الالمنيوم Aluminium (Al) :-

لا يتأثر الالمنيوم كثيراً بالهواء كما انه يقاوم التآكل بماء البحر او الكواشف الكيميائية وذلك يعود الى حماية الفلز بطبقة رقيقة من اوكسيد الالمنيوم (سمك هذا الغشاء يكون بحدود ١٠٠ انكستروم) اما منصهر الالمنيوم فيكون سمك هذا الغشاء اكبر لذلك يكون من الصعوبة اكسدة الفلز المنصهر بدون تهييج المنصهر ، كما يمكن ازالة طبقة الاوكسيد هذه من خلال دعكه بكلوريد الزئبقيك المرطب بالماء .

يقاوم الالمنيوم النقي الحاومض المعدنية الا انه يذوب في الماء الملكي لذلك يستخدم لحفظ حامض النتريك المركز والكبريتيك المركز .

تذوب طبقة اوكسيد الالمنيوم في المحاليل القاعدية ويتآكل الفلز بسرعة لاعطاء الومينات الفلز والهيدروجين .

يتفاعل الالمنيوم بشدة مع البروم واليود لتكوين ثالث هاليدات الالمنيوم كما يتفاعل مع الكلور الجاف لتكوين كلوريد الالمنيوم المتطاير . كذلك يتفاعل مع النتروجين باستخدام قوس كهربائي لتكوين نتريد الالمنيوم (AlN) وعند التسخين يتفاعل الالمنيوم مع اللافلزات (البورون ، السليكون ، الفسفور ، الزرنيخ ، الكبريت ، السيلينيوم ، التليريوم) . ويتفاعل مع الكاربون عند درجة حرارة (٢٠٠٠)°م ليكون كاربيد الالمنيوم Al_4C_3 الا انه لا يتفاعل مع الهيدروجين .

كما ان الالمنيوم أو مركباته غير سامة وان اخذت بجرعات عالية لذلك تستخدم بعض مركباته كدواء لمعالجة حموضة المعدة العالية .

مركبات الالمنيوم Aluminium Compounds :-

هدريد الالمنيوم AlH_3:-

مادة صلبة عديمة اللون غير متطايرة تحضر من تفاعل زيادة من هدريد الليثيوم مع كمية كافية من كلوريد الالمنيوم في مذيب الايثر :-

$$AlCl_3 + 4LiH \longrightarrow 3LiCl + LiAlH_4$$

زيادة

الا ان اضافة زيادة من كلوريد الالمنيوم ينتج هدريد الالمنيوم :-

$$3LiAlH_4 + AlCl_3 \longrightarrow 3LiCl + 4AlH_3$$

لا يذوب هدريد الالمنيوم في الايثر الا بوجود قواعد لويس قوية ، فعّال جداً ، وهو مستقر تجاه الحرارة ، ويتفكك عند (٢٠٠)°م ويتفاعل مع قواعد لويس متقبلاً زوج الكتروني منفرد .

هدريدات الالمنيوم المعقدة :-

هدريد الالمنيوم الليثيوم $LiAlH_4$:-

وهو مادة صلبة بلورية ، مستقر في الهواء الجاف عند درجة الحرارة الاعتيادية الا انه فعّال جداً تجاه الرطوبة والمذيبات البروتونية بصورة عامة لذلك تحفظ المادة في مزيج من محلول (الايثر – البنزين) .

يمكن تحضير هدريدات الالمنيوم الصوديوم والليثيوم من تفاعل هدريد الفلز مع الالمنيوم والهيدروجين عند درجة حرارة عالية وضغط عالي :-

$$MH + AL + \frac{3}{2}H_2 \xrightarrow{(140)^0 C} MAlH_4 \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (M = Na \ldots or \ldots Li)$$

تستخدم الهدريدات المعقدة لليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والسيزيوم كعوامل مختزلة في التحضيرات الكيميائية وخاصة في تحضير هدريدات العناصر كما في المعادلة :-

$$3LiAlH_4 + 4PCl_3 \longrightarrow 4PH_3 + 3LiAlCl_4$$

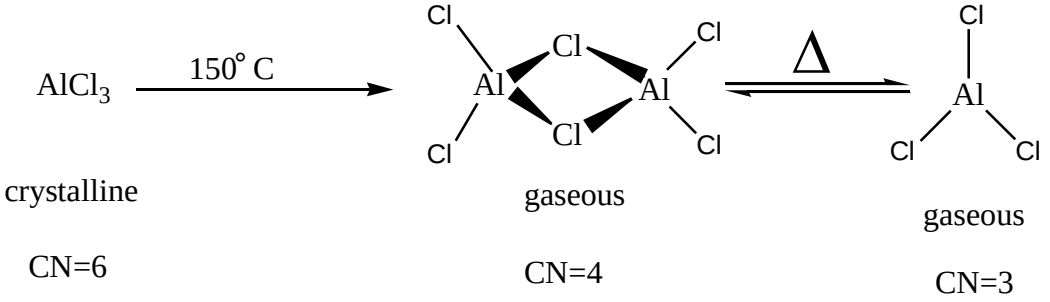
هاليدات الالمنيوم :-

ان أملاح هاليدات الالمنيوم الاحادية بأنها جزيئات ثنائية الذرة ذات عمر قصير وفي الحالة الغازية فقط . عند درجات الحرارة الاعتيادية يتفكك أحادي الهاليد الى الفلز وثالث الهاليد وتستخدم هذه الطريقة في تنقية الالمنيوم :-

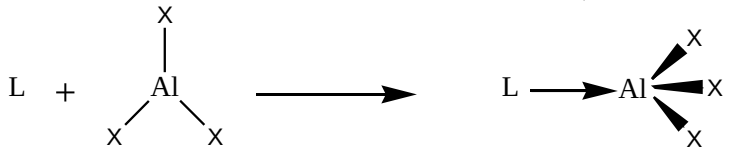
$$3AlX \rightarrow 2Al + AlX_3$$

أما ثالث هاليد الالمنيوم فهي مستقرة عند درجات الحرارة الاعتيادية وهي AlF_3, $AlCl_3$, $AlBr_3$, AlI_3 ومشتقاتها ويستخدم ثالث فلوريد الالمنيوم صناعياً في تحضير الالمنيوم ؛ أما ثالث كلوريد الالمنيوم فله استخدامات كيميائية عديدة كعامل مساعد . تختلف نوع الاواصر في هاليدات الالمنيوم بين الايونية والتساهمية حيث يكون الفلوريد مستقر وله شبكية أيونية اساسية (المنيوم سداسي التناسق) وينصهر عند (١٣٠٠)°م وقابلية ذوبانه في الماء قليلة (٤ غم / لتر) ولا يذوب في المذيبات الخاملة .

ثالث كلوريد الالمنيوم يشابه ثالث فلوريد الالمنيوم حيث يكون الالمنيوم سداسي التناسق في الحالة الصلبة الا انه يذوب في المذيبات غير القطبية ويتبخر بسهولة عند (١٥٠)° م ؛ عند انصهاره يكوّن جزيئات ثنائية (Al_2Cl_6) حيث تحتوي على ذرات كلور جسرية ويكون العدد التناسقي للالمنيوم مساوي الى (٤) وكما موضح أدناه :-



على العكس من الفلوريد فأن الكلوريد يتأين بشدة في الماء ؛ وتزداد الصفة التساهمية في هاليدات الالمنيوم بانخفاض كهروسلبية الهالوجين حيث تكون الصفة التساهمية في ثالث بروميد الالمنيوم اقل من الصفة التساهمية في ثالث يوديد الالمنيوم وكلاهما يتبلوران في شبكية تحتوي على رص محكم في ثنائي الجزيئة (Al_2X_6) كما ان ثنائية الجزيئة تستمر في الحالة الغازية عند درجات حرارة واطئة وفي محاليل المذيبات الغير قطبية . يسلك ثالث هاليد الالمنيوم سلوك حامض لويس في تفاعله حيث تنحرف بنيته المستوية الى رباعي السطوح عند تفاعلها مع قواعد لويس :-



أكاسيد وهيدروكسيدات الالمنيوم :-

اوكسيد الالمنيوم هو Al_2O_3 وهيدروكسيد الالمنيوم هو $Al(OH)_3$ وهناك العديد من المواد تكون وسط بين هذين المركبين وأشهرها $Al_2O_3.AlO(OH)$ وتدعى بالالومينا و $(Al_2O_3H_2O, Al(OH)_3)AlO(OH)$ بالالومينا احادية التميه .

وعند تسخين $Al(OH)_3$ أو $AlO(OH)$ بشدة تفقد الماء وتتحول الى الالومينا أو الاوكسيد . كما ان للالمنيوم اكاسيد أخرى معروفة جداً على الصعيد الصناعي لاستخداماتها المتعددة كعوامل مساعدة .....الخ ، منها Al_2O_2 و $AlO.AlO(OH)$ في الحالة الغازية فقط .

يحضر هيدروكسيد الالمنيوم من امرار غاز ثاني أوكسيد الكاربون خلال محلول الومينات الصوديوم المائي واعادة بلورته من الومينات الصوديوم عند (٨٠)°م . ويحضر AlO(OH) من التسخين المستمر لهلام هيدروكسيد الالمنيوم عند دالة حامضية أعلى من ١٢ بدرجة حرارة (٨٠)° م .

