كلية العلوم

القسم : **الكيمياء**

السنة : **الثانية**

المادة : كيمياء لاعضوية1

المحاضرة : الثانية/نظري/ د .تمارة

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

2026

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

جامعة طرطوس
كلية العلوم
قسم الكيمياء

الكيمياء اللاعضوية 1

القسم النظري

لطلاب السنة الثانية

قسم الكيمياء

المحاضرة الثانية

للعام الدراسي 2025-2026

أستاذ المقرر
د. تمارة شهرلي

الجدول الدوري للعناصر الكيميائية والبنية الالكترونية

تصنيف العناصر

تم تصنيف العناصر في الجدول الدوري وفق عدة طرق وذلك لسهوله دراستها، أهم طرائق التصنيف:

1- محاوله برازيليوس: قسم برازيليوس العناصر الى فلزات ولا فلزات.
2- ثمانيات نيولاندز: حيث قُسمت العناصر وفق خصائصها إلى مجموعات تحتوي كل منها ثمانية عناصر ، وتتكرر خصائصها دورياً .
3- جدول ماندليف القانون الدوري: حيث رتب ماندليف العناصر ترتيبا تصاعديا حسب اوزانها الذرية، و وجد ان الخصائص الفيزيائية والكيميائية تتكرر دوريا.
4- جدول موزلي: رتب موزلي العناصر ترتيبا تصاعديا حسب اعدادها الذرية ، و عدل القانون الدوري ليصبح (اذا رتبت العناصر ترتيبا تصاعديا حسب اعدادها الذرية فان خصائصها الفيزيائية والكيميائية تتكرر دوريا).
5- الجدول الدوري الطويل: الفكرة التي بُني عليها الجدول الدوري هي ترتيب العناصر تصاعديا حسب اعدادها الذرية في الجدول بحيث يتفق مع مبدا البناء التصاعدي (اي ملء مستويات الطاقة الفرعية) لان المستويات الفرعية هي المستويات الحقيقية في الذرة .

وصف الجدول الدوري:

1- يتكون الجدول من سبع دورات افقيه و18 مجموعه رأسية.
2- توجد ثمانية مجموعات رأسية تمثل عناصر المجموعة A.
3- توجد عشره مجموعات رأسية تمثل العناصر الانتقالية.
4- توجد سلسلتين هما اللانثانيدات والاكتنيدات اسفل الجدول الدوري.

تقسيم عناصر الجدول الدوري الى اربع فئات

عناصر الفئة (S)

1- تحتوي على العناصر التي تقع الكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي S.

2- تشمل المجموعات (1A , 2A) وتوزيعها الالكتروني في مستوى الطاقة الاخير ns^2 أو ns^1

3- تشغل يسار الجدول.

عناصر الفئه (P)

1- تحتوي على العناصر التي تقع الكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي P.

2- تشمل المجموعات من 3A حتى 7A ، وايضا المجموعة صفر (الغازات الخاملة) وتوزيعها الالكتروني في مستوى الطاقة الاخير من np^1 حتى np^6 .

3- وهي تشغل يمين الجدول.

عناصر فئه (d)

1- تشغل المنطقة الوسطى في الجدول الدوري.

2- تحتوي على العناصر التي تقع الكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي d.

3- تشمل العناصر الانتقالية , و توزيعها الالكتروني الأخير من $(n-1)d^1$ حتى $(n-1)d^{10}$.

عناصر فئه (f)

1- تقع اسفل الجدول الدوري.

2- يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي f الذي يتسع ل 14 الكترونا.

3- تتكون من سلسلتين افقيتين , وهما :

اللانثانيدات وتوزيعها الاخير من $4f^1$ حتى $4f^{14}$ ، وهي عناصر شديدة التشابه ويصعب فصلها.

الاكتنيدات وتوزيعها الاخير من $5f^1$ حتى $5f^{14}$ ، وهي عناصر مشعة لأن أنويتها غير مستقرة.

انواع العناصر

أولاً: العناصر النبيلة (الغازات الخاملة)

وهي عناصر المجموعة صفر وتركيبها الالكتروني الأخير $ns^2\ np^6$ ،عدا الهيليوم.

وهي تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة في كل منها مستوى الطاقة الاخير مكتمل، لذلك لا تدخل في تفاعلات كيميائية في الظروف العادية وجزيئاتها عبارة عن ذرات مفردة.

