جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

مقدمة عن المادة

دراسة العناصر الممثلة Representative Elements تعني دراسة العناصر الكيميائية التي تقع في الزمرتين الأولى والثانية s-block (المعروفة بالمجموعات IA و IIA) والزمر من الثالثة إلى الثامنة p-block (المعروفة بالمجموعات IIIA إلى VIIIA) في الجدول الدوري للعناصر الكيميائية، وتتميز بأن أغلفتها الخارجية غير مكتملة، وتُظهر خصائص كيميائية وفيزيائية شديدة الأهمية والتنوع. سُميت العناصر الممثلة بهذا الاسم لأنها تمثل وتغطي نطاقاً واسعاً ومتنوعاً جداً من الخصائص الكيميائية والفيزيائية.

اولا: مفردات المادة

المفردات النظرية:

- ❖ مقدمة عن الكيمياء اللاعضوية والجدول الدوري للعناصر.
- ❖ الصفات الدورية للعناصر.
- ❖ الهيدروجين وصفاته وتفاعلاته ومركباته.
- ❖ عناصر الزمرة الاولى وصفاتها وتفاعلاتها ومركباتها.
- ❖ عناصر الزمرة الثانية وصفاتها وتفاعلاتها ومركباتها.
- ❖ عناصر الزمرة الثالثة وصفاتها وتفاعلاتها ومركباتها.
- ❖ عناصر الزمرة الاولى وصفاتها وتفاعلاتها ومركباتها
- ❖ عناصر الزمرة الرابعة وصفاتها وتفاعلاتها ومركباتها.
- ❖ عناصر الزمرة الخامسة وصفاتها وتفاعلاتها ومركباتها
- ❖ عناصر الزمرة السادسة وصفاتها وتفاعلاتها ومركباتها.
- ❖ عناصر الزمرة السابعة وصفاتها وتفاعلاتها ومركباتها.

- عناصر الزمرة الثامنة وصفاتها وتفاعلاتها ومركباتها.

المفردات العملية:

- تفاعل عناصر المجموعة الاولى مع الماء
- تحضير كلوريد الصوديوم
- تحضير بيروكسيد الباريوم
- تحضير كاربونات الكالسيوم
- تحضير بيروكسيد الكالسوم
- تحضير بورات الباريوم
- تحضير اوكسيد الالمنيوم

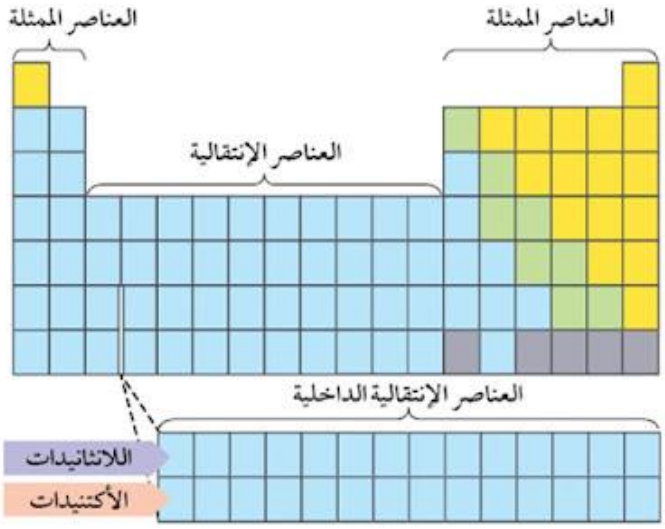
ثانيا: المصادر والمراجع

- ✓ كتاب الكيمياء اللاعضوية – تأليف الدكتور نعمان النعيمي وجماعته.
- ✓ كتاب الكيمياء اللاعضوية والعناصر الممثلة – ترجمة الدكتور مهدي ناجي الزكوم
- ✓ كتاب الكيمياء اللاعضوية – تأليف الدكتور احسان عبد الغني.

ثالثا: اهداف المادة

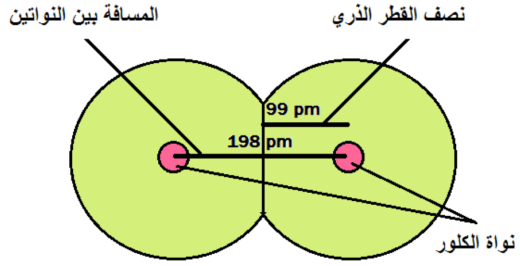
تهدف هذه المادة الدراسية الى تعليم الطلبة اساسيات الكيمياء اللاعضوية مثل الصفات الدورية للعناصر الكيميائية ودراسة الهيدروجين ودراسة الزمر الثمانية في الجدول الدوري بالتفصيل (صفاتها الفيزيائية والكيميائية وتفاعلاتها واهميتها ووجودها) بما في ذلك تحديد الفلزات واللافلزات واشباه الفلزات منها. كذلك تعليم الطالب المهارات العملية في التحضير والكشف عن الجزيئات اللاعضوية.

تهتم **الكيمياء اللاعضوية** بدراسة خصائص اكثر من مائة عنصر بحالاته المختلفة ضمن الجدول الدوري والتي بلغ عددها لحد الان 118 (لغاية ٢٠١٥ وحسب IUPAC) ومركباتها ومعقداتها فضلا عن تطبيقاتها في مختلف المجالات. ان شكل الجدول الدوري الحديث هو مشتق من التصنيفين الاولين للعالمان ، مندليف وهو روسي ولوثر وهو الماني و قاما في عام 1869 بهذا التصنيف حسب ازدياد الاوزان الذرية.



الخواص الدورية للعناصر

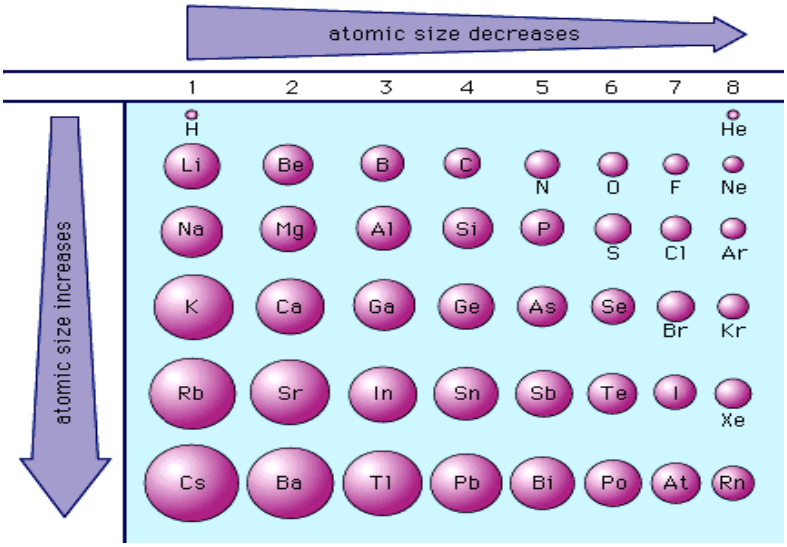
أ ـ **نصف القطر الذري (Atomic radius):** هو نصف المسافة الفاصلة بين نواتي ذرتين من ذرات العنصر في الجزيئة الواحدة (يقاس بوحدة الانكستروم A^o).



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

- في الذرات والايونات متشابهة الترتيب الالكتروني يقل نصف القطر بازدياد العدد الذري

$Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^{+} < Ne < F^{-}$



فكر: كيف نقارن بين أنصاف أقطار الذرات التالية ($_{9}F$ $_{5}B$ $_{3}Li$) ؟

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

تدرج جهد التأين في الجدول الدوري

١- في الدورات الأفقية :

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

٢- **في المجموعة الرأسية :-** يقل جهد التأين من أعلى إلى أسفل أي بزيادة العدد الذرى ، ويعود السبب في ذلك لفعل الحجب الذي يلعبه ازدياد عدد الطبقات الالكترونية عن الالكترونات الخارجية عن النواة، وبالتالي تناقص تأثره بها فتقل طاقة التأين.

٣- يزداد جهد تأين ذرة بازدياد عددها التاكسدي.

ج- السالبية الكهربائية (الكهروسالبية) Electronegativity

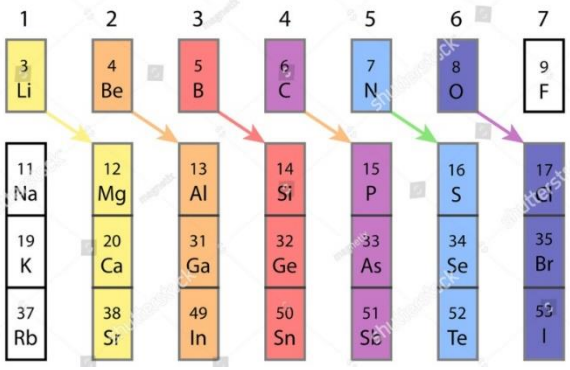
هى مقياس لمقدرة الذرة على جذب الإلكترونات فى الروابط (الاواصر) الكيميائية . وتعتمد نوعية الرابطة المتكونة إعتمادا كبيرا على الفرق فى السالبية الكهربية بين الذرات الداخلة فيها . وتقوم الذرات المتشابهة فى

السالبية الكهربية تقوم بمشاركة الإلكترونات وتكون رابطة تساهمية . ولكن لو كان هذا الفرق كبير سينتقل الإلكترون إلى أحد الذرات وتتكون رابطة أيونية . إضافة إلى ذلك فى حالة أن أحد الذرات تقوم بسحب الإلكترونات بقوة أكبر قليلا من الأخرى فإنه تتكون رابطة تساهمية قطبية مثل H-Cl .

١- تزداد السالبية الكهربائية كلما ازداد العدد الذري في الدورة الواحدة ولكنها تقل في الزمرة الواحدة بازدياد العدد الذري.

٢- تزداد بازدياد العدد التاكسدي للذرة وتزداد ايضا بازدياد العدد الذري للذرة والايونات المتشابهة في التركيب الالكتروني.

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



ه - **الالفة الالكترونية** Electron affinity: هي الطاقة المتحررة عند اتحاد ذرة غازية متعادلة في اوطأ حالات الطاقة لها بالكترون معطية ايون سالب احادي غازي و في ادنى حالات الطاقة له .

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

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

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة الاولى

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

قارن بين أنصاف أقطار الذرات التالية:

$$_{9}F \quad _{5}B \quad _{3}Li$$

واي العناصر يمتلك اكبر نصف قطر؟ مبينا السبب.

ثانيا: الواجب الاسبوعي

تزداد قيم جهد التأين كلما اتجهنا ناحية يمين الجدول الى يسار الجدول أي بزيادة العدد الذرى؟

تقل انصاف الاقطار للعناصر كلما اتجهنا ناحية يمين الجدول الى يسار الجدول أي بزيادة العدد الذرى؟

Hydrogen الهيدروجين

1.4 وجوده Occurrence

الهيدروجين غاز عديم اللون والرائحة ، ويوجد بكميات قليلة بصورة حرة في الهواء الجوي ضمن الغازات البركانية، ولكنه يتوفر بصورة كبيرة في القشرة الارضية، حيث يأتي في المرتبة الثالثة من حيث وفرته بعد الاوكسجين والسليكون . يكون الهيدروجين ايضا 75% من كتلة الشمس. وهو يشترك مع الاوكسجين في تكوين الماء، ويكون ايضا حوالي ثلثي الجسم البشري. يوجد متحدا مع الكربون على هيئة هيدروكربونات مكونة الفحم والبترول. ان جميع المواد النباتية والحيوانية تحتوي على مركبات يدخل الهيدروجين في تركيبها.

2.4 نظائر الهيدروجين Isotopes of Hydrogen

هنالك ثلاثة نظائر للهيدروجين في الطبيعة وهي: البروتيوم Protium $_1H^1$ او الهيدروجين الاعتيادي، ويمثل 99.98% من الهيدروجين الموجود في الطبيعة، والدتيريوم Deuterium $_1H^2$ او D ويمثل 0.02%، والتريتيوم $_1H^3$ او T، وهو نادر الوجود. ان نظائر الهيدروجين تختلف عن بعضها اختلافا كبيرا في الخواص، وذلك للاختلافات الكبيرة في اوزانها الذرية وهو مالا نجده في نظائر العناصر الاخرى، ولهذا السبب نجد ان لنظائر الهيدروجين اسماء مختلفة. يمكن فصل الدتيريوم على هيئة D_2O من الماء بواسطة عملية التقطير التجزيئي او التحليل الكهربائي، وهو يستعمل كمادة وسيطة في المفاعلات النووية.

3.4 تحضير الهيدروجين Preparation of Hydrogen

هنالك طرق عديدة لتحضير الهيدروجين، بعضها مكلف جدا ولكنها على كل حال تعتبر طرقا مختبرية للتحضير، كذلك يمكن تحضير الهيدروجين صناعيا للحصول على كميات كبيرة بتكاليف منخفضة ولكن بنقاوة اقل.

1.3.4 تحضير الهيدروجين في المختبر
Preparation of Hydrogen in the Laboratory

1- يحضر الهيدروجين في المختبر من تفاعل محلول مخفف من احد الاحماض القوية مع احد الفلزات المتوسطة النشاط مثل الخارصين والالمنيوم والحديد، كما في المعادلات التالية:

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

$$2\ Al + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3\ H_2$$

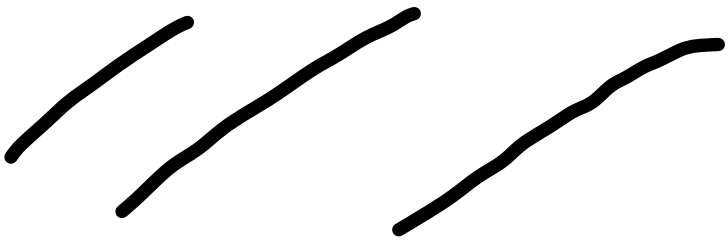
بأستعمال الحوامض المركزة يتكون الماء بدلا من الهيدروجين، حيث انها تؤكسد الهيدروجين.

2- من تفاعل عناصر القلويات IA او القسم السفلي من عناصر القلويات الارضية IIA مع الماء، لانها ذات فعالية شديدة، كما في المعادلة:

$$Na + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2$$

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

اما عند استخدام العناصر القلوية الاخرى مثل البوتاسيوم والروبيديوم، فأن التفاعل يكون شديدا وانفجاريا.



2.3.4 تحضير الهيدروجين تجاريا
Commercial Production of Hydrogen

1- طريقة غاز الماء

يمرر تيار من بخار الماء على فحم الكوك الساخن حتى الاحمرار، فيتكون خليط من غازي اول اوكسيد الكربون والهيدروجين، ويطلق اسم غاز الماء على هذا الخليط. ان كلا الغازين قابلان للاشتعال، لذلك يستعمل الخليط كوقود.

$$C + H_2O\ (\text{بخار}) \longrightarrow \boxed{CO + H_2}$$

غاز الماء

ولفصل الهيدروجين النقي، يمرر تيار اضافي من بخار الماء على غاز الماء بوجود عامل محفز مثل الحديد، حيث يقوم بخار الماء بأكسدة غاز اول اوكسيد الكربون الى ثاني اوكسيد الكربون، ويمكن فصل الاخير عن الهيدروجين بأمرار الغازات تحت ضغط. ان CO_2 يذوب في الماء تاركا H_2 نقيا.

$$\boxed{CO + H_2} + H_2O\ (\text{بخار}) \xrightarrow{Fe} CO_2 + 2\ H_2$$

غاز الماء

2- طريقة هيدروكربون – بخار

هذه الطريقة مشابهة للطريقة السابقة، حيث يمرر بخار الماء على هيدروكربون مثل الميثان، فوق حافز مثل النيكل عند درجة حرارة عالية، حيث نحصل على الخليط الغازي $CO + H_2$.

$$CH_4 + H_2O \xrightarrow[800^oC]{Ni} CO + 4\ H_2$$

وبالطريقة السابقة نفسها يتم التخلص من ثاني اوكسيد الكربون المتكون بعد اكسدة CO. ويمكن فصل الهيدروجين ايضا بأمرار الخليط الغازي على اوكسيد الكالسيوم كما في التفاعل التالي:

$$CO_2 + H_2 + CaO \longrightarrow CaCO_3 + H_2$$

3- التجزئة خلال عمليات تكرير البترول

لزيادة نسبة الاوكتان في البترول تجري عمليات تجزئة هيدروجينية للبرافينات مثلا، فيتحرر الهيدروجين كناتج جانبي ومركبات حلقية.

$$C_6H_{14} \longrightarrow C_6H_6 + 4\ H_2$$

4 – طريقة التحليل الكهربائي للماء

يمكن تحضير الهيدروجين بالتحليل الكهربائي للماء الحاوي على قليل من H_2SO_4، حيث يحدث تفاعل اكسدة واختزال.

$2\ [\ 2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}\ ]$ اختزال

$2H_2O_{(l)} \longrightarrow O_{2(g)} + 4\ H^+ + 4e^-$ اكسدة

———

$2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$ التفاعل الكلي

4.4 مركبات الهيدروجين Compounds of Hydrogen

للهيدروجين ثلاث حالات اكسدة هي +1، −1، 0. ان حالة الاكسدة الاكثر اهمية هي +1، حيث يكون الهيدروجين متحدا مع اي عنصر اكثر سالبية كهربائية. حالة الاكسدة −1 يكون فيها الهيدروجين متحدا مع ذرة اقل سالبية مكونا مركبات تدعى الهيدريدات.

1.4.4 الهيدريدات Hydrides

تقسم الهيدريدات الى ثلاثة انواع هي:

1- الهيدريدات الايونية Ionic Hydrides

تتكون الهيدريدات الايونية نتيجة لاتحاد الهيدروجين المباشر مع العناصر الاقل سالبية كهربائية، مثل عناصر المجموعتين IA الفلزات القلوية مثل Li، Na و IIA القلويات الارضية مثل Ca، Sr بأستثناء البريليوم والمغنيسيوم. في هذه المركبات يكون الهيدروجين كأيون سالب H^-. وتحدث هذه التفاعلات بالتسخين لدرجات حرارة عالية تصل الى 400^oC.

$$2Na + H_2 \xrightarrow{400^oC} 2NaH$$

ان الهيدريدات الايونية مركبات تكون عادة بيضاء اللون صلبة ذات درجات انصهار عالية نوعا ما، تتأكسد في الهواء او قد تشتعل فيه. عند اذابة هيدريد الكالسيوم مثلا في الماء يتحرر الهيدروجين كما في المعادلة:

$$CaH_2 + 2\,H_2O \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,OH^- + 2\,H_2$$

2- الهيدريدات التساهمية Covalent Hydrides

تتكون الهيدريدات التساهمية بالاتحاد المباشر للهيدروجين مع بعض عناصر المجموعة IIIA مثل B و Al، كذلك مع عناصر مجموعة الكربون IVA والنيتروجين VA والاوكسجين VIA. هيدريد الفسفور (الفوسفين) غاز سام ويحضر بالتحليل الكهربائي لفوسفيد الكالسيوم حسب المعادلة:

$$Ca_3P_2 + 6H_2O \longrightarrow \underset{\text{Phosphine}}{2PH_3\uparrow} + 3Ca(OH)_2$$

ويحضر هيدريد السليكون بتفاعل سليكيد المعادلة:

$$AlP + 3HCl \longrightarrow \underset{\text{Phosphine}}{PH_3\uparrow} + AlCl_3$$

3- الهيدريدات المعدنية **Metallic Hydrides**

تتكون الهيدريدات المعدنية بالاتحاد المباشر للهيدروجين مع العناصر الانتقالية بضمنها الاكتينات واللانثانات، وهي تختلف في خصائصها عن الهيدريدات الاخرى، فهي مركبات صلبة ذات الوان قاتمة تشبه العناصر التي تكونت منها. للهيدريدات المعدنية تركيب غير نسبي لا يخضع لقوانين النسب الكيمياوية. ومن الامثلة عليها هيدريد اليورانيوم والنحاس والبلاديوم. ان الهيدروجين في هذه المركبات يكون مذابا على شكل هيدروجين عنصري له حالة تأكسد تساوي صفر .

2.4.4 الماء H_2O

من مركبات الهيدروجين المهمة هو الماء ، الذي يتكون من ذرتي هيدروجين وذرة اوكسجين ، وتكون كل رابطة H . O قطبية تساهمية ، ويكون طرف الرابطة الي يشتمل على الاوكسجين سالبا بالنسبة للطرف الاخر. ويؤدي ذلك الى تجاذب الطرف السالب لجزيء H_2O مع الطرف الموجب لجزيء اخر، وهذا ما اطلقنا عليه بالرابطة الهيدروجينية. حيث يؤدي ذلك الى تجمع جزيئات الماء في الحالتين الصلبة والسائلة، فيتكون جزيء ضخم تكون فيه كل ذرة اوكسجين محاطة باربع ذرات هيدروجين بشكل رباعي السطوح. للماء القدرة على الدخول في كثير من التفاعلات الكيمياوية. فمثلا يتفاعل الماء مع اكاسيد الفلزات مكونا هيدروكسيدات ايونية (قواعد) :

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

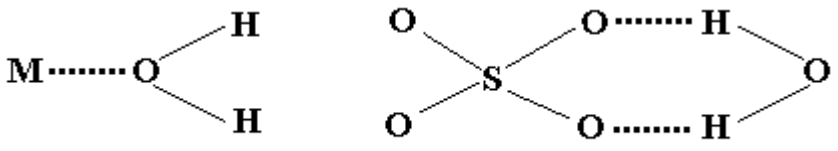
$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$$

كذلك يتفاعل الماء مع الاكاسيد اللافلزية مكونا حوامض .

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

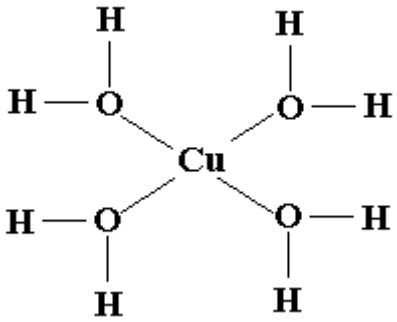
$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$

عندما تتبلور بعض المركبات من محاليلها المائية ، فأنها تحتوي في تركيبها بعض جزيئات الماء وتسمى هيدرات Hydrates. ان غالبية هذه المركبات تحتوي على جزيئات ماء محدودة مترابطة مع كاتيونات عن طريق ذرة اوكسجين، او مترابطة مع انيونات عن طريق رابطة هيدروجينية، واحيانا يتواجد كلا النوعين من الترابط، كما في الاشكال التالية:



ان جزيئات الماء هذه تسمى ماء التبلور.

عند تسخين الهيدرات فوق 100^oC تفقد جزيئات الماء. ان كلوريد النحاس له التركيب $CuCl_2.4H_2O$ حيث تترتب جزيئات الماء حول ايون النحاس في الزوايا الاربع لشكل مربع، كما يظهر من الشكل التالي:



وهنالك اشكال اخرى تترتب فيها جزيئات الماء بأشكال يعتمد على عددها. وعند تسمية المركبات الحاوية على جزيئات الماء، يكتب عادة عدد هذه الجزيئات بعد اسم المركب ، مثل $CuSO_4.5H_2O$ كبريتات النحاس خماسية الماء، واحيانا نذكر كلمة لامائي بعد اسم المركب اذا لم يكن حاويا على جزيئات الماء. وهنالك نوع اخر من المركبات تدعى الهيدريدات الغازية Gas Hydrates تكون على شكل مركبات قفصية Clathrate Compounds، ويوجد تركيبان شائعان من الهيدريدات الغازية لها شكل مكعبي تضم وحدة الخلية فيها على 46 جزيئة ماء متصلة ومكونة ستة اقفاص متوسطة وقفصين صغيرين. يتكون هذا التركيب في ذرات مثل Ar، Kr، Xe، او جزيئات صغيرة مثل SO_2، Cl_2 و CH_3Cl، وعند ضغط اكبر من الضغط الجوي.

3.4.4 مركبات اخرى للهيدروجين Other Compounds for Hydrogen

يتفاعل الهيدروجين مع N_2 لتكوين الامونيا NH_3، ويحتاج التفاعل الى ضغط عال ودرجة حرارة 500^oC، وعامل محفز مثل الحديد:

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

ويتفاعل الهيدروجين مع الهالوجينات مكونا هيدريداتها:

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

ويتفاعل ايضا مع الكبريت مكونا كبريتيد الهيدروجين:

$$H_2 + S \longrightarrow H_2S$$

ويدخل الهيدروجين في تركيب العديد من المركبات ثلاثية الذرة مثل H_2SO_4، HNO_3، NaH_2PO_4.

وللهيدروجين تفاعلات عديدة اخرى، منها تفاعله مع الاوكسجين لتكوين الماء:

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

ويستخدم ايضا في تفاعل الهدرجة، وهي عملية تحويل الزيوت غير المشبعة الى شحوم صلبة مشبعة، حيث يضاف الهيدروجين الى اواصر ثنائية وثلاثية وتتكون اواصر مفردة. ويستخدم الهيدروجين كعامل مختزل لاكاسيد الفلزات كما في التفاعل التالي:

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

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة الثانية

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

كيف يحضر غاز الهيدروجين مختبريا باستخدام فلز؟ مع ذكر معادلة كيميائية.

ثانيا: الواجب الاسبوعي

ما هي نظائر الهيدروجين في الطبيعة؟ وضحها.

كيف يحضر غاز الهيدروجين تجاريا بطريقة غاز الماء ؟

الهيدروجين

الهيدروجين أخف العناصر الكيميائية على الإطلاق، ويتكون هو ونظائره من إلكترون مفرد وبروتون. وفي درجة الحرارة والضغط القياسيين يقوم الهيدروجين يتكوين غاز ثنائي الذرة , H2,ودرجة غليانه ٢٠,٢٧ K ودرجة ذوبانه ١٤,٠٢ .K وتحت ظروف الضغط العالية، كالتي توجد في مركز كوكب المارد الغازي يفقد الهيدروجين خواصه ويصبح فلزا سائلا. وتحت ظروف الضغط المنخفض كالتي توجد في الفضاء، يميل الهيدروجين لأن يتواجد في شكل ذرات مفردة، نظرا لعدم وجود ظروف مناسبة لها لأن تتحد، تتكون سحب من الهيدروجين H2 عند تكون النجوم.

