



الكيمياء غير العضوية
كيمياء الجدول الدوري
لطلاب الفرقة الاولى
كلية التربية اساسى شعبة العلوم
2024

القائم بالتدريس:

د. هبه نصار

وصف محتويات الكورس:

- ١-مقدمة مختصرة عن تقسيم العناصر في الجدول الدوري الحديث (f, d, p, s)
- ٢-نبذة مختصرة عن الخواص العامة والدورية للعناصر الرئيسية .
- ٣-الهيدروجين موقعه وخواصه – أنواع الهيدريدات – فوق أكسيد الهيدروجين.
- ٤-عناصر (القطاع) S المجموعة الأولى IA والثانية IIA تركيبها الإلكتروني وخواصها ومركباتها .
- ٥-نبذة مختصرة عن تميز الليثيوم والبريليوم والعلاقة بين الأول والماغنيسيوم والثاني والألمونيوم .
- ٦-دراسة تفصيلية عن عنصري الصوديوم ، والماغنيسيوم .
- ٧-عناصر الكتلة (القطاع) P من المجموعة IIA إلى السابعة VIIA تركيبها الإلكتروني وخواصها العامة والكيميائية – التدرج في الخواص الفلزية واللافلزية في المجموعات- ومركباتها.
- ٨-دراسة تفصيلية من : الهالوجينات – الأكسجين والأوزون – الكبريت – النتروجين – الفوسفور – الكربون – السيليكون – البورون –الألمونيوم .
- ٩-الغازات الخاملة – تركيبها الإلكتروني – خواصها العامة – دراسة لبعض مركباتها واستخدامها

المراجع :

Advanced Inorganic Chemistry.Fourth Edition, John Wiley&Sons,USA

. F.AlberCotton and Geoffrey(1980)

- 1- الكيمياء اللاعضوية (كيمياء العناصر الممثلة) لدكتور مهدي ناجي زكوم .
- 2- الكيمياء اللاعضوية الموصل ، د ، عصام جرجس .جامعة الموصل ، الموصل ، ط١ ، ١٩٨٢م.
- 3- الكيمياء اللاعضوية المقارنة والتركيبية تأليف موريو ترجمة مهدي ناجي زكوم

تقسيم العناصر في الجدول الدوري الحديث

1- تصنيف مندليف : توصل العالم الروسي ديمتري مندليف في عام 1869 والعالم الألماني لوثر ماير كل على انفراد إلى أن الخواص الطبيعية للعناصر وكذلك الخواص الكيميائية هي تابع دوري لأوزانها الذرية وعليه تمكن كل منهما من ترتيب العناصر المعروفة آنذاك بخطوط أفقية ورأسية تبعاً لزيادة أوزانها الذرية ووضع مندليف فراغات للعناصر التي لم تكشف بعد وتنبأ بخواصها و ببعض خواص مركباتها الكيميائية (Sc , Ga) .

الجدول الدوري الحديث

بعد اكتشاف العناصر الخاملة (Inert Gases) على يد العالمين رامزي (Ramzy) ورايلي (Rayleigh) خلال الفترة (1890-1900) وهي العناصر التي لم يكن مندليف (Mendeleev) قد ترك لها فراغاً في جدولته الدوري كان لابد من تحديد مكان مناسب لها في الجدول الدوري. وبعد اكتشاف الأشعة السينية (1912) على يد العالم موزلي (Moseley) ودراسته لأطياف الأشعة السينية للعناصر أصبح من الضروري إجراء تعديل على جدول مندليف من أن:

((خواص العناصر الكيميائية والطبيعية تابع دوري لأوزانها الذرية لتكون تابعاً دورياً لأعدادها الذرية)) وبالتالي أصبح الجدول الدوري يتكون من خطوط رأسية تسمى بالمجموعات (Groups (الزمر) وأخرى أفقية تعرف بالدورات (Periods) وهناك تقسم ثالث إلى قطاعات (Blocks) .

(أ) المجموعات (Groups) (الزمر) :

يقسم الجدول الدوري الحديث إلى مجموعتين هما (A , B) وتضم كل مجموعة عدد من العناصر التي تتشابه في خواصها الكيميائية والطبيعية ويكون تقسيمها على النحو التالي :

المجموعة (A) (Group A) : وتشمل في داخلها ثمان مجموعات:

1- المجموعة الأولى Group IA :

تضم هذه المجموعة عناصر (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) وتسمى بالمعادن القلوية Alkali Metals وتمتاز هذه العناصر بحالة الأكسدة الأحادية .

2- المجموعة الثانية Group IIA :

تضم هذه المجموعة العناصر (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) وتعرف بالمعادن القلوية الترابية Alkali Earth Metals وحالة الأكسدة المميزة لها هي الثنائية .

3- المجموعات الثالثة Group III A :

تضم هذه المجموعة (B, Al, Ga, In, Tl) وتمتاز بالحالة التأكسدية الثلاثية .

4- المجموعة الرابعة Group IV A :

تضم المجموعة عناصر : (C, Si, Ge, Sn, Pb) وإحدى حالات الأكسدة المميزة لهذه العناصر الحالة الرباعية .

5- المجموعة الخامسة Group V A :

تشمل هذه المجموعة عناصر : (N, P, As, Sb, Bi) ومن حالات الأكسدة المميزة هي الحالة الثلاثية و الخماسية .

6- المجموعة السادسة Group VI A :

تضم عناصر (O, S, Se, Te, Po) وتتميز بالحالة الثنائية السالبة و السداسية .

7- المجموعة السابعة Group VII A :

تعرف عناصر هذه المجموعة بالهالوجينات (F, Cl, Br, I, At) (Halogens) .

8- المجموعة الثامنة Group VII A :

تعرف عناصر هذه المجموعة بالغازات الخاملة (Inert Gases) وهي (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) ولامتلاء أغلفتها الإلكترونية بالإلكترونات فإن الحالة التأكسدية المميزة لها هي الصفر .

المجموعة (B) :

وهذه تشمل الصفوف الثلاثة للعناصر الانتقالية و مجموعة عناصر اللانثانيدات و الأكتينيدات .
تنقسم عناصر المجموعة (B) أيضاً إلى عدد من المجموعات (I - VIII) تضم كل مجموعة منها عناصر تتشابه في خواصها الطبيعية و الكيميائية و تضم المجموعة الفرعية (B) كل العناصر الواقعة في وسط الجدول الدوري

(ب) الدورات (Periods) :

يقسم الجدول الدوري حسب عدد العناصر التي يضمها كل خط أفقي إلى نوعين من الدورات قصيرة وطويلة و يلاحظ على هذا التقسيم أن بداية كل دورة يمثل غلاف إلكتروني جديد.

(1) الدورات القصيرة :

يظهر في الجدول ثلاث دورات قصيرة على النحو التالي:

الدورة القصيرة الأولى : تضم هذه الدورة عناصر الهيدروجين و الهليوم فقط ويمتأ الغلاف

الإلكتروني الأول ($n=1$).

الدورة القصيرة الثانية : تشمل هذه الدورة ثمانية عناصر هي :

(Li , Be, B, C, N, O, F, Ne.) وهي الدورة التي يمتأ فيها الغلاف الإلكتروني الثاني ($n=2$).

الدورة القصيرة الثالثة : هنا يمتأ الغلاف الإلكتروني الثالث بالإلكترونات وتضم ثمانية عناصر هي

(Na, Mg, Al, Si , P, S Cl, Ar).

(2) الدورات الطويلة : توجد أربع دورات طويلة على النحو التالي :

* الدورة الطويلة الأولى :

تضم هذه الدورة (18) عنصر تبدأ بالبوتاسيوم (K) وتنتهي الكريبتون (Kr) وتشمل عناصر

الصف الأول للعناصر الانتقالية (Sc - Zn).

* الدورة الطويلة الثانية :

تضم هذه الدورة أيضاً (18) عنصراً تبدأ من الروبيديوم (Rb) إلى الزينون (Xe) وتشمل الصف

الثاني للعناصر الانتقالية (Y - Cd).

* الدورة الطويلة الثالثة :

تضم هذه الدورة (32) عنصراً منها مجموعة عناصر الصف الثالث الانتقالية (Hf - Hg) بالإضافة

إلى مجموعة عناصر اللانثانيدات (La - Lu) والتي يفرد لها مكاناً خاصاً في أسفل الجدول الدوري .

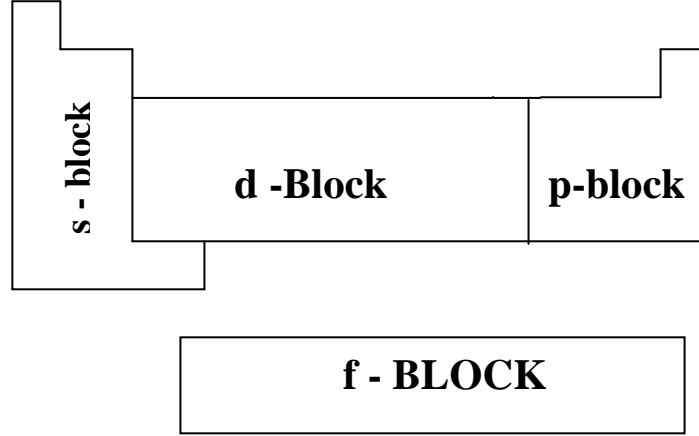
● الدورة الطويلة الرابعة :

تضم هذه الدورة (17) عنصراً أهمها مجموعة عناصر الأكتينيدات (Ac - Lw) التي تقع أسفل

مجموعة عناصر اللانثانيدات مباشرة .

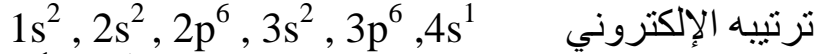
(ج) القطاعات BLOCKS :

هناك تقسيم ثالث لعناصر الجدول الدوري هو تقسيمها إلى قطاعات حسب توزيعها الالكتروني في ملء الأغلفة الخارجية (Subshells) هي (s, p, d, f) فعناصر المجموعة الرئيسية (A) تقع في القطاعين (s, p) بينما تقع عناصر المجموعة الفرعية (B) في القطاعين (d, f) .

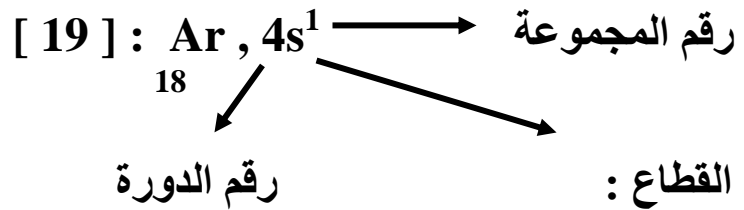


قطاعات الجدول الدوري:

يمكن تحديد موضع العنصر بكتابة ترتيبه الإلكتروني فمثلاً العنصر الذي عدده الذري (19)



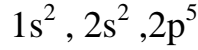
ترتيبه الإلكتروني هذا العنصر أحادي التكافؤ حيث يوجد إلكترون واحد في الغلاف الأخير ($4s^1$) لذا يمكن القول أن العنصر يقع في الدورة الرابعة لأن أعلى رقم غلاف إلكتروني للعنصر هو الرابع كما أنه يقع في المجموعة الأولى (A) لوجود إلكترون واحد في ($4s$) أما القطاع فهو (S) حيث يوجد إلكترون تكافؤ العنصر في ($4s$) .



أمثلة متنوعة لتحديد الدورة والمجموعة والقطاع لعنصر ما :

● تحديد الدورة و المجموعة والقطاع للعنصر الذي عدده الذري : 9

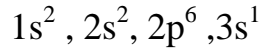
التركيب الإلكتروني :



هذا العنصر يقع في الدورة الثانية لأن أعلى رقم غلاف إلكتروني للعنصر هو الثاني كما يقع في الزمرة السابعة A (VII A) لوجود سبعة إلكترونات في غلاف التكافؤ كما يقع في القطاع P حيث توجد إلكترونات تكافؤ العنصر.

● تحديد الدورة والمجموعة والقطاع للعنصر الذي عدده الذري : 11

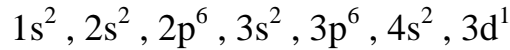
التركيب الإلكتروني :



هذا العنصر يقع في الدورة الثالثة لأن أعلى رقم غلاف إلكتروني للعنصر هو الثالث كما يقع في الزمرة الأولى A : (IA) لوجود إلكترون واحد في 3s أما القطاع فهو S حيث يوجد إلكترون التكافؤ للعنصر في 3s .

● تحديد الدورة والمجموعة والقطاع للعنصر الذي عدده الذري : 21

التركيب الإلكتروني :



هذا العنصر يقع في الدورة الرابعة لأن أعلى رقم غلاف إلكتروني للعنصر هو الرابع وهو ثلاثي التكافؤ حيث يوجد عدد ثلاثة إلكترونات في الغلاف الأخير (4s,3d) وهو يوجد في المجموعة الثالثة B (IIB) لوجود بعض إلكترونات التكافؤ في الغلاف d أي ينتمي إلى العناصر الانتقالية

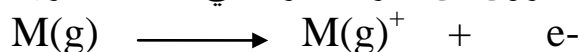
الخواص العامة والدورية للعناصر الرئيسية

(أ) الحجم الذري : يلاحظ على الحجم الذري ما يلي:

- 1- يزداد في الزمرة الواحدة من الأعلى الى الأسفل حيث تبدأ كل دوره بمستوي طاقي جديد (n) ويكون الإلكترون أو الإلكترونات في مدار بعيد اقل ارتباطاً بالنواة مما يزيد الحجم الذري.
- 2- يقل في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين لزيادة قوى التجاذب بين النواة والإلكترونات ويجب الإشارة إلى أن الحجم الذري غير مرتبط بالعدد الذري فمثلاً العدد الذري لعنصر الصوديوم Na هو (11) وحجمه (23.7A) بينما حجم عنصر الكلور الذي عدده الذري (17) تساوى (18.7A) .

(ب) طاقة التأين Ionization energy

وهي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الذرة المفردة في الحالة الغازية .

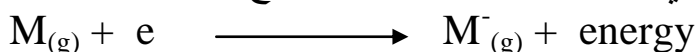


ويلاحظ على قيم طاقة التأين ما يلي

- (i) للعناصر القلوية (alkali Metals) ادنى قيمة طاقة تأين لأنها تحتوي على إلكترون واحد فقط في مدارها الأخير بالإضافة الى كبر حجمها.
- (ii) للغازات النبيلة (inert gases) اعلي قيم لطاقة التأين حيث يوجد امتلاء تام لأغلفتها بالإلكترونات ولصغر حجمها .
- (iii) تزداد قيم طاقة التأين في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين والسبب صعوبة نزع الإلكترون لزيادة قوى التجاذب بين الإلكترونات والنواة
- (iv) تقل قيم طاقات التأين في المجموعة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل لسهولة نزع إلكترون المدار الأخير لبعده عن النواة.