ثانياً: العناصر المثالية

هي عناصر الفئه S والفئه P ، ما عدا الغازات الخاملة ، وتتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا المستوى الأخير.

تميل الى الوصول الى التركيب الالكتروني لأقرب غاز خامل ، اي تدخل في تفاعلات كيميائية وذلك عن طريق فقد او اكتساب الكترونات او بمشاركه الالكترونات.

ثالثاً: العناصر الانتقالية الرئيسية

وهي عناصر الفئه d ،حيث يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي d .

تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا مستويين الاخرين الاخيرين ،وهي تنقسم الى:

- **السلسلة الانتقالية الاولى و يتتابع فيها امتلاء المدارات من $3d^1$ حتى $3d^{10}$.**
- **السلسلة الانتقالية الثانية و يتتابع فيها امتلاء المدارات من $4d^1$ حتى $4d^{10}$.**
- **السلسلة الانتقالية الثالثة و يتتابع فيها امتلاء المدارات من $5d^1$ حتى $5d^{10}$.**

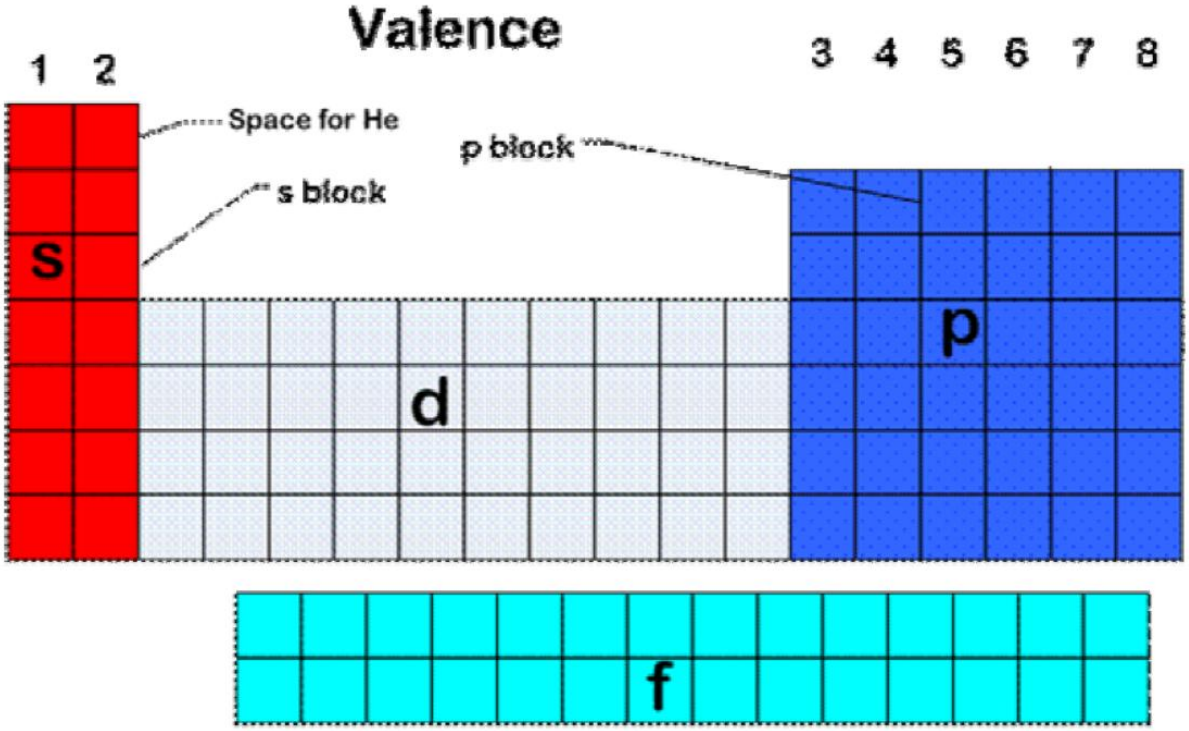
رابعاً :العناصر الانتقالية الداخلية

وهي عناصر فئه f حيث يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي f

تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا المستويات الثلاثة الأخيرة ، وهي تقسم الى:

الاكتنيدات واللانثانيدات.

