرذان وبعض الحشرات.

ب. يستخدم كوسيط فعال في العديد من التفاعلات العضوية (أكاسيده ومركباته).

ت. يشكل باتحاده مع الرصاص، القصدير والأنتموان مادة لا تتأثر بالأحماض تستعمل في تلبيس الأنابيب الموجودة تحت سطح الأرض.

ث. هيدروكسي كبريتيد التاليوم يغير من ناقليته الكهربائية تحت تأثير الضوء خاصة الأشعة تحت الحمراء، فصممت بناءا على ذلك خلايا ضوئية استخدمت في أجهزة الإنذار المخصصة للعمل في الضباب الكثيف، وفي المصابيح الكاشفة التي تعمل على الأشعة تحت الحمراء التي ترشد الطيار إلى مكان الهبوط في المطار، وفي وحدات البحث ليلا عن الأجسام التي تشع الحرارة وأجهزة قياس الإشعاع الصادر عن النجوم.

ج. تدخل أملاح التاليوم في تركيب أنواع خاصة من الزجاج الملون الذي يتصف بقرينة انكسار كبيرة.

ح. تصنع من البلورات الأحادية لأملاح التاليوم عدسات ومواشير تعمل في مجال الطيف تحت الأحمر والأجهزة العسكرية مناظير التحليل الطبيعي.

خ. تستخدم أبخرة التاليوم والأرغون في ملء المصابيح وأنابيب لوحات الإعلانات.

6 – تأثير التاليوم في الإنسان

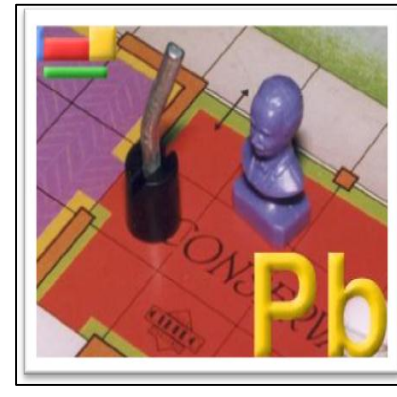
التاليوم ومركباته غالبا ما يكون شديد السمية، إذ أن ملامسته للجلد تسبب الأمراض ولا بدّ من وجود تهوية كافية أثناء إذابة هذا المعدن.

ومن أسباب سمية التاليوم، حين تواجده في محلول مائي يكون على شكل شوارد أحادية التكافؤ، وتبدو مشابهة لكاتيونات الفلزات الأساسية القلوية خاصة البوتاسيوم، وعلى هذا يكمن دخوله إلى الجسم عن طريق مسارات امتصاص البوتاسيوم ويقوم بتعطيل عمليات خلوية كثيرة.

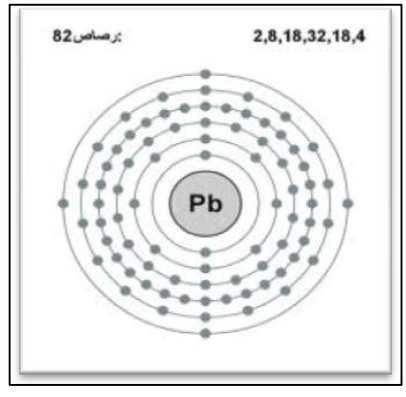
تتجلى أعراض التعرض إلى التاليوم في اضطرابات معدية ومعوية خطيرة تبدأ بالغثيان، الإسهال والقيء، وبعد عام تقريبا تصاب العينين بالتهاب مما يؤدي إلى العمى الكلي والدائم وانقطاع الطمث لدى المرأة واختفاء الحيوانات المنوية لدى الرجل، وفي المرحلة الأخيرة من التسمم يتأثر الجهاز العصبي المركزي إذ يحدث انحطاط عام، غيبوبة، هذيان، تشنجات مختلفة، التهاب الأعصاب فرط في الحساسية في مستوى الأطراف السفلية حتى يصبح المصاب لا يحتمل الغطاء الذي يغطي جسمه (لباسه)، وتنتهي هذه المرحلة بموت المصاب بالاختناق نتيجة الاضطرابات التنفسية.

30 – عنصر الرصاص $^{207}_{82}Pb$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الرصاص

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	82
العدد الكتلي (A)	207
الوزن الذري الغرامي (g)	207,19
نصف القطر الذري (A°)	1,75
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	11,4
درجة الانصهار (C°)	327,4
درجة الغليان (C°)	1725
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,716
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,82
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,046

1 – ما هو الرصاص؟

هو فلز ناعم الملمس (لين) مرن لونه رمادي، قابل للسحب والطرق، موصل رديء للحرارة والكهرباء ومقاوم للتآكل، وعند تسخينه برفق يتحول إلى ثقوب أو قوالب حلقية ويعتبر أول الفلزات التي صهرها الإنسان، فالمواسير الرصاصية التي صنعها الرومان ما زالت تستخدم حتى وقتنا الحالي.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يوجد الرصاص في الطبيعة داخل الصخور، التربة، النباتات والحيوانات، ويوجد بشكل نمطي مشتركا مع عناصر أخرى في صيغة أملاح رصاص ينحل بعضها في الماء.

تختلف كميات الرصاص في الطبقات السطحية بشكل كبير، ويمكن أن تكون أعلى بكثير تبعا للأنشطة البشرية.

3 – طرق استحصاله

يحضر الرصاص من الغالينا *PbS* بعد فصل المواد الترابية بعدة طرق نذكر منها:

1.3 – طريقة الاختزال الذاتي

تسخن الغالينا في فرن عاكس بدرجة حرارة 500°م و 600°م، بتمرير تيار من الهواء الساخن عليها، فتتحول جزئيا إلى أكسيد وكبريتات الرصاص وفق التفاعل التالي:

$$PbS + 2PbO \longrightarrow 3PbO + SO_2$$

$$PbS + 2O_2 \longrightarrow 2Pb + 2SO_2$$

وفي المرحلة الثانية ترفع درجة حرارة المزيج قي جو خال من الهواء فيتحرر الرصاص من الغالينا المتبقية ومن أكسيده وكبريتاته وفق التفاعلين:

$$PbS + 2PbO \longrightarrow 3PbO + SO_4$$

$$PbS + 2O_2 \longrightarrow 3Pb + 2SO_2$$

2.3 – يحضر الرصاص بتسخين الغالينا مع الحديد في فرن الرصاص وفق التفاعل التالي :

$$PbS + Fe \longrightarrow FeS + Pb$$

3.3 – يستخرج الرصاص من الغالينا حسب طريقة التحليل الكهربائي حيث يتحرر الرصاص من الكاتود والكبريت على الآنود.

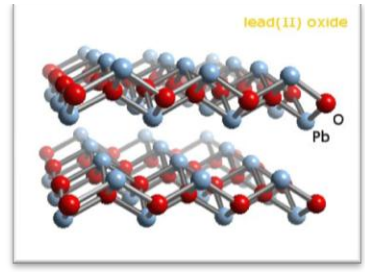
4 – الخواص الكيميائية للرصاص

1.4 – مركباته

1.1.4 – أكاسيده

أ – أكسيد الرصاص (PbO)

يحضر بتمرير تيار من الهواء غير مصهور الرصاص وهيدروكسيد الصوديوم، كما يمكن تحضيره بالتفكيك الحراري لنترات الرصاص أو كربونات الرصاص.



الشكل (1.30) بنية *PbO*

$$Pb(NO_3) \longrightarrow PbO + 2NO_2 + \frac{1}{2}O_2$$

$$PbCO_3 \longrightarrow PbO + CO_2$$

يعرف لأكسيد الرصاص حالتين بلوريتين وهما:

– أكسيد الرصاص الأصفر الذي يتبلور حسب نظام المعين Rhombic.

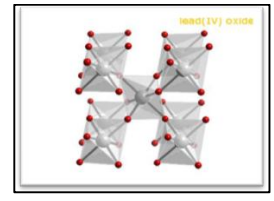
– أكسيد الرصاص الأحمر يتبلور حسب النظام الرباعي Tetragonal ويتم التحول من حالة إلى أخرى في الدرجة 488°C، كل منهما ضعيف الانحلال في الماء.

ب – ثاني أكسيد الرصاص (PbO_2)

يحضر بأكسدة أملاح الرصاص بطريقة التحليل الكهربائي أو بتأثير الكلور أو البروم أو أملاح الكلوريت في وسط قاعدي:

$$Pb^{2+} + Cl_2 + 6H_2O \longrightarrow PbO_2 + 2Cl^- + 4H_3O^+$$

$$Pb^{2+} + ClO + 2H_2O \longrightarrow PbO_2 + Cl^- + 2H_3O^+$$



الشكل (2.30) بنية PbO_2

يتفاعل ثاني أكسيد الرصاص PbO_2 مع الأكاسيد ذات الصفة الأساسية مشكلا أملاحه تحتوي على أيونات من نوع PbO_4^{4-} و PbO_3^{2-} و $[Pb(OH)]^{2-}$ التي توافق الأحماض التالية:

H_4PbO_4 ، H_2PbO_3 و $H_2[Pb(OH)_6]$

يعتبر ثاني أكسيد الرصاص مؤكسدا قويا في الأوساط الحمضية.

$$PbO_2 + 4H_3O^+ + 2e^- \longrightarrow Pb^{2+} + 6H_2O$$

لذلك يؤكسد PbO_2 الكثير من المواد.

$$PbO_2 + SO_2 \longrightarrow PbSO_4$$

$$PbO_2 + 4HCl \longrightarrow PbCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

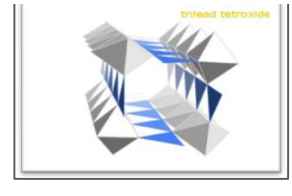
$$5PbO_2 + 2Mn^{2+} + 4H_3O^+ \longrightarrow MnO_4^- + 5Pb^{2+} + 6H_2O$$

$$3PbO_2 + 2Cr(OH)_3 + 7KOH \longrightarrow 2K_2CrO_4 + 3K[Pb(OH)_3] + 2H_2O$$

يستعمل مسحوق ثاني أكسيد الرصاص الممزوج بالكبريت والفوسفور الأحمر في صنع أعواد الثقاب.

ج – رباعي أكسيد ثلاثي الرصاص (Pb_3O_4): (أكسيد الرصاص الأحمر)

ينتج بتسخين أكسيد الرصاص *PbO* في الهواء بالدرجة 500°م، الذي يعد كناتج لاتحاد ثنائي أكسيد ثنائي الرصاص Pb_2O_2 مع أكسيد الرصاص *PbO*. لا ينحل الأكسيد Pb_3O_4 في الماء، لكنه ينحل في مصهور نترات البوتاسيوم، يتفكك هذا الأكسيد بتسخينه في الدرجة 400°م، وفي الفراغ يحرر الأكسجين.



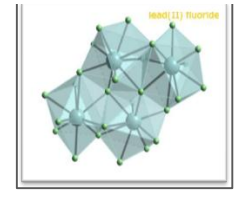
الشكل (3.30) بنية Pb_3O_4

ويحدث هذا التفكك نفســـه في الهواء بدءا من الدرجة 550°م التي يكون فيها الضـــغط الجزئي للأكسجين 0,2 جو.

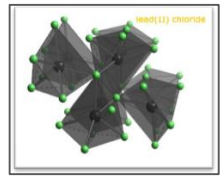
يتفاعل الأكسيد Pb_3O_4 مع HNO_3 الممدد مكونا ثنائي أكسيد الرصاص ونترات الرصاص ذي درجة اكســدة (+2)، وتبين خواص الأكاســيد أنه ليس مجرد مزيج من الأكســيدين PbO_2 و *PbO*، إنما يمكن اعتباره كملح رصاصات الرصاص $Pb_2[PbO_4]$.

2.1.4 – هاليداته

تحضــر الهاليدات بتأثير PbX_2 بتأثير الحمض الموافق *HX* على أحد مركبات الرصــاص (+2) فمثلا المركبان PbF_2 و $PbCl_2$، المبينان في الصورتين الموالیتين:



الشكل (4.30) بنية PbF_2



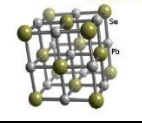
الشـــكل (5.30) بنية $PbCl_2$

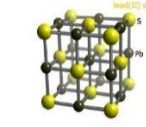
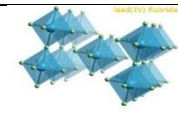
يحضران وفق التفاعلان التاليان:

$$Pb(NO_3)_2 + 2HF \longrightarrow PbF_2 + 2HNO_3$$

$$PbO + 2HCl \longrightarrow PbCl_2 + H_2O$$

3.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثنائي يوديد الرصاص PbI_2	
ثنائي سيلينيد الرصاص *PbSe*	

اسم المركب	بنيته البلورية
ثنائي كبريتيد الرصاص PbS	
رباعي فلوريد الرصاص PbF_4	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

سطح الرصاص المعدني محمي بطبقة من أكسيده، فهو لا يتفاعل مع الهواء. أما إذا قمنا بتسخينه في درجات 600°م إلى 800°م في وجود الأكسجين فهو يتفاعل معه وفق التفاعل التالي:

$$2Pb_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2PbO_{(s)}$$

2.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

في درجة حرارة الغرفة يتفاعل الرصاص مع الكلور والفلور لتشكيل هاليداته السامة وفق التفاعلات التالية:

$$Pb_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow PbCl_{2(s)}$$

$$Pb_{(s)} + F_{2(g)} \longrightarrow PbF_{2(s)}$$

5 – مجال استخدام الرصاص

لقد أستخدم الرصاص في تطبيقات متنوعة منذ آلاف السنين، والاستخدام الرئيسي حاليا يتمثل في إنتاج عدة أنماط من البطاريات ويستعمل في:

أ. إنتاج الذخائر الحربية ومنتجات معدنية (صفائح ولحام وأنابيب) وتجهيزات طبية (واقيات الإشعاع ومعدات خارجية)، وكذلك الدهانات والخزف المزجج والتجهيزات العلمية.

ب. يستخدم في صناعة الزجاج شديد الدقة في الليزرات وفي التجهيزات البصرية الأخرى.

ت. يستعمل الرصاص في تغليف السطوح المنزلية (على شكل أوراق) وفي مجال الصناعة الكيميائية كمقاوم للتآكل.

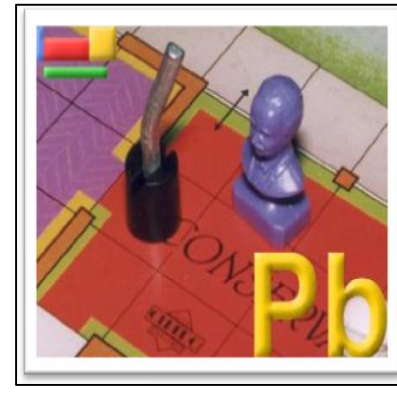
نظرا لكون الرصاص من العناصر الثقيلة غير المشعة فيستعمل لكبح الإشعاعات النووية وامتصاصها. أما فيما يخص مركباته التي نذكر مها رباعي اثيل الرصاص ورباعي ميثيل الرصاص استخدمت لسنوات عديدة في البنزن بغية رفع رقم الأوكتان فيه.

6 – تأثير الرصاص على الإنسان

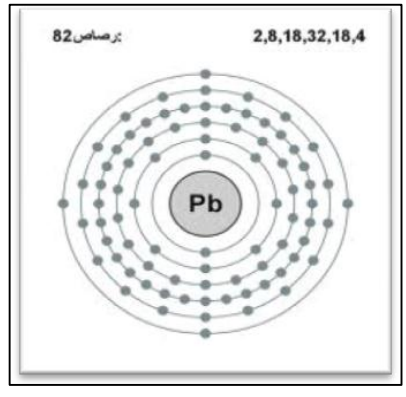
بالنظر إلى الانتشار الواسع للرصاص في البيئة فهو يدخل الجسم عن طريق استنشاق الهواء، شرب الماء وتناول الطعام، فتتوضع جسيماته في الرئتين وعادة ما تخرج الجسيمات المتوضعة في الجزء العلوي من الرئتين عن طريق السعال، أما المتوضعة عميقا في الرئتين فتنحل سامحة للرصاص بالدخول إلى مجرى الدم، ويشار إلى أنه لدى البالغين يغادر الجسم أثناء الطرح 99% من الرصاص الداخل إلى مجرى الدم، أما ما تبقى فإنه يخزن في العظام والأسنان، وبالنسبة للأطفال فإن حوالي 70% من الرصاص سيبقى في الجسم ليختزن بشكل رئيسي في العظام.

31 – عنصر البزموث $^{209}_{83}Bi$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر البزموث

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	83
العدد الكتلي (A)	208
الوزن الذري الغرامي (g)	208,98
نصف القطر الذري (A°)	1,7
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	9,8
درجة الانصهار (C°)	271,3
درجة الغليان (C°)	1560
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,703
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,02
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,099

1 – ما هو البزموث؟

البزموث فلز لامع ذو لون أبيض محمر، ناقل للكهرباء والحرارة، هش يمكن تحويله بسهولة إلى مسحوق، يكون في الحالة العادية على شكل جزيئات Bi_2 ، تزداد مقاومته الكهربائية تحت الحقل المغناطيسي وتنخفض مرتين بعد انصهاره، ولكنها ترتفع فجأة أثناء تبريده، وبفضل بنيته البلورية الخاصة فهو يتمدد أثناء تجمده بعكس الفلزات الأخرى وينجم عن هذا ظاهرة أخرى وهي تحوله بسهولة إلى حالة سائلة كلما ازداد الضغط.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل الفرنسي "**كلود جيو فراي**" اشتق اسمه من الألمانية Weisse masse، بمعنى كتلة بيضاء وهذا راجع إلى لونه.

3 – طرق استحصاله

يسخن الخام المحتوي على البزموث بالهواء في درجات حرارة منخفضة، ثم يختزل بالكربون، أما خامات الكبريتيد تحتزل بالحديد.

4 – الخواص الكيميائية للبزموث

1.4 – مركباته

1.1.4 – أكاسيده

أ – أحادي أكسيد البزموث *BiO*

يتكون بتسخين أكسالات أساسية وفق التفاعل التالي:

$$(BiO_2)_2C_2O_4 \longrightarrow 2BiO + 2CO_2$$

يتحول هذا الأكسيد إلى ثلاثي أكسيد ثنائي البزموث عند تسخينه في الهواء وفق التفاعل:

$$4BiO + O_2 \longrightarrow 2Bi_2O_3$$

يوجد ثالث أكسيد ثنائي البزموث طبيعيا على هيئة مسحوق أصفر اللون، يتكون أيضا عند تسخين نترات البزموث أو كربونات البزموث عند حرارة عالية، وفق التفاعل التالي:

$$Bi_2(CO_3)_3 \longrightarrow Bi_2O_3 + 3CO_2$$

هذا الأخير في الأحماض وليست له أي خصائص حمضية.

ب – خماسي أكسيد ثنائي البزموث Bi_2O_5

يحضر بأكسدة Bi_2O_3 بمؤكسد قوي مثل $KMnO_4$ أو *NaOCl* في وسط أساسي أو بتفاعل أملاح البزموثات مع HNO_3 ويتشكل Bi_2O_3 مع هيدروكسيدات المعادن الأساسية المركزة أملاح بزموث المعادن المقابلة مثل $NaBiO_3$ أو Na_3BiO_4 .

2.1.4 – هاليدات البزموث

أ – أحادي كلوريد البزموث BiCl

يتكون عند اتحاد البزموث مباشرة مع غاز الكلور لكنه سريعا ما ينحل إلى البزموث وثالث كلوريد البزموث:

$$2Bi + Cl_2 \longrightarrow 2BiCl$$

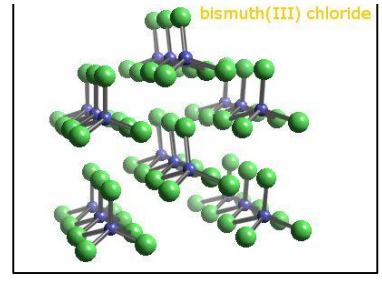
ب – ثالث كلوريد البزموث $BiCl_3$

يحضر بالتفاعل المباشر بين غاز الكلور والبزموث، يكون على هيئة سائل أصفر تتسامى منه عند تسخينه بعض البلورات التي تنصهر عند 223°م، ويتحول ثالث كلوريد البزموث عند معاملته بالماء إلى أكسي كلوريد البزموث وفق التفاعل التالي:

$$BiCl_3 + H_2O \longrightarrow BiOCl + 2HCl$$

كما يتفاعل ثالث كلوريد البزموث مع غاز الكلور مكونا رابع كلوريد البزموث.

$$2BiCl_3 + Cl_2 \longrightarrow 2BiCl_4$$



الشكل (1.31) بنية $BiCl_3$

3.1.4 – مركباته مع الكبريت

أ – أحادي كبريتيد البزموث BiS

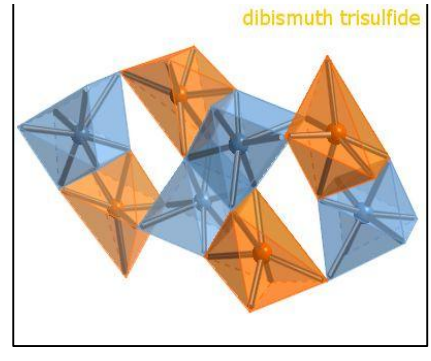
يتكون عند إمرار غاز كبريتيد الهيدروجين في محلول قلوي من ترترات البزموث والبوتاســـيوم، وذلك في وجود كلوريد القصديروز.

ب – ثلاثي كبريتيد ثنائي البزموث Bi_2S_3

يحضر على شكل بلورات رمادية وذلك بصهر البزموث مع الكبريت، وكما يمكن تحضيره على شكل راسب بني مسود وذلك بتمرير غاز كبريتيد الهيدروجين في محلول يحتوي على الأيونات Bi^{3+} وفق التفاعل التالي:

$$2Bi^{3+} + 3H_2S \longrightarrow Bi_2S_3 + 6H_3O^+$$

لا يذوب Bi_2S_3 بعكس كبريتيد الزرنيخ وكبريتيد الأنتموان في المحاليل المحتوية على الأيونات S^{-2}.



الشكل (2.31) بنية Bi_2S_3

4.1.4 – ثلاثي هيدريد البزموث BiH_3

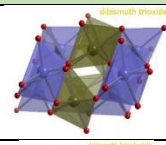
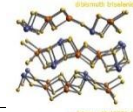
يحضر بتأثير حمض *HCl* على أشباه من البزموث والمغنيزيوم:

$$Mg_3Bi_2 + HCl \longrightarrow 3MgCl_2 + 2BiH_3$$

5.1.4 – هيدروكسيد البزموث $Bi(OH)_3$

يحضر بترسيبه على شكل راسب أبيض وذلك بإضافة محلول هيدروكسيد معدن أساسي على محاليل أملاح البزموث، ويتحول بالتسخين في درجة حرارة تقدر بـ 100°م.

6.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثلاثي أكسيد ثنائي البزموث Bi_2O_3	
ثلاثي سيلينيد ثنائي البزموث Bi_2Se_3	
ثلاثي فلوريد البزموث BiF_3	
خماسي فلوريد البزموث BiF_5	
ثلاثي بروميد البزموث $BiBr_3$	

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

عند التسخين يتفاعل البزموث مع الهواء لتشكيل ثلاثي أكسيد البزموث، ويصحب هذا التفاعل شعلة بيضاء:

$$4Bi_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Bi_2O_{3(s)}$$

2.2.4 – تفاعله مع الماء

يمكن للبزموث كذلك أن يتفاعل مع الماء لتشكيل ثلاثي أكسيد البزموث وفق التفاعل التالي:

$$2Bi_{(s)} + 3H_2O_{(g)} \longrightarrow Bi_2O_{3(s)} + 3H_{2(g)}$$

3.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

البزموث يتفاعل مع الفلور لتشكيل خماسي فلوريد البزموث وفق التفاعل التالي:

$$2Bi_{(s)} + 5F_{2(g)} \longrightarrow 2BiF_{5(s)}$$

كما يمكن له أن يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكيل ثلاثي هاليد البزموث وفق التفاعلات التالية:

$$2Bi_{(s)} + 3F_{2(g)} \longrightarrow 2BiF_{3(s)}$$

$$2Bi_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2BiCl_{3(s)}$$

$$2Bi_{(s)} + 3Br_{2(g)} \longrightarrow 2BiBr_{3(s)}$$

$$2Bi_{(s)} + 3I_{2(g)} \longrightarrow 2BiI_{3(s)}$$

4.2.4 – تفاعله مع الأحماض

يتفاعل البزموث مع حمض الكبريتيك المركز أو حمض النتريك المركز وفي وجود حمض الهيدروكلوريك لتشكيل محاليل تحتوي على أيون البزموث وفق التفاعل التالي:

$$4Bi_{(s)} + 3O_{2(g)} + 12HCl_{(aq)} \longrightarrow 4BiCl_{3(aq)} + 6H_2O_{(l)}$$

5 – مجال استخدام البزموث

أ. يستعمل في مجال الطب حيث دخل بشكل كبير في العديد من الأدوية، المراهيم والمساحيق التي تستعمل كمواد مطهرة أثناء معالجة الأمراض الجلدية، أمراض جهاز الهظم والتئام الحروق والجروح.

ب. يستعمل أيضا في مجال الصناعة، فسبيكة (وود) المعروفة أنها مزيج من البزموث، الرصاص، القصدير والكاديميوم، تساعد على إحكام الزجاج بالمعدن، ويصنع من هذه السبيكة المغناطيس وذلك بإضافة المنغنيز لها.

ت. إن لمركبات البزموث مع التوليوم فائدة في صنع المولدات الكهربائية لتحويل الطاقة الحرارية إلى طاقة كهربائية، كما تضاف مركباته إلى الزجاج عندما يراد رفع قرينة إنكساره.

ث. أما أملاح البزموث فهي تستعمل في صنع الدهانات الخاصة بإشارات المرور حيث تجعلها تلمع عندما يسقط عليها الضوء الصادر عن السيارات.

ج. يستعمل البزموث في مجال الزينة منذ القدم في صناعة أصبغة الشعر ومواد التجميل فمثلا أملاح البزموث يصنع منها أحمر الشفاه.

6 – تأثير البزموث في جسم الإنسان

فلز البزموث وأملاحه تسبب ضمور الكلى على الرغم من أن درجة الضمور هذه عادة لا تكون حادة، لكن الجرعات الكبيرة منه مميتة.

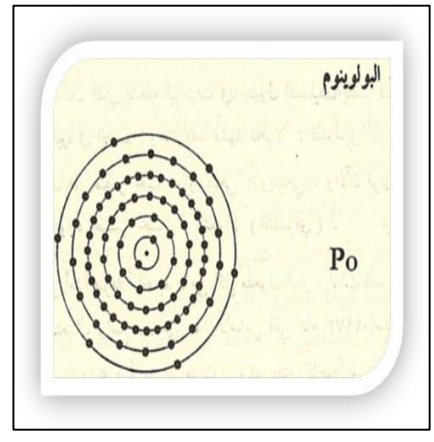
ومن آثاره السامة:

- إحساس بعدم الإرتياح.
- نزول زلال أو مواد بروتينية في البول.
- الإسهال.
- إضطرابات الجلد وفي بعض الأحيان الالتهاب الحاد للطبقة الخارجية للجلد.

لا يعتبر البزموث من العوامل المسرطنة

32 – عنصر البلونيوم $^{210}_{84}Po$

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر البلونيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	84
العدد الكتلي (A)	210
الوزن الذري الغرامي (g)	210,0
نصف القطر الذري (A°)	1,76
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	9,2
درجة الانصهار (C°)	254
درجة الغليان (C°)	–
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,812
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,0
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	0,020

1 – ما هو البلونيوم؟

البلونيوم فلز متطاير نوعا ما، مشـــعٌ، يعرف له أكثر من 25 نظيرا تتراوح كتلها الذرية ما بين 192 و218، أغلب هذه النظائر مشعٌ.

البلونيوم مصـــدر حراري لأدوات القدرة الكهربائية الحرارية من أجل التطبيقات الفضـــائية؛ فيكفي أن نحيط كمية صغيرة من هذا الفلز بغلاف معدني كي يسخن هذا الأخير.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـف من قبل الزوجان "**بيh**ر" و "**ماري كيوري**" في فرنسـا، ومنحت "**ماري**" اسـم وطنها الأصـلي بولندا (مسـقط رأسـها) اسـما لهذا العنصـر، يوجد البلونيوم بكميات قليلة جدا في القشـرة الأرضـية، ملتصقا مع المعادن المحتوية على الراديوم.

3 – طرق استحصاله

يحضـر من قصـف البزموث بالنترونات، أو من انشـطار الراديوم، كما يمكن تحضـيره من المعالجة الكيميائية لخامات اليورانيوم.

4 – مجال استخدام عنصر البلونيوم

أ. يستخدم البلونيوم بشكل أساسي في صناعة أدوات مصممة للتخلص من الكهرباء الساكنة.

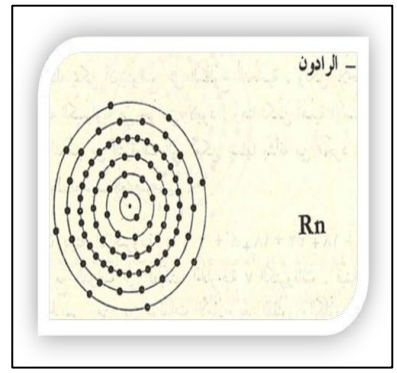
ب. يســـتخدم النظير(−210) في الفرش لازالـة الغبـار من الأفلام الفوتوغرافيـة وعدســـات الكميرات.

5 – تأثير البلونيوم على الإنسان

لا يكون البلونيوم خطرا صحيا على الإنسان إلا في حالة دخوله إلى الجسم عن طريق بلع الأطعمة أواستنشاق الغبار المحتوي عليه.

33 – عنصر الرادون $^{222}_{85}Rn$

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الرادون

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	86
العدد الكتلي (A)	222
الوزن الذري الغرامي (g)	222,01
نصف القطر الذري (A°)	1,2
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	9,72
درجة الانصهار (C°)	−71
درجة الغليان (C°)	−61,8
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	1,037
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	–
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	–

1 – ما هو الرادون؟

الرادون غاز مشعٌّ عديم اللون، والطعم والرائحة، ويعد من مصادر الإشعاع الذري الطبيعي الذي يتولد في سلسلة تحلل اليورانيوم (238).

ينتمي الرادون إلى عائلة الغازات النبيلة فذراته نادرا ما تتفاعل، لذلك يمكنها أن تنتشر بحرية عبر كل المواد النفوذة للغازات لأنها خاملة كيميائيا.

لا يمكن الكشف عن غاز الرادون بالحواس البشرية، لذلك يعتمد في الكشف عنه بشكل رئيسي على كشف الأشعة المرافقة لتفككه وتفكك وليداته.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يتواجد الرادون بشكل طبيعي تقريبا في كل مكان، والمصدر الرئيسي للرادون 222 هو تربة الأرض وصخورها القريبة من السطح، حيث يشكل الرادون المتولد نتيجة التحلل الإشعاعي لليورانيوم 238 بنسبة 80% على الأقل من غاز الرادون.

المصدر الثاني هو المياه الجوفية، حيث تبيّن أن الرادون الناتج عن الماء يشكل مشكلة في الأبنية التي يستخدم فيها مياه الآبار بشكل مباشر، أما المصدر الثالث فيتمثل في مواد البناء المستخدمة في المساكن التي تطلق غاز الرادون نتيجة التحلل الإشعاعي للراديوم الذي تحتوي.

3 – طرق استحصاله

يحضر من اللاإنشطار النووي لعنصر الراديوم.

4 – الخواص الكيميائية لعنصر الرادون

للرادون التركيب الإلكتروني $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^{2}6p^{6}$، ذرات هذا العنصر ذات تركيب إلكتروني مكتمل وهذا يعني أنها مستقرة استقرارًا تامًّا، فهي غير ميالة للارتباط مع نفسها لتشكيل جزيئات ثنائية وحتى مع غيرها من العناصر، وإنما توجد بشكل ذرات منفصلة، لهذا دعي بالغاز الخامل.

5 – مجال استخدام الرادون

هناك استخدامات عديدة لغاز الرادون، فقد سجل قياس الرادون نجاحات كبيرة في اكتشاف وتقدير خامات اليورانيوم والثوريوم، وأجريت دراسات لا يزال بعضها مستمرا لتحري إمكانية استخدام قياس الرادون في توقع حدوث الزلازل والأنشطة البركانية، غير أنه لاتزال هناك صعوبات في هذا الطريق.

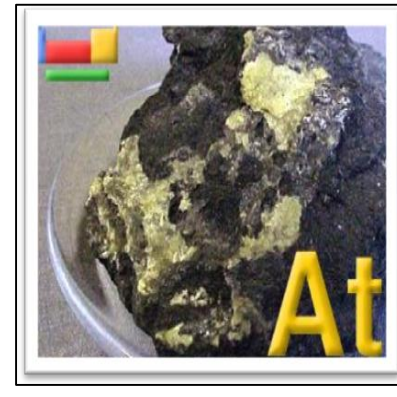
6 – تأثير الرادون على صحة الإنسان

تكمن الآثار الصـــحية للرادون في جســيمات ألفا الصـــادرة عنه وعن نواتج تفككه، حيث تمتلك هذه الجسيمات الطاقة الكافية لتخترق النسيج الداخلي لخلايا الجسم وتخربها، هناك طريقتان يمكن للرادون ونواتج تفككه أن تدخل جسم الإنسان وهما التنفس والهضم، ويعتقد أن الهضم ليس خطرا حيث وجود الطعام في المعدة ولو بسماكة لا تتجاوز 1,5 mm يمكن أن يوقف معظم جسيمات ألفا الصادرة عن تفكك الرادون ووليداتـه، فهو إمـا أن ينتقل إلى الـدورة الـدمويـة أو يعود ويخرج من الرئـة عن طريق الزفير، أما إذا استنشق الرادون فيدخل إلى الرئة ويتفكك بداخلها فيؤذيها.

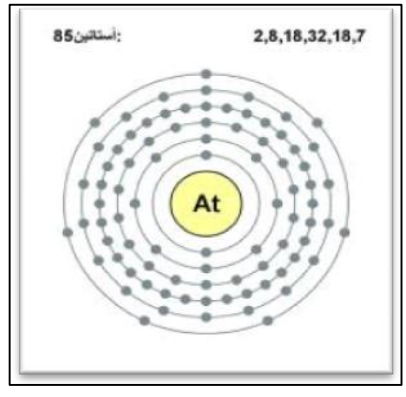
لقد ورد عن إحدى اللجان المكلفة بدراسـة التأثير البيولوجي للأشـعة المؤينة أنّ 10% من الإصـابات الســرطانية هي نتيجة غاز الرادون، وأكثر المنتضـــرين هم عمال المناجم إذ أن الهواء داخل المنجم مغبر بشـــكل كبير مما يزيد من تعلق نواتج تفكك الرادون ويغير من معامل التوازن كما يكون تنفس العمال خلال عملهم عميقا مقارنة معه خارج المنجم

34 – عنصر الأستاتين $^{210}_{85}At$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الأستاتين

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	85
العدد الكتلي (A)	210
الوزن الذري الغرامي (g)	210
نصف القطر الذري (A°)	–
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	–
درجة الانصهار (C°)	302
درجة الغليان (C°)	–
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,890
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	2,2
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	–

1 – ما هو الأستاتين؟

الأستاتين هو عنصر مشعٌ ويعد أثقل عناصر زمرة الهالوجينات التي تنتمي إليه، وهو غير مستقر وتتفكك كل نظائره الثلاثين إشعاعيًا.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم تحضير الأستاتين لأول مرة عام 1940م، والذي قام بتحضيره هوديلر كورسون و ك. ر. ماكينزي وإميليو سيجري في مدينة بيركلي بكاليفورنيا بالولايات المتحدة الأمريكية. ورغم وجود كمية قليلة من العنصر في اليورانيوم الخام فإن كل الأستاتين تقريبًا يحضر صناعيًّا.

3 – طرق استحصاله

أنتج الأستاتين داخل سليكلوترون بقذف البزموث بجسيمات ألفا ذات طاقة عالية.

4 – الخواص الكيميائية للأستاتين

1.4 – مركباته

1.1.4 – هيدريد الأستاتين HAt

يعرف أيضا بهيدروجين الأستاتين، يسلك هذا المركب سلوك مشابه جدا لهاليدات الهيدروجين. وبما أن ذراته لها كهروسلبية متقاربة فهذا يؤدي إلى سهولة تفككه والخضوع للتفاعلات التالية:

$$2HAt \longrightarrow H^{+} + At^{-} + H^{-} + At^{+} \longrightarrow H_2 + At_2$$

2.1.4 – هاليداته

أ – أحادي بروميد الأستاتين *AtBr*

يتم إنتاجه عن طريق تفاعل البروم مع الأستاتين في محلول مائي من اليود وفق التفاعل التالي:

$$At_2 + 2IBr \longrightarrow 2AtBt + I_2$$

ب – أحادي يوديد الأستاتين AtI

يتم إنتاجه عن طريق تفاعل مباشر بين الأستاتين واليود وفق التفاعل التالي:

$$A_2 + I_2 \longrightarrow 2ATI$$

ج – أحادي كلوريد الأستاتين AtCl

يتم إنتاجها من قبل مجموعة من فوق الكرومات والكلور ولكن إلى حد الآن لم يتم الحصول على الـ *AtCl* كمركب نقي.

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهالوجينات

الأستاتين يتفاعل مع البروم واليود لتشكيـــل (inter halogène) *AtBr* و *AtI* على التوالي، وكل منها تذوب في رابع كلوريد الكربون CCl_4:

$$At_2 + Br_2 \longrightarrow 2\,AtBr$$

$$A_2 + I_2 \longrightarrow 2\,AtI$$

2.2.4 – تفاعله مع الأحماض

الأستاتين يذوب في حمض النتريك المخفف HNO_3 أو حمض الهيدروكلوريك المخفف *HCl*.

5 – تأثير العنصر على الانسان

إن الأستاتين والمعروفة بعقاقير تخفيض الكولسترول تشكل خطر على صحة الإنسان:

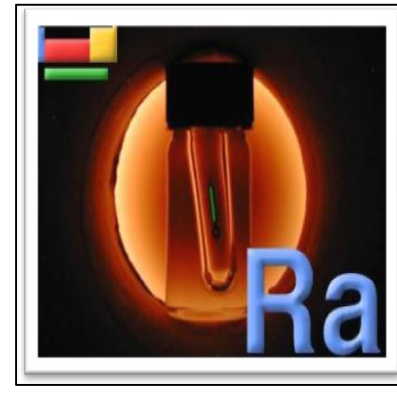
أ. فهي تعمل على تقليل مســتويات الطاقة عند الأشــخاص الذين يتناولونه وذلك لما لها من تاثير سلبي على أنسجة العضلات (فهي تعمل على إفشال العضلات).

ب. تحدث الإصـــابة بالســكتة الدماغية في حالة حدوث نزيف عميق بالمخ الذي يحدث عادة من ارتفاع ضغط الدم لفترات طويلة للأشخاص الذين يتناولونها.

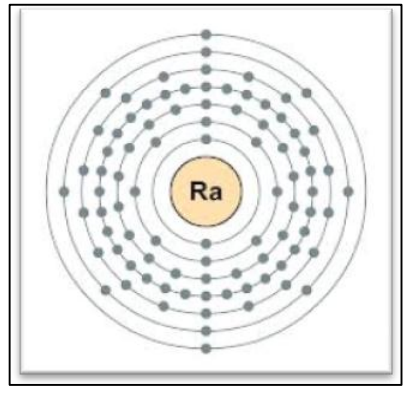
ت. وبالرغم من هذه المخاطر فإن له إيجابيات على صـــحة الإنســـان: فهو يعمل على تقليل مخاطر الإصابة بسرطان البروستاتا

35 – عنصر الراديوم $^{226}_{88}Ra$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الراديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	88
العدد الكتلي (A)	226
الوزن الذري الغرامي (g)	226
نصف القطر الذري (A°)	–
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	5
درجة الانصهار (C°)	700
درجة الغليان (C°)	–
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,509
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	0,9
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	–

1 – ما هو الراديوم؟

الراديوم عنصـــر كيميائي مشـــع ذو لون أبيض نقي تقريبًا وهو من المعادن القلوية الترابية، ولكنه يتأكسد بسهولة عند تعرضه للهواء، فيصبح أسود اللون. وينتج عن اضمحلاله الاشعاعي غاز الرادون.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشفه الزوجان بيير وماري كوري في عام 1898م، حيث قامت ماري كوري وأندريه لويس دوبييرن بفصل الراديوم من خلال التحليل الكهربائي لكلوريد الراديوم في عام 1910م.

منذ اكتشـــافه، أطلق على الراديوم عدة أســماء مثل الراديوم *A* والراديوم *C2* والعديد من العناصـــر الأخرى التي هي نتائج اضمحلال الراديوم.

في الطبيعة، تم العثور على الراديوم في خامات اليورانيوم بكميات ضـــئيلة، على الأقل يتم العثور على سبع غرامات للطن الواحد من اليورانينايت (Uraninite).

3 – طرق استحصاله

أ) يتكون عنصر الراديوم، بشكل دائم في الطبيعة نتيجة للانحلال الإشعاعي لليورانيوم. فأثناء حدوث هذه الظاهرة، يبث اليورانيوم 238، وهو أثقل نظير إشعاعي لليورانيوم، الإشعاع في شكل جسيمات ألفا، وجسيمات بيتا، وأشعة جاما. ويتحول اليورانيوم 238، إلى اليورانيوم 234، والذي يتحول بدوره فيما بعد، إلى الثوريوم 230، وينحل هذا النظير الإشعاعي غير المستقر بدوره إلى الراديوم 226.

ب) استخلاص معدن الراديوم من كلوريد الراديوم الرطب:

– ينقى الراديوم بالبلورة الجزئية من حامض الهيدروكلوريك المائي.

– يجفف *RaCl* وينقى بالبلوره.

– تستخدم بلورات *RaCl* النقيه ويستخدم القوس الكهربى فى التحليل لعزل العنصر المعدني بالتحليل الكهربائي:

القطب السالب:

$$Ra^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Ra$$

القطب الموجب:

$$Cl^{2-}_{(g)} \longrightarrow \frac{1}{2}Cl_2 + 2e^{-}$$

التحليل الكهربائي يحل كلوريد الراديوم الصافي.

– باســـتخدام قطب زئبق ســـالب يملغم الراديوم بالزئبق بالتحليل الكهربائي بالتقطير في جو من الهيدروجين.

– يزال الزئبق بالتقطير، وينتج معدن الراديوم الصافي.

4 – الخواص الكيميائية للراديوم

1.4 – مركباته

مركباته جدا مشـــابهة لمركبات الباريوم إلى حد المطابقة، حتى يصـــعب العمل على التفريق بين العنصرين.

الشكل التجارى للراديوم هو أنه يباع على شكل:

– بروميد الراديوم $RaBr$.

– كلوريد الراديوم $RaCl$.

تُلوِّن مركباتها النيران بلون قرمزي وتعطي الطيف المميز للراديوم.

1.1.4 – ثنائي كلوريد الراديوم $RaCl_2$

هو أول مركب راديوم يعزل في صورة نقية، استخدمته ماري كوري عند فصلها للراديوم عن الباريوم. أول فصـــل لمعدن الراديوم كان عن طريق التحليل الكهربائي لمحلول من كلوريد الراديوم باســـتخدام كاثود من الزئبق.

أ – تحضيره

يتم تحضـير ثنائي كلوريد الراديوم عن طريق تسـخين بروميد الراديوم في تيار من كلوريد الهيدروجين الجاف، أو عن طريق تجفيف كبريتات الراديوم بالهواء الجاف، ثم تســـخين الكبريتات في تيار من كلوريد الهيدروجين.

ب – خصائصه

ثنائي كلوريد الراديوم مادة صلبة بيضاء عديمة اللون، لها بريق أخضر ذو زرقة خاصة عند تسخينه، يتغير لون كلوريد الراديوم تدريجيًا مع القِدَم إلى الأصفر.

ج – استخداماته

مازال كلوريد الراديوم يستخدم في المراحل الأولية لفصل الراديوم عن الباريوم خلال استخراج الراديوم من البيتشـبلند، ورغم كميات المواد الضـخمة المتعلقة بهذه العملية (أطنان من الخام لميليجرامات من الراديوم)، تفضـــل هذه الطريقة الأقل تكلفة (ولكنها الأقل فعالية) على الطرق القائمة على اســـتخدام بروميد الراديوم أو كرومات الراديوم (التي تستخدم لمراحل لاحقة من عملية الفصل).

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

يمكن للراديوم أن يحترق في الهواء مشكلا مزيج من أكسيد الراديوم الأبيض RaO_2 ، نتريد الراديوم Ra_3N_2 وفق التفاعلات التالية:

$$2Ra_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2RaO_{(s)}$$

$$Ra_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow RaO_{2(s)}$$

$$3Ra_{(s)} + N_{2(g)} \longrightarrow Ra_3N_{2(s)}$$

2.2.4 – تفاعله مع الماء

الراديوم يتفاعل بسهولة مع الماء لتكوين هيدروكسيد الراديوم وغاز الهيدروجين وفق التفاعل التالي:

$$Ra_{(s)} + 2H_2O_{(g)} \longrightarrow Ra(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

5 – مجال استخدام الراديوم

أ. تؤثر إشعاعات الراديوم على الأفلام الفوتوغرافية حتى لو عزلت بأوراق غير منفذة، كما أن لها القدرة على الإختراق الخشب والصفائح الفلزية الرقيقة.

ب. للراديوم ومركباته القدرة على إزالة شحنة الكشاف الكهربائي، والتأثير على عداد غايغر، فهو يؤين جزيئات الهواء بالقرب من قرص الكشاف.

ت. لمركبات الراديوم القدرة على التوهج عند خلطها مع غيرها من المركبات، فمثلا عند خلط كمية قليلة من بروميد الراديوم وكبريتيد الزنك يتكون خليط يتوهج في الظلام كما تتوهج عقارب الساعة في الظلام.

6 – تأثيراته

1.6 – تأثيره على جسم الإنسان

– تسبب أشعة الراديوم حروقا على جلد من يعملون به تحتاج لفترة طويلة في الشفاء.

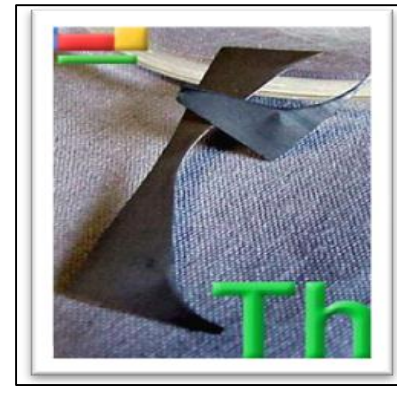
– يستخدم لعلاج أمراض الجلد والسرطان وهذا راجع إلى قدرته على الإضرار بأنسجة جسم الإنسان.

2.6 – تأثيره على البيئة

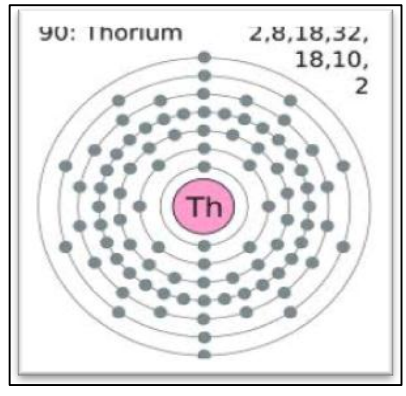
- لأشعة الراديوم القدرة على قتل أجنة البذور والبكتيريا وحتى الحيوانات الصغيرة.
- الراديوم ليس ضـــروريًا للكائنات الحية، ولكن تصـــبح له أضـــرار عندما يتم دمجه في العمليات البيوكيميائية (الكيميائية الحيوية) بسبب نشاطه الاشعاعي وتفاعلاته الكيميائية.

36 – عنصر الثوريوم $^{232}_{90}Th$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الثوريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	90
العدد الكتلي (A)	232
الوزن الذري الغرامي (g)	232,038
نصف القطر الذري (A°)	1,80
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	11,7
درجة الانصهار (C°)	1760
درجة الغليان (C°)	3850
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,59
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,3
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	0,055

1 – ما هو الثوريوم؟

الثوريوم فلز أبيض أشـهب طري نسـبيا، يحافظ على لمعانه لشـهور عديدة بينما عند وجود شـوائب أكسيدية به فإن لمعانه يخبو في الهواء ويصبح رمادي ثم أخيرا يتحول إلى اللون الأسود.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم اكتشـاف الثوريوم عام 1828م بواسـطة الكيميائي السـويدي جونز جاكوب بيرزيليوس، والذي قام بتسـميته على اسـم ثور إله الرعد الإسـكندنافي. ولم يكن للثوريوم أي اسـتخدامات حتى عام 1885م حيث تم اكتشاف المصباح المغطى.

ويوجد الثوريوم بكميات ضـئيلة في معظم الصـخور وأنواع التربة، حيث تحتوى التربة بصـفة عامة على 6 أجزاء في المليون منه في المتوسـط، كما يتواجد الثوريوم في عدة معادن، وأكثرها شـهرة المونازايت والذي يحتوى على 12% تقريبا من أكسيد الثوريوم. ويوجد من هذا المعدن مخزون طبيعى في عديد من البلدان، كما توجد نظائر أخرى للثوريوم تنتج من الاضمحلال التسلسلي لليورانيوم.

3 – طرق استحصاله

يتم استحصال الثوريوم مثله مثل باقي الأكتنيدات بعدة طرق:

أ) من الطرق المستخدمة لفصل الاكتنيدات والمعتمدة علي زيادة تركيز العنصر، ثم الترسيب الجزئي للإكسـالات وذلك من محاليل حمض النيتريك المخفف ثم التبلور الجزئي للأملاح الأكتينية المزدوجة مع نترات الماغنزيوم.

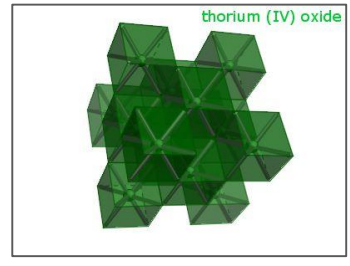
ب) التبادل الأيوني عن طريق اسـتخدام أيونية لها القدرة علي اسـتبدال أيوناتها بأيونات المحاليل من حولها ولقد استخدم النشادر بطريقة تكوين متراكبات معقدة مستقرة.

4 – الخواص الكيميائية للثوريوم

من أهم مركبات الثوريوم نذكر ما يلي:

1.4 – ثنائي أكسيد الثوريوم ThO_2

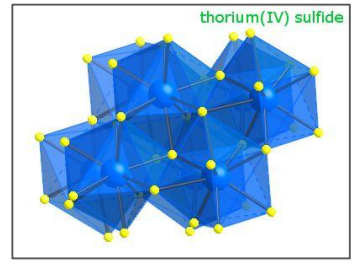
له درجة انصـهار عالية حوالي 3300°C، يعد حافز في العديد من التفاعلات الكيميائية بما في ذلك تكرير البترول وتحويل الأمونيا الى حمض الكبريتيك وحمض النتريتيك، يسـتعمل لتصـنيع النظارات التي تستخدم في بناء عدسات التصوير ذات الجودة العالية وكذلك يستعمل في انتاج الزجاج.



الشكل (1.36) بنية ThO_2

2.4 – ثنائي كبريتيد الثوريوم ThS_2

هو مركب كيميائي غير عضوي لونه بني داكن ودرجة انصهاره 1905°C.

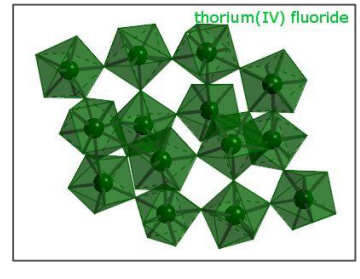


الشكل (2.36) بنية ThS_2

3.4 – هاليداته

2.2.4 – رباعي فلوريد الثوريوم ThF_4

هو عبارة عن مســحوق أبيض ناعم يمكن الحصــول عليه عن طريق تفاعل الثوريوم مع الفلور في درجة حرارة أعلى من 500°C، يمكن أن يتفاعل في الغلاف الجوي مع الرطوبة ليعطي $ThOF_2$.

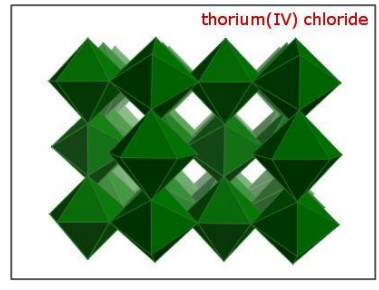


الشكل (3.36) بنية ThF_4

يســتخدم في تصــنيع مصــابيح قوس الكربون التي توفر الإضــاءة العالية لاجهزة العرض الســنمائي وأجهزة البحث.

3.2.4 – رباعي كلوريد الثوريوم $ThCl_4$

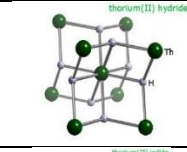
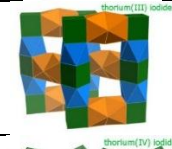
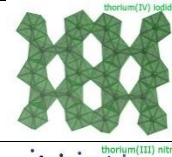
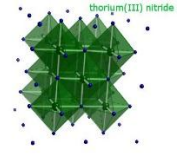
هو مركب كيميائي عند إذابته في الماء يعطي أيون كلوريد الثوريوم وفق التفاعل التالي:



الشكل (4.36) بنية $ThCl_4$

$$ThCl_{4(s)} \longrightarrow [ThCl_2]^{2+}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}$$

4.4 – مركبات أخرى للثوريوم

بنيته البلورية	اسم المركب
	ثنائي هدريد الثوريوم ThH_2
	ثنائي ايوديد الثوريوم ThI_2
	ثلاثي ايوديد الثوريوم ThI_3
	رباعي ايوديد الثوريوم ThI_4
	نتريتيد الثوريوم ThN

5 – مجال ستخدام الثوريوم

أ. يســتخدم لعمل ســبيكة مع الماغنزيوم ذات مقاومة عالية لقوة الشــد والزحف في درجات الحرارة العالية.

ب. يستخدم الثوريوم لتغطية أسلاك التنجستين المستخدمة في المعدات الإلكترونية، مما يحسن الانبعاث الإلكتروني للكاثود عند تسخينه.

ت. يستخدم الثوريوم في إلكترودات لحام القوس التنجستين الغازي والخزفيات المقتومة للحرارة.

ث. تستخدم تقنية تحديد العمر بواسطة يورانيوم – ثوريوم لتحديد عمر الحفريات الأدمية.

ج. كمادة خصــبة لإنتاج الوقود النووي وبالتحديد في مفاعل مضــخم الطاقة يجب الأخذ في الاعتبار استخدام الثوريوم.

ح. الثوريوم يعتبر واقي أشعة قوي.

خ. بإضافته إلى الزجاج، ينتج زجاج له معامل انكسار عال.

د. يستخدم كحافز:

1. في تحويل الأمونيا إلى حمض نيتريك.
2. في عمليات تكسير البترول.
3. في إنتاج حمض الكبريتيك.

6 – تأثيراته

1.6 – تأثيره على جسم الإنسان

– عند التعرض لدخان الثوريوم يزيد معدل احتمال الأصابة بسرطان الرئة.

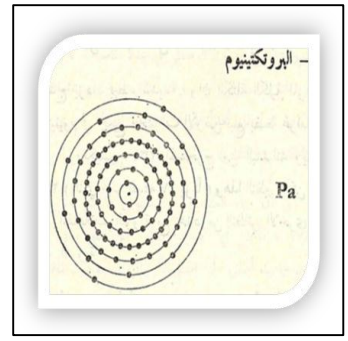
– تعرض الجسم من الداخل للثوريوم يؤدي لزيادة معدل الإصابة بأمراض الكبد.

2.6 – تأثيره على البيئة

يشكل خطرا على البيئة إذ أن مسحوق فلز الثوريوم يشتعل تلقائيا في الهواء ولذا يجب التعامل معه بحرص شديد

37 – عنصر البروتكتينيوم $^{231}_{91}Pa$

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر البروتكتينيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	91
العدد الكتلي (A)	231
الوزن الذري الغرامي (g)	231,035
نصف القطر الذري (A°)	1,61
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	15,4
درجة الانصهار (C°)	1230
درجة الغليان (C°)	–
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,57
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	5
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	–

1 – ما هو البروتكتينيوم؟

البروتكتينيوم فلز مشـــع ذو لون رمـادي فضـــي لامع، رمزه الكيميـائي *Pa* ينتمي إلى مجموعـة الأكتنيدات، لا يفقد بريقه في الهواء، لـه كثافة تفوق كثافة الرصـــاص ويوجد في الطبيعة بتراكيز منخفضـــة جدا ويعتبر كمنتج من منتجات اضـمحلال اليورانيوم، وهناك ثلاثة نظائر طبيعية الوجود، ويعد البروتكتينيوم (−231) أوفرها.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشـف البروتكتينيوم أول مرة في عام 1913م من قبل "**فاجنـــــس وجوهرينغ**" على شـكل النظير بروتكتينيوم (−231)، اشـــتق اســـمه من اليونانية "**Protos**" وتعني الســـابق وينتج من النشـــاط الإشعاعي لعنصر الأكتينيوم، لأن االبروتكتينيوم هو طليعة الأوكتينيوم.

يتوزع البروتكتينيوم بشـكل واسـع بكميات قليلة في القشـرة الأرضـية، وهو أحد أندر الموجودة طبيعيا وأغلاها تكلفة، يوجد البروتكتينيوم بشكل طبيعي في التربة، الصخور المياه السطحية، المياه الجوفية، النباتات والحيوانات بتراكيز منخفضـــة جدا، كما يلتصـق البروتكتينيوم بشـكل تفضـيلي بالتربة، وأما التركيز المرتبط بجزيئات التربة الرملية فإنه يفوق من الناحية النمطية 550 ضـــعف تركيزه في المياه الخلالية (بمعنى المياه الموجودة في المسـافات المسـامية بين جزيئات التربة) ويكون تركيزه أعلى في التربة الطينية والمختلطة (رملية وطينية).

3 – طرق استحصاله

يستحصل البروتكتينيوم بالتحطيم الحراري لخامس كلوريد البروتكتينيوم:

$$2PaCl_5 \longrightarrow 2Pa + 5Cl$$

4 – الخواص الكيميائية لعنصر البروتكتينيوم

1.4 – أكسيد البروتكتينيوم

يتأكسد البروتكتينيوم في الهواء، وفق المعادلة التالية:

$$4Pa + 5O_2 \longrightarrow 2Pa_2O_5$$

كما يتأكسد بالماء والأحماض، أما مع الأسس في الشروط العادية فلا يتفاعل.

2.4 – هيدروكسيد البروتكتينيوم

إن هيدروكسيد البروتكتينيوم $Pa(OH)_3$ يشبه هيدروكسيدات اللانثانيدات ذات درجة الأكسدة (+3)، فهو قليل الانحلال في الماء، كما أنه يظهر صفات أساسية واضحة، ويتفاعل بسهولة مع الحموض.

أما هيدروكسيد البروتكتينيوم $Pa(OH)_4$، له درجة أكسدة (+4) تميزه عن $Pa(OH)_3$ ذو درجة الأكسدة (+3)، وهو يظهر لحد ما صفة أساسية ضعيفة، كما نتحصل على $Pa(OH)_4$ من تفاعلات التبادل.

3.4 – هاليدات البروتكتينيوم

نذكر منها PaI_3 (يوديد البروتكتينيوم)، $PaBr_3$ (ثلاثي بروميد البروتكتينيوم)، $PaCl_3$ (ثلاثي كلوريد البروتكتينيوم) وهي تنحل في الماء، أما *PaF* (ثلاثي فلوريد البروتكتينيوم)، فهو صعب الانحلال في الماء، كما أن مركبات البروتكتينيوم ذات درجة الأكسدة (+3) تعتبر كمرجعات، فهي تفكك الماء كما يلي:

$$2PaCl_3 + 4H_2O \longrightarrow 2Pa(OH)_2Cl_2 + H_2 + 2HCl$$

يعرف أيضا مركب رباعي فلوريد البروتكتينيوم (PaF_4)، ذي درجة الأكسدة (+4) نميزه عن ثلاثي فلوريد البروتكتينيوم (+3)، فهو مقاوم للانصهار وصعب الانحلال في الماء، كما يوجد أيضا رباعي كلوريد البروتكتينيوم.

4.4 – ومن أجل بروتكتينيوم ذو درجة الأكسدة (+4) فيوجد أكسيد بلوري أسود بني صيغته الكيميائية PaO_2، ومن مميزاته أنه لا ينحل عمليا في الماء وبسبب ثبات الشبكة البلورية فهو لا ينحل عمليا في الأحماض الممدة، لا يتفاعل مع الأسس حتى في الحالة المنصهرة.

وفي حالة مركبات أخرى، ينحل نترات البروتكتينيوم (+4) في الماء بصورة جيدة، أما كبريتات البروتكتينيوم فتنحل بصورة معتدلة، والفوسفات والكربونات تنحل بصورة سيئة.

5.4 – إن درجة الأكسدة تظهر أكثر استقرارا في البروتكتينيوم (+5) تظهر صفات أساسية بدرجة عالية، ولذا عمليا فإن Pa_2O_5 لا يظهر عمليا خواص حمضية حتى خلال صهره مع الصودا، بينما على العكس ينحل بصورة واضحة في حمض الكبريت الساخن.

هيدروكسيد البروتكتينيوم ذو التركيب $HPaO_3$ لا ينحل في الماء، وبطبيعته الكيميائية يعتبر أساسا ضعيفا، وهو يملك الشكل $PaO_2(OH)$ مع بعض سمات حمضية، يتفاعل بسهولة نسبيا مع الأحماض وفق المعادلة التالية:

$$PaO_2(OH) + HCl \longrightarrow PaO_2Cl + H_2O$$

أما السمات الحمضية لـــ $HPaO_2$ فتظهر بدرجة ضعيفة جدا، ومن بقية نواتج البروتكتينيوم ذي درجة الأكسدة (+5)، فقد تم استحصال خماسي فلوريد البروتكتينيوم PaF_5 وخماسي كلوريد البروتكتينيوم $PaCl_5$ وخماسي بروميد البروتكتينيوم $PaBr_5$ وجميعها تعتبر مركبات طيارة، وفي المحاليل المائية تتحلمه كليا.

$$PaCl_5 + 3H_2O \rightleftarrows HPaO_3 + 5HCl$$

$$PaF_5 + 2KF \longrightarrow K_2PaF_7$$

$$PaCl_5 + 5H_2O \rightleftarrows Pa(OH)_5 + 5HCl$$

5 – مجال البروتكتينيوم

لا توجد أية استخدامات تجارية أو صناعية للبروتكتينيوم بسبب ندرته وتكلفته وسميته الإشعاعية، وتنحصر استخداماته بأنشطة البحث العلمي الأساسية فقط.

6 – تأثيره على جسم الإنسان

لا يشكل البروتكتينيوم خطرا على صحة الإنسان بشكل عام إلا إذا دخل الجسم على الرغم من وجود خطورة خارجية صغيرة تلازم أشعة (غاما) التي يطلقها البروتكتينيوم (−231) وعددا من نواتج التحلل قصيرة الأمد للأكتينيوم (−227).

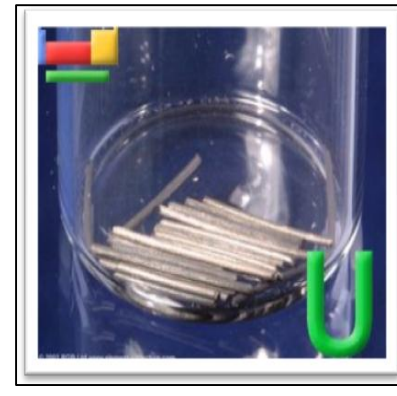
إن أكثر طرق التعرض تتمثل في تناول الغذاء والمياه المحتوية على البروتكتينيوم، ويعد الابتلاع عموما طريقة التعرض الأكثر إثارة للقلق، ونظرا لكون البروتكتينيوم يدخل الجسم بشكل أسرع إذا تم استنشاقه أكثر مما لو تم ابتلاعه، فكلا طريقتي التعرض يمكن أن تكونان مهمتين.

أما الشأن الصحي الأكثر إقلاقا فهو السرطان الناشئ عن الإشعاع المتأين والذي يصدر عن البروتكتينيوم المختزن في الهيكل العظمي والكبد والكليتين، ويجرى إدراج المخاطر الصحية المرتبطة بالبروتكتينيوم (−234) مع تلك المرتبطة باليورانيوم (−238).

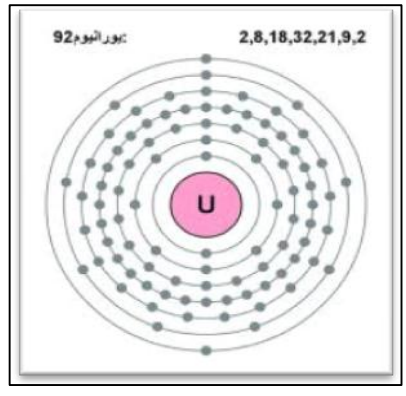
يضمحل البروتكتينيوم (−234) عن طريق جسيم (بيتا) النشيط، ولذلك يجب القيام إجراءات وقائية ضد هذا الإشعاع حين تداول اليورانيوم، فعلى سبيل المثال يتم ارتداء قفازات مطاطية لحماية اليدين والساعدين

38 – عنصر اليورانيوم $^{238}_{92}U$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر اليورانيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	92
العدد الكتلي (A)	238
الوزن الذري الغرامي (g)	238,03
نصف القطر الذري (A°)	1,38
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	19,07
درجة الانصهار (C°)	1132
درجة الغليان (C°)	3818
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,59
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,7
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	0,034

1 – ما هو اليورانيوم؟

هو فلز مشع أبيض فضي اللون، وهو مصدر الطاقة المستخدمة في توليد الطاقة الكهربائية في كل محطات القدرة النووية التجارية الكبيرة، فبإمكان قطعة من اليورانيوم في حجم كرة المضـــرب إطلاق كمية من الطاقة تســاوي كمية الطاقة التي تطلقها حمولة من الفحم الحجري يبلغ وزنها ثلاثة ملايين ضـــعف وزن قطعة اليورانيوم، وينتج اليورانيوم أيضـــا الانفجارات الهائلة لبعض الأســـلحة النووية واليورانيوم ثاني أثقل عنصر موجود في الطبيعة بعد البلوتونيوم.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عرف اليورانيوم منذ القرون الوسطى في عدة مناسبات، ولاسيما في ساكسونيا بدون أن يلتفت إليه أحد وقد أطلق عليه (بتشبلند) المشتقة من الكلمة الألمانية بتش والتي تعني زفت، وظل أمدا طويلا يعتقد بأنه لا يحتوي ســـوى معادن عادية كالحديد والزنك إلى أن جاء الكيميائي النمســـاوي "مارتن هنريش كلابروت" عام 1789م، فأعلن في أكاديمية برلين عن عثوره على البتشبلد على معدن جديد أطلق عليه اسم اليورانيوم وذلك تخليدا للحدث الفلكي الذي تمثل في اكتشاف الكوكب أورانوس.

المصدر الأساسي لليورانيوم هو اليورانيت، ومن أهم أنواعه البتشبلد، الذي أكتشف فيه اليورانيوم لأول مرة، ومن الخامات الرئيسية الأخـــرى اليورانوفان والكوفينيت والكارنونيت وقد يحتوي الحجر الجيري، الطفـل والفوسفات على ترسبات قيمة من خامات اليورانيوم، بينما يحتوي الجرانيت عادة على كميات قليلة من اليورانيوم.

يوجد اليورانيوم أساسا في الصخور، ولكن بتركيزات منخفضة جدا، ففي المتوسط يوجد 26 رطلا فقط من اليورانيوم في كل مليون رطل من القشـــرة الأرضـــية، ويوجد بتركيزات أقل من ذلك في الأنهار والبحيرات والمحيطات وغيرها من الأجســـام المائية حيث يوجد ما بين 0,1 رطلا و10 أرطال من اليورانيوم في كل مليون رطل من الماء.

3 – طرق استحصاله

يتم تكسير الخام إلى قطع صغيرة وتجمع عن طريق الطفو باستخدام حمض الفوليك الفوليك، ثم يتم تحميصـــها في الهواء حتى يتم تحويلها إلى الأكاســـيد، بعد ذلك يتم تصـــنيفها في مزيج من حمض الكبريتيك وبرمنغنات البوتاســـيوم حتى نتأكد من أكســـدة اليورانيوم الموجود بالخام ثم نقوم بترســـيب اليورانيوم بإضـــافة هيدروكســـيد الصـــوديوم حتى يتحول إلى الصـــيغة غير الذائبة ($Na_2U_2O_7$) ويطلق عليها اســم الكعكة الصــفراء، يضــاف إليها حمض النتريك حتى يتحول إلى نترات اليورانيوم، الذي يتم تمرير بخار الفلور عليه متحولا إلى بخار من فلوريد اليورانيوم (UF_4) ثم يتم اســتخلاص اليورانيوم النقي بواسطة الاختزال عن طريق عنصر الكالسيوم، ويتم استخلاص نظائر اليورانيوم أيضا بطريقة مماثلة.

4 – الخواص الكيميائية لليورانيوم

يتفاعل اليورانيوم مع العديد من العناصر والمركبات.

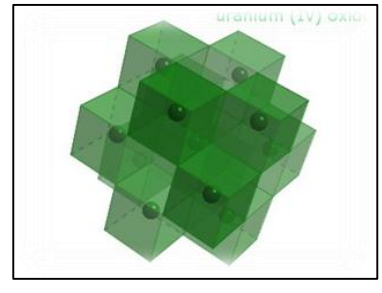
1.4 – مركباته

1.1.4 – أكاسيده

تعد الأكاسيد UO_2، UO_3، UO_3O_8 من أهم مركبات اليورانيوم.

أ – ثنائي أكسيد اليورانيوم UO_2

يكون على شكل مسحوق أسود اللون، وهو عديم الذوبان في الماء والمحاليل القلوية ويذوب بصعوبة في الحموض باستثناء HNO_3 الذي يتفاعل معه مشكلا نترات اليورانيل $UO_2(NO_3)_2$، ويتحول UO_2 بالتسخين في الهواء إلى U_3O_8.

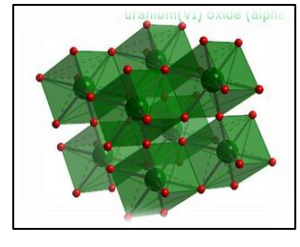


الشكل (1.38) بنية UO_2

ب – ثلاثي أكسيد اليورانيوم UO_3

هو مسحوق لابلوري برتقالي اللون يحضر بالتفكك الحراري لنترات اليورانيل $UO_2(NO_3)_2$ في الدرجة 350°C وفق التفاعل التالي:

$$2UO_2(NO_3)_2 \longrightarrow 2UO_3 + NO_2 + O_2$$



الشكل (2.38) بنية UO_3

يختزل UO_3 بأكسيد الكربون في الدرجة بأكسيد الكربون في الدرجة 350°C كالآتي:

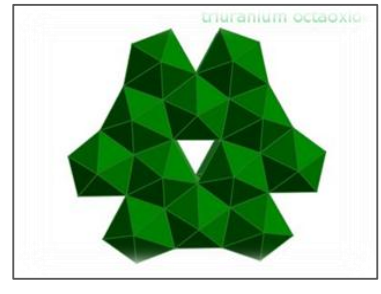
$$UO_3 + CO \longrightarrow UO_2 + CO_2$$

يمتص UO_2 الرطوبة ويتحول بغليانه في الماء إلى $UO_3 \cdot H_2O$ ويمكن كتابة صيغته بالشكل $UO_2(OH)_2$ أو H_2UO_4 ويتشكل أيضا $UO_3 \cdot H_2O$ الذي يتحول بالتسخين إلى $2UO_3 \cdot H_2O$ ويمكن كتابته بالشكل ($H_2U_2O_7$) وهو ذو خواص مذبذبة يشكل مع القلويات أملاح اليورانات A_2UO_4 ومع الحموض أملاح اليورانيل UO_2^{+3} ذات اللون الأخضر المصفر.

ج – أوكتا أكسيد اليورانيوم U_3O_8

ذو لون أبيض وهو الأكسيد الأكثر ثباتا في الهواء من بين الأكاسيد الأخرى وهو طبيعي ويستعمل كمادة أولية لتحضير معظم الأكاسيد الأخرى بالتكليس، ويمكن اعتبار U_3O_8 مزيجا من الأكسيدين UO_3 و UO_2، يتفاعل مع حمض الكبريت ذي درجة الأكسدة (+6) مشكلا ملح كبريتات اليورانيوم (+4) وملح كبريتات اليورانيل وفق التفاعل التالي:

$$U_3O_8 + 4H_2SO_4 \longrightarrow U(SO_4)_2 + 2(UO_2)SO_4 + 4H_2O$$



الشكل (3.38) بنية U_3O_8

يصادف U_3O_8 في الطبيعة كما يمكن تحضيره من UO_3 و UO_2 كما يلي:

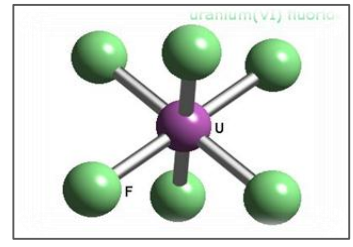
$$UO_3 \longrightarrow U_3O_8 + \frac{1}{2}O_2$$

يتفكك بالتسخين في الهواء ابتداءً من الدرجة 900°م.

2.1.4 – هاليداته

أ – سداسي فلوريد اليورانيوم UF_6

يعتبر هذا المركب أهم مركبات اليورانيوم وهذا بسبب استخدامه في فصل النظير عن النظائر الأخرى.



الشكل (4.38) بنية UF_6

أ.1 – تحضيره

يتحد اليورانيوم مع الفلور مشكلا مركبات موافقة لدرجات الأكسدة (3+)، (4+)، (5+)، (6+) لليورانيوم وينتج سداسي فلوريد اليورانيوم عن التفاعل المباشر بين اليورانيوم وكمية زائدة من الفلور أو بتأثير هذا الأخير على فلوريدات اليورانيوم في درجة حرارة تقارب 400°م، وفق التفاعل التالي:

$$U + 6F \longrightarrow UF_6$$

أ.2 – خصائه

يكون سداسي فلوريد اليورانيوم على شكل بلورات ثمانية الوجوه تقريبا، وهو مركب طيار، تنصهر هذه المادة عديمة اللون في الدرجة 641°م وهي مادة سهلة التحول على غاز ويتميز بسهولة التحلل في الماء حيث يتحول إلى ثنائي فلوريد اليورانيل UO_2F_2.

ب – خماسي كلوريد اليورانيوم UCl_5

هو من نواتج اليورانيوم ذات درجة الأكسدة (5+)، يتم استحصال خماسي فلوريد اليورانيوم وخماسي كلوريد اليورانيوم، وهي مركبات طيارة وفي المحاليل المائية تتحلمه كليا، وفق التفاعل التالي:

$$UCl_5 + 3H_2O \longrightarrow HUO_3 + 5HCl$$

3.1.4 – مركباته العضوية المعدنية

يتم التحصل على المركبات العضومعدنية لليورانيوم وفق التفاعلات التالية:

$$Cp_3U\ Cl + MeLi \longrightarrow Cp_3UCH_3 + LiCl$$

$$tricyclopentadienyl \longrightarrow methyluranium$$

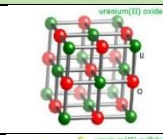
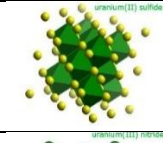
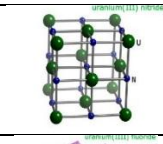
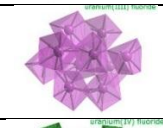
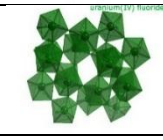
$$Cp_3U\ Cl + \mathrm{Pr}\,Li \longrightarrow Cp_3UC_3H_3 + LiCl$$

$$tricyclopentadienyl \longrightarrow propyluranium$$

$$Cp_3U\ Cl + PhLi \longrightarrow Cp_3UC_6H_5$$

$$Tricyclopentadienyl \longrightarrow phenyluranium$$

4.1.4 – مركباته أخرى لليورانيوم

بنيته البلورية	اسم المركب
	أكسيد اليورانيوم *UO*
	كبريتيد اليورانيوم *US*
	نتريتيد اليورانيوم *UN*
	ثلاثي فلوريد اليورانيوم UF_3
	رباعي فلوريد اليورانيوم UF_4

2.4 – تفاعلاته

1.2.4 – تفاعله مع الهواء

يتأكسد اليورانيوم بأكسجين الهواء والآزوت ويتشكل أثناء احتراقه في الأكسجين عدة أكاسيد وذلك في درجة حرارة موافقة لـ 700°C إلى 1000°C وفق التفاعل التالي:

$$3U + 4O_2 \longrightarrow U_3O_8 (UO_2 \cdot 2UO_3)$$

$$U + O_2 \longrightarrow UO_2$$

2.2.4 – تفاعله مع الماء

اليورانيوم يتأكسد بالماء بالتسخين ويكون التفاعل بطيء، وفق التفاعل التالي:

$$U + 2H_2O \longrightarrow UO_2 + 2H_2$$

3.2.4 – تفاعله مع الهاوجينات

يتفاعل اليورانيوم مع الهالوجينات ليعطي رباعي الفلوريدات ورباعي البروميدات ورباعي الكلوريدات وفق التفاعلات التالية: $U + 4F \longrightarrow UF_4$ -- $U + 4Br \longrightarrow UBr_4$

أما رباعي الكلوريد فيتشكل في وجود حمض كلور الماء *HCl* وفق التفاعل التالي:

$$U + 4HCl \longrightarrow UCl_4 + 2H_2$$

4.2.4 – تفاعله مع الأحماض

يتفاعل اليورانيوم مع حمض الكبريت وفق التفاعل التالي:

$$U + 2H_2SO_4 \longrightarrow U(SO_4)_2 + 2H_2$$

5.2.4 – تفاعله مع الغازات

يتفاعل اليورانيوم مع غاز الهيدروجين في درجة حرارة 250°م وبسرعة ليعطي:

$$2U + 3H_2 \longrightarrow 2UH_3$$

كما يتفاعل مع غاز الآزوت في الهواء تحت 1200°C ليعطي: $U + \frac{1}{2}N_2 \longrightarrow UN$

6.2.4 – تفاعله مع الفوسفور

يتفاعل اليورانيوم مع الفوسفور في درجة حرارة مرتفعة وفق التفاعل التالي:

$$3U + 4P \longrightarrow U_3P_4$$

7.2.4 – تفاعله مع الكربون

يتفاعل اليورانيوم مع الفحم في درجة حرارة 800–1200°م، ويعطي UC_2 و UC وفق التفاعل التالي: $U + C \longrightarrow UC$

8.2.4 – تفاعله مع الكبريت

يتفاعل اليورانيوم مع الكبريت لينتج لنا US_2 و U_2S_3 وفق التفاعل التالي:

$$U + 2S \longrightarrow US_2$$

9.2.4 – تفاعله مع السيليسيوم

يتفاعل اليورانيوم مع السيليسيوم ليعطي لنا عدة مركبات وهي USi، USi_2، USi_3، U_2Si_3، USi_5.

مثل: $U + 2Si \longrightarrow USi_2$

5 – مجال ستخدام اليورانيوم

أ. يعد اليورانيوم من المصادر الرئيسية للطاقة في كثير من الدول، حيث يمثل الطاقة الكهربائية المولدة بواسطة المحطات النووية ما يقارب 17% من مجموع الطاقة الكهربائية المنتجة في العالم.

