كلية العلوم

القسم : **الكيمياء**

السنة : **الثالثة**

المادة : كيمياء لاعضوية٢

المحاضرة : الثالثة/نظري/

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

2026

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر(What's app-Telegram)على الرقم 0931497960

عائلة الهالوجينات

أ/ الخواص المؤكسدة:

① القوة المؤكسدة للهالوجينات ② تفاعل الهالوجينات مع الماء:

رأينا أن الهالوجينات قليلة الانحلال في الماء ولكن جزء من الهالوجين المنحل يتفاعل مع الماء بتفاعل الأكسدة والإرجاع ذاتية حسب التفاعل:

$$X + H_2O \longrightarrow HOX + HX$$

ويعتبر الجزيء الناتج عن الهيدروجين مع الكلور عن الكلور ومع البروم عن البروم

$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow HOCl + HCl$$

$$Br_2 + H_2O \longrightarrow HOBr + HBr$$

أما مع الفلور فإنه يؤكسد الماء حسب التفاعل الآتي:

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

③ تفاعل الهالوجينات مع القلويات:

Ⓐ مع القلويات الباردة: تتفاعل الهالوجينات بشكل جيد مع القلويات الباردة حسب التفاعل الآتي

$$2NaOH + X_2 \longrightarrow NaOX + NaX + H_2O$$

هالايد الصوديوم

المعادلة الأيونية:

$$2OH^- + X_2 \longrightarrow OX^- + X^- + H_2O$$

هالايد الصوديوم

كلوريد الصوديوم

$$2NaOH + Cl_2 \longrightarrow NaOCl + NaCl + H_2O$$

ماء جافيل

Ⓑ القلويات الساخنة: في حال تفاعل الهالوجينات مع القلويات الساخنة تختلف النتائج حسب عمل الناتج من OX^- ← XO_3^- يتفاعل الأكسدة والإرجاع ذاتي حسب الآتي:

$$3OX^- \longrightarrow XO_3^- + 2X^-$$

$$6KOH + 3I_2 \longrightarrow IO_3K + 5HI + 3H_2O$$

$$6NaOH + 3Cl_2 \longrightarrow 5NaCl + NaClO_3 + H_2O$$

هاليد الهيدروجين:

① جميع الهالوجينات تتفاعل مع الهيدروجين لاعطاء هاليد الهيدروجين مثلاً الفلور يتفاعل بعنف حتى في الظلام، الكلور يتفاعل بضوء، البروم واليود يحتاجان الى تسخين وينتج HF و HCl من تفاعل ملح الكبريت المركز مع كل من NaCl و CaF_2 على التوالي:

$$CaF_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2HF$$

$$NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HCl \quad \text{95\% مؤقت}$$

هذه الطريقة لا تصلح لتحضير هاليد البروم أو هاليد اليود لان ملح الكبريت المركز يؤكسد سريعاً Br و I الموجودة من المحلول الى البروم الجزيئي Br_2 واليود الجزيئي I_2

$$HBr + H_2SO_4 \longrightarrow Br_2 + SO_2 + H_2O$$

$$8HI + H_2SO_4 \longrightarrow 4I_2 + H_2S + 4H_2O$$

ملح مرجع — (حالة خاصة)

ملاحظة: اي ملح او معدن يتفاعل مع ملح الكبريت المركز ينتج املاح ذائبة للمعدن مع SO_2 (غاز نتانة البيض الكبريتي) مع الماء الا في حالة نادرة معادلة H_2SO_4 مع HI

$$Zn + 2H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

وظيفتي معرفة المعادلة

$$Cu + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$$

من الاكسدة والارجاع

② لهاليدات الفوسفور ثلاثي من تفاعل حمض يوديد وبروميد الفوسفور الثلاثي:

$$PX_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3PO_3 + 3HX$$ (المعادلة العامة) — H_3PO_3 حمض الفوسفور

$$PBr_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3PO_3 + 3HBr$$

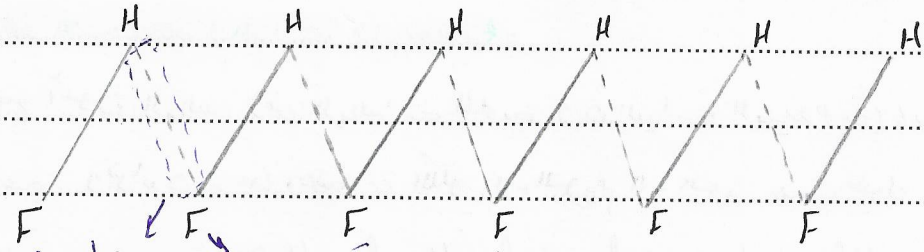
$$PI_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3PO_3 + 3HI$$

$$KMnO_4 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + KCl + H_2O$$

خواص هاليدات الهيدروجين:

جميع هاليدات الهيدروجين غازات عديمة اللون ذات رائحة واحدة فمثلاً كلوريد الهيدروجين يتميع بدرجة حرارة $-19°C$ ويعود ذلك الى تشكيل روابط هيدروجينية بين جزيئاته حيث يشكل جزيئات الى ما يعادل نصف جزيئات (HF) في الطور الغازي