تقسم عناصر الجدول الدوري إلى أربع فئات



تدرج الصفات في الجدول الدوري

نصف قطر الذرة

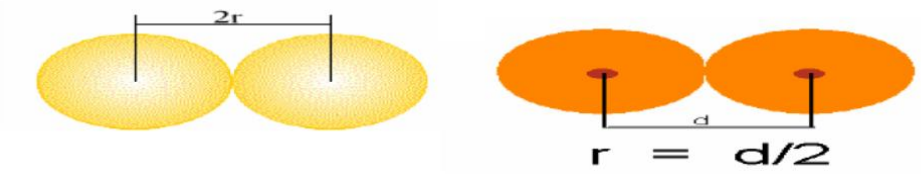
لا يمكن قياس نصف قطر الذرة بانه المسافة بين النواه وابعد الكترون لا يمكن قياس نصف القطر الذرة فيزيائيا.

السبب لان الظاهرة الموجية اظهرت انه لا يمكن تحديد موقع الالكترون حول النواه بالضبط اي ان الالكتروني يتحرك في سحابه الكترونيه حول النواه في جميع الاتجاهات

نصف قطر الذرة: هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزيء ثنائي الذرة.

طول الرابطة: هو المسافة بين نواتي ذرتين متحدتين في الرابطة التساهمية او هو المسافة بين مركزي الايونين في الرابطة الأيونية ، يسمى نصف القطر الايوني .

وبالتالي يمكن استنتاج أن طول الرابطة :يساوي نصف قطر الايون الموجب + نصف قطر الايون السالب.



تدرج صفة نصف القطر في الجدول الدوري:

في الدورات الأفقية

يقل نصف القطر كلما ازداد العدد الذري (كلما اتجهنا يمينا).

السبب: كلما ازدادت شحنه النواه الموجبة ازدادت قوه جذب النواه لإلكترونات التكافؤ ، مما يسبب نقص نصف قطر الذرة.

في المجموعات الرئيسية

يزداد نصف قطر الذرة كلما ازداد العدد الذري.

السبب :

1- **اضافه مستويات طاقه جديد.**

2- **تعمل المستويات الممتلئة على حجب تأثير النواه على الالكترونات الخارجية، فيقل التجاذب بينهما**

3- **ازدياد قوة تنافر بين الالكترونات.**

ملاحظات:

- **بالنسبة لـ الفلزات :**

نصف قطر الايون الموجب اصغر من نصف قطر ذرة الفلز.

السبب: ازدياد الشحنة الموجبة وبالتالي ازدياد جذب النواة للإلكترونات .

كلما ازداد عدد الشحنات الموجبة في الايون يقل نصف قطر الايون الموجب.

مثال:

- **نصف قطر ذره الصوديوم اكبر من نصف قطر أيون الصوديوم.**
- **نصف قطر ذره الحديد اكبر من نصف قطر أيون الحديد الثنائي ، وهو بدوره أكبر من نصف قطر أيون الحديد الثلاثي.** $Fe > fe^{+2} > fe^{+3}$

- **بالنسبة لـ اللافلزات:**

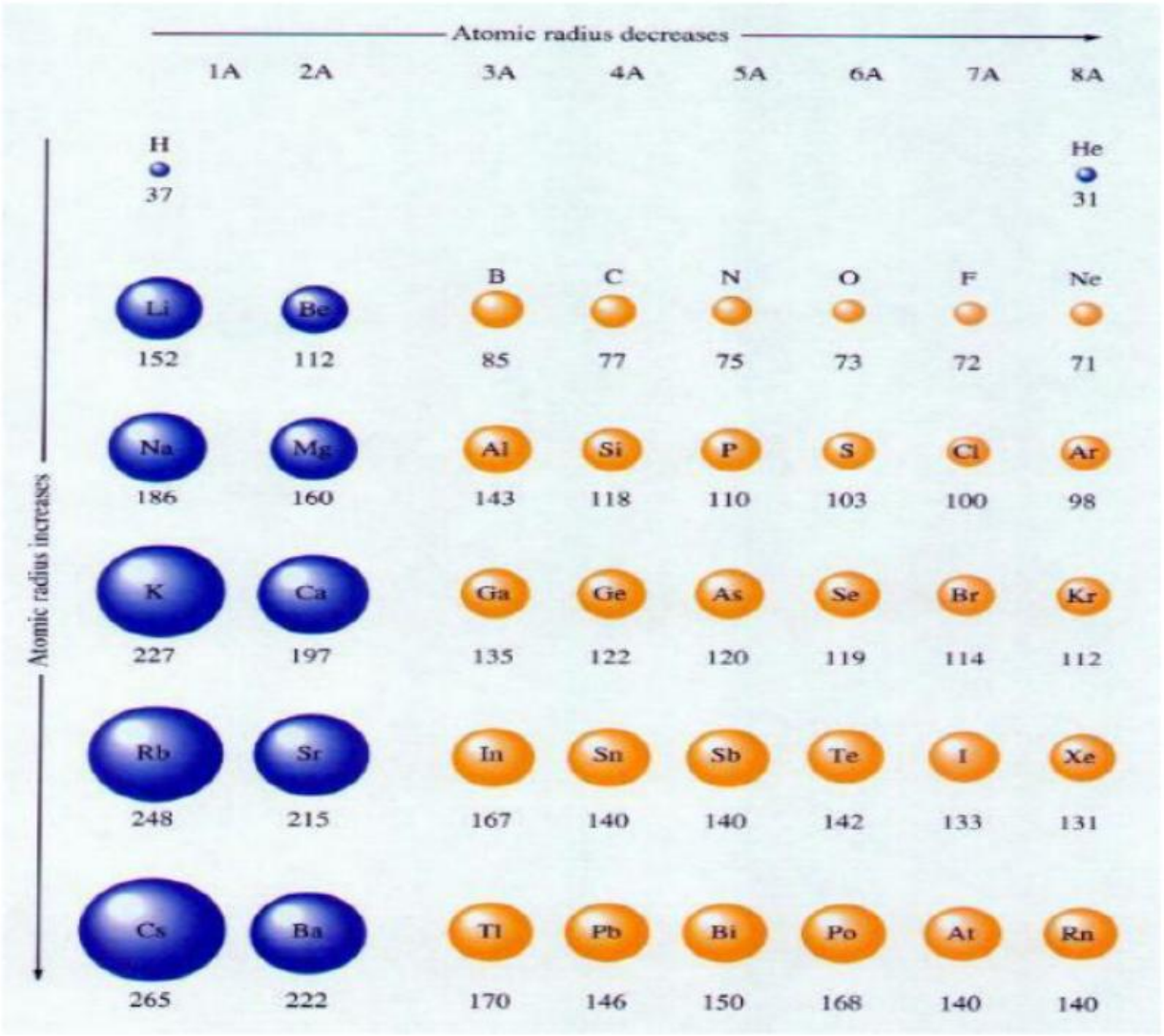
نصف قطر الايون السالب اكبر من نصف قطر ذرة اللافلز.

السبب: ازدياد قوة التنافر بازدياد عدد الالكترونات.

مثال:

- **نصف قطر ايون الكلوريد السالب اكبر من نصف قطر ذره الكلور.**
- **اصغر ذرة حجماً في الجدول الدوري هي ذرة الفلور ، وتقع اعلى يمين الجدول الدوري واكبر ذرة حجما هي السيزيوم تقع اسفل ويسار الجدول الدوري.**

تدرج صفة نصف القطر في الجدول:



جهد التأين (طاقة التأين)

جهد التأين :هو مقدار الطاقة اللازمة لإزالة او فصل اقل الالكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة وهي في الحالة الغازية.

$$X + \text{طاقة تأين} \longrightarrow X^{+} + \bar{e}$$

(ذرة) (أيون موجب) (إلكترون)

- **يُعين جهد التأين بالقياسات الطيفية.**

تدرج صفة جهد التأين في الجدول الدوري

في الدورات الأفقية

تزداد قيم جهد التأين بازدياد العدد الذري.

السبب: نقص قطر الذرة وازدياد الشحنة الموجبة ، فتزداد قوى التجاذب ، ويصعب فصل الالكترون.

في المجموعات الرئيسية

يقل جهد التأين بازدياد العدد الذري.