(ج) الألفة الإلكترونية Electron Affinity

وتعرف بأنها التغير في الطاقة نتيجة اكتساب الذرة (في الحالة الغازية) لإلكترون مكونة الأيون السالب وهذه الطاقة تساوي طاقة تأين الأيون السالب الناتج.



- (i) تزداد قيمتها في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين والسبب لسهولة جذب الإلكترونات نحو النواة وذلك لميل الذرات لملي مداراتها بالإلكترونات .
- (ii) تقل قيم الألفة الإلكترونية في كل زمرة من الأعلى إلى الأسفل لان إلكترونات المدارات الخارجية اقل ارتباطاً بالنواة.
- (iii) للهالوجينات أعلي قيم للألفة الإلكترونية والسبب أنه ينقصها إلكترون واحد لكي تصل لوضع العناصر الخاملة.

(د) الكهروسالبية Electronegativity

- وهي قدرة ذرة العنصر على جذب الإلكترونات المشتركة نحوها عندما ترتبط مع ذرة عنصر اخر.
- (i) تقل قيم الكهروسالبية في الزمرة الواحدة من الأعلى للأسفل وهناك عدم انتظام لقيم الكهروسالبية للعناصر الانتقالية.
 - (ii) تزداد الكهروسالبية في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين.
 - (iii) تكون أعلى قيم كهروسالبية لعناصر الأكسجين والنيروجين والكبريت والهالوجينات.
 - (iv) تكون أدنى قيمه كهروسالبية للعناصر القلوية والعناصر القلوية الأرضية .

الخواص العامة للعناصر المعدنية واللامعدنية:

1- العناصر المعدنية (الفلزية) :

هي العناصر الواقعة على يسار الخط المتعرج jagged line الذي يفصلها عن العناصر اللامعدنية وتضم مجموعة العناصر المعدنية عناصر الزمرتين الأولى والثانية من النوع (A) وجميع عناصر المجموع (B) التي تنتهي بالغلاف (d) أو (f) بالإضافة لبعض عناصر الزمر الثالثة والرابعة والخامسة من النوع (A).

وتشترك هذه العناصر بمجموعة من الخواص وهي :

- 1/ أنها صلبة عند درجات الحرارة الغرفة (عدا عنصر الزئبق Hg فهو سائل) ويعزى ذلك إلى قوة الارتباط بين الأيونات الموجبة والإلكترونات المحيطة بها .
- 2/ درجة انصهارها وغليانها عالية
- 3/ جيدة التوصيل الكهربائي والحراري لسهولة حركة الكترولونات التكافؤ ضمن البلورة.
- 4/ ذات بريق ولمعان .
- 5/ كثافتها عالية
- 6/ قابلة للطرق والسحب .
- 7/ أعداد تأكسدها موجبة في المركبات .
- 8/ أكاسيدها ذات تأثير قاعدي.

2- العناصر اللامعدنية (اللافلزية) :

هي العناصر الواقعة على يمين الخط المتعرج jagged line وتضم مجموعة من العناصر الغازية ($F_2/N_2/O_2/H_2$ و الغازات النبيلة) ويوجد عنصر واحد من الصنف السائل وهو عنصر البروم أما بقية عناصر المجموعة (الكربون – الفوسفور – الكبريت – السيلينيوم) فهي صلبة عند درجة حرارة الغرفة ويجمع هذه العناصر الصفات التالية :-

- 1/ ضعيفة التوصيل الكهربائي والحراري
- 2/ العناصر الصلبة منها هشة .
- 3/ لها أعداد تأكسد موجبة وسالبة في مركباتها .
- 4/ ليست ذات بريق معدني أو لمعان
- 5/ غير قابلة للطرق والسحب
- 6/ أكاسيدها ذات تأثير حامضي

(هـ) الخواص العامة لأشباه المعادن (أشباه الفلزات) :

هي العناصر التي تقع علي جانبي الخط المتعرج وتشمل عناصر (البورون/ السليكون/ الجرمانيوم/ الزرنيخ/ والانتيمون / التيلوريوم/ البلونيوم/الالمنيوم) . وتجمع بين خواص مجموعة العناصر المعدنية واللامعدنية وتمتاز بأنها أشباه موصلات مما يجعلها ذات أهمية في صناعة الأجهزة الإلكترونية وتتميز أكاسيدها بأنها ذات تأثير أمفوتيري .

اتحاد العناصر مع الأوكسجين

الأكاسيد Oxides هي المركبات التي يتحد فيه الأوكسجين الثنائي مع العناصر الكيميائية وتصنف

1- الأكاسيد الحامضية

2- الأكاسيد القاعدية

3- الأكاسيد الأمفوتيرية

تزداد قابلية اتحاد عناصر الدورة الواحدة مع الأوكسجين لتكوين الأوكسيدات من حالة التأكسد (+1)

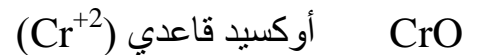
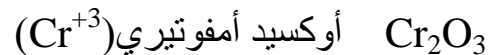
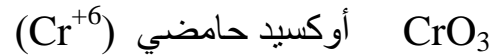
في عنصر ينتمي للزمرة الأولى أنتهاء بحالة التأكسد (+7) لعنصر ينتمي الى الزمرة السابعة

الاوكسيد	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
عدد التأكسد	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7

ويلاحظ في هذه الأوكسيدات انها تبدأ بالقاعدية وتنتهي بالحامضية لكن اوكسيد الألمنيوم يسلك سلوكين أحدهما حامضي يتفاعله مع القواعد والأخر قاعدي يتفاعله مع الحوامض وهو لهذا يصنف ضمن الأكاسيد الأمفوتيرية .

ويفسر هذا التدرج في تغير صفات الاكاسيد من قاعدية او ايونية في بداية الدورة الى حامضية او تساهمية في نهاية الدورة على ضوء فرق كهروسالبية electronegativity بين الأوكسجين والعنصر الذي يرتبط به. حيث كلما أزداد الفرق بين كهروسالبية الذرتين المرتبطتين أزدادت قطبية المركب الناتج فتزداد بذلك صفاته الأيونية. وان تناقص فرق الكهروسالبية من يسار الدورة الى يمينها يشير الى تنامي الصفات التساهمية بنفس الاتجاه.

أذا أستطاع عنصر أن يكون أكثر من أوكسيد واحد فأن الأوكسيد ذو التساهمية الأكبر (الحامضي) هو الذي يكون العنصر فيه بحالة التأكسد الأعلى. مثل سلسلة أوكسيدات الكروم يلاحظ ان:



الهيدروجين H₂

موقعه بالجدول الدوري:

للهدروجين موقع فريد بين جميع العناصر المشكلة للجدول الدوري وذلك لأنه:

١- أخف العناصر وذو تركيب بسيط.

٢- ذو بنية إلكترونية $1s^1$: H^1_1 وله شكلان أحدهما أيون H^+ والثاني أيون هيدريد H^-

تقرب بنيته من بنية عناصر المجموعة الأولى (مجموعة الفلزات القلوية) والتي تحتوي على إلكترون واحد في مدار الطبقة الخارجية $1s$. هذا الإلكترون قابل لأن تفقده هذه العناصر بسهولة فتتحول بذلك إلى أيون موجب M^+ والهيدروجين يشبه عناصر الفصيلة (VII-A) لكونه يحتاج إلى إلكترون واحد لكي يصل إلى تركيب الغاز الخامل الذي يليه وهو الهليوم ويشكل بذلك الهيدريد السالب والذي يعطى الهيدريدات باتحاده مع العناصر الكهربائية الموجبة القوية ويكون أحادي التكافؤ ذو درجة أكسده (-1) لذلك نجد أن الهيدروجين يأخذ مكانه فوق العناصر القلوية أو فوق العناصر الهالوجينية في اغلب جداول الترتيب الدوري للعناصر.

خواص الهيدروجين :

جزيئة الهيدروجين خطية ومتناظرة ويحتوي على أصرة تساهمية وهناك نموذجان من جزيئات الهيدروجين.



دوران متوازي

هيدروجين أورثو

اللف الذاتي للنواتين في اتجاه واحد
(٧٥% في درجة الحرارة العادية)



دوران متعاكس

هيدروجين بارا

اللف الذاتي للنواتين في اتجاهين متعاكسين
(٢٥% في درجة الحرارة العادية)

نظائر الهيدروجين :

للهدروجين ثلاث نظائر مهمة هي :

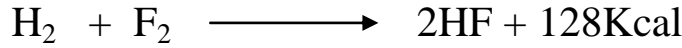
النظير H^1_1 : وهو هيدروجين خفيف يتكون من بروتون وإلكترون ويدعى بالهدروجين الاعتيادي

النظير H^2_1 : وهو هيدروجين ثقيل ويتكون من بروتون ونيوترون وإلكترون ويدعى بالديوتيريوم D^2_1

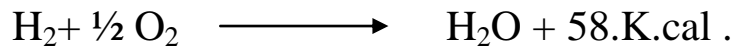
النظير H^3_1 : وهو هيدروجين ثقيل يتكون من بروتون ونيوترونين وإلكترون ويدعى بالترينيوم T^3_1

الصفات الكيميائية للهيدروجين :
تفاعل الهيدروجين مع العناصر البسيطة :

أ- مع الهالوجينات



ب- مع الأكسجين :
يحترق الهيدروجين مع الأكسجين معطياً الماء



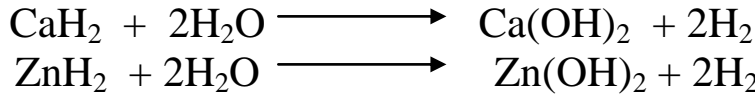
ج- مع النيتروجين :

عند تفاعل الهيدروجين مع النيتروجين يكون التفاعل متوازناً (انعكاسياً).



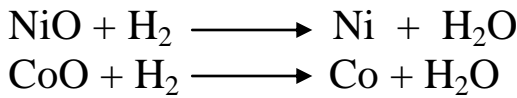
د- مع الفلزات :

يتفاعل الهيدروجين مع الفلزات القلوية والقلوية الترابية عند درجة حرارة تراوح ما بين 150° و 700°م وتحصل بذلك على هيدريدات الفلزات مثل LiH , NaH وهي مركبات أيونية وتتفكك بالحرارة كما أنها تتحلل بالماء مطلقة الهيدروجين .

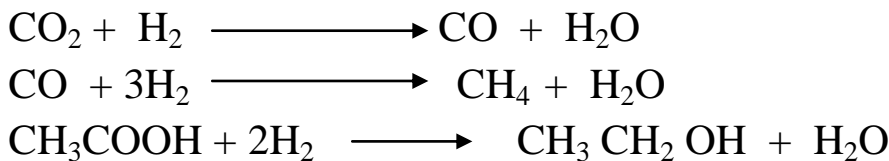


تفاعل الهيدروجين مع العناصر المركبة

يختزل الهيدروجين الأكاسيد مشكلاً الماء :



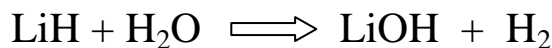
مع المركبات الكربونية :



الهيدريدات:

1- الهيدريدات الأيونية (شبيهة الاملاح) :- وتتكون نتيجة ارتباط الهيدروجين مع العناصر ذات

الكهروسلبية الضعيفة وتشمل العناصر القلوية والقلوية الترابية وهذه الهيدريدات لها درجة انصهار عالية ومصهورها يوصل التيار الكهربائي وهي عوامل مختزلة قوية تتفاعل مع الماء ويتصاعد الهيدروجين. ومن أمثلتها $\text{SiH}_4, \text{CaH}_2, \text{NaH}$



2- الهيدريدات التساهمية :

وتتكون نتيجة ارتباط الهيدروجين مع العناصر ذات الكهروسلبية العالية مثل عناصر القطاع P وهي مركبات لينة- لها درجات منخفضة من حيث الانصهار والغليان والتطاير وعدم القدرة علي التوصيل وتركيبها $\text{XH}_{(n)}$ حيث (n) رقم المجموعة في الجدول الدوري حيث ينتمي العنصر X (, $\text{B}_2 \text{H}_6, \text{AlH}_3$) .

3- الهيدريدات الفراغية (البينية) أو الفلزية :

حيث يحتل الهيدروجين الفراغ البيني في التركيب البلوري للعنصر حيث يتواجد الهيدروجين في الحالة الذرية وتركيبها الكيميائي ليس قياسيا (متغير) وهي تشبه خواص الفلز الأصلي فتكون نتيجة ارتباط الهيدروجين مع عناصر القطاع-(d) و Be و Mg من عناصر القطاع S . من أمثلتها هيدريد النيكل NiH_2 وهيدريد البلاديوم PdH_2 حيث تختفي جزيئات الهيدروجين في فراغات التركيب البلوري لكل من النيكل أو البلاديوم .

استخدامات الهيدروجين :

1. في تحضير كلوريد الهيدروجين HCl وفي صناعة النشادر NH_3 .
2. في تحويل الكربون الى هيدروكربونات .
3. تحويل الزيوت الى دهون
4. تحضير الكحول الميثيلي CH_3OH من أول أكسيد الكربون CO
5. يستخدم في صناعة القنبلة الهيدروجينية
6. يستخدم لهب الهيدروجين الذري في صهر ولحام المعادن التي تنصهر عند درجات الحرارة العالية
7. تحضير بعض الفلزات باختزال مركباتها

عناصر القطاع (S) S-BLOCK

أولاً : المجموعة الأولى IA (مجموعة الفلزات القلوية)

ELEMENT	SYMBOL	ELECTRONIC STRUCTURE
LITHIUM	Li	(He) 2S ¹
SODIUM	Na	(Ne) 3S ¹
POTASSIUM	K	(Ar) 4S ¹
RUBIDIUM	Rb	(Kr) 5S ¹
CESIUM	Cs	(Xe) 6S ¹
FRANCIUM	Fr	(Ra) 7S ¹

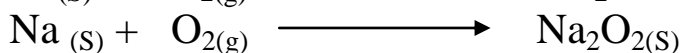
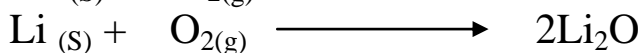
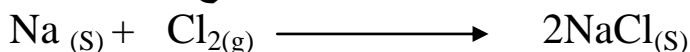
التركيب الإلكتروني :

تتمتع هذه العناصر بأنها أحادية التكافؤ وهي تفقد إلكترونها الخارجي بسهولة نظراً لبعده عن النواة ، كما أنها لا ترغب اكتساب إلكترونات إضافية وهذا ما يجعلها تتمتع بخواص فلزية مثالية حيث تزداد الخواص الفلزية كلما اتجهنا إلى أسفل الجدول الدوري ذلك بدءاً من الليثيوم Li إلى الفرانسيوم Fr أي باتجاه ازدياد الحجم الذري نفسه حيث يسهل فقدان إلكترون التكافؤ (أي يقل جهد التأين)

الخواص العامة:

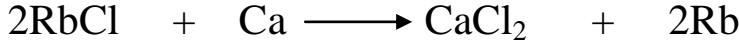
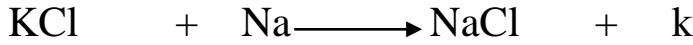
- ١) إن كثافة هذه العناصر صغيرة بما فيه انخفاض درجة الغليان ويجعلها متطايرة .
- ٢) هي فعالة كيميائياً وكهربائيتها الموجبة أكبر من الكهربائية الموجبة لأي عنصر من عناصر الجدول الدوري ولا تقوم بتفاعلات تبادل مع العناصر الأخرى لا سيما العناصر الانتقالية .
- ٣) تشكل روابط أيونية مع أيونات أشباه الفلزات للفصليتين السادسة والسابعة معطيه مركبات بيضاء قابلة للذوبان في المحاليل القطبية ولكنها لا تعطي روابط تساهمية إلا في المركبات العضوية .
- ٤) لا تشكل هذه العناصر معقدات لأن أنصاف أقطارها كبيرة حيث إن تشكيل المعقد يحتاج إلى كثافة إلكترونية معينة حول ذرة الفلز ونظراً لان حجم أيونات الفلزات القلوية كبير وشحنتها صغيرة فإنها لا تشكل معقدات .