ويلعب الهيدروجين دورا حيويا في الكون عن طريق تفاعل بروتون-بروتون ودورة كربون-نيتروجين. (وهذه عمليات انصهار نووي تطلق كميات هائلة من الطاقة خلال اتحاد ذرات الهيدروجين لتكوين الهيليوم(.

ذرة هيدروجين. ذرة الهيدروجين هي ذرة عنصر الهيدروجين. وتتكون من إلكترون وحيد سالب الشحنة، يدور حول بروتون موجب الشحنة، والذي يعتبر نواة ذرة الهيدروجين. وحركة الإلكترون ثابتة في دورانها حول النواة عن طريق قوى كولوم.

الهيدروجين الذري : يمكن ان تتحلل جزيئة الهيدروجين الى ذرتيها في الحاله الحره بواسطة سلك من التنكستن مسخن بتيار كهربائي ومحاط بجو من الهيدروجين عند ضغط منخفض . ان عملية اتحاد ذرات الهيدروجين تولد حراره عاليه واذا حصلت على سطح معدن فانها تؤدي الى صهره واستغلت هذه الظاهره لتوليد شعله تستعمل في لحيم المعادن التي لايفضل استخدام الاوكسجين في لحيمها لمنع حصول عملية الاكسده مثل لحيم معدن الالمنيوم .

ان الهيدروجين الذري عامل مختزل قوي يفوق في قوته الهيدروجين الاعتيادي كما في المثال التالي :

$$BaSO_4 + 8H \rightarrow BaS + 4H_2O$$

- **النظائر**
- **نظائر الهيدروجين**
- **النظائر :** وهي الاصناف النوويه التي تتساوى في اعدادها الذريه وتختلف في عدد الكتله اي ان لها اعداد مختلفه من النيوترونات .

- يكون الهيدروجين عدد من النظائر لها اهميه في مجال الكيمياء والطب والصناعه وذلك لاختلاف خواصها كثيرا بين نظير واخر للفرق الكبير في كتلها في الوقت الذي يكون الفرق قليل بين نظائر العناصر الاخرى ، ونظائر الهيدروجين هي :
- الهيدروجين الاعتيادي $^{1}_{1}H$ (بروتون واحد)
- الديتيريوم $^{2}_{1}H$ ، D (بروتون + نيوترون)
- التريتيوم $^{3}_{1}H$ ، T (بروتون + ٢ نيوترون)
- التريتيوم نظير مشع عمر النصف له 12.4 سنه ومعادلة انحلاله هي انحلال :

$$^{3}_{1}T \rightarrow ^{3}_{2}He + \beta^{-} \quad .$$

- يكون الهيدروجين الاعتيادي مع الاوكسجين الماء الاعتيادي H_2O في حين يكون الديتيريوم مع الاوكسجين الماء الثقيل D_2O ، ويختلفان اختلاف كبير في درجة الغليان وهي ١٠٠ درجه مئويه و ٣٠١،٤٢ درجه مئويه على التوالي وهذه الصفه جعلت الماء الثقيل يستخدم في تبريد المفاعلات النوويه

تحضير نظائر الهيدروجين

يحضر التريتيوم في المفاعلات النوويه من الليثيوم بقصفه بنيوترون حراري :

$$^{6}_{3}Li + n \rightarrow ^{4}_{2}He + ^{3}_{1}T$$

اذ يتم الحصول على التيريتيوم من بين الغازات الناتجه في المفاعل بتحويله الى احد المركبات الثابته مثل T_2O الذي يمكن فصله بسهوله عن الهيليوم .

اما الديتريوم فانه يتوفر في الطبيعه بنسبه يمكن ان يستخلص منها بتقنيات دقيقه ونسبته ذره واحده لكل ٦٠٠٠ ذره هيدروجين اعتيادي ، وطريقة الحصول عليه تتم بتحويل الهيدروجين الخليط النظائر الى ماء خليط النظائر اي H_2O و D_2O وتجري عملية تخصيب للماء الثقيل في هذا الخليط (والتخصيب هي زيادة نسبة النظير المعين في المزيج النظيري عن نسبته الاوليه بمقدار يمكن فصله كميا) وتستخدم لهذا الغرض تقنيات عاليه في التعقيد والدقه ولاتمتلكها الا الدول المتقدمه ومن هذه التقنيات تقنية التفريغ الكهربائي للغاز عند استخدام عملية التحليل الكهربائي لمحلول هيدروكسيد الصوديوم المائي باستعمال اقطاب من النيكل ، ولان الهيدروجين الاعتيادي اخف من الديتيريومفعملية تفريغه الكهربائي من المحلول المائي لخلية التحليل تكون اسرع وباجراء عملية التحليل مئات المرات سيحصل تركيز الديتيريوم على شكل D_2O اكثر من تركيزه الاولي ويمكن فصله على شكل D_2 او D_2O نقيا

الهيدروجين هو العنصر الوحيد الذى له أسماء مختلفة لنظائره . (خلال الدراسات الأولى للمواد المشعة ، كان يطلق على النظائر المشعة أسماء مختلفة عن العناصر ، ولكن لا يتم استخدام هذه

الأسماء حاليا ، وبالرغم من ذلك فإن الرادون تم تسميته على اسم أحد نظائره) . يتم استخدام الرمز Dبدلا من ٢ H، الرمز T بلدا من ٣ Hوذلك للتعبير عن الديتريوم ، التريتيوم وهذا على الرغم من أن هذا ليس معتمد) .كما أنه الرمز P محجوز للعنصر فوسفور وبالتالى لا يمكن إستخدامه للبروتيوم ^{1}H
أكثر نظائر الهيدروجين ثباتا، وهو أخفها[- و له نواة ذرة تتكون من بروتون واحد ، ويستخدم الإسم بروتيوم للتعبير عن هذا النظير . والهيدروجين الموجود في الماء العادي يتألف بأكمله تقريبًا من البروتيوم.

^{2}H- D
النظير الثابت الأخر يسمى ديتريوم أو ديوتريوم ويرمز له بالرمز D وله نيترون إضافي في النواة ، ويكون الديتريوم ٠,٠١٨٤ % 0.0082 - من كل الهيدروجين (IUPAC) ، نسبة الديتريوم إلى البروتيوم تم عملها بواسطة VSMOW والمرجع القياسي هو الماء. والديتريوم قليل جدًا في الماء، إذ توجد منه ذرة واحدة فقط مقابل ٦٧٠٠ ذرة من البروتيوم

^{3}H
النظير الثالث الطبيعي للهيدروجين هو تريتيوم ويرمز له بالحرف .T وتتكون نواة التريتيوم من ٢ نيوترون بلإضافة إلى البروتون . وتتحلل عن طريق تحلل بيتا وله فترة نصف عمره (نصف تفككه) تساوى ١٣,٢ سنة. وهو يتكون باستمرار في الطبقة العليا من الغلاف الجوي (ستراتوسفير) بفعل الأشعة الكوني .وكميته على الأرض ضئيلة جدًا جدًا. فهي أقل من كيلوغرام واحد في الكرة الأرضية كلها

استخداماته

استخدامات الهيدروجين :

١. في تحضيركلوريد الهيدروجين HCl وفي صناعة النشادر NH_3 .
٢. في تحويل الكربون الى هيدروكربونات .
٣. تحويل الزيوت الى دهون
٤. تحضير الكحول الميثيلي CH3OH من أول أكسيد الكربونCO
٥. يستخدم في صناعة القنبلة الهيدروجينية
٦. يستخدم لهب الهيدروجين الذري في صهر ولحام المعادن التي تنصهر عند درحات الحرارة العالية

تحضير بعض الفلزات باختزال مركباتها
يستخدم في تصنيع حامض الهيدروكلوريك واللحام.
يستخدم في وقود الصواريخ.
له قدرة على التوصيل الحراري أعلى من أي غاز آخر، ولذا فإنه يستخدم في المولدات الكهربية في محطات الطاقة.
يساعد الهيدروجين السائل في أبحاث الحراريات المنخفضة، متضمنة دراسات الموصلات الكهربية الفائقة. وكذلك في هدرجة الزيوت والدهون. كما يستخدم الهيدروجين في الألكلة الهيدروجينية،

:

الموقع بالجدول الدورى:

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

. أخف العناصر قاطبة وذو تركيب بسيط.

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 لفلزات القلوية) والتي تحتوي على إلكترون واحد في مدار الطبقة الخارجية 1s . هذا الإلكترون قابل لان 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 الكهربية الموجبة القوية ويكون أحادى التكافؤ ذو درجة أكسده (-١) لذلك نجد آن الهيدروجين يأخذ مكانه فوق العناصر القلوية أو فوق العناصر الهالوجنية في اغلب جداول الترتيب الدوري للعناصر

تحضيره

يحضر غاز الهيدروجين بعده طرق منها:

مختبريا من الفلزات مع

الماء البارد

$$2Na(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow 2NaOH(aq) + H_2(g)$$

Sodium — Water — Sodium hydroxide — Hydrogen

مع البخار **From steam**

$$Mg(s) + H_2O(g) \xrightarrow{\text{Burning}} MgO(s) + H_2(g)$$

Magnesium — Steam — Magnesium oxide — Hydrogen

مع الحوامض **From Acids**

$$\underset{\text{Magnesium}}{Mg(s)} + \underset{\text{Hydrochloric acid}}{2\,HCl\,(aq)} \longrightarrow \underset{\text{Magnesium chloride}}{MgCl_2\,(aq)} + \underset{\text{Hydrogen}}{H_2\,(g)}$$

From Alkalis **مع القواعد**

By reaction of metals like Zn, Sn, Al with alkalies (NaOH or KOH)

$Zn + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2$

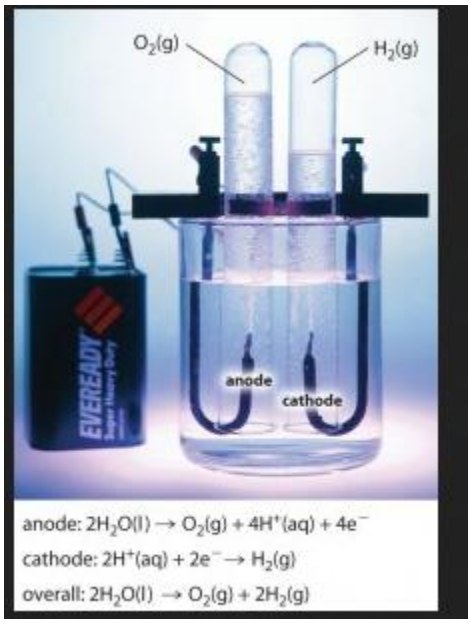
Sod. zincate

$Al + 2NaOH + H_2O \longrightarrow 2NaAlO_2 + 2H_2$

Sod. meta-aluminate

$Si + 2NaOH + 2H_2O \longrightarrow Na_2SiO_2 + 3H_2$

٢-التحلل الكهربائي للماء



٣-من التكسير الحراري للبرافينات

$CH4 + H2O \rightarrow CO + 3\ H2$

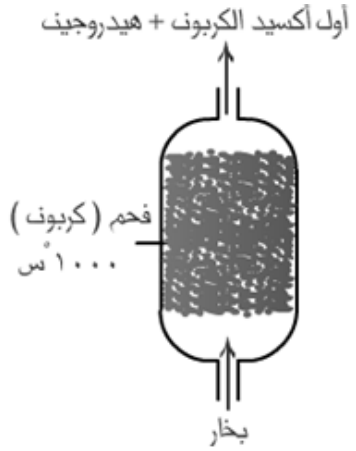
كما يمكن الحصول على هيدروجين إضافي من أول أكسيد الكربون خلال عملية تبادل ماء غاز.

هنالك ثلاث طرق لاستخلاص الهيدروجين صناعياً .

أولاً : اختزال البخار باستخدام الفحم الساخن . وتعرف هذه الطريقة بطريقة بوش Process Bosch .
وفيها يحضر الهيدروجين بامرار بخار الماء فوق الساخن على فحم الكوك الساخن فيتكون اولا غاز الماء وهو خليط من الهيدروجين واول اوكسيد الكاربون ويخلط غاز الماء المتكون مع بخار الماء ويمرر الخليط علىاوكسيد الحديديك الساخن وقليل من اوكسيد الكروم كعامل مساعد فيتاكسد واول اوكسيد الكاربون الى ثاني اوكسيد الكاربون

$$C + H_2O \xrightarrow{1270\ K} \underbrace{CO + H_2}_{\text{Water gas}}$$

$$H_2 + CO + H_2O \xrightarrow[Fe_2O_3,\ Cr_2O_3]{773\ K} CO_2 + 2H_2$$



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

ثانياً : التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم

التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم يعطي محلول هيدروكسيد الصوديوم ويتصاعد غاز الهيدروجين على المهبط وغاز الكلور على المصعد .

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{تحليل كهربائي}} 2NaOH + H_2 + Cl_2$$

ثالثاً : ناتج ثانوي في الصناعات البتروكيماوية

تتفاعل الهيدروكربونات مع البخار بوجود النيكل الساخن كعامل مساعد وينتج غاز أول أكسيد الكربون وغاز الهيدروجين .

$$CH_4 + H_2O \longrightarrow CO + 3H_2$$

رابعا-طريقه لين

فى هذه الطريقة يمرر بخار الماء الساخن على فلـز الحديـد الـساخن لدرجـة الاحمرار فيتأكسد الحديد مكونا أكسيد الحديد المغناطيسى (Fe_3O_4) وهو عبارة عن خليط من أكسيد الحديدوز وأكسيد الحديديك ($FeO + Fe_2O_3$)

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

وحيث أن التفاعل عكسى يجب إمرار تيار بخار ماء باستمرار لإزاحـة الاتـزان ناحية تكوين غاز الهيدروجين. أما أكسيد الحديد المغناطيسى فيمكن اختزاله إلـى حديـد بإمرار غاز الماء على الأكسيد الساخن.

أشكال الهيدروجين

في الظروف العادية فإن غاز الهيدروجين خليط من نوعين من الجزيئات واللذان يختلفان عن بعضهما بطريقة الدوران حول النواة . وهذان النوعان يعرفان أورثو-هيدروجين ، بارا-هيدروجين (وهذا يختلف عن موضوع النظائر - (الأورثو-هيدروجين يكون دوران النواة متوازي (ويكون ثلاثيات) ، بينما في البارا-هيدروجين يكون الدوران عكس توازي (ويكون أحاديات) . وفى الظروف القياسية يتكون الهيدروجين من ٢٥ % من البارا و ٧٥ % من الأورثو (والذى يكلق عليه الشكل العادى للهيدروجين) . وتعتمد نسبة الإتزان بين هذين الشكلين على الحرارة ، ولكن حيث ان الأورثو له طاقة أكبر (في الحالة المثارة لا يكون ثابت في حالته النقية . وفى درجات (درجة حرارة الغليان (فإن حالة الإتزات تتكون كلها غالبا من البارا.

وحالة التحول بين النوعين بطيئة ولو تم تبريد الهيدروجين وتكثيفه سريعا ، فإنه يحتوى على كميات كبيرة من الأورثو . ومن المهم أثناء تحضير وتخزين الهيدروجين السائل حيث أن التحول بين أورثو-بارا ينتج حرارة أكبر من طاقة تبخره ويتم فقد كميات كبيرة من الهيدروجين بالتبخر بهذه الطريقة بعد عدة أيام من تسييله . ولذا فإنه يتم استخدام عوامل حفازة لتحولات أورثو-بارا خلال تبريد الهيدروجين . كما أن النوعين لهما إختلاف طفيف في الخواص الفيزيائية . فمثلا درجة الذوبان والغليان في البارا-هيدروجين أقل ٠,١ كلفن من الشكل العادى.

جزئ الهيدروجين خطي ومتناظر ويشمل على رابطة تساهمية وهناك نموذجان من جزيئات الهيدروجين.

دوران متعاكس — **دوران متواز**

هيدروجين بارا — **هيدروجين آرثو**

اللف الذاتي للنواتين في اتجاهين متعاكسين — اللف الذاتي للنواتين في اتجاه واحد

الصفات الكيميائية للهيدروجين :

تفاعل الهيدروجين:

أ- **مع الهالوجينات :**

$$H_2 + F_2 \longrightarrow 2HF$$

$$H_2 + I_2 \longrightarrow 2HI$$

ب- **مع الأكسجين :**

يحترق الهيدروجين في الأكسجين معطياً الماء

$$H_2 + \tfrac{1}{2} O_2 \longrightarrow H_2O.$$

ج- مع أشباه الفلزات :

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

$$H_2 + S \underset{600}{\Longleftrightarrow} H_2S + 4.8.k.cal .$$

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

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

د- مع الفلزات :

يتفاعل الهيدروجين مع الفلزات القلوية والقلوية الأرضية عند درجة حرارة تراوح ما بين 150º و 700ºم وتحصل بذلك على هيدريدات الفلزات مثل NaH ، LiH وهى مركبات أيونية وتتفكك بالحرارة كما أنها تتحلل بالماء مطلقة الهيدروجين .

$$CaH_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$$

$$ZnH_2 + 2H_2O \longrightarrow Zn(OH)_2 + 2H_2$$

يختزل الهيدروجين الاكاسيد مشكلاً الماء :

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

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

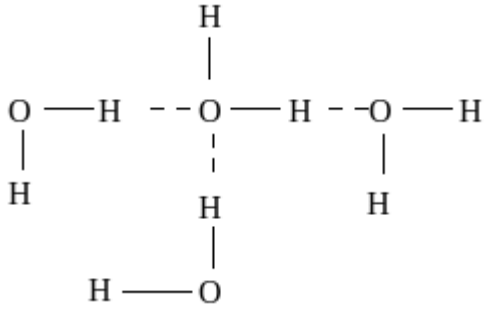
مع المركبات الكاربون

$$CO_2 + H_2 \longrightarrow CO + H_2O$$

$CO + 3H_2 \longrightarrow CH_4 + H_2O$

$CH_3COOH + 2H_2 \longrightarrow CH_3CH_2OH + H_2O$

أيون الهيدرونيوم (أيون الهيدروجين) $H^+(aq)$ **ليس سوى بروتون منفرد (نواة ذرة هيدروجين) ، وبسبب حجمه الصغير وكثافة شحنته الموجبة ، فمن الطبيعي أن يبحث عن شحنة أو شحنات سالبة يرتبط بها ، وفي حالة الماء يجد البروتون ضالته في ذرة الأوكسجين حيث يوجد عليها زوجين من الإلكترونات غير الرابطة يدعى الأيون (+H3O) باسم أيون الهيدرونيوم وهو ينتج عن ارتباط البروتون بجزئيات الماء . يعتقد علماء الكيمياء أن تمثيل أيون الهيدرونيوم بالصيغة (+H3O) هو تمثيل مبسط جداً ، ذلك لأنهم يعلمون علماً أكيداً وثابتاً بأن البروتون يرتبط بأكثر من جزيء ماءواحد ، وواقع الأمر أن أيون الهيدرونيوم أعقد من ذلك بكثير ، ويمكن تمثيل البروتون بالصيغة (+(H2O)n) حيث** n**ترمز لعدد صحيح صغير (ربما لايصل أكثر من عشرة) . وعندما تكون** = 4



n**تكون صيغة أيون الهيدرونيوم.(** $H_9O_4^+$)

آيون الهيدروجين H^+ **:** للهيدروجين الكترون واحد فقط في الغلاف الخارجي مثل الفلزات القلويه ولكن بينما تكون العناصر القلويه ايونات موجبه بسهوله فان الهيدروجين له ميل ضعيف لمثل هذا السلوك ويمكن معرفة ذلك من مقارنة طاقات التأين لكل منهما حيث نلاحظ ان طاقة التاين لجزية الهيدروجين عاليه جدا مقارنة بطاقة التاين لليثيوم مثلا وهذه تعزى الى حجم ذرة الهيدروجين الصغير وقوة التجاذب العاليه بين بروتونه والكترونه

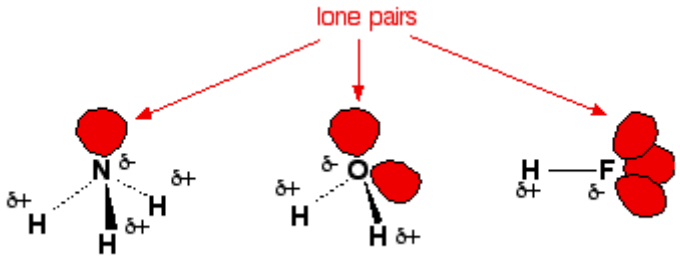
$$\frac{1}{2}H_2 \xrightarrow{diss.} H$$

$$H \xrightarrow{ioni.} H^+ + e \quad \Delta H = +1315\,KJ/mole$$

$$Li \xrightarrow{ioni.} Li^+ + e \quad \Delta H = +525\,KJ/mole$$

ـ الاواصر الهيدروجينية

<u>الرابطة الهيدروجينية</u> الرابطة الهيدروجينية تتكون عند اتحاد الهيدروجين مع عناصر ذات كهروسالبية عالية مثل الهالوجينات اوكسجين أو نيتروجين وهذه العناصر ذات قطبية عالية نظرا للفارق الكبير في الكهروسالبية مما يؤدي إلى ظهور شحنة جزئية موجبة على ذرة الهيدروجين مكونا قطبا موجبا وشحنة جزئية سالبة على ذرة العنصر الأخر.وبسبب وجود هذه القطبية العالية فان احد طرفي الجزئية المستقطبة سوف تتجاذب مع طرف جزئية مجاورة يحمل شحنة جزئية مغايرة وهكذا فان إطراف الجزئيات التي تحمل شحنة سالبة سوف تتجاذب مع أطراف جزئيات تحمل شحنة جزئية موجبة والعكس صحيح ويرمز لها عادة بخط منقط.



<u>مقارنة الروابط الهيدروجينية الاواصر التساهميه</u>

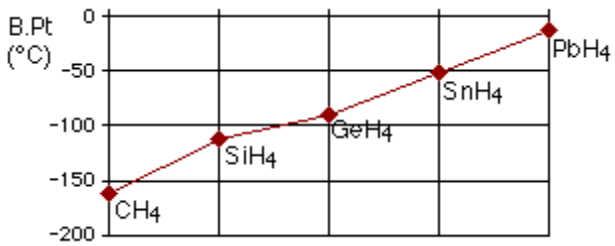
- الاصرهالهيدروجينيهأطول بمرتين ، تقريبا من الاصره التساهميه

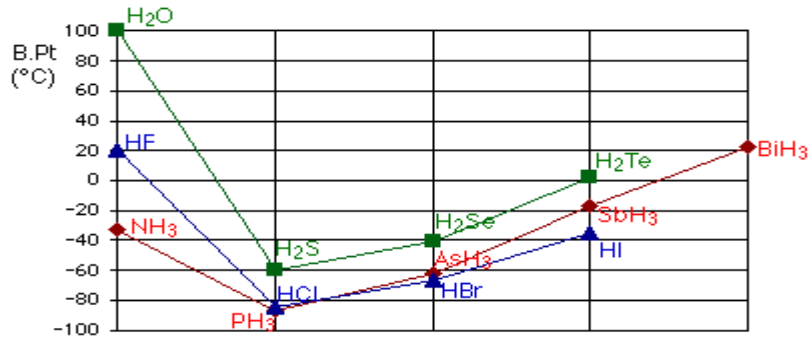
قوة الرابط الهيدروجيني أضعف من قوة الاصره التساهميه.

تاثيرها على الصفات القيزيائية

وجود الروابط الهيدروجينية يؤثر على درجة الغليان

On Boiling Point





بالاستناد على الرسم البياني يمكن أن تستنتج:

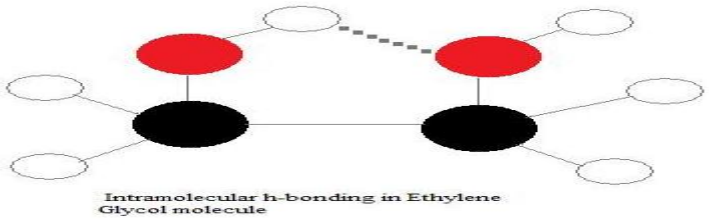
- **من الممكن ملاحظة أنه في ما عدا الماء ، الأمونيا وفلوريد الهيدروجين ترتفع درجة الحرارة مع ارتفاع تقطب الجزيئات وحجم الذرات (حجم الغيمه الالكترونية) في الجزيء. تتكون قوى فاندرفالس أقوى بين الجزيئات .**
- **للماء ، الأمونيا وفلوريد الهيدروجين درجات غليان مرتفعة أكثر مما هو متوقع لمواد لها حجم وعدد ذرات مشابه . السبب في ذلك هو وجود أربطة اضافية وهي – االاواصر الهيدروجينية .**
- **للماء درجة الغليان الأعلى بسبب القدرة في تكوين أربطة هيدروجينية أكثر وأقوى.**
- **درجات الغليان للهيدريدات التي بين جزيئاتها أربطة هيدروجينية أعلى من أغلب الهيدريدات الأخرى في نفس السطر بالرغم من أن لهذه الهيدريدات ذرات صغيرة الحجم (غيمة الكترونية صغيرة)**

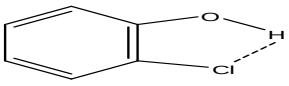
درجهالانصهار

انواعها

الاواصر الهيدروجينية الضمنيه

Intramolecular hydrogen bonds

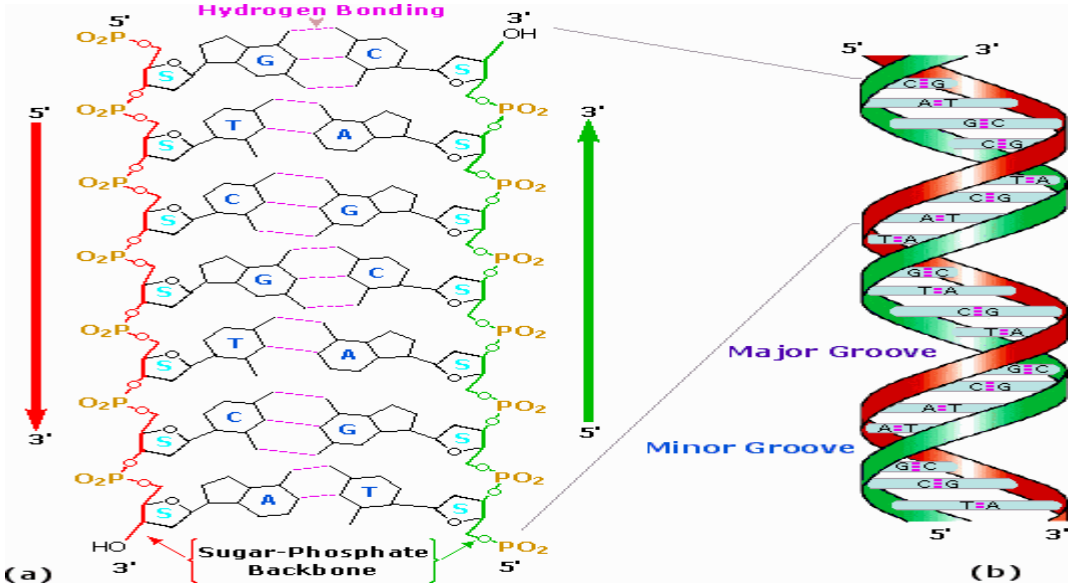




cis-o-chlorophenol
intramollecular H-bond

Intermolecular hydrogen bonds

الاواصر الهيدروجينية البينية



DNA double helix

<u>تفسير الاواصر الهيدروجينية</u>

التجاذب لالكتروستاتيكي X-H…..Y

ا-ان تفسير الاصرهالهيدروجينيه على اساس التجاذب لالكتروستاتيكي تدعمه حقيقه ان هذه الاصره تتكون فقط عندما تكون ذرات X,Y ذات سالبيه كهربائيه عاليه مثل Cl,N,O,F

<u>٢-على الرغم من ان طبيعه</u> لاصرهالهيدروجينيه تعتمد على التجاذب لالكتروستاتيكي X-H…..Y

الا ان اصرة التكافؤ تعطي بعض الادله عللا وجود صيغ الرنين في تراكيب الاصره وكمايلي

١-	X-H:Y	X-H اصره تساهميه
٢-	X-H+: Y	**X-H+ اصره ايونيه**
٣-	X -:H-:Y +	**H-Yاصره تساهميه**

ويمكن احيانا يضاف

X+Y- ……H

مركبات الهيدروجين(الهدريدات)

يمتلك الهيدروجين المقدرة على تكوين مركبات ثابتة مع العناصر على اختلاف سالبيتها الكهربائية في الجدول الدوري من عناصر الزمرتين الاولى والثانية (واطئة جدا) الى عناصر الزمرتين السادسة عشر والسابعة عشر (عالية جدا)، ماعدا هيدريدات العناصر الثقيلة للزمر ١٣، ١٤، ١٥ فتكون غير مستقرة ويمكن تقسيم الهيدريدات حسب خواصها الكيميائية والفيزيائية الى ثلاثة اقسام هي: الايونية، التساهمية، والبينية.