السبب:

1- **ازدياد نصف قطر الذرة بسبب زيادة عدد الأغلفة (الطبقات الالكترونية) .**
2- **إن المستويات الإلكترونية الممتلئة تعمل على حجب قوى جذب النواة للإلكترونات الخارجية ، فيسهل ازالتها .**
3- **إن قوى التنافر بين الالكترونات تزداد.**

<u>ملاحظات:</u>

- **بعض الذرات لها جهد تأين أول وثاني وثالث .....**
- **جهد التأين الاول للغازات الخاملة كبير جدا إذ يصعب ازالة الالكترون من مستوى طاقة مكتمل.**

- جهد التأين الثاني اعلى من جهد التأين الاول وذلك بسبب ازدياد شحنه النواه الموجبة .

الميل الالكتروني

الميل الالكتروني: هو مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المتعادلة الغازية الكترونا وتصبح شحنتها سالبه. $X + e^- \text{------>} X^- +$ طاقة

تدرج صفة الميل الالكتروني في الجدول الدوري

في الدورات الأفقية

يزداد الميل الالكتروني بازدياد العدد الذري.

السبب: صغر قطر الذرة وازدياد الشحنة الموجبة ، مما يزيد من قوه جذب الالكترون ، فتزداد الطاقة المنطلقة.

❖ **يشذ عن هذه القاعدة بعض العناصر:**

حيث تكون الذرة اكثر استقرارا اذا كان مستوى الطاقة الفرعي ممتلئا او نصف ممتلئ .

مثال:

البريليوم Be_4 $(1S^2, 2S^2)$ لامتلاء مستوياته الفرعية

النتروجين N_7 $(1S^2, 2S^2, 2P^3)$ المستوي الفرعي 2P نصف ممتلئ

النيون Ne_{10} $(1S^2, 2S^2, 2P^6)$ جميع المستويات الفرعية ممتلئة

في المجموعات الرأسية

يقل الميل الالكتروني بازدياد العدد الذري (كلما اتجهنا للأسفل) في الجدول الدوري .

السبب:

1- **ازدياد مستويات الطاقة وازدياد نصف قطر الذرة.**

2- **حجب مستويات الطاقة الممتلئة لقوى جذب النواه للإلكترونات.**

3- **ازدياد قوه التنافر بين الالكترونات.**

❖ **يشذ عن القاعدة بعض العناصر:**

مثال

رغم ان الكلور يقع تحت الفلور في الجدول الدوري ، إلا أن ميله الالكتروني اكبر ، والسبب في صغر الميل الالكتروني للفلور هو صغر نصف قطر ذرة الفلور واحتوائها على تسعة الكترونات ،لذلك عند اضافه الكترون جديد سوف يعاني من تنافر كبير ويصعب اضافه الالكترون للذرة.

السالبية الكهربائية

السالبية الالكترونية :هي متوسط الميل الالكتروني وجهد التأين للذرة ، وهي قدره الذرة على جذب الكترونات الرابطة الكيميائية إليها.

- **تلعب السالبية الكهربائية دوراً هاماً في تحديد نوع الرابطة بين الذرتين وتحديد عدد التأكسد**

تدرج صفة السالبية الكترونية في الجدول الدوري

في الدورات الأفقية

تزداد السالبية الكهربائية بازدياد العدد الذري .

السبب: هو نقص نصف قطر الذرة وازدياد شحنه النواه وبالتالي ازدياد قوى الجذب.

في المجموعات الرأسية

تقل السالبية الكهربائية بازدياد العدد الذري (اي كلما اتجهنا لأسفل الجدول الدوري).

السبب:

1- **ازدياد نصف قطر الذرة.**
2- **تأثير حجب المستويات الالكترونية الممتلئة لقوى جذب النواة للإلكترون.**
3- **ازدياد التنافر بين الالكترونات .**

الخاصية الفلزية واللافلزية

❖ **الفلزات:**

تتميز الفلزات بأنها :

1- **عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها (الغلاف الاخير) بأقل من نصف سعته بالإلكترونات (اقل من اربع الكترونات). مثل الصوديوم و المغنيسيوم و الالمنيوم.**
2- **عناصر كهرجابية تميل الى فقد الكترونات التكافؤ وتكوين ايونات موجبه.**
3- **تتميز بكبر نصف قطر الذرة وضعف ميلها الالكتروني وجهد تأينها.**
4- **موصلات جيده للكهرباء لسهولة حركة وانتقال الالكترونات بين الذرات من مكان لآخر داخل الفلز.**

❖ **اللافلزات:**

تتميز اللافلزات بأنها:

1- **يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته بالإلكترونات. مثل الفوسفور والاكسجين والكلور.**

2- تتميز بصغر نصف قطر الذرة وكبر جهد التأين والسالبية الكهربائية والميل الالكتروني ، لذلك هي

عناصر كهرسلبية تميل الى اكتساب الكترونات وتكوين ايونات سالبه.

3- نظرا لصغر الحجم الذري وصعوبة فصل إلكترونات التكافؤ ،فهي لا توصل التيار الكهربائي

❖ **اشباه الفلزات:**

تتميز أشباه الفلزات بأنها:

1- عناصر غلاف تكافؤها ممتلئ بحوالي نصف سعته.

2- لها مظهر الفلزات ومعظم خواص اللافلزات وخصائصها متوسطة بين الفلزات واللافلزات.

3- تستخدم في موصلات ترانزستور والأجهزة الكهربائية لان توصيلها الكهربائي اعلى من اللافلزات واقل من الفلزات.

تدرج صفة الفلزية واللافلزية في الجدول الدوري

في الدورات الأفقية

بزياده العدد الذري تقل الصفة الفلزية وتزداد الصفة اللافلزية.

في المجموعة الرأسية

تزداد الصفة الفلزية وتقل الصفة اللافلزية كلما اتجهنا لأسفل الجدول الدوري.

الخصائص الحامضية والقاعدية

❖ الاكاسيد الحامضية:

هي أكاسيد اللافلزات ، تذوب اكاسيد اللافلزات في الماء وتعطي احماضاً لذلك تُسمى أكاسيد حامضية.

مثل حمض الكبريت وحمض الكربون وحمض الاورتو فوسفور.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$

$$P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$$

تتفاعل الاكاسيد الحامضية مع القلويات وتعطي ملح وماء.

$$CO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

❖ الأكاسيد القاعدية:

هي أكاسيد الفلزات ، تذوب أكاسيد الفلزات في الماء وتعطي القلويات لذلك تُسمى أكاسيد قاعدية.

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$$

$$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$$

تتفاعل الاكاسيد القاعدية مع الاحماض وتعطي ملح وماء.

$$MgO + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2O$$

$$Na_2O + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O$$

الاكاسيد المترددة (المذبذبة):

هي اكاسيد تتفاعل مع الاحماض او القلويات لتعطي ملحاً وماء ، مثل اكسيد الالمنيوم واكسيد الزنك.

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

ملح كلوريد الألومنيوم

$$Al_2O_3 + 2NaOH \longrightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$$

ملح ميتاألومنيات الصوديوم

الأكاسيد الحمضية و القاعدية و الأمفوتيرية

	1	2	13	14	15	16	17
	Li	Be	B	C	N	O	F
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
أكاسيد قاعدية	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
أكاسيد أمفوتيرية	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
أكاسيد حمضية	Cs	Ba	Tl	Pb	Sn	Po	At

تدرج الصفة الحامضية والقاعدية في الجدول الدوري

في الدورات الأفقية

بزياده العدد الذري تقل الصفة القاعدية وتزداد الصفة الحامضية وتقع الاكاسيد المترددة في وسط الدورات في الجدول الدوري.

مثال:

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
Na	Mg	Al	Si	P	S	CL
NaOH	$Mg(OH)_2$	$AL(OH)_3$	H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4	$HCLO_4$
قاعدة قوية	قاعدة ضعيفة	متردد	حمض ضعيف	حمض متوسط	حمض قوي	أقوى الأحماض

في المجموعات الرأسية

تزداد كل من الصفة الحامضية والصفة القاعدية بزياده العدد الذري (اي كلما اتجهنا الى اسفل جدول الدوري).

السبب: زياده نصف قطر الذرة مع ثبات الشحنة مما يزيد من الخاصية القاعدية بينما تقل قوى جذب النواة للإلكترونات، فيسهل التخلي عن الهيدروجين وتزداد الخاصية الحامضية.

مثال:

1A	
LiOH	قلوي ضعيف
NaOH	قلوي قوي
KOH	قلوي أكثر قوة
RbOH	قلوي قوي جدا
CsOH	أقلوي القلويات

7A	
HF	حمض ضعيف
HCL	حمض قوي
HBr	حمض أقوي
HI	قوي جدا

انتهت المحاضرة

مكتبة A to Z