٥) تتفاعل المعادن القلوية مع معظم اللامعادن وذلك لسهولة تأكسدها حيث تتفاعل مع جميع الهالوجينات F₂ , Cl₂ , Br₂ , I₂ مكونة الأملاح المعروفة كما أن لها قابلية للتفاعل مع الأكسجين



طرق تحضير الفلزات القلوية

يحضر كل من الليثيوم والصوديوم بطريقة التحلل الكهربائي لمنصهرات املاحها او لمنصهر مزيج ملحي ذي درجة حرارة واطئة. أما البوتاسيوم والربيدوم تحضر بطريقة أختزال كلوريداتها وذلك لان منصهرات هذه العناصر ذات درجة واطئة لا يمكن تحضيرها بطريقة التحلل الكهربائي كما في التفاعلات الآتية:-



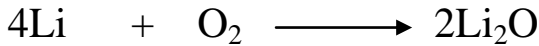
ويحضر السيزيوم بأختزال الومينات السيزيوم CsAlO_2

الهاليدات

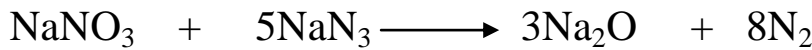
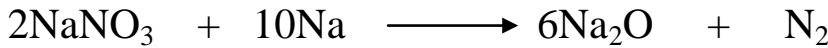
أن هاليدات العناصر القلوية تعد مثالا للمركبات الأيونية فيما عدا يوديد الليثيوم الذي يكون تساهميا وذلك لان ايون الليثيوم يكون ذو قوة استقطابية عالية لانه أصغر ايون موجب في الفلزات القلوية كما ان ايون اليود هو اكبر ايون بسيط سالب واسهل استقطابا. ان جميع الهاليدات عدا فلوريد الليثيوم تذوب في الماء وذلك يعود الى كبر طاقة الشبكية البلورية Lattice energy الناتجة من اتحاد الايون الصغير الموجب لليثيوم وايونات الفلور الصغيرة .

أكاسيد الفلزات القلوية

أن عنصر الليثيوم هو الوحيد من بين العناصر القلوية الذي يتحد مباشرة مع الأوكسجين ليكون أوكسيد الليثيوم

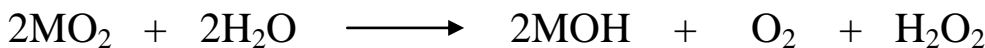


وتحضر الاكاسيد المماثلة للصوديوم والبوتاسيوم من تسخين نترات هذه الفلزات او الاكاسيد الفوقية لها



وعند تسخين الصوديوم في وفرة من الاوكسجين او الهواء فإنه يعطي بيروكسيد الصوديوم Na_2O_2 بينما يكون في حالة تسخين البوتاسيوم والربيدوم والسيزيوم فوق الأكاسيد Superoxides ذات القانون العام MO_2

ان البيروكسيدات $\text{K}_2\text{O}_2, \text{Rb}_2\text{O}_2, \text{Cs}_2\text{O}_2$ يمكن الحصول عليها من تجزؤ فوق الاكاسيد للفلزات المذكورة. وعلى سبيل المثال أمكن الحصول على Cs_2O_2 من تسخين CsO_2 الى حوالي 330C . أن فوق الاكاسيد تحرر الاوكسجين عند تفاعلها مع الماء



الصوديوم (المجموعة : IA)

* وجوده في الطبيعة : ينتشر انتشاراً واسعاً في القشرة الأرضية ويشكل (2.4%) من القشرة الأرضية وغالباً ما يوجد على كلوريد الصوديوم ذائباً في مياه البحر او نترات الصوديوم

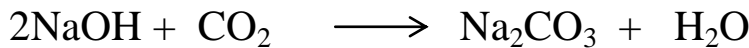
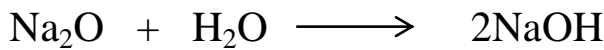
• تحضير الصوديوم :

(أ) يحضر من هيدروكسيد الصوديوم NaOH المصهور والموجود بالخلية ذات الأقطاب الكهربائية عند درجة حرارة 350 C°

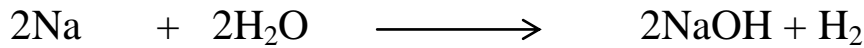
(ب) يحضر من مصهور كلوريد الصوديوم NaCl حيث ينصهر عند درجة 900 C° .

• الصفات الكيميائية للصوديوم :

(١) تأثير الهواء : يتكون أوكسيد الصوديوم Na₂O ويتفاعل مع بخار الماء لينتج NaOH

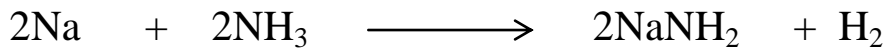


(٢) تأثير الماء : يتفاعل الصوديوم مع الماء تفاعلاً شديداً ومحرراً غاز الهيدروجين H₂



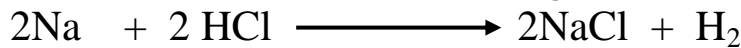
(٣) تفاعل الامونيا مع الصوديوم :

إذا سحق الصوديوم مع غاز الامونيا يشكل أمين الصوديوم



٤) تأثير الحوامض

يتفاعل بشدة مع الحوامض المخففة مكوناً ملح الحامض ومحرراً غاز الهيدروجين



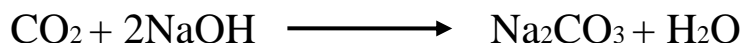
استعمالات الصوديوم :

- 1- يستعمل الصوديوم كعامل مختزل قوي في بعض التفاعلات العضوية لشدة وسرعة تأكسده
- 2- يستعمل في إنتاج سيانيد الصوديوم المستخدم في تنقية الذهب وله استعمالات صناعية اخرى
- 3- يستخدم الصوديوم في عمليات التعدين للتخلص من اوكسجين الهواء المتحد مع الفلزات .

مركبات الصوديوم :

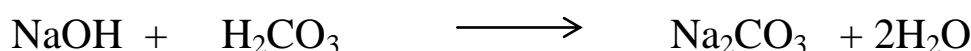
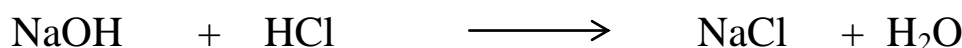
اولاً : هيدروكسيد الصوديوم NaOH :

هيدروكسيد الصوديوم مادة صلبة تنميء عند تعرضها للهواء الرطب . ويتفاعل الطبقة المتميئة منه مع غاز ثنائي اوكسيد الكربون في الجو؛ تتكون طبقة من كاربونات الصوديوم Na_2CO_3 لا تذوب في محلول NaOH المركز في المنطقة المتميئة . لذلك تشكل قشرة جافة على سطح حبيبات هيدروكسيد الصوديوم

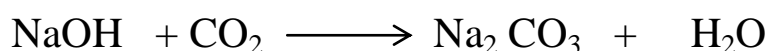


وهيدروكسيد الصوديوم قاعدة كثيرة الذوبان في الماء تستعمل في مجالات صناعية عديدة منها صناعة الصابون والمنظفات وفي صناعات الانسجة والورق وكما مادة اولية في تحضير العديد من المركبات المستعملة في الصناعة

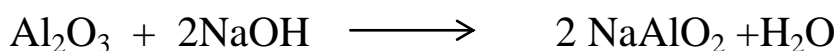
1- يتفاعل مع جميع الاحماض الضعيفة والقوية



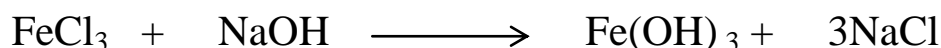
٢- يتفاعل مع غاز CO_2 :



٣- مع الاكاسيد:

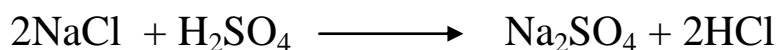


٤- يتفاعل مع الأملاح لبعض الفلزات عدا الفلزات القلوية معطياً هيدروكسيدات هذه الفلزات



ثانياً: كبريتات الصوديوم :

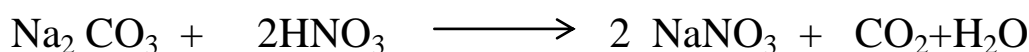
توجد في مياه البحار والمياه المعدنية وتحضر صناعياً كالتالي :



وتكون هذه الكبريتات بلورات مائية تأخذ الصيغة $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ وتستخدم في تخزين الطاقة الشمسية كما يستخدم هذا الملح كملين لمعالجة الامساك

ثالثاً : نترات الصوديوم : $NaNO_3$:

يمكن الحصول على نترات الصوديوم بإحلال فلز الصوديوم محل الهيدروجين



ثانياً : الزمرة الثانية – IIA (الفلزات القلوية الترابية)

ELEMENT	SYMBOL	Electronic Structure
Beryllium	Be	(He) 2S ²
Magnesium	Mg	(Ne) 3S ²
Calcium	Ca	(Ar) 4S ²
Strontium	Sr	(Kr) 5S ²
Barium	Ba	(Xe) 6S ²
Radium	Ra	(Rn) 7S ²

التركيب الإلكتروني :

جميع عناصر الزمرة الثانية تحتوي على إلكترونين في المدار الفرعي (S) وهي عناصر ثنائية التكافؤ عالية النشاط الفلزي ، أقل قاعدية من عناصر المجموعة IA . يختلف عنصر البريليوم عن باقي العناصر في المجموعة وتوجد علاقة قطرية من حيث تشابه مع الألمنيوم في الزمرة الثالثة .

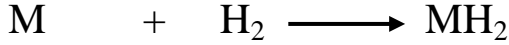
الخواص العامة :

- 1- أن لمعادن الزمرة IIA درجة انصهار أعلى مما لمعادن الزمرة IA و سبب ذلك أن الشحنة النووية الفعالة التي تؤثر على إلكترونات التكافؤ في معادن الزمرة IIA أعلى من مقابلتها في الزمرة IA . مما يؤدي إلى صغر حجم الذرة في المعادن القلوية الترابية بالمقارنة مع المعادن القلوية والآخر حجم الذرة والزيادة في الكتلة يؤديان إلى زيادة في كثافة عناصر الزمرة IIA .
- 2- تشترك عناصر الزمرة IIA مع عناصر الزمرة IA مباشرة في ظاهرة انبعاث الألوان عند تعرضها للهب بنزن فيستخدم كشف اللهب للتعرف عليها ، فالكالسيوم ذو اللون الأحمر قرمزي والسترونتيوم يعطي اللهب اللون الأحمر القرمزي والباريوم اصفر مخضر .
- 3- يستدل من قيم الجهد القياسي أن تأكسدها سهل جدا مما يعني أنها عوامل مختزلة ممتازة أي أن عملية نزع إلكترونين من المعادن القلوية الترابية أصعب من نزع الإلكترون واحد من المعادن القلوية IA .
- 4- حجم أيونات الزمرة IIA أصغر من حجم أيونات الزمرة IA ولذا فإن طاقة الاماهة لها أعلى من مقابلها في عناصر الزمرة IA .
- 5- لوحظ أن البريليوم والماغنسيوم يحميان نفسيهما من التفاعل المستمر مع الماء بتكوين طبقة من الأوكسيد غير الذائب وأكسيد البريليوم لا يذوب في الأحماض . البريليوم يسلك سلوكاً خاصاً لحجمه الصغير جدا الذي يؤهله لتشكيل روابط تساهمية واضحة ويشكل معقدات بعدد تناسقي 4 .
- وخلص القول أنه إذا كانت أنصاف الأقطار صغيرة فإن العناصر تكون قليلة الكهربية الموجبة وتعطي روابط تساهمية وتشكل معقدات وأملاحاً مائية .
- 6- تعرف هذه العناصر بالعناصر القلوية الترابية وقد سميت بهذا الاسم لتمتع أكاسيدها بصفات قلوية عند ذوبانها في الماء .

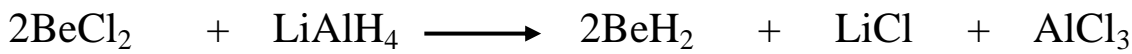
مركبات العناصر القلوية :

1- الهيدريدات :

تتشكل نتيجة تفاعل مباشر بين العنصر والهيدروجين فتعطي MH_2 ماعدا عنصر البيريليوم وتكون هذه الهيدريدات أيونية صرفة (حيث يكون الهيدروجين فيها ذا شحنة سالبة) وهي تتفاعل بشدة مع الماء .

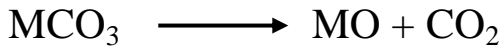


ولكن يكون هيدريدا تساهميا عند أخذزال كلوريد البيريليوم بواسطة محلول ايثري للمركب ليثيوم المنيوم هايدريد



2- الأكاسيد :

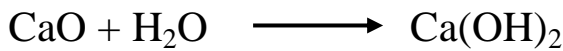
تتشكل الأكاسيد من كاربونات هذه العناصر بالتفكك الحراري .



وتتراوح درجة حرارة التفكك ما بين 900م - 1400م .

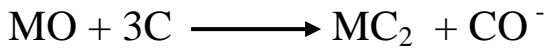
3- الهيدروكسيدات :

تتشكل من التفاعل المباشر بين أكاسيدها MO والماء وهي هيدروكسيدات قوية الانحلال .



4- كربيدات الفلزات :

تتشكل نتيجة فعل أكسيد الفلز مع الكربون عند درجة حرارة عالية .



5- الكاربونات MCO_3 :

توجد بشكل واسع في الطبيعة وخاصة كاربونات الكالسيوم وتنفكك بالتسخين الى الاوكسيد المرافق وتحرر غاز ثنائي اوكسيد الكربون. تكون الكاربونات غير ذائبة في الماء لكنها تذوب في حامض الكاربونيك وبذلك تكون كاربونات حامضية (HCO_3) والتي تتحول بالتسخين الى الكاربونات .



الماغنسيوم : Mg المجموعة (II A) :

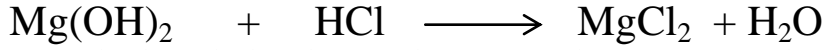
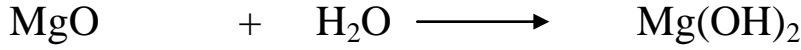
وجوده في الطبيعة :

من العناصر المتوفرة بنسبة عالية في القشرة الأرضية حيث يحتل المرتبة الثامنة في العناصر الأكثر وفرة في الطبيعة

ومن أهم خامات الدولوميت ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$) والكارناليت ($\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) وتحتل أيونات Mg المرتبة الثالثة في الأملاح الذائبة في ماء البحر ويوجد في مركز جزئ الكلوروفيل للنباتات

الصفات الكيميائية للماغنسيوم :

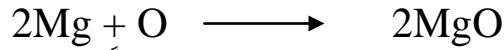
تحضيره : يستخرج الماغنسيوم من الدولوميت $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ بتسخينه من خلال عملية التكليليس Calcining وهي تؤدي لتحلل الكربونات إلى الأكاسيد. ثم يخلط مزيج الأكاسيد بكميات كبيرة من الماء حيث يحول الماء الأكاسيد إلى هيدروكسيدات



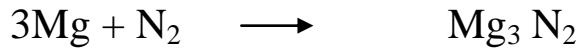
والخطوة الثانية هي فصل Mg(OH)_2 بالترشيح ثم انحلاله بحامض الهيدروكلوريك لتحويله إلى كلوريد ثم يتم صهر كلوريد الماغنسيوم وتحليله كهربياً إلى معدن الماغنسيوم وغاز الكلور .

خواصه :

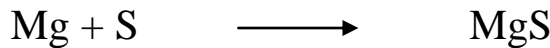
1- يستخدم الماغنسيوم مع الألمنيوم لتكوين سبيكة تستعمل لصنع هياكل الطائرات و سلالم الألمنيوم كما يستخدم في مصابيح الوميض لأغراض التصوير حيث ينتج عن إحداث حرارة عالية وضوء ذو شدة عالية .



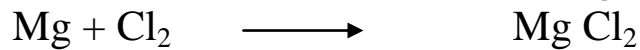
(2) تفاعل الماغنسيوم بسهولة مع النتروجين مكوناً نتريد الماغنسيوم Mg_3N_2



(3) يتفاعل مع الكبريت لتكوين كبريتيد الماغنسيوم



(4) يتفاعل مع الهالوجينات مكوناً هاليد الماغنسيوم .



5- معظم مركبات الماغنسيوم مركبات أيونية إلا أنه يكون مركبات عضوية عديدة تكون فيها الرابطة بين الماغنسيوم والجزئ العضوي تساهمية وتسمى هذه المركبات العضوية بمركبات الماغنسيوم العضوية مثل $\text{C}_2\text{H}_5\text{MgBr}$ & $\text{Mg}(\text{C}_2\text{H}_5)_2$ والمركبات RMgX تسمى متفاعلات كرينيارد ولها دور كبير في تحضير المركبات العضوية .

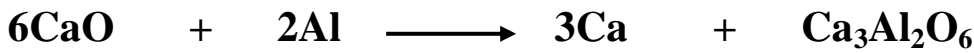
6- يحضر أكسيد الماغنسيوم MgO عند تسخين كربونات الماغنسيوم MgCO_3 ويستخدم في صناعة الورق ودواء ضد الحموضة الزائدة في المعدة ويتفاعل مع الماء مكوناً هيدروكسيد الماغنسيوم Mg(OH)_2 الذي يستخدم مليناً للجهاز الهضمي .

(7) تستخدم كبريتات الماغنسيوم (الملح المر) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ في صناعة الاقمشة وجعلها مقاومة للحرائق وتستخدم دواء للامساك وزيادة خصوبة التربة.

الكالسيوم Ca

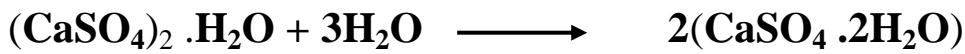
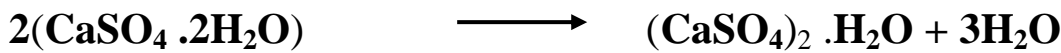
لا يوجد فلز الكالسيوم بصورة حرة في الطبيعة لشدة فعاليته ويوجد متحداً مع غيره من العناصر على شكل كاربونات مثل المرمر وحجر الكلس (CaCO_3) وعلى شكل كبريتات مثل الجبس ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) او على شكل فوسفات مثل فوسفات الكالسيوم او على شكل سليكات . ويستخلص الفلز بالتحليل الكهربائي لمنصهر كلوريد وفلوريد الكالسيوم.

حيث يتم الحصول على الكالسيوم بعملية الأختزال الحراري وذلك عن طريق تحويل حجر الكلس ذو النقاوة العالية الى أوكسيد الكالسيوم الذي يختزل بواسطة الألمنيوم .



كبريتات الكالسيوم:

توجد بشكل جبس $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ حيث يرتبط مع كبريتات الكالسيوم الصلبة جزيئين من الماء يسمى ماء التبلور وعندما يفقد ماء التبلور بالتسخين جزئياً يتحول الجبس الى جبس باريس $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ والتفاعل انعكاسي اي عندما تلتقط عجينة باريس الماء تتجمد وتتحول الى الجبس مع تمدد في الحجم . وتستعمل عجينة باريس (جبس باريس) في التجبير وفي صنع التماثيل وكذلك في البناء.



عناصر القطاع (P) (الزمرة III A- VIIA)

أولاً: الزمرة الثالثة : IIIA

التركيب الإلكتروني:

إن الدقة الشديدة في البنية الإلكترونية لعناصر هذه الزمرة تظهر بوجود عنصرين خاصين هما البورون (B) والألمنيوم (Al) ينتهيان بالتركيب الإلكتروني $ns^2 np^1$ وجود عائلة ثانوية تنتهي بالتركيب $ns^2 np^1$ كما يتضح من الجدول التالي :

Element		Electronic Configuration	Oxidn state	Coordn No
Boron	B	{He} $2s^2 2p^1$	III	3,4
Aluminum	Al	{Ne} $3s^2, 3p^1$	(I) III	3,4,6
Gallium	Ga	$3d^{10} 4s^2, 4p^1$	I III	3,(4),6
Indium	In	$4d^{10} 5s^2, 5p^1$	I III	3,(4),6
Thallium	Tl	$4f^{14} 5d^{10} 6s^2, 6p^1$	I III	3 6

الخواص العامة :

وجودها في الطبيعة :

يوجد البورون في القشرة الأرضية على شكل بوراكس $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ بينما الألمنيوم على شكل البوكسيت $Al_2O_3 \cdot H_2O$ وكذلك على شكل صخور سيليكات الألمنيوم بينما يوجد كل من الجاليوم Ga و الانديوم In والثاليوم Tl على شكل آثار قليلة في خامات كبريتيد الخارصين أو الرصاص .

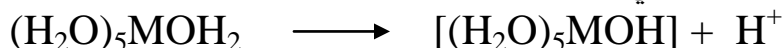
الخواص الفيزيائية والكيميائية :

1- عناصر الزمرة الثالثة لها عدد التأكسد (+3) وهي جميعها مركبات تساهمية نظراً لصغر حجمها الأيوني ولشحنتها العالية وارتفاع قيم طاقات التأين الثلاثة الأولى .

2- أيونات فلزات هذه الزمرة المائية تحاط بعدد 6 جزيئات من الماء وهي مرتبطة بقوة لتشكل

تركيب ثماني السطوح Octahedral

وعند الاماهة hydrolysis يتم تأين بروتون ويعطي محلولاً حمضياً :



تدرج أنصاف الاقطار الذرية التساهمية :

أنصاف الأقطار التساهمية لهذه العناصر لا تزيد بشكل منتظم من البورون B الى الثاليوم Tl وذلك عند النزول داخل الزمرة كما في الزمرة الأولى والثانية وذلك لسبب احتواء التركيب الداخلي لهذه العناصر على عشره إلكترونات في d وكما هو معلوم فان قوة الحجب $F < d < p < s$ وهذا يعنى عندما يكون لدينا التركيب d^{10} فان قوة الحجب تتناقص ويتوقع طاقات تأين عالية كما يتوقع وكذلك فان احتواء F على 14 إلكترون وهى ذات قوة حجب ضعيفة يؤثر على الحجم وطاقات التأين للثاليوم .

الفلزات : الالمنيوم والجاليوم والاندسيوم والثاليوم :

لونها أبيض والالمنيوم يعتبر أكثر استقراراً في الهواء الجوي لأنه يكون طبقه من الأوكسيد والتي تحمي الفلز من أي هجوم . الجاليوم والاندسيوم مستقرين في الهواء الجوي ولا يتأثران إلا بالأوكسجين الحر و الثاليوم اقل فاعلية أو قابلية للتفاعل ولكن تأكسده ظاهرياً بالهواء الجوي .

البورون B_5^{11} .

للبورون نظيران هما B_5^{10} ونسبته 18.8% و B_5^{11} ونسبته 81.2% لأحد هذين النظيرين فتره كبيره على الاستيلاء على النيترونات الصادرة عن انشطار اليورانيوم فعندما يصل النيترونات الحرارية لانوية البورون نجدها تمتص فوراً ونتيجة لهذا نلاحظ نتيجتين :

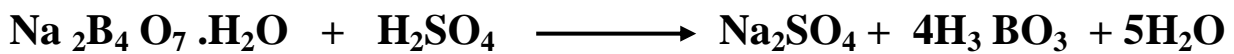
- 1- يعتبر البورون معوقاً للصناعة النووية
- 2- يعتبر B_5^{10} مهما جدا لانه يستخدم في حماية الاشخاص الذين يعملون في الصناعة النووية فهو يدخل في الصناعة التي تضع فيها الألبسة الواقية

طرق تحضير البورون :

من الصعوبة ان يحضر البورون بالحالة النقية وذلك بسبب ارتفاع درجة انصهاره (2250C) وبسبب الطبيعة التآكلية لسائله ونحصل عليه بسلسلة من التفاعلات علي النحو التالي :

1/ نعالج معادن البورون بمحلول كربونات الصوديوم المغلي ثم الترشيح

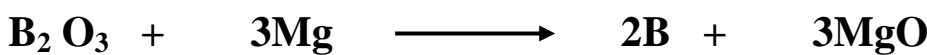
2/ يتفاعل البوراكس مع محلول حامض الكبريتيك ليعطي حامض البوريك $H_3 BO_3$



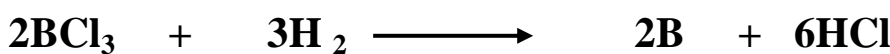
3/ نحصل علي أوكسيد البورون B_2O_3 بنزع الماء بالحرارة



4/ يختزل أوكسيد البورون بواسطة المغنيسيوم



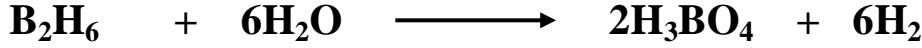
5 / يعتبر أيضا كلوريد البورون من الأملاح الممتازة للحصول علي البورون



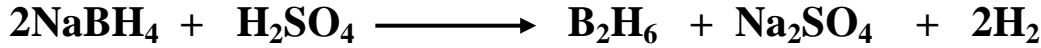
مركبات البورون الهيدروجينية :

البورانات : Boranes

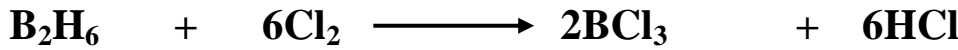
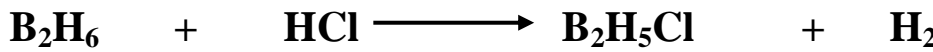
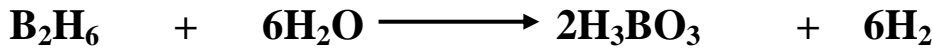
يمكن الحصول علي هيدريدات البورون (بورانات) من تأثير الماء في وسط حامضي علي بروميد الماغنيسيوم Mg_2B_2 فنحصل علي ثنائي بوران B_2H_6 وهي مركبات غازية في السلاسل الخفيفة وسائلة أو صلبة في السلاسل الثقيلة وهي تتفاعل مع O_2 وتحترق لتعطي الهيدروجين



يحضر الدايبورين من تفاعل حامض الكبريتيك مع بوروهيدريد الصوديوم حسب المعادلة



ويتفاعل الدايبورين مع الماء وهاليدات الهيدروجين والهالوجينات حسب المعادلات الآتية:-



مركبات البورون الفلزية :

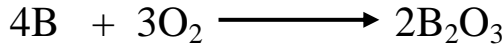
مثل بوروهيدريد الليثيوم $Li(BH_4)$

بوروهيدريد الألومنيوم $Al(BH_4)_3$

مركبات البورون الأوكسجينية :

وهي من اهم مركبات البورون وتشكل تقريبا كل اشكال هذا العنصر الموجودة في الطبيعة

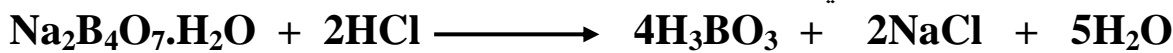
1- اوكسيد البورون B_2O_3 ينتج عندما يسخن البورون في الهواء



يزوب اوكسيد البورون في الماء ليعطي حامض البوريك وبذلك فانه نوصفة حامضية

2- حامض أورثوبوريك : H_3BO_3

يحضر من إضافة حامض الهيدروكلوريك الى محلول ملح البوراكس فيتحرر الحامض الضعيف من ملحه على شكل بلورات بيضاء كما في المعادلة الآتية:-

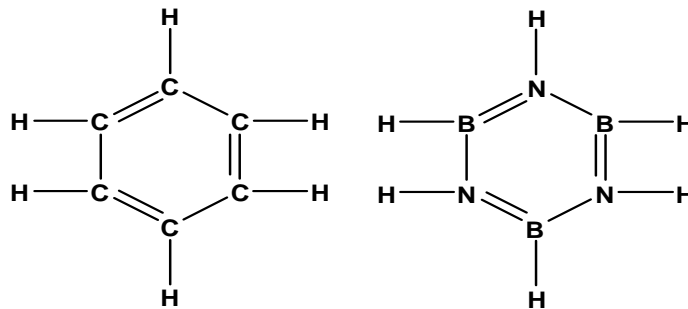


3- حامض ميتابوريك HBO_2

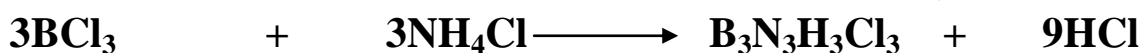
4- حامض البوريك : $H_2B_4O_7$

البورازول $B_3N_3H_6$

يشكل البورازول سائل عديم اللون ذات رائحة عطرية يشبه البنزين العطري من حيث الخواص الفيزيائية او التركيبية



ويحضر حسب المعادلات الآتية:-





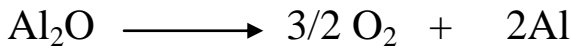
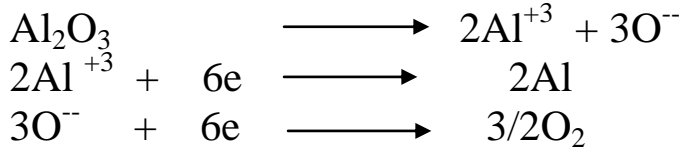
الألمنيوم Al

هو من أكثر العناصر الفلزية شيوعا في القشرة الأرضية له بلورات مكعبة ممركرة الأوجه له قابلية لتشكيل محاليل صلبة وهو اصغر قليلا من العناصر الانتقالية . ومركباته متنوعة منها:-

أ/ البوكسايت : وهو خليط من أكسيد الألومنيوم المائي $Al_2O_3.H_2O$ وأكسيد الحديد المائي $Fe_2O_3.H_2O$ بالإضافة إلى بعض الشوائب كأوكسيد التيتانيوم والفاناديوم والجاليوم
ب/ الكريلوليت : ويتكون من فلوروالومينات الصوديوم Na_3AlF_6
ج/ الكولين : الذي يكون علي شكل كاولينيت $2SiO_2.Al_2O_3.2H_2O$ ويعد البوكسايت المعدن الرئيسي لعنصر الألمنيوم .