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة



ذرة ذات كهرسلبية عالية ... رابطة هيدروجينية

الرابطة الهيدروجينية: هي ارتباط بين جزيئين بحيث يرتبط بين الجزيء الأول ذرة هيدروجين وذرة أكثر كهرسلبية، أما بقية هاليدات الهيدروجين فهي مركبات ذو عزم الجزيئة مثل HI - HBr - HCl (وعزم الجزيئة)

- الروابط في هاليدات الهيدروجين لها طبيعة مشتركة قطبية:

قبل التداخل ... بعد التداخل

H X ; H-X ; H: I, Br, Cl, F

تتأثر قوة الرابطة وفق الآتي:

H-F > H-Cl > H-Br > H-I

132 kcal/mol 103 87 71

يعزى ذلك التناقص بدرجة تفاعل أو تداخل السحب الإلكترونية لذرتي الهيدروجين والهالوجين الناتجتين عن ابتعاد منطقة التداخل عن نواة الهالوجين بسبب مثل الحجم التي تشكل الإلكترونات الطبقة الداخلية

مثال: هاليد الهيدروجين مع الماء: $HX + H_2O \rightarrow X^- + H_3O^+$ ... تسلك سلوك قوي

$HBr + H_2O \rightarrow Br^- + H_3O^+$

من المعادلة نستنتج أن هذه الهاليدات تسلك سلوك حمض قوي ما عدا فلوريد الهيدروجين نشرده

$HF + H_2O \rightarrow H_3O^+ + F^-$ $K_a = 7.2 \times 10^{-4}$ ضعيف نسبياً حسب المعادلة:

إن وجود F مع جزيئة غير متأينة يعطي HF_2^- حسب المعادلة:

$HF + F^- \rightarrow HF_2^-$ ← جزيئة غير متأينة ... أيون هيدروفلوريد

جزيئة متأينة

حيث تشكل أملاحاً تسمى هيدروفلوريدات مثل هيدروفلوريدات البوتاسيوم KHF_2 و هيدروفلوريدات الأمونيوم NH_4F_2

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

مهم

الخواص الارجاعية لأملاح الهيدروجين:

تمتلك أيونات الهاليد (في الهاليدات الملحية و هاليدات الهيدروجين) باستثناء الفلور خواص ارجاعية وتزداد هذه الخاصية من الكلور الى البروم الى اليود حيث يتحول أيون الهاليد الى هالوجين

مثال: $HCl + KMnO_4 \rightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$

- في حال استعمال هاليدات ملحية يجب استخدام وسط حمضي

مثال: $KCl + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Cl_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

عكس التفاعل: $2FeCl_3 + 2HI \rightarrow I_2 + 2FeCl_2 + 2HCl$

(HI: مؤكسد، $FeCl_3$: مرجع)

- عندما يتفاعل حمض هاليد الهيدروجين مع المعادن فإن المؤكسد هو الايون H^+ وليس أيون الهاليد

علل: لأن ايون الهاليد لا يمكن ان يكون مؤكسداً كونه من درجة الأكسدة الدنيا للعنصر

$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

(Zn: مرجع، H^+ في HCl: مؤكسد)

- الحديد يأخذ صفة المرجع دائماً الا في حالات نادرة

الأوكسجين:

خواصه من الطبيعة: تحوي القشرة الأرضية على الأوكسجين بنسبة 47% وزناً والمحيطات 89% ويشكل الأوكسجين 20,95% من حجم الهواء ويدخل في تركيب الفلزات والحيوانات والماء

- يوجد بشكل ثنائي الذرة لأنه ذات خواص بارامغناطيسية حيث يحوي على الكترونين مزدوجين على المدار المعاكس للارتباط π^*

- تألف مجموعة الأوكسجين من التيرت والسيلينيوم والتيلانيوم والبولونيوم: O_2, S, Se, Te, Po

البنية الالكترونية: $ns^2 np^4$

رقم الأكسدة: -2

- الأوكسجين الذري هو مؤكسد أقوى بكثير من الأوكسجين الجزيئي وأنشط منه كيميائياً ويعود السبب الى أن الأوكسجين الذري يسعى لاستكمال مداره السطحي لعدم الكترونين لحقيقة الثمانية بينما الأوكسجين

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

الجزيئي حقق الثمانية باشتراكه مع جزيء آخر من الأوكسجين برابطة مشتركة سميت فيما سبق
أي طاقة عالية

تحضير الأوكسجين: O2 صناعياً:

بتقطير الهواء تقطيراً مجزأ بعد تبريده حيث تبخر النتروجين 195°C- ويبقى الأوكسجين سائلاً
في الدرجة 183°C- مع بقية الغازات النادرة (كالأرغون درجة غليانه 186°C-)

② مخبرياً: من تفكك المركبات الغنية:

$$2HgO \xrightarrow{\Delta} 2Hg + O_2$$

من تفكك الماء الأوكسجين بوجود وسيط (ثاني أكسيد المنغنيز):

$$H_2O_2 \xrightarrow{KMnO_4} H_2O + O_2$$

التفكك الحراري لنترات البوتاسيوم:

$$2KNO_3 \xrightarrow{\Delta} 2KO_2 + O_2$$

التفكك الحراري لكلورات البوتاسيوم بوجود وسيط ثاني أكسيد المنغنيز وهي الطريقة الأكثر
استخداماً

$$2KCl \xrightarrow[\Delta]{MnO_4} 2KCl + 3O_2$$

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة