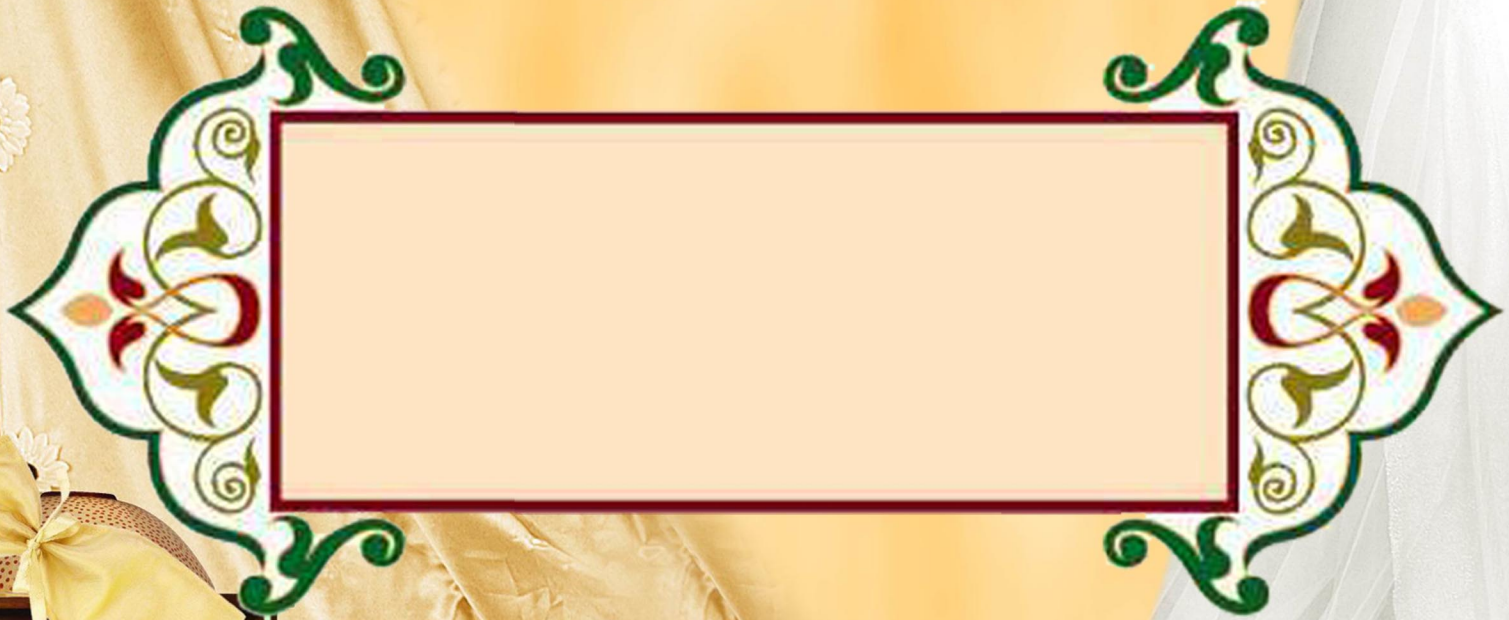


رواية التمجيز



جمهورية السودان

وزارة التربية والتعليم العام

المركز القومي للمناهج والبحث التربوي



وزارة و التربية والتعليم العام

بخت الرضا

التعليم الثانوي

الكيمياء

1	2											13	14	15	16	17	18	
1	H -252.87															He -268.6		
2	Li 1347	Be 2970										B 2550	C 4827	N -195.8	O -183	F -188.14	Ne -246.1	
3	Na 552.9	Mg 1107										Al 2467	Si 2355	P 280	S 444.6	Cl -34.6	Ar -186	
4	K 774	Ca 1484	Sc 2832	Ti 3287	V 3380	Cr 2672	Mn 1962	Fe 2750	Co 2870	Ni 2732	Cu 2567	Zn 907	Ga 2403	Ge 2830	As 613	Se 684.9	Br 58.78	Kr -153.4
5	Rb 688	Sr 1384	Y 3337	Zr 4377	Nb 4927	Mo 4612	Tc 4877	Ru 3900	Rh 3727	Pd 2927	Ag 2212	Cd 765	In 2000	Sn 2270	Sb 1750	Te 989.8	I 184	Xe -108.1
6	Cs 678.4	Ba 1140		Hf 5400	Ta 5425	W 5660	Re 5627	Os 5027	Ir 4527	Pt 3827	Au 2807	Hg 356.58	Tl 1457	Pb 1740	Bi 1560	Po 962	At 337	Rn -61.8
7	Fr 677	Ra 1737		Rf ?	Db ?	Sg ?	Bh ?	Hs ?	Mt ?	Ds ?	Uuu ?	Uub ?						

La 3469	Ce 3257	Pr 3127	Nd 3127	Pm ?	Sm 1900	Eu 1597	Gd 3233	Tb 3041	Dy 2562	Ho 2720	Er 2510	Tm 1727	Yb 1466	Lu 3315
Ac 3200	Th 4790	Pa ?	U 3818	Np 3902	Pu 3235	Am 2607	Cm ?	Bk ?	Cf ?	Es ?	Fm ?	Md ?	No ?	Lr ?

Element Groups(Families)		
Alkali Earth	Alkaline Earth	Transition Metals
Rare Earth	Other Metals	Metalloids
Non -Metals	Halogens	Noble Gases

الصف الثاني

بسم الله الرحمن الرحيم
جمهورية السودان
وزارة التربية والتعليم
المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
- بخت الرضا -

الكيمااء

الصف الثاني الثانوي

إعداد

لجنة بتكليف من المركز القومي للمناهج والبحث التربوي من الأساتذة :

د. علي حمسود علي - جامعة الخرطوم/ كلية التربية
د. إبراهيم مختار أحمد - جامعة الخرطوم/ كلية التربية

لجنة التطوير

د. علي حمسود علي - جامعة الخرطوم/ كلية التربية
د. إبراهيم مختار أحمد - جامعة الخرطوم/ كلية التربية
د. علي محمد فضل المولى - المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
د. عوض الخليفة عثمان - المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
د. ربيعة عبد الله فضل المولى - المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
أ. أحمد حمد النيل حسب الله - المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
أ. إسماعيل عثمان علي - معلم بالمرحلة الثانوية ولاية الخرطوم
أ. وداد محمد إبراهيم - معلمة بالمرحلة الثانوية ولاية الخرطوم

التصميم والإخراج الفني:

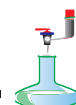
أ. مجدي محجوب فتح الرحمن - المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

الجمع بالحاسوب :

حافظ محمد إبراهيم - المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

المحتويات

رقم الوحدة	عنوان الوحدة	رقم الصفحة
	المقدمة	أ
الوحدة الأولى	الترتيب الدوري للعناصر	١
الوحدة الثانية	فلزات المجموعة الأولى	٢٦
الوحدة الثالثة	الكيمياء العضوية	٣٧
الوحدة الرابعة	النيتروجين	٦٤
الوحدة الخامسة	الهالوجينات	٨٣
الوحدة السادسة	العناصر الإنتقالية	١٠٣



بسم الله الرحمن الرحيم

مقدمة لجنة التطوير :

يسرنا أن نقدم إليكم وفي إطار تطوير مناهج المرحلة الثانوية كتاب الكيمياء الصف الثاني الثانوي بعد عمليات المراجعة والتنقيح والتطوير .
يشتمل الكتاب في صورته المطورة على ستة وحدات، وهي:

الترتيب الدوري للعناصر - فلزات المجموعة الأولى - الكيمياء العضوية -
النيتروجين و الهالوجينات .

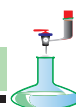
إننا إذ نقدم هذا الجهد العلمي نسأل الله تعالى أن يجد فيه أبنائنا وبناتنا بالمرحلة الثانوية ما يشكل أساساً لهم في بناء قاعدة علمية في علم الكيمياء تكون عوناً لهم على إستيعاب مستحدثات العصر وتمثيلها والتأثير فيها. كما نأمل أن يجد فيه الزملاء المعلمون ما يكون عوناً لهم يسترشدون به عند تدريسهم مادة الكيمياء لطلابهم.

إننا نعلم أن أي جهد بشري مهما إرتفعت درجته، لا بد أن يصاحبه شيء من القصور، لذلك فإننا نرجوا أن يتكرم الزملاء معلمو الكيمياء بتقديم ملاحظاتهم ومقترحاتهم لمزيد من التطوير لهذا الكتاب، والتي ستكون بلا شك عوناً للقائمين على أمر المركز القومي للمناهج والبحث التربوي لمزيد من التحديث والتطوير.

والله نسأل التوفيق والسداد.

وآخر دعوانا أن الحمد لله رب العالمين.

.. لجنة التطوير ..



الوحدة الأولى

الترتيب الدوري للعناصر

الكيمياء - الصف الثاني



الدرس الأول

الترتيب الدوري للعناصر

(Periodic Arrangement of Elements)

مقدمة :

لقد علمت من دراستك في كتاب العلم في حياتنا في الصف السابع من مرحلة التعليم الأساسي أن العناصر التي تم اكتشافها زادت عن المائة عنصر وأن العلماء قد لاحظوا منذ وقت مبكر التشابه في الخواص بين بعض العناصر في خواصها الفيزيائية والكيميائية فصنفوها إلى فلزات ولا فلزات مثلاً. مع تزايد عدد العناصر أصبح من العسير التعرف على كل عنصر لوحده مما جعل العلماء يفكرون في إمكانية تقسيم هذه العناصر إلى مجموعات أو عوائل بحيث توضع كل العناصر المتشابهة في مجموعة واحدة أو عائلة . حتى يسهل التعرف والتنبؤ بخواص أي عنصر. بمجرد معرفتنا لأي مجموعة أو عائلة ينتمي. في هذه الوحدة نستعرض مجهودات العلماء ومحاولاتهم الدؤوبة التي قادت إلى نظام محكم لترتيب العناصر مما سهل علينا التعامل مع هذا العدد الكبير من العناصر المكتشفة حتى الآن وتلك التي سوف تكتشف في المستقبل.

الثلاثيات (Triads) :

في عام ١٨٧١م أوضح عالم الكيمياء الألماني جوهان دوبرينر (Johann W. Dobereiner) أن الكتلة الذرية لعنصر الاسترونشيوم (Sr_{88}) تقع بين الكتل الذرية لعنصري الكالسيوم (Ca_{40}) والباريوم (Ba_{137}) إن خواص العنصر الأوسط وسط بين خواص العنصرين الأول والثالث. بعد بضع سنين أوضح دوبرينر أن هنالك عناصر أخرى لها هذا الترتيب الثلاثي مثل عناصر الكلور ، اليود والبروم وكذلك عناصر الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم وقد سميت هذه المجموعات الثلاثية بالثلاثيات (Triads). من بعد ذلك أوضح العالم كوك (J. P. Cooke) أن هذا الترتيب يشتمل على أكثر من ثلاثة عناصر في كل ثلاثية فمثلاً قام بضم الفلور للهالوجينات والمغنيزيوم للفلزات الأرضية القلوية (Alkaline earth metals) كما تم تصنيف عناصر



الأوكسجين ، الكبريت ، السليسيوم والتليسيوم كعائلة واحدة . وكذلك عناصر النروجين ، الفوسفور ، الزرنيخ ، الأتيمون والبزموت كعائلة أخرى.

قانون الثمانيات (Law of Octaves) :

في عام ١٨٦٤م اقترح عالم الكيمياء الانجليزي جون نيولاندز (John Newlands) نظاماً ترتب فيه العناصر الكيميائية على أساس الكتل الذرية للعناصر ترتيباً تصاعدياً . لاحظ نيولاندز أنه بترتيب العناصر على هذا الأساس تتكرر الخواص المتشابهة كلما أحصينا ثمانية عناصر حيث لم تكتشف العناصر النبيلة (الغازات الخاملة) حتى ذلك الوقت.

لقد أطلق نيولاندز على ترتيبه هذا " قانون الثمانيات " ويوضح الجدول (١ - ١) هذا الترتيب الثماني :

الجدول (١ - ١) : يوضح ثمانيات نيولاندز

1	2	3	4	5	6	7	8
Li	Be	B	C	N	O	F	Na
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K
K							

في عام ١٨٦٩م صمم عالم الكيمياء الألماني لوثر ماير (Lothar Meyer) تصنيفاً للعناصر على شكل جدول يحتوي على (٥٦) عنصراً وفيه تتضح دورية الخواص لهذه العناصر . والدورية هنا تعني أن الخواص الكيميائية والفيزيائية المتشابهة تتكرر بصورة دورية ، أي بعد مرور عدد معين من العناصر.

في نفس العام رتب عالم الكيمياء الروسي ديمتري مندلييف (Dimitri Mendeleev) العناصر على أساس تزايد كتلتها الذرية حيث لاحظ أن الخواص الفيزيائية والكيميائية المتشابهة تتكرر بصفة دورية خلال الجدول ولذلك سمي بالجدول الدوري (Periodic table) والذي أخذ شكله بصورة أوضح عندما وضع مندلييف العناصر المتشابهة في خواصها في أعمدة رأسية سميت بالمجموعات (Groups).

لقد لاحظ مندلييف أن هناك أماكن شاغرة في الجدول مما جعله يتنبأ بأن

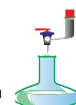


عناصر جديدة سوف يتم اكتشافها ملء هذه الأماكن الشاغرة في الجدول بل تنبأ بخواص بعضها مثل عناصر الاسكانديوم (Sc) والجاليوم (Ga) والجرمانيوم (Ge) ولقد صدقت تنبؤات مندلييف عندما تم اكتشاف هذه العناصر لاحقاً .

الجدول رقم (١ - ٢) : يوضح خواص عنصر الجاليوم وفقاً لتنبؤات مندلييف .

الخواص المشاهدة ١٨٧٥ م	تنبؤ مندلييف في ١٨٧١ م	الخاصية
٦٩,٦٠ جرام	٦٨,٠٠ جرام	- الكتلة المولية
٦,٠٠ جرام / سم ^٣	٥,٩٦ جرام / سم	- كثافة الفلز
٣٠ م°	منخفضة	- درجة حرارة الانصهار
Ga ₂ O ₃	M ₂ O ₃	- صيغة الأوكسيد
يذوب في محلول الأمونيا	يذوب في محلول الأمونيا	- ذوبانية الأوكسيد

إنَّ ترتيب العناصر في الجدول الدوري على أساس تزايد الكتل الذرية للعناصر ليس دقيقاً مما جعل بعض العناصر توضع في أماكن غير مناسبة في الجدول. أوضح العالم الفيزيائي الإنجليزي هنري موسلي (Henry G. Mosely) في عام ١٩١٤ م ومن خلال أبحاثه على الأشعة السينية المنبعثة من بعض العناصر أنَّ ترتيب العناصر وفقاً لأرقامها الذرية (عدد البروتونات) يعطي نتائج أفضل ، ومنذ ذلك الوقت أصبح الجدول الدوري للعناصر مرتباً وفق تزايد الأرقام الذرية للعناصر ولقد لخص موسلي هذا الاكتشاف فيما يسمى بالقانون الدوري : " إنَّ خواص العناصر هي دوال دورية لأرقامها الذرية " ، أو خواص العناصر الكيميائية والفيزيائية تتغير تغيراً دورياً مع تغير أعدادها الذرية.



الدرس الثاني

الجدول الدوري الحديث (The Modern Periodic Table)

إنَّ الجدول الدوري الحديث يحتوي على كل العناصر المعروفة حتى الآن وتضاف له العناصر الجديدة كلما تم اكتشافها ولهذا فإنَّ العناصر التي يحويها في تزايد مضطرد.

لقد رتبت العناصر في الجدول الدوري على أساس تزايد الرقم الذري بداية بعنصر الهيدروجين ورقمه الذري (1) ونهاية بالعنصر (109) والذي يحمل نفس الاسم أي العنصر " التاسع بعد المائة ". انظر الجدول الدوري بصورته الحديثة الوارد في الشكل رقم (1 - 1).

الدورات والمجموعات :

لقد تم ترتيب العناصر في الجدول الدوري في صفوف أفقية تسمى الدورات (Periods) وأخرى رأسية تسمى المجموعات أو العائلات (Groups or Families).