تحضير الألمنيوم تعدينيا :

بالتحليل الكهربائي لمركبات الألمنيوم حيث يوضع فلوريد الكالسيوم CaF_2 مع الكريلوليت Na_3AlF_6 لخفض درجة انصهار الكريلوليت إلى 977م فتذوب الألومينا Al_2O_3 في وعاء التحليل المحتوي علي أعمدة الكربون مغموسة في الكريلوليت .

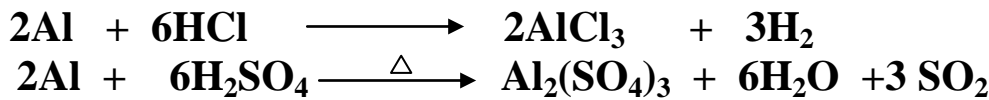


يجمع مصهور الألمنيوم من الاسفل أما الأوكسجين فينطلق علي القطب الموجب

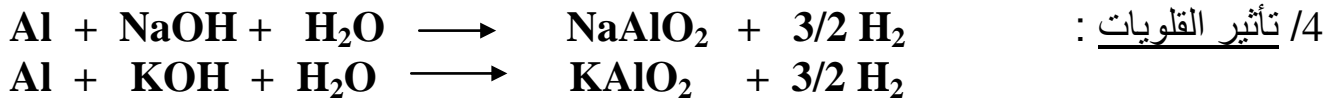
خواص الألمنيوم الكيميائية :



2/ تفاعله مع الاحماض :

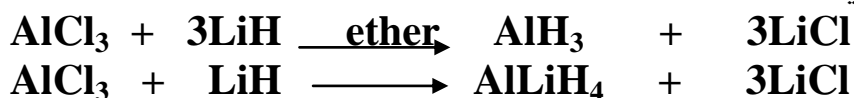


3/ تفاعله مع الماء : لايتاثر الألمنيوم بالماء البارد أو الساخن .

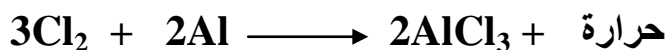


مركبات الألمنيوم :

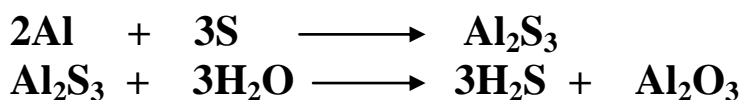
1- هيدريدات الألمنيوم والالكيلات : تمتلك هيدريدات الألمنيوم الصيغة AlH_3 حيث توجد عدة طرق لتحضيرها وابتسطها هي حسب المعادلات الآتية



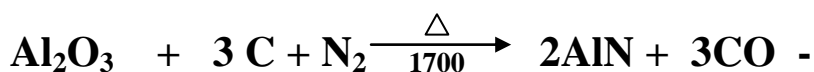
2- هاليدات الألمنيوم :



3- كبريتيد الألمنيوم :



4- نتريد الألمنيوم :



5- كبريتات الألمنيوم :

وهي مركبات لا لون لها تذوب جيدا بالماء وتتبلور جزئية كبريتات الألمنيوم مع 18 جزيئة ماء .
 $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$

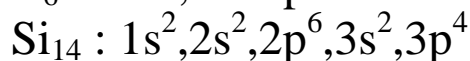
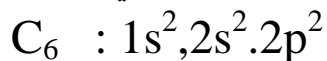
وهناك أملاحا مضاعفة



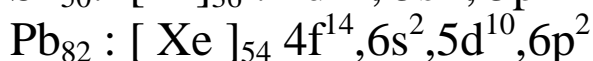
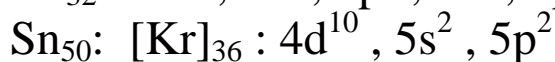
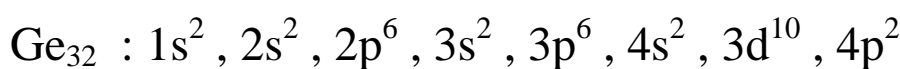
عناصر القطاع P : الزمرة الرابعة IVA

• البنية الإلكترونية لعناصر الزمرة / يلاحظ ما يلي :

١. وجود عنصرين خاصين هما الكربون و السيليكون ينتهيان بالتركيب الإلكتروني ns^2, np^2



٢. وجود عائلة رئيسية تنتهي ذراتها بالتركيب الإلكتروني : ns^2, np^2



الروابط في الزمرة الرابعة :

تتمتع عناصر الزمرة الرابعة بكهربائية سالبة ضعيفة إذ تحتوي في طبقتها الإلكترونية الخارجية أربعة إلكترونات تشترك بأربع اواصر تساهمية هذه الاواصر الأربعة التساهمية هي المسؤولة عن وجود مركبات الهاليدات MX_4 ومركبات الاكاسيد MO_2 والهيدروكسيدات $M(OH)_4$ وكذلك تعد المسؤولة عن تشكيل سلاسل أو حلقات متجانسة أو مختلطة .

تدرج الخواص العامة في الزمرة الرابعة :

إن الكهرباء السالبة الضعيفة للكربون والسيليكون والتي تمتد لتشمل أيضا الغازين النادرين تقل تدريجياً كلما كبر نصف القطر الذري للعناصر أي كلما:-

- كبر العدد الذري والكربون يعطي روابط تساهمية فقط وبهذا يتميز عن باقي عناصر مجموعته .
- يتميز كل من العناصر Li, Be, B عن بقية عناصر مجموعتها وهكذا نجد أن الانتقال من أعلى الزمرة إلى أسفلها يظهر أن الكربون والسيليكون لافلزان في حين نجد أن الجرمانيوم شبه فلز والقصدير فلزان .
- نظراً لأن الكربون يتمتع بخواص فريدة عن أقرانه ويتمتع بنصف قطر صغير، لذا سوف ندرس الكربون دراسة تفصيلية ، وكذلك السيليكون .

الكربون C_6^{12}

● **وجوده:** يوجد الكربون في الطبيعة حراً إذ يكون متبلور وغير متبلور ويختلف شكله البلوري باختلاف الفئة التي يتبلور فيها ويكون على أشكال عدة منها الماس والجرافيت (الفحم الحجري) والهيدروكربونات الطبيعية (كالبترول) .

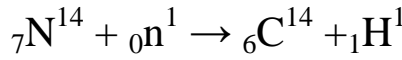
للكربون عدة نظائر منها:-

● C_6^{12} ونسبة وجوده (98.89%)

● C_6^{13} ونسبة وجوده (1%) وله برم نووي يجعله ذات اهمية في معرفة تركيب وتاصر الكربون

في مركباته باستخدام الرنين النووي المغناطيسي (NMR)

● C_6^{14} الذي يتكون نتيجة للتفاعل النووي الكائن بين ذرات النروجين ونيوترونات الأشعة الكونية



اشكال الكربون:

التأصل:- هو وجود العنصر الواحد في اكثر من صورة ، بحيث تختلف هذه الصورة عن بعضها في

الخواص الفيزيائية ولكنها تتشابهه في الخواص الكيميائية

الماس:

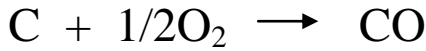
كل ذرة كربون C مرتبطة بأربع ذرات كربون مجاورة بروابط أربعة قصيرة تساهمية محققة بذلك 8 إلكترونات حول ذرة الكربون المركزية وبذلك تكون ذات تهجين Sp^3 وهو مكعب ضعيف النشاط الكيميائي لا ينقل التيار الكهربائي وذو معامل انكسار كبير وذو قساوة ومتانة ويستخدم في صقل المعادن ويمكن تحويله إلى جرافيت بالتسخين لدرجة $2000C$.

الجرافيت:

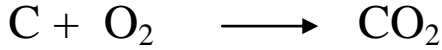
يتبلور على هيئة بلورات سداسية منتظمة ولكل ذرة كربون ثلاثة ذرات متجاورة واقعة في مستو واحد وهذه الاواصر التساهمية تكون هجينية من نوع SP^2 وترتبط المستويات فيما بينها بروابط فاندرالس وهذا يفسر ضعف الارتباط بين طبقات الذرات الكربونية في الجرافيت ويعد موصلا للتيار الكهربائي بسبب تكوين الكترون التكافؤ الرابع لأواصر (Π) والذي لا يدخل في تكوين الاواصر الهجينة SP^2 مما يؤدي الى نقل التيار الكهربائي ويستخدم في صناعة أقلام الرصاص وله قدرة عالية على التوصيل .

الصفات الكيميائية للكربون:

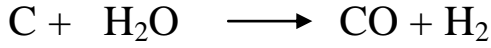
تفاعله مع الهواء



الخاصية الاختزالية



مع بخار الماء.



مع حامض الكبريتيك :

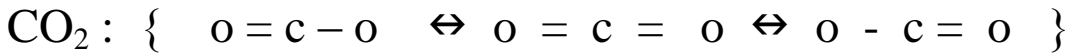


مع حامض النيتريك :



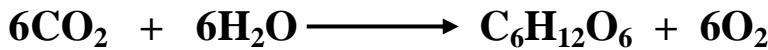
أكاسيد الكربون:

ثاني أكسيد الكربون CO_2



يعتبر مهما في عملية البناء الضوئي حيث يدخل في تكوين الكلوكوز و انتاج الاوكسجين ولذلك ينصح

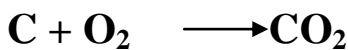
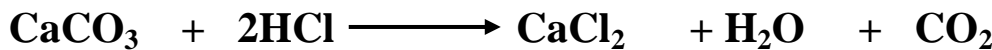
بزراع احزمة خضراء حول المدن لكي يقلل من تلوث غاز ثنائي اوكسيد الكربون



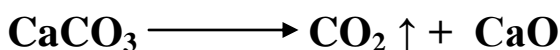
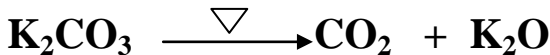
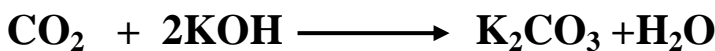
تحضير CO_2 :

يحضر في المختبر من تفاعل حامض الهيدروكلوريك المخفف مع كاربونات الكالسيوم كما في

المعادلة الآتية :-

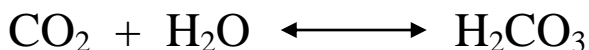


أو من التفكك الحراري للحجر الجيري



حامض الكاربونيك :

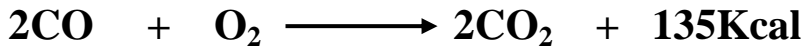
يحضر حامض الكاربونيك بأمرار تيار من الماء في غاز CO_2 وذلك حسب المعادلة الآتية :-



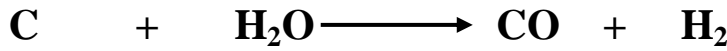
أول أكسيد الكربون CO

غاز عديم اللون والرائحة والاصرة الثلاثية هي اصرة سكما واحدة واصرتان باي . وهو يحضر بحرق الكربون في كمية محدودة من الهواء او بانتزاع الماء من حامض الفورميك باستخدام حامض الكبريتيك المركز. وهو غاز سام جدا بسبب سرعة ارتباطه بالدم تفوق سرعة ارتباط الدم بالاكسجين بمقدار 120 مرة .

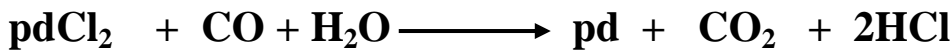
غاز CO يشتعل في الهواء وتنطلق كمية كبيرة من الحرارة وبالتالي فانه يعتبر وقودا مهما



الغاز المائي (Water Gas) وهو خليط من H_2 و CO وغاز الفحم وهو خليط من CO و H_2 و CH_4 وغازات اخرى تعتبر وقود صناعية مهمة وكذلك تعتبر عوامل مختزلة قوية .



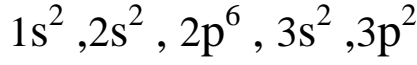
واول اوكسيد الكربون يتميز بفعاليته الكيميائية فهو مادة مختزلة يختزل Fe_2O_3 و MnO_2 في درجات الحرارة العالية الى الفلز كما يختزل البلاديوم من محاليل املاحه الثنائية



ولهذا التفاعل اهمية كبيرة في الكيمياء التحليلية للكشف عن CO ، كما يرتبط CO مع ذرات الفلزات الانتقالية مشكلا كاربونيلات الفلزات مثل $\text{Ni}(\text{CO})_4$ و $\text{Fe}(\text{CO})_5$ يكون CO من اقوى المواد سمية للانسان ويعزى ذلك الى ارتباطه بالهيموغلوبين والذي هو اكثر ثباتا من اوكسي هيموغلوبين وبذلك يمنع حمل الاوكسجين من الرئتين الى الجسم عن طريق الفم .

السيليكون Si

للسيليكون شبكة ذات روابط تساهمية باتجاهات الفراغ الثلاثة كبنية الماس و لذرة السيليكون أربع ذرات متجاورة من Si كثافته قليلة جداً له بنية إلكترونية :



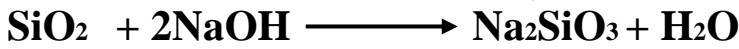
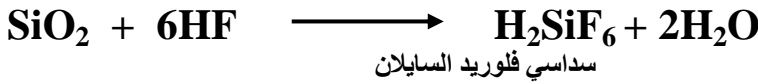
وبهذا نحصل على مشتقات ذات درجة أكسدة تبلغ (+4) وتدعى هذه المشتقات بمشتقات رباعية الرابطة التساهمية وأحياناً نحصل على مشتقات ذات درجة أكسدة (+2).

وجوده : السيليكون النقي يوجد على شكل مادة بلورية داكنة لامعة ويتبلور حسب النمط المكعبي ويتشابه تركيبه مع الماس . كما يتميز بضعف نشاطه الكيميائي الا انه يتحد مع كثير من العناصر في درجات الحرارة المرتفعة

ينتشر السيليكون انتشاراً واسعاً في الطبيعة حيث تبلغ نسبة 26 % و يوجد كذلك على شكل سليكات أو السليكا SiO_2 (الرمل).

وللسليكا خواص أهمها

- 1- غير فعالة، لا تتفاعل عند تعرضها للكلور أو البروم أو الهيدروجين ومعظم الحوامض.
- 2- تتفاعل مع حامض الهيدروفلوريك والقواعد

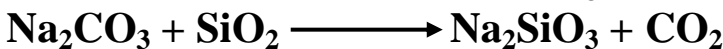
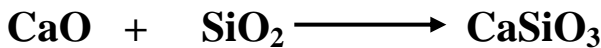


- 3- لها القابلية على التفاعل مع الاكاسيد أو الكربونات الفلزية بالتسخين الشديد، حيث تتكون مركبات تعرف بالسليكات.

4- إضافة الحوامض الى محاليل سليكات الفلزات القلوية يعطي السليكا المائية، التي يمكن تجفيفها الى مسحوق غير بلوري يسمى جل السليكا (Silica Gel) حيث يستعمل بصورة رئيسية كعامل مجفف وذلك لمساحته السطحية الكبيرة وقابليته العالية لامتناس الماء.

السليكات Silicates

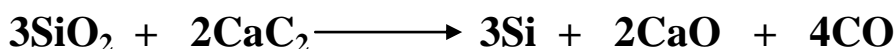
تنتشر السليكات بصورة واسعة في الطبيعة، وتكون مع الأوكسجين حوالي ٧٤ % من القشرة الأرضية ويظهران كسليكات للعناصر ذات الوفرة على سطح الكرة الأرضية مثل سليكات الكالسيوم ($CaSiO_3$) وسليكات الصوديوم (Na_2SiO_3). اللتان تحضران من تفاعل اوكسيد أو كربونات الفلز مع السليكا بالتسخين الشديد، كما في المعادلتين:-



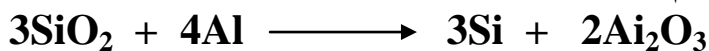
إن أكثر أنواع السليكات شيوعاً واستعمالاً هي سليكات الصوديوم القابلة للذوبان في الماء والتي محلولها المائي المركز يدعى (ماء الزجاج) الذي يستخدم في مجالات صناعية مختلفة مثل حماية بعض الأقمشة والورق من الحرائق، واستعماله كمادة لاصقة رخيصة، وكذلك استعماله في البناء بخلطه مع السمنت لتقوية الأخير .

طرق تحضير السيلكون :

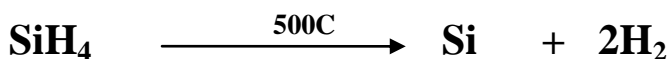
اختزال ثاني اكسيد السيليكون بواسطة كربيد الكالسيوم .



اختزال ثاني أكسيد السيلكون بواسطة الألومنيوم.



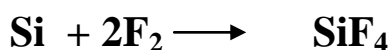
او من خلال التفكك الحراري للسيلان SiH_4



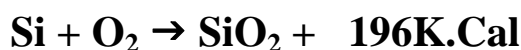
الصفات الكيميائية :

يعتمد تنشيط فعالية السيلكون الكيميائية على مقدار تجزئته وهو يعطي مركبات ثابتة مع العديد من العناصر وعموماً تكون التفاعلات ماصة للحرارة وذلك للتغلب على الروابط التساهمية بين ذرات السيلكون .

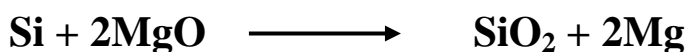
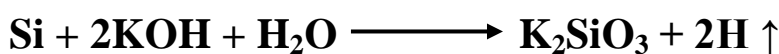
1- يتفاعل مع الفلور عند الحرارة العادية ويعطى السيلان SiF_4 :



2- يتفاعل مع الأكسجين والتفاعل طارد للحرارة



3 - يتفاعل مع المركبات الاكسجينية كالماء وغاز ثاني اكسيد الكربون وأكاسيد الفلزات



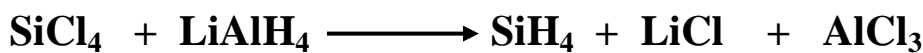
مشتقات السيلكون :

يتفاعل السيليكون مع الهيدروجين مكونا مركبات تدعى بالسيلانات صيغتها العامة $\text{Si}_n\text{H}_{(2n+2)}$ حيث

يكون فيها لكل ذرة سيليكون شكل رباعي السطوح ، تكون السيلانات SiH_4 و Si_2H_6 على شكل

غازات في حين ان Si_3H_8 و Si_4H_{10} على شكل سوائل وتحضر بتفاعل هاليدات السيليكون مع

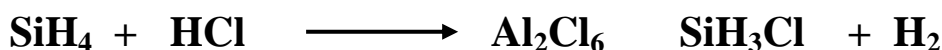
هيدريد الليثيوم الالمنيوم



وهي اقل ثباتا من الالكانات $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ نظرا لان طاقة الأصرة Si-H اصغر من طاقة الاصرة

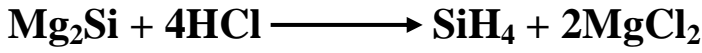
C-H ولكن السيلانات انشط كيميائيا وتتفاعل مع الهالوجينات محدثة انفجارا ومع هاليدات

الهيدروجين (باستثناء فلوريد الهيدروجين) بوجود هاليدات الالمنيوم مشكلة هاليدات السيلانات

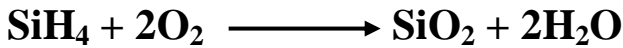


مركبات السليكون مع الهيدروجين (هيدريدات السليكون)

وهي مركبات تتكون من السليكون والهيدروجين، منها SiH_4 ويحضر هذا المركب من تفاعل سليسيد المغنيسيوم Mg_2Si مع الحوامض المعدنية كحامض الهيدروكلوريك وفق المعادلة الآتية:

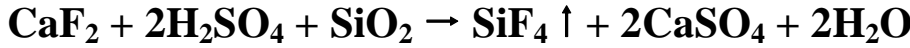


والهيدريدات مركبات فعالة جدا، فمثلا يشتعل (SiH_4) تلقائيا في الهواء لتكوين ثنائي اوكسيد السليكون والماء وفق المعادلة الكيميائية الآتية:

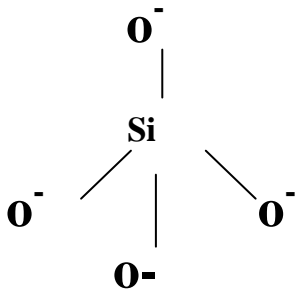


هاليدات السيلكون : Si X_4

فلوريد السيلكون : SiF_4



السيليكات : $(\text{SiO}_4)^{-4}$ هرم رباعي تحتل ذرات الأوكسجين رؤوسه وذرة السيلكون تحتل مركزه



● استخدامات السيلكون ومركباته :

1- يستخدم السيلكون العنصري في الصناعة الإلكترونية لصناعة الدوائر المتكاملة وفي الخلايا الشمسية وفي صناعة التعدين كصناعة الفولاذ وكذلك في صناعة الألمنيوم للحصول على سبائك.

2- ثاني أكسيد السيلكون (الكريستوباليت) لتغطيه الأفران الصناعية لصعوبة انصهاره وإذا كان في الحالة البلورية يستخدم في صناعة زجاج المختبرات

3- السيلكات : تستخدم في صناعة الاسمنت وفي صناعة الزجاج والسيراميك

4- وفي صناعة المواد السليكونية العضوية ذات الأهمية التجارية الكبيرة ومنها الزيوت

والبلاستيكات

عناصر القطاع P : الزمرة الخامسة V A

Element	Electronic structure	Oxidation State	Coordination no.
Nitrogen N	[He] 2s ² , 2p ³	1,2,3,4,5 -3, -2, -1, 0	(1), (2), (3)
Phosphorous P	[Ne] 3s ² , 3p ³	3,5	3,4,5,6
Arsenic As	[Ar] 3d ¹⁰ , 4s ² , 4p ³	3,5	3,4,(5),6
Antimony Sb	[Kr] 4d ¹⁰ , 5s ² , 5p ³	3,5	3,4,(5),6
Bismuth Bi	[Xe] 4f ¹⁴ , 5d ¹⁰ , 6s ² , 6p ³	3,5	3, 6

التركيب الإلكتروني وارقام التأكسد :

تحتوي عناصر الزمرة الخامسة على خمسة إلكترونات بالغلاف الأخير ولذا فإن رقم تأكسدها هو 5 تجاه الأكسجين ويكون باستخدام كل الإلكترونات الخمس بالغلاف الأخير لتكوين الروابط وحيث أن ميل زوج الإلكترونات الموجود في المدار الفرعي (S) يبقى ساكناً (خاملاً INERT) وهو ما يسمى (التأثير الخمولي للأزواج) (THE INERT PAIR EFFECT) يزداد بزيادة الوزن الذري لذا فإن إلكترونات المدار الفرعي (P) هي غالباً ما تستخدم للاواصر ولذا يتوقع دائماً رقم التأكسد (3+).

• التكافؤ 3، 5، يبدو واضحاً مع الهالوجينات والكبريت (S) وتبقى الهيدريدات ثلاثية

الصفة الفلزية واللافلزية :

1- تتدرج صفات عناصر هذه الزمرة من صفة لافلزية لعنصري النتروجين والفسفور الى صفة فلزية لعنصر البزموت بينما يكون كل من عنصري الزرنيخ والانتيمون اشباه فلزات. هذه الصفات تبدو واضحة من خلال مظهر وتركيب هذه العناصر وكذلك ميلها لتكوين أيونات موجبة وخواص أكاسيدها ، لذا فإن الأكاسيد العادية للنتروجين والفسفور تعتبر حامضية قوية بينما الزرنيخ As والانتيمون Sb تعتبر امفوتيرية والبزموت Bi هو أكثر قاعديه .

2- يكون النتروجين غاز بينما تكون باقي عناصر هذه الزمرة بحالة صلبة في الظروف الاعتيادية.

3- ان الوصول الى الغاز النبيل بواسطة فقدان الكترولونات التكافؤ يبدو مستحيلاً ويعزى ذلك الى عدم وجود اي ايون لعناصر هذه الزمرة يحمل شحنة موجبة خماسية ومع ذلك فإن من الممكن ان تفقد العناصر الثقيلة مثل Sb وBi (بسبب صفاتها الفلزية) الكترولونات التكافؤية (p) لتكوين ايونات ثلاثية الشحنة الموجبة .

يظهر النتروجين مدى واسعاً من أرقام التأكسد :

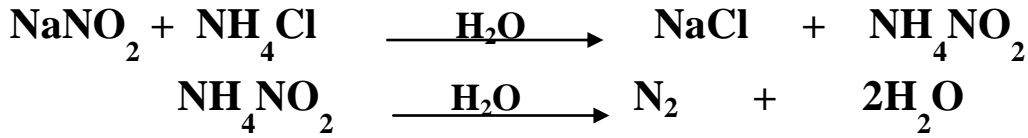
- (3-) : في الامونيا NH₃ (-2) : في الهيدرازين N₂H₄
- (1-) في هيدروكسيل أمين NH₂OH : (0) في النتروجين N₂
- (1+) في أكسيد النتروز N₂O و(2+) في أكسيد النتريك NO ,
- (3+) في حامض النيتروز HNO₂ و(4+) ، في ثاني أكسيد النتروجين NO₂
- (5+) في حامض النتريك HNO₃ .

أولاً: النيتروجين N_2

يشكل النيتروجين حوالي % 78 من حجم الغلاف الجوي وهو عنصر غير فعال تقريباً في الظروف الاعتيادية لذلك فقد أطلق عليه قديماً اسم الازوت والتي تعني باللغة اللاتينية (عديم الحياة).
لغاز النيتروجين استعمالات واسعة منها:-

- 1 - يستعمل لإنتاج الامونيا صناعياً لأهميتها في مجال إنتاج الأسمدة وفي إنتاج حامض النتريك .
- 2 - يستعمل في عمليات تبريد المنتجات الغذائية وذلك بعملية التجميد بالغمر في الغاز المسال.
- 3 - يستعمل النيتروجين المسال في الصناعات النفطية وذلك لإحداث زيادة في ضغط الآبار المنتجة للنفط لجعل النفط يتدفق منها.
- 4 - يستعمل كجو خامل في خزانات المواد القابلة للانفجار.

1- التحضير في المختبر: يتم تحضيره من تفكك نترات الامونيوم



2-تحضيره صناعياً

يحضر غاز النيتروجين صناعياً وبكميات تجارية كبيرة بعملية التقطير التجزيئي للهواء المسال الخالي من ثنائي اوكسيد الكربون، حيث يتقطر النيتروجين أولاً تاركاً الاوكسجين، وذلك لكون درجة غليانه (-198°C) أوطاً من درجة غليان الاوكسجين (-183°C)، يحتوي غاز النيتروجين الذي يتم الحصول عليه بهذه الطريقة على كميات ضئيلة من الاوكسجين والتي يمكن التخلص منها بإمرار الغاز فوق برادة النحاس الساخنة والتي تتفاعل مع الاوكسجين لتكون CuO .

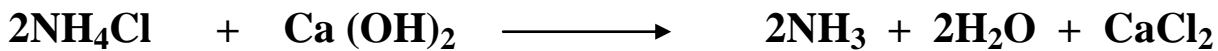
مركبات النيتروجين:

أولاً: الامونيا (النشادر):

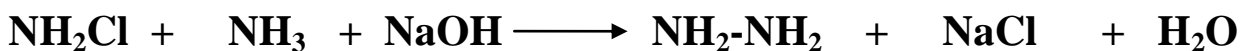
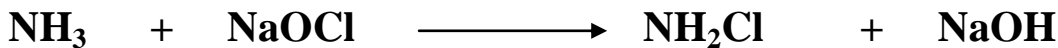
هو احد المركبات المهمة للنيتروجين والهيدروجين. ينتج في الطبيعة من تحلل أجسام الحيوانات والنباتات بعد موتها، كما و توجد الامونيا في التربة على هيئة املاح الامونيوم.

يحضر غاز الامونيا مختبرياً

بتسخين ملح كلوريد الامونيوم بلطف مع هيدروكسيد الكالسيوم وحسب المعادلة الآتية:

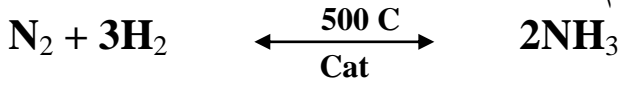


تكون الامونيا الهيدرازين بطريقة راشغ (Raschig) كما في المعادلات الآتية:-



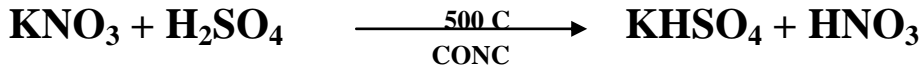
يحضر النشادر في الصناعة بطريقة هابر :

وذلك من عنصرى النيتروجين والهيدروجين في وجود عوامل حفازة هي الحديد والمولبيدنيوم وتحت ضغط 200 ض . جو في درجة حرارة 500 م⁰ .



ثانياً : حامض النتريك

يعتبر حامض النتريك من أهم الحوامض الاوكسجينية للنيتروجين وهو ذو صيغة جزيئية HNO₃ .
مختبرياً : بتسخين نترات البوتاسيوم KNO₃ وحامض الكبريتيك المركز ويستقبل الحامض مبرداً في حوض به ماء ويجب ألا تزيد درجة الحرارة عن 100 م .



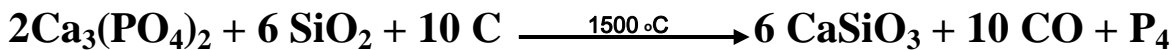
تحضير الحامض صناعياً

يمكن تحضيره صناعياً بكميات تجارية بطريقة اوستولد والتي يتم فيها أكسدة الامونيا بالهواء بوجود البلاتين كعامل مساعد

ثانيا : الفوسفور P₁₅³¹

يعتبر هذا العنصر من المكونات الأساسية في الكائنات الحية حيث يوجد في الخلايا العصبية و العظام و ساتيوبلازم الخلايا .

تحتوي خامات الفسفور على نسب عالية من عنصر الفسفور ولذلك فهي تمثل المصدر الأساسي لإنتاجه بكميات تجارية وبنقاوة عالية لذلك لا توجد حاجة لتحضيره مختبرياً .
تتضمن الطريقة المعتادة لإنتاج الفسفور تسخين خام فوسفات الكالسيوم Ca₃(PO₄)₂ الممزوج مع الرمل SiO₂ والكربون C في فرن كهربائي لدرجات حرارية عالية وبمعزل عن الهواء كما في المعادلة الآتية:



انواع الفسفور

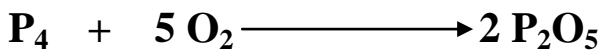
الفسفور الغازي والفسفور السائل والفسفور الصلب

الفسفور الصلب :

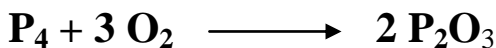
أ- الفوسفور الأبيض ب- الفوسفور الأحمر ج- الفوسفور الأسود

الخواص الكيميائية للفسفور الأبيض :

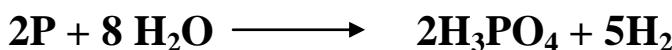
أ- يشتعل بشكل تلقائي في الهواء وعند درجة حرارة الغرفة الاعتيادية نتيجة لتأكسده بكمية كافية من الاوكسجين مكونا خماسي أوكسيد الفسفور (P₂O₅) وحسب المعادلة الآتية:



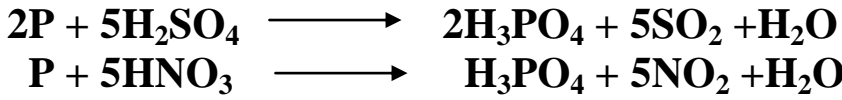
وتحت ظروف أخرى (بكميات محددة من الاوكسجين) يتأكسد الفسفور الأبيض ليكون ثلاثي اوكسيد الفسفور P₂O₃ كما في المعادلة الآتية:



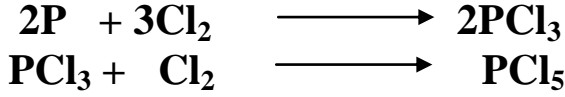
ب- يختزل الماء عند درجة 250م ويعطي هيدروجين



ج- مع حامض الكبريتيك وحامض النتريك :



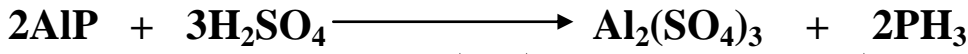
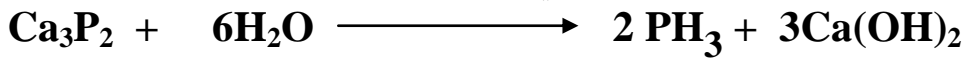
• تفاعل الفوسفور مع الهالوجينات :



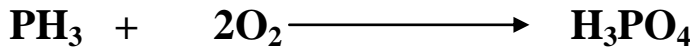
المركبات الهيدروجينية للفوسفور :

هيدريد الفوسفور (الفوسفين) : PH₃

غاز لا لون له - ذو رائحة فوقية - وهو سام جداً ويتفكك بالحرارة ويتمتع بخواص اختزالية واضحة أكثر من الأمونيا وهذا ناتج من أن الفسفور هو نفسه عامل مختزل ويحضر من تفكك بعض فوسفيدات المعادن بالماء او بالحوامض كما في المعادلات الآتية :-



يحترق الفوسفين في الهواء عند 150C حسب المعادلة :-



الأحماض الأوكسجينية للفوسفور :

للفوسفور سلسلتان من الأحماض الأوكسجينية : الفوسفوريك و الفوسفوروز .

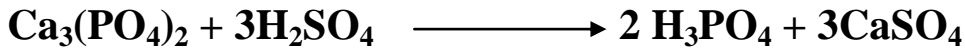
أ- في أحماض الفوسفوريك : تكون حالة التأكسد للفوسفور (+5) وهذه المركبات لها خواص مؤكسدة

ب- في أحماض الفوسفوروز : تكون حالة التأكسد للفوسفور (+3) هذه الأحماض لها خواص اختزالية

وفي جميع هذه الأحماض يكون الفوسفور ذو روابط تناسقية رباعية (4Coordinate) وشكله هرم رباعي الأوجه مركزه الفوسفور .

أحماض الفوسفوريك Phosphoric Acid : H₃PO₄ (الأورثوفوسفوريك)

أن أبسط الأحماض الفوسفورية هو حامض الأورثوفوسفوريك H₃PO₄ يحضر من صخور الفوسفات



* حامض الهيبوفوسفوريك : H₄P₂O₆ يحتوي على فوسفور برقم تأكسد (+4) وذرة أكسجين

أقل من حامض البيروفوسفوريك H₄P₂O₇

(ب) أحماض الفوسفوروز : H₃PO₃

هي أقل انتشارا ومعرفة وكلها تحتوي على الفوسفور في حالة التأكسد الثلاثية (+3)

عناصر القطاع-P الزمرة السادسة

Element	Electronic Configuration	Oxide State	Coordination No.
Oxygen O	[He]2s ² , 2p ⁴	-2 (-1)	1 2 (3) (4)
Sulphur S	[Ne] 3s ² , 3p ⁴	-2 , (2) 4.6	2 . 6 . 4
Selenium Se	[Ar] 3d ¹⁰ , 4s ² , 4p ⁴	-2 2 . 4.6	2 . 4 6
Tellurium Te	[Kr] 4d ¹⁰ , 5s ² , 5p ⁴	2.4.6	
Polonium Po	[Xe] 4f ¹⁴ , 5d ¹⁰ , 6s ² , 6p ⁴	2.4	

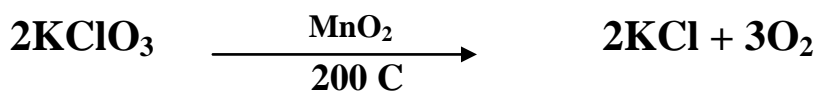
التركيب الإلكتروني وحالات التأكسد :

إن عناصر الزمرة السادسة تحمل التركيب الإلكتروني: ns²np⁴ تميل للوصول إلى تركيب أقرب غاز خامل بالحصول على إلكترونين مكونة الأيون M²⁻ أو مشاركة إلكترونين مكونة اصرتين تساهميتين . تتدرج خواص هذه العناصر بازدياد اعدادها الذرية حيث يعد الاوكسجين والكبريت من اللافلزات، بينما يمتلك كل من السليسيوم والتلوريوم صفات اشبه بالفلزات اما البولونيوم فله صفات فلزية تامة.

الأوكسجين O¹⁶₈

تحضير الأوكسجين:

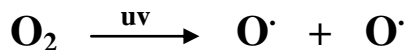
- 1- من التحلل الحراري لأوكسيد الزئبق
- 2- من التحلل الكهربائي للماء
- 3- من التحلل الحراري لكورات البوتاسيوم KClO₃ بوجود ثاني أوكسيد المنجنيز كعامل مساعد كما في المعادلة الآتية :-



الأوزون O₃

يتكون الأوزون بصورة طبيعية بتأثير الأشعة فوق البنفسجية على غاز الأوكسجين الموجود في طبقات الجو العليا .

في البداية يتم كسر الاصرة التساهمية في جزيئة الأوكسجين بفعل طاقة الأشعة فوق البنفسجية ويصبح الأوكسجين في صورة ذرية :-



ثم ترتبط ذرة الأوكسجين مع جزيئة الأوكسجين مكونة جزيئة الأوزون :

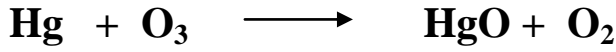


الا ان جزيئة الأوزون تمتص كمية من الأشعة فوق البنفسجية ويتفكك الى ذرات وجزيئات من الأوكسجين



ويبقى هنالك توازن وتعادل بين عملية تكوين الاوزون وعملية تفككه وبالتالي يظل تركيزه ثابتا في طبقات الجو العليا مالم تتدخل عوامل خارجية .

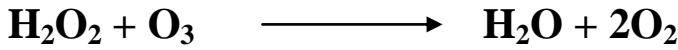
نتيجة هذا التفكك نحصل على الأوكسجين الذري الفعال الذي له قدره كبيرة على الأوكسدة



ويؤكسد حامض الهيدروكلوريك ويحرر الكلور :



ويؤثر في الماء الأوكسجيني :

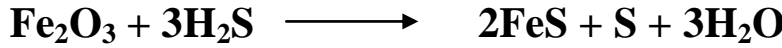


الكبريت S_{16}^{32}

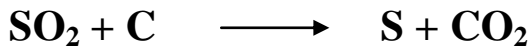
يوجد الكبريت حراً في الطبيعة في أماكن الإندفاعات البركانية أو على شكل مركبات أو من تفكك بعض الكبريتات . أهم مركبات الكبريت هي البيريت FeS والجالينا PbS والجبس $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ وكبريتيد الزئبق HgS وكبريتيد الأنثيمون Sb_2S_3

استخراج الكبريت

• تأكسد غازات كبريتيد الهيدروجين بأوكسيد الحديدك الثلاثي :



• اختزال ثاني أوكسيد الكبريت بواسطة الكربون عند درجة حرارة 1000 م ، ويكون التفاعل ذاتياً وطاردا للحرارة .



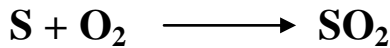
تحضير الكبريت مختبرياً

يمكن تحضير الكبريت مختبرياً من إضافة حامض الهيدروكلوريك المركز إلى محلول ثايوكبريتات الصوديوم $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ بدرجة (-10C) . يترسب الكبريت ويجمع بالترشيح حسب معادلة التفاعل

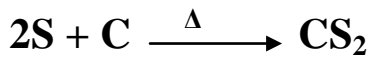


الخواص الكيميائية للكبريت :

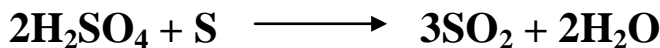
1- التفاعل مع اللافلزات : يحترق الكبريت بسهولة في الهواء بلهب أزرق متحدداً مع الأوكسجين الجوي مع توليد كمية كبيرة من الحرارة كما في التفاعل الاتي



2- يتفاعل الكبريت مع الكربون ليعطي سائل ثنائي كبريتيد الكربون CS_2



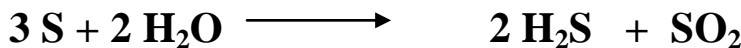
3- صفته الإختزالية التفاعل مع الحوامض المركزة والمؤكسدة : لا يتأثر الكبريت بالحوامض المخففة في حين يتأكسد بالأحماض المركزة القوية مثل حامض الكبريتيك الساخن محرراً أكاسيد لافلزية:



ومع حامض النتريك المركز الساخن محرراً أوكسيد اللافلز



4- يتفاعل الكبريت المغلي مع بخار الماء



5- يشكل كبريتيد الفلز وثيوكبريتات الفلز عند تفاعله مع الهيدروكسيدات



استعمالات الكبريت :

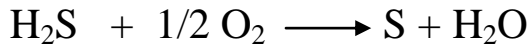
- 1- يستخدم في الصناعة حيث يدخل في صناعة الثقاب والبارود والألعاب النارية لسهولة اشتعاله
- 2- يستخدم في الزراعة لمعادلة قلوية التربة وبعض أنواع الأسمدة وفي مبيدات الفطريات والحشرات
- 3- يدخل في صناعة المتفجرات وفي تحضير حامض الكبريتيك
- 4- يستخدم لعلاج بعض الأمراض الجلدية كما يستخدم زهر الكبريت في علاج اضطرابات الهضم.

مشتقات الكبريت الهيدروجينية:

كبريتيد الهيدروجين H₂S :

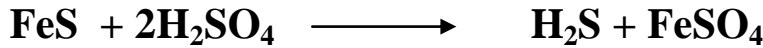
غاز عديم اللون ذو رائحة كريهة نفاذة كرائحة البيض الفاسد و يتكون في الطبيعة بثلاث طرائق هي:

- 1- تحلل المواد العضوية
 - 2- من المياه الجوفية المحتوية على المواد الكبريتية
 - 3- من النشاط الحيوي للبكتريا التي تستخدم الحديد والمنغنيز كجزء من غذائها.
- وهو غاز أثقل من الهواء وهو عامل مختزل

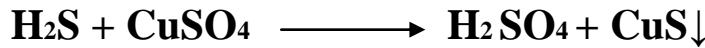


تحضيره :

من تفاعل الحوامض المخففة مثل حامض الكبريتيك مع كبريتيدات الفلزات مثل كبريتيد الحديد (II)
وفق المعادلة الآتية:



عند إمرار غاز كبريتيد الهيدروجين في محاليل الأيونات الفلزية مثل محلول كبريتات النحاس،
نلاحظ تكوين راسب اسود هو كبريتيد النحاس وفق المعادلة الآتية:

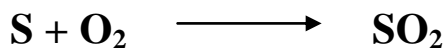


حامض الكبريتيك H₂SO₄ :

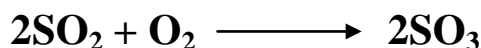
وهو سائل زيتي القوام غير ملون وهو معرض بالهواء وكثافته عالية يتفاعل مع القلويات والفلزات معطيا الكبريتات الحمضية ويعطي مع الفلزات الهيدروجين ويقوم بسلفنة المركبات العضوية

تحضير حامض الكبريتيك صناعياً:

يحضر حامض الكبريتيك بطريقة التلامس والتي يمكن تلخيصها بتفاعل الكبريت مع الاوكسجين لتكوين ثنائي اوكسيد الكبريت



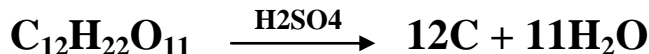
وعند إدخال غاز ثنائي اوكسيد الكبريت إلى برج التلامس الذي يحتوي على عامل مساعد للحصول على ثلاثي اوكسيد الكبريت وفقاً للتفاعل الآتي:



ثلاثي اوكسيد الكبريت هو ثنائي اوكسيد الكبريت يتم بعدها اذابة SO₃ في الماء للحصول على الحامض:



يسلك حامض الكبريتيك كعامل مجفف حيث يمتلك ميلا شديدا لانتزاع الماء من المركبات العضوية ونلاحظ ذلك عند غمر مقدار ملعقة من سكر القصب في وعاء بحامض الكبريتيك المركز، سنلاحظ بروز مادة كاربونية سوداء من الوعاء نتيجة تفحم السكر حسب المعادلة الآتية:



استعمالات حامض الكبريتيك

ينتج حامض الكبريتيك سنويا بكميات كبيرة تفوق أي مادة كيميائية أخرى. ويستعمل الحامض لاجراض متعددة اهمها:

- 1- في تحضير الحوامض الاخرى، كحامض النتريك والهيدروكلوريك بسبب درجة غليانه العالية.
- 2- في تجفيف المواد، لاسيما الغازات التي لاتتفاعل معه بسبب ميله الشديد للاتحاد بالماء.
- 3- في تنقية البترول، وازالة الشوائب عنه.
- 4- في صناعة المتفجرات كنترات الكليسرين و نترات السيليلوز.
- 5- في اذابة الصدا الذي يكسو الادوات الحديدية قبل طلائها بالخارصين.
- 6- في صناعة البطاريات وفي الطلاء الكهربائي بسبب نقل محاليله للتيار الكهربائي.
- 7- في صناعة الاسمدة الكيميائية مثل كبريتات الامونيوم والاسمدة الفوسفاتية.

عناصر القطاع P : الزمرة السابعة VII

الهالوجينات

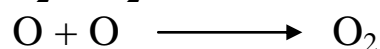
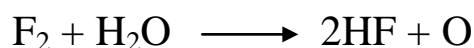
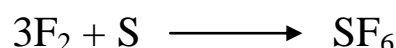
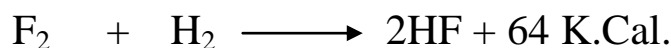
ELEMENT	ELECTRONIC CONFIGURATION	OXIDATION STATES
Fluorine F	[He] 2s ² ,2p ⁵	-1
Chlorine Cl	[Ne] 3s ² ,3p ⁵	-1,+1,+3,+4,+5,+6,+7
Bromine Br	[Ar] 3d ¹⁰ ,4s ² ,4p ⁵	-1,+1,+3,+4,+5,+6
Iodine I	[Kr] 4d ¹⁰ ,5s ² ,5p ⁵	-1,+1,+3,+5,+7
Astatine As	[Xe] 4f ¹⁴ ,5d ¹⁰ ,6s ² ,6p ⁵	

التركيب الإلكتروني وحالات التأكسد :

إن الهالوجينات لها جميعاً خواص داخل المجموعة فكل العناصر لها سبعة إلكترونات في غلافها الخارجي وهي بالتالي إما تكتسب إلكترون فتتحول إلى الأيون (X⁻) أو تكون مرتبطة تساهمياً لاستكمال تركيبها الإلكتروني . الفلور دائماً أحادي وحيث أنه أكثر الهالوجينات كهروسالبية فإنه يحمل عدد تأكسد (-1) بينما تتراوح أرقام التأكسد من العناصر الأخرى من +1,+3,+5,+7 وحالات التأكسد العالية تلك تكمن في عملية فك التزاوج وبالتالي تنتقل الإلكترونات من الأوربتالات s,p الممتلئة إلى أوربيتال d الخالية .

الفلور F₂

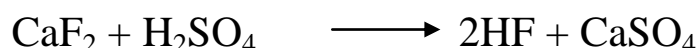
خواصه الكيميائية :



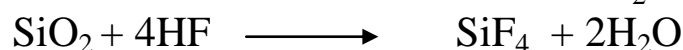
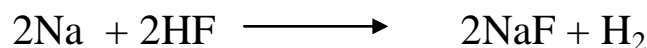
حامض الهيدروفلوريك HF :

سائل شديد التطاير تبلغ درجة غليانه 19.5 م فهو سائل في درجة حرارة المختبر ويؤثر في الزجاج لذا يحفظ في أوان نحاسية أو حديدية.

تحضيره :



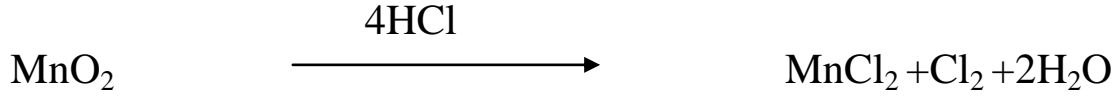
خواصه :



الكلور Cl₂

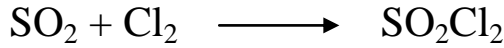
غاز أخضر اللون له رائحة مخرشة وهو سام جدا وقد عزله لأول مره الكيميائي شيل 1774م ،
نتيجة تأثير حامض الهيدروكلوريك على ثاني أوكسيد المنجنيز MnO_2 الا أنه يحضر حاليا من
التحليل الكهربائي لمحلول مركز من كلوريد الصوديوم .

تحضيره مختبريا:

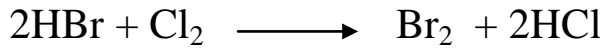


صناعيا: التحليل الكهربائي لكلوريد الصوديوم

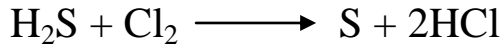
مع أشباه الفلزات : يعطي كلوريد السلفورايل



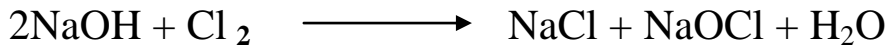
مع حامض الهيدروبروميك



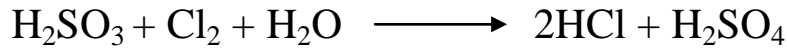
مع كبريتيد الهيدروجين:



مع القلويات:

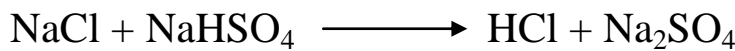
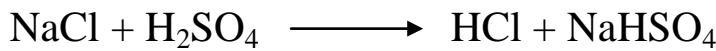


مع الأحماض :



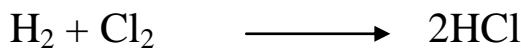
حامض الهيدروكلوريك HCl :

تحضيره مختبريا:

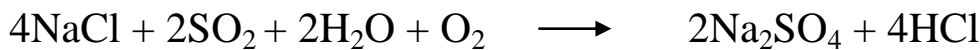


تحضيره صناعيا :

أ- من اتحاد عنصر H_2 , Cl_2 مباشرة في الظلام وفي وجود البلاتين



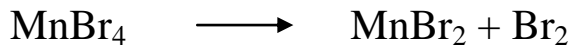
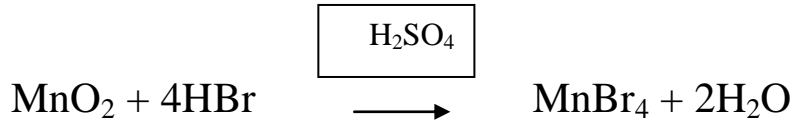
ب- من أكاسيد الكبريت :



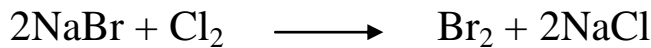
البروم Br_2

هو سائل عند درجة الحرارة العادية ، اما لونه فبنّي محمر وهو سام جداً ويذوب في الكلوروفورم وثاني كبريتيد الكربون والكحول وحمض الأستيك .

تحضيره مختبرياً:

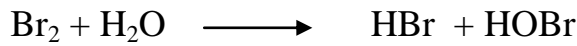


تحضيره صناعياً:

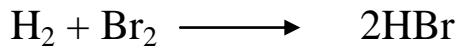


خواصه:

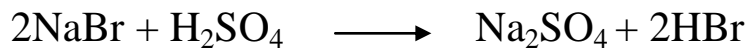
مؤكسد قوي في الوسط المائي



حامض الهيدروبروميك HBr:



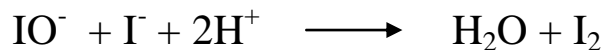
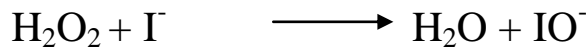
تحضيره:



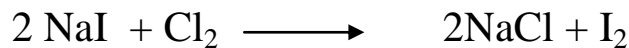
اليود I₂

هو عنصر صلب عند درجة الحرارة العادية ولونه أسود مزرق ويستخدم اليود كمعقم (صبغة اليود) ومركباته اليودوفورم كما يستخدم في التصوير ويذوب في محلول يوديد البوتاسيوم KI .

تحضيره مختبرياً:



تحضيره صناعياً



المجموعة الثامنة VIII: مجموعة الغازات الخاملة أو النادرة

هذه العناصر هي عناصر غازية خاملة كيميائياً وقد أطلقت عليها أسماء خاصة تدل على أصولها أو ظروف اكتشافها : الهيليوم يعني مكون الشمس ويشير النيون إلى غاز الحديد والأرجون يعني الخامل والكريبتون يعني المختفي والزينون يعني الغريب والرادون يعني المشع .

Element	Sym	Electronic configuration	Radius
Helium	He	1S ²	1.25
Neon	Ne	1S ² , 2S ² , 2P ⁶	1.42
Argon	Ar	1S ² , 2S ² , 2P ⁶ , 3S ² , 3P ⁶	1.65
Krypton	Kr	1S ² , 2S ² , 2P ⁶ , 3S ² , 3P ⁶	1.97
Xenon	Xe	(KR), 5S ² , 6P ⁶ , 4S ² , 4P ⁶	2.18
Radon	Rn	(Xe), 6S ² , P ⁶	-

*تنتهي هذه العناصر عدا الهليوم بالتركيب الإلكتروني ns², np⁶ وتكون مجموعة متجانسة جدا من حيث حملها وعدم فاعليتها الكيميائية فهي تقريبا لا تقيم روابط كيميائية .
* أن طاقة التأين تتناقص بازدياد العدد الذري (Z) لهذه العناصر وهذا ناتج من تأثير الحاجز الإلكتروني المتزايد بين النواة وإلكترونات الطبقة الخارجية مما يؤدي إلى ضعف ارتباط هذه الإلكترونات بالنواة فيسهل نزاعها ولكن بصفة عامة نجد أن طاقة التأين تكون مرتفعة في هذه العناصر وبقية عناصر الجدول الدوري ويعود هذا إلى عدم ثبات الأيون الموجب الذي يتكون وبما أن الطبقة الخارجية لهذه العناصر مكتملة فإنه لا يتشكل الأيون السالب .

الخواص الفيزيائية للعناصر الخاملة :

جميع هذه العناصر غازية أحادية الذرة لها درجات غليان وانصهار متقاربة جدا ومنخفضة تؤدي زيادة بسيطة من الحرارة إلى انتقال هذه العناصر من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة ومن ثم إلى الحالة الغازية

الهليوم He :

حتى الحرب العالمية الثانية كان الهيليوم يستخدم في المناطيد الهوائية نظراً لخفته ولعدم اتحاده بالعناصر أو المركبات الأخرى وحاليا يستخدم في اللحام في جو خامل . يستخدم الهيليوم أيضاً في الإعلانات التجارية فهو يعطي اللون الزهري الفاتح

النيون Ne :

يستخدم هذا الغاز في الإعلانات حيث أنبوب التفريغ المحتوي على غاز النيون برتقاليا محمرا .

الأرجون Ar :

يوجد بكميات لا بأس بها في الهواء الجوي ويستخدم لتحقيق جو خامل في المصابيح المتوهجة ووجود بخار الزئبق في انبوب التفريغ فإنه يؤدي إلى لون أزرق مخضر .

الكربتون والزينون Kr ,Xe

وهما من العناصر قليلة التطاير لذلك يمكن فصلها بسهولة بالتقطير التجزيئي ، وتستخدم هذه الغازات في المصابيح والإعلانات التجارية فالكربتون يعطي ضوءاً أبيض ناصع أما الزينون فيعطي لوناً أزرق مخضراً .

الخواص الكيميائية للعناصر الخاملة :

الظاهرة المهمة في الكيمياء هي ظهور بعض المركبات لغازات النادرة التي كانت تعد لفترة طويلة خاملة كيميائية أهمها مع الفلور .

مركبات الزينون: للزينون مركبات منها المركب $Xe(PtF_6)$ والمركب $Xe(PtF_6)_2$ وهي نتج من تفاعل فلوريد البلاتين مع الزينون .

مركبات الكريبتون: استطاع العلماء تحضير المركب KrF_4 تحت التفريغ الكهربائي عند درجة حرارة الهواء السائل وهو مركب صلب أبيض يتسامى عند 30° .

الرادون Rn :

يحضر فلوريد الرادون باتحاد الرادون الغاز المشع مع الفلور عند درجة حرارة 400° م وهو ثابت قليل التطاير وهو من المركبات الأيونية .

استخدامات الغازات النادرة:

- يستخدم الأرجون صناعياً كجو خامل تجرى فيه المعالجات الحرارية للفلزات (انصهار - تحضير الخلائط - تكسير الغازات - تنقية - لحام) كما أن القوس الكهربائي يعمل في جو من الأرجون كما يستخدم الأرجون أيضاً كغاز تملأ به المصابيح المتوهجة عوضاً عن النتروجين .
- تستخدم الخواص الطيفية للغازات النادرة في المصابيح الضوئية ففي الأنابيب المفرغة تحت ضغط يبلغ بضعة مليمترات وذات جهد عال نجد أن الغازات النادرة تعطي تألواً ذا ألوان مختلفة حسب نوع الغاز فالأرجوان وبخار الزئبق يعطيان لونا أزرق تحضر الهليوم يعطي لوتا زهريا أما النيون فيعطي لونا برتقاليا محمرا والكريبتون يعطي لونا أزرق شاحبا والزينون يعطي اللون الأزرق المخضر.

هذا والله ولي التوفيق

فهرس الموضوعات

<u>رقم الصفحة</u>	<u>الموضوعات</u>
-------------------	------------------

وصف محتويات المقرر.

تقسيم العناصر في الجدول الدوري الحديث .

*المجموعات

*الدورات

* القطاعات

الخواص العامة والدورية للعناصر الرئيسية.

الهيدروجين

عناصر القطاع S

• المجموعة الأولى IA

• المجموعة الثانية IIA

الدراسة التفصيلية لبعض عناصر القطاع S:

• الصوديوم Na

• الماغنسيوم Mg

عناصر القطاع p :

المجموعة الثالثة IIIA :

المجموعة الرابعة IVA :

المجموعة الخامسة VA :

المجموعة السادسة VIA :

المجموعة السابعة VIIA :

مجموعة الغازات الخاملة أو النادرة