الشب :-

ان تعبير الشب الاعتيادي يطلق عادة الى شب البوتاسيوم $KAl(SO_4)_2.12H_2O$. واشلب هو تعبير يطلق على الاملاح المزدوجة للكبريتات مثل :-

شب الصوديوم	$NaAl(SO_4)_2.12H_2O$
شب الحديد	$KFe(SO_4)_2.12H_2O$
شب الكروم	$KCr(SO_4)_2.12H_2O$

حيث تكون الصيغة العامة للشب كالآتي :-

$$M^{I}M^{III}(SO_4)_2.12H_2O$$

حيث ان M^{I} ممكن ان يكون :-

$$CH_3NH_3^+, NH_3OH^+, N_2H_3^+, NH_4^+, Rb, Cs$$

و M^{III} ممكن ان يكون :-

$$Ir, Rh, In, Ga, Co, Mn, V, Ti$$

في أشباه الشب فأن الايون الموجب الثنائي التكافؤ يعوض (M^{II}) الايون الموجب الاحادي التكافؤ (M^{I}) الا ان بنيتها تختلف عن بنية الشب الاعتيادي والصيغة العامة لأشباه الشب :-

$$M^{II}SO_4.Al_2(SO_4)_3.24H_2O$$

هنالك ثلاث بنيات للشب جميعها مكعبة وتتكون من الايونات اعلاه الا انها تختلف قليلاً في التفاصيل والتي تعتمد على حجم الايون الموجب الاحادي وتحضر بخلط أملاح الكبريتات للأيونات الأحادية والثلاثية الموجبة في محلول مائي .

الكاليوم والانديوم (Ga & In) Gallium & Indium :-

يشابه الكاليوم الخارصين في خواصه الكيميائية وهو أقل فعالية بقليل من الالمنيوم . ويشبه الالمنيوم في انه لا يتآكل بالهواء ويتأكسد في الهواء الجاف عند (١٠٠٠)°م بينما يتأكسد في بخار الماء عند (٢٠٠)° م .

ويتأكسد الكاليوم النقي ببطء في الحوامض المعدنية المخففة ويذوب في حامض النتريك المركز الساخن وحامض البيركلوريك والهيدروفلوريك . ويذوب في المحلول القاعدي (امفوتيري) ليكون كالات فلزات القلويات وتقل سرعة الاذابة بزيادة نقاوة الفلز .

ان الصفة الامفوتيرية للكاليوم تميزه تماماً عن الانديوم . ان أوكسيد الكاليوم أكثر حامضية من الالومينا حيث ان محلول الكالات الثلاثية أقل قابلية للتحلل المائي من الالومينات الثلاثية وتذوب املاح الكاليوم في المحاليل الحامضية التي تكون بكمية أكثر من ١٣ غرام من $GaCl_3$ في ١٠٠ غرام من الماء عند درجة حرارة الغرفة .

يتفاعل الكاليوم مع الهالوجينات باستثناء اليود في درجات الحرارة الاعتيادية الا ان الفسفور و الكبريت و الزرنيخ تتفاعل مع الكاليوم عند تسخينها فقط .

أما الانديوم فهو مستقر في الهواء الجوي أو الاوكسجين لا انه يلتهب عند تسخينه مكوناً الاوكسيد ويشبه بسلوكه هذا الالمنيوم الا انه يذوب في حامض الهيدروكلوريك ويتأكسد بسهولة في الهواء الرطب الذي يحتوي على ثاني اوكسيد الكاربون خاصة اذا احتوى الفلز على الحديد . ولا يتفاعل الفلز مع الماء المغلي أو القواعد أو أميد الصوديوم $NaNH_2$ المنصهر . الا انه يتفاعل مع الماء عندما يكون مسحوقاً مكوناً الهيدروكسيد . ويذوب الانديوم ببطء في الحوامض المعدنية المخففة الباردة ويذوب بسرعة في الحوامض الساخنة والحاومض العضوية كحامض الخليك وحامض الاوكزاليك .

يتفاعل الانديوم الساخن مع الهالوجينات والكبريت والسلينيوم والفسفور ويتفاعل مع الهيدروجين مكوناً الهدريد ويتفاعل مع النتروجين مكوناً النتريد . سمية مركبات الانديوم قليلة وتعتمد على نوع المركب والعلاج .

مركبات الكاليوم والانديوم Gallium & Indium Compounds :-

هدريد الكاليوم GaH_3 مادة سائلة لزجة تتفكك فوق درجة حرارة (-١٥)°م . ويتفاعل هدريد الكاليوم مع لكندات كثيرة مثل (H^- أو N أو P أو As أو O أو S) وتكون هذه المعقدات أكثر استقراراً من الهدريد نفسه مثل $LiGaH_4$.

أما هدريدات الانديوم (InH_3) فهي أقل استقراراً من هدريدات الكاليوم كما ان الاملاح المعقدة للهدريدات $LiInH_4$ غير مستقرة .