كلية العلوم

القسم : **الكيمياء**

السنة : **الثالثة**

المادة : كيمياء لاعضوية٢

المحاضرة : الرابعة/نظري/

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

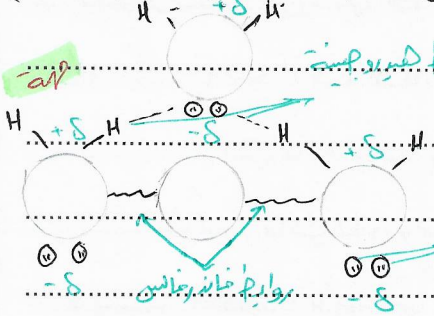
٤

2026

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

كلمة الأوكسجين:

الخواص الفيزيائية: يعد الأوكسجين غازاً ليس له لون ولا رائحة ولا طعم (عديم)، يتميع في الدرجة $-183^{\circ}C$ ليصبح أزرق فاتح ويتجمد في الدرجة $-219^{\circ}C$ يحل في الماء بنسب قليلة تسمح باستمرار الحياة الجرية للكائنات الحية المائية (يذيب 46 مل من الماء في الدرجة $0^{\circ}C$ ← 6.9 مل من الأوكسجين لكن إذا رفعنا درجة الحرارة إلى $20^{\circ}C$ ليصبح الحجم المنحل في الماء 2.1) إذاً آلية ذوبان الأوكسجين في الماء وهي عبارة عن تبعثر جزيئات الغاز في الفراغات الموجودة بين جزيئات الماء وترتبط هذه الجزيئات مع الماء بروابط ضعيفة (هايدروجينية) وفق الشكل



وتتناقص هذه الانحلالية بارتفاع درجة الحرارة ويمكن طرد الأوكسجين تماماً من الماء عند درجة الغليان

ويبلغ كثافة الأوكسجين الحر $\rho = 1.429\ g/L$

أهم الخواص الكيميائية:

يتفاعل الأوكسجين مع جميع العناصر باستثناء الغازات النادرة والمعادن النبيلة ولهذا يعد الأوكسجين ذا فعالية كيميائية شديدة إذ تتعلق فعاليته كبيرة من درجات الحرارة المرتفعة يطلق على النواتج التي تنتجت الأوكسجين عند اتحاده مع العناصر الأكاسيد

- جميع العناصر ذات الكهرسلبية العالية الواقعة على يسار الجدول الدوري تشكل O_2 أكاسيد ذات روابط مشتركة بشاردية (قطبية) مثل: MgO رابطة مشتركة قطبية
- أما مع العناصر اللامعدنية الواقعة على يمين الجدول الدوري وتشكل أكاسيد ذات روابط مشتركة مثل SO_2 ← روابط مشتركة S مع اللامعادن

Al مع O_2 : Al عين الجدول الدوري رابطة مشتركة غير قطبية

معدن فلز (صلب) لأنه قريب من اللامعادن Na و O_2 مشتركة قطبية

$Na_2 \xrightarrow{+\delta} O \xrightarrow{-\delta}$ رابطة قطبية مثالية O سحبة ⊖ لأنه الزوج الإلكتروني عيل اليه

(a) تفاعل الأوكسجين مع المعادن:

يتفاعل الأوكسجين مع المعادن ليعطي الكاسيد معدنية إذ يكون تصنيفها تبعاً لدرجة أكسدة الأوكسجين حسب مايلي:

① الكاسيد عادية: رقم أكسدة الأوكسجين 2- :

$Ca + \frac{1}{2}O_2 \xrightarrow{\Delta} CaO$

$2Fe + \frac{3}{2}O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$

$4Li + O_2 \longrightarrow 2Li_2O$

② فوق الكاسيد: يأخذ فيها الأوكسجين رقم أكسدة 1- وهي مركبات ذات طبيعة شاردية وهي مركبات تحوي فوق الكاسيد $(-O-O-)^{2-}$ ✗ O^- ✓ O_2^{2-}

$Ba + O_2 \longrightarrow BaO_2$ $2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$

ثنائي الكسيد ثنائي الصوديوم

③ الكاسيد الفلزية: يأخذ فيها الأوكسجين فيها $-\frac{1}{3}$ كما في الأزوبنات KO_3

④ الكاسيد المختلطة (المركبة) وهي الكاسيد يتفاعل فيها العنصر الذي يحتد مع الأكسجين بدرجتي أكسدة مثل: الكسيد الحديد المغناطيسي $[Fe_3O_4 \{Fe'' Fe_2'''O_4]$ إذ يوجد الحديد هنا بدرجتي أكسدة +2 و +3