ب. تعد الصناعة من أهم المجالات التي استفادت كثيرا من الاستخدامات المختلفة للنظائر المشعة وتمثل هذه الاستفادة أساسا في توفير الطاقة والمواد الخام والوقت والجهد.

ت. اليورانيوم مصدر أساسي للوقود النووي.

ث. تستخدم النظائر المشعة في تقنيات الطب النووي وفي تحضير المركبات الكيميائية والصيدلانية ولأغراض تشخيص الأمراض الخبيثة وأمراض الدماغ.

ج. يستخدم في البحث العلمي بغرض تحقيق التنمية.

ح. يستخدم اليورانيوم في تحليله في تحلية مياه البحر.

6 – تأثيراته

1.6 – تأثيره في جسم الإنسان

لا يشكل اليورانيوم خطرا على الصحة إلا في حالة دخوله إلى الجسم، وبشكل عام لا يشكل التعرض الخارجي لأشعة (غاما) قلقا رئيسيا لأن اليورانيوم يصدر كمية صغيرة فقط من أشعة (غاما) المنخفضة الطاقة، أما التعرض لأشعة بيتا فلا يقلق إلا بالنسبة لاستعمالات المناولة المباشرة نظرا

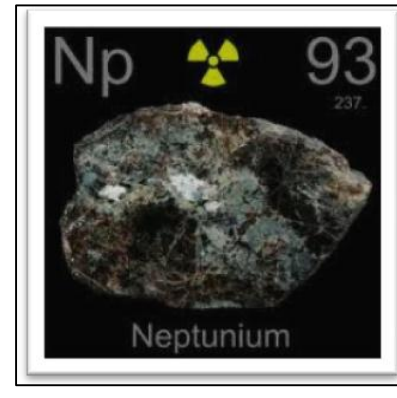
للتأثيرات (الآثار الجلدية المحتملة). أما أهم طرق التعرض فهي تناول الطعام والماء المحتوي على نظائر اليورانيوم ابتلاعا وكذلك استنشاق الغبار الملوث باليورانيوم، ويعتبر الاستنشاق عادة أكثر وسائل التعرض إقلاقا ما لم يكن هناك مصدر قريب للغبار المحمول بالهواء. ومع أن اليورانيوم يدخل إلى الجسم إستنشاقا بسهولة أكبر منه في حال الإبتلاع وما يثير القلق الصحي الأكبر هو التلف الكلوي الذي تسببه سمية مركبات اليورانيوم المنحلة، وقد تكون هذه التأثيرات عكوسة إستنادا إلى مستوى التعرض، ولا يعد اليورانيوم مادة كيميائية مسرطنة، أما الأثر المقلق فيخص اليورانيوم الموجود في العظام، والذي قد يؤدي على سرطان العظام كنتيجة للإشعاع المتأين الذي يرافق نواتج الاضمحلال المشعة.

2.6 – تأثيره على البيئة

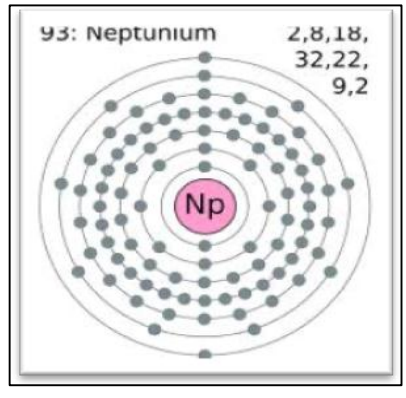
لقد سبب اليورانيوم مشكلات تناسلية في حيوانات المخابر، وكذلك مشكلات نمائية لدى صغار الحيوانات ولكن ليس من المعلوم ما إذا كانت هذه المشكلات موجودة فيما يخص البشر.

39 – عنصر النبتونيوم $^{237}_{93}Np$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر النبتونيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	93
العدد الكتلي (A)	237
الوزن الذري الغرامي (g)	237
نصف القطر الذري (A°)	1,3
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	19,5
درجة الانصهار (C°)	637
درجة الغليان (C°)	–
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,6
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,3
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	–

1 – ما هو النبتونيوم؟

النبتونيوم فلز ذو لون فضي، تبلغ كثافته حوالي ضعف كثافة الرصاص، لا يوجد بشكل طبيعي بل ينتج عن طريق تفاعلات الأسر الإلكتروني بواسطة اليورانيوم، ويعرف للنبتونيوم 17 نظيرا كلها تتميز بنشاط إشعاعي.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يوجد النبتونيوم في الوقود النووي المستنفذ، وفي النفايات المشعة عالية المستوى الناتجة عن الوقود النووي المستنفد، وفي النفايات المصاحبة لتشغيل المفاعلات ومحطات معالجة الوقود، تم إنتاج أول نظير للنبتونيوم عام 1990م وهو نبتونيوم 239. يقدر عمر النصف له بـ 2,4 يوم، أنتج في جامعة كاليفورنيا عن طريق قذف اليورانيوم 238. بنترونات عالية الطاقة، وقد سمي علي اسم كوكب (نبتون).

رغم أن النبتونيوم لا يوجد أساسا في الطبيعة ولكن قد تكون هناك كميات ضئيلة منه مرتبطة بخامات اليورانيوم، كما أنه ينزل من المياه الراشحة إلى الطبقات السفلية مت التربة، وتعد نسبته الموجودة في التربة منخفضة جدا.

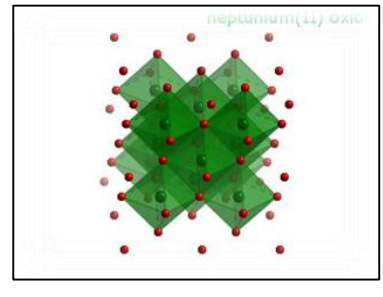
3 – طرق استحصاله

يعد النبتونيوم ناتجا ثانويا عن أنشطة إنتاج البلوتونيوم، وينتج أيضا من الأسر الإلكتروني لنظائر اليورانيوم، كما ينتج من الاضمحلال الإشعاعي.

4 – الخواص الكيميائية للنبتونيوم

1.4 – أكاسيده

يعرف من أجل درجة أكسدة (+4) أكسيد بلوري NbO_2 ذو لون أصفر، لا ينحل لا في الماء ولا في الأحماض، ولا يتفاعل مع الماء كيميائيا بسبب ثبات شبكته البلورية.



الشكل (1.39) بنية NbO_2

2.4 – هيدروكسيداته

1.2.4 – ثلاثي هيدروكسيد النبتونيوم $Np(OH)_3$

يشبه هيدروكسيد اللانثانيدات ذات درجة أكسدة (+3)، وهو قليل الانحلال في الماء، كما أنه يتفاعل بسهولة مع الأحماض.

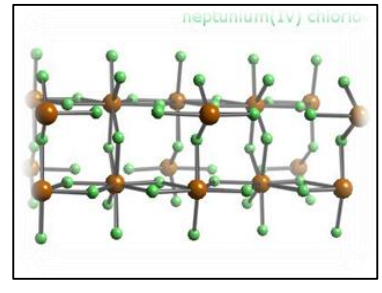
2.2.4 – رباعي هيدروكسيد النبتونيوم $Np(OH)_4$

نحصل عليه من تفاعلات التبادل، درجة أكسدته (+4) ويظهر لحد ما صفات أساسية ضعيفة.

3.4 – هاليداته

1.3.4 – رباعي فلوريد النبتونيوم NpF_4

مركب مقاوم للانصهار، صعب الإنحلال في الماء، كما يوجد رباعي كلوريد النبتونيوم $NpCl_4$ ، ورباعي ايوديد النبتونيوم NpI_4 .



الشكل (2.39) بنية NbO_2

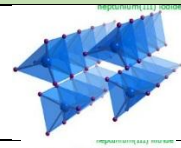
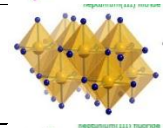
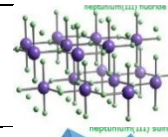
2.3.4 – سداسي فلوريد النبتونيوم NpF_6

يتميز هذا المركب بدرجة أكسدة (+6) وهو أكثر تطايرا وأقل استقرارا.

4.4 – معقد النبتونيوم NpO_6^{2+}

يتميز بدرجة أكسدة (+6) وله تجمع ذري ثابت أثناء التفاعلات المختلفة، ويدعى هذا التجمع بالنبتونيل.

5.4 – مركبات أخرى للنبتونيوم

اسم المركب	بنيته البلورية
ثلاثي ايوديد النبتونيوم NpI_3	
نتريتيد النبتونيوم NpN	
ثبلاثي فلوريد النبتونيوم NpF_3	
ثلاثي كبريتيد النبتونيوم Np_2S_3	

5 – مجال استخدام النبتونيوم

أ. لا توجد استخدامات رئيسية للنبتونيوم، رغم أن النظير (– 237) يستخدم كأحد مكونات أجهزة الكشف النتروني.

ب. يمكن أيضا استخدام النظير (– 237) لصنع البلوتونيوم (– 238) عن طريق امتصاص نترون.

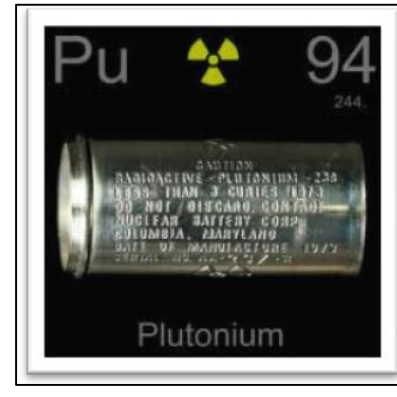
6 – تأثير النبتونيوم على الإنسان

لا يشكل النبتونيوم خطرا صحيا على الYنسان إلا في حالة دخوله إلى الجسم، على الرغم من وجود خطر خارجي مرتبط بأشعة (غاما) الصادرة عن النبتونيوم (– 236) والنبتونيوم (– 237) وكذلك ناتجها ذو الاضمحلال القصير العمر والمسمى البروتكتونيوم (– 233)، أما الطرق الأساسية للتعرض له فهي تناول الطعام وشرب المياه التي تحتوي على نظائر النبتونيوم، واستنشاق الغبار الملوث.

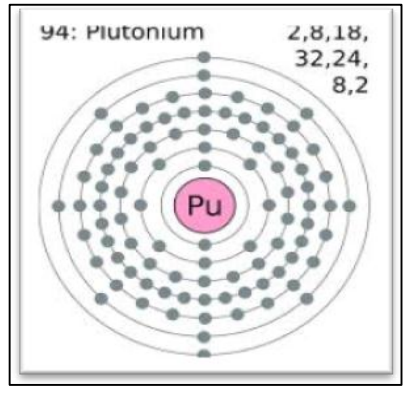
إن الابتلاع يشكل على العموم التعرض المقلق ما لم يكن هناك مصدر للتلوث في الجو بشكل غبار محمول، ونظرا لكون النبتونيوم يدخل الجسم بشكل أسرع بكثير لو تم استنشاقه مما لو تم ابتلاعه، فإن كلتا طريقتي التعرض مهمتان

40 – عنصر البلوتونيوم $^{242}_{94}Pu$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر البلوتونيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	94
العدد الكتلي (A)	242
الوزن الذري الغرامي (g)	242
نصف القطر الذري (A°)	1,51
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	–
درجة الانصهار (C°)	640
درجة الغليان (C°)	3235
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,585
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,3
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	–

1 – ما هو البلوتونيوم؟

البلوتونيوم فلز ثقيل جدا هش، صـــلب في درجات الحرارة العالية، وهو أحد الفضـــلات النووية في المفاعلات النووية لتوليد الطاقة الكهربائية، يعتبر النظيرين بلوتونيوم (– 238) وبلوتونيوم (– 241) الأكثر إشعاعا من النظائر الأخرى.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عام 1940م قام الباحث "ماك ميلان" مع مجموعة من الباحثيـــــن الأمريكيين برجم اليورانيوم بنوى الديتريوم فتحصلوا على عنصر البلوتونيوم، وقد سمي علي اسم كوكب (بلوتو).

3 – طرق استحصاله

يتكون البلوتونيوم (239) بثلاث خطوات هي:

– يمتص اليورانيوم (238) نترونات تحوله إلى يورانيوم (239) عمر النصف له 23 دقيقة.

– تحول اليورانيوم (239) إلى نبتونيوم (239) عمر النصف له 3,2 يوم.

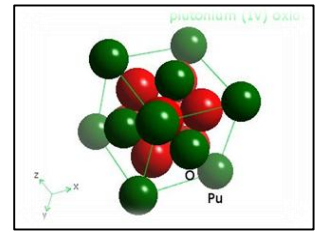
– يتحول النبتونيوم (239) إلى بلوتونيوم (239) وعمر النصف له 24400 سنة.

4 – الخواص الكيميائية لعنصر البلوتونيوم

1.4 – ثاني أكسيد البلوتونيوم PuO_2 :

نحصـــل على أكســـيد البلوتونيوم PuO_2 بحرق أملاحه في الدرجة (250–1000°م)، ويتأكســـد البلوتونيوم بأكسجين الهواء.

$$Pu + O_2 \longrightarrow PuO_2$$



الشكل (1.40) بنية PuO_2

لا ينحل PO_2 في الماء، ولا يتم التفاعل معه كيميائيا. وبســـبب ثبت الشـــبكة البلورية لا ينحل في الحموض الممددة ومع القلويات لا يتفاعل حتى في الحالة المنصهرة.

2.4 – هيدروكسيد البلوتونيوم

1.2.4 – هيدروكسيد البلوتونيوم $Pu(OH)_3$

يشـــبه هيدروكســـيدات اللانثانيدات ذات درجة أكســـدة (3+)، فهو قليل الانحلال في الماء ويتفاعل بسهولة مع الحموض.

2.2.4 – هيدروكسيد البلوتونيوم $Pu(OH)_4$

يتشكل هيدروكسيد $Pu(OH)_4$ على هيئة راسب أخضر هلامي، بإضافة مزيد من هيدروكسيد الأمونيوم إلى محلول ملحي للبلوتونيوم ذي درجة أكسدة (4+).

يتفاعل الهيدروكسيد مع الحموض لتعطي أملاح الشاردة Pu^{+4} وتوافق هذه الشاردة معقدا كثيرة كالمعقدات النتراتية $K_2Pu(NO_3)_6$.

3.4 – هاليدات البلوتونيوم

1.3.4 – رباعي فلوريد البلوتونيوم PuF_4

وهو يوافق درجة أكسدة (4+)، وهو مقاوم للانصهار وصعب الانحلال في الماء.

2.3.4 – سداسي فلوريد البلوتونيوم PuF_6

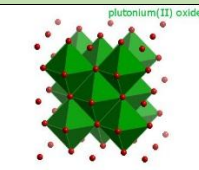
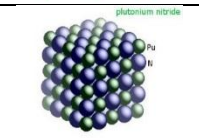
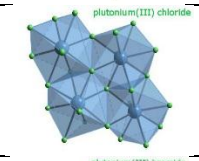
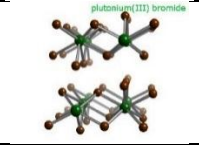
وهو يوافق درجة أكسدة (6+)، وهو غير مستقر، بينما سداسي كلوريد البلوتونيوم فلم يتم الحصول عليه.

4.4 – مركباته الفلزية

يتفاعل البلوتونيوم مع الفلزات لتشـــكيل خلائط، فمثلا من أجل البلوتونيوم تم إســـتحصـــال الخلائط الآتية:

$$PuAl_2,\ PuAl_3,\ PuAl_4,\ PuFe_2,\ PuCO_2,\ PuMn_2,\ PuNi_2$$

5.4 – مركباته أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
أكسيد البلوتونيوم PuO	
نتريتيد البلوتونيوم PuN	
كبريتيد البلوتونيوم PuS	
ثلاثي كلوريد البلوتونيوم $PuCl_3$	
ثلاثي بروميد البلوتونيوم $PuBr_3$	

5 – مجال استخدام البلوتونيوم

يعتبر البلوتونيوم مادة أولية في صناعة القنابل، حيث صنعت فرنسا أول قنابلها منه.

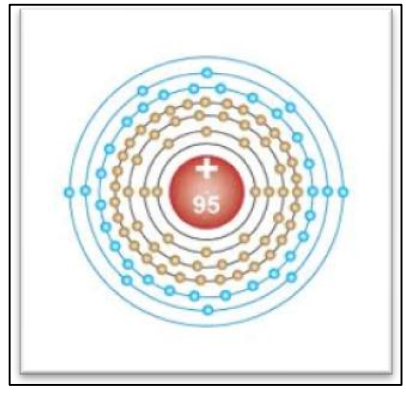
6 – تأثير البلوتونيوم على البيئة

البلوتونيوم هو أحد الفضـــلات النووية في المفاعلات النووية المدنية لتوليد الطاقة الكهربائية، فهو ملوث للبيئة، وإن مجرد التفكير في الإنتاج الصـــناعي للقنابل يجبر الإنســـان على إدراك أنه لا بقاء للجنس البشري إلا إذا تغير النظام وتفكير الإنسان

41 – عنصر الأمريكيوم $^{243}_{95}Am$

المظهر

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الأمريكيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	95
العدد الكتلي (A)	243
الوزن الذري الغرامي (g)	243
نصف القطر الذري (A°)	1,73
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	11,7
درجة الانصهار (C°)	–
درجة الغليان (C°)	–
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,578
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,3
الناقلية الكهربائية $(\mu\,\Omega)^{-1}$	0,077

1 – ما هو الأمريكيوم؟

الأمريكيوم هو عبارة عن فلز لونه أبيض فضـــي لامع، يخفت لونه عند درجة حرارة الغرفة نتيجة التعرض للهواء الجاف، وهو مادة انشطارية بحد ذاتها.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم عزل الأمريكيوم لأول مرة من قبل كل من غلين ســيبورغ، وليون مورغان، ورالف جيمس، وألبيرت غيورســـو، وذلك في أواخر عام 1944م أثناء وقت الحرب في معهد التعدين في جامعة شـــيكاغو والذي يعرف الآن مخبر آرغون الوطني Argonne National Laboratory. وقد سـمي العنصـر بهذا الاسم نسبة إلى قارة أمريكا التي أكتشف فيها.

3 – طرق استحصاله

يتم الحصـول على الأمريكيوم ^{241}Am من إخضـاع البلوتونيوم 239 إلى تفاعلات التقاط نيوترون متتابعة في مفاعل نووي، مما أدى إلى تشـكيل ^{240}Pu ومن ثم ^{241}Pu والذي بدوره يتحول إلى ^{241}Am عن طريق تفكك بيتا، وفق التفاعلات التالية:

$$^{239}Pu + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{240}Pu + {}^{0}_{0}\gamma$$

$$^{240}Pu + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{241}Pu + {}^{0}_{0}\gamma$$

$$99,9975\% \ {}^{239}Pu \longrightarrow {}^{240}Pu + {}^{0}_{0}\gamma$$

4 – الخواص الكيميائية لعنصر الأمريكيوم

للأمريكيوم كهروإيجابية مرتفعة وهو عنصـــر نشـــط أكثر يذوب في حمض *HCl* مكوناً Am^{+3} ويتفاعل مع الأكسجين والهيدروجين والهالوجينات.

1.4 – مركباته

1.1.4 – أكاسيده

أ – أحادي أكسيد الأمريكيوم *AmO*

يحضر *AmO* بتفاعل الأمريكيوم مع أكسيد الفضـة في وسط مفرغ من الهواء عند درجة 850م وفق التفاعل التالي:

$$Am + Ag_2O \longrightarrow AmO + 2Ag$$

ب – ثنائي أكسيد الأمريكيوم AmO_2

يحضـــر AmO_2 بحرق النترات والأكســـالات أو هيدروكســـيد الأمريكيوم في الهواء وفق التفاعل التالي:

$$Am(OH)_3 + O_2 \longrightarrow AmO_2 + H_2O$$

ج – ثلاثي أكسيد الأمريكيوم Am_2O_3

ويحضر Am_2O_3 باختزال ثاني أكسيد الأمريكيوم بالهيدروجين عند 600م وفق التفاعل التالي:

$$AmO_2 + H_2 \longrightarrow Am_2O_3 + H_2P$$

2.1.4 – هاليداته

للأمريكيوم الهاليدات التالية:

$$AmF_3,\ AmF_4,\ AmCl_3,\ AmCl_4,\ AmBr_3,\ AmI_3$$

وتحضر حسب التفاعلات التالية:

$$AmF_3 + F_2 \longrightarrow AmF_4$$

$$AmO_2 + F_2 \longrightarrow AmF_4 + O_2$$

$$AmO_2 + CCl_4 \longrightarrow AmCl_3 + COCl_2 + Cl_2$$

$$AmO_2 + AlBr_3 \longrightarrow AmBr_3 + Al_2O_3 + Br_2$$

$$AmO_2 + AlI_3 \longrightarrow AmI_3 + Al_2O_3 + I_2$$

3.1.4 – هيدريداته

تفاعل غاز الهيدروجين مع الأمريكيوم ينتج هيدريد الأمريكيوم AmH_3 وفق التفاعل التالي:

$$Am + H_2 \longrightarrow AmH_3$$

4.1.4 – نتريداته

يحضـر نيتريد الأمريكيوم *AmN* بتســخين الفلز مع النشــادر أو النيتروجين عند 800م وفق التفاعل التالي:

$$Am + N_2 \longrightarrow AmN$$

5.1.4 – كبريتاته

يحضر الكبريتيد Am_2S_3 بتفاعل خليط من كبريتيد الهيدروجين وثاني كبريتيد الكربون مع ثاني أكسيد الأمريكيوم عند درجة حرارة 1500م أو بتفاعل الأمريكيوم مع كبريتيد الهيدروجين وفق التفاعل التالي:

$$Am + H_2S \longrightarrow Am_2S_3 + H_2$$

2.4 – فصله

1.2.4 – الفصل بالترسيب

في حالة فصل خليط من الأمريكيوم والثوريوم واللانثانيدات والأكتنيدات الثقيلة والبلوتونيوم واليورانيوم، فإنه يجب أكسدة الثلاثة الأخيرة إلى MO_2^{+2} وبعدها يرسب، الأمريكيوم مع الثوريوم واللانثانيدات والأكتنيدات الثقيلة في صورة فلوريدات، وبعد إذابة هذا الراسب يتم أكسدة الأمريكيوم إلى AmO_2^{+2} ، ثم ترسب فلوريدات اللانثانيدات والأكتنيدات الأخرى مرة أخرى، ويمكن فصل الأمريكيوم من السيريوم باستخدام حمض، الهيدروفلوسيليسيك والذي يرسب Ce^{+3} ولا يرسب Am^{3+} .

2.2.4 – الفصل بالاستخلاص

يستخلص الأمريكيوم من الكوريوم المجاور له والمشابه له في الخواص باستخدام مذيب *TBP* بإستخدام طريقة الإستخلاص المضاد. كما يمكن فصل الأمريكيوم من البلوتونيوم بإستخدام محلول من الكبفرون في الكلوروفورم والذي لا يستخلص Am^{3+} .

3.2.4 – الفصل بالتبادل الأيوني

يتم فصل الأمريكيوم من البلوتونيوم بإستخدام مبادل أنيوني من محلول 8 – 10 مولار من حمض النيتريك والذي يكون مركبًا أنيونيًا معقدًا مع البلوتونيوم وعليه فيحجز على المبادل الأنيوني ويستخرج الأمريكيوم.

3.4 – تحضير فلز الأمريكيوم

يتم تحضيره بواسطة اختزال ثالث الفلوريد بأبخرة الباريوم عند درجة حرارة 1200°C وفق التفاعل التالي:

$$AmF_3 + Ba \longrightarrow Am + BaF_2$$

5 – مجال استخدام الأمريكيوم

أ. مصدر لجسيمات ألفا لتحضير قذائف النيترونات في التفاعلات النووية.

ب. هو العنصـر المصـطنع الوحيد الذي وجد له تطبيقات في الحياة اليومية، حيث يدخل في بعض أنواع حساسات الدخانالتي تحوي كميات ضئيلة منه.

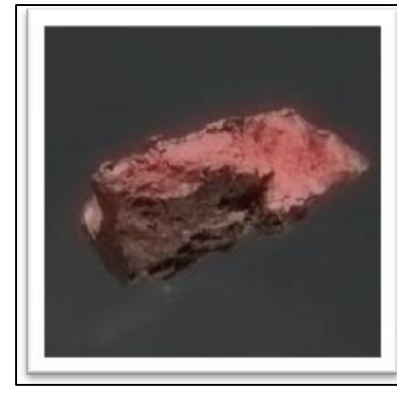
ت. يستخدم كمصدر متنقل لأشعة غاما في التصوير الإشعاعي.

6 – تأثير الأمريكيوم على الانسان

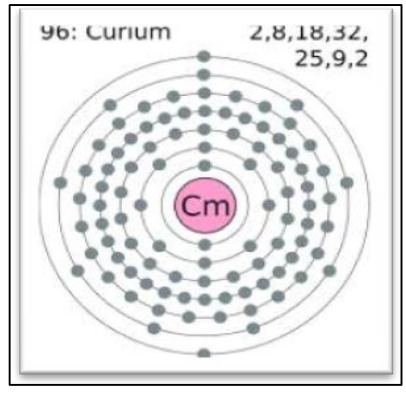
له تأثير إيجابي على صحة الإنسان إذ أنه يستخدم في علاج الغدة الدرقية.

42 – عنصر الكوريوم $^{247}_{96}Cm$

المظهر



التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الكوريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	96
العدد الكتلي (A)	247
الوزن الذري الغرامي (g)	247
نصف القطر الذري (A°)	–
الكتلة الحجمية (g/cm^3)	–
درجة الانصهار (C°)	–
درجة الغليان (C°)	–
طاقة التأين الأولى (e.v/mol)	0,581
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	–
الكهروسلبية	1,3
الناقلية الكهربائية $(\mu\ \Omega)^{-1}$	–

1 – ما هو الكوريوم؟

الكوريوم فلز أبيض فضي يشبه البلوتونيوم في خواصه اللدائنية وله شكل سداسي الزوايا والأضلاع، يحدث له تآكل بسرعة في الهواء الجاف وهو نشط جدا وهذا راجع إلى سخونة وسط تواجده بسبب نشاطه الإشعاعي.

2 – اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم اكتشاف الكوريوم في جامعة بيركلي بواسطة جيلن تي سيبورج، رالف إيه جيمس، ألبرت غيورسو في عام 1944م. وقد تم تسميته على اسم ماريا سكلودوفسكا كوري وزوجها بيير كوري، نظرا لأنهما قاما باكتشاف الراديوم ولعملهما المتميز في النشاط الإشعاعي. وقد تم التعرف على العنصر كيميائيا أيضا في معمل أرجون القومي في جامعة شيكاغو. كما تم الحصول على عينة مرئية من هيدروكسيد الكوريوم – 242 بواسطة لويس ويرنر، إيسادور بيرمان في جامعة كاليفورنيا عام 1947م بقذف الأمريكيوم – 241 بالنيترونات. وتم الحصول على الكوريوم في شكله العنصري عام 1951م، وقد سمي نسبة الي مدام (كورى).

توجد كميات قليلة من الكوريوم في اليورانيوم كمنتج ثانوي لاضمحلاله الطبيعي.

3 – طرق استحصاله

– تم الحصول عليه بقذف البلوتونيوم 239 بجسيمات ألفا (نواة الهيليوم) في معجل دوراني يبلغ 60 بوصة في معمل بيركلي.

– كما يمكن الحصول على نظائر الكوريوم برقم كتلة أقل من 243 من التفاعلات النووية باستخدام جسيمات ألفا المعجلة في السيكلوترونات

– أما النظائر ذات أرقام كتلة أكبر من 243 فتحضر من تفاعلات ألفا وغاما على نظائر الكوريوم التي تسبقها أو عن طريق امتصاص النيترونات المتوالي للبلوتونيوم أو الأمريسيوم في مفاعل نووي.

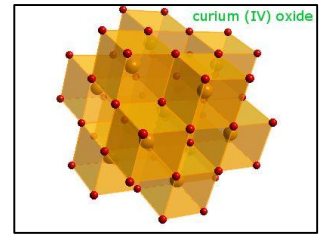
4 – الخواص الكيميائية لعنصر الكوريوم

1.4 – مركباته

1.1.4 – أكاسيده

بالإضافة إلى ثالث أكسيد الكوريوم Cm_2O_3 فإنه قد تم تحضير الأكسيد CmO_2 وذلك بتسخين ثالث أكسيد الكوريوم في تيار من الأكسجين عند درجة حرارة 650°م وفق التفاعل التالي:

$$2Cm_2O_3 + O_2 \longrightarrow 4CmO_2$$



الشكل (1.42) بنية Cm_2O_3

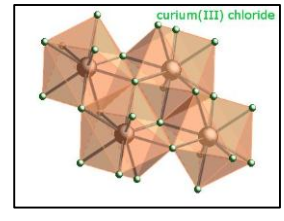
2.1.4 – هاليداته

تم تحضـــير الهـاليـدات التـاليـة للكوريوم وهي CmF_3، CmF_4، $CmCl_3$، $CmBr_3$ وفق التفاعلات التالية:

$$Cm + 2F_2 \longrightarrow CmF_4$$

$$2Cm + 3F_2 \longrightarrow 2CmF_3$$

كما أن له هاليدات أخرى كثلاثي كلوريد الكوريوم $CmCl_3$.



الشكل (2.42) بنية Cm_2O_3

2.4 – محاليله

إن رقم الأكسـدة الوحيد للكوريوم هو 3+ في المحاليل، وقد فشـلت محاولة أكسـدته باسـتخدام أقوى عوامل الأكسـدة، والكوريوم الثلاثي يشـبه في خواصـه اللانثانيدات والأكتنيدات ذات رقم أكسـدة (3+) ويمكن ترسـيبه بالفلوريدات والهيدروكسـيدات والأكسـالات واليودات والفوسـفات وذلك مع اللانثانيدات، وفي وسط حمض الهيدروكلوريك المركز *HCl* فإن الكوريوم يكون مركباً معقداً أقل ثباتاً من نظيره مع *Am* (الأمريكيوم)، وأكثر من نظيره مع *Gd* (الغـادولينيوم)، ويكون الكوريوم مع أيون الفلوريـد *F* المركب المعقد CmF^{2+} وهو أكثر ثباتاً من AmF^{2+} ، ويكون مركب معقد أيضـاً مع الكربونات والنترات والكبريتات والأكسالات والفوسفات وغيرها من أيونات الحموض العضوية.

3.4 – فصله

يحضـر الكوريوم من البلوتونيوم، وعليه فلا بد من فصـله منه ومـــــن الأكتنيدات واللانثانيدات، ويتم الفصل من البلوتونيوم عن طريق تفاعلات الأكسدة والاختزال.

ويفصل الكوريوم من اللانثانيدات والأمريكيوم وعناصر ما بعد الكوريوم باستخدام مبادل أيوني.

فباستخدام مبادل كاتيوني يتم فصل الكوريوم من اللانثانيدات باستخدام حمض الهيدروكلوريك المركز، أما من الأكتنيدات فيتم فصلها عن بعضـها البعض بإستخدام مبادل كاتيوني ومستخلص مثل محلول السـترات أو اللاكتات أو ألفا هيدروكسـي أيزوبيوتيرات ويمكن اسـتخدام مبادل أنيوني ومسـتخلص من الثيوســيانات. وفي حالة اســتخدام حمض الهيدروكلوريك في عملية الإســتخلاص فإن اللانثانيدات تستخلص أولاً ويستخلص الأمريكيوم قبل الكوريوم، وبشكل عام تستخلص الأكتنيدات ذات الرقم الذري الأكبر أولاً من المبادل الكاتيوني.

5 – مجال إستخدام الكوريوم

أ. يستخدم في النظائر المشعة للمولدات الكهروحرارية.

6 – تأثير الكوريوم على جسم الانسان

أ. له تأثير سلبي على جسم الإنسان إذ ان تراكم الكوريوم في خلايا العظام يدمر لب العظام بسبب إشعاعه وهذا يؤدي إلى توقف إنتاج خلايا الدم الحمراء.

ب. له تأثير إيجابي فهو يستخدم في منظمات ضربات القلب

الملحق 1: فروع الكيمياء

I – <u>الفروع الأساسية</u>:

1 – الكيمياء العضوية

2 – الكيمياء اللاعضوية

3 – الكيمياء الحيوية

4 – الكيمياء التحليلية

5 – الكيمياء الفيزيائية

II – الفروع الثانوية:

1 – الكيمياء العامة

2 – الكيمياء الإشعاعية

3 – الكيمياء الكمية

4 – الكيمياء الزراعية

5 – كيمياء البترول

6 – كيمياء البلّورات

7 – الكيمياء الضوئية

8 – الكيمياء الحرارية

9 – الكيمياء الغروية

10 – كيمياء المركبات الضخمة

كما يمكن تقسيم كل فرع من الفروع السابقة إلى عدة أقسام، فمثلاً الكيمياء الفيزيائية تحتوي على:

1 – الترموديناميك الكيميائي

2 – الحركية الكيميائية

3 – الكيمياء الكهربائية

4 – كيمياء الغروية

5 – الكيمياء المغناطيسية

الملحق 2: البنية الإلكترونية للعناصر

العنصر	Z	K(n=1)	L(n=2)		M(n=3)			N(n=4)				O(n=5)				P(n=6)				Q(n=7)			
		S	S	P	S	P	d	S	P	d	f	S	P	d	f	S	P	d	f	S	P	d	f
H	1	1																					
He	2	2																					
Li	3	2	1																				
Be	4	2	2																				
B	5	2	2	1																			
C	6	2	2	2																			
N	7	2	2	3																			
O	8	2	2	4																			
F	9	2	2	5																			
Ne	10	2	2	6																			
Na	11	2	2	6	1																		
Mg	12	2	2	6	2																		
Al	13	2	2	6	2	1																	
Si	14	2	2	6	2	2																	
P	15	2	2	6	2	3																	
S	16	2	2	6	2	4																	
Cl	17	2	2	6	2	5																	
Ar	18	2	2	6	2	6																	
K	19	2	2	6	2	6		1															
Ca	20	2	2	6	2	6	0	2															
Sc	21	2	2	6	2	6	1	2															
Ti	22	2	2	6	2	6	2	2															
V	23	2	2	6	2	6	4	1															
Cr	24	2	2	6	2	6	5	1															
Mn	25	2	2	6	2	6	6	1															
Fe	26	2	2	6	2	6	7	1															
Co	27	2	2	6	2	6	8	1															
Ni	28	2	2	6	2	6	10	0															
Cu	29	2	2	6	2	6	10	1															
Zn	30	2	2	6	2	6	10	2															
Ga	31	2	2	6	2	6	10	2	1														
Ge	32	2	2	6	2	6	10	2	2														
As	33	2	2	6	2	6	10	2	3														
Se	34	2	2	6	2	6	10	2	4														
Br	35	2	2	6	2	6	10	2	5														
Kr	36	2	2	6	2	6	10	2	6														
Rb	37	2	2	6	2	6	10	2	6			1											
Sr	38	2	2	6	2	6	10	2	6			2											

العنصر	Z	K(n=1)	L(n=2)		M(n=3)			N(n=4)	O(n=5)	P(n=6)	Q(n=7)
		S	S	P	S	P	d	S P d f	S P d f	S P d f	S P d f
Y	39	2	2	6	2	6	10	2 6 1	2		
Zr	40	2	2	6	2	6	10	2 6 2	2		
Nb	41	2	2	6	2	6	10	2 6 4	1		
Mo	42	2	2	6	2	6	10	2 6 5	1		
Tc	43	2	2	6	2	6	10	2 6 6	1		
Ru	44	2	2	6	2	6	10	2 6 7	1		
Rh	45	2	2	6	2	6	10	2 6 8	1		
Pd	46	2	2	6	2	6	10	2 6 10	0		
Ag	47	2	2	6	2	6	10	2 6 10	1		
Cd	48	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 1		
In	49	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 2		
Sn	50	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 3		
Sb	51	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 4		
Te	52	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 5		
I	53	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 5		
Xe	54	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 6	1	
Cs	55	2	2	6	2	6	10	1 6 10	2 6	2	
Ba	56	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 6	2	
La	57	2	2	6	2	6	10	2 6 10 1	2 6	2	
Ce	58	2	2	6	2	6	10	2 6 10 2	2 6	2	
Pr	59	2	2	6	2	6	10	2 6 10 3	2 6	2	
Nd	60	2	2	6	2	6	10	2 6 10 4	2 6	2	
Pm	61	2	2	6	2	6	10	2 6 10 5	2 6	2	
Sm	62	2	2	6	2	6	10	2 6 10 6	2 6	2	
Eu	63	2	2	6	2	6	10	2 6 10 7	2 6	2	
Gd	64	2	2	6	2	6	10	2 6 10 8	2 6	2	
Tb	65	2	2	6	2	6	10	2 6 10 9	2 6	2	
Dy	66	2	2	6	2	6	10	2 6 10 10	2 6	2	
Ho	67	2	2	6	2	6	10	2 6 10 11	2 6	2	
Er	68	2	2	6	2	6	10	2 6 10 12	2 6	2	
Tm	69	2	2	6	2	6	10	2 6 10 13	2 6	2	
Yb	70	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6	2	
Lu	71	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 1	2	
Hf	72	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 2	2	
Ta	73	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 3	2	
W	74	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 4	2	
Re	75	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 5	2	
Os	76	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 6	2	
Ir	77	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 7	2	
Pt	78	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 9	1	
Au	79	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	1	
Hg	80	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2	

العنصر	Z	K(n=1)	L(n=2)		M(n=3)			N(n=4)	O(n=5)	P(n=6)	Q(n=7)
		S	S	P	S	P	d	S P d f	S P d f	S P d f	S P d f
Tl	81	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 1	
Pb	82	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 2	
Bi	83	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 3	
Po	84	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 4	
At	85	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 5	
Rn	86	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	
Fr	87	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	1
Ra	88	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	2
Ac	89	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 1	2 6	2
Th	90	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 2	2 6	2
Pa	91	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 3	2 6	2
U	92	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 4	2 6	2
Np	93	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 5	2 6	2
Pu	94	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 6	2 6	2
Am	95	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 7	2 6	2
Cm	96	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 8	2 6	2
Bk	97	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 9	2 6	2
Cf	98	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 10	2 6	2
Es	99	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 11	2 6	2
Fm	100	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 12	2 6	2
Md	101	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 13	2 6	2
No	102	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6	2
Lr	103	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 1	2
Rf	104	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 2	2
Db	105	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 3	2
Sg	106	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 4	2
Bh	107	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 5	2
Hs	108	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 6	2
Mt	109	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 7	2
Un	110	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 8	2

الملحق 3: اكتشاف العناصر

تعامل الإنسان مع بعض العناصر منذ أزمنة ما قبل التاريخ، دون أي دراية بطبيعتها، بلغ عدد هذه العناصر العشرة وهي التالية مع رموزها وأسمائها باللغة اللاتينية :

الكربون (carbon : C) النحاس (cypros : Cu)

الذهب (aurum : Au) الحديد (ferrum : Fe)

الرصاص (plumbum : Pb) الزئبق (hydragyrum : Hg)

الفضة (argentum : Ag) الكبريت (sulfur : S)

القصدير (stannum : Sn) التوتياء (Zinc : Zn)

تبدو في الجدول التالي أسماء العناصر ورموزها وتواريخ اكتشافها وأسماء مكتشفيها.

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1450	أنتموان	Sb	فالتين	من اللاتينية antimonium واسمه السابق stibium
	بزموت	Bi	فالنتين	من الألمانية wismut
1649	زرنيخ	As	شرودر	من اللاتينية arsenicum
1669	فسفور	P	هنينغ براند	من اللاتينية وتعني حامل الضوء
1735	كوبلت	Co	جورج براندت	من الألمانية kobold وتعني كنز أو منجم
1741	بلاتين	Pt	ويليام وود	من الإسبانية platina ومعناها الفضة
1751	نيكل	Ni	آكسل كرونستد	من السويدية kuppar
1766	هيدروجين	H	هنري كافنديش	من اليونانية hydor وتعني مولد الماء
1771	فلور	F	كارل شيل	من اللاتينية fluo وتعني التدفق
1772	نتروجين	N	دانيال رذرفورد	من اليونانية nitron وتعني الملح الصخري
1774	منغنيز	Mn	جوهان غاهن	من اللاتينية magnes وتعني مغنطيس
	أكسجين	O	جون بريستلي	من اليونانية oxys وتعني مولد الحموضة

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
	كلور	Cl	كارل شيل	من اليونانية chloros وتعني أخضر
1778	موليبدنوم	Mo	بيتر هلم	من اليونانية molybdos وتعني الرصاص
1782	تلوريوم	Te	فرانزفون رينشتاين	من اللاتينية tellus وتعني الأرض
1783	تنغستين	W	دون فوستو ودون دوان دولهويار	من السويدية ومعناه الحجر الثقيل (الاسم السابق ولفرام)
1789	تيتانيوم	Ti	ويليام غريغور	من الأسطورة اللاتينية Titanes
	أورانيوم	U	مارتن كلابروت	من اسم النجم Uranus
1794	إيتريوم	Y	جوهان غادولين	من Ytterby وهو اسم بلدة في السويد
1797	كروم	Cr	لويس فوكلن	من اليونانية chromos وتعني اللون
1801	نيوبيوم	Nb	شارل هاتشن	من الأسطورة اليونانية Niobe
1802	تنتالوم	Ta	أندرس إكبرغ	من الأسطورة اليونانية Tantalus
1803	سريوم	Ce	جون برزيليوس ويلهام هيزنجر	من اسم أحد الكويكبات Ceres
	إيريديوم	Ir	سميثن تينانت	من اللاتينية iris وتعني قوس قزح
	أوسميوم	Os	=	من اليونانية osme وتعني رائحة
1804	بَلاديوم	Pd	ويليام وُلاستون	من اسم أحد الكويكبات Pallas
	روديوم	Rh	=	من اليونانية rhodon وتعني وردة
8071	بوتاسيوم	K	همفري ديفي	من اللاتينية kalium، والإنكليزية potash

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
	صوديوم	**Na**	=	من اللاتينية natrium، والإنكليزية soda
1808	باريوم	**Ba**	=	من اللاتينية barys وتعني ثقيل
	بورون	**B**	=	نحت من كلمتي borax + carbon
	كلسيوم	**Ca**	=	من اللاتينية Calx وتعني الحجر الكلسي
	سترونسيوم	**Sr**	=	من Strontia وهو اسم موقع في اسكتلندا
8111	يود	**I**	برنارد كورتوا	من اليونانية iodos وتعني بنفسجي
1817	كادميوم	**Cd**	فريديريك سترومايير	من اليونانية kadmeia وتعني كالامين
	ليتيوم	**Li**	جوهان أرفدسن	من اليونانية lithos وتعني حجر
	سيلينيوم	**Se**	جون برزيليوس	من اليونانية selene وتعني قمر
1824	سيليكون	**Si**	=	من اللاتينية silex وتعني الصوان
	زركونيوم	**Zr**	=	من الإيرانية Zargun وتعني الذهب الملون
1825	بروم	**Br**	انطوان بالارد	من اليونانية bromos وتعني رائحة متنة
1827	ألمنيوم	**Al**	فريديريك وهلر	من اللاتينية alumen وتعني حجر الشب
1828	بريليوم	**Be**	=	من اليونانية beryllion وتعني معدن البريل
	توريوم	**Th**	جون برزيليوس	من الأسطورة السكاندينافية Thor
1829	مغنيزيوم	**Mg**	انطوان بوسي	من الإيطالية magnesia
1830	فاناديوم	**V**	نيلز سفستروم	من الأسطور السكاندينافية Vanadis

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1839	لانتانوم	La	كـــــــارل موساندر	من اليونـانيـة lanthana وتعني الحجب أو الإخفاء
1843	إربيوم	Er	=	من Ytterbi وهو اســـم بلدة في السويد
	تربيوم	Tb	كـــــــارل موساندر	من Ytterbi وهو اســـم بلدة في السويد
1845	روتينيوم	Ru	كارل كلاوس	من اللاتينيــة Ruthenia وهو اسم روسيا
1860	سيزيوم	Cs	روبرت بنزن	من اللاتينيــة caesium وتعني أزرق رمادي
1861	روبيدوم	Rb	روبرت بنزن و غوســتاف كيرشوف	من اللاتينيــة rubidus وتعني أحمر
	تاليوم	Tl	ويـــلـــيـــام كروكس	من اليونــانيــة thallos وتعني برعوم
1863	إنديوم	In	فرديناند رايخ و هيرونيموس ريختر	من كلمة indigo وتعني النيلة
1875	غاليوم	Ga	بـــــول دو بوابودرون	من اللاتينية Gallia وهو اســـم فرنسا
1878	إيتريوم	Yb	جـــــــون مارينياك	من Ytterbi وهو اســـم بلدة في السويد
1879	هلميوم	Ho	بركليف	من اللاتينية Holmia وهو اســم مدينة استكهولم
	سكانديوم	Sc	لارس نيلسون	من اسم سكاندينافيا
	سماريوم	Sm	بـــــول دو بوابودرون	من اســم عالم الفلزات الروســـي Samarski
	توليوم	Tm	بركليف	من الســـويـديـة Thule وتعني البلدان الشمالية
1885	غادولينيوم	Gd	جـــــــون مارينياك	من اســـم الكيميـائي الفنلنـدي Gadolin

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
	نيوديميوم	**Nd**	كارل ولسباخ	من نحت الكلمتين اليونانيتين neo وتعني جديد و didymos وتعني التوأم
	برازيوديميوم	**Pr**	=	من نحت الكلمتين اليونانيتين prasios وتعني الأخضر و didymos وتعني التوأم
1886	ديسبروزيوم	**Dy**	بول دو بوابودرون	من اليونانية dysprositos وتعني صعب المنال
	جرمانيوم	**Ge**	كليمنس ونكلر	من اسم ألمانيا باللاتينية هو Germania
1894	أرغون	**Ar**	لورد رايلي ووليام رامسي	من اليونانية argos وتعني خامل أو غير فعال
1895	هيليوم	**He**	ويليام رامسي ووليام كروكس	من اليونانية helios وتعني الشمس
1896	أوروبيوم	**Eu**	أوجين دومرسي	من اسم أوربا
1898	كريبتون	**Kr**	ويليام رامسي وموريس ترافرز	من اليونانية krypto وتعني الحجب أو التعمية
	نيون	**Ne**	=	من اليونانية neos وتعني جديد
	كزينون	**Xe**	=	من اليونانية xenos وتعني غريب
	بولونيوم	**Po**	ماري كوري	تخليدًا لاسم بلدها بولونيا
	راديوم	**Ra**	=	من اللاتينية radius وتعني شعاع
1899	أكتينيوم	**Ac**	أندريه دو بييرن	من اليونانية aktis وتعني شعاع
1900	رادون	**Rn**	إرنست دورن	نحن من كلمتي radium و emanation وتعني إصدار الراديوم

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1907	لوتيسيوم	Lu	جورج أوربان وكـــــارل ولسياخ	من اســم مدينة باريس باللاتينية وهو Lutetia
1917	بروتكتينيوم	Pa	ليــز ميتــز وأوتو هاهن	من اليونانية protos وتعني أول + actinum
1923	هافنيوم	Hf	ديرك كوستر وجـيـورجـي هفرسي	من اسم مدينة كبنهاغن باللاتينية وهو Hafnia
1925	رينيوم	Re	والتر نوداك وإيدا تايك	من اســم نهر الراين بـالألمانية وهو Rhein
1937	تكنيسوم	Tc	برييــه وإميلو سغري	من اليونانية technetos وتعني صنعي
1939	فرنسيوم	Fr	مرغريت بري	من اسم فرنسا
1940	أستاتين	At	إميليو سغري ورفاقه	من اليونـانيــة astatos وتعني غير ثابت
	نبتونيوم	Np	فيليب أبلسن وإدويـــــن مكميلان	من اسم النجم Neptune
	بروميثيوم	Pm	ج. مارنسكي ورفاقه	مـن الأســـطورة اليـونـانيــة Prometheus
1941	بلوتونيوم	Pu	غلن سيبروغ وإدويـــــن ماتيسون	من اسم النجم Pluto
1944	أميركيوم	Am	غلن سيبروغ وإدويـــــن ماتيسون	من اسم أمريكا
	كوريوم	Cm	=	من اسم مدام كوري
1950	بركيليوم	Bk	=	من اسم بيركلي في كاليفورنيا
	كاليفورنيوم	Cf	=	من اسم كاليفورنيا
1952	أينشتانيوم	Es	=	من اسم اينشتاين
	فرميوم	Fm	=	من اسم فيرمي

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1955	ماندليفيوم	Md	غلن سيبورغ وألبرت جيورسو ورفاقهما	من اسم ماندلييف
1957	نوبليوم	No	=	من اسم نوبل
1961	لورنسيوم	Lr	ألبرت جيورسو ورفاقه	من اسم لورنس
1969	رذرفوريوم	Rf	جامعة كاليفورنيا	من اسم رذرفورد
1970	هاهنيوم	Ha	=	من اسم هاهن

الملحق 4: الفائزون بجائزة نوبل في الكيمياء في القرن العشرين

تحمل هذه الجائزة اسم المهندس السويدي ألفرد نوبل المتوفي سنة 1896. وقد أوصى بمنح جوائز تحمل اسمه في الكيمياء والفيزياء والطب والآداب والسلام. تعد جائزة نوبل أرقى جائزة علمية حتى الآن، وتمنحها أكاديمية العلوم السويدية تقديرًا لأعمال علمية متميزة في المجالات المذكورة. بدأ منح هذه الجوائز منذ سنة 1901، ونبين فيما يلي أسماء الذين فازوا بها في الكيمياء مع بيان العمل الذي أهّلهم لذلك.

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
1906	هنري مواسّان	فرنسي
اكتشاف الفلور وتطوير الفرن الكهربائي		
1907	إدوارد بُخْنِرْ	ألماني
بحوث في الكيمياء الحيوية بما في ذلك التخمر		
1908	إرنست رذرفورد	نيوزيلاندي
تحريات عن جسيمات ألفا والتحلّل (أو الاضمحلال) الإشعاعي وكيمياء المواد المشعة		
1909	ويلهلم أوستوالد	ألماني
دراسة التفاعلات الكيميائية والوسطاء		
1910	أوتو والاش	ألماني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة المركبات الأليفاتية الحلقية		
1911	ماري كوري	فرنسية
اكتشاف عنصر الراديوم والبولونيوم		
1912	فيكتور غرينيار وبول ساباتييه	فرنسيان
دراسات في كيمياء الاصطناع العضوي		
1913	ألفرد ورنر	سويسري
دراسة ارتباط الذرات في الجزيئات		
1914	تيودور ريتشاد	أمريكي
تحديد الأوزان الذرية الصحيحة للعديد من العناصر		
1915	ريتشارد ويللستاتر	ألماني
دراسة الكلوروفيل وأصباغه		
1916	حجبت الجائزة	
1917		
1918	فريتز هابر	ألماني
تطوير طريقة لاصطناع الآمونيا		
1919	حجبت الجائزة	
1920	والتر نرْنست	ألماني
دراسة حرارة التفاعل (الكيمياء الحرارية)		
1921	فريدريك سودّي	بريطاني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة النظائر		
1922	فرنسيس أستون	بريطاني
المطافية الكتلوية واكتشاف نظائر العديد من العناصر غير المشعة		
1923	فريتز برغل	نمساوي
تطوير التحليل الميكروي للمركبات العضوية		
1924	حجبت الجائزة	
1925	ريتشارد زيغموندي	ألماني
دراسة المحاليل الغراوانية		
1926	تيودور سفدبرغ	سويدي
دراسة الجمل المبعثرة		
1927	هنريش أوتو ويلاند	ألماني
دراسة تركيب الحموض الصفراوية والمواد المرتبطة بها		
1928	أدلوف وندُس	ألماني
دراسة الإستروئيدات، وبخاصة الستيرول، وارتباطها بالفيتامينات		
1929	أرثرهارن وهانزفون أولر – شِلْبن	بريطاني– ألماني/سويدي
دراسة الأنزيمات والتخمّر		
1930	هانز فيشر	ألماني
دراسة بنية اليحمور (الهيموغلوبين) واليخضور (الكلوروفيل)		
1931	كارل بوش وفريدريتش برْجيوس	ألماني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
	دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال	
1902	إميل فيشر	ألماني
	الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين	
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
	تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني	
1904	ويليام رامسي	بريطاني
	اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون	
1905	آدولف فون باير	ألماني
	تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية	
	اصطناع الأمونيا وهدرجة الفحم الحجري	
1932	إيرفينغ لانغموير	أمريكي
	دراسة حول كيمياء السطوح	
1933	حجبت الجائزة	
1934	هارولد أوري	أمريكي
	اكتشاف الهيدروجين الثقيل: الدوتيريوم	
1935	كوري_فريدريك وإيرن جوليو	فرنسيان
	اصطناع نظائر مشعة جديدة	
1936	بيترْ ديباي	هولندي
	دراسة العزوم ثنائية الأقطاب وانعراج الأشعة السينية والإلكترونات في الغازات	
1937	والتر هاروت وبول كارْ	بريطاني–سويسري
	بحوث عن الفيتامينات	
1938	ريتشارد كوهْنْ	ألماني
	بحوث عن الفيتامينات والكاروتينيدات (أكرها على رفض الجائزة إلا أنها منحت في سنة 1946)	
1939	أدلوف بوتندنت وليوبولد روزيكا	ألماني–سويسري
	دراسات عن الهرمونات الجنسية ومتعددات المتيلين. وقد أجبر بوتندنت على رفض الجائزة	
1940	حجبت الجائزة	

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
1941		
1942		
1943	جيورجي فون هِفزِي	هنغاري/سويدي
استخدام النظائر كمقتفيات في دراسة العمليات الكيميائية		
1944	أوتو هاهن	ألماني
اكتشاف الانشطار النووي في العناصر الثقيلة		
1945	أرتوري فيرتانن	فنلندي
دراسات حول الكيمياء الحيوية الزراعية وحفظ الأطعمة		
1946	جيمس سومنر ووندل ستانلي وجون نورثروب	أمريكيون
بلورة الأنزيمات وتحضير أنزيمات نقية		
1947	روبرت روبنسن	بريطاني
دراسات في الكيمياء الحيوية وبخاصة القلوانيات		
1948	آرن تيزليوس	سويدي
دراسة عن بروتينات المصل والتحال الكهربائي والادمصاص		
1949	ويليام جيوك	أمريكي
دراسات عن التبريد والترموديناميك الكيميائي		
1950	أوتو ديلز وكورت أدْلِر	ألماني غربي
عن الاصطناع العضوي		
1951	إدوين ماكميلان وغْلِن سيبورغ	أمريكيان

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
اكتشاف كيمياء عوابر الأورانيوم		
1952	أرْثر مارتن وريتشارد سِنغ	بريطانيان
اكتشاف الاستشراب التفريقي		
1953	هِرْمَن ستودينغر	ألماني غربي
اكتشافات في المتماثرات (البوليمرات) ونظرية السلاسل الجزيئية الكِبرية		
1954	ليونس باولنغ	أمريكي
بحوث عن طبيعة القوى ما بين الذرّية		
1955	فنست دو فينيو	أمريكي
اصطناع هرمون متعدد الببتيد		
1956	سيريل هنشلوود ونيكوللي سيمينوف	بريطاني–سوفياتي
بحوث عن آلية التفاعلات الكيميائية المتسلسلة		
1957	ألكسندر تود	بريطاني
أعمال عن النيوكليوتيدات وتركيب بروتينات الخلية		
1958	فريديك سنجر	بريطاني
أعمال عن بنية الإنسولين		
1959	ياروسلاف هيروفسكي	بريطاني
تطوير تقانة التحليل الاستقطابي		
1960	ويلاّر ليبّي	أمريكي
تطوير تقانة التأريخ بالكربون المشع		
1961	ملفن كالفن	أمريكي

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة عملية الاصطناع الضوئي		
1962	جون كندرو وماكس بيروتز	بريطانيان
دراسات عن بنية البروتينات الطروية		
1963	كارل زيغلر وجيوليوناتا	ألماني غربي–إيطالي
دراسة المتأثرات وتفاعلات التماثر		
1964	دوروثي هودكن	بريطانية
التحليل بالأشعة السينية للجزيئات العضوية الكبيرة		
1965	روبرت وودوارد	أمريكي
اصطناع مركبات عضوية ضخمة بما فيها اليخضور		
1966	روبرت موليكن	أمريكي
أعمال عن الرابطة الكيميائية والبنية الإلكترونية للجزيئات		
1967	رونالد نوريش وجورج بورتر ومانفرد إيجن	بريطانيان وألماني غربي
دراسات وقياسات التفاعلات السريعة جدا		
1968	لارس أونزاجر	أمريكي
اكتشاف الترموديناميك غير المتوازن		
1969	ديرك بارتن وأد هاسل	بريطاني–نرويجي
دراسة عن تأثير الكيمياء الفراغية على سرعة التفاعل		
1970	لويس لولوار	فرنسي–أرجنتيني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة عن المواد الكيميائية الحيوية المخزّنة للطاقة		
1971	جرهارد هرزبرْغ	كندي
دراسة عن الجذور الحرة		
1972	كريستيان أنفنسُن وستانفُرد مور وويليام ستاين	أمريكيون
مساهمة في دراسة كيمياء الأنزيمات		
1973	إرنسن فيشر وجيوفري ويلكينسن	ألماني غربي–بريطاني
دراسة كيمياء المركبات المعدنية العضوية		
1974	بول فلوري	أمريكي
تطوير طريقة تحليلية لدراسة الجزيئات ذات السلاسل الطويلة		
1975	جون كورن فورث وفلاديمير برلغ	بريطاني/أسترالي تشيكي/سويسري
مساهمة في دراسة الكيمياء الفراغية		
1976	ويليم ليبسكومب	أمريكي
دراسة كيمياء البورانات		
1977	إيليا بريغوجين	بلجيكي
مساهمة في دراسة الترموديناميك غير المتوازن		
1978	بيتر ميتشل	بريطاني
دراسة انتقال الطاقة في الخلية		
1979	هربرت براون وجورج ويتيغ	أمريكي–ألماني غربي

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
تحضير مركبات البور العضوية المفيدة في الاصطناع		
1980	فريديريك سانجر وبول برْغ ووالتر جيلبرت	أمريكيون
طرق تعيين البنية التفصيلية للدنا ووظيفته		
1981	كينشي موكي ورولدسهوفمان	ياباني–أمريكي
تطبيق مفاهيم الميكانيك الكوانتي للتنبؤ بسير التفاعلات الكيميائية		
1982	آرون كلوغ	جنوب إفريقي/بريطاني
تطوير الدراسة البلورية بالمجهر الإلكتروني وتحليل بنية معقدات الحمض النووي–البروتين		
1983	هنري توب	كندي/أمريكي
دراسة عن انتقال الإلكترونات بين الفلزات في التفاعلات الكيميائية		
1984	بروس مريفيلد	أمريكي
تطوير طرق مؤتمتة لتجميع الببتيدات واصطناع البروتينات		
1985	هربرت هتمان و جيروم كارل	أمريكيان
تطوير طريقة لتعيين بنى الجزيئات الكيميائية الحيوية بانعراج الأشعة السينية		
1986	ددلي هرشباخ ويوان لي وجون بولاني	أمريكي–صيني– أمريكي/كندي
دراسة عن ديناميكية التفاعل		
1987	دونالد لرام وشارل بدرسن وجون ماري لن	أمريكي–نرويجي/

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
		أمريكي–فرنسي
دراسة عن الجزيئات الاصطناعية التي تستطيع تقليد التفاعلات الكيميائية لعمليات الحياة		
1988	جوهان ديزنهوفر وروبرت هوبر وهرتموث ميتشل	ألمانيون غربيون
بحوث في الاصطناع الضوئي		
1989	سيدني ألْتمِن و توماس سِكْ	أمريكيان
اكتشاف الفعل الوساطي للرنا في التفاعلات الخلوية		
1990	الياس كوري	أمريكي
تقانات النسخ الاصطناعي لمواد طبيعية ولاستخدامها كعقاقير		
1991	ريتشارد إرنست	سويسري
استخدام تقنات الرنين النووي المغنطيسي (NMR) في تحليل المواد الكيميائية		
1992	رودلف ماركوس	كندي
التنبؤ بالتفاعلات المتبادلة ما بين الجزيئات في المحاليل		
1993	كاري مولّيس و ميتشيل سميث	أمريكي–بريطاني
دراسة عن التفاعلات المتسلسلة التي يسببها أنزيم البوليمراز والطفرات النوكليوتيدية		
1994	جورج أولاه	هنغاري/أمريكي
دراسات عن كيمياء (carbocation) الفائقة الحموضة		

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهرلي للتفكك الإيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
1995	بول كروتْزنْ وماريو مولينا وشروود راولاند	هولندي–مكسيكي–أمريكي
دراسة التفاعلات الكيميائية في طبقة الأوزون		
1996	روبرت كُرْل والسير هارولد كروتو وريتشارد سميللي	أمري_بريطاني_أمريكي
لاكتشافهم الفولّيرينات		
1997	بول بوير وجون والكر وجِنْس سكو	أمريكي–ريطاني–دانماركي
لمساهمتهم في إيضاح الآلية الأنزيمية التي تحكم اصطناع ثلاثي فسفات الأدينوزين ATP		
1998	والتركون وجون بوبْل	أمريكيان
لتطوير أولهما نظرية وظيفية الكثافة، وتطوير الثاني طرقًا حاسوبية في الكيمياء الكوانتية		
1999	أحمد زويل	مصري
لعمله في مجال الفمتو ثانية ووضع مبادئ كيمياء الفمتو		
2000	ألان هيجر وألان ماك وهيديكي شيراكاوا	أمريكيان/ياباني
اكتشاف وتطوير البوليميرات الناقلة		

المراجع

I – المراجع العربية

أ – الكتب

1 – الكتاب المرجع في الكيمياء بالوطن العربي

– الجزء الأول: الذرّات والجزيئات

د. نعمان سعد الدين النعيمي

د. غازي عبد الوهاب درويش

د. فؤاد قنبور

جامعة بغداد – بغداد – الجمهورية العراقية

– الجزء الثاني : التفاعلات الكيميائية

د. محمد عبد العزيز الحجاجي

د. ابراهيم الزامل الزامل

د. سليمان حمّاد الخويطر

جامعة الملك سعود – الرياض – المملكة العربية السعودية

– الجزء الثالث: حالات المادة وتحولاتها

د. صلاح يحياوي

د. موفق شخا شيرو

د. هيام بير قدار

جامعة دمشق – دمشق – الجمهورية العربية السورية

– الجزء الرابع: كيمياء العناصر

د. الهادي زروق

د. المولدي عبد الكافي

د. قاسم أم الزين

جامعة تونس المنار – تونس – الجمهورية التونسية

المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم 1988 – تونس

2 – الكيمياء اللاّعضوية الأجزاء (1)، (2)، (3)

د. نعمان سعد الدّين النعيمي ومجموعة من الأساتذة

مطبعة كلية العلوم – جامعة بغداد 1980 – بغداد – العراق

3 – مدخل إلى الكيمياء اللاعضوية

تأليف: ك. لوت و س. ف. بيل

ترجمة: د. نعمان سعد الدّين النعيمي و د. عبد الرزاق القروغلي

4 – الكيمياء اللاعضوية:

د. محمد عبد المعطي

منشورات جامعة حلب 1982 – حلب – الجمهورية العربية السورية

5 – الكيمياء العامة (1)

د. عبد المجيد شيخ حسين د. محمد شهير هاشم

دار الطباعة الحديثة 1982 – دمشق – الجمهورية العربية السورية

6 – الكيمياء العامة (1)

د. انصلاح الخيمي د. فؤاد الصالح د. محمد علي المنجد

مطبعة المدينة 1984 – دمشق – الجمهورية العربية السورية

7 – الكيمياء العامة (1) – المدخل إلى الكيمياء البنيوية –

د. رياض حجازي

منشورات جامعة حلب 1985 – حلب – الجمهورية العربية السورية

8 – الكيمياء اللاّعضوية – الأسس النظرية –

د. رياض حجازي

منشورات جامعة حلب 1989 – حلب – الجمهورية العربية السورية

9 – الكيمياء العامة في سؤال وجواب

تأليف الدكتور عبد الحليم منصور

المركز العربي للتعريب والترجمة والتأليف والنشر 2000

دمشق – الجمهورية العربية السورية

10 – الكيمياء العامة (بنية المادة) جزآن

تأليف: حسن بوزيان – الطبعة الثانية 2010

ديوان المطبوعات الجامعية – الساحة المركزية – بن عكنون – الجزائر – الجمهورية الجزائرية

11 – الكيمياء العامة

د. إبراهيم صادق الخطيب د. مصطفى زكي اعبيد

دار المسيرة للنشر والتوزيع 2000 – عمَّان – الأردن

12 – أسس الكيمياء العامة وغير العضوية

د. أحمد مدحت إسلام د. مصطفى محمود عمارة

دار الفكر العربي 2000 – مدينة نصر – القاهرة – مصر

13 – الكيمياء اللاعضوية (2)

د. محمد علي المنجد د. عبد المجيد البلخي

المطبعة التعاونية 1988 – دمشق – الجمهورية العربية السورية

14 – الكيمياء اللاعضوية (2)

د. هيام بير قدار د. محمد علي المنجد

المطبعة الجديدة 1984 – دمشق – الجمهورية العربية السورية

15 – الكيمياء اللاعضوية (2)

د. رياض حجازي د. محمد نصوح علايا

منشورات جامعة حلب 1992 – حلب – الجمهورية العربية السورية

16 – الكيمياء اللاعضوية (3) كيمياء المعادن الانتقالية

د. أحمد الحاج سعيد د. هيام بير قدار

المطبعة الجديدة 1986 – دمشق – الجمهورية العربية السورية

17 – الكيمياء اللاعضوية (3) كيمياء المعادن الانتقالية

د. رياض حجازي د. محمد نصوح علايا

منشورات جامعة حلب 1998 – حلب – الجمهورية العربية السورية

18 – كيمياء العناصر الانتقالية

د. محمد عبد الفتاح علي د. عائض بن سعد الشهري

د. محمد علي خليفة الصالح

دار النشر العلمي 2001 – جامعة الملك سعود

الرياض – المملكة العربية السعودية

19 – جولة في عالم الفلزات النادرة

تأليف: س. فينيتسكي

ترجمة: د. عيسى مسّوح

دار مير 1987 – موسكو – روسيا الاتحادية

20 – عالم الفلزات

تأليف: محمد غالب سعيد

ديوان المطبوعات الجامعية – الساحة المركزية
بن عكنون – الجزائر – الجمهورية الجزائرية

ب – مذكرات التخرج والمجلات

1 – أسماء العناصر ورموزها في علم الكيمياء

مذكرة لنيل شهادة أستاذ التعليم الثانوي
إعداد آمال عمارة إشراف د. بوبكر ناجمي
دفعة جوان 2004 – المدرسة العليا للأساتذة – القبة – الجزائر

2 – دراسة مفصلة لعناصر الجدول الدوري $Z \leq 50$

مذكرة لنيل شهادة أستاذ التعليم الثانوي
إعداد سعاد تتبيرت ووهيبة حكوم إشراف حسن بوزيان
دفعة جوان 2012 – المدرسة العليا للأساتذة – القبة – الجزائر

3 – مجلة العلوم

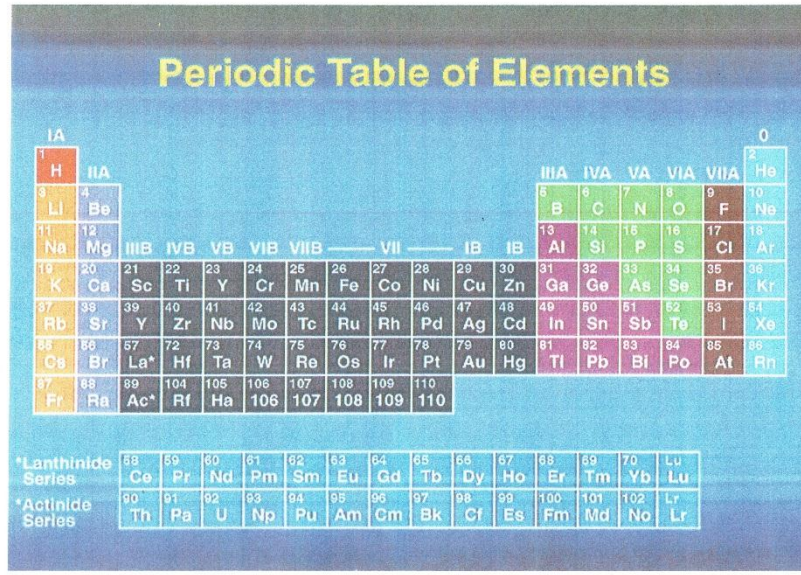
مجلة أمريكية شهرية مترجمة إلى أكثر من عشر لغات
النسخة العربية تصدر عن مؤسسة الكويت للتقدم العلمي
عنوان المقالة: "نشأة الجدول الدوري وتطوره"
إعداد الأستاذ: Eric R. Scerri أستاذ الكيمياء بجامعة بيردو
الولايات المتحدة الأمريكية – العدد الخامس – ماي 1999

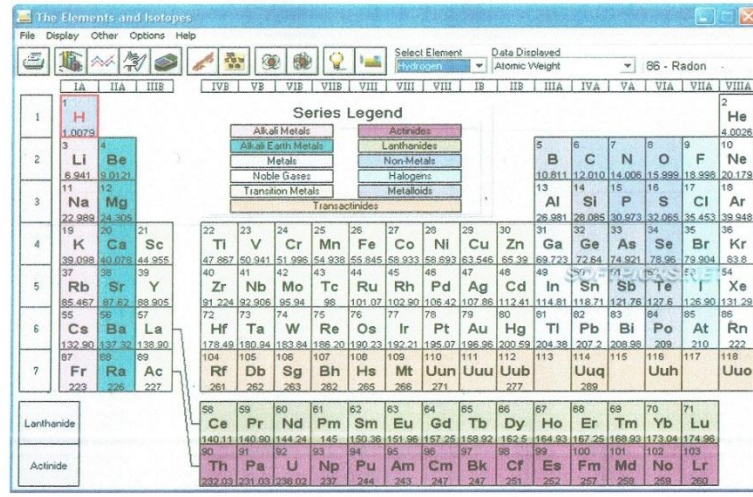
4 – مجلة عالم الذرة

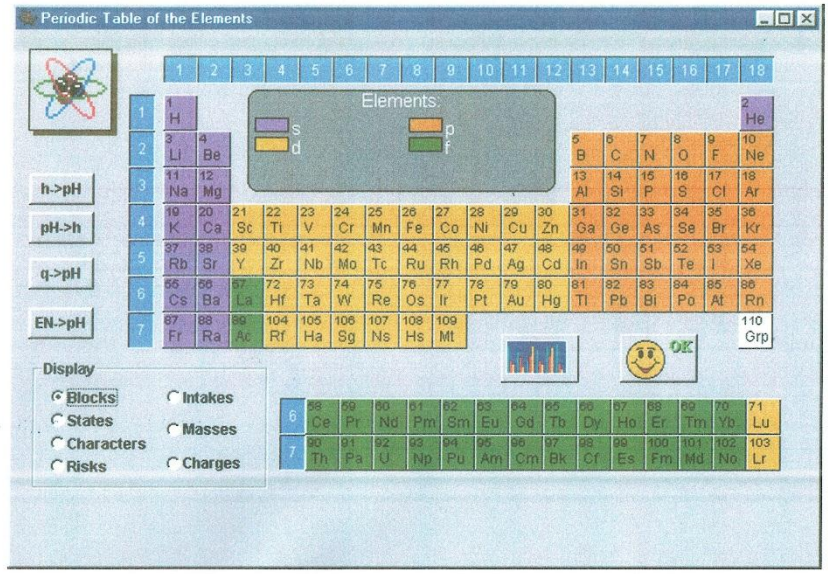
مجلة علمية دورية تصدر ستّ مرّات في السنة
هيئة الطاقة الذرية السورية
كفر سوسة – دمشق – الجمهورية العربية السورية

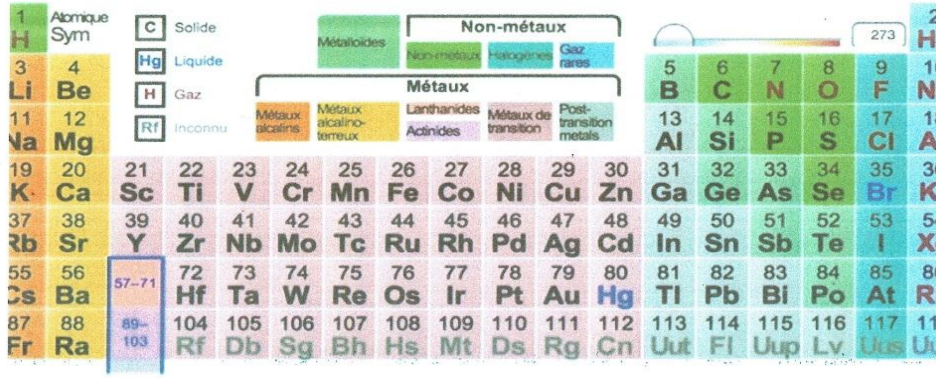
جـ – مواقع الانترنت

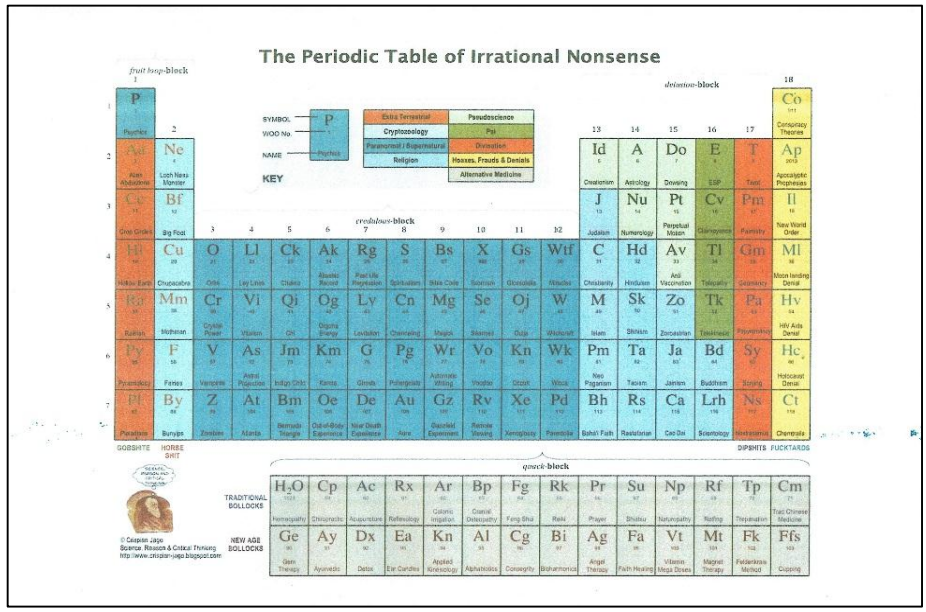
1 – ويكيبيديا: الموسوعة العربية الحرة
2 – جدول التصنيف الدوري للعناصر – إعداد الأخضر معتوق
المعهد الوطني لتكوين إطارات التربية – الحراش – الجزائر http://www.infpe.edu.dz

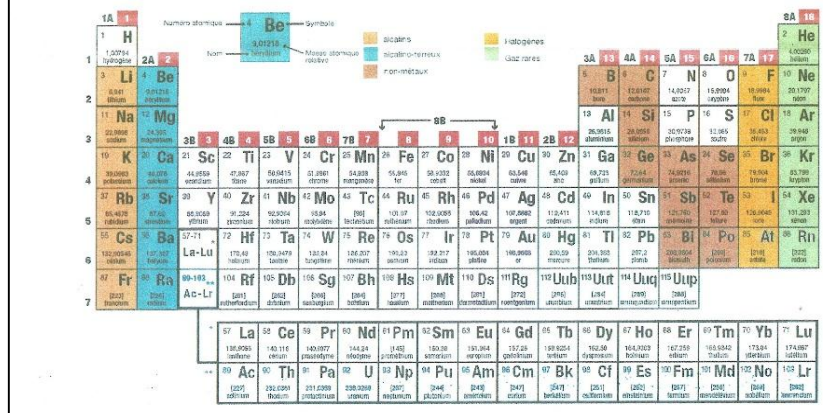

Periodic Table of Elements
IA
IIA
IIIB IVB VB VIB VIIB VII IB IB
IIIA IVA VA VIA VIIA
0
*Lanthinide Series
*Actinide Series

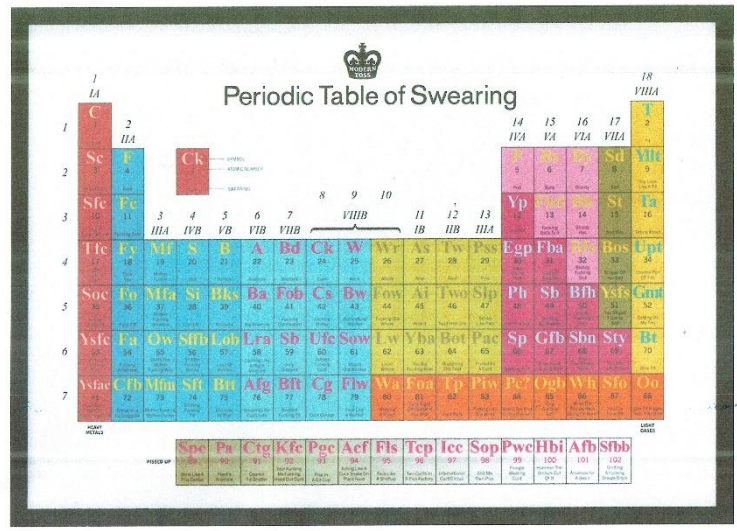

The Elements and Isotopes
File Display Other Options Help
Select Element
Hydrogen
Data Displayed
Atomic Weight
86 - Radon
Series Legend
Alkali Metals
Alkali Earth Metals
Metals
Noble Gases
Transition Metals
Transactinides
Actinides
Lanthanides
Non-Metals
Halogens
Metalloids
Lanthanide
Actinide


Periodic Table of the Elements
Elements:
s
p
d
f
h->pH
pH->h
q->pH
EN->pH
Display
Blocks
States
Characters
Risks
Intakes
Masses
Charges
OK


Atomique
Sym
C Solide
Hg Liquide
H Gaz
Rf Inconnu
Métalloïdes
Non-métaux
Non-métaux
Halogènes
Gaz rares
Métaux
Métaux alcalins
Métaux alcalino-terreux
Lanthanides
Actinides
Métaux de transition
Post-transition metals
273


The Periodic Table of Irrational Nonsense
fruit loop-block
crackpot-block
quack-block
KEY
SYMBOL
WOO No.
NAME
Extra Terrestrial
Cryptozoology
Paranormal / Supernatural
Religion
Pseudoscience
Psi
Divination
Hoaxes, Frauds & Denials
Alternative Medicine
GOBSHITE
HORSE SHIT
DIPSHITS
FUCKTARDS
TRADITIONAL BOLLOCKS
NEW AGE BOLLOCKS
© Crispian Jago
Science, Reason & Critical Thinking
http://www.crispian-jago.blogspot.com


Numéro atomique
Symbole
Nom
Masse atomique relative
alcalins
alcalino-terreux
non-métaux
halogènes
Gaz rares
Adapté de http://www.nrc-cnrc.gc.ca/education/pdf/pte_f.pdf


Periodic Table of Swearing