الدورات (Periods) :

يحتوي الجدول الدوري على تسع دورات سبع منها في صلب الجدول ودورتان داخليتان (Inner series) وهما دورتا اللانثيدات والأكتينيدات واللتان تعتبران امتداداً للدورتين السادسة والسابعة على الترتيب ويوضعان عادة تحت الدورات السبع في كتلة منفصلة.

الدورة الأولى وتوجد في أعلى الجدول وبها عنصران اثنان فقط هما عنصرا الهيدروجين (H) والهيليوم (He).

الدورة الثانية بها ثمانية عناصر هي عناصر الليثيوم (Li) والبريليوم (Be) والبورون (B) والكربون (C) والنيتروجين (N) والأوكسجين (O) والفلور (F) والنيون (Ne).



1	IA																VIIIA																																																																																																													
1	H																	He																																																																																																												
2	Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne																																																																																																						
3	Na	Mg	IIIB										IVB		VB		VIB		VIIB		VIIIB		VIII B		IB		IIB		Al	Si	P	S	Cl	Ar																																																																																												
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																																																																																												
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																																																																																												
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																																																																												
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub																																																																																																																		
			s										d										p																																																																																																							
			الأثنيديتات										Ce										Pr								Nd								Pm								Sm								Eu								Gd								Tb								Dy								Ho								Er								Tm								Yb								Lu							
			الأكتينيديتات										Th										Pa								U								Np								Pu								Am								Cm								Bk								Cf								Es								Fm								Md								No								Lr							
													f																																																																																																																	

شكل رقم (١-١) يوضح الجدول الدوري الحديث بتنظيم الدورات تكون العناصر التي تقع في نفس الدورة ذات خواص تتدرج من الشمال إلى اليمين وسوف نتعرض لهذا التدرج في الخواص لاحقاً في هذه الوحدة.

المجموعات (Groups):

من ناحية أخرى فقد تم وضع كل عدد معين من العناصر في ترتيب رأسي تتميز فيه خواص العناصر بالتشابه والتدرج من أعلى إلى أسفل وقد سمي هذا العمود الرأسي بالمجموعة (Group) أو العائلة (Family).

تميز المجموعات بأرقام فوق المجموعة وتمتد من الرقم (١) إلى (١٨) من الشمال إلى اليمين. في السابق كانت المجموعات تقسم إلى قسمين: المجموعات الرئيسية والمجموعات الفرعية.

١) قسم المجموعات الرئيسية (A) أو مجموعة العناصر الممثلة (Representative elements):

وهي من 1A إلى 8A كما كانت أحياناً تعطي أرقاماً رومانية من (I) إلى (VIII) وتعطي مجموعة العناصر النبيلة الرقم صفر بدلاً عن 8.



هذه المجموعات توجد على طرفي الجدول عن يساره وعن يمينه :
 (أ) عن يساره هنالك مجموعتان فقط وتميزان بأن الالكترونات الخارجية تضاف في الفلك (ns) وهما مجموعة الليثيوم (ns^1) ومجموعة البريليوم (ns^2) وهما المجموعتان 1A أو (١) و 2A أو (٢) ويسمى هذا القسم بعناصر الكتلة (s) (s – block elements).
 (ب) عن يمين الجدول توجد ست مجموعات وتتم فيها إضافة الالكترونات الخارجية في الفلك (np) وتبدأ من مجموعة البورون ($ns^2 np^1$) وحتى مجموعة العناصر النبيلة ($ns^2 np^6$) عدا الهيليوم فإن به فقط ($1s^2$) ويسمى هذا القسم بعناصر الكتلة (p)(p – block elements).

ملحوظة :

يستخدم مصطلح «كتلة – block» في الجدول الدوري للإشارة إلى موقع أو حيز معين في الجدول تحتله أو تشغله مجموعة من العناصر تتفق في مستوى الطاقة (الغلاف) الفرعي الذي توجد فيه الالكترونات الخارجية لذرات تلك العناصر. فنلاحظ في الكتلة – s مثلاً أن الالكترونات الخارجية في ذرات العناصر الموجودة في تلك الكتلة تشغل أفلاك S.

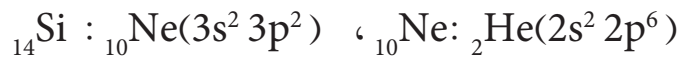
مثال 1 :

أعط التوزيع الالكتروني في المدار (الغلاف) الخارجي للعناصر الآتية وحدد دورة ومجموعة كل عنصر:



الحل :

(١) التوزيع الالكتروني في المدار الخارجي للعناصر:

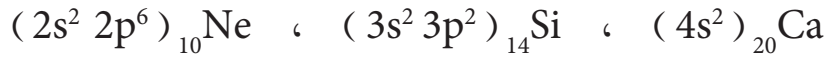


(٢) لتحديد دورة ومجموعة كل عنصر ينظر الى التوزيع الالكتروني في المدار



الخارجي بحيث يمثل رقم المدار الخارجي الدورة التي ينتمي اليها العنصر وعدد الإلكترونات التي يحويها المدار الخارجي تمثل المجموعة التي ينتمي اليها العنصر. $_{11}\text{Na}$ في الدورة الثالثة وفي المجموعة الأولى إذن له توزيع الكتروني في المدار الخارجي ($3s^1$).

وهكذا بالنسبة للعناصر الأخرى :



من هذا الاستعراض نخلص إلى أن عناصر المجموعات الرأسية تحت الإلكترونات الخارجية فيها دائماً الأفلاك (ns) و (np).

ويمكنك تحديد التركيب الإلكتروني لأي ذرة عنصر بالنظر إلى موقعه في الجدول الدوري . فيما يلي المجموعات الكاملة للعناصر الرئيسة وأسمائها الخاصة. جدول (١-٣) يوضح المجموعات الرئيسة

المجموعة	الاسم
1A أو (١)	مجموعة فلزات الأقلء أو الفلزات القلوية
2A أو (٢)	مجموعة فلزات الأرض القلوية
3A أو (٣)	مجموعة البورون
4A أو (٤)	مجموعة الكربون
5A أو (٥)	مجموعة النتروجين
6A أو (٦)	مجموعة الأوكسجين
7A أو (٧)	مجموعة الهالوجينات
8A أو (٨)	مجموعة الغازات النبيلة

تستخدم الكلمات مثل كلمات مدار ، غلاف ومستوى الطاقة كمرادفات للتعبير عن الحيز أو المكان الذي تدور فيه الإلكترونات حول نواة الذرة.

2) المجموعات الفرعية أو العناصر الانتقالية (Transition elements) :

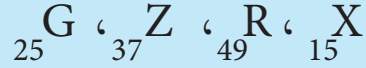
يقع هذا القسم بين كتلي العناصر الرئيسة أي بين الكتلة (S) والكتلة (P) وينقسم إلى كتلتين :



اكتشاف هذا العنصر قبل الآخرين وقد أعطى كل من الفريقين اسماً لهذا العنصر وفرضوا بالتالي على بقية العلماء تبني الاسم الذي أطلقوه عليه. لفض هذا الاشتباك اتفق العلماء في الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية عام ١٩٧٩م على نظام جديد لتسمية العناصر ابتداءً من العنصر (١٠٤) بتسلسلها العددي حسب اكتشافها فمثلاً العنصر الذي يلي العنصر (١٠٤) يسمى العنصر (١٠٥) فقط وحتى تكون لغة العلم مشتركة اتفق العلماء على أن تشتق هذه الأسماء من اللغة اللاتينية وعليه سمي العنصر (١٠٤) انلكواديوم (Unnilquadium) ويختصر (unq) وهي مأخوذة من كلمة (un) وتعني واحد ، (nil) وتعني صفرًا و (quad) وتعني أربعة و (ium) هي لاحقة لتعطي صيغة الاسم وهكذا في بقية العناصر التي تأتي بعد العنصر (١٠٤).

تقويم الدرس الأول والثاني:-

- ١) ماهو أساس ترتيب العناصر في كل من : جدول لوثرماير، مندليف.
- ٢) ما الذي يميز جدول لوثرماير عن جدول مندليف.
- ٣) لديك من العناصر ذات الرموز الإفتراضية الآتية :



- اكتب التوزيع الإلكتروني لكل منها ، ثم حدد موقعه (مجموعته ودورته) في الجدول الدوري .

ملحوظة :

رقم الدورة = عدد مستويات الطاقة الرئيسة في الذرة .
رقم المجموعة = عدد الكترونات الغلاف الأخير للذرة .
هذه الملحوظة تنطبق على مجموعة العناصر الرئيسة ولا تنطبق على مجموعة العناصر الإنتقالية.



الدرس الثالث

الخواص الدورية للعناصر: (Periodic Properties of elements)

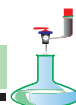
تدرج الخواص الفيزيائية والكيميائية

إن الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر تتحدد بنمط التوزيع الالكتروني في المدار الخارجي لذراتها. فالجدول الدوري يعطينا بطريقة مباشرة عدد الالكترونات الخارجية هذه ، فمثلاً الصوديوم يوجد في المجموعة (١) الدورة الثالثة وعليه فإن له الكترونًا واحدًا في المدار الثالث في الفلك ($3S^1$) والتروجين في المجموعة (٥) ($5A$) الدورة الثانية له خمسة الكترونات في المدار الخارجي الثاني ($2s^2$ $2p^3$) وهكذا.

في الجدول الدوري نجد أن عدد الالكترونات يزيد واحدًا في كل مجموعة عند انتقالنا عبر الدورات من أقصى اليسار إلى أقصى اليمين ابتداءً من الكترون واحد في المدار الخارجي وانتهاءً بثمانية الكترونات في ذات المدار . وعموماً نجد أن خواص العناصر تتدرج من اليسار إلى اليمين عبر الدورات وستعرض إلى بعض هذه الخواص فيما يلي :

الخواص الفلزية واللافلزية: (Metallic & non-metallic Properties)

لقد درست في كتاب العلم في حياتنا في الصف السابع من مرحلة التعليم الأساسي أنه يمكننا تقسيم العناصر من حيث الخواص إلى ثلاثة أقسام : الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات ، كما تعرفت كذلك على الخواص المميزة لكل منها. في الجدول الدوري الحديث فإنه وبشكل عام تصنف العناصر التي لها ثلاثة الكترونات أو أقل في المدار الخارجي بأنها فلزات وتلك التي لها بين الخمسة والسبعة من الالكترونات بأنها لا فلزات أما العناصر التي تقع على الخط القطري المتدرج والموضح في الجدول الدوري الحديث فلها خواص أشباه الفلزات.



الخواص الفلزية عبر الدورات :

الخاصية الفلزية تزداد عبر الدورة كلما اتجهنا نحو يسار الجدول والعكس بالنسبة للخاصية اللافلزية حيث تزداد كلما اتجهنا نحو يمين الجدول فمثلاً في عناصر الدورة الثالثة نجد أن الصوديوم هو أكثرها فلزية والكلور أكثرها لا فلزية.

الخواص الفلزية عبر المجموعات :

أما بالنسبة للمجموعات فإن الخاصية الفلزية تزداد كلما نزلنا أسفل المجموعة فمثلاً في المجموعة 4A نجد أن الكربون أكثر عناصرها لا فلزية والرصاص أكثرها فلزية.

نلخص أمر الخواص الفلزية واللافلزية في الجدول الدوري كالتالي :

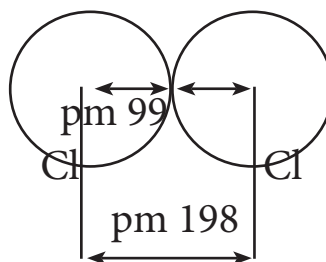
– أقوى ما تكون الخاصية الفلزية في الركن الأسفل من يسار الجدول الدوري (عنصر الفرانسيوم).

– أقوى ما تكون الخاصية اللافلزية في الركن الأعلى من يمين الجدول الدوري (عنصر الفلور).

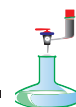
هذا مع ملاحظة أن العناصر النبيلة قد تم تجاهلها عند التعرض لتدرج خواص العناصر في الجدول الدوري.

الحجم الذري (Atomic Size) :

يقاس حجم الذرة بمعرفة نصف قطرها وبما أن قياس نصف القطر هذا يصعب جداً في الذرة الحرة نسبة لوجود السحاب الالكتروني حول النواة فإن نصف قطر الذرة يتحدد من قياس المسافة بين نواتي ذرتين مترابطتين مثلاً جزيء Cl_2 :



شكل (١-٣) يوضح نصف قطر ذرة الكلور



فنصف قطر ذرة الكلور هو نصف المسافة بين نواتي ذرتي الكلور في جزيء الكلور Cl_2 . يتناسب حجم الذرة طرديا مع نصف قطرها.

نصف قطر الذرة هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين مترابطتين من نفس العنصر

ملحوظة :

لقد سبق استخدام وحدات النانومتر nm لقياس الأطوال في مستوى الذرات والأيونات في كتاب كيمياء الصف الأول . . ولعلك تلاحظ أننا استخدمنا وحدة جديدة لقياس الأطوال وهي البيكومتر pm والتي تساوي 10^{-12} من المتر ؛ أي أن النانومتر nm الواحد يساوي $10^3 (1000)$ بيكو ميتر .

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

شكل (١-٤) : تمثيل تغير حجم الذرة للعناصر في الجدول الدوري

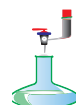


الحجم الذري عبر الدورات :

يقبل نصف قطر الذرات عبر الدورات من اليسار الي اليمين نسبة لزيادة الشحنة النووية الموجبة والتي تقابلها زيادة مساوية في الشحنات السالبة مما يجعل هنالك زيادة مضطردة في قوة جذب الشحنات الموجبة والسالبة لبعضها البعض مما يزيد من قوة جذب الالكترونات للداخل وبالتالي يقل حجم الذرة . انظر الشكل رقم (١-٨).

الحجم الذري عبر المجموعات :

يزداد الحجم الذري كلما نزلنا لأسفل المجموعة وذلك للبناء الإضافي لمدارات الطاقة . بالرغم من ازدياد الجذب الالكتروستاتيكي بين النواة والالكترونات من أعلى إلى أسفل المجموعة إلا أن الالكترونات الموجودة في مستويات الطاقة (المدارات) الداخلية تحجب قوة جذب النواة للالكترونات الخارجية مما يجعلها أكثر حرية في الابتعاد عن النواة وبالتالي ازدياد حجم الذرة .



يقبل نصف القطر الذري في هذا الاتجاه

	Na	M	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	190	160	143	132	128	127	99	98
يزيد نصف القطر الذري في هذا الاتجاه	K							
	235							
	Rb							
	248							
	Cs							
	267							

شكل تخطيطي (١ - ٥) : قيم أنصاف الأقطار الذرية لعناصر الدورة الثالثة
ولعناصر المجموعة الأولى بوحدات البيكوميتير (pm)

جهد (طاقة) التأين (Ionization Potential) :

لكي ننزع الإلكترون من الذرة لتكوين أيون موجب نحتاج إلى طاقة كافية للتغلب على قوة جذب النواة لهذا الإلكترون . إن أقل طاقة تكفي لنزع أقل الكترولونات الذرة ارتباطاً بها وهي في الحالة الغازية يسمى جهد أو طاقة التأين الأول.

جهد أو طاقة التأين هي الطاقة اللازمة لنزع أقل إلكترونات
الذرة ارتباطاً بها وهي في الحالة الغازية

وبنفس الطريقة فإن الطاقة الكامنة لنزع الكترولون ثاني من هذا الأيون الموجب في الحالة الغازية تسمى طاقة التأين الثاني وهي عادة أكبر بكثير من طاقة التأين الأول .



فمثلاً طاقة التأين الأول لذرة الصوديوم تساوي ٤٩٥ كيلو جول/مول
بينما طاقة التأين الثاني لها تساوي ٤٥٦٠ كيلو جول/مول .

طاقة التأين عبر الدورات :

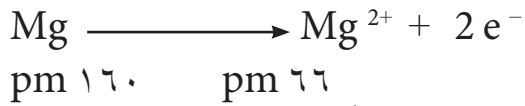
تزداد طاقة التأين عموماً كلما انتقلنا عبر الدورات من اليسار إلى اليمين نسبة
لأن حجم الذرة يقل باضطراد عبر الدورات بالرغم من أن الالكترونات تحتل نفس
المدار . فكلما صغرت الذرة اشتد جذب النواة للالكترون الخارجي وبالتالي يحتاج
لطاقة أكبر لنزعه من الذرة .