ويكتب على الشكل التالي ← و يضم أيضاً الكسيد الرصاصي Pb_3O_4 بدرجتي الكسدة +2 و +4

ويكتب بالشكل Pb_2PbO_4

ملاحظة: وثمة الكاسيد تدعى بالكاسيد الحامضية تضم عنصرين معدنين مثل ثنائي الكسيد التيتانيوم و الكالسيوم $CaTiO_3$ الكسيد مضعف

(b) تفاعل الأوكسجين مع اللامعادن: (كبريت)

$S^8 + O_2^8 \longrightarrow 8SO_2$ يوجد الكبريت بشكل ثماني ذري حر.

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ / $N + O_2 \xrightarrow{\text{شرارة}} 2NO$ يحتاج إلى طاقة عالية

يتفاعل الأوكسجين مع اللامعادن مثل الكربون حيث يتحد الكربون مع الأوكسجين ليعطي ثاني أوكسيد الكربون (الكربون لا يكون بشكل أفرادي) CO_2 ويتحد الهيدروجين مع الأوكسجين معطياً غاز الماء

$H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$ بشكل الماء

أما مع الأوزون فإن التفاعل يحدث مع درجة مرتفعة من الحرارة

$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$ / $Mg + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow MgO$ عامل أساسي

تكون المعادن مع المعادن الكلوية الترابية بشكل أكاسيد قلوية ومع اللامعادن بشكل أكاسيد حامضية

الأكاسيد:

العنصر	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
الأكسيد	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_2	Cl_2O_7
الخواص	قلوي	قلوي	عامل مؤكسد مذبذب التردد	عامل مؤكسد	حامض متوسط القوة	حامض قوي	حامض قوي

لساني السيد ثنائي الكلور

في الواقع P_4O_{10} أي مضاعف الجزيء

SO_3 التفاعل هو الأسهل

PCl / PCl_3 الفوسفور

- يمكن تصنيف المركبات حالة تشكلها الأوكسجين أثناء تفاعله مع عناصر الجدول الدوري تبعاً لسلوكها الكيميائي إذ تختلف طبيعة هذه الأكاسيد عند الانتقال من يسار إلى يمين الجدول الدوري فتتدرج من القلوية إلى المذبذبة ثم الحامضية مثال: في الجدول الدوري (الدور الثاني):

① أكاسيد قلوية: وهي مركبات الأوكسجين مع العناصر القلوية والقلوية الترابية وبعض العناصر الانتقالية مثل المنغنيز والنيكل بدرجة أكسدة (+2) وتضم هذه الأكاسيد البنارية O^{2-} وهي ذات طبيعة بنارية وعند تفاعلها مع الماء تشكل لدينا مركب قلوي أو منتج قلوي أياً كان، حسب التفاعل:

$MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$ هيدروكسيد

$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

② الأكاسيد الحمضية: وهي الأكاسيد التي تشكلها اللافلزات مع الأوكسجين إذ يكون الارتباط فيها ذات طبيعة مشتركة وتعطي حموضاً عند ارتباطها في الماء مثال: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ / $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$

③ الأكاسيد متردية أو متعادلة: $XAl_2O_3 + H_2O \rightarrow X$ لا تتفاعل مع الماء

تعرف بأنها متعادلة لأنها لا تتفاعل مع الماء بينما تتفاعل مع الحموض ومع الأسس

$$Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$$

الأكاسيد المذبذبة: وهي أكاسيد تتفاعل مع الحموض والأسس ولا تتفاعل مع الماء مثال: $ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$ سؤال: أكسيد لأنه يوجد حمض لم يتفاعل مع الحمض

(ملح كلوريد الزنك) — الحمض

من يكون الناتج ملح يتفاعل الحمض مع أساس

$ZnO + NaOH \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$ — الحمض — هيدروكسيد الصوديوم — ملح

محلول هيدروكسيد الصوديوم $+ H_2O$

④ الأكاسيد الحيادية: وهي الأكاسيد التي لا تتفاعل مع الحموض ولا مع الأسس مثال: أكسيد النيتروز، أكسيد النيتريك، أكسيد الأزوت الثنائي

قوة الحمض:

قوة حمض مائية، وقوة حمض جلوية وتقسم إلى: ⓐ الحموض الهيدروجينية ⓑ الحموض الأوكسجينية

ⓐ الحموض الهيدروجينية: وهي التي ترتبط فيها ذرة الهيدروجين مباشرة مع الذرة المركزية ومن ملاحظة حامض H_2SO_4 يتأين على الوجهين الأول والثاني

هذه الحموض تزداد قوة الحمض بازدياد كتلة (وزنه) الجزيئية ويمكن توضيح ذلك بالمقارنة من المجموعتين

H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
HF	HCl	HBr	HI

ملاحظة: حمض الهيدروفلوريك الأضعف

ونعلل H_2Te من أقوى الحموض المجموعة السابعة و HF من أقوى الحموض المجموعة السابعة

لأن انتزاع البروتون الكبيرة يكون أسهل من انتزاعه من البروتون الصغيرة

ملاحظة: وهي الواضح أن الرابطة بين H-I أضعف من الرابطة H-F (HF أقوى بسبب الكهرسلبية)

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

(b) الحموض الأوكسجينية : هي التي ترتبط فيها ذرة الهيدروجين مع ذرة أوكسجين مرتبطة بدورها مع الذرة المركزية

مثال: H_2SO_4 حمض الكبريت / H_2SO_3 حمض الكبريت

حكم هام: وفي هذه الحالة فإن قوة الحمض تتوقف على كهرسلبية الذرة المركزية وحجمها فكلما كانت الكهرسلبية أعلى والحجم أصغر كان الحمض أقوى ويعود ذلك الى ما ذكرناه وعلى هذا الأساس فعند مقارنة حموض متشابهة من التركيب

مثال: حمض السلينيوم H_2SeO_3 / H_2SO_3 أقوى

حل مرفق: يكون القول أن H_2SO_3 هو الأقوى لأن الذرة المركزية S ذات كهرسلبية أعلى من كهرسلبية Se

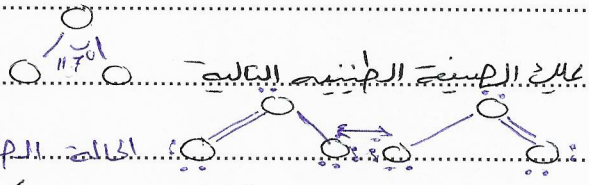
ملاحظة: أما في حالة (الحموض المتشابهة) من العنصر نفسه وتحتوي عدداً مختلفاً من ذرات الأوكسجين فالذي هو الأقوى $HClO_4 > HClO_3 > HClO_2 > HClO$ أقوى

وبما أن حمض حمض الكلور هو الأقوى بسبب قاعدة الأوكسو : نجد أن $\Delta = m - n$

m و n تمثل في صيغة الحمض التالي H_nXO_m فكلما زادت Δ زادت قوة الحمض

الأوزون O_3:

تتألف من ثلاث ذرات أوكسجين على الصيغة الطنينية التالية



يعد الأوزون غازاً ذا رائحة خاصة ينحل في الماء بدرجة أكبر من انحلال الأوكسجين فيه يوجد في الطبقات العليا من الجو مشكلاً طبقة تحمي سطح الأرض من الأشعة فوق المرتفعة ثم تحضيره صناعياً بأحد الطرائق كمرور تيار من الأوكسجين بين صفيحتين معدنيتين متوازيتين توضع بينهما فرق كمون عالٍ جداً حيث يتحول جزيئات الأوكسجين الثنائية O_2 متصاصاً للطاقة محولاً الى جزيئات ثلاثية الذرة

$$3O_2(g) \longrightarrow 2O_3(g) \qquad \Delta H^\circ = 285\ kj$$

يتحول الأوزون بسهولة في درجات الحرارة العادية الى جزيئة أوكسجين وذرة أوكسجين حرة ويعد الأوزون فعالاً جداً فهو غير ثابت ويتفكك بصورة انفجارية عندما يكون بتراكيز مرتفعة

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

$$O_3 \longrightarrow O_2 + O$$

نكشف عن وجود الأوزون بإضافة محلول من اليود الذي يلون اليود المتحرر باللون الازرق

حسب المعادلة التالية

$O_3(aq) + 2KI(aq) + H_2O(l) \longrightarrow O_2(g) + I_2(aq) + 2KOH(aq)$ محلول

كما يستطيع الأوزون العمل كمبيد للبكتيريا وكمبيد للفطريات

$Ag + O_3 \longrightarrow Ag_2O + O_2$ يتفاعل مع الفضة

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

مكتبة A to Z