هناك أنواع من الهيدريد

1-<u>الهيدريدات الايونية</u>: تسمى احيانا بالهيدريدات الملحية Saline hydrides او الهيدريدات شبيهة الاملاح، حيث تمتلك عناصر الزمرتين الاولى والثانية المقدرة على تكوينها (يكون الهيدروجين على شكل ايون الهيدريد السالب -H والفلز على شكل الايون الموجب) بسبب كونها اعلى العناصر من حيث Electropositivity، او بعبارة اخرى يمكن النظر الى الطبيعة الماصة للحرارة لايون الهيدريد السالب كما في المعادلات بالاسفل .

على الرغم من قدرة الهيدروجين على تكوين ايون الهيدريد السالب عند اكتسابه الكترونا الا ان الفته الالكترونية ضعيفة بالقياس الى الالفة الالكترونية للهالوجينات، هذه الخاصية تجعل ميل الهيدروجين الى تكوين ايون الهيدريد اقل بكثير من ميل الهالوجينات الى تكوين ايون الهاليد كما في قيم انثالبي التكوين **لايون الهيدريد والفلوريد في المعادلتين الاتيتين:**

$$\frac{1}{2}\,H_2\,(g) + e^- = H^-\,(g) \qquad \Delta H = +146{,}4\ KJ/mole$$

وكذلك المعادلة $\frac{1}{2}\,F_2\,(g) + e^- = F^-\,(g)$ **:** $\Delta H = -259{,}4\ KJ/mole$

مما سبق، وبالنظر الى ثبات ايون الهيدريد النسبي تكون الهيدريدات الايونية قواعد قوية وكذلك مواد مختزلة كما يتضح من التفاعلات التالية

$CaH_2+H_2O=Ca(OH)_2+2H_2$

$NaH+CO_2=HCO_2Na$

$4NaH+Na_2SO_4=Na_2S+4NaOH$

وهذه الهيدريدات لها درجة انصهار عالية ومنصهرها يوصل التيار الكهربي وتتفاعل مع الماء ويتصاعد الهيدروجين.

$$LiH + H_2O \Longrightarrow LiOH + H_2$$

ومن أمثلتها SiH_4, CaH_2, NaH

2-<u>الهيدريدات التساهمية</u>: توجد عدة خواص دورية لهذه الهيدريدات من امثلتها طاقة الاصرة X-H ،

الصفات الحامضية، درجة الغليان وانثالبي التبخير، حيث تكون عناصر الزمر 13 وحتى 17 هيدريدات متطايرة والاواصر فيها تحتوي على نسبة عالية من الصفات التساهمية

.

ب- الخواص الحامضية :

-1تزداد الصفات الحامضية في الهيدريدات التساهمية بزيادة العدد الذري في الدورة الواحدة NH3< : H2O< HF

-2تزداد حامضية الهيدريدات بزيادة العدد الذري في الزمرة الواحدة خصوصا في الزمرتين 16 و 17 من الجدول الدوري.

ج- درجة الغليان:

تزداد درجات غليان هيدريدات عناصر الزمر من 14 وحتى 17 بازدياد العدد الذري باستثناء هيدريدات العناصر الاولى في الزمر 17-15 حيث تمتلك درجات غليان اعلى من المتوقع وقد فسر هذا الشذوذ على اساس وجود الاصرة الهيدروجينية. كما يلاحظ وجود توافق بين زيادة غليان الهيدريدات وزيادة انثالبي التكوين لها، حيث تزداد انثالبي تكوين الهيدريدات بازدياد العدد الذري للعنصر في الزمرة الواحدة، ويظهر نفس الشذوذ لانثالبي تكوين هيدريدات العناصر .N, O, F

-3الهيدريدات البينية: ومن امثلتها هيدريدات العناصر الانتقالية اذ ان الهيدروجين يمثل مكانا بين ذرات هذه العناصر بدون ان يغير كثيرا في المسافات بين الذرات لذلك اطلق عليها هذا الاسم، حيث يمكن اعتبارها كمحلول (يمثل الهيدروجين المذاب والعنصر الانتقالي المذيب (حيث يمكن استخدامها كعوامل مساعدة في بعض العمليات الصناعية:

يمكن تحضير هيدريدات الأيونية مباشرة على تمرير غاز الهيدروجين على المعادن القلوية الساخنة أو المعادن القلوية الترابية.

لهيدريدات من المجموعة

IA $2M + H_2$ ---------2MH

لهيدريدات من المجموعة الثانية

$M + H_2$ ------ MH_2

الخصائص الفيزيائية

- هيدريدات الأيونية هي المواد الصلبةا
- فهي حراريا مستقرة للغاية .
- قابلة للذوبان في الماء .
- فهي غير قابلة للذوبان في المركبات العضوية .
- موصله للتيار الكهربا ئي

٢- الهيدريدات التساهمية :

وتتكون نتيجة ارتباط الهيدروجين مع العناصر ذات الكهروسالبية العالية مثل عناصر القطاع P وهي مركبات لينة- لها درجات منخفضة من حيث الانصهار والغليان والتطاير وعدم القدرة علي التوصيل

وتركيبها$XH_{(n-8)}$ حيث (n) رقم المجموعة في الجدول الدوري حيث ينتمي العنصر X (, B_2H_6 $(ALH_3$.

هيدريدات التساهمية

عناصر المجموعة الثالثة A - إلى السابعه تكون هيدريدات التساهمية بنيتها وعلى سبيل المثال : .. BH_3، ALH_3، CH_4 ، NH_3، H_2S، حمض الهيدروكلوريك

طريقة التحضير

يمكن تحضير هيدريدات التساهمية .

الطريقة المباشرة

$2NH_3$ -----N_2 + $3H_2$

٣- الهيدريدات الفراغية (البينية) أو الفلزية :

حيث يحتل الهيدروجين الفراغ البيني في التركيب البللوري 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 وMg_{ϵ} Be من عناصر القطاع S . من أمثلتها هيدريد النيكل NiH_2 وهيدريد البلاديوم PdH_2 حيث تختفي جزيئات الهيدروجين في فراغات التركيب البللوري لكل من النيكل أو البلاديوم

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة الثالثة

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

كيف يحضر غاز الهيدروجين مختبريا باستخدام فلز؟ مع ذكر معادلة كيميائية.

ثانيا: الواجب الاسبوعي

ما هي نظائر الهيدروجين في الطبيعة؟ وضحها.

كيف يحضر غاز الهيدروجين تجاريا بطريقة غاز الماء ؟

ان الفلزات القلوية هي مجموعة من العناصر الواقعة في اقصى يسار الجدول الدوري. سميت بالعناصر القلوية نسبة الى الكلمة العربية كيلي والتي تعني رماد نبات، لان رماد النبات يكون حاويا بصورة كبيرة على كربونات الصوديوم وكربونات البوتاسيوم، وتنطبق هذه التسمية على اية مادة لها خواص قاعدية كالطعم المر. وفي الجدول التالي بعض خواص افراد هذه المجموعة .

جدول 5-1 بعض خواص مجموعة الفلزات القلوية

العنصر	الترتيب الالكتروني	الكثافة g/Cm^3	درجة الانصهار C^o	درجة الغليان C^o	طاقة التأين $kJmol^{-1}$	نق الذري A^o	نق الايوني A^o	السالبية الكهربائية
ليثيوم Li	$[He]\ 2s^1$	0.54	181	1336	520	1.34	0.60	1
صوديوم Na	$[Ne]\ 3s^1$	0.79	98	881	496	1.54	0.95	0.9
بوتاسيوم K	$[Ar]\ 4s^1$	0.86	64	766	419	1.96	1.33	0.8
روبيديوم Rb	$[Kr]\ 5s^1$	1.53	39	694	403	2.16	1.48	0.8
سيزيوم Cs	$[Xe]\ 6s^1$	1.88	29	679	375	2.35	1.69	0.7
فرانسيوم Fr	$[Rn]\ 7s^1$	-	-	-	370	-	-	0.7

ان بعض خواص عناصر هذه المجموعة تختلف عن خواص الفلزات ، كأنخفاض درجة الانصهار، وانخفاض الكثافة، وكذلك ليونتها. ونجد ان هذه الفلزات سوائل في درجات حرارة اعلى قليلا من درجة حرارة الغرفة، ثلاثة منها لها كثافات اقل من كثافة الماء. ونلاحظ ان قيم طاقة التأين الاولى لهذه العناصر واطئة مما يشير الى سهولة نزع الالكترون. يختلف الليثيوم في خواصه عن بقية الفلزات القلوية الاخرى بسبب صغر حجمه. من ناحية المظهر يكون الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم ابيض فضي، السيزيوم اصفر ذهبي والفرانسيوم اصفر فاتح.

2.5 الوجود Occurrence

ينتشر الصوديوم والبوتاسيوم في القشرة الارضية بنسبتي 2.6 و 2.4% على التوالي. حيث توجد ترسبات كثيرة من الملح الصخري NaCl والكارنالايت Carnallite $KCl.MgCl_2.6H_2O$ التي تنتج من تبخر الاهوار والبحيرات. اما بالنسبة لليثيوم والروبيديوم والسيزيوم فأنها اقل انتشارا وتوجد في بعض الخامات السليكية.

الفرانسيوم له نظائر قصيرة العمر فقط ، لذلك فأن البحوث التي اجريت عليه محدودة. لايونات Na^+ و K^+ اهمية فسلجية في الخلايا الحيوانية والنباتية كلاهما. فأيون Na^+ يمثل الايون الاساسي للسوائل خارج الخلايا، اما ايون K^+ فهو الايون الاساسي داخل الخلايا .

3.5 التحضير Preparation

تحضر الفلزات القلوية بالطرق التالية:

1- التحليل الكهربائي لمنصهر مركباتها

يحضر الليثيوم والصوديوم بالتحليل الكهربائي لمنصهر الكلوريد. ويحضر الصوديوم تجاريا بالتحليل الكهرباثي لخليط منصهر NaCl و $CaCl_2$ عند درجة حرارة 600^oC. ان $CaCl_2$ يضاف كي يخفض درجة انصهار الخليط. يتكون فلز الصوديوم عند كاثود من الحديد او النحاس، اما الكلور فيتكون عند انود من الكربون، وتكون حجرتا القطبين مفصولتين بواسطة حاجز.

ان للبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم درجات انصهار واطئة وتتبخر بسرعة لذلك لا يمكن تحضيرها بسهولة بواسطة التحليل الكهربائي.

2- معاملة منصهر مركبات الفلزات القلوية ببخار الصوديوم

تحضر بهذه الطريقة الفلزات التي لا يمكن تحضيرها بالطريقة السابقة. فتعامل منصهرات كلوريدات هذه الفلزات ببخار الصوديوم، ثم تنقى الفلزات بواسطة التقطير.

$$Na\ (\text{بخار}) + KCl \longrightarrow NaCl + K$$

$$Na\ (\text{بخار}) + RbCl \longrightarrow NaCl + Rb$$

$$Na\ (\text{بخار}) + CsCl \longrightarrow NaCl + Cs$$

3- الاختزال الكيمياوي لمركباتها

يمكن تحضير الفلزات القلوية بالاختزال الكيمياوي لمركباتها، وهذه الطريقة ليست سهلة لانها تتطلب عاملا مؤكسدا اقوى من الفلزات القلوية. يمكن اختزال كلوريد الروبيديوم بواسطة الكالسيوم عند درجات حرارة عالية.

$$Ca_{(s)} + 2\ RbCl_{(s)} \longrightarrow CaCl_{2(S)} + 2\ Rb_{(g)}$$

4.5 التفاعلات Reactions

ان الفلزات القلوية تعتبر عوامل مؤكسدة قوية حيث تفقد الكتروناتها بسهولة وبذلك فأنها فعالة جدا وتتحد مع معظم العناصر بصورة مباشرة. تتحد الفلزات القلوية مع العناصر اللافلزية مكونة مركبات ايونية كالاكاسيد والهاليدات والكبريتيدات. ان فعالية هذه العناصر تزداد من الليثيوم الى السيزيوم.

5.5 المركبات Compounds

1.5.5 الهيدروكسيدات Hydroxides

تختلف شدة تفاعل الفلزات القلوية مع الماء، فمثلا يتفاعل الليثيوم مع الماء ببطء وعند درجة حرارة 25^oC مكونا الهيدروكسيد $LiOH$ ومحررا الهيدروجين حسب المعادلة:

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

اما العناصر الاخرى فأنها تتفاعل مع الماء بعنف مع حدوث انفجار، وبعضها يلتهب في الماء كالبوتاسيوم.

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

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

وبسبب شدة تفاعل الفلزات القلوية مع الماء ، فأنها تحفظ في سائل مثل زيت البرافين. ان هيدروكسيدات عناصر هذه المجموعة مواد صلبة بلورية شديدة التميؤ. ان $NaOH$ و KOH قواعد قوية، ويمكن تحضير $NaOH$ على نطاق واسع بتفاعل كربونات الصوديوم مع هيدروكسيد الكالسيوم.

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaOH$$

ان كربونات الكالسيوم قليلة الذوبان حيث تترسب تاركة هيدروكسيد الصوديوم. كذلك يحضر $NaOH$ بكميات كبيرة بالتحليل الكهربائي لمحلول مركز من كلوريد الصوديوم. هيدروكسيد الليثيوم يستخدم لازالة ثاني اوكسيد الكربون من جو المركبات الفضائية، حيث استخدم في مركبة الفضاء ابوللو 11.

$$2LiOH + CO_2 \longrightarrow Li_2CO_3 + H_2O$$

2.5.5 الاكاسيد Oxides

تكون اكاسيد الفلزات القلوية مواد صلبة بيضاء حساسة للرطوبة و ثاني اوكسيد الكربون. فعند تفاعل الليثيوم مع الاوكسجين يتكون Li_2O مع كمية ضئيلة من Li_2O_2.

$$4Li + O_2 \longrightarrow 2Li_2O$$

ويحصل على بيروكسيد الليثيوم بتفاعل بيروكسيد الهيدروجين مع هيدروكسيد الليثيوم في الايثانول.

$$LiOH + H_2O_2 \longrightarrow Li_2O_2 + H_2O$$

اما الصوديوم فيكون عند تفاعله مع الاوكسجين، البيروكسيد Na_2O_2.

$$2Na_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow Na_2O_{2(s)}$$

وعند اتحاده مع مزيد من الاوكسجين تحت الضغط والحرارة فأنه يكون فوق الاوكسيد.

$$Na_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow NaO_{2(s)}$$

كذلك فأن البوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم تعطي فوق الاكاسيد MO_2 عند تسخينها في الهواء .

$$M_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow MO_{2(s)}$$

ان الاكاسيد البسيطة Na_2O ، K_2O ، Rb_2O و CS_2O يمكن الحصول عليها باستخدام كمية محدودة من الهواء. كذلك وللحصول على الاكاسيد البسيطة فأنه يجب اختزال مركب الفلز القلوي بالفلز.

$$2KNO_{3(s)} + 10K_{(s)} \longrightarrow 6K_2O_{(s)} + N_{2(g)}$$

ان هذه الاكاسيد جميعها اكاسيد قاعدية تتفاعل مع الماء مكونة هيدروكسيدات.

$$M_2O + H_2O \longrightarrow 2MOH$$

$$M_2O_2 + 2H_2O \longrightarrow 2MOH + H_2O_2$$

$$2MO_2 + 2H_2O \longrightarrow 2MOH + H_2O_2 + O_2$$

وعند تفاعل هذه الاكاسيد مع CO_2 فأنها تكون الكربونات M_2CO_3. يستفاد من فوق الاكاسيد MO_2، لانتاج هواء مخصب بالاوكسجين في الغواصات ولرواد الفضاء داخل الصواريخ، حيث تتحطم فوق الاكاسيد هذه وتعطي اوكسجين يستفاد منه في التنفس.

$$K_2O_{(s)} + CO_{2(g)} \longrightarrow K_2CO_{3(s)}$$

3.5.5 الهاليدات Halides

تتفاعل الفلزات القلوية مع الهالوجينات مباشرة مكونة هالياداتها.

$$2M + X_2 \longrightarrow 2MX$$

وهي مركبات ايونية صلبة ذات الوان بيضاء لها درجات انصهار عالية. ان بعض هاليدات الفلزات القلوية تتوفر في الطبيعة وكأنها خامات لمركبات فلزية او هالوجينات اخرى. تستخرج كلوريدات الصوديوم والبوتاسيوم مباشرة

من المناجم، وتستخرج بعض هاليدات الفلزات القلوية الاخرى من خامات كلوريدات الصوديوم والبوتاسيوم. كلوريد وبروميد ويوديد الليثيوم ، ويوديد الصوديوم كلها تذوب بسهولة في المذيبات العضوية الحاوية على الاوكسجين. يوديد الصوديوم والليثيوم يذوبان في الامونيا ويمكن ان يكونا معها نمعقدات مستقرة .

4.5.5 الكربونات Carbonates

ان كربونات الفلزات القلوية M_2CO_3 تكون ذائبة . كربونات الصوديوم Na_2CO_3 واسعة الاستخدام كقاعدة وكمصدر لايونات CO_3^{-2} في الصناعة. تحضر كربونات الصوديوم من تفاعل كلوريد الصوديوم وكربونات الكالسيوم بطريقة سولفاي.

$$2NaCl + CaCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + CaCl_2$$

5.5.5 الكبريتات Sulphates

هنالك استخدامات كثيرة لكبريتات الفلزات القلوية M_2SO_4. كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 تستخدم في صناعة الزجاج، وكبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 تستخدم في صناعة انواع معينة من الاسمدة . كبريتات الصوديوم المائية $Na_2SO_4.10H_2O$ لها القابلية على ان تختزن اشعة الشمس عند الانصهار اثناء النهار، وعند التبلور خلال الليل تطلق حرارة التجمد الى المحيط ، لذلك فهي تستخدم في تدفئة المنازل، حيث تتم العملية حسب المعادلة:

$$Na_2SO_4.10H_2O \underset{\text{طرد حرارة للمحيط}}{\overset{\text{امتصاص حرارة الشمس}}{\rightleftharpoons}} 2Na^+ + SO_4^{-2} + 10H_2O$$

6.5.5 مركبات اخرى Other Compounds

يتفاعل الليثيوم فقط، مع النيتروجين الجوي ببطء عند درجة حرارة 25^oC وبسرعة عند درجة 400^oC، مكونا نتريد الليثيوم ذا اللون الاحمر الياقوتي.

$$6Li + N_2 \longrightarrow 2Li_3N$$

تتفاعل الفلزات القلوية مع الامونيا بوجود حافز مكونة اميدات.

$$2M + NH_3 \longrightarrow 2MNH_2 + H_2$$

يتفاعل الليثيوم مع الكربون بالتسخين مكونا كربيد الليثيوم.

$$2Li + 2C \longrightarrow Li_2C_2$$

وبالطريقة نفسها تتفاعل العناصر الاخرى. وتتفاعل الفلزات القلوية مع الهيدروجين كغاز جاف مكونة هيدريدات ايونية.

$$2M + H_2 \longrightarrow 2MH$$

وتتفاعل مع الحوامض مكونة املاحا مختلفة كالكبريتات والنترات والفوسفات والكربونات، وكلها املاح بيضاء اللون سهلة الذوبان في الماء.

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة الرابعة

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

ما هي استخدامات كبريتات الفلزات القلوية؟ وضحها بالتفصيل مع ذكر اليصغة الكيميائية لكل منها.

ثانيا: الواجب الاسبوعي

هل تتفاعل الفلزات القلوية مع الهالوجينات؟ وضح ذلك مع ذكر معادلة كيميائية.

الفلزات القلوية هي انشط الفلزات المعروفة كيميائيا؟

مجموعة الفلزات القلوية الارضية
Alkaline - Earth Metals Group (IIA)

سميت مجموعة الفلزات القلوية الارضية بهذا الاسم لان الكيمياويين القدماء اطلقوا اسم earth على المواد التي لا تذوب في الماء ولا تتأثر بالنار، بالاضافة الى ان مركبات هذه المجموعة مثل CaO و MgO تكون قلوية. في الجدول التالي بعض خواص افراد هذه المجموعة.

جدول 6-1 بعض خواص مجموعة الفلزات القلوية الارضية

العنصر	الترتيب الالكتروني	الكثافة g/Cm^3	درجة الانصهار C^o	درجة الغليان C^o	طاقة التأين1 $kJmol^{-1}$	طاقة التأين2 $kJmol^{-1}$	نق ذري A^o	نق ايوني A^o	السالبية الكهربائية
بريليوم Be	$[He]\ 2s^2$	1.86	1278	2770	898	1762	1.25	0.31	1.5
مغنيسيوم Mg	$[Ne]\ 3s^2$	1.74	651	1107	736	1449	1.45	0.72	1.2
كالسيوم Ca	$[Ar]\ 4s^2$	1.55	851	1437	589	1144	1.74	1.00	1.0
سترونشيوم Sr	$[Kr]\ 5s^2$	2.6	767	1366	548	1060	1.92	1.13	1.0
باريوم Ba	$[Xe]\ 6s^2$	3.6	707	7637	503	960	1.89	1.36	0.9
راديوم Ra	$[Rn]\ 7s^2$	5	700	1140	508	975	-	1.48	0.9

تتشابه الفلزات القلوية الارضية في خواصها الكيمياوية، ماعدا المغنيسيوم والبريليوم اللذين يكونان اقل نشاطا بسبب طاقات التأين العالية. ان عناصر هذة المجموعة تمتاز بكونها مانحة للالكترونات، ويزداد النشاط من اعلى الى اسفل المجموعة. وتشير طاقتا التأين الاولى والثانية الى سهولة نزع الالكترونين من هذه العناصر متحولة الى ايونات ثنائية الشحنة الموجبة. ولقد وجد ان هنالك تشابها في الخواص بين المغنيسيوم، والليثيوم من عناصر الفلزات القلوية، وان البريليوم يتشابه في كثير من خواصه مع الالمنيوم. ان الفرق الكبير بين حجم ايون البريليوم وذرته وبين حجوم ذرات وايونات عناصر المجموعة الاخرى يؤدي الى تباين في خواص البريليوم عن بقية افراد المجموعة. ان فلزات هذه المجموعة اصلب من الفلزات القلوية، حيث يكون لها لمعان عال وتوصيل جيد. للمغنيسيوم والكالسيوم اهمية في التفاعلات الحيوية حيث انهما يعتبران موصلين في عمل الجهاز العصبي، كما ان المادة الاساس في بناء عظام الحيوانات هي فوسفات الكالسيوم. البريليوم فلز ابيض رمادي وكذلك المغنيسيوم، الكالسيوم والسترونشيوم والباريوم تكون فضية. يسبب استنشاق البريليوم او مركباته امراضا نفسية حادة، وتسبب مركباته القابلة للذوبان، التهابات للجلد عند ملامسته.

2.6 الوجود Occurrence

تنتشر هذه العناصر بوفرة في القشرة الارضية، الا ان البريليوم نادر نسبيا ويوجد في معدن بيريل Beryl $Be_3Al_2(SiO_3)_6$ الذي يكون ما يسمى الزمرد، عند تلونه بكميات ضئيلة جدا من الكروم. مركبات البريليوم سامة وتسبب تفسخ نسيج الرئة عند استنشاقه من قبل المشتغلين في التعدين. اما عناصر المغنيسيوم والكالسيوم والسترونشيوم والباريوم فتتوزع بصورة واسعة في المعادن ومياه البحر. وهنالك ترسبات كثيرة من حجر الكلس $CaCO_3$، والدولومايت Dolomite $CaCO_3.MgCO_3$، والكارنالايت Carnallite $KCl.MgCl_2.6H_2O$، والماجنسيات Magnesite $MgCO_3$، وترسبات اخرى اقل انتشارا مثل السترونتانيت Strontianite $SrSO_4$، والباريت Barytes $BaSO_4$. اما الراديوم فهو عنصر مشع، Ra^{226} (عمر نصفه 1600عاما) ويحصل عليه في سلسلة انحلال U^{238} وقد فصل في خام اليورانيوم المسمى بتشبلند Pitchblende U_3O_8.

3.6 التحضير Preparation

يحضر البريليوم بتسخين فلوريد البريليوم BeF_2 مع Mg، حيث يقوم المغنيسيوم بأختزال فلوريد البريليوم. كذلك يحضر البريليوم بعملية التحليل الكهربائي لمنصهر فلوريد البريليوم، ويحضر ايضا بعملية التحليل الكهربائي لخليط $BeCl_2$ و NaCl.

اما المغنيسيوم فيحضر بتسخين الدولومايت $CaCO_3.MgCO_3$ بشدة ليعطي المزيج MgO، CaO ثم تتم عملية اختزال بالسليكون والتسخين الى حوالي 1200^oC، حيث يتكون المغنيسيوم وسليكات الكالسيوم حسب المعادلة:

$$2MgO + 2CaO + Si \longrightarrow 2Mg + Ca_2SiO_4$$

بعد ذلك يقطر المغنيسيوم خارجا. ومن طرق تحضير المغنيسيوم المهمة طريقة التحليل الكهربائي لمنصهرات الهاليدات مثل ($NaCl + CaCl_2 + MgCl_2$) حيث يترسب الفلز ذو الكهروموجبية الاوطأ. يمكن تحضير المغنيسيوم ايضا من مياه البحر بترسيبه على هيئة هيدروكسيد والذي يكون اقل ذوبانا من هيدروكسيد الكالسيوم. وتتم العملية بأضافة اوكسيد الكالسيوم الى ماء البحر. يرشح هيدروكسيد المغنيسيوم ويغسل ثم يذاب في حامض HCl حيث يتحول الى كلوريد المغنيسيوم. يتم تبخير محلول الكلوريد حتى يتحول الى مادة صلبة ثم يسخن حتى الانصهار ويحلل كهربائيا، ويتم الحصول على المغنيسيوم عند القطب السالب والكلور عند القطب الموجب. ويمكن ايضا تسخين هيدروكسيد المغنيسيوم حيث يتحول الى اوكسيد يتم اختزاله بواسطة فحم الكوك المسخن الى درجة 2000^oC. ان المغنيسيوم المتكون على شكل بخار يبرد بسرعة ويحصل عليه صلبا.

$$Mg(OH)_{2(s)} \xrightarrow{\text{تسخين}} MgO_{(s)} + H_2O_{(g)}$$

$$MgO + C \xrightarrow{2000^oC} Mg_{(g)} + CO$$

اما الكالسيوم والسترونشيوم والباريوم فيمكن تحضير كل منهم بكميات صغيرة وذلك بأختزال الهاليدات مع الصوديوم. ويمكن تحضير الكالسيوم والسترونشيوم صناعيا بالتحليل الكهربائي لكلوريداتهما بوجود كميات قليلة من كلوريد البوتاسيوم الذي يضاف لتخفيض درجة الانصهار. وتصلح الطريقة السابقة لتحضير الباريوم، الا ان الطريقة الصناعية المهمة لتحضيره هي اختزال اوكسيده بواسطة الالمنيوم في جهاز مفرغ من الهواء، حيث يتم التفاعل حسب المعادلة التالية:

$$2Al_{(s)} + 3BaO_{(s)} \xrightarrow{\text{تسخين}} 3Ba_{(l)} + Al_2O_{3(s)}$$

يمكن تحضير الراديوم بأختزال اوكسيده الذي يوجد عادة مع اليورانيوم، بواسطة الكربون او الالمنيوم بأستعمال درجة حرارة عالية.

4.6 التفاعلات Reactions

ان الفلزات القلوية الارضية عوامل مختزلة تفقد الالكترونات بسهولة وهي تتحد باللافلزات مكونة مركبات مختلفة كالاكاسيد والهيدروكسيدات والهاليدات والهيدريدات. تفاعلات عنصر البريليوم من هذه المجموعة تشابه تفاعلات الالمنيوم.

5.6 المركبات Compounds

1.5.6 الهيدروكسيدات Hydroxides

يتفاعل الكالسيوم والسترونشيوم والباريوم مع الماء ببطء، اما البريليوم والمغنيسيوم فيتفاعلان مع الماء بالتسخين الى درجات حرارة مرتفعة، حيث تتكون الهيدروكسيدات في كلتا الحالتين ويتحرر الهيدروجين. تحضر هيدروكسيدات هذه المجموعة بأضافة الماء الى الاكاسيد. وتعرف عملية اضافة الماء الى الاوكسيد بالاطفاء، وعندما يضاف الماء الى اوكسيد الكالسيوم تعرف العملية باطفاء الجير.

$$CaO_{(s)} + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_{2(s)}$$

حيث يتمدد حجم المادة في هذا التفاعل ثلاثة اضعاف. ان هيدروكسيد الكالسيوم الذي يسمى الجير المطفأ يستخدم في صناعة الاسمنت، كذلك فأنه يستخدم صناعيا كقاعدة لانه ارخص من NaOH. كذلك فأن هيدروكسيد الكالسيوم يستخدم في صناعة البلاط والذي هو عبارة عن خليط من الرمل وهيدروكسيد الكالسيوم، حيث يتحول ببطء الى كربونات الكالسيوم عند امتصاصه CO_2 من الهواء. ويستخدم هيدروكسيد الكالسيوم ايضا في صناعة كربونات الصوديوم وكبريتات الكالسيوم الحامضية التي تستخدم في صناعة الورق، كذلك فأن خليط هيدروكسيد الكالسيوم وكلوريده وهايبوكلوريته يستخدم في صناعة مساحيق الغسيل. هيدروكسيد المغنيسيوم يستخدم في صناعة معجون الاسنان، ويستخدم ايضا لتحضير عالق المغنيزيا والذي هو شراب مضاد للحموضة.

2.5.6 الاكاسيد Oxides

تتفاعل جميع عناصر هذه المجموعة مع الهواء بأستثناء البريليوم والمغنيسيوم، حيث لابد من تسخينهما لحصول التفاعل.

$$2M + O_2 \longrightarrow 2MO$$

وعند احتراق الباريوم والسترونشيوم في الاوكسجين تحت ضغط عال ودرجة حرارة عالية يتكون البيروكسيد.

$$Ba_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow BaO_{2(g)}$$

يمكن الحصول على بيروكسيد الهيدروجين من بيروكسيد الباريوم هذا بعد معاملته بحامض الهيدروكلوريك.

$$BaO_2 + 2HCl \longrightarrow BaCl_2 + H_2O_2$$

عند تسخين اوكسيد الباريوم مع الاوكسجين عند 600^oC، او عند تسخين السترونشيوم عند 350^oC وتحت ضغط 200 جو نحصل على البيروكسيدات . عندما يحترق المغنيسيوم في الهواء تتكون طبقة من الاوكسيد تكسي سطحه وتمنع استمرار تفاعله مع الاوكسجين.

اكاسيد عناصر هذه المجموعة لها درجات انصهار عالية جدا. اوكسيد الباريوم مادة صلبة بيضاء لها درجة انصهار 2370^oC، ولا يتفاعل مع الماء بسهولة. تفاعل اوكسيد المغنيسيوم مع الماء بطيء ايضا. اكاسيد العناصر الاخرى تتفاعل مع الماء بصورة اسهل ، وفي كل هذه التفاعلات تتكون الهيدروكسيدات. يكون هيدروكسيد المغنيسيوم اقل قاعدية من بقية هيدروكسيدات العناصر الاخرى. يتم تفاعل اوكسيد الكالسيوم مع الماء حسب المعادلة:

$$CaO_{(s)} + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_{2(s)}$$

يمكن الحصول على اكاسيد هذه المجموعة عدا البريليوم وذلك بتسخين كربوناتها.

$$CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

3.5.6 الهاليدات Halides

تتفاعل الفلزات القلوية الارضية مع الهالوجينات مكونة هاليداتها حسب المعادلة:

$$M + X_2 \longrightarrow MX_2$$

فلوريد البريليوم صلب يشبه الزجاج درجة انصهاره 803^oC، وهو كثير الذوبان في الماء، ويمكن ان يحضر بالتحلل الحراري للمركب امونيوم رابع فلوريد البريليوم $(NH_4)_2[BeF_4]$، الذي يحضر بأضافة الامونيا الى محلول هيدروكسيد البريليوم في زيادة من حامض الهيدروفلوريك. فلوريدات العناصر الاخرى كلها صلبة ولها درجات انصهار عالية ، وتزداد درجة ذوبانها في الماء بزيادة حجم الكاتيون. كلوريد البريليوم صلب له درجة انصهار 405^oC ويحضر بتفاعل رابع كلوريد الكربون مع الاوكسيد عند 800^oC.

$$CCl_4 + 2BeO \longrightarrow 2BeCl_2 + CO_2$$

فلوريد الكالسيوم الموجود في الطبيعة بشكل معدن فلوروسبار Fluorspar ، يكون عديم الذوبان في الماء، اما الكلوريد فيكون شديد الذوبان في الماء. هاليدات المغنيسيوم والكالسيوم تمتص الماء بسهولة ، اما هاليدات Sr، Ba، Ra فتكون غيرمائية. يستخدم CaF_2 في صناعة الموشورات المستعملة في الاجهزة الطيفية بسبب تقزحه وشفافيته.

5.5.6 الكبريتات Sulphates

كبريتات الفلزات القلوية الارضية اما ان تكون سهلة الذوبان في الماء، او عديمة الذوبان فيه. تقل قابلية الذوبان من كبريتات البريليوم التي تذوب بسهولة الى كبريتات الباريوم التي لا تذوب. كبريتات المغنيسيوم تحتوي على سبع جزيئات ماء $MgSO_4.7H_2O$ وتسمى ملح ابسوم Epsom Salt وتستعمل كمسهل. اما كبريتات الكالسيوم فتحتوي على جزيئتين ماء $CaSO_4.2H_2O$، وتسمى الجبس Gypsum، وعندما يزال منها الماء جزئيا تكون ما يسمى بعجينة باريس Plaster of Paris. وتستخدم كبريتات الباريوم $BaSO_4$ في التصوير الشعاعي بواسطة اشعة–x. ان ذوبانية $BaSO_4$ المنخفضة تسهل عملية اخذه في المعدة بأمان، ويقوم ايون Ba^{+2} بتثبيت اشعة–x كونه ايونا صغيرا يحتوي على عدد كبير من الالكترونات.

6.5.6 مركبات اخرى Other Compounds

يتفاعل الكالسيوم والسترونشيوم والباريوم مع الهيدروجين بالتسخين وبمعزل عن الهواء وتتكون الهيدريدات.

$$M + H_2 \longrightarrow MH_2$$

ولا يتفاعل المغنيسيوم الا بوجود ضغط عال . وتكون هيدريدات هذه المجموعة ايونية.

تفاعل البريليوم مع الكربون بالتسخين يكون الكاربيد Be_2C، والذي عند ذوبانه في الماء يحرر غاز الميثان.

$$2Be + C \longrightarrow Be_2C$$

$$Be_2C + 4H_2O \longrightarrow CH_4 + 2Be(OH)_2$$

اما بقية عناصر المجموعة فأنها تتفاعل مع الكربون بالتسخين مكونة كاربيدات ايضا، لكنها تحرر الاستلين عند ذوبانها في الماء.

$$Ca + C \longrightarrow CaC_2$$

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

يتفاعل المغنيسيوم مع الهاليدات العضوية لتكوين كاشف كرينيارد RMgX.

7.5.6 الماء العسر Hard Water

ان بعض المياه تكون عسرة لا يرغو فيها الصابون، ويعود سبب ذلك الى وجود املاح الكالسيوم والمغنيسيوم واحيانا الحديدوز Fe^{+2} ، الذائبة على هيئة كربونات وبيكربونات. تكون العسرة على نوعين:

1- عسرة مؤقتة: وسببها وجود بيكربونات الكالسيوم او المغنيسيوم. وللتخلص منها يسخن الماء حتى الغليان ثم يترك ليبرد حيث تترسب الكربونات.

$$Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + CO_2 + H_2O$$

كذلك يمكن التخلص من العسرة المؤقتة بأضافة هيدروكسيد الكالسيوم حيث تترسب الكربونات.

2- عسرة دائمة: وتسمى ايضا بالعسرة غير الكربوناتية، وسببها وجود كبريتات او كلوريدات الكالسيوم او المغنيسيوم. وللتخلص منها تضاف كربونات الصوديوم وتحدث عملية تبادل بين الاملاح وتترسب الكربونات.

$$CaSO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + Na_2SO_4$$

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة الخامسة

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

ما هي استخدامات كبريتات الفلزات القلوية الارضية؟ وضحها بالتفصيل.

ثانيا: الواجب الاسبوعي

وضح كيف يمكن الحصول على بيروكسيد الهيدروجين من بيروكسيد الباريوم بعد معاملته بحامض الهيدروكلوريك ؟

الفلزات القلوية الارضية هي فلزات نشطة كيميائيا؟

مجموعة البورون Boron Group (IIIA)

تبدي عناصر هذة المجموعة اختلافات كبيرة في الخواص، فبعضها لافلز مثل البورون، والبعض الاخر فلز مثل الالمنيوم رغم انه يبدي كثيرا من التشابه مع البورون ، وبقية عناصر هذه المجموعة فلزات. حالة الاكسدة الاكثر شيوعا هي الثلاثية الموجبة، اما حالة الاكسدة الاحادية الموجبة فهي موجودة ايضا لكل العناصر عدا البورون، وهي تكون حالة اكسدة مستقرة بالنسبة للثاليوم. وفي الجدول 1.7 بعض خواص هذه المجموعة.

جدول 1.7 بعض خواص عناصر مجموعة البورون

العنصر	غلاف التكافؤ	درجة الانصهار C^o	درجة الغليان C^o	طاقة التأين1 $kJmol^{-1}$	طاقة التأين3 $kJmol^{-1}$	نق ذري A^o	نق ايوني A^o M^{+3}	السالبية الكهربائية
بورون B	$[He]2s^2 2p^1$	2300	2550	800	3650	-	-	2.0
المنيوم Al	$[Ne]\ 3s^2 3p^1$	660	2500	578	2745	1.43	0.53	1.5
جاليوم Ga	$[Ar]\ 3d^{10}4s^2 4p^1$	30	2400	579	2962	1.22	0.62	1.8
انديوم In	$[Kr]\ 4d^{10}5s^2 5p^1$	157	2100	538	1705	1.62	0.82	1.5
ثاليوم Tl	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^2 6p^1$	303	1475	589	2880	1.70	0.92	1.5

2.7 الوجود والتحضير Occurrence and Preparation

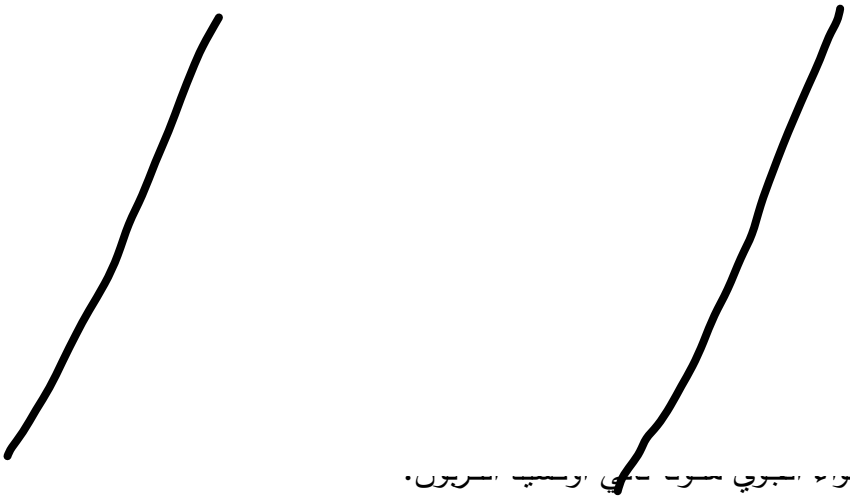
البوراكس Borax $Na_2B_4O_7.10H_2O$ او $Na_2[B_4O_5(OH)_4].8H_2O$ هو المصدر الاساسي للبورون. من الصعب تحضير البورون بحالة نقية بسبب ارتفاع درجة انصهاره، ويمكن تحضيره بدرجة نقاوة 95 – 98% على شكل مسحوق، عن طريق اختزال الاوكسيد B_2O_3 بواسطة Mg، ثم غسل الناتج بمحلول NaOH ثم HCl ثم HF. كذلك يمكن الحصول على البورون بأختزال BCl_3 بغاز H_2 وبأستخدام حرارة عالية.

$$2BCl_{3(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2B_{(s)} + 6HCl_{(g)}$$

ان التجزئة الحرارية لثالث يوديد البورون تعطي البورون الحر ايضا، ويتم ذلك بتسخين اليوديد باستخدام سطح التنجستن المسخن كهربائيا، او استخدام سلك التانتلوم المسخن الى 1300^oC.

$$2BI_{3(g)} \longrightarrow 2B_{(s)} + 3I_{2(g)}$$

الالمنيوم يعتبر الفلز الاكثر انتشارا في القشرة الارضية، وهو لا يوجد بصورة حرة. فهو يوجد في صخور مثل الفلسبار Felspar والميكا Mica، واكثر مصادره المعروفة هي البوكسايت $Al_2O_3.nH_2O$ Bauxite والكريولايت Na_3AlF_6 Cryolite. للالمنيوم استعمالات عديدة، وهو معدن خفيف براق موصل جيد للحرارة والكهربائية. يفقد الالمنيوم بريقه بسبب تأكسد سطحه الخارجي بالاوكسجين مكونا اوكسيد الالمنيوم الذي يكون طبقة تغطي سطح الفلز وتحميه من التأكل. والالمنيوم فلز امفوتيري يتفاعل مع الحوامض والقواعد، وهو يحضر



يحضر بالطرق الكهربائي لمحلول املاحه في وسط حامضي.

الجاليوم والانديوم والثاليوم توجد بكميات قليلة في خامات الزنك والرصاص والكادميوم. وكذلك في الخامات التي تحتوي على الالمنيوم مثل البوكسايت. ويحصل على هذه العناصر الثلاثة بواسطة التحليل الكهربائي لمحاليل املاحهم. Ga و In عناصر هشة لونها ابيض وفعالة تذوب بسهولة في الحوامض. اما بالنسبة للثاليوم فهو يذوب ببطء في حامض الكبريتيك او الهيدروكلوريك.

يستعمل الجاليوم في صناعة اشباه الموصلات، كذلك يستعمل بشكل GaAs في صناعة الادوات الصلبة. الانديوم يستعمل كمثبت للمواد الصلبة، وفي صناعة المساند. الثاليوم يستمل في صناعة انواع خاصة من الزجاج، ومركبه Tl_2SO_4 يستعمل في صناعة سموم القوارض. يسمى الثاليوم بالتكافؤ الاحادي الثالوز Thallous وبالتكافؤ الثلاثي يسمى ثاليك Thallic.

3.7 المركبات Compounds

1.3.7 الاكاسيد والحوامض الاوكسجينية والهيدروكسيدات
Oxides , Oxoacids and Hydroxides

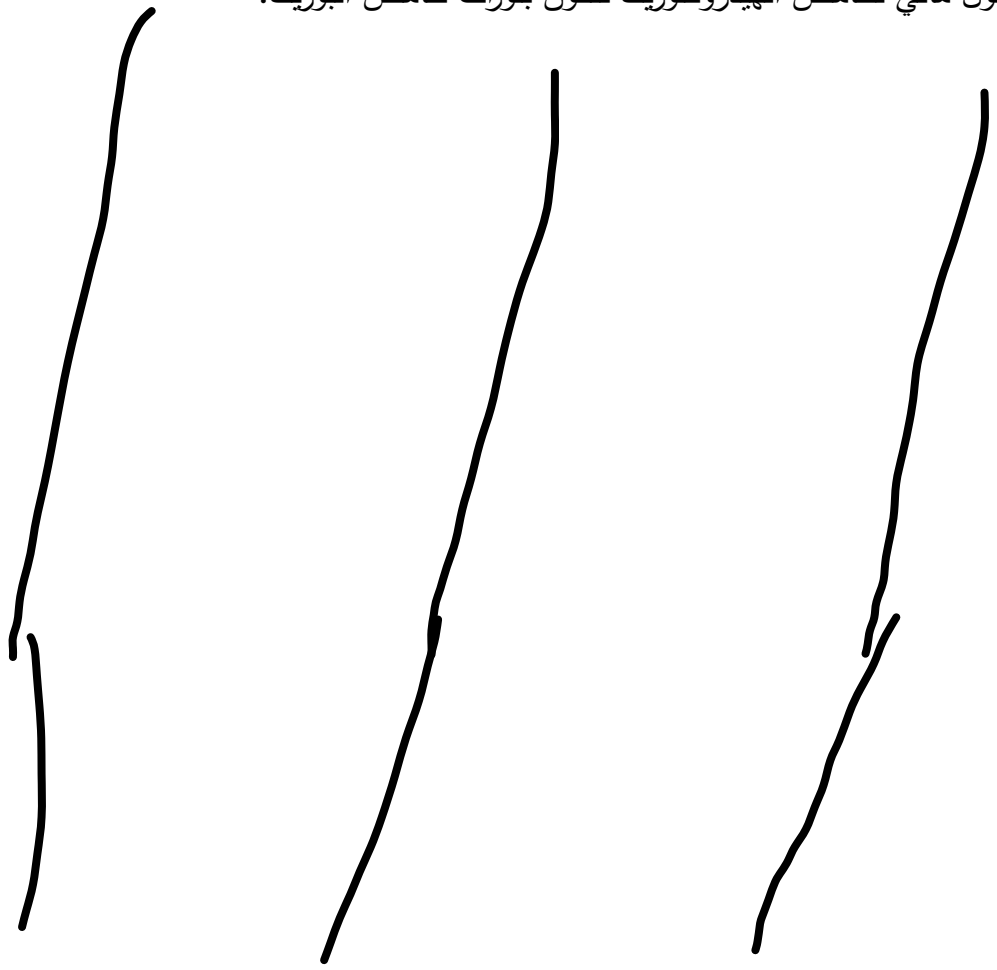
ان اكاسيد البورون حامضية ولها اهمية كبيرة، وهي تتكون من وحدات مثلثية مستوية من BO_3، مع ظهور وحدات رباعية السطوح BO_4 في بعض الاحيان. الاوكسيد الرئيسي للبورون B_2O_3 يحضر بواسطة التسخين الشديد لحامض البوريك H_3BO_3 والذي يمكن كتابة صيغته بالشكل $B(OH)_3$.

$$2H_3BO_3 \longrightarrow B_2O_3 + 3H_2O$$

ويمكن الحصول على بلورات الاوكسيد بواسطة الازالة البطيئة للماء من حامض البوريك. ان التسخين الهين لحامض البوريك يؤدي الى تكوين حامض الميتابوريك.

$$H_3BO_3 \longrightarrow HBO_2 + H_2O$$

ان صهر حامض البوريك يكون الاوكسيد B_2O_3 كمادة زجاجية، ويذيب هذا المنصهر الاكاسيد الفلزية ليعطي زجاج البورات. البايركس Pyrex ، وانواع الزجاج المماثلة هي بوروسليكات. عند اذابة البوراكس (بورات الصوديوم) في محلول مائي لحامض الهيدروكلوريك تتكون بلورات حامض البوريك.



يتفاعل الحامض مع الكحول بوجود حامض الكبريتيك، حيث تحصل عملية احلال للبورون محل هيدروجين الكحول مكونا ثالث ميثوكسي البورون.

$$H_3BO_3 + 3CH_3OH \xrightarrow{H_2SO_4} B(OCH_3)_3 + 3H_2O$$

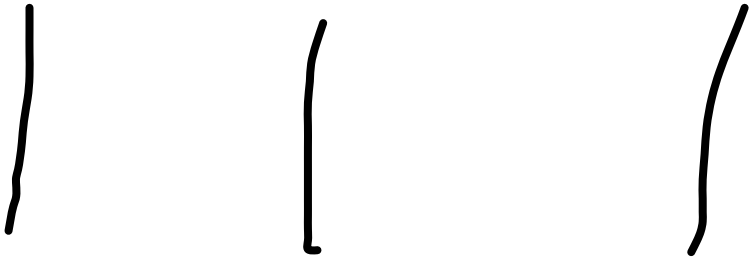
اما البيروكسوبورات، فأن بيروكسوبورات الصوديوم تحضر بتفاعل حامض البوريك وبيروكسيد الصوديوم.

كما ذكرنا فأن اكاسيد البورون حامضية، اما اكاسيد الالمنيوم والجاليوم فهي امفوتيرية، واكاسيد الانديوم والثاليوم قاعدية. يوجد اوكسيد الالمنيوم بشكلين هما α- Al_2O_3 و γ-Al_2O_3 ولهما تراكيب مختلفة. الشكلان α و γ يحضران بواسطة تسخين الاكاسيد المائية عند 1000^oC و 450^oC على التوالي. يتكون الاوكسيد Al_2O_3، عندما يحترق الالمنيوم في الهواء. تكون اكاسيد الالمنيوم مايعرف بالاحجار الكريمة ومنها الياقوت الاحمر والازرق والاصفر. ان وجود اكاسيد الفلزات هو الذي يؤدي الى ظهور هذه الالوان.

يتكون $Al(OH)_3$ بواسطة امرار CO_2 في محلول الومينات الصوديوم $NaAlO_2$. عند تسخين هيدروكسيد الالمنيوم الى درجة حرارة عالية يفقد الماء ويتكون Al_2O_3 والذي يسمى بالالومينا Alumina. الجاليوم والانديوم يشبهان الالمنيوم من حيث التفاعل مع الاوكسجين، ويكون الجاليوم الاكاسيد والهيدروكسيدات التالية Ga_2O_3، $GaO(OH)$ و $Ga(OH)_3$. هيدروكسيد الجاليوم يشبه هيدروكسيد الالمنيوم، فهو امفوتيري يذوب في الحوامض والقواعد. الانديوم يكون اوكسيد وهيدروكسيد واحد. الثاليوم يكون اوكسيدا واحدا هو Tl_2O_3 الاسود.

2.3.7 الهاليدات Halides

هاليدات البورون مركبات تساهمية. BF_3 غاز عديم اللون ذو رائحة لاذعة درجة غليانه -101^oC،



ثالث كلوريد البورون BCl_3، وثالث بروميد البورون BBr_3 سوائل عديمة اللون درجات غليانها 12 و 90^oC على التوالي، تحضر بالتفاعل المباشر مع Cl_2 و Br_2، وعند درجات حرارة عالية، حسب المعادلات:

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

$$2B + 3Br_2 \longrightarrow 2BBr_3$$

وهما يكونان دخانا في الهواء الرطب ، ويتحللان بواسطة الماء بعنف، حسب المعادلة:

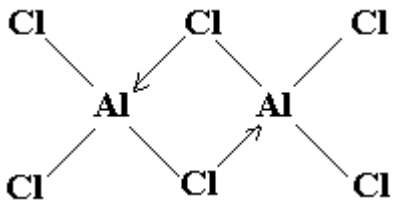
$$BCl_3 + 3H_2O \rightleftharpoons B(OH)_3 + 3HCl$$

ثالث يوديد البورون BI_3 مادة صلبة بيضاء درجة انصهارها 43^oC يحضر بالتسخين الشديد ليوديد الهيدروجين مع ثالث كلوريد البورون.

$$BCl_3 + 3HI \longrightarrow BI_3 + 3HCl$$

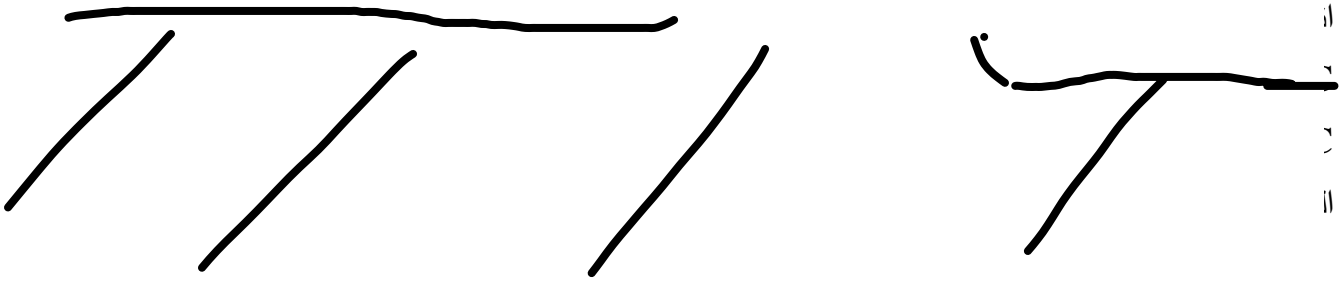
البورون يختلف عن بقية عناصر المجموعة في انه يكون هاليدات بصيغة B_2X_4 فيها اواصر B-B.

الهاليدات Br، Cl، F و I معروفة لكل العناصر الباقية في هذه المجموعة بأستثناء واحد. كلوريد الالمنيوم المائي $AlCl_3.6H_2O$ يحضر كبلورات بتفاعل الالمنيوم مع حامض الهيدروكلوريك المركز، وعند تسخين هذه البلورات المائية الى درجة 178^oC نحصل على الصيغة Al_2Cl_6 كغاز له التركيب التالي:



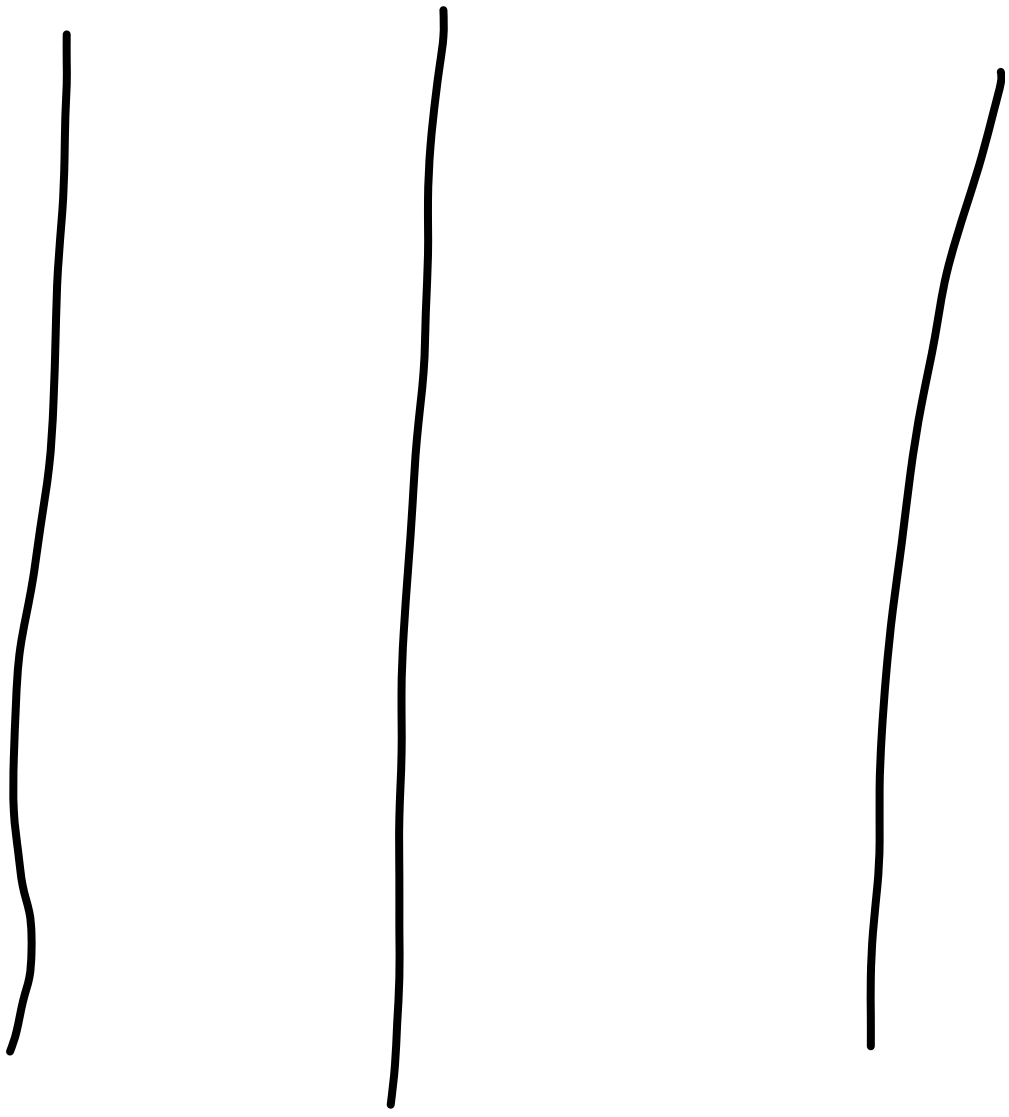
للثاليوم الكلوريد TCl_3، والبروميد $TlBr_3$، والايوديد TlI_3. ويحضر المركب الاخير بأضافة اليود الى ايوديد الثالوز وهو في حقيقته ثلاثي ايوديد الثاليوم (I) $Tl^+I_3^-$. فلوريدات عناصر Al، Ga و In ايونية وهي مواد صلبة غير متطايرة وذات درجات انصهار عالية، وهي تحضر بواسطة فلورة العنصر او احد مركباته. اما

الكلوريدات والبروميدات واليوديدات فتكون درجة انصهارها اوطأ ولها تراكيب طبقية ودايمرية، وتحضر بواسطة



3.3.7 الهيدريدات Hydrides

للبورون الكثير من مركبات الهيدريدات تسمى البورينات Boranes اهمها B_2H_6، ~~B_4H_{10} B_9H_{15}~~ ~~$B_{10}H_{14}$ $B_{20}H_{16}$~~. B_2H_6 يسمى الدايبورين Diborane وهو غاز عديم اللون درجة غليانه -90^oC يشتعل تلقائيا ويتحلل بالماء الى H_2 و $B(OH)_3$. يحضر الدايبورين من تفاعل بوروهايدريد الصوديوم



هيدريد الالمنيوم يمكن الحصول عليه كمونمر ودايمر عند تبخير الالمنيوم ببطء في الهيدروجين. ويحضر بتأثير كلوريد الالمنيوم على رباعي هيدريدوالومينات الليثيوم $LiAlH_4$ كمايلي:

4.3.7 البوريدات Borides

عندما يتحد البورون مع الفلزات التي سالبيتها الكهربائية اقل من سالبيته ، تتكون مركبات يطلق عليها البوريدات . بوريدات العتاصر مواد صلبة جدا ولها درجات انصهار عالية. يحضر معظمها بأختزال اوكسيد العنصر بواسطة مزيج من كاربيد البورون والكربون ، ويمكن ان تحضر بالتفاعل المباشر للعناصر، مثل تفاعل الصوديوم مع البورون.

$$B + 3Na \xrightarrow{\text{تسخين}} Na_3B$$

كذلك يمكن ان تحضر البوريدات بواسطة تأثير الصوديوم على خليط من اوكسيد الفلز وحامض البوريك . من الامثلة على البوريدات AlB_2، TiB_2، CrB_2، CaB_6 و LaB_6.

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة السادسة

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

اكاسيد مجموعة البورون حامضية ام قاعدية ؟ وضح ذلك.

ثانيا: الواجب الاسبوعي

ما هي البوريدات؟

ما هي البورينات؟

مركبات البورون :

١ – اوكسيد البوون B_2O_3

مادة صلبة بيضاء اللون وذو صفة حامضية لأنه يذوب في الماء مكونا حامض البوريك ويمكن تحضيره :

أ– من تسخين البورون في الهواء . $4\ B + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ B_2O_3$

ب– بسحب الماء من حامض البوريك . $2B(OH)_3 \longrightarrow 2HBO_2 \longrightarrow B_2O_3$

٢ – البورات

هي املاح لحامض البوريك و تتألف من وحدات BO_3^{-3} ، وتوجد انواع عديدة من البورات قد تكون متميئة او غير متميئة .

البورات المتميئة مثل : بورات البوتاسيوم $KB_5O_8.4H_2O$ و بورات الصوديوم $Na_2B_4O_7 . 10H_2O$

اما البورات غير متميئة مثل : بورات الكالسيوم CaB_2O_4 و بورات البوتاسيوم $K_3B_3O_6$.

ان التركيب الاساس للبورات المتميئة هو حلقات سداسية حيث تتكون الانيونات بترابط حلقتين او اكثر بشكل سلسلة وذلك باشتراك ذرة البورون رباعية التآصر وفقدان H_2O .

٣ – هاليدات البورون BX_3

تكَّون جميع الهالوجينات مع البورون هاليدات صلبة او سائلة او غازية من النوع BX_3 ، اذ يكون ثلاثي فلوريد البورون BF_3 بهيئة غاز عديم اللون ذو رائحة نفاذة يحضر بتسخين ثلاثي اوكسيد البورون B_2O_3 مع فلوريد الكالسيوم CaF_2 بوجود حامض الكبريتيك المركز ويعتبر حامض قوي حسب تعريف لويس .

بينما BCl_3 يكون سائل بدرجة حرارة الغرفة ويكَّون ابخرة في الهواء الرطب نتيجة لتحلله .

$$BCl_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3BO_3 + 3HCl$$

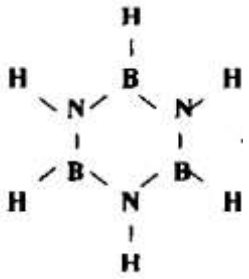
٤ – هيدريدات البورون (البورينات) Boranes

يكّون البورون هيدريدات تساهمية وهذه المركبات متطايرة شديدة الفعالية تعرف بالبورينات وجميع هذه المركبات ذات عوز الكتروني لذلك ترتبط بأواصر جسرية هيدروجينية ولها خواص دايامغناطيسية كما ان لها الصيغتين العامتين B_nH_{n+4} و B_nH_{n+6} ويتم تسميتها بالاعتماد على عدد ذرات البورون اما العدد الموضوع

B_nH_{n+6}			B_nH_{n+4}	
B_4H_{10}	Tetraborane (10)	غاز	B_2H_6	Diborane (6)
B_5H_{11}	Pentaborane (11)	سائل	B_5H_9	Pentaborane (9)
B_6H_{12}	Hexaborane (12)	سائل	B_6H_{10}	Hexaborane (10)

٥ – مركبات البورون مع النتروجين .

يعتبر البورازين (borazine) $B_3N_3H_6$ ومشتقاته من اهم مركبات البورون مع النتروجين ، وهو يشابه البنزين من حيث خواصه الفيزيائية ولكنه يختلف عنه من حيث الفعالية الكيميائية حيث يمكن للبورازين ان يدخل تفاعلات الاضافة التي لا تظهر في حالة البنزين ،



٦- **البوريدات :-**

تحضر البوريدات بعدة طرق منها :-

أ- طريقة الاتحاد المباشر مع العنصر أو هدريده :-

$$Cr + nB \xrightarrow{1150^{0}C} CrB_n$$

$$MH_{2x} + nB \longrightarrow MB_n xH_2$$

ب- اختزال أوكسيد ا لفلز مع البورون أو مزيج البورون والكاربون :-

$$Sc_2O_3 + 7B \xrightarrow{1800^{0}C} 2ScB_2 + 3BO$$

ويتبخر أوكسيد البورون عند درجات الحرارة العالية تاركاً البوريد .

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة السابعة

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

اكاسيد مجموعة البورون حامضية ام قاعدية ؟ وضح ذلك.

ثانيا: الواجب الاسبوعي

ما هي البوريدات؟

ما هي البورينات؟

عناصر الزمرة الرابعة (IVA)

مجموعـــة الكـــاربون

ت	العنصر	رمز العنصر	الترتيب الالكتروني	السالبية الكهربائية	نصف قطر التكافؤ
1	الكاربون	$_{6}C$	$[He]2s^2 2P^2$	2.5	0.77
2	السيليكون	$_{14}Si$	$[Ne]3s^2 3P^2$	1.74	1.17
3	الجرمانيوم	$_{32}Ge$	$[Ar]3d^{10} 4s^2 4P^2$	2.02	1.22
4	القصدير	$_{50}Sn$	$[Kr]4d^{10} 5s^2 5P^2$	1.72	1.40
5	الرصاص	$_{82}Pb$	$[Xe]3f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2 6P^2$	1.55	1.54

وجود العناصر في الطبيعة وخواصها :

يستمد الكاربون اسمه من الاسم اللاتيني Garbo والذي يعني الفحم الحجري ، ويتواجد في الطبيعة على هيئة كاربونات الكالسيوم $CaCO_3$ التي توجد في حجر الكلس والحصى والطباشير ..

ويوجد الكاربون حرا نقيا بصورتين هما الماس والكرافيت .

اما السليكون فيوجد على هيئة السليكا (SiO_2) والسليكات مثل Na_2SiO_3 ويعتبر السليكون ثاني اكثر عنصر انتشارا في القشرة الارضية بعد الاوكسجين .

اما الجرمانيوم فيعتبر من العناصر النادرة في الطبيعة ويوجد في خاماته على هيئة كبريتات الجرمانيوم ، اما القصدير فيتواجد بشكل اوكسيد القصدير (IVA) اما الرصاص فيوجد على شكل اكاسيد الرصاص وقد استخدمه المصريون في الزخرفة واللحام .

لعناصر الزمرة الرابعة حالات التأكسد الشائعة (+٢ ، +٤) ، ان الحالة التأكسدية (+٤) تكون المستقرة للكاربون والسليكون بينما تصبح الحالة التأكسدية مهمة للجرمانيوم والقصدير والاكثر اهمية للرصاص .

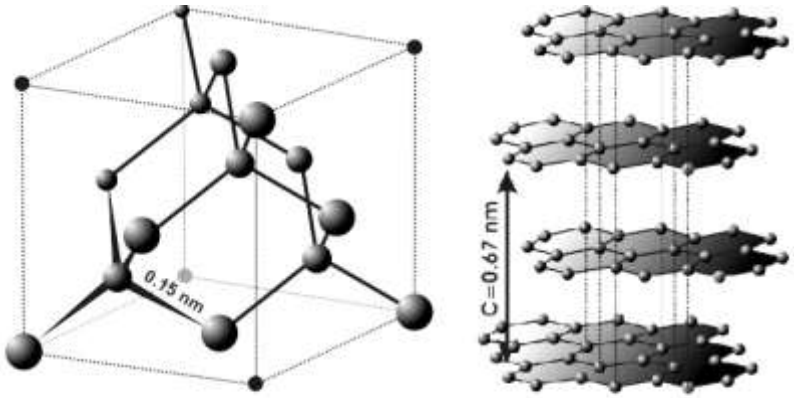
كما ان الخواص الفلزية لعناصر الزمرة تزداد بزيادة اعدادها الذرية فالكاربون لافلز اما السليكون والجرمانيوم فهما من اشباه الفلزات اما القصدير والرصاص يظهران صفات فلزية .

ويختلف الكاربون عن عناصر الزمرة بسهولة تكوين اصرة من نوع (C-C) وهناك نقصان في قابلية هذه الزمرة في تكوين اصرة من نوع (M-M) ويكون تدرج العناصر كالتي :

C-C>Si-SI>Ge-Ge>Sn-Sn>Pb-Pb

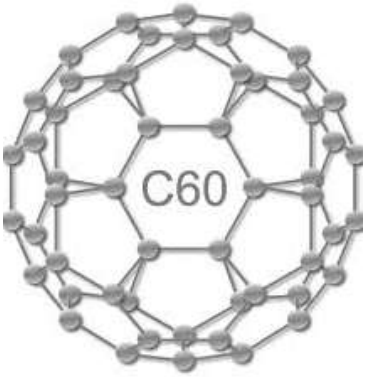
صور الكاربون

يوجد الكاربون بصورتين متبلورتين هما : الماس Dimond و الكرافيت Graphit وتعتبر هذه الصور من الاشكال التآصلية للكاربون .



بلورة الألماس بلورة الجرافيت

وقد اكتشف حديثا شكلا جديدا للكاربون يتميز بنقاوته العالية ويتكون من جزيئات كاربونية عملاقة ، ويتكون الجزء العملاق من ٦٠ ذرة كاربون (C_{60}) وقد سمي باسم مكتشفه الامريكي بكمنستر فوليرين . وله بنية جزيئية متكوّرة تشبه الكرة المستخدمة في لعبة كرة القدم، إذ أنها تتألف من عشرين حلقة سداسية الأضلاع واثنتا عشرة حلقة خماسية الأضلاع، وتكون ذرات الكربون على رؤوس تلك المضلعات .



وتمتاز جزيئات C_{60} بمرونة تفوق اي جزيئات اخرى معروفة وهذا ما جعلها تستخدم وقودا للمركبات الفضائية وللصواريخ . حيث تتمكن هذه الجزيئات من تحمل ضغوطا هائلة وعندما يزداد الضغط بسرعة هائلة فان هذه الجزيئات تتحول الى ماس . ولازالت هذه الجزيئات قيد البحث والدراسة .

- الفرق بين الماس والكرافيت

الماس	الكرافيت
١-مكون من شبكة ثلاثية الأبعاد مركبة من أهرام منتظمة رباعية الوجوه.	١-مكون من طبقات شبكية ثنائية الأبعاد مرتبطة فوق بعضها بقوى ضعيفة وهذه الطبقات الشبكية مكونة من حلقات منتظمة سداسية الأضلاع تقع ذرات الكربون فيها على رؤوس الحلقة (كل طبقة تحتوي على ٦ ذرات كربون) بشكل حلقة سداسية.
٢-ترتبط كل ذرة كربون بأربعة ذرات كربون أخرى بواسطة أواصر تساهمية منفردة من نوع سكما δ قوية ومتجهة نحو رؤوس هرم رباعي الوجوه مثلث القاعدة.	٢-تكون كل ذرة كربون مرتبطة بثلاث ذرات كربون أخرى بواسطة ثلاث أواصر منفردة من نوع سكماδ.
٣-إن ذرات الكربون في الماس استعملت إلكتروناتها التكافؤية الأربعة في تهجين من نوع SP^3 .	٣-إن ذرات الكربون استعملت ثلاثة من إلكتروناتها التكافؤية في تهجين من نوع SP^2 أما الإلكترون الرابع فيكون أواصر من نوع (π) بآي مع نظيره من الذرات الأخرى في حالة رنين.

تفاعلات الكاربون :

١- احتراق الكربون في كمية محدودة من الهواء.

$$2C + O_2 \longrightarrow 2CO$$

٢- احتراق الكربون في وفر (كمية كافية) من الهواء.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

٣- سلوك الكربون كعامل مختزل (أوكسيد النحاس الأسود مع الكربون) حيث يتغير لون أوكسيد النحاس الأسود إلى اللون الأحمر عند تفاعله مع الكربون لأن الكربون عامل مختزل يختزل أوكسيد النحاس الأسود إلى النحاس الأحمر.

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

٤- الكربون مع الكالسيوم في درجة الحرارة العالية.

$$Ca + 2C \longrightarrow CaC_2$$

٥- الكربون المتوهج مع بخار الكبريت

$$C + 2S \longrightarrow CS_2$$

مركبات الكاربون

١ – الكاربيدات Carbides

تتكون من اتحاد الكاربون مع العناصر الاقل سالبية كهربائية منه ولا يدخل ضمن هذه العناصر N, P , O , S ، وتحضر الكاربيدات بعدة طرق منها :

١ – اتحاد العنصر مع الكاربون عند درجات الحرارة العالية اعلى من ٢٠٠٠ م° .

٢ – تفاعل اكاسيد العناصر مع الكاربون عند درجات حرارة عالية .

٣ – تفاعل الفلز الساخن مع هيدروكاربون مناسب

وتوجد ثلاثة انواع من الكاربيدات هي :

أ – الكاربيدات الايونية .

ب – الكاربيدات التساهمية .

جـ – الكاربيدات الخلالية .

٢ – اكاسيد الكاربون Carbone Oxides

أ – احادي اوكسيد الكاربون (CO) Carbone Monoxide

ان احادي اوكسيد الكاربون هو انهدريد لحامض الفورميك .

وجوده:

أ– يوجد في المناطق التي يحترق فيها الكربون في حيز محدود من الهواء.

ب–يوجد ضمن النواتج الغازية المتكونة من التقطير الإتلافي لفحم الخشب والفحم الحجري ودخان السكائر.

كما يتكون غاز أحادي أوكسيد الكربون في المواقد غير تامة التهوية لأن قسماً من الفحم يحترق مكوناً غاز CO_2 الذي يمر على الفحم الساخن غير المحترق الذي يقوم باختزال CO_2 إلى CO.

ب – **ثنائي اوكسيد الكاربون (CO_2) Carbone Dioxide**

يعتبر انهدريد لحامض الكاربونيك H_2CO_3 وان اهم مصدر لثاني اوكسيد الكاربون هي الصخور الكاربونية وخاصة كاربونات الكالسيوم والمغنسيوم وهو يطرح في زفير الانسان وفي الغازات الخارجة من المكائن البترولية .

وجوده :

١- يوجد في الهواء الجوي بنسبة قليلة (٠,٠٣ % - ٠,٠٤%).
٢- يوجد مذاباً في المياه الطبيعية.
٣- يوجد في المناطق البركانية.
٤- يتكون من احتراق الوقود الكربوني كالفحم ومشتقات النفط، ومن عملية تنفس الكائنات الحية.

استعمالات غاز ثنائي أوكسيد الكربون:

١- يستعمل في إطفاء الحرائق لأنه أثقل من الهواء ولا يشتعل ولا يساعد على الاشتعال.
٢- يستعمل في صناعة المشروبات الغازية.
٣- يستعمل في تحضير كربونات الصوديوم الهيدروجينية وكربونات الصوديوم.
٤- يستعمل في صناعة الثلج الجاف.

٣ – مركبات الكاربون مع النتروجين (C-N)

أ – السيانوجين $(CN)_2$ Cyanogen $N\equiv C-C\equiv N$

غاز عديم اللون ذو رائحة تشبه رائحة اللوز المر وسام جدا ، درجة غليانه واطئة ($-21\ C^\circ$) ورغم انه مركب ماص للحرارة الا انه ثابت في درجة الحرارة الاعتيادية . ويتحلل السيانوجين في المحاليل القاعدية مكونا السيانات و السيانيدات .

$$(CN)_2 + 2NaOH \longrightarrow \underset{\text{سيانيد الصوديوم}}{NaCN} + \underset{\text{سيانات الصوديوم}}{NaOCN} + H_2O$$

ب – سيانيد الهيدروجين HCN

هو غاز عديم اللون سام جدا ويتحرر بمجرد معاملة السيانيدات بالحوامض ويكون غير ثابت ويتبخر بشدة في المحاليل المائية . ان المحلول المائي لسيانيد الهيدروجين حامض ضعيف جدا .

يحضر HCN في الصناعة من الميثان والامونيا كما في التفاعل التالي :

$$2CH_4 + 3O_2 + 2NH_3 \longrightarrow 2HCN + 6H_2O$$

السليكون (Si) Silicon

يعتبر (Si) اكثر العناصر انتشار في الطبيعة بعد الاوكسجين حيث تبلغ نسبته (28%) من القشرة الأرضية ويدخل في تركيب مختلف السليكات على شكل الكوارتز والرمل SiO_2 وتتشابة بنية السيليكون مع بنية الماس الاانه يختلف عنة في درجة التهشم (التكسر) وطبيعة الشوائب الموجودة فيه كما انه خامل تجاة جميع الحوامض ويذوب في المحاليل المائية للقواعد كما في تفاعلة مع المحلول المائي لهيدروكسيد الصوديوم

السليكون رباعي التكافؤ ومعظم مركباته تساهمية لأن له أربعة إلكترونات في الغلاف الأخير فهو يميل للمشاركة بها وتكوين أواصر تساهمية.

لا يوجد السليكون حراً في الطبيعة بل يوجد متحداً بعناصر أخرى بشكل مركبات أهمها ثنائي أوكسيد السليكون SiO_2 (السليكا)، وتكون السليكا على نوعين:

يحضر السيليكون (Si) من تسخين فحم الكوك والرمل في فرن كهربائي

$$SiO_{2(S)} + 2C_{(S)} \longrightarrow Si_{(s)} + 2CO_{(g)}$$

هذا النوع من السيليكون غير نقي اما السيليكون النقي الذي يستعمل في صناعة الترانزستورات فيصنع من تسخين رباعي كلوريد السيليكون مع الزنك في جو خامل او اختزال ثلاثي كلوريد السيلان مع الهيدروجين في درجات حرارة عالية .

$$SiCl_4 + 2Zn \longrightarrow Si + ZnCl_2$$

$$SiHCl_3 + H_2 \longrightarrow Si + 3HCl$$

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة الثامنة

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

قارن فيزيائيا بين الماس والكرافيت.

ثانيا: الواجب الاسبوعي

قارن كيميائيا بين الماس والكرافيت.

ما هو السيانوجين.

عناصر مجموعة النيتروجين

تتكون عناصر هذه المجموعة من النيتروجين والفسفور والزرنيخ والانتيمون والبزموث. بعض خواص هذه العناصر موضحة في الجدول 9–1.

جدول 9–1 بعض خواص عناصر مجموعة النيتروجين

العنصر	غلاف التكافؤ	درجة الانصهار C^o	درجة الغليان C^o	طاقة التأين1 $kJmol^{-1}$	طاقة التأين5 $kJmol^{-1}$	نق تساهمي A^o	نق ايوني A^o M^{+3}	السالبية الكهربائية
نيتروجين N	$[He]2s^2 2p^3$	-210	-196	1403	9400	0.74	-	3.1
فسفور P	$[Ne]\ 3s^2 3p^3$	290 أحمر	280أبيض	1012	6270	1.10	-	2.1
زرنيخ As	$[Ar]\ 3d^{10}4s^2 4p^3$	817 رمادي	615	947	6030	1.22	-	2.2
انتيمون Sb	$[Kr]\ 4d^{10}5s^2 5p^3$	630	1380	834	5400	1.41	-	1.8
بزموث Bi	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^2 6p^3$	271	1560	703	5400	1.52	1.03	1.7

النيتروجين والفسفور لافلزات، الزرنيخ والانتيمون اشباه فلزات ، اما البزموث فهو فلز. الزيادة في الخاصية الفلزية تكون من اعلى الى اسفل المجموعة، كذلك فهنالك زيادة في نصف القطر في الاتجاه نفسه، ونقصان في طاقة التأين. جميع عناصر المجموعة صلبة عند درجة حرارة الغرفة عدا النيتروجين. عناصر الفسفور والزرنيخ والانتيمون لها اكثر من صورة.

النيتروجين غاز عديم اللون، الفسفور يكون على ثلاثة انواع، الابيض والاحمر والاسود، الزرنيخ صلب رمادي، الانتيمون صلب ابيض–ازرق و البزموث صلب ابيض–قرمزي. للانتيمون والبزموث بريق الفلزات على سطوحها المنظفة.

2.9 الوجود Occurrence

يوجد النيتروجين في الطبيعة على هيئة N_2 درجة غليانه 77.3 درجة مطلقة، وله النظائر N^{14} و N^{15}. وهو يوجد بحالة متحدة على هيئة ملح بارود شيلي Chile Saltpeter $NaNO_3$، ويوجد في النباتات والحيوانات متحدا على هيئة بروتينات. ان قوة الرابطة الثلاثية $N\equiv N$ هي المسؤولة عن خمول النيتروجين الكيمياوي.

الفسفور اكثر وفرة من النيتروجين، وهو مكون اساسي في انسجة النباتات والحيوانات، حيث توجد فوسفات الكالسيوم في العظام والاسنان. ان المصدر الرئيسي للفسفور هو فوسفات الكالسيوم في صورة معدن الابتايت Apatite $Ca_5(OH)(PO_4)_3$ والفلوروابتايت Fluorapatite $Ca_5F(PO_4)_3$ والتي تعتبر المكون الرئيسي للصخور الفوسفاتية. يتكون الفسفور الابيض من جزيئات P_4 رباعية السطوح. اما الفسفور الاحمر فيعتقد بأنه متبلمر ويتكون من سلاسل P_4 رباعية السطوح متصلة مع بعضها. الفسفور الابيض مادة صلبة سامة شمعية تتحول الى اللون الاخضر عند تعريضها الى الضوء ، ويذوب عند 44^oC ويغلي عند 280^oC. ان P_4 يتحلل الى P_2 فوق 800^oC.

الزرنيخ والانتيمون والبزموث مواد صلبة براقة ذات مظهر فلزي، ويكون الشكل الاصفر للزرنيخ والانتيمون غير ثابت، وهي توجد بكميات صغيرة ككبريتيدات مثل ريلاجر Realgar As_4S_4 واوربمنت Orpiment As_2S_3 وستبنايت Stibnite Sb_2S_3 والبزموثنايت Bismuthinite Bi_2S_3.

3.9 التحضير Preparation

يحصل على النيتروجين بأسالة الهواء وتقطيره تجزيئيا وهو يحتوي على بعض الاركون وقليل من الاوكسجين. ويمكن تحضير النيتروجين بالتحلل الحراري لبعض مركباته مثل نتريت الامونيوم حسب المعادلة:

$$NH_4NO_{2(s)} \longrightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

ويحصل على الفسفور بواسطة اختزال فوسفات الكالسيوم بالكوك في وجود الرمل في فرن كهربائي عند 1400^oC.

$$2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 + 10C \longrightarrow P_4 + 6CaSiO_3 + 10CO$$

حيث يتكون الفسفور الابيض على هيئة غاز يتكثف الى هيئة صلبة بأمراره في الماء. الفسفور الابيض فعال جدا وهو شمعي القوام متطاير يغلي عند 280^oC ولونه مائل الى الصفرة، وهو لا يذوب في الماء لكنه يذوب في البنزين وثاني كبريتيد الكربون. اما الفسفور الاسود فيحصل عليه بتسخين الفسفور الابيض تحت ضغط عال جدا وهو يشبه الكرافيت من حيث المظهر. الفسفور الاحمر يحصل عليه بتسخين الفسفور الابيض في جو خامل عند 250^oC وفعاليته متوسطة بين الابيض والاسود، وهو لا يذوب في المذيبات العضوية، ويشتعل في الهواء عند 250^oC.

الزرنيخ والانتيمون والبزموث تحضر بواسطة تسخين معادنهم الكبريتيدية في الهواء لتحويلها الى اكاسيد ثم اختزال الاكاسيد بالكربون.

1.4.9 الاكاسيد Oxides

اوكسيد النتروز N_2O عبارة عن غاز عديم اللون درجة غليانه 89^oC - ويحصل عليه بواسطة التحلل الحراري لنترات الامونيوم عند $180-250^oC$.

$$NH_4NO_3 \longrightarrow N_2O + 2H_2O$$

2.4.9 الحوامض الاوكسجينية Oxo-acids

من احماض الاوكسو المهمة للنيتروجين، حامض النتريك HNO_3 وحامض النتروز HNO_2. وهنالك ايضا حامض اخر اقل اهمية هو حامض الهيبونتروز $H_2N_2O_2$. حامض النتريك سائل عديم اللون عند درجة حرارة الغرفة. السائل المركز يتفكك بصورة بطيئة بالحرارة والضوء ويتحول الى اللون الاصفر بسبب تكون NO_2.

$$4HNO_3 \longrightarrow 4NO_2 + O_2 + 2H_2O$$

حامض النتريك حامض مؤكسد قوي وهو احد الاحماض القوية الثلاثة اضافة الى حامض الكبريتيك والهيدروكلوريك. يهاجم الحامض معظم الفلزات عدا الذهب والبلاتين. عندما يتفاعل الحامض المركز مع النحاس يكون ثاني اوكسيد النيتروجين.

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

وعند استعمال الحامض المخفف يتكون NO

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

ان نواتج تفاعل الحامض مع الفلزات المختلفة تختلف بأختلاف تركيز الحامض وبأختلاف الفلز ايضا. عند خلط حجم من حامض النتريك مع ثلاثة احجام من حامض الهيدروكلوريك يتكون الماء الملكي الذي له القدرة على اذابة الفلزات اكثر من قدرة HNO_3 بمفرده، حيث يذوب فيه الذهب والبلاتين. ان كفاءة هذا الخليط من الحامضين تعتمد على عاملين هما : الاثر المؤكسد القوي لحامض النتريك، وقدرة ايونات الكلور على تشكيل ايونات متراكبة. حيث يتفاعل الخليط مع البلاتين حسب المعادلة:

$$Pt + 8HCl + 2HNO_3 \longrightarrow H_2PtCl_6 + 2NOCl + 4H_2O$$

يحضر حامض النتريك بتأثير حامض الكبريتيك على نترات البوتاسيوم ثم التقطير في وعاء مفرغ. الحامض المركز يحتوي على 68% وزن من HNO_3 ويغلي عند 120^oC. يسلك حامض النتريك في حامض الكبريتيك كقاعدة حسب المعادلة:

$$HNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow H_2NO_3^+ + HSO_4^-$$

ينصهر الحامض عند 61^oC وهو حامض اقوى من حامض الفسفوريك.

حامض الزرنيخيك H_3AsO_4، حامض اضعف من حامض الفسفوريك ويمكن الحصول عليه بواسطة اكسدة اوكسيد الزرنيخ (II) مع حامض النتريك. اما بالنسبة للاحماض الاوكسجينية للانتيمون والبزموث فلا يعرف عنها الكثير.

3.4.9 الهاليدات والهاليدات الاوكسجينية Halides and Oxo-halides

ثلاثي فلوريد النيتروجين NF_3 يحصل عليه بواسطة فلورة الامونيا. وهو غاز عديم اللون يغلي عند -129^oC. اما ثالث كلوريد النيتروجين فهو سائل زيتي اصفر يغلي عند 71^oC، ويحضر بتأثير الكلور على محلول مائي مركز لكلوريد الامونيوم، ثم الاستخلاص برابع كلوريد الكربون. تحضر فلوريدات النيتروجين الاخرى حسب المعادلات:

$$2NF_3 \xrightarrow[Cu]{400^oC} N_2F_4 + CuF_2$$

$$2N_2F_4 + 2AlCl_3 \xrightarrow{-70^oC} \text{trans-}N_2F_2 + 3Cl_2 + N_2 + 2AlF_3$$

$$\text{trans-}N_2F_2 \xrightarrow{100^oC} \text{cis-}N_2F_2$$

ثالث بروميد النيتروجين وثالث الايوديد يشبهان ثالث الكلوريد من حيث الصفات وطرق التحضير. بعض املاح النيتروجين– فلور يمكن الحصول عليها بالتفاعل التالي:

$$NF_3 + F_2 + SbF_5 \longrightarrow NF_4^+[SbF_6]^-$$

اوكسو فلوريدات واوكسو كلوريدات النيتروجين عبارة عن غازات مستقرة او سوائل متطايرة، وهي تتحلل مائيا بسرعة، ومن الامثلة عليها فلوريد النتريل FNO_2 والذي يحضر بتأثير N_2O_4 على فلوريد الكوبلت الثلاثي عند 300^oC.

$$N_2O_4 + 2CoF_3 \longrightarrow 2FNO_2 + 2CoF_2$$

الفسفور يكون الهاليدات PCl_3، PF_3، PBr_3، PI_3، PCl_5، PF_5 و PBr_5. ومعظم هذه الهاليدات يحضر بالتفاعل المباشر. ثالث كلوريد الفسفور سائل درجة غليانه 76^oC ويتحلل بقوة بالماء مكونا حامض الفسفوروز. ثالث فلوريد الفسفور عبارة عن غاز سام عديم اللون يغلي عند -95^oC، وهو يتحلل بالماء ببطء وبذلك يختلف عن بقية الهاليدات الاخرى. خامس فلوريد الفسفور PF_5 يحضر بتفاعل PCl_5 و CaF_2 عند درجة حرارة 300 – 400^oC، وهو حامض لويس قوي ، ويمكن ان يكون معقدات مع الامينات والايثرات.

ثلاثي هاليدات الزرنيخ تشبه ثلاثي هاليدات الفسفور في خواصها ما عدا بعض الاختلافات في ثلاثي

ان اتحاد النيتروجين مع العناصر يكون مركبات النتريدات Nitrides، ومن الامثلة عليها Li_3N، Be_3N_2، Mg_3N_2، Sr_3N_2 و AlN. وهي تتحلل مائيا الى امونيا وهيدروكسيدات. تحضر النتريدات اما بالاتحاد المباشر او من الاميدات حسب المعادلة:

$$3Ba(NH_2)_2 \longrightarrow Ba_3N_2 + 4NH_3$$

ان الليثيوم هو العنصر الوحيد من الفلزات القلوية الذي يتحد مع النيتروجين لتكوين النتريد. نتريدات العناصر الانتقالية مث TiN و UN مواد صلبة خاملة لها درجات انصهار عالية وموصلة للكهربائية، وهي تحضر بتسخين الفلزات مع النيتروجين او الامونيا عند 1200^oC.

4.4.9 الهيدريدات Hydrides

كل عناصر هذه المجموعة تكون هيدريدات ثلاثية، كذلك فأن النيتروجين والفسفور يكونان الهيدريدات N_2H_2 و P_2H_4. الامونيا من هيدريدات النيتروجين المهمة، وهي تحضر بتأثير الماء على نتريد الليثيوم والمغنيسيوم، و بتأثير قاعدة على املاح الامونيوم ، او بواسطة اختزال النترات او النتريت في محلول قلوي بالزنك او الالمنيوم. وتحضر تجاريا بطريقة هاربر Harber Process.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$$

حيث يتم التفاعل بين درجتي 500^oC–400 وتحت ضغط 10^3–10^2 جو وبوجود عامل مساعد مثل الحديد المحتوي على اوكسيد الالمنيوم مثلا. الامونيا غاز عديم اللون له رائحة حادة يغلي عند 33^oC -، وسائل الامونيا مذيب جيد لكثير من المواد، وله فعالية اوطأ من فعالية الماء تجاه الفلزات. تشتعل الامونيا في الهواء حسب التفاعل التالي:

$$4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2N_{2(g)} + 6H_2O_{(g)}$$

الفوسفين PH_3 اقل ذوبانا من الامونيا وفي حالته النقية لا يلتهب ذاتيا ولكنه يلتهب احيانا عند وجود اثار من ابخرة P_2H_4 او P_4، وهو سام. يحضر الفوسفين بتأثير الحوامض على فوسفيد الزنك. يذوب الفوسفين في الحوامض القوية جدا، وهو يستعمل صناعيا في تحضير مركبات الفسفور العضوية.

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة التاسعة

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

ما هي اشهر هدريدات النيتروجين؟ وكيف يحضر تجاريا؟

ثانيا: الواجب الاسبوعي

ما هو الماء الملكي؟ وما هي فائدته؟

ما هو الفوسفين.

المجموعة او الزمرة الخامسة: كيمياء النتروجين والفسفور:

سنتطرق الى دراسة النتروجين من عناصر الزمرة الخامسة للاختلاف الواضح بينه وبين بقية العناصر: ^{7}N, ^{15}P, ^{33}As, ^{51}Sb, ^{83}Bi، خصوصا قدرته على تكوين اواصر متعددة. يتضح من التركيب الالكتروني للنتروجين بانه يمتلك خمسة الكترونات لذا فانه يستطيع ان يملأ غلافه (سعته ثمانية الكترونات) باحدى الطرق التالية:

1. اكتساب ثلاثة الكترونات كما في تكوين ايون النيتريد N^{3-}
2. تكوين اواصر تساهمية مفردة كما في الامونيا او متعدد (اواصر سكما وباي) كما في N_2, -CN
3. تكوين اواصر تساهمية مع اكتساب الكترونين كما في ايون الاميد NH_2^-
4. تكوين اواصر تساهمية مع فقدان الكترون كما في ايون الامونيوم $(NR_4)^-$،

هنالك مركبات ثابتة للنتروجين يكون فيها الغلاف التكافؤي لذرته غير كامل مثل NO, NO_2 والذي يحتوي كل منها على الكترون منفرد ولها خواص بارامغناطيسية.

س[1]// اصرة (N-N) المفردة ضعيفة بالمقارنة بنظيرتها (C-C)؟

ج// بسبب التنافر بين الالكترونات غير التاصرية الموجودة على ذرتي النيتروجين.

1. خواص النيتروجين ووجوده في الطبيعة:

يوجد بنسبة 78% حجما في الهواء المحيط بالقشرة الارضية. يحضر عن طريق فصله من الهواء المسال بواسطة التقطير التجزيئي (درجة غليان النيتروجين -195.8 م) حيث يحتوي النيتروجين الناتج على نسبة ضئيلة من الاركون. كما ان للنيتروجين نظيرين هما ^{14}N, ^{15}N ويشكل الاخير نسبة قليلة جدا من النيتروجين في الطبيعة $^{14}N/^{15}N=272$.

س[2]// يعد النيتروجين غازا خاملا نسبيا لذا يستخدم في كثير من التفاعلات الحساسة للهواء لمنع اكسدتها؟

ج// نظرا لقوة اصرته الثلاثية التي تتالف من اصرة سكما واصرتين باي وصعوبة كسر هذه الاصرة يشكل السبب المباشر في ندرة دخول النيتروجين في تفاعلات كيمياوية، وتنسجم قيم التغير في الانثالبي وقيم ثابت تفكك النيتروجين مع هذا الاسلوب: $N_2=_2N$, $\Delta H=944.7$ KJ/mol; $K= 10^{-120}$، وحتى عند درجة 3000 مئوي لا تتفكك جزيئات النيتروجين بنسبة محسوسة.

من التفاعلات القليلة للنيتروجين عند درجة حرارة الغرفة تفاعله مع الليثيوم مكونا نيتريد الليثيوم Li_3N وتزداد قابلية النيتروجين على التفاعل بارتفاع درجة الحرارة وخاصة بوجود عامل مساعد كما في التفاعلات الاتية: $N_2+3H_2=2NH_3$; $N_2+O_2=2NO$; $N_2+3Mg=Mg_3N_2$

2. مركبات النيتروجين:

1. النيتريدات: هي مركبات تتالف من عنصر النيتروجين (الاكثر سالبية كهربائية) وعنصر اخر وتقسم الى:

أ. النيتريدات الايونية: تحضر بتفاعل مباشر بين العنصر والنتروجين كما في نيتريدات الليثيوم حيث تتحلل بالماء الى امونيا والهيدروكسيد، مثل نيتريدات عناصر قلويات الترابية: $Li_3N+3H_2O=3LiOH+NH_3$

ب. النيتريدات التساهمية: هي مركبات ذات نقطة انصهار عالية تشبه الكاربون في تركيبها البلوري كما في نيتريد البورون حيث يتواجد في صورتين احدهما يشبه تركيب الماس من حيث الصلابة وفي الاخرى تركيب الكرافيت، وتكون عناصر الزمرة الثالثة هذه النيتريدات مثل AlN, BN، هنالك ايضا نيتريدات تساهمية متطايرة مثل S_4N_4.

ج. نيتريدات العناصر الانتقالية: تشبه يوديدات وكربيدات هذه العناصر وغالبا ما يحتل النيتروجين الفجوات الناشئة من الرص المحكم لذرات الفلز ولذلك تكون هذه النيتريدات غير نسبية تماما لوجود نقص في نسبة النيتروجين، وتشبه الفلزات من حيث الصلابة والمنصهر وتوصيليها للكهربائية، تعد خاملة كيميائيا ذات انصهار عالي جدا كما في نيتريد الفناديوم VN (درجة 2570 م).

2. مركبات النيتروجين والهيدروجين:

أ. الامونيا: تعد الامونيا من اهم مركبات النيتروجين وهي غاز يغلي عند -33.5 م وينصهر عند -77م. لها تركيب هرمي تحتل قمته ذرة النيتروجين اما الذرات الثلاث للهيدروجين فتحتل اركان المثلث المتساوي الاضلاع الواقع تحت ذرة النيتروجين. ان ذرة النيتروجين في الامونيا بامكانها ان تنقلب خلال المستوى الذي يضم ذرات الهيدروجين ذهابا وايابا بذبذبة مقدارها 2.4×10^{10} ذبذبة في الثانية.

س3// ماسبب انقلاب ذرة النيتروجين في الامونيا الغازية والسائلة فقط ولا يوجد هذا الانقلاب في الصلبة؟

ج// بسبب الاواصر الهيدروجينية المتكونة بين زوج الكترونات غير التاصرية للنيتروجين وذرات هيدروجين الجزيئات المحيطة مما يثبت ذرة النيتروجين في مكانها.

تحضر الامونيا في المختبر بتفاعل املاح الامونيوم مع احدى القواعد القوية. **س4//اكتب معادلة التفاعل تلك؟**

اما في الصناعة فتحضر حسب طريقة هابر بوش (Haber Bosch) بالتفاعل المباشر بين النيتروجين الذي مصدره الهواء الجوي والهيدروجين الذي مصدره الماء او الهيدروكاربونات. تعد هذه الطريقة من العمليات الصناعية المهمة قليلة الكلفة حيث اسهمت في مكافحة المجاعات في العالم اذ تنتج سنويا مايقرب من 155 مليون طن يستخدم اغلبها في صناعة الاسمدة. $N_2+3H_2=2NH_3\ \Delta H=-46KJ/mol;\ K_{25}=10^3atm^{-1}$

س5// ماهي طريقة هابر بوش؟ لاي غرض تستخدم؟ مافائدتها؟ اكتب المعادلات الكيميائية ان وجدت؟

يعد الامونيا كالماء من المذيبات القطبية المهمة، حيث ترتبط جزيئات الامونيا والماء بواسطة الاواصر الهيدروجينية. كما تشبه املاح الامونيوم املاح البوتاسيوم والروبيديوم من حيث الذوبان والشكل البلوري ويعزى ذلك الى تقارب قيم انصاف اقطار الايونات الموجبة.

هنالك بعض الاسئلة التي يمكنك ايجاد حلولها من الكتاب المقرر: س6//وضح بمعادلات التاين الذاتي التشابه بين سلوك الامونيا السائلة والماء؟. **س7//** ماسبب كون الامونيا شديدة الذوبان في الماء؟. **س8//** وضح بمعادلات كيميائية احتراق الامونيا في الهواء وكذلك اكسدة الامونيا بالاوكسجين باستخدام عامل مساعد؟

ماسبب تسامى فلوريد الامونيوم عند درجة حرارة اقل من هاليدات الامونيوم الاخرى؟. **س[9]//** تستخدم املاح الامونيوم (نترات وفوق كلورات وثنائي كرومات الامونيوم) في صناعة المفرقعات؟ **وضح ذلك بمعادلات ؟.**

ب. الهيدرازين: Hydrazine

يحضر باكسدة الامونيا بواسطة حامض الهيبوكلوريك او هيبوكلوريت الصوديوم. وهو سائل مدخن عديم اللون ينصهر عند درجة 1.8م ويغلي عند 114م و يسلك كقاعدة باكتسابه بروتون او بروتونين عند تفاعله مع الحوامض مكونا نوعين من الاملاح ($N_2H_6^{++}$, $N_2H_5^{+}$) الا انه اقل قاعدية من الامونيا. الاملاح المحتوية على ايونات $N_2H_6^{++}$ ثابتة في الوسط الحامضي فقط نظرا لتميعها. **س[10]//** اكتب معادلة التميع **؟. س[11]//** كيف يحضر الهيدرازين؟. **س[12]//** ماهي الصفات الفيزيائية والكيميائية للهيدرازين؟. **س[13]//** استخدام الهيدرازين كوقود للصواريخ؟.

ان العلاقة بين كيمياء الهيدرازين والامونيا تشبه العلاقة بين كيمياء فوق اوكسيد الهيدروجين (H_2O_2) والماء، لذلك الهيدرازين يشبه (H_2O_2) من حيث السلوك والتركيب، فمثلا يسلك الهيدرازين كعامل مؤكسد تجاه العوامل المختزلة القوية والعكس صحيح، اما مجموعتي NH_2 لا تدوران حول الاصرة بل انهما ثابتتان متخذتان شكل Gauche. **س[14]//** ماهي اوجه التشابه بين الهيدرازين و H_2O_2 ؟.

ج. هيدروكسيل امين: Hydroxylamine

هو مادة صلبة بيضاء تنصهر عند درجة 33م وهو غير ثابت لذلك يحضر ويستخدم على صورة املاحه ($(NH_3OH)Cl$, $(NH_3OH)_2SO_4$). يحضر مادة هيدروكسيل امين باختزال ايون النيترات او النيتريت بواسطة ثنائي اوكسيد الكبريت. يسلك كعامل مساعد مؤكسد ومختزل مثل الهيدرازين، وهو اقل قاعدية من الامونيا حسب معادلة تاينه مع الماء: $NH_2OH + H_2O = NH_3OH_2^+ + OH^-$; $K^{\circ}_{25} = 6.6\times10^{-9}$

د. حامض الهيدرازين: Hydrazoic acid: هو سائل عديم اللون شديد الانفجار يغلي عند درجة 37م وتسمى املاح هذا الحامض الضعيف بالازيدات ويحضر ازيد الصوديوم بتفاعل اميد الصوديوم مع نيترات

الصوديوم وفي الصناعة بتفاعل اميد الصوديوم مع N_2O. **س[15]//** اكتب معادلات تحضير ازيد الصوديوم؟.

يحضر حامض الهيدروزويك (HN_3) باكسدة الهيدرازين بعامل مؤكسد قوي HNO_2 في وسط حامضي.

س[16]// ماهي الصفات الفيزياوية لحامض الهيدروزويك؟ وماهي معادلة تحضيره؟.

ان الازيدات الثقيلة والازيدات التساهمية هي مركبات شديدة الانفجار لذا يستخدم ازيد الرصاص كمفجر في صناعة العبوات النارية، وبسبب طاقة ثبات الرزونانس لايون الازيد لذا فان الازيدات الايونية تعد مركبات ثابتة نسبيا. **س[17]//** وضح سبب ذلك؟.

3. مركبات النيتروجين والهالوجينات:

تتالف من النيتروجين والهالوجين كما في NF_3, N_2F_2, N_2F_4, NCl_3 اما مركبات البروم واليود مع النيتروجين فتكون على شكل معقدات غير ثابتة شديدة الانفجار: $NI_3.6NH_3$, $NBr_3.6NH_3$، حيث تحضر بتفاعل البروم او اليود مباشرة مع الامونيا على التوالي. يحضر NF_3 بتفاعل الفلور مع الامونيا وهو غاز ثابت جدا عديم اللون والرائحة وينصهر عند -207م ويغلي عند -129م وينشط عند 300-250م. يمتلك تركيب هرمي كما في الامونيا الا انه لا يسلك كقاعدة لويس وله عزم ثنائي القطب منخفض (0.23) مقارنة بالامونيا (1.47)، حيث ان عزم ثنائي الاقطاب لجزئ ما يتوقف على عزوم ثنائيات الاقطاب الناتجة عن اواصره وعن الكتروناته غير تاصرية. **س[18]//** ماسبب الفرق في عزم ثاني القطب لـNF_3 وللامونيا؟ **ج//** والسبب ان عزوم ثنائيات الاقطاب للاواصر الثلاث في الامونيا لها نفس اتجاه عزم ثنائي الاقطاب الناتج عن زوج الكترونات غير الاصري في حين ان اتجاه عزوم ثنائيات الاقطاب الناتجة عن الاواصر في NF_3 عكس اتجاه عزم ثنائي الاقطاب الناتج عن زوج الكترونات غير الاصري.

يتكون NCl_3 بتفاعل الكلور مع الامونيا وهو زيت اصفر غامق يغلي عند 71م ويتحلل بانفجار بمجرد ملامسته للشوائب او برجه او بتعرضه للاشعة فوق البنفسجية (Ultra Violet (UV: $2NCl_3=N_2+3Cl_2$

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة العاشرة

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

ما هي اشهر هدريدات النيتروجين؟ وكيف يحضر تجاريا؟

ثانيا: الواجب الاسبوعي

ما هو الماء الملكي؟ وما هي فائدته؟

ما هو الفوسفين.

الزمرة السادسة

زمرة الأوكسجين (VIA)

جدول يبين التركيب الإلكتروني وحالات [redacted] لعناصر الزمرة السادسة.

Elements	Electron[redacted]tructure	Oxidation States
Oxygen (O)	$_{2}$[He] $2s^2$ $2p^4$	-2, -1
Sulfur (S)	$_{10}$[Ne] $3s^2$ $3p^4$	-2, +2, +4, +6
Selenium (Se)	$_{18}$[Ar] $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^4$	-2, +2, +4, +6
Tellurium (Te)	$_{36}$[Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^4$	+2, +4, +6
Polonium (Po)	$_{54}$[Xe] $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^4$	+2, +4

الخواص العامة لعناصر الزمرة السادسة

1. الترتيب الإلكتروني لأفراد الزمرة السادسة يقل بإلكترونين عن الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل (ns^2 np^4) أي يتشبع بـ 8 إلكترونات وعليه لكي يكتمل الترتيب الإلكتروني بحيث يأخذ الغلاف المغلق (الغاز النبيل) بإحدى الطرائق الآتية:

أ. اكتساب الإلكترونين لتكوين الأوكسيد O^{-2} وكبريتيد S^{-2} وتلينيد Te^{-2} وسيليند Se^{-2}، إلا أن هذه الأيونات لا توجد إلا في مركباتها مع العناصر ذات الإيجابية العالية (القلوية والقلوية الترابية) مثل كبريتيد الصوديوم Na_2S.

ب. تكوين آصرتين تساهميتين منفردتين (أحاديتين) مثل جزيئة H_2O و H_2S و $(CH_3)_2S$ و ... الخ.

ج. تكوين فصائل (أنواع) أيونية ذات آصرة تساهمية واحدة (أحادية) وشحنة سالبة واحدة من اكتساب إلكترون واحد مثل RS^- و OH^-.

2. إن عناصر الزمرة السادسة باستثناء البولونيوم هي عناصر لا فلزية وتكون مركبات تساهمية حيث تتدرج الخواص الفلزية للزمرة من الأعلى إلى الأسفل:

لا فلز	O
	S
	Se
شبه فلز	Te
	Po

3. إن العدد التناسقي لعناصر الزمرة السادسة ما عدا الأوكسجين يكون غير محدد بأربعة كما أن تكافؤها غير محدد بالثنائي كما في حالة الأوكسجين وذلك بسبب إمكانية استعمال العناصر أوربيتالات d في الارتباط لذلك فيزداد ميلها في تكوين مركبات معقدة سداسية التناسق ذات سحنة سالبة مثل $[SeBr_6]^{-2}$ و $[TeBr_6]^{-2}$ و $[PoI_6]^{-2}$.

4. قدرة العناصر من الكبريت إلى البولونيوم على تهجين واستخدام أوربيتالات d لتكوين أواصر متعددة (مزدوجة) لكون أن الأوكسجين لا يحتوي على أوربيتال d

وجود الأوكسجين في الطبيعة

يعتبر الأوكسجين من أكثر العناصر انتشاراً إذ يكون 50% وزناً من القشرة الأرضية حيث يدخل في تركيب الماء والسليكات وهي من المكونات الأساسية للقشرة الأرضية.

وكذلك يكون الأوكسجين مركبات مع جميع العناصر تقريباً وذلك بالاتحاد المباشر بين الأوكسجين مع كل العناصر ما عدا الهالوجينات وبعض العناصر النبيلة مثل الذهب والبلاتين والغازات الخاملة مثل الهليوم والنيوم والآركون و ... الخ، ويتم الاتحاد أما في درجات الحرارة الاعتيادية أو العالية.

تحضير الأوكسجين

تجارياً بفصله من الهواء المسال ويتم ذلك بإزالة النيتروجين من الهواء المسال عن طريق غليانه وتبخره، إذ إن درجة غليانه أقل من الأوكسجين.

مختبرياً وبصورة نقية

بعدة طرائق منها:

(1) بوساطة التحلل الحراري لأوكسيد الزئبق.

(2) بوساطة التحلل الكهربائي للماء.

(3) بوساطة التحلل الحراري لكلورات البوتاسيوم بوجود MnO_2 كعامل محفز (مساعد) كما يلي:

$$2KClO_{3(s)} \xrightarrow[MnO_2]{\Delta} 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

الأوزون O_3

تحضيره

يحضر بطريقتين هما:

(1) يحصل الأوزون عادة بفعل التفريغ الكهربائي على الأوكسجين كما يلي:

$$3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2O_3 \qquad \Delta H = +284\ KJ/mol$$

(2) يتكون الأوزون بفعل الأشعة فوق البنفسجية على الأوكسجين في طبقات الجو العليا حيث تقوم الأشعة بفصل جزيئات الأوكسجين إلى ذرات

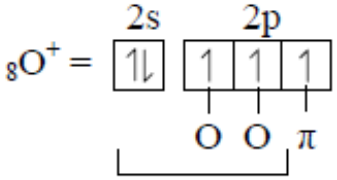
$$O_2 \xrightarrow{h\upsilon} 2O$$

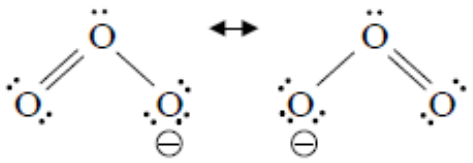
خواصه

(1) غاز سام لونه أزرق فاتح يغلي بدرجة 113 °م ويمتلك الأوزون صفة الدايامغناطيسية.

(2) للتعرف على الصيغة التركيبية للأوزون

$${}_8O = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow {}_8O^+ = 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$$





نوع التهجين (sp^2) والشكل الهندسي (زاوي)

(3) ويصل أعلى تركيز للأوزون في الجو على ارتفاع 2.5 كيلومتر. ويعتبر تكوين الأوزون بهذه الطريقة من العوامل التي تحمي سطح الأرض من التعرض الزائد للأشعة فوق البنفسجية.

مركبات الأوكسجين

1. بيروكسيد الهيدروجين (H_2O_2) (Hydrogen Peroxide)

أو فوق أوكسيد الهيدروجين أو الماء الأوكسجيني

تحضيره

يحضر وعلى نطاق واسع من الأكسدة الذاتية لإحدى مركبات الانثراكونيول مثل 2-أثيل انثراكونيول (2-ethyl anthraquinol) متحولاً إلى 2-أثيل انثراكونيون (2-ethyl anthraquinone) ($C_{16}H_{12}O_2$) والكونيون الناتج يختزل بوساطة غاز الهيدروجين فيحصل على H_2O_2 كمحلول مائي بتركيز 20% والمواد الأولية اللازمة لمثل هذا التفاعل هي O_2 و H_2 و H_2O وتعرف بعملية ريدل.

2 - الاوزونيدات (O_3^-) Ozonides

وهي مركبات صلبة تنتج من تفاعل الأوزون مع هيدروكسيد البوتاسيوم أو الروبيديوم أو السيزيوم الصلبة بحيث تعطي مواد تسمى الأوزنيدات كما في المعادلة الآتية:

$$3MOH_{(s)} + 2O_{3(g)} \rightarrow 2MO_{3(s)} + MOH.H_2O_{(s)} + \tfrac{1}{2}O_{2(g)}$$

مركبات الكبريت والسليزيوم والتوليريوم والبولونيوم

1. الهيدريدات (Hydrides) H^-

تحضيرها

تحضر من فعل الحوامض على أملاح الفلزات مثلاً H_2S يحضر بوساطة تأثير حامض الهيدروكلوريك أو حامض الكبريتيك على كبريتيد الحديد (II) بجهاز كب (Kipp's Apparatus) كما يلي:

$$FeS_{(s)} + 2H^+ \rightarrow Fe^{+2}_{(aq.)} + H_2S_{(g)}$$

2. الهاليدات (Halides)

من هذه المركبات هي: S_2Cl_2 و SCl_2 و SCl_4 و Se_2Cl_2 و $SeCl_2$ و $TeCl_4$ و $TeBr_4$ و $SeBr_4$ و Se_2Br_2 و $SeBr_2$.

3. الأكاسيد (Oxides)

وتشمل SO_2 و SO و S_2O و TeO_2 و Se_2O_3 و SeO_2 و SO_3 و TeO_3 و Te_2O_3 بينما البولونيوم فيكون صيغة معقدة PoO_2[$PoO(OH)_2$].

تحضير SO_2

له طرائق عديدة منها:

(1) من حرق الكبريت في كمية محدودة من الأوكسجين كما يلي:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

(2) من حرق كبريتيدات الفلزات في الهواء كما يلي:

$$CuS + \tfrac{3}{2}O_2 \rightarrow SO_2 + CuO$$

تحضير SO_3

من الأكسدة المباشرة للكبريت أو من تفاعل SO_2 مع الأوكسجين كما في المعادلة الآتية:

$$SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$$

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة الحادية عشر

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

اكتب بالترتيب اسماء ورموز عناصر زمرة الاوكسجين.

ثانيا: الواجب الاسبوعي

ما هو الاوزون؟ وضح ذلك.

ما هي الاوزينيدات؟ وضح ذلك.

الزمرة السابعة

زمرة الهالوجينات (VIIA)

جدول يبين التركيب الإلكتروني وحالات الأكسدة لعناصر الزمرة السابعة

Element	Electronic Configuration	Oxidation States
Fluorine (F)	$_{2}[He]\ 2s^2\ 2p^5$	-1
Chlorine (Cl)	$_{10}[Ne]\ 3s^2\ 3p^5$	-1, +1, +3, +4, +5, +6, +7
Bromine (Br)	$_{18}[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$	-1, +1, +3, +4, +5, +6
Iodine (I)	$_{36}[Kr]\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$	-1, +1, +3, +5, +7
Astatine (At)	$_{54}[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^5$	

سميت الزمرة السابعة بزمرة الهالوجينات وتعود هذه التسمية إلى أصل إغريقي ومعناها مكونات الأملاح.

وينتج عنصر الأستاتين (At) بكميات قليلة جداً من عمليات الانحلال الإشعاعي لمتسلسلات اليورانيوم والثوريوم وهو عنصر قصير العمر ولا يعرف الكثير عن خواصه ولهذا يستثنى من دراسة هذه الزمرة.

خواص عناصر الزمرة السابعة

1. الهالوجينات جميعها شديدة الفعالية بحيث لا يمكن وجودها في الطبيعة بصورة حرة وبهيئة عنصرية ولها درجات انصهار وغليان عالية بحيث تزداد كلما نزلنا إلى أسفل عناصر الزمرة السابعة وهذا عامل واضح من حالتها الفيزيائية الاعتيادية لذلك نجد أن F و Cl غازات و Br سائل بينما I و At تمثل عناصر صلبة

2. لها ترتيب إلكتروني خارجي متشابه بغض النظر عن رقم الدورة ($ns^2\ np^5$) أي أن كل عنصر منهم يحتاج إلى إلكترون واحد ليصل إلى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل وهذا مما يفسر ميل عناصر الزمرة السابعة إلى ما يلي:

أ. اكتساب إلكترون وتكوين الأيونات السالبة (هاليدات آيونية) X^- كما في حالة NaCl و KCl و ... الخ.

ب. مشاركتها بالإلكترونات لتكوين أواصر تساهمية منفردة (هاليدات تساهمية) كما في حالة HCl و HF و ... الخ.

3. بإمكان كل عناصر الزمرة السابعة ما عدا الفلور أن تظهر بأعداد تأكسدية في مركباتها مع الأوكسجين (لأن الأوكسجين أكثر منها سالبية) ما عدا الفلور الذي يمتلك سالبية أعلى من سالبية الأوكسجين، وإن وجود حالة تأكسد موجبة يبدو غير ممكن.

شذوذ عنصر الفلور عن بقية عناصر زمرة الهالوجينات

1. صغر حجم الفلور مع سالبية كهربائية عالية.
2. عدم احتواءه على أوربيتالات d أي يكون غير قادر على توسيع مداره التكافؤي وبالتالي يكون الحد الأعلى (الأقصى) لعدد الإلكترونات في هذا الغلاف 8 إلكترونات.
3. يختلف الفلور عن بقية الهالوجينات في سهولة كسر الآصرة في جزيئة الفلور بسبب قلة طاقة تفكك الجزيئة والذي يعزى إلى التنافر بين ذرتي الجزيئة والإلكترونات غير المتآصرة بسبب قصر الآصرة بين ($:\ddot{F}-\ddot{F}:$).

وجود عناصر الزمرة السابعة في الطبيعة

الفلور

يتواجد بشكل رئيسي في خام الفلسبار (الفلورايت) Flourite patite $Ca_5F(PO_4)_3$.

الكلور

يمكن الحصول عليه من كلوريد الصوديوم (NaCl) بشكل مادة صلبة مترسبة في العديد من مناطق العالم وكذلك بشكل KCl.

البروم

يستخلص من ماء البحر بطريقة الكلورة (Chlaronation) حيث يتم أكسدة البروميد إلى البروم أو من السائل المتبقي بعد استخلاص خام الكارنلايت بصيغة $KMgBr_3.6H_2O$.

اليود

يستخلص من مياه البحر على شكل يوديدات الكالسيوم والصوديوم وكذلك من بعض الأعشاب البحرية التي تركز اليود (بعد استخلاصه من ماء البحر) بشكل مركبات عضوية.

تفاعلات عناصر الزمرة السابعة

1. تتحد جميع الهالوجينات مع أغلب الفلزات بسبب الفعالية الكبيرة للهالوجينات بحيث أن الفلور هو العنصر الأكثر فعالية من مجموعته بينما فعالية باقي العناصر الأخرى تتناقص تدريجياً عند النزول إلى أسفل الزمرة السابعة وبسبب قواها التأكسدية العالية فإن كل من F و Cl يميلان لإعطاء العناصر الأخرى حالات تأكسد أعلى مثال:

$$2Fe_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow 2FeCl_{3(s)}$$

2. تتفاعل الهالوجينات مع عدد كبير من اللافلزات مثال:

$$2P + 3X_2 \rightarrow 2PX_3$$

طرائق تحضير عناصر الزمرة السابعة

1. جزيئة الفلور (F_2)

يعتبر الفلور من أكثر العناصر فعالية وأقوى العوامل المؤكسدة لذا لا يمكن تحضيره من المحاليل المائية لأنه يؤكسد الماء أي يفكك الماء إلى الأوكسجين كما يلي:

$$2F_2 + 2H_2O \rightarrow 4HF + O_2$$

2. جزيئة الكلور (Cl_2)

صناعياً

يعتبر التحليل الكهربائي لمحلول NaCl هو من أهم الطرائق المستعملة في الصناعة لتحضير Cl_2 كما يلي:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{تحلل كهربائي}} Cl_2 + H_2 + 2NaOH$$

مختبرياً

من أكسدة حامض HCl المركز بوساطة أحد العوامل المؤكسدة القوية مثل $KMnO_4$ و $K_2Cr_2O_7$ و PbO_2 و MnO_2 وكمثال على ذلك:

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow [MnCl_4] + 2H_2O$$
$$[MnCl_4] \rightarrow Cl_2 + MnCl_2$$

3. جزيئة البروم (Br_2)

من أكسدة البروميد إلى البروم باستخدام الكلور كما يلي:

$$Cl_2 + 2Br^- \rightarrow Br_2 + 2Cl^-$$

4. جزيئة اليود (I_2)

صناعياً

من أكسدة اليوديد بالكلور كما يلي:

$$Cl_2 + 2I^- \rightarrow I_2 + 2Cl^-$$

الحوامض الأوكسجينية للهالوجينات (Halogens oxyacids)

وتتكون الحوامض الأوكسجينية للهالوجينات عادة كما هو معروف من ذوبان الأكاسيد في الماء.

وتعتبر الحوامض الأوكسجينية للكلور من أهم هذه المركبات.

صيغة الحامض Acid form	اسم الحامض Acid name	اسم الآيون المشتق من الحامض Derivative ion name from acid	عدد الأكسدة للهالوجين The oxidate number of halogen
1. HXO $X = Cl, Br, I$ مثل $HClO$	حامض الهايبوهالوز (تحت الهالوز) (Hypohalous acid) حامض الهايبوكلوروز (Hypochlorous acid)	آيون الهايبوهاليت $(XO)^-$ (Hypohalous ion) آيون الهايبوكلوريت $(ClO)^-$ (Hypochlorite ion)	+1 +1
2. HXO_2 $X = Cl, Br, I$ مثل $HClO_2$	حامض الهالوز (Halous acid) حامض الكلوروز (Chlorous acid)	آيون الهاليت XO_2^- (Halite ion) آيون الكلوريت ClO_2^- Chlorite ion	+3 +3
3. HXO_3 $X = Cl, Br, I$ مثل $HClO_3$	حامض الهاليك (Halic acid) حامض الكلوريك (Chloric acid)	آيون الهالات XO_3^- (Halate ion) آيون الكلورات ClO_3^- (Chlorate ion)	+5 +5
4. HXO_4 $X = Cl, Br, I$ مثل $HClO_4$	حامض البيرهاليك (فوق الهاليك) (Perhalic acid) حامض البيركلوريك (Perchloric acid)	آيون البيرهالات XO_4^- (Perhalate ion) آيون البيركلورات ClO_4^- (Perchlorate ion)	+7 +7

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة الثانية عشر

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

لماذا سميت الهالوجينات بهذا الاسم؟

ثانيا: الواجب الاسبوعي

ما هي الحوامض الاوكسجينية للهالوجينات ؟ وضحها مع ذكر مثال والصيغة الجزيئية لكل منها.

اكتب بالترتيب اسماء ورموز عناصر الزمرة السابعة.

2023-2022

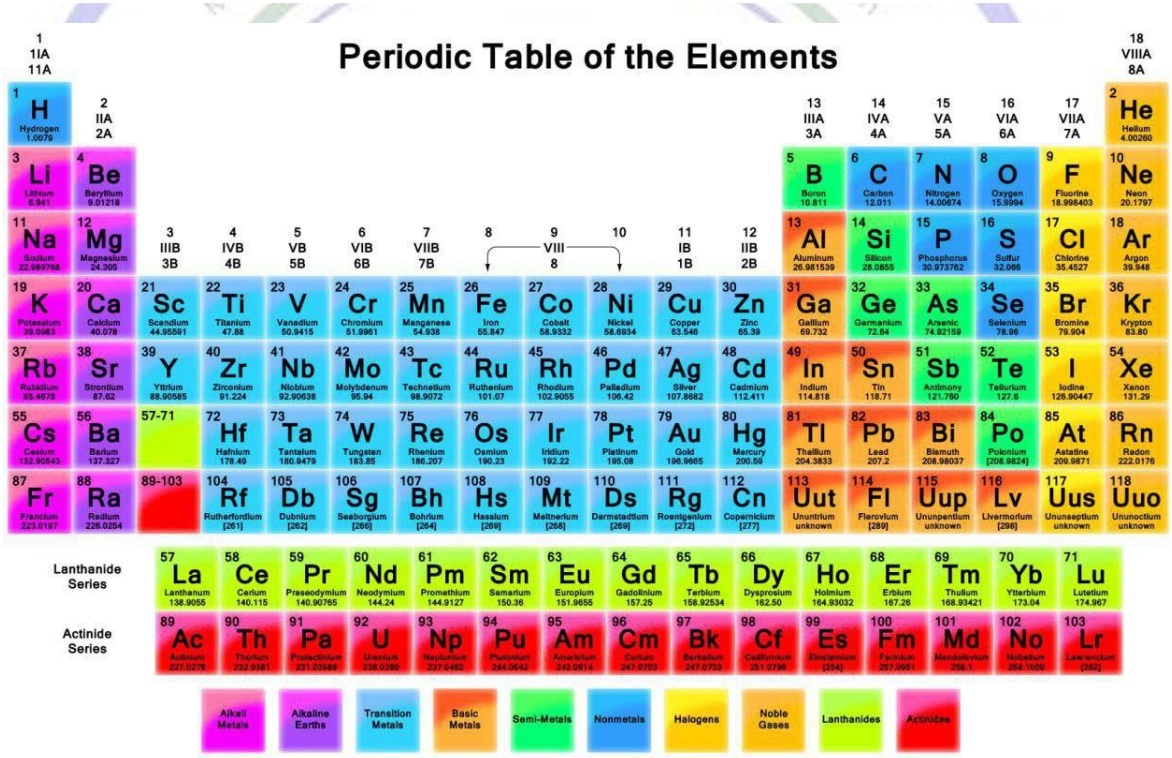
جامعة المثنى

كلية التربية الاساسية

قسم العلوم – المرحلة الثانية/الكيمياء

تجارب مختبر كيمياء العناصر الممثلة

أ.م.د حسنين جمهور جاسم م.م أمينة نعيم صيوان



مقدمة عامة

كيميـاء العناصـر الممثلـة هـي دراسـة العناصـر الكيميائيـة بالجـدول الـدوري الحـديث التـي تندرج بها الخواص الفيزيائية و الكيميائية تدرجاً منتظماً بخلاف العناصر الانتقالية.

و تشمل تلك العناصر عناصر الفئة S التي يكون توزيع اخر الكترون بها في المستوي S و التي تشمل المجموعتين الاولي و الثانية بالجدول الدوري الحديث و عناصر الفئة Pالتي يكون توزيع اخر الكترون بها في المستوي P

وتعرف العناصر الممثلة بأنها العناصر الكيميائية التي توجد في الجدول الدوري،التي تجمع بين اللافلزات والفلزات، كما أن بعض العناصر الممثلة هي عبارة عن أشباه فلزات، ، كما تعرف العناصر الممثلة بأنها من العناصر الأكثر وفرة على وجه الأرض، حيث تقسم العناصر الممثلة إلى ٨ مجموعات وكل مجموعة تحتوي على عدة عناصر بينها مجموعة من الخواص الفيزيائية والكيميائية المشتركة.

تجربة تفاعل فلزات المجموعة الأولى (الفلرات القلوية) مع الماء

تعرف أول ستة عناصر المجموعة الأولى من الجدول الدوري بإسم العناصر القلوية فهذه العناصر لينة مقارنة مع الفلرات الأخرى، أو لها درجات انصهار منخفضة ونشطة جدا بحيث أنها لا توجد مطلقاً في الطبيعة بدون أن تكون مرتبطة مع عناصر أخرى وتعتبر ايضاً عوامل اختزال قوية بحيث تعطي الكتروناً بسهولة، و تتفاعل بعنف مع الماء لتكون غاز الهيدروجين والقواعد القوية.

الخصائص العامة لعناصر الفلزات القلوية

١. عناصر المجموعة الأولى نشطة جدا لذلك لا توجد في الطبيعة بصورتها الحرة.

٢. لونها يميل إلى اللون الأبيض الفضي ، وهي لينة وخفيفة الوزن.

٣. طاقات التأين لعناصر هذه المجموعة تعتبر الأقل مقارنة مع عناصر الجدول الدوري الأخرى فهي تميل إلى فقدان الكترونها بسهولة الموجودة في الأوربيتال s مقارنة مع عناصر الجدول الدوري الأخرى ، وبالتالي الوصول إلى التوزيع الالكتروني للعناصر النبيلة الأكثر استقراراً.

٤. تفاعلها مع الماء قوي جداً و ينتج عن ذلك التفاعل هيدروكسيدات أو محاليل قاعدية قوية، ميل جميع فلزات المجموعة الأولى إلى التفاعل مع الماء حيث يكون الليثيوم أبطؤها و تزداد شدة ذلك التفاعل كلما انتقلنا في المجموعة من الأعلى الى الأسفل (لماذا؟) ، وينتج عن ذلك الهيدروكسيدات وغاز الهيدروجين. كما في المعادلة

$$2\ M + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ MOH + H_2$$

٥. عند تعرضها للهب ينتج عنها الوان يعرف بها كل عنصر على حده.

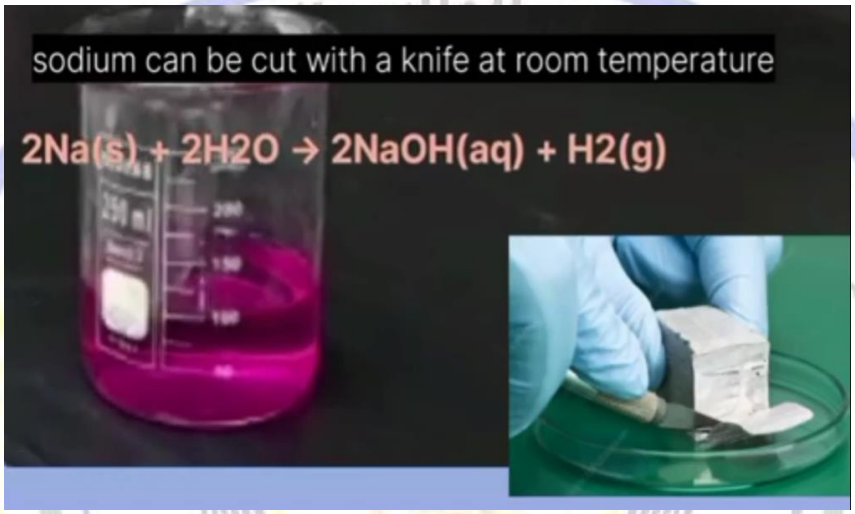
٦. تتفاعل بشدة مع الهواء الجوي لذلك تحفظ في الكيروسين.

طريقة العمل :

١. خذ Beaker سعة ١٠٠ مل وضع فيه كمية من الماء. واضف اليه قطرات من دليل الفينولفثالين .

٢. ضع وبحذر قطعة صغيرة من فلز الصوديوم اقل من نصف غرام .

٣. نلاحظ حصول تفاعل شديد مع تلون المحلول باللون الوردي .



س١: كيف يتم الاستدلال على تكون الهيدروكسيدات اثناء تفاعل فلزات المجموعة الاولى مع الماء ؟

س٢: عرف طاقة أو جهد التأين؟

س٣: ما هو دليل الفينو لفثالين؟ وما تركيبه الكيميائي ؟

س٤: تفاعل البوتاسيوم مع الماء يكون اشد واقوى من تفاعل الصوديوم مع الماء؟

رابط فيديو التجربة

https://www.youtube.com/watch?v=WLGKUgzsaHg

كلية التربية للعلوم الصرفة - جامعة المثنى
EST.2011-2012
Muthanna University

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للتجربة الاولى

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

كيف يتم الاستدلال على تكون الهيدروكسيدات اثناء تفاعل فلزات المجموعة الاولى مع الماء ؟

عرف طاقة أو جهد التأين؟

ثانيا: الواجب الاسبوعي

ما هو دليل الفينو لفثالين؟ وما تركيبه الكيميائي ؟

تفاعل البوتاسيوم مع الماء يكون اشد واقوى من تفاعل الصوديوم مع الماء؟

تجربة تحضير كلوريد الصوديوم

كلوريد الصوديوم هو الاسم الكيميائي للملح، والذي ينظم كمية المياه في الجسم، ويلعب دوراً مهماً في التحكم بنبضات العصب وتقلصات العضلات. يمكن استخدام كلوريد الصوديوم لعلاج أو منع فقدان الصوديوم الناجم عن الجفاف والتعرق المفرط، وله العديد من الأغراض الأخرى.

كلوريد الصوديوم عبارة عن مركب أيوني يتكون من عدد متساو من ذرات الصوديوم موجبة الشحنة، وأيونات الكلوريد سالبة الشحنة، وعندما يذوب هذا المركب في الماء فإنّ الأيونات تتحرك بحرية ويصبح كلوريد الصوديوم المذاب موصلاً للكهرباء، فهو يذوب في الماء بسهولة، ولكنه غير قابل للذوبان، أو يذوب قليلاً في معظم السوائل الأخرى، ويكون كلوريد الصوديوم على شكل بلورات صغيرة شفافة أو بيضاء، كما أنها عديمة الرائحة، ولكن لها طعم مميز . تبلغ درجة انصهار كلوريد الصوديوم الصلب ٨٠١ درجة مئوية.

الاستخدامات الصناعية المتنوعة لملح كلوريد الصوديوم

١- في التنقيب عن النفط والغاز، يعتبر مكونًا مهمًا لسوائل الحفر في حفر الآبار. يتم استخدامه لزيادة كثافة سائل الحفر للتغلب على ضغوط الغاز العالية.
٢- في المنسوجات والصباغة، يستخدم الملح كمحلول ملحي لفصل الملوثات العضوية، ولتعزيز «تمليح» رواسب الصباغة، والمزج مع الأصباغ المركزة لتوحيدها.
٣- يستخدم في صنع كلورات الصوديوم $NaClO_3$ التي تضاف مع حامض الكبريتيك والماء لتصنيع ثاني أوكسيد الكلور ClO_2، وهو مادة كيميائية ممتازة للتبييض.
٤- في الدباغة ومعالجة الجلود، يضاف الملح إلى جلود الحيوانات لتثبيط النشاط الجرثومي على الجانب السفلي من الجلود وجذب الرطوبة مرة أخرى إلى الجلود.
٥- في صناعة المطاط، مثل المطاط الأبيض.
٦- يستخدم كلوريد الصوديوم أحيانًا كمجفف رخيص والتمليح طريقة فعالة لحفظ الطعام تاريخيًا؛ يسحب الملح الماء من البكتيريا من خلال الضغط الاسموزي، مما يمنعه من التكاثر. ولنفس السبب يستخدم الملح لحفظ بعض الأطعمة، مثل اللحم أو السمك.
٧- في الطب يستخدم كلوريد الصوديوم مع الماء كأحد الحلول الأولية للمعالجة الوريدية. يحتوي رذاذ الأنف غالبًا على محلول ملحي.
٨- في مكافحة الحريق فكلوريد الصوديوم هو عامل الإطفاء الرئيسي في طفايات الحريق

يحضر ملح الطعام مختبريا بعدة طرق منها تفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع حامض الهيدروكلوريك حسب التفاعل الاتي :

$$2\ NaOH + 2\ HCl \longrightarrow 2\ NaCl + 2\ H_2O$$

او من تفاعل كاربونات الصوديوم مع حامض الهيدروكلوريك

$$Na_2CO_3 + 2\ HCl \longrightarrow 2\ NaCl + H_2O + CO_2$$

انواع كلوريد الصوديوم

١- الملح المكرر : يتكون من – ٩٩% من كلوريد الصوديوم و ١% من المعادن الأخرى مثل الايودين والكالسيوم.

٢- الملح البحري : يتكون من - ٩٥% من كلوريد الصوديوم و ٥% من المعادن الأخرى مثل الفسفور والمنغنيز وعناصر أخرى.

طريقة العمل:

١- اذب ٠,٥ g من كاربونات الصوديوم في ٥ ml من الماء المقطر.

٢- اضف ببطء مع التحريك المستمر حامض الهيدروكلوريك الى ان تصبح الدالة الحامضية pH=٧ .

٣- سخن المحلول (دع السائل يتبخر) الى ما قبل الجفاف. اكمل التجفيف في فرن درجة حرارته ١٠٠م.

٤- زن الناتج واحسب النسبة المئوية.

رابط فيديو التجربة :

https://www.youtube.com/watch?v=z3Tu5K1B22w

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للتجربة الثانية

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

ما هي الاستخدامات الصناعية المتنوعة لملح كلوريد الصوديوم؟

ثانيا: الواجب الاسبوعي

كيف يحضر ملح الطعام مختبريا؟

ما هي انواع ملح كلوريد الصوديوم؟

تجربة تحضير بيروكسيد الباريوم

البيروكسيد peroxide هو صنف من المركبات الكيميائية يحوي على رابطة مباشرة بين ذرتي أكسجين O–O، والتي تحمل الشحنة السالبة على شكل أيون سالب O_2^{-2} . تصنف البيروكسيدات إلى بيروكسيدات لاعضوية وبيروكسيدات عضوية. للبيروكسيدات اللاعضوية خصائص أيونية تشبه الأملاح، في حين أن البيروكسيدات العضوية تغلب عليها صفات الرابطة التساهمية. تعد أغلب مركبات البيروكسيدات العضوية R–O–O–R من المركبات سريعة الاشتعال والمتفجرة.

بيروكسيد الباريوم هو مركب كيميائي صيغة كيميائية BaO_2 ويتكون من ايون الباريوم. بيروكسيد الباريوم هو راسب ابيض - رمادي يتفاعل مع الماء ليعطي غاز الاوكسجين وعند تسخينه بحرارة عالية سوف يحرر الاوكسجين ويتحول الى اوكسيد الباريوم BaO

$$BaO + 1/2\ O_2 \longleftrightarrow BaO_2$$ عند درجة حرارة ٥٠٠ مْ

يستخدم بيروكسيد الباريوم للحصول على بيروكسيد الهيدروجين عند تفاعله مع حامض الكبريتيك وهذا التفاعل ايضا يعطي كبريتات الباريوم.

$$BaO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + H_2O_2$$

المعادلة الاساسية لتحضير بيروكسيد الباريوم

$$BaCl_2.2H_2O + H_2O_2 \longrightarrow BaO_2 + 2H_2O + 2\ HCl$$

المواد المستخدمة في التجربة :

١- كلوريد الباريوم المائي $BaCl_2.2H_2O$

٢- بيروكسيد الهيدروجين H_2O_2

طريقة العمل

- اذب g ٢من كلوريد الباريوم المائي في ١٠ مل ماء مقطر.
- نأخذ ٧ مل من بيروكسيد الهيدروجين ويضاف الى المحلول المتكون في البيكر خطوة رقم ١ سوف نلاحظ تكون راسب ابيض وهو عبارة عن بيروكسيد الباريوم BaO2

- نرشح ثم نهمل الراشح.
- يجفف الناتج ويوزن.

الحسابات :-

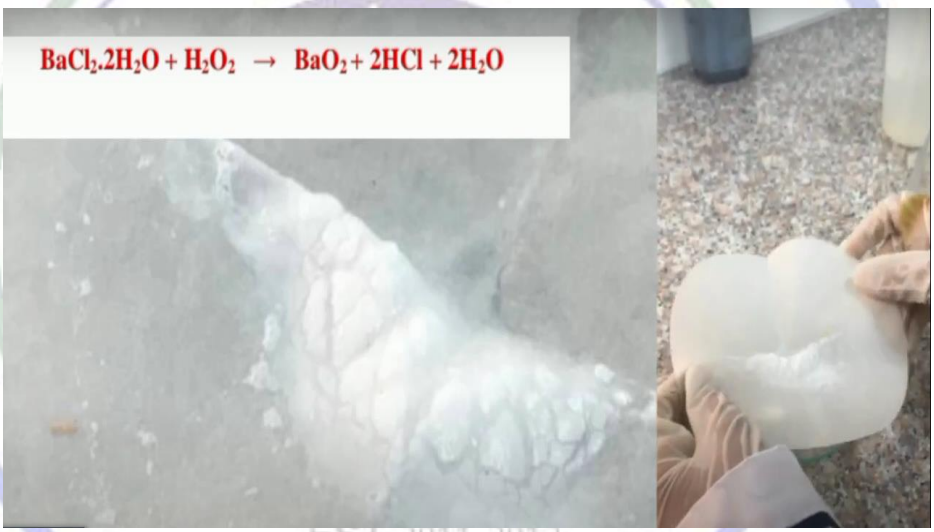
% بيروكسيد الباريوم = الوزن العملي / الوزن النظري X 100%

الوزن العملي هو وزن بيروكسيد الباريوم الذي تم تحضيره في المختبر من قبل الطلاب اما الوزن النظري يتم ايجاده كالاتي :

عدد مولات الناتج = عدد مولات المتفاعلات

$BaCl_2.2H_2O = BaO_2$

وبعد ايجاد الوزن النظري يعوض في قانون النسبة المئوية.



رابط فيديو التجربة:

https://www.youtube.com/watch?v=Vqp064e0Iv0

س/ما الفرق بين الاوكسيد oxide والبيروكسيد peroxide والسوبراوكسيد (فوق اوكسيد) superoxide؟

Oxide O^{-2} , peroxide O_2^{-2} , superoxide O_2^{-1}

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للتجربة الثالثة

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

اكتب المعادلة الاساسية لتحضير بيروكسيد الباريوم.

ثانيا: الواجب الاسبوعي

ما الفرق بين الاوكسيد oxide والبيروكسيد peroxide والسوبراوكسيد او فوق اوكسيد superoxide؟

تجربة تحضير أوكسيد الألمنيوم

اوكسيد الألمنيوم Aluminium oxide او ألومينا Al_2O_3 هو مركب لاعضوي، وهو احد مركبات عنصر الالمنيوم. لأوكسيد الألمنيوم وهيدروكسيده ألفة نحو الماء وعند تسخين الهيدروكسيد $Al(OH)_3$ فإنه يتحول إلى أوكسيد الألمنيوم. اوكسيد الالمنيوم وهيدروكسيد الألمنيوم لهم صفات امفوتيرية amphoteric (اي صفات حامضية وقاعدية) تجعلهم قادرين على التفاعل مع الحوامض والقواعد. ويحضر أوكسيد الألمنيوم إما بتسخين فلز الالمنيوم في الهواء أو بانتزاع الماء من أكاسيده المائية.

استخداماته: لأوكسيد الألمنيوم وهيدروكسيده أهمية صناعية كبيرة والاستعمال الرئيسي لأوكسيد الألمنيوم هو في إنتاج الألمنيوم وكذلك في:

١. أعمال السيراميك.
٢. المواد الطبية.
٣. عامل مساعد في الكثير من التفاعلات الكيميائية.

تحضيره مختبرياً: يتم تحضير أوكسيد الألمنيوم مختبرياً بخطوتين:

١.يتم تحضير هيدروكسيد الألمنيوم بأستخدام كبريتات الالمنيوم وهيدروكسيد الصوديوم وكما مبين في معادلة التفاعل الكيميائي أدناه :

$$Al_2(SO_4)_3 + 6\ NaOH \longrightarrow 2\ Al(OH)_3 + 3\ Na_2SO_4$$

٢.يتم تسخين هيدروكسيد الألمنيوم المحضرة في الخطوة (١) وكما مبين في المعادلة أدناه:

$$2\ Al(OH)_3 \xrightarrow{\triangle} Al_2O_3 + 3\ H_2O$$

طريقة العمل

١. أذب (٠,٧) غم من $Al_2(SO_4)_3$ في (١٥) مل ماء مقطر ثم أضف مع التحريك محلول 0.25 غم NaOH في ٢ مل ماء مقطر.
٢. رشح راسب الهيدروكسيد المتكون واغسله بالماء المقطر.
٣. سخن إلى درجة حرارة عالية حيث يتحول $Al(OH)_3$ إلى Al_2O_3 واحسب النسبة المئوية

حسابات التجربة : النسبة المئوية لاوكسيد الالمنيوم = الوزن العملي / الوزن النظري *١٠٠%

طريقة اخرى لتحضير اوكسيد الالمنيوم بإستخدام ورق الالمنيوم Aluminum foil

طريقة العمل

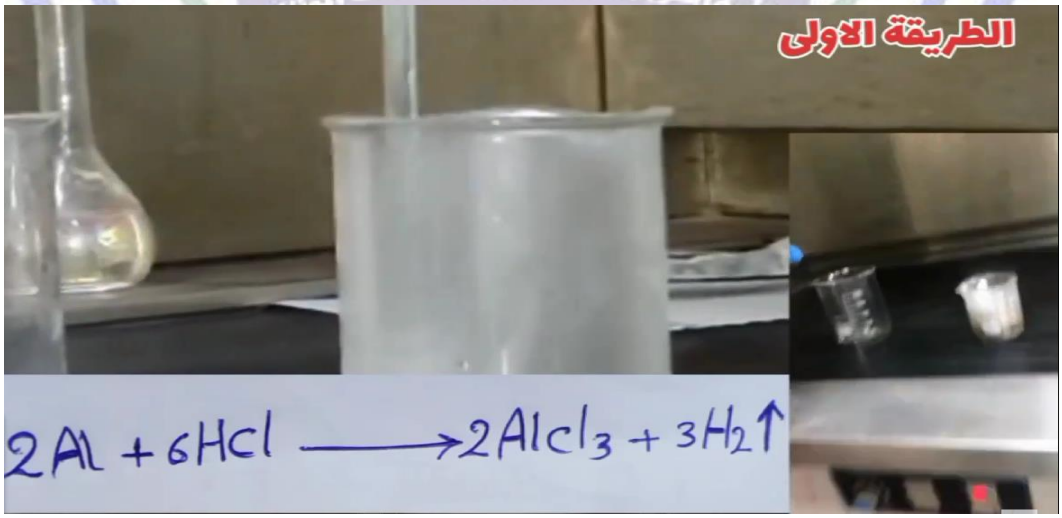
١. اذب ٠,٥٢٩غم من ورق الالمنيوم في ٦مل HCl مركز ستلاحظ حصول تفاعل شديد وتحرر غاز الهيدروجين
٢. رشح باستخدام قمع بخنر، اضف الى الراشح كاربونات الصوديوم Na_2CO_3 مع التحريك نلاحظ تكتل الراسب
٣. اضف ماء مقطر الى الراسب لإذابة كلوريد الصوديوم المتكون من التفاعل وتكرر عملية اضافة الماء عدة مرات
٤. رشح للحصول على هيدروكسيد الالمنيوم
٥. يتم تجفيف هايدروكسيد الالمنيوم لحصول على اوكسيد الالمنيوم

المعادلات الخاصة بالطريقة الثانية:

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

$$2\ AlCl_3 + 3\ Na_2CO_3 + 3\ H_2O \longrightarrow 6\ NaCl + 3\ CO_2 + 2\ Al(OH)_3$$

$$2\ Al(OH)_3 \xrightarrow{\triangle} Al_2O_3 + 3\ H_2O$$



رابط فيديو التجربة:

https://www.youtube.com/watch?v=dUwJc43upP8

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للتجربة الرابعة

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

كيف يتم تحضير أوكسيد الالمنيوم مختبريا؟

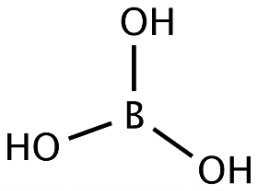
ثانيا: الواجب الاسبوعي

يعتبر أوكسيد الالمنيوم اوكسيدا امفوتيريا؟

ما هي استخدامات أوكسيد الالمنيوم؟

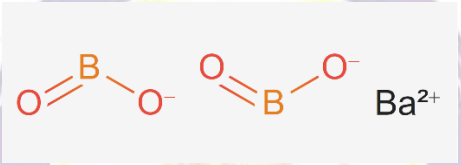
تجربة تحضير بورات الباريوم

البورات Borate هي مجموعة واسعة من الانيونات الحاوية على عنصري البورون والأوكسجين، وهي من حيث التركيب الكميائي املاح او استرات حامض البوريك Boric acid (H_3BO_3).

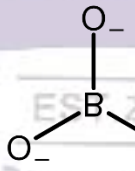


يمكن أن تكون مركبات البورات بسيطة او مركبة من عدد كبير من الاورثو بورات orthoborate (BO_3^{-3}) او من الميتا بورات metaborate (BO_2^-) او من التترا بورات tetraborate ($B_4O_7^{-2}$). يوجد عنصر البورون في الطبيعة غالباً على شكل بورات وتسمى المعادن الحاوية على هذه الاملاح اسم معادن البورات.

بورات الباريوم Barium borate مركب غير عضوي يمتلك الصيغة BaB_2O_4 أو $Ba(BO_2)_2$ ويتوفر في الطبيعة على شكل مسحوق ابيض أو بلورات عديمة اللون colorless crystals.



يمن اعتبار إن البورات جميعها هي مشتقات من حامض البوريك هو حامض ضفيف ، إن أيون البورات والتي تعرف باسم أورثو بورات له بنية جزيئية مستوية وذلك حسب نظرية تنافر ازواج الكترونات غلاف التكافو.



استخدام البورات

١- تستخدم أنواع مختلفة من البورات في تركيب مواد حفظ الخشب.

٢- تدخل البورات في تركيب المحاليل المنظمة.

٣- كمبيد للجراثيم والفطريات، ويضاف إلى الدهانات والطلاء والمواد اللاصقة والبلاستيك والمنتجات الورقية.

التحضير

يحضر مركب بورات الباريوم $Ba(BO_2)_2$ من تفاعل البوراكس مع كلوريد الباريوم وحسب التفاعل الآتي :-

$$Na_2B_4O_7.10H_2O + BaCl_2 \rightarrow Ba(BO_2)_2 + 2\ H_3BO_3 + 2\ NaCl + 7\ H_2O$$

تكون الراسب ذو اللون ابيض دليل نجاح هذا التفاعل

طريقة العمل

١- أذب ٠,٥ غم من البوراكس في ٥ مل ماء مقطر.
٢- اذب ٠،٢٧ غم من كلوريد الباريوم في ٥ مل ماء مقطر.
٣- أضف المحلول الثاني الى الاول ببطء مع التحريك
٤- اترك الراسب يستقر لمدة نصف ساعة. ثم رشح وجفف الراسب، وأحسب النسبة المئوية.

الحسابات

النسبة المئوية = وزن العملي / الوزن النظري ×١٠٠٪

س/ اكتب الصيغة الجزيئية والصيغة التركيبية لحامض البوريك.

س/ ما هي انواع البورات ؟ وضحها مع ذكر تركيبها الكيميائي.

رابط فيديو التجربة:

https://www.youtube.com/watch?v=7zrgq63MVcU

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للتجربة الخامسة

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

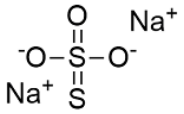
اكتب الصيغة الجزيئية والصيغة التركيبية لحامض البوريك.

ثانيا: الواجب الاسبوعي

ما هي انواع البورات ؟ وضحها مع ذكر تركيبها الكيميائي.

تجربة الكشف عن ثايوكبريتات الصوديوم

ثايوكبريتات الصوديوم sodium thiosulphate **($Na_2S_2O_3$)** هو مركب بلوري عديم اللون لانه يحتوي على جزيئات الماء وعند تبخر الماء يصبح المركب ذو لون ابيض يسمى ثايو كبريتات الصوديوم. أيون الثايوكبريتات $(S_2O_3)^{-2}$ له شكل رباعي السطوح وهو يشبه ايون السلفات (الكبريتات) SO_4^{-2} ، حيث يتم استبدال ذرة اوكسجين بذرة كبريت.



حمض الثايوكبريتيك Thiosulfuric acid هو حامض أوكسجيني لعنصر الكبريت صيغته $H_2S_2O_3$، ويوجد على شكل سائل زيتي عديم اللون، إذ أنه غير مستقر؛ لكن أملاحه من الثيوكبريتات معروفة ومستقرة.

التطبيقات والتفاعلات الاساسية لثايوكبريتات الصوديوم :

١- يستخدم ايون الثايوكبريتات في تقدير اليود من خلال تكون ايون جديد يسمى Tetrathionate كما موضح في المعادلة :

$$2\ S_2O_3^{2-} + I_2 \longrightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^-$$

٢- اللون الاسود في فيلم التصوير سببه برومات الفضة AgBr يتم ازالة هذا اللون باستخدام ايون الثايوكبريتات وتكوين ايون المعقد الذائب كما في المعادلة:

$$AgBr + 2Na_2S_2O_3 \longrightarrow Na_3[Ag(S_2O_3)_2] + NaBr$$

٣- يستخدم ايون الثايوكبريتات في ترسيب ايونات الالمنيوم بالتسخين مكونا راسب ابيض من هيدروكسيد الالمنيوم

٤- استخلاص الذهب، يستخدم ايون الثايوكبريتات في استخلاص الذهب اذا يتكون معقد $[Au(S_2O_3)_2]^{-3}$

الكشف عن ثايوكبريتات الصوديوم

عند إضافة حامض الهيدروكلوريك (او حامض الكبريتيك) إلى عينة من محلول ثايوكبريتات الصوديوم المائي، ينتج راسب أصفر صلب (الكبريت)، مع تصاعد غاز حامضي من المحلول(**SO_2**) يمكن الكشف عنه باستخدام ورقة عباد الشمس المبللة. يعتبر هذا التفاعل الكشف المميز لايون (الثايوكبريتات).

$$Na_2S_2O_3 + 2\ HCl \longrightarrow 2\ NaCl + S + SO_2 + H_2O$$

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ S + SO_2 + H_2O$$

ورق عباد الشمس Litmus paper هو عبارة عن خليط من الصبغات المستخرجة من النباتات يتم امتصاصه على ورق ترشيح مكونا ورق عباد الشمس . يستخدم لفحص حموضة او قلوية المواد . حيث يتحول لون ورقة عباد الشمس من الازرق الى الأحمر عند وضعه في بيئة حامضية، و يتحول من الاحمر الى الازرق عند وضعه في بيئة قلوية. أما عندما يوضع في بيئة متعادلة يعود لونه الى اللون الارجواني (لون ورق عباد الشمس الطبيعي).

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للتجربة السادسة

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

ما هي التطبيقات والتفاعلات الاساسية لثايوكبريتات الصوديوم؟

ثانيا: الواجب الاسبوعي

ما هو ورق عباد الشمس paper Litmus؟ وما فائدته؟

تجربة تحضير خلات الصوديوم

ما هي خلات الصوديوم أو أسيتات الصوديوم Sodium acetate ؟

وهي عبارة عن ملح له العديد من الاستعمالات العملية، كما أنّها قاعدة مرافقة لحامض ضعيف، مما يعني أنّها تتأين جزئياً عند ذوبانها في المياه، مجالات أخرى لاستخدام خلات الصوديوم تستخدم ملح خلات الصوديوم في مجالات عدّة، ومنها ما يأتي:

١- تُضاف خلات الصوديوم إلى بعض الأطعمة للمساعدة على منع نمو البكتيريا، إذ تُساهم في الحفاظ على درجة حموضة محددة، وقد تُستخدم أيضاً في تعزيز النكهات المضافة لبعض أنواع الأغذية المصنّعة.
٢- تستخدم خلات الصوديوم في مختبرات الكيمياء، إذ تعدّ كاشفاً كيميائياً شائعاً جداً، كما تستخدم في مختبرات علم الأحياء الجزيئي والكيمياء الحيوية.
٣- تستخدم خلات الصوديوم في المجالات الصناعية، فقد تستخدم في عمليات طلاء الأسطح المعدنية، ودباغة الجلود، ومنتجات المطاط، كما يمكنها المساهمة في التخفيف من البقع، وإزالة الصدأ.

طريقة العمل

١- يتم اخذ ١٠ مل من حامض الخليك.
٢- يضاف بيكاربونات الصوديوم حتى يصبح المحلول متعادل.
٣- يبخر الراشح حتى يركز ثم يبرد.

$$CH_3COOH + NaHCO_3 \rightarrow CH_3COONa + CO_2 + H_2O$$

رابط فيديو التجربة:

https://www.youtube.com/watch?v=72GWQLrEP9U&feature=youtu.be

جامعة المثنى
كلية التربية الأساسية
قسم العلوم

المادة: كيمياء العناصر الممثلة
الفصل الدراسي: الثاني
المرحلة: الثانية / كيمياء
نوع الدراسة: صباحي/مسائي
تدريسي المادة: أ.م.د حسنين جمهور جاسم

الواجب اليومي والاسبوعي للتجربة السابعة

اولا: الواجب اليومي (بعد المحاضرة مباشرة)

ما هي خلات الصوديوم أو أسيتات الصوديوم acetate Sodium ؟

ثانيا: الواجب الاسبوعي

ما هي استخدامات خلات الصوديوم ؟ وكيف تحضر مختبريا؟