طاقة التأين عبر المجموعات :

تقل طاقة التأين كلما انتقلنا في المجموعات من أعلى إلى أسفل نسبة لأن
الالكترونات الخارجية توجد في مدار أعلى في الطاقة مقارنة بالذرة في الدورة
الأعلى مباشرة وبالتالي تكون قوة ارتباط الالكترون الخارجي بالنواة أقل ويحتاج
بالتالي إلى طاقة أقل لنزعه من الذرة .

ملحوظة: يكون حجم الأيون الموجب أقل من حجم ذرته كما يتضح في

المثال التالي :



لماذا يكون حجم الأيون الموجب دائماً أقل من حجم ذرته ؟

الإلفة الالكترونية (Electron Affinity) :

كما أسلفنا فإن الذرة عندما تكتسب الالكتروناً أو أكثر من ذرات أخرى
فإن الذرة تصبح غير متعادلة كهربياً وينتج عن ذلك ما نسميه بالأيون السالب كما
عرفت في دراستك السابقة ، وهو عبارة عن ذرة سالبة الشحنة الكهربية .

الإلفة الالكترونية (Electron Affinity): هي كمية الطاقة المنطلقة من
الذرة في الحالة الغازية عندما تكتسب الالكتروناً أو أكثر من خارجها تسمى
طاقة



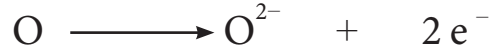
ذرة + الكترول ← أيون سالب + طاقة .

الإلفة الالكترونية عبر الدورات :

تزداد الإلفة الالكترونية عبر الدورات من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري حيث تصل مداها في الهالوجينات.

الإلفة الالكترونية عبر المجموعات :

تقل الإلفة الالكترونية كلما انتقلنا عبر المجموعة من أعلى إلى أسفل نسبة لأن جذب الالكترونات بواسطة النواة يقل في ذات الاتجاه وبالتالي فإن الطاقة المنطلقة عند إضافة أي الكترول للذرة تكون قليلة أيضاً .
يكون حجم الأيون السالب أكبر من حجم ذرته الأصلية المتعادلة وذلك لزيادة الحجب الالكتروني عن النواة وزيادة تنافر الالكترونات في المدار الخارجي بزيادة عددها في ذات المدار . والمثال التالي يوضح ذلك :



١٤٠ بيكومتر ٧٠ بيكومتر

وتكون الزيادة في حجم الأيون السالب أكبر كلما ازدادت شحنة الأيون السالب .

الكهروسالبية (Electronegativity) :

الكهروسالبية هي مقياس لمقدرة الذرة في مركباتها الاسهامية على جذب الكترولونات الرابطة نحوها.

كلما صغر حجم الذرة وكان مدارها الخارجي شبه مكتمل زادت مقدرتها على جذب الالكترونات مثل عناصر المجموعة (17) أو (7 A) .

الكهروسالبية عبر الدورات: (Electronegativity across Periods) :

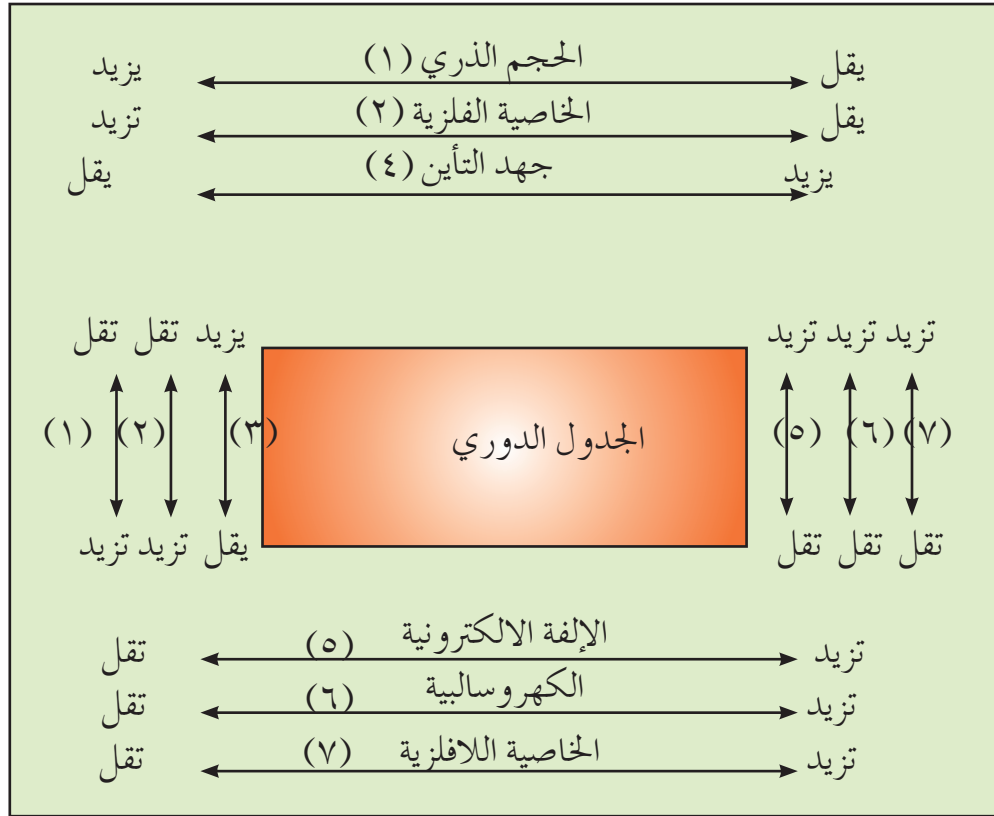
ترداد الكهروسالبية من اليسار إلى اليمين عبر الدورات في الجدول الدوري ،
فمثلاً لعناصر المجموعة (1) أو (1A) أقل قيم للكهروسالبية بينما لعناصر المجموعة



(17) أو (7A) أكبر قيم للكهروسالبية في الجدول الدوري.

الكهروسالبية عبر المجموعات (Electronegativity down) : (groups)

تقل قيم الكهروسالبية كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل بين عناصر المجموعة. تتناسب الكهروسالبية طردياً مع الخاصية اللافلزية في الجدول الدوري فالعصر الأكثر لافلزية هو الأكثر كهروسالبية وعليه نجد أن عنصر الفلور هو أكثر العناصر كهروسالبية وعنصر الفرانسيوم أقلها. إن مفهوم الكهروسالبية مفيد للغاية في التنبؤ بنوع وقطبية الروابط والجزئيات.



الشكل التخطيطي رقم (١-٦) يلخص تدرج الخواص في الجدول الدوري والتي تم استعراضها في الفقرات السابقة.



تذكر: عدد مستويات الطاقة الرئيسية = رقم دورة العنصر
عدد إلكترونات الغلاف الأخير = رقم مجموعة العنصر

فوائد الجدول الدوري

- مما سبق يتضح لنا أن هنالك فوائد كثيرة للجدول الدوري للعناصر منها :
١. يساعد على فهم الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر .
 ٢. يعطي القدرة على التنبؤ بخواص العناصر حيث نجد أن العناصر المتشابهة في المجموعة الواحدة لها خواص متشابهة .
 ٣. مركبات العناصر المتشابهة لها خواص متشابهة مثلاً NaCl له خواص شبيهة بخواص KCl .
 ٤. من خلال مواقع العناصر في الجدول الدوري نستطيع أن نتنبأ بنوعية الأيونات التي يمكن أن تتكون ، مثلاً عناصر المجموعة الأولى تكوّن أيونات M^+ مثل Na^+ وعناصر المجموعة الثانية تكوّن أيونات M^{2+} مثل Ca^{2+} .
 ٥. نستطيع التنبؤ بصيغ المركبات التي تكونها العناصر المختلفة من خلال موقعها في الجدول الدوري .
 ٦. معرفة نوع الروابط التي تنشأ بين العناصر وذلك باستخدام مفاهيم مثل الكهروسالبية والإلفة الالكترونية والخواص الفلزية واللافلزية وغيرها .
 ٧. التنبؤ بخواص المركبات التي تكونها العناصر المختلفة ، فمثلاً تكون أكاسيد الفلزات ذات طبيعة قاعدية، بينما تكون أكاسيد اللافلزات ذات طبيعة حمضية غالباً . كما أن الصفة القاعدية لأوكسيد العنصر الفلزي تعتمد على موقع ذلك الفلز في الجدول، والأمر كذلك صحيح بالنسبة للصفة الحمضية لأوكسيد العنصر اللافلزي .



تقويم الدرس الثالث :

(١) استخدم الجدول الدوري المبين في الشكل (١-٣) لمعرفة التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية:

Te ، C ، Cr ، V ، Ge ، Cl

(٢) إعتماًداً على موقعها في الجدول الدوري ، رتب العناصر الآتية حسب حجمها .

Br ، I ، F ، Cl
35 53 9 17

(٣) صنف كل من العناصر الآتية من حيث كونه فلز ، لافلز ، أو شبه فلز بناء على موقعه في الجدول الدوري .

$_{14}\text{Si}$ ، $_{15}\text{P}$ ، $_{17}\text{Cl}$ ، $_{5}\text{B}$ ، $_{29}\text{Cu}$ ، $_{11}\text{Na}$

(٤) وضح المقصود بكل من المفاهيم الآتية :-
دورية العناصر - الكهروسالبية - طاقة التأين - الإلفة الإلكترونية - الفلزات - اللافلزات - أشباه الفلزات .

(٥) رتب العناصر التالية حسب طاقة التأين الأولى:

O ، N ، B ، Be ، Li
8 7 5 4 3

(٦) ما نوع الرابطة التي تنتج عند اتحاد الكلور مع :

(أ) الكالسيوم (ب) الفسفور

اكتب الصيغة الكيميائية للمركب الناتج في كل من (أ) و(ب).

(٧) اكتب صيغة الأيون الذي تكونه كل من الذرات التالية :

(أ) In (ب) F (ج) Se (د) Rb

(٨) يقاس ميل الذرة في مركباتها لاكتساب الإلكترونات بـ :
أ . الحجم الذري .

ب . الإلفة الإلكترونية .

ج . الكهروسالبية .

د . جهد التأين .



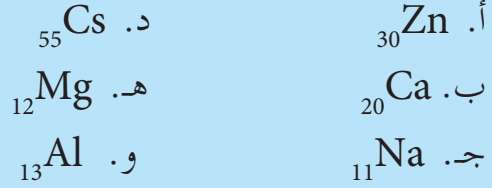
٩) اكتب أسماء ورموز العناصر التي توجد في المواقع الآتية في الجدول الدوري الحديث :

- أ . الدورة الرابعة ، المجموعة (١٥) .
- ب . الدورة الثالثة ، المجموعة (١٦) .



تمارين على الوحدة الأولى

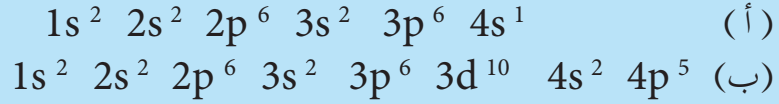
(١) رتب العناصر الآتية باتجاه زيادة الخاصية الفلزية :



(٢) رتب العناصر الآتية باتجاه زيادة الإلفة الالكترونية :



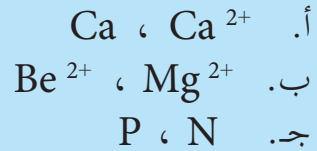
(٣) إذا كان العنصران (أ) و(ب) لهما التراكيب الالكترونية الآتية :



أجب عن الأسئلة الآتية :

أ. أي العنصرين يمكن أن يكون فلزاً وأيها لافلزاً؟
ب. صف جهد التأين لكل منهما .

(٤) في كل مجموعة من المجموعات الآتية من الذرات والأيونات ما هو الأصغر حجماً؟



الوحدة الثانية

فلزات المجموعة الأولى (فلزات الأتلاء)
من الجدول الدوري



الدرس الأول

الخواص الفيزيائية والكيميائية لعناصر المجموعة الأولى

تشتمل المجموعة الأولى من الجدول الدوري على ستة عناصر مرتبة كالتالي :
الليثيوم ، الصوديوم ، البوتاسيوم ، الروبيديوم ، والسيزيوم والفرانسيوم.
وتأتي هذه المجموعة مباشرة بعد الغازات النبيلة ، والتي لها تركيب الكتروني ثابت جداً ، والغلاف الخارجي لذرات هذه الغازات النبيلة يحتوي على ٨ إلكترونات ماعدا في حالة الهيليوم (يحتوي على إلكترونين).
ويكون لفلزات المجموعة الأولى إلكترون واحد في مستوى الطاقة الخارجي للذرة ، لذا تتميز بأنها أحادية التكافؤ ولها قابلية شديدة لتكوين ايون أحادي التكافؤ موجب التكهرب.

أولاً : الخواص الفيزيائية :

١. فلزات هذه المجموعة ذات لون أبيض فضي ، فعندما تقطع هذه الفلزات يظهر البريق الفلزي مكان القطع الحديث ، ولكنه سريعاً ما يزول نتيجة تفاعل الفلز مع أو كسجين الهواء الجوي.
 ٢. لينة ويسهل قطعها بالسكين.
 ٣. موصلات جيدة للكهرباء.
- نسبة للسهولة التي تتفاعل بها هذه الفلزات مع الهواء الجوي فإنها تحفظ عادة تحت سوائل لا تتفاعل معها مثل الكيروسين ، البنزين أو التولوين.

ثانياً : الخواص الكيميائية :

تتمثل الخواص الكيميائية للفلزات القلوية في السهولة التي يتم بها فقدان إلكترون الغلاف الخارجي . والأيون الموجب الناتج يتميز بالثبات العالي .
إن الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون الغلاف الخارجي وهي المعروفة بطاقة التأين بالنسبة للفلزات القلوية منخفضة مقارنة بطاقة التأين لجميع الفلزات الأخرى.



الجدول رقم (٢-١) : طاقات التأين الأولى لفلزات المجموعة الأولى .

العنصر	طاقة التأين (كيلو جول.مول ^{-١})
ليثيوم	٥٢٠
صوديوم	٤٩٥
بوتاسيوم	٤١٨
روبيديوم	٤٠٣
سيزيوم	٣٧٣

1- التفاعل مع الماء :

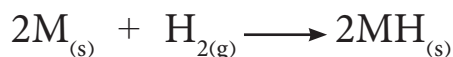
تتفاعل الفلزات القلوية مع الماء بشدة وتنبعث الحرارة ، الليثيوم أقلها شدةً . البوتاسيوم ، الروبيديوم والسيزيوم لها قابلية عالية للتفاعل لدرجة أنها تتفاعل مع الماء المتجمد عند درجة (-١٠٠ °م) . تلخص المعادلة أدناه تفاعل هذه الفلزات مع الماء ، حيث ترمز M لفلز القلوي :



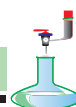
تذوب هيدروكسيدات جميع فلزات الألقاء (MOH) في الماء .
[هيدروكسيد الليثيوم أقلها ذوباناً و هيدروكسيد السيزيوم أعلاها قابلية للذوبان في الماء]

2 - التفاعل مع الهيدروجين :

يتفاعل الروبيديوم و السيزيوم بشدة مع الهيدروجين عند درجة الحرارة العادية مكونة الهيدريد . أما الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم فتحتاج إلى التسخين لتكوين الهيدريد .

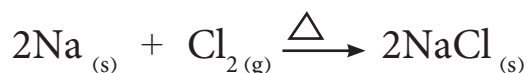


ويعتبر كل من هيدريد الليثيوم وهيدريد الصوديوم مصدراً جيداً للهيدروجين عند تفاعله مع الماء :



3 - التفاعل مع الهالوجينات :

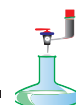
يتفاعل كل من الليثيوم والصوديوم ببطء مع الكلور عند درجة الحرارة العادية . يحترق الصوديوم المنصهر بلهب أصفر في جو من الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم :



تتفاعل فلزات البوتاسيوم ، الروبيديوم والسيزيوم بشدة مع جميع الهالوجينات مكونة هاليداتها .

4 - التفاعل مع الأوكسجين :

عند تسخين الفلزات القلوية تتفاعل بعنف مع الأوكسجين ؛ يكون الليثيوم الأوكسيد Li_2O فقط ، أما الصوديوم والبوتاسيوم فيكونا بيروكسيديهما : Na_2O_2 ، K_2O_2 ، بالإضافة إلى الأوكسيد العادي Na_2O ، K_2O . ينفجر السيزيوم تلقائياً عند ملامسته للهواء أو الأوكسجين . إن احتراق هذه الفلزات في الهواء باعث لقدر كبير من الحرارة وخطير للغاية .



الجدول رقم (٢ - ٢) : بعض تفاعلات فلزات الألقلاء :

ملاحظات	التفاعل
\Rightarrow جميع الهالوجينات = X_2 \Rightarrow وفرة من الأوكسجين	$2M + X_2 \longrightarrow 2MX$ $4Li + O_2 \longrightarrow 2Li_2O$ $2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$
كذلك مع ، Se ، Te فقط كذلك مع As و Sb $M = Na ، Li$	$2M + S \longrightarrow M_2S$ $6Li + N_2 \longrightarrow 2Li_3N$ $12M + P_4 \longrightarrow 4M_3P$ $2M + 2C \longrightarrow M_2C_2$
عند درجة الحرارة العادية تفاعل عنيف (مع الماء) تفاعل عنيف (مع الأحماض)	$2M + H_2 \longrightarrow 2MH$ $2M + 2H_2O \longrightarrow 2MOH + H_2$ $2M + 2H^+ \longrightarrow 2M^+ + H_2$

استخدامات فلزات الألقلاء ومركباتها :

تدخل هذه الفلزات في الكثير من أوجه حياتنا اليومية :

مركبات الصوديوم :

- ١ . يستخدم هيدروكسيد الصوديوم في كثير من الصناعات منها : صناعة الصابون ، والورق والحريير الصناعي ، وفي تنقية البترول .
- ٢ . كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) : ضروري جداً في حياة الإنسان والحيوان ولا يمكننا الاستغناء عنه في حياتنا اليومية . ويستعمل كثيراً في حفظ اللحوم والسّمك من التعفن .
- ٣ . كربونات الصوديوم : تستخدم في صناعة الزجاج والورق والنسيج كما



- تستخدم في إزالة عسر الماء.
 ٤. بيكربونات الصوديوم : تستخدم في صناعة الخبز.
 ٥. نترات الصوديوم : تستغل كسماد ولصناعة حمض النتريك.

مركبات البوتاسيوم :

تشبه إلى حد كبير مركبات الصوديوم ، ويمكن استخدام أحدهما بديلاً للآخر في معظم الأغراض.

تقويم الدرس الأول :

- (١) اكتب معادلات كيميائية موزونة للتفاعلات الآتية :
- أ. تفاعل البوتاسيوم مع الماء. ب. تفاعل هيدريد الصوديوم مع الماء.
 ج. احتراق الصوديوم في الهواء الجوي.
 (٢) في مجموعة فلزات الألقلاء ، إذا تحركنا من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذري.
 بين كيف يتأثر (يزداد - يقل - لا يتغير) كل من :
- أ. ميل العنصر لفقد إلكترون التكافؤ.
 ب. النشاط الكيميائي.
 ج. الحجم الذري.
 د. شدة التفاعل مع الماء.
 (٣) محاليل أكاسيد الفلزات في الماء تعد :
- أ. قاعدية التأثير دائماً.
 ب. حمضية التأثير دائماً.
 ج. قاعدية التأثير عادة.
 هـ. حامضية التأثير عادة.
 (٤) علل :
- أ. عدم إمكانية وجود القلويات في الطبيعة بصورتها الحرة.
 ب. هنالك خطورة في تحضير غاز الهيدروجين من تفاعل فلزات الألقلاء مع الأحماض حسب التفاعل :
- $$2M_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow 2M^+_{(aq)} + H_{2(aq)}$$



الدرس الثاني 2-2: الصوديوم

الرمز الكيميائي : $^{23}\text{Na}_{11}$
التركيب الإلكتروني : $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^1) K_2L_8M_1$
تواجده في الطبيعة :

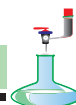
يُعد الصوديوم سادس عنصر وفرة في الطبيعة إذ يشكل حوالي ٢,٦٣٪ من كتلة القشرة الأرضية ومياه البحار . لا يوجد الصوديوم حرّاً في الحالة العنصرية في الطبيعة . يوجد الصوديوم في مركباته على نطاق واسع في التربة والمياه الطبيعية وأجسام الحيوانات والنباتات.

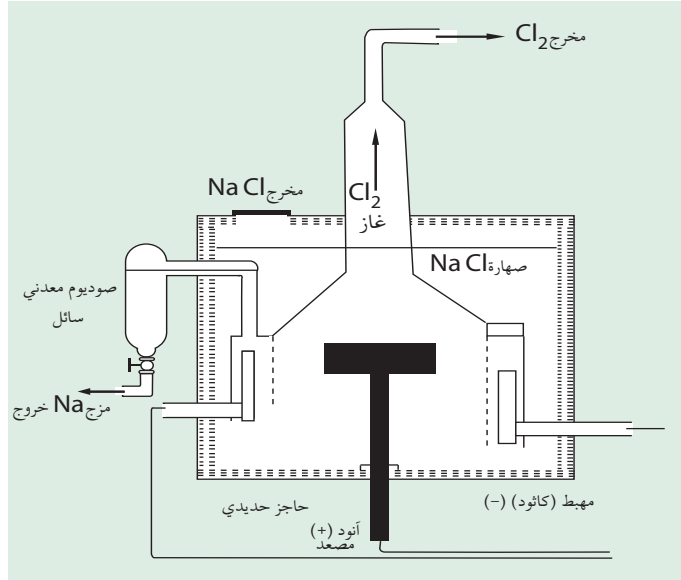
من أهم مركبات الصوديوم :

- ١ . ملح الطعام : الاسم الكيميائي له كلوريد الصوديوم (NaCl) ويوجد على هيئة ملح صخري ، كما يوجد مذاباً في مياه البحار .
- ٢ . نترات الصوديوم (NaNO_3) الذي يعرف بملح شيلي نسبة لوفرة وجوده في منطقة شمال شيلي بأمريكا الجنوبية .
- ٣ . كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) الذي يعرف عند العامة بالعطرون .
- ٤ . كبريتات الصوديوم ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) أو ملح جلوبر .
- ٥ . البوراكس او بورات الصوديوم المائية ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) .

استخلاص الصوديوم من خاماته:

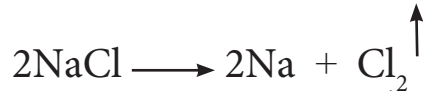
يتم الحصول على فلز الصوديوم بواسطة التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم .





شكل (٢-١): مقطع عرضي لخلية داونز المستعملة للتحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم (NaCl)

ينصهر كلوريد الصوديوم في درجة حرارة متوسطة نسبياً (حوالي ٨٠٠ م°) لذا يتم الحصول على الصوديوم عن طريق التحليل الكهربائي لمصهور ملح الطعام. ولكن ناتج عملية التحلل وهما الصوديوم والكلور يجب أن يكونا بعيدين عن بعضهما أثناء العملية ، وإلا عاد الصوديوم وتفاعل مع الكلور ليتكون كلوريد الصوديوم من جديد . ويتم هذا الفصل بأفضل وجه في خلية للتحليل الكهربائي تستخدم لهذا الغرض تسمى خلية داونز (Downs cell) شكل (٢-١) . يتم جمع الصوديوم المنصهر الناتج من عملية التحليل الكهربائي في وعاء خاص . يمكن توضيح النواتج النهائية من عملية التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم من المعادلة :



ينتج غاز الكلور أيضاً في هذه العملية كنتاج عرضي (ثانوي) مفيد كما سيتضح لك عند دراستك للكلور لاحقاً في الوحدة الخامسة من هذا الكتاب .



خواص الصوديوم :

الخواص الفيزيائية :

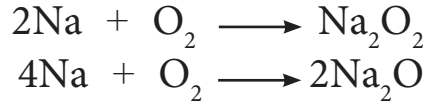
- للصوديوم بريق أبيض فضي إذ كان حديث القطع ، ولكن هذا البريق يزول بسرعة عند تعرضه للهواء الجوي.
- الصوديوم فلز لين ويسهل قطعه بالسكين ويقبل الطرق والثني والسحب وهو ذو كثافة منخفضة أقل من كثافة الماء وتبلغ ٠,٩٧ جرام/سم^٣ ، لذا فهو يطفو على سطح الماء. وله كذلك نقطة انصهار منخفضة (٩٧,٥ م°) ويغلي مصهوره عند ٨٨٠ م° . وهو موصل جيد للحرارة.

الخواص الكيميائية :

يتفاعل الصوديوم بسهولة ليكون مركبات أيونية ، ويتفاعل مع :

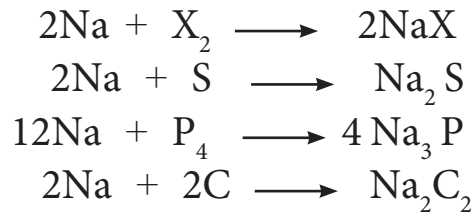
أ) الهواء الجوي :

عندما يعرض الصوديوم الساخن للهواء الجوي يتحد مع الأوكسجين مكوناً بيروكسيد الصوديوم Na_2O_2 كما يتكون أكسيد الصوديوم العادي (Na_2O) (في حالة وجود وفرة من الصوديوم) :



ب) اللافلزات :

يتفاعل الصوديوم مع معظم اللافلزات مثل الهالوجينات ، الكبريت ، الفسفور والكربون مكونا الهاليدات ، الكبريتيد ، الفوسفيد ، الكريد على الترتيب:

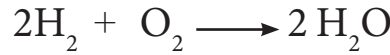


ج) الماء :

عند وضع قطعة صغيرة من الصوديوم في كأس به ماء يلاحظ أن قطعة



الصوديوم تنصهر بتأثير الحرارة الناتجة عن تفاعل الصوديوم مع الماء :
طاقة حرارية + $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
كذلك يمكن لغاز الهيدروجين الناتج من هذا التفاعل أن يشتعل (بفرقة)
بتأثير الحرارة الناتجة.



(د)الأحماض :

يتفاعل الصوديوم مع محاليل الأحماض المخففة مزيحاً غاز الهيدروجين :



إستخدامات الصوديوم :-

- ١- يستخدم لإنتاج رابع ايثيل الرصاص المستخدم في إستخلاص البنزين .
- ٢- يستخدم كناقل للحرارة في صناعة الأدوية والمركبات العضوية الأخرى .
- ٣- يستخدم كعامل مختزل فمثلاً يتم إستخلاص فلزات التيتانيوم و الزركونيوم من خاماتها باستخدام الصوديوم كعامل مختزل .

مركبات الصوديوم :-

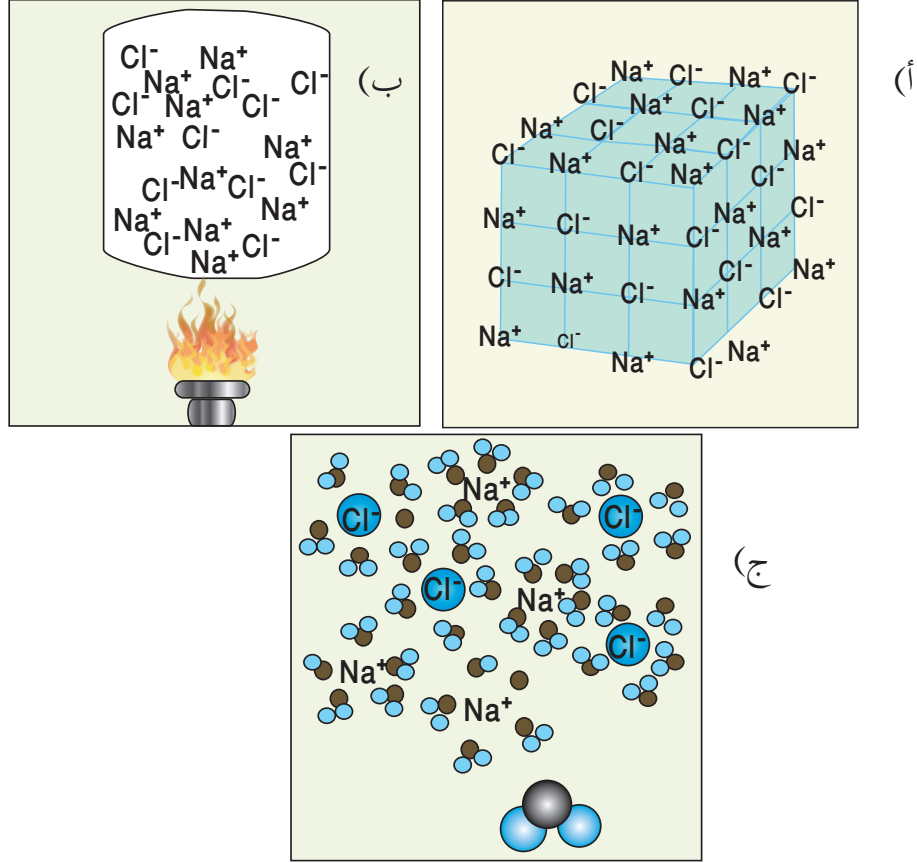
مركبات الصوديوم مكونة من أيونات سواء في الحالة الصلبة أو حين تنصهر،
أو حين تكون ذائبة في محلول توصل التيار الكهربائي . غير أن توصيلها للكهرباء
يعتمد على حرية حركة هذه الأيونات. فنجد أنها لا توصل التيار الكهربائي في
الحالة الصلبة ، بينما توصل التيار الكهربائي عندما تكون في الحالة السائلة (مصهورة
أو محاليل).

ويوضح الشكل رقم (٢-٢) أيونات كلوريد الصوديوم :

أ. في الحالة الصلبة. ب. في الحالة السائلة(مصهورة).

ج. عندما تكون ذائبة في الماء.





شكل (٢-٢) : أيونات كلوريد الصوديوم

من مركبات الصوديوم :

(١) هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) : مركب أبيض شمعي المظهر كاو للجلد لذا يعرف بالصودا الكاوية ، يتميع في الهواء الجوي بشدة بامتصاص الرطوبة. يذوب بشدة في الماء مع انبعاث حرارة ، ويكون محلوله قلوي التأثير فيحول عباد الشمس الأحمر إلى أزرق ، ويعتبر من القلويات القوية . يتم الحصول عليه بالتحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم. ويتم الحصول على غازي الكلور والهيدروجين كنتائج ثانويين في هذه العملية :

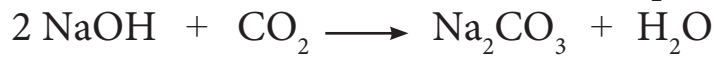
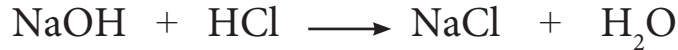


$2 \text{NaCl} + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{NaOH} + \text{Cl}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)}$
 كذلك من طرق تحضير الصودا الكاوية علي نطاق تجاري إضافة الجير المطفأ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ لكربونات الصوديوم .

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow 2\text{NaOH}_{(aq)} + \text{CaCO}_{3(s)}$
 يتم تبخير محلول هيدروكسيد الصوديوم الناتج للحصول على الصودا الكاوية الصلبة .

لهيدروكسيد الصوديوم جميع خواص القواعد :

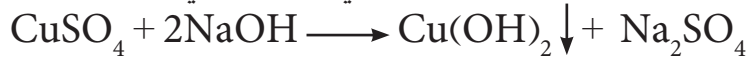
١ . يتفاعل مع الأحماض والأكاسيد الحمضية مكوناً أملاح الصوديوم :



٢ . يتفاعل مع أملاح الأمونيوم ويحرر غاز النشادر :



٣ . يرسب هيدروكسيدات الفلزات التي لا تذوب في الماء من محاليل أملاحها:



استخدامات هيدروكسيد الصوديوم :

١ . يستخدم هيدروكسيد الصوديوم في كثير من الصناعات منها : صناعة

الصابون ، الجلوسرين ، الورق ، الحرير الصناعي ، وفي تنقية البترول .

٢ . يستفاد من هيدروكسيد الصوديوم كمادة معملية لتحضير أملاح الصوديوم

وترسب هيدروكسيدات الفلزات وكمادة كاشفة في الكثير من عمليات

التحليل الكيميائي .

٣ . يستخدم لإزالة المواد الدهنية من الصوف والقطن .



تقويم الدرس الثاني :

- (١) اكتب معادلات كيميائية موزونة للتفاعلات الآتية :
 - أ / تفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع ثاني أكسيد الكربون.
 - ب / تفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع كبريتات النحاس (II).
 - ج / تفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع ثالث أكسيد الكبريت.
- (٢) صف تجربة أو نشاط يوضح توصيل كلوريد الصوديوم للتيار الكهربائي.
- (٣) مبتدئاً بكلوريد الصوديوم كيف يمكن تحضير :
 - أ / صودا الغسيل . ب / غاز الكلور.
- (٤) علل لما يأتي :

إذا عرضت قطعة من الصوديوم لفترة للهواء الجوي فإنها تتغطى بطبقة بيضاء.
- (٥) بين بالمعادلات تفاعل الصوديوم مع كل من :
 - أ / الأوكسجين . ب / الكلور . ج / حمض الهيدروكلوريك.
- (٦) وضح بالتجارب أهم خواص الصوديوم ، ثم بين استخداماته.



تمارين على الوحدة الثانية:

١) اكتب معادلات كيميائية موزونة للتفاعلات الآتية :

أ / تفاعل البوتاسيوم مع الماء.

ب / تفاعل هيدريد الصوديوم مع الماء .

ج / احتراق الصوديوم في الهواء الجوي.

٢) في كل من الآتي ضع دائرة حول رمز العنصر الذي يمثل الإجابة الصحيحة :

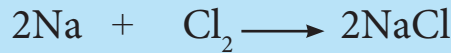
أ / أكثر العناصر نشاطاً من الناحية الكيميائية هو : Na ، K ، Cs

ب / أكبر نصف قطر ذري للعنصر : K ، Na ، Li .

ج / أقل طاقة تأين للعنصر : Li ، Cs ، Rb .

د / تظهر الخواص الفلزية بوضوح أكثر في : Al ، Mg ، Na .

٣) يتفاعل الصوديوم مع الكلور وفقاً للمعادلة :



أ . كم مولاً من غاز الكلور يلزم ليتفاعل مع ٣ مول من الصوديوم؟

ب . إذا بدأ التفاعل أعلاه بمول واحد من الصوديوم ، و مول واحد من غاز

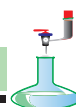
الكلور ، إي العنصرين يبقى بعد نهاية التفاعل ؟ كم مولاً منه تبقى؟

(الكتل الذرية النسبية : - Na = ٢٣ ؛ Cl = ٣٥,٥)



الوحدة الثالثة

الكيمياء العضوية
Organic Chemistry



الدرس الأول

مدخل لدراسة الكيمياء العضوية:

تعتبر الكيمياء العضوية مادة الحياة علي الأرض ، فهي المكون الأساسي للبروتينات والكربوهيدرات (النشويات والسكريات والسليولوز) والدهون والفاتمينات والهورمونات والمضادات الحيوية والفحم الحجري والنفط ومشتقاته والبلاستيك بأنواعه المختلفة.

نظرية القوة الحيوية:

بنيت هذه النظرية علي الاعتقاد السائد قديماً بأن المصدر الوحيد للمركبات العضوية هو الكائن الحي ، وأن هنالك قوة خفية هي التي تصنع المواد العضوية في أنسجة الكائن الحي ، وأنه لا يمكن تصنيع المواد العضوية خارج أنسجة الكائن الحي.

تجربة فردريك فوهلر (1828 م):

استطاع فوهلر تحضير مادة اليوريا - أحد مكونات البول - وهي مادة عضوية من مادة سيانات الأمونيوم غير العضوية. ويمكن تمثيل التفاعل بالمعادلة الكيميائية التالية:



اليوريا سيانات الأمونيوم

وبذلك حطم نظرية القوة الحيوية وانفتح المجال واسعاً لتحضير المركبات العضوية صناعياً، فحضرت الأدوية واللدائن والإسترات الصناعية.

تدريب: أذكر بعضاً من المركبات العضوية في حياتك اليومية.

مقارنة المركبات العضوية بالمركبات غير العضوية:

الجدول التالي يبين أهم الاختلافات بين المركبات العضوية وغير العضوية:



الصفة	المركبات العضوية	المركبات غير العضوية
نقاط الانصهار	منخفضة لمعظمها	عالية لمعظمها
الاشتعال	سريعة الاشتعال	غير قابلة للاشتعال
الرائحة	لمعظمها رائحة مميزة	القليل منها له رائحة
التأين	لا تتأين (روابط إسهاميه	أغلبها يتأين (روابط أيونية)
سرعة التفاعل	بطيئة	سريعة
نواتج التفاعل	تنتج خليطاً من النواتج	عادة تكون ناتجاً واحداً
البلمرية	تتبلمر	غير قابلة للبلمرية
التشكل (التماكب)	تتميز بخاصية التشكل	لا توجد فيها هذه الخاصية
توصيل الكهرباء	ضعيفة أو لا توصل	جيدة التوصيل

تدريب:

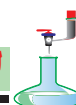
- أذكر بعضاً من المواد العضوية سريعة الإشتعال التي تصادفها في حياتك اليومية.
- علل: يستخدم البلاستيك في عزل الأسلاك الكهربائية.

تعريف المركبات العضوية:

المركب العضوي هو أي مركب غازي أو سائل أو صلب يحتوي جزيئاته علي عنصر الكربون، باستثناء الكريبيدات ، الكربونات ، البيكربونات وأكسيد الكربون(أول وثاني أكسيد الكربون).

ملحوظة:

- تعددت التعريفات للمركب العضوي بما لا يتسع المجال لذكره.



تمرين:

- (1) أذكر ثلاثة مركبات عضوية هامة في غذائك اليومي.
- (2) أذكر ثلاثة مركبات عضوية صناعية هامة في حياتك اليومية.
- (3) قارن بين المركبات العضوية والمركبات اللاعضوية من حيث: سرعة الإشتعال - نقاط الإنصهار ونقاط الغليان - سرعة التفاعل - نواتج التفاعلات.
- (4) بمعادلة كيميائية وضح تجربة فردريك فوهلر.



الدرس الثاني تسمية الهيدروكربونات

ملحوظة:

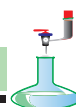
بداية اسم المركب العضوي العادي (normal) تعتمد علي عدد ذرات الكربون في الجزيء هكذا:

عدد ذرات الكربون	بداية الإسم
1	ميث
2	إيث
3	بروب
4	بيوت
5	بنت
6	هكس
7	هبت
8	أوكت
9	نون
10	ديك

بخلاف أسماء الأربعة مركبات الأولى في سلسلة الألكانات فإن أسماء جميع المركبات العضوية تخضع لنظام أيوباك IUPAC .

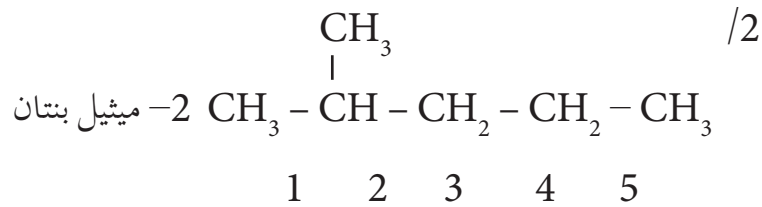
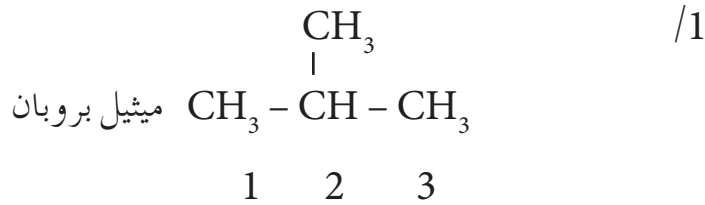
قوانين أيوباك لتسمية المركبات العضوية:

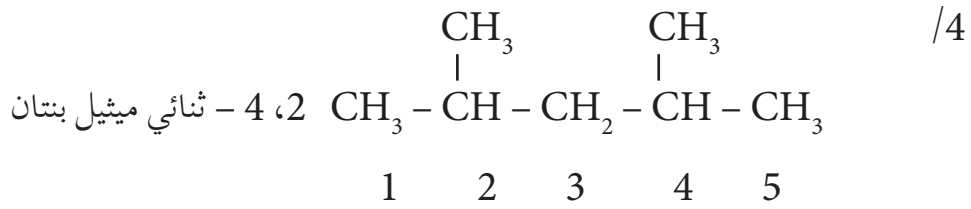
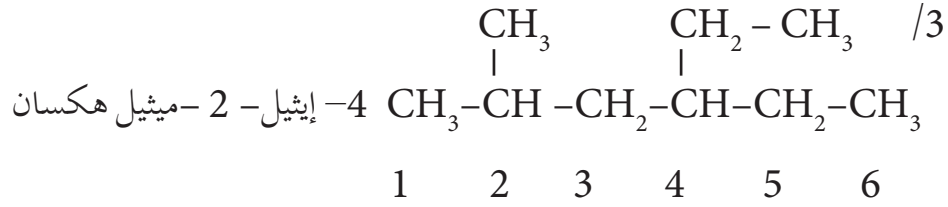
إليك بعض القوانين البسيطة لتتبعها عند تسمية المركبات العضوية. توجد أمثلة بعد هذه القوانين ، وسنكتفي هنا بتسمية الهيدروكربونات المتفرعة ولاحقاً ستتعرف علي تسمية المشتقات الهيدروكربونية).



1. حدد سلسلة ذرات الكربون الأطول واعتبرها السلسلة الأم (الرئيسية).
 2. حدد كل المتفرعات عن السلسلة الأم.
 3. رقم ذرات الكربون في السلسلة الأطول (الأم) من الطرف الذي يعطي المتفرع الرقم الأدنى.
 4. إذا تعددت المتفرعات المختلفة يكون الرقم الأدنى للمتفرع الأول هجائياً.
 5. إذا تكرر نفس المتفرع يحدد رقم كل وحدة منه ، ويحدد عدد المتفرعات المتماثلة بـ (آحادي - ثنائي - ثلاثي).
 6. المتفرعات المختلفة ترتب حسب الترتيب الهجائي للإسم الأساسي.
- المركب الحلقي يتبع إسمه بـ (حلقي).

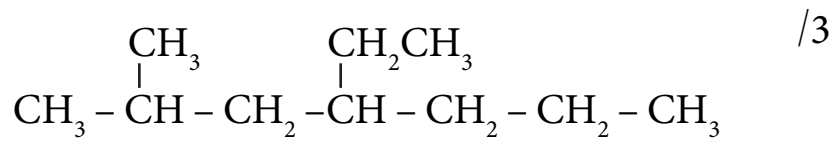
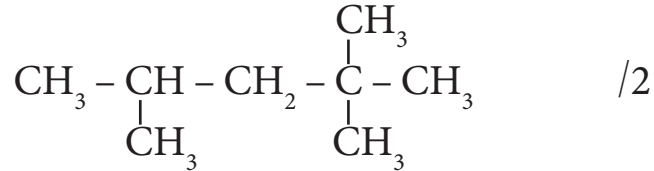
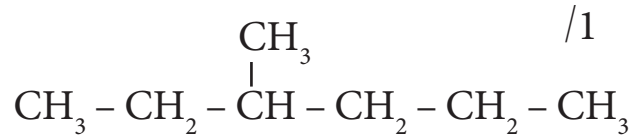
أمثلة:



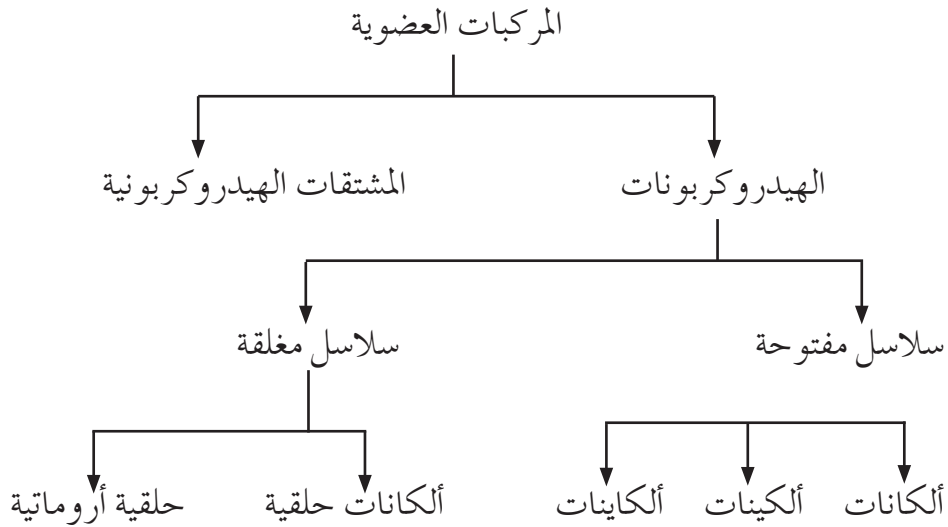


تمرين:

• هات الأسماء المنهجية (نظام أيوباك) للمركبات العضوية التالية:



الدرس الثالث تصنيف المركبات العضوية



الشكل (١)

ملحوظة:

الهيدروكربونات تتركب من عنصري الهيدروجين والكربون فقط. والمشتقات تتركب من الكربون والهيدروجين وعناصر أخرى (ستدرس المشتقات في مرحلة لاحقة).

« الألكانات: الروابط فيها بين ذرات الكربون إسهامية أحادية. (C - C)

« الألكينات: تمتاز برابطة / روابط إسهامية ثنائية بين ذرتي كربون متجاورتين (C = C)

« الألكاينات: تمتاز برابطة / روابط إسهامية ثلاثية بين ذرتي كربون متجاورتين (C ≡ C)

« لاحظ أن الكربون رباعي التكافؤ في جميع المركبات العضوية ، وتكمل ذرة الكربون تكافؤاتها بالارتباط بذرات أخرى.



« المركبات العضوية المتساوية في عدد ذرات الكربون في الجزيء تسمى متقابلة.

أقسام الهيدروكربونات:

1 / ذات السلاسل المفتوحة: تصنف إلي الأقسام التالية:

أ- مشبعة: الروابط بين ذرات الكربون آحادية ، وتسمى الألكانات alkanes ، وينتهي اسم المركب منها باللاحقة (ان ane). وصيغتها العامة $C_n H_{2n+2}$ حيث قيم (n) تبدأ من الرقم (1).

ب- غير مشبعة: وتنقسم إلي قسمين:

(i) ألكينات alkenes: وتمتاز برابطة / روابط ثنائية بين ذرتي كربون متجاورتين. صيغتها العامة $C_n H_{2n}$ حيث قيم (n) تبدأ من الرقم (2).

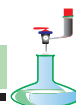
(ii) ألكاينات alkynes: تمتاز برابطة / روابط ثلاثية بين ذرتي كربون متجاورتين. صيغتها العامة $C_n H_{2n-2}$ حيث قيم (n) تبدأ من الرقم (2).

2 / ذات السلاسل المغلقة (الحلقية):

تنقسم بدورها إلي قسمين:

أ- حلقية أليفاتية (ألكانات حلقية): الروابط فيها بين ذرات الكربون آحادية. تسمى بأسماء الألكانات المقابلة مع إضافة (حلقي). صيغتها العامة $C_n H_{2n}$ حيث قيم (n) تبدأ من الرقم (3).

ب- حلقية أروماتية (عطرية): تتميز بدرجة عالية من الثبات الكيميائي علي الرغم من وجود روابط غير مشبعة داخل الحلقة. من أشهرها البنزين العطري ومشتقاته.



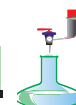
3/ الجذور (الشقوق) الألكيلية Alkyl Radicals :
تشتق من الألكانات بفصل ذرة هيدروجين من الألكان المعني.

الجذر = ألكان - ذرة هيدروجين

يشترك الجذر (R) اسمه من اسم الألكان المقابل باستبدال اللاحقة (ان-ane) في اسم الألكان باللاحقة (يل-yl) في اسم الجذر، هكذا:

صيغة الألكان المقابل	اسم الألكان المقابل	صيغة الجذر	اسم الجذر
CH_4	ميثان	$-CH_3$	ميثيل
CH_3-CH_3	إيثان	$-CH_2CH_3$	أيثيل
$CH_3-CH_2-CH_3$	بروبان	$-CH_2CH_2CH_3$ أو CH_3CHCH_3	بروبيل-1 بروبيل-2
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$	بيوتان	$-CH_2CH_2CH_2CH_3$ أو $CH_3CHCH_2CH_3$	بيوتيل-1 بيوتيل-2
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	بتان	$-CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$ $CH_3CHCH_2CH_2CH_3$ $CH_3CH_2CHCH_2CH_3$	بتيل-1 بتيل-2 بتيل-3

جدول رقم (١)



تمرين

1/ عرف: الصيغة الجزيئية - الصيغة البنائية

2/ ما المقصود بكل من المصطلحات التالية: الهيدروكربون - المشتق الهيدروكربوني - الهيدروكربون المشبع - الهيدروكربون غير المشبع؟

3/ هات الصيغة الجزيئية لكل من الآتي:

ألكان به 5 ذرات كربون في جزيئه - أكلين به 10 ذرات كربون في جزيئه - ألكان حلقي به 7 ذرات كربون في جزيئه .



الدرس الرابع

السلسلة المتجانسة (المتشاكلية) Homologous Series:

مجموعة من المركبات العضوية تتصف بالآتي:

متشابهة في الخواص الكيميائية - متدرجة في الخواص الفيزيائية - يحكمها قانون واحد (صيغة عامة) - يمكن تحضيرها بطرق عامة واحدة - يختلف كل مركب فيها عن الذي يليه بـ (CH₂).

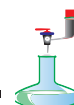
سلسلة الألكانات

تعرف تجارياً بالبرافينات Paraffins وهي كلمة تدل علي ضعف ميلها للتفاعلات الكيميائية لأنها مشبعة.

الصيغة العامة للألكانات هي: C_nH_{2n+2} حيث تبدأ قيم (n) من الرقم (1).

العشرة مركبات الأولى من سلسلة الألكانات:

الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية	اسم الألكان
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	CH ₄	ميثان
CH ₃ - CH ₃	C ₂ H ₆	إيثان
CH ₃ - CH ₂ - CH ₃	C ₃ H ₈	بروبان
CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₃	C ₄ H ₁₀	بيوتان
CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₃	C ₅ H ₁₂	بنتان
CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₃	C ₆ H ₁₄	هكسان
	C ₇ H ₁₆	هبتان
	C ₈ H ₁₈	أوكتان
	C ₉ H ₂₀	نونان
	C ₁₀ H ₂₂	ديكان



تدريب:

- اكمل الجدول أعلاه بكتابة الصيغ البنائية للمركبات المذكورة.
- الألكانات من C_1 إلى C_4 غازات في درجات الحرارة العادية. يتكون منها غاز الطهي (البوتاغاز) وأغلبه بيوتان، الذي اشتق منه اسمه التجاري.
- الألكانات من C_5 إلى C_{17} سوائل في درجات الحرارة العادية. أشهرها الأوكتان المكون الأساسي للبنزين السيارات.
- الألكانات العليا مواد صلبة.

الخواص الفيزيائية العامة للألكانات:

- ١/ نقاط الإنضهار والغليان منخفضة وتزداد بزيادة الكتلة الذرية (الألكانات المتفرعة أكثر تطايراً).
- ٢/ تزداد الكثافة بزيادة الكتلة الذرية (المتماكبات المتفرعة أكبر كثافة).
- ٣/ بما أنها غير قطبية الرابطة فإنها لا تذوب في الماء بينما تذوب في المذيبات العضوية مثل الكلوروفورم والبنزين.

الخواص الكيميائية العامة للألكانات: أهم خواصها:

- ١/ الإحترق: حيث تحترق في الهواء مكونة غاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء وتنطلق الطاقة الحرارية ، لذا فأهم إستخداماتها أنها محروقات.
- ٢/ تتفاعل بالإحلال لأنها مشبعة.



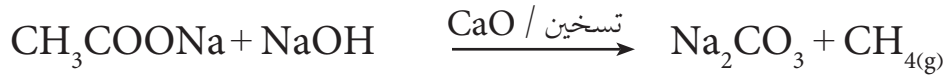
الميثان CH₄:

يسمي أيضاً غاز المستنقعات Marsh gas حيث ينتج من تحلل المواد العضوية في المستنقعات.

يعتبر أبسط الهيدروكربونات، وهو المكون الأساسي للغاز الطبيعي. كتلته الجزيئية النسبية 16 .

تحضره في العمل:

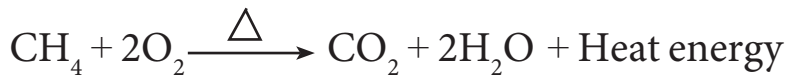
يحضر بتسخين خليط من خلات الصوديوم الالامائية CH₃COONa والجير الصودي (NaOH.CaO). ويجمع بالإزاحة السفلية للماء.



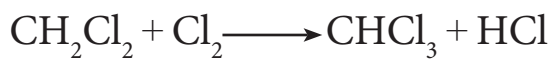
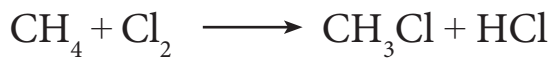
خواصه الفيزيائية: كثافته 0,66 كغم / م³. نقطة الغليان - 161.5 م⁰. نقطة الإنصهار - 182 م⁰.

خواصه الكيميائية:

١/ الإحترق: يحترق في الهواء منتجاً غاز ثاني أكسيد الكربون وابخار الماء وتنطلق الطاقة الحرارية.



٢/ يتفاعل بالإحلال المتدرج مع الهالوجينات مكوناً خليط من المشتقات الهالوجينية. مثلاً مع الكلور في الضوء غير المباشر:

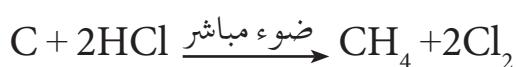


CH₃Cl أحادي كلوروميثان. CH₂Cl₂ ثنائي كلوروميثان. CHCl₃ ثلاثي



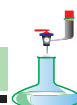
كلوروميثان ويعرف بالكلوروفورم وهو البنج وبستخدم في التخدير وكمذيب عضوي. CCl_4 رابع كلوريد الكربون (رباعي كلوروميثان) وهو مذيب عضوي مثالي كما يستخدم في إطفاء الحرائق.

٣/ يتفاعل مع الكلور في الضوء المباشر تفاعل انفجاري مصحوب بدخان أسود من دقائق الكربون المتطاير.



تمرين

- ١/ أذكر استخدامات الألكانات في الحياة اليومية.
- ٢/ وضح بمعادلة كيميائية تحضير الإيثان في المعمل من تفاعل بروبانات الصوديوم مع الجير الصودي.
- ٣/ أذكر الخواص الفيزيائية العامة للألكانات.
- ٤/ وضح بمعادلة كيميائية موزونة تفاعل الإيثان مع مولين من الكلور في الضوء غير المباشر وسم المركبات العضوية الناتجة.



الدرس الخامس

سلسلة الألكينات (الأوليفينات)

الألكين هيدروكربون غير مشبع يحتوي علي الأقل علي رابطة ثنائية واحدة بين ذرتي كربون متجاورتين. الألكينات سلسلة متشاكله أبسطها الإيثلين (اسم الأيوباك الإيثين ethane). الصيغة العامة للألكينات C_2H_{2n} حيث قيم (n) تبدأ من الرقم (٢).

المركبات الأولى من سلسلة الألكينات:

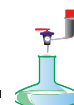
الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية	الإسم
$CH_2 = CH_2$	C_2H_4	إيثين (إيثلين)
$CH_2 = CH - CH_3$	C_3H_6	بروبين
$CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$	C_4H_8	بيوتين-1
$CH_3 - CH = CH - CH_3$		بيوتين-2
$CH_2 = CH - CH_2 - CH_2 - CH_3$	C_5H_{10}	بنتين-1
$CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_3$		بنتين-2

الإيثين:

- صيغته الجزيئية C_2H_4
- صيغته البنائية: $CH_2 = CH_2$

تحضيره في المعمل:

يحضر بتسخين الإيثانول مع حمض الكبريتيك المركز عند درجة حرارة $170^{\circ}C$.



خواصه الفيزيائية:

١- غاز عديم اللون حلو الطعم.

٢- يذوب في الماء لكن أسرع ذوباناً في المذيبات العضوية.

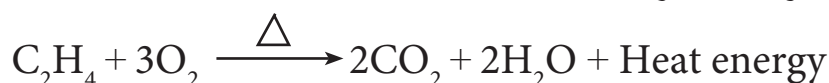
٣- نقطة إنصهاره 169 ° م .

٤- ونقطة غليانه - 103.8 ° م

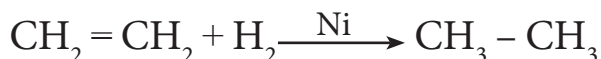
٥- قابل للإسالة بالضغط والتبريد

خواصه الكيميائية:

١/ الإحتراق: يحترق في الهواء منتجاً غاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء والطاقة الحرارية.

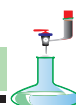


٢/ الإضافة: تتفاعل الألكينات بالإضافة لأنها غير مشبعة. أمثلة:

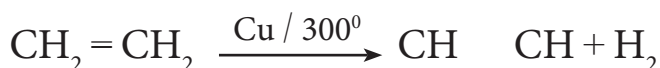


يستخدم البروم في الكشف عن عدم التشبع حيث تزيح الألكينات لون البروم الأحمر.

الألكينات تزيح لون البروم ولون ماء البروم ويستخدم هذا للكشف عن عدم التشبع



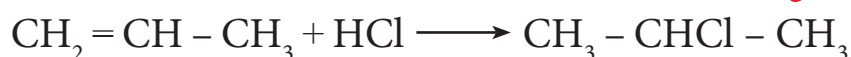
٣ / الإتنزاع (الحذف): عند نزع الهيدروجين من الألكين ينتج الألكاين المقابل.



قاعدة ماركونيكوف:

عند إضافة متفاعل - يحتوي علي الهيدروجين - لألكين غير متمائل فإن الهيدروجين يضاف إلي ذرة الكربون المتصلة بعدد ذرات هيدروجين أكثر ، بينما يضاف الشق السالب إلي ذرة الكربون المرتبطة بذرات هيدروجين أقل.

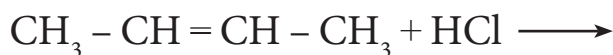
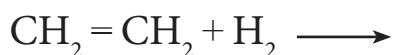
مثال:



أهم استخدامات الإيثين: يستخدم علي نطاق واسع في الصناعة في البلمرة ، الأكسدة ، الهلجنة كما يستخدم كهورمون في الزراعة لأنضاج الفاكهة.

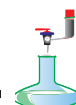
تمرين

- ١ / مركبان من الهيدروكربونات صيغتهما الجزيئية C_3H_6 أحدهما يزيح لون ماء البروم والآخر لا يزيحه. ارسم الصيغة البنائية لكل منهما واسمه.
- ٢ / أكمل المعادلات الكيميائية التالية:



- ٣ / مستعيناً بالمعادلات الكيميائية وضح كيف يمكنك التمييز نوعياً بين البروبين والبروبان.

- ٤ / أذكر استخداماً للإيثين في حياتك اليومية.



الدرس السادس

سلسلة الألكينات (الأستلينات)

هي هيدروكربونات تحتوي علي رابطة ثلاثية بين ذرتي كربون متجاورتين (البعض يحتوي علي أكثر من رابطة ثلاثية).

صيغتها العامة: C_2H_{2n-2} حيث تبدأ قيم (n) من الرقم (2).

ينتهي إسمها باللاحقة (آين - yne)

المركبات الأولى من سلسلة الألكينات:

الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية	إسم الألكاين
CH CH	C_2H_2	إيثاين (أستلين)
CH C - CH ₃	C_3H_4	بروباين
CH C - CH ₂ - CH ₃	C_4H_6	بيوتاين-1
CH ₃ - C C - CH ₃		بيوتاين-2

تدريب:

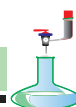
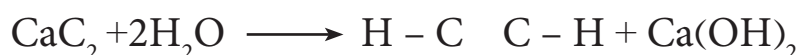
هات الصيغة الجزيئية والصيغة البنائية لكل من:

بنتاين-1 ، بنتاين-2 ، هكسابن-1 ، هكسابن-3

الإيثاين (الأستلين)

تحضيره في المعمل:

يحضر بتنقيط الماء علي كربيد الكالسيوم (يخلط الكربيد بالرمل للحصول علي تفاعل هاديء).



خواصه الفيزيائية:

غاز عديم اللون - عديم الرائحة عندما يكون نقياً لكن التجاري رائحته كرائحة الإيثر لوجود الشوائب - يذوب في المذيبات العضوية بشدة وقليل الذوبان في الماء - نقطة الغليان - 84 °م ونقطة الانصهار - 80.8 °م - غير مستقر عندما يكون في الحالة النقية لذلك يرحل في شكل سائل.

الخواص الكيميائية:

١/ الإحترق: يحترق بلهب مضيء مكوناً غاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء وتنتقل طاقة حرارية هائلة.

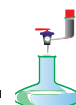
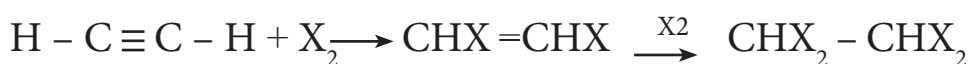


عند خلطه بالأكسجين يعطي لهباً تصل حرارته إلى 3000 °م ، ويسمي لهب الأكسي أستلين ويستخدم في لحام المعادن.

٢/ إضافة الهيدروجين: يتفاعل مع الهيدروجين في وجود عامل مساعد ويتحول إلي الألكين المقابل ثم الألكان المقابل.

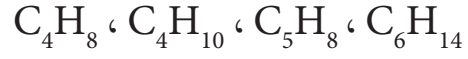


٣/ إضافة الهالوجينات والحموض الهالوجينية:



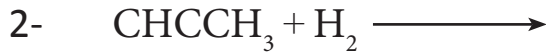
تمرين

١/ صنف الهيدروكربونات التالية إلى: ألكان - ألكين - ألكاين:



٢/ أذكر استخداماً للأستين في الصناعة.

٣/ أكمل المعادلات الكيميائية التالية ، وسم الناتج:


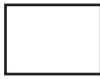
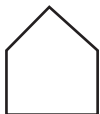
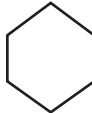


الدرس السابع
الهيدروكربونات الحلقية

أ- الألكانات الحلقية (الحلقية المشبعة):

هي سلسلة من الهيدروكربونات الحلقية. مشبعة(الروابط بين ذرات الكربون أحادية). صيغتها العامة C_2H_{2n} ، تبدأ قيم (n) من الرقم (٣).

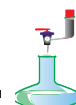
المركبات الأولى من السلسلة:

الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية	الإسم
	C_3H_6	البروبان الحلقي
	C_4H_8	البيوتان الحلقي
	C_5H_{10}	البنتان الحلقي
	C_6H_{12}	الهكسان الحلقي

جميعها تتفاعل بالإحلال (مثل الألكانات) ماعدا البروبان الحلقي فيتفاعل مع الهالوجينات بالإضافة حيث تنكسر رابطة (C - C) وذلك نسبة لشدة الرابطة .Bond strain



1,3 - ثنائي كلوروبروبان



ب- الحلقة الأروماتية (العطرية):

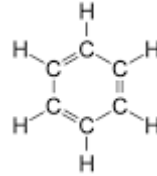
مصدرها الأساسي النفط وقطران الفحم ، وتسمى العطرية لأنها ذات روائح نفاذة. وهي مركبات هيدروكربونية غير مشبعة بها روابط ثنائية متبادلة. أهمها البنزين العطري (وهو ليس بنزين السيارات) ومشتقاته مثل الطولوين (ميثيل بنزين) والنفثالين.

الصيغة الجزيئية للبنزين العطري: C_6H_6

الصيغة البنائية:



أو



لاحظ:

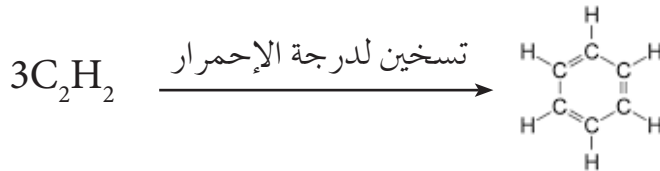
نوع الرابطة	طول الرابطة (نانومتر)
C - C أحادية	0.154
C - C في حلقة البنزين	0.139
C = C ثنائية	0.134
C ≡ C ثلاثية	0.120

تلاحظ من الجدول أعلاه أن الرابطة C - C في حلقة البنزين أقصر من الرابطة C - C الأحادية وأطول من الرابطة الثنائية والثلاثية.

ويعزي ثبات حلقة البنزين لظاهرة (الرنين Resonance) وهو حركة إلكترونات التكافؤ في ذرات الكربون حول الحلقة.

تحضيره:

١/ بلمرة الأستلين:



٢ / تسخين بنزوات الصوديوم مع الجير الصودي:

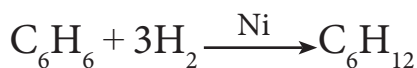


٣ / التقطير التجزيئي لقطران الفحم.

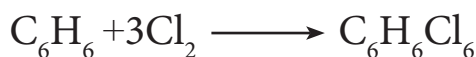
ملحوظة: يتم الحصول علي قطران الفحم من التقطير الإتلافي للفحم أو الخشب، بتسخينه في معوجات فخارية بمعزل عن الهواء.

التفاعلات الكيميائية للبنزين العطري:

٤ / إضافة الهيدروجين في وجود عامل مساعد: ينتج الهكسان الحلقي:



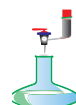
٥ / إضافة الكلور في ضوء الشمس: ينتج سداسي كلورو الهكسان الحلقي:



٦ / تفاعلات الإحلال: حيث يتم استبدال ذرة هيدروجين أو أكثر من حلقة البنزين بذرة / ذرات أو مجموعة / مجموعات وظيفية.

أمثلة:

أ- يتفاعل البنزين مع البروم في وجود الحديد الساخن كعامل مساعد مكوناً بروموبنزين.



من مشتقات البنزين الناتجة من إحلال مجموعات وظيفية محل الهيدروجين في الحلقة:



إستخدامات البنزين العطري:

١ / كان يستخدم مذيب عضوي لإالة الشحوم من المواد ، ونظراً لسميته فقد تم استبداله بأنواع اخري من المذيبات .

٢ / كان يضاف لوقود السيارات لرفع رقم الأوكتان في البنزين لكن تم استبداله برابع إيثيل الرصاص ، وفي كل من البنزين العطري والرصاص خطورة التسرب للمياه الجوفية لذلك هنالك قيود صارمة حول استخدام البنزين العطري في وقود السيارات .

٣ / البنزين العطري من المواد الوسيطة لإنتاج كيماويات أخري مثل الفينول والبولوين وثلاثي نيتروبولوين (TNT) ومبيدات الحشرات والمنظفات والأدوية.

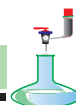
تمرين

١ / تمتاز حلقة البنزين بثبات عالي - علل.

٢ / مثل لكلٍ من تفاعلات البنزين العطري بالإضافة والإحلال.

٣ / أذكر استخدامات هامة للبنزين العطري في الصناعة.

٤ / قارن بين الميثان والإيثين والإيثان والبنزين العطري في الخواص التالية: الإحتراق - التفاعل مع الكلور



الدرس الثامن

التماكب (الأيزوميرية) Isomerism

التماكب ظاهرة تنفرد بها المركبات العضوية دون المركبات اللاعضوية.

وهو:

إشترك مركبين عضويين أو أكثر في الصيغة الجزيئية واختلافهم في الصيغة البنائية

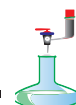
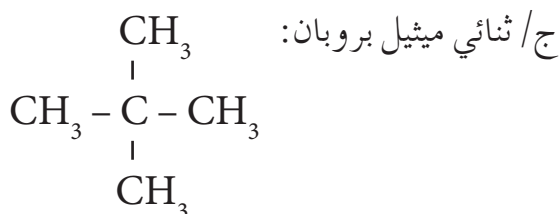
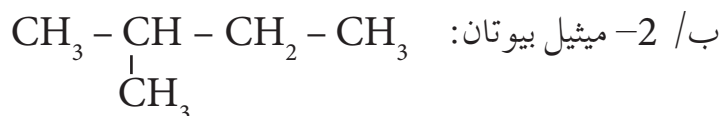
المركبات المتماكبة تسمى متماكبات أو متشكلات Isomers، للتماكب أنواع عديدة (وسنكتفي في هذه المرحلة بدراسة التماكب السلسلي علي أن تدرس الأنواع الأخرى في العام الدراسي القادم).

التماكب السلسلي Chain Isomerism:

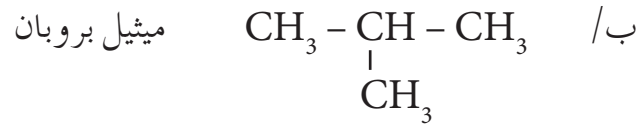
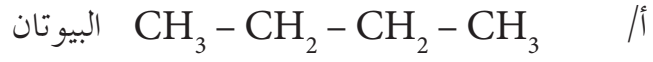
هو اشتراك في عدد ذرات الكربون والهيدروجين واختلاف في هيكل السلسلة (ترتيب الذرات).

مثال (١) :

البنتان C_5H_{12} يوجد في شكل ثلاثة متماكبات هي:



مثال (٢): متماكبات الصيغة الجزيئية C_4H_{10} هي:



تمرين

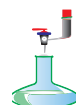
١/ مركبان من الهيدروكربونات لهما نفس الصيغة الجزيئية C_3H_6 ، أحدهما يزيح لون ماء البروم والآخر لا يزيحه. أرسم الصيغة البنائية لكل منهما وسمه.

٢/ للهكسان C_6H_{14} أربعة متماكبات. أرسم الصيغة البنائية لكل منها وسمه.



الوحدة الرابعة

النيتروجين



الدرس الأول

الخواص العامة لعناصر المجموعة الخامسة

تتكون المجموعة الخامسة (A) من خمسة عناصر هي :

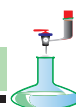
اسم العنصر	الرمز	العدد الذري	التوزيع	نقطة الانصهار م°	نقطة الغليان م°	نواة الذرة A ^o	الحالة في الظروف العادية
النيتروجين	${}^7\text{N}$	7	$2\text{S}^22\text{P}^3$	210 -	196	0.74	غاز
الفسفور	${}^{15}\text{P}$	15	$3\text{S}^23\text{P}^3$	44	280	1.10	صلب
الزرنيخ	${}^{33}\text{As}$	33	$4\text{S}^24\text{P}^3$	814	يتسامي عند 36م°	1.21	صلب
الانتيمون	${}^{51}\text{Sb}$	51	$5\text{S}^25\text{P}^3$	360	1380	1.41	صلب
البزموت	${}^{83}\text{Bi}$	83	$6\text{S}^26\text{P}^3$	271	1450	1.52	صلب

جدول رقم (٤-١)

وجودها في الطبيعة :

يوجد النيتروجين في صورته العنصرية في الغلاف الجوي كما أن مركباته واسعة الانتشار فهو يوجد في البروتينات الحيوانية والنباتية . ويوجد في أملاح النترات مثل الصوديوم والبوتاسيوم التي تعتبر المواد الخام لتحضير أملاح النترات الأخرى.

يعتبر الفسفور أكثر عناصر هذه المجموعة انتشاراً في القشرة الأرضية فهو يوجد على شكل فوسفات الكالسيوم الصخري $(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)$ ، والاباثيت $\text{CaF}_2 \cdot \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. أما الزرنيخ والانتيمون والبزموت فتوجد خاماتها الرئيسة على هيئة كبريتيدات مثل Sb_2S_3 ، Bi_2S_3 ، As_2S_3 ، كما يوجد القليل منها على الهيئة العنصرية.



الخواص العامة :

١. يظهر في هذه المجموعة التدرج من الخاصية اللافلزية إلى الخاصية الفلزية من أعلى إلى أسفل فالنيتروجين والفسفور من اللافلزات بينما الزرنيخ والانتيمون أشباه فلزات أما البزموت فهو من الفلزات بالرغم من ذلك فالطابع اللافلزي يغلب على هذه العناصر.
٢. يتكون جزيء النيتروجين من ذرتين N_2 أما أبخرة الفسفور والزرنيخ والانتيمون ففي شكل جزيئات رباعية الذرة P_4 ، As_4 ، Sb_4 والبزموت يكون بلورة فلزية ولكن عند درجات حرارة عالية تكون أبخرته جزيئات ثنائية الذرة Bi_2 وهو بذلك يشذ عن بقية الفلزات التي تكون جزيئاتها في الحالة الغازية أحادية الذرة.
٣. تتميز عناصر هذه المجموعة بتعدد أعداد التأكسد في مركباتها المختلفة فهي تتراوح بين -3 إلى +5 والجدول التالي يوضح أعداد تأكسد النيتروجين في بعض مركباته.

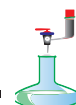
جدول رقم (٤-٢)

عدد تأكسد النيتروجين	الصيغة الكيميائية	المركب	عدد تأكسد النيتروجين	الصيغة الكيميائية	المركب
2+	NO	أكسيد النيتريك	3-	NH ₃	الأمونيا (النشادر)
3+	N ₂ O ₃	ثالث أكسيد النيتروجين	2-	N ₂ H ₄	الهيدرازين
5+	N ₂ O ₅	خامس أكسيد النيتروجين	صفر	N ₂	النيتروجين
			1+	N ₂ O	أكسيد النتروز

يلاحظ أن أعداد التأكسد الموجبة تظهر في المركبات الاكسجينية لأن الأكسجين أكثر كهروسالبية من النيتروجين.

4. مركباتها مع الأكسجين :

تكون جميع عناصر هذه المجموعة أكاسيد بعضها حمضي وبعضها متردد وبعضها قاعدي وتقل الصفة الحمضية للأكسيد بزيادة العدد الذري للعنصر وتزداد الصفة القاعدية في نفس الاتجاه. جدول رقم (٤-٣)



الصفة	الصيغة الكيميائية	اسم الأكسيد	الصفة	الصيغة الكيميائية	اسم الأكسيد
حمضي قوي	N_2O_5	خامس أكسيد النيتروجين	حمضي	N_2O_3	ثالث أكسيد النيتروجين
حمضي متوسط	P_2O_5	خامس أكسيد الفسفور	حمضي	P_2O_3	ثالث أكسيد الفسفور
حمضي ضعيف	As_2O_5	خامس أكسيد الزرنيخ	متعدد	As_2O_3	ثالث أكسيد الزرنيخ
حمضي ضعيف	Sb_2O_5	خامس أكسيد الانتيمون	متعدد	Sb_2O_3	ثالث أكسيد الانتيمون
قاعدي	Bi_2O_5	خامس أكسيد البزموت	قاعدي	Bi_2O_3	ثالث أكسيد البزموت

5. مركباتها مع الهيدروجين :

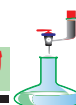
تكون معظم عناصر هذه المجموعة مركبات مع الهيدروجين ويكون عدد تأكسد العنصر فيها (3-) مثل الأمونيا NH_3 والفوسفين PH_3 والادزين AsH_3 . تقل قطبية الجزيء كلما اتجهنا إلى أسفل وبالتالي تقل القابلية للذوبان في الماء. كذلك فإن هذه المركبات غير ثابتة حرارياً فالتسخين الهين يؤدي إلى تفككها.

6. ظاهرة التآصل: (Allotropy)

هذه الظاهرة تميز اللافلزات الصلبة وهي ظاهرة وجود العنصر في عدة صور من الحالة الواحدة تختلف في الخواص الفيزيائية وتتفق في الخواص الكيميائية.

جدول رقم (٤-٤)

العنصر	الصور المتأصلة
الفسفور	شمعي أبيض ، أحمر ، بنفسجي
الزرنيخ	أسود ، رمادي ، شمعي أصفر
الانتيمون	أصفر ، أسود



4-1-4 : تقويم الدرس الأول :

- ١) الصفة الفلزية لعناصر المجموعة الخامسة بزيادة العدد الذري.
- ٢) أعداد تأكسد النيتروجين تتراوح بين في مركبه ذي الصيغة إلى في مركبه ذي الصيغة
- ٣) أهم خامات الانتيمون هو
- ٤) اكتب صيغة الجزيء لكل من العناصر التالية في الحالة الغازية : الفسفور ، البزموت ، الزرنيخ.
- ٥) رتب المركبات التالية حسب قابليتها للذوبان في الماء : AsH_3 ، NH_3 ، PH_3 .
- ٦) ما هو التأصل ؟ سم الصور المتأصلة للفسفور.



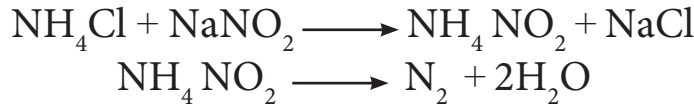
الدرس الثاني النيتروجين

الرقم الذري : 7

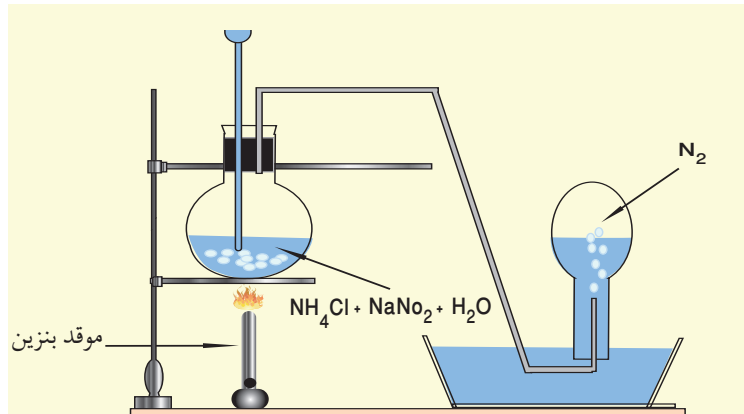
التوزيع الإلكتروني : $1S^2 2S^2 2P^5$

تحضير النيتروجين في المعمل :

يحضر النيتروجين في المعمل بالتسخين الهين لنتريت الأمونيوم ونسبة لأن نتريت الأمونيوم مادة غير ثابتة ولا يمكن الإحتفاظ بها لذلك تحضر بتسخين كلوريد الأمونيوم مع نتريت الصوديوم كالآتي :



يجمع النيتروجين بالإزاحة السفلية للماء.



شكل (٤-١) يوضح تحضير النيتروجين في المعمل

تحضيره في الصناعة :

يحضر النيتروجين في الصناعة بعملية التقطير التجزيئي للهواء المسال Fractional distillation of liquid air . يحول الهواء إلي سائل بالتبريد والضغط العالي. يمرر هذا الغاز المضغوط خلال مكثف تمرر من حوله الماء للتبريد. الهواء المضغوط خليط مكون أساساً من النيتروجين السائل الذي يغلي عند $C_0 - 190$ والأكسجين السائل الذي يغلي عند $C_0 - 195.8$. درجة غليان النيتروجين الأقل تجعله ينفصل في المرحلة الأولى. عملية التقطير التجزيئي للهواء



المسال هي الطريقة التجارية المثلي لتحضير النيتروجين ، الأكسجين والغازات الخاملة .

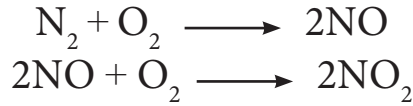
الخواص الفيزيائية للنيتروجين :

- ١ . النيتروجين غاز لا لون له ولا طعم ولا رائحة.
- ٢ . كثافته اقل من كثافة الهواء.
- ٣ . شحيح الذوبان في الماء.
- ٤ . يتحول إلى سائل عند درجة حرارة -١٩٦ م° ويتجمد عند درجة -٢١٠ م°.

الخواص الكيميائية :

١ . يتكون جزيء النيتروجين من ذرتين متحدتين برابطة اسهامية ثلاثية هذه الروابط الثلاثية قوية جداً ويصعب كسرها لذلك فالنيتروجين يعتبر عنصراً خاملاً في الظروف العادية.

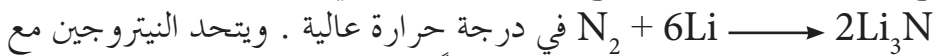
٢ . مع الأكسجين : لا يحترق النيتروجين مباشرة في الأكسجين ولكن عند امرار خليط من النيتروجين والأكسجين خلال القوس الكهربائي يتكون أكسيد النترريك الذي سرعان ما يتحول إلى ثاني أكسيد النيتروجين . هذا التفاعل يحدث طبيعياً عند حدوث البرق بواسطة الشرارة الكهربائية الناتجة عن التفريغ الكهربائي.



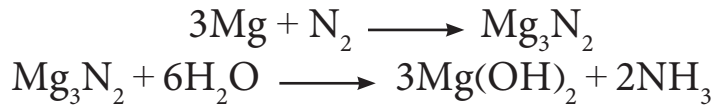
٣ . مع الهيدروجين : في وجود عامل مساعد يتفاعل النيتروجين مع الهيدروجين



٤ . مع الفلزات : يتحد مع الليثيوم فقط في درجة الحرارة العادية



الفلزات مثل الكالسيوم والماغنسيوم مكوناً نتريد الفلز . تتحلل النتريدات بسرعة في الماء ويتصاعد غاز الأمونيا.



فوائد واستعمالات النيتروجين :

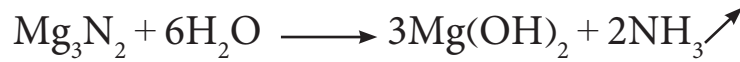
- ١ . النيتروجين لا يساعد على الاشتعال ونظراً لأن المواد تحترق بشدة في الأكسجين النقي فإن وجود النيتروجين في الغلاف الجوي يعمل كعامل تخفيف يقلل من شدة احتراق المواد في الأكسجين.
- ٢ . نظراً لحموله النسبي فإن النيتروجين يستخدم كغلاف هوائي داخل عبوات الأغذية المحفوظة وذلك لمنع أكسدها وبالتالي تلفها أو تغير طعمها الطبيعي .
- ٣ . يستعمل مع الأرجون في لمبات الإضاءة الكهربائية.
- ٤ . تستعمل كميات كبيرة من النيتروجين الجوي لصناعة الأمونيا وحمض النتريك والمركبات النيتروجينية الأخرى.
- ٥ . يستخدم النيتروجين في الصناعات الكيميائية وصناعة البترول والطلاء (البوهيات) ليمنع الاشتعال والانفجارات.
- ٦ . يستخدم النيتروجين السائل لتبريد المواد الغذائية لدرجة C٠ - ١٠٠ لحفظها أثناء التخزين والتحميل.

تدريب:

- أذكر ثلاثة من استخدامات النيتروجين ، وفي كل استخدام أذكر مناسبة خاصة كيميائية أو فيزيائية عند النيتروجين تجعله مناسباً للاستخدام الذي تذكره.

الكشف عن النيتروجين :

ينبني الكشف عن النيتروجين على أساس أنه يتحد مع الماغنسيوم الساخن مكوناً نتريد الماغنسيوم وعند إضافة الماء إلى النتريد يتصاعد غاز الأمونيا الذي يمكن التعرف عليه برائحته المميزة



تثبيت النيتروجين :

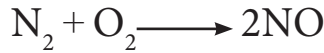
تحتوي أجسام كل الكائنات الحية على مركبات النيتروجين وتحصل الكائنات الحية على مركبات النيتروجين من التربة بطريقة مباشرة أو غير مباشرة . أي عملية يتم فيها تحويل النيتروجين من الصورة العنصرية إلى مركبات تسمى تثبيت النيتروجين



وتتبع أهمية عمليات تثبيت النيتروجين من أهمية إحتواء التربة على هذه المركبات يتم تثبيت النيتروجين بطرق طبيعية وأخرى إصطناعية.

أ) الطرق الطبيعية :

i. تحدث هذه الطريقة عند التفريغ الكهربائي عند حدوث البرق حيث تتوفر عند ذلك طاقة يمكن بها اتحاد النيتروجين والأكسجين في الغلاف الجوي ليكون أكسيد النترريك.



يتحد أكسيد النترريك بسرعة مع الأكسجين مكوناً ثاني أكسيد النيتروجين $2\text{NO} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{NO}_2$ ينجرف NO_2 مع ماء المطر إلى التربة في شكل

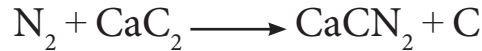


ii. يمكن كذلك تثبيت النيتروجين طبيعياً بزراعة الحبوب التي تستطيع إعادة مركبات النيتروجين إلى التربة . فبينما نجد أن معظم النباتات تمتص مركبات النيتروجين من التربة بسرعة نجد أن هناك بعض النباتات (البقوليات) يمكنها إعادة مركبات النيتروجين إلى التربة ، تحتوي هذه النباتات في جذورها على عقد أو انتفاخات يعيش بداخلها نوع من البكتريا يسمى البكتريا المثبتة للنيتروجين ، هذه البكتريا تستطيع في التربة القلوية أن تأخذ الأكسجين الجوي وتحوله إلى مركبات نتروجينية.

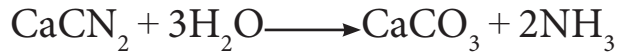
ب. الطرق الصناعية :

i. صناعة الأمونيا (النشادر) من اتحاد النيتروجين والهيدروجين.

ii. صناعة سيناميد الكالسيوم من تفاعل النيتروجين مع استيليد الكالسيوم



يستخدم سيناميد الكالسيوم كسماد كما يمكن تحويله إلى أمونيا



وسوف نتعرض في الدرس التالي إلى أهمية الأمونيا كسماد.



تقويم الدرس الثاني :

١. بالمعادلات الموزونة وضح تحضير النيتروجين في المعمل من كلوريد الأمونيوم ونترت الصوديوم.
٢. أعطيت زجاجة تحتوي على غاز عديم اللون يعتقد أنه نيتروجين كيف يمكنك إثبات ذلك؟ وضح بالمعاملات.
٣. كيف يمكن الحصول على النيتروجين بكميات تجارية؟
٤. ما المقصود بتثبيت النيتروجين؟ سم طريقة طبيعية وأخرى اصطناعية لتثبيت النيتروجين.
٥. ما هو العنصر الفلزّي الوحيد الذي يتحد مع النيتروجين في درجة حرارة الغرفة؟
٦. اكتب معادلة التفاعل بين نتريد الكالسيوم والماء.



الدرس الثالث

أهم مركبات النيتروجين

الأمونيا (النادر) :

توجد آثار قليلة من الأمونيا في الهواء الجوي ناتجة عن تحلل المواد البروتينية بعد موت النباتات والحيوانات.

تحضير الأمونيا في المعمل :

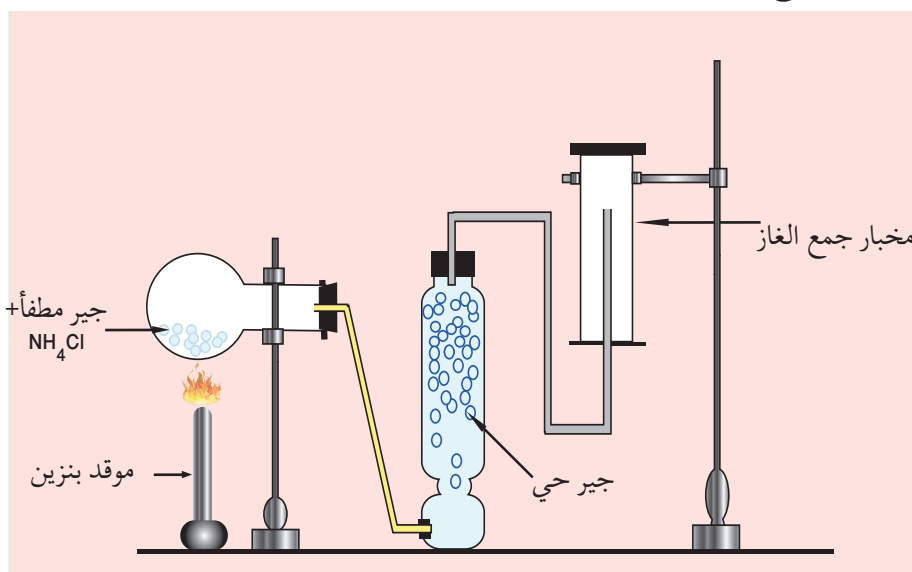
تحضر الأمونيا في المعمل بتسخين هيدروكسيد الكالسيوم مع أحد أملاح الأمونيوم



ويمكن استخدام أي قلوي قوي بدلاً عن هيدروكسيد الكالسيوم عموماً :



تجمع الأمونيا بالإزاحة السفلية للهواء.

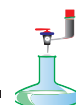


شكل (٤-٢) يوضح جهاز تحضير الأمونيا في المعمل

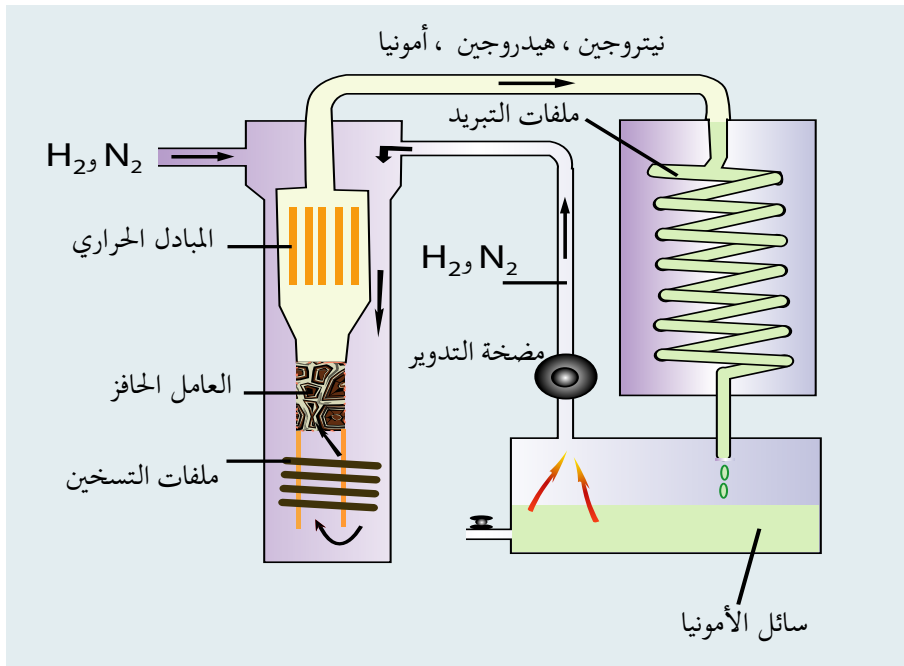
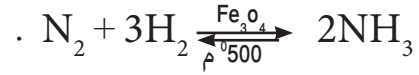
تحضير الأمونيا في الصناعة :

طريقة (هابر) (Haber Process):

تحضر الأمونيا صناعياً من عنصري النيتروجين والهيدروجين في وجود



عوامل حفازة من أكسيد الحديد الأسود المغنطيسي وتحت ضغط ١٠٠٠ جو في درجة حرارة ٥٠٠ م°.



شكل (٤-٣) يوضح جهاز تحضير الأمونيا في الصناعة

تدريب:

- ما هو الغرض من استخدام الضغط العالي في تحضير الأمونيا بطريقة هابر؟ ما فائدة استخدام العامل المساعد في العملية؟
- ما نوع الروابط الكيميائية في جزيء الأمونيا؟
- أعط سببين لماذا ينظف محلول الأمونيا في الماء الزجاج؟
- لماذا عندما يضغط الغاز تزيد من درجة حرارته؟ ولماذا يبرد عندما يتمدد؟ تذكر استعمالك بنخاخ العطر.



الخواص الفيزيائية للأمونيا :

١. غاز عديم اللون ذو رائحة مميزة نفاذة.
٢. اقل كثافة من الهواء.
٣. سهل الإسالة عند التبريد.
٤. شديد الذوبان في الماء ففي درجة حرارة ٢٠°م يستطيع اللتر الواحد من الماء إذابة ٧٠٠ لتر من الأمونيا وعند الصفر المئوي يستطيع اللتر من الماء إذابة ١٢٠٠ لتر من الأمونيا ويرجع ذلك لوجود الرابطة الهيدروجينية.

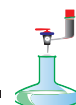
الخواص الكيميائية :

١. الأمونيا لا تحترق في الهواء ولكنها تحترق في الأكسجين النقي :
$$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \longrightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$$
٢. في درجات الحرارة العالية تتحلل الأمونيا إلى نيتروجين وهيدروجين :
$$2\text{NH}_3 \longrightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$$
٣. عند إذابة الأمونيا في الماء فإن معظم الجزيئات تكون محلولاً بسيطاً والقليل منها يتفاعل مع الماء ويتأين $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$
 خليط الجزيئات والايونات في الماء يسمى عادة هيدروكسيد الأمونيوم أما التسمية الأفضل فهي محلول الأمونيا في الماء . محلول الأمونيا قاعدي ضعيف.
٤. يغير ورقة عباد الشمس المبللة بالماء للون الأزرق :



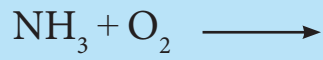
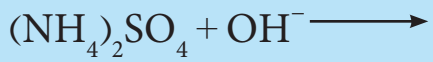
استعمالات الأمونيا :

١. تحتل الأمونيا المرتبة الثالثة وسط المواد الكيميائية المنتجة صناعياً بعد حمض الكبريت (vi) والأكسجين وتنبع أهمية الأمونيا من أن كل الأسمدة النيتروجينية تحضر منها . كما أن الأمونيا السائلة تستعمل مباشرة كمخصب للتربة.
٢. يستعمل محلول الأمونيا كمنظف.
٣. تستخدم في مصانع الثلج.
٤. تستخدم في تحضير حمض النتريك وفي تحضير بعض أنواع البلاستيك وبعض العقاقير الطبية.



تقويم الدرس الثالث :

(١) أكمل المعادلات التالية :



(٢) لماذا تعتبر تسمية المحلول الناتج من ذوبان الأمونيا في الماء بمحلول الأمونيا أفضل من تسميته هيدروكسيد الأمونيوم.

(٣) ما هو الاختبار الذي يمكن إجراؤه للتعرف على ملح يعتقد أنه أحد أملاح الأمونيوم.



الدرس الرابع مخصبات التربة (الأسمدة) (Fertilizers)

تحتاج النباتات في نموها إلى عناصر غذائية عديدة أهمها النتروجين والفوسفور والبوتاسيوم . هذه العناصر الغذائية يحصل عليها النبات من مركباتها في التربة مما يؤدي إلى نقصانها ولكن يتم تعويض التربة بهذه المركبات عبر عمليات طبيعية مثل تحلل بقايا الحيوانات والنباتات بعد موتها وبفعل البكتريا العقدية في النباتات البقولية أو تكوين مركبات النتروجين عن طريق الشرارة الكهربائية عند حدوث البرق .

إن نشاط الإنسان غير الراشد عبر السنين قد أزال كثيراً من الغطاء النباتي والغابات مما ألحق ضرراً كبيراً بالبيئة وأدى ذلك إلى عدم قدرة العمليات الطبيعية على إعادة تخصيب الأرض وتعويضها العناصر الغذائية التي استنزفتها النباتات من التربة. أدى هذا بالتالي إلى إفقار التربة وضعف نمو النباتات وقلة المحاصيل الزراعية. إن هذا الوضع أدى إلى نقصان كبير في الغذاء لبني الإنسان خاصة في ظل التزايد السكاني على سطح الكرة الأرضية مما يعني العمل على إيجاد الوسائل التي تعيد للتربة الزراعية خصوبتها وبالتالي إنتاج محاصيل وفيرة تطعم بلايين البشر الذين يعيشون اليوم على كوكب الأرض .

لقد أدت هذه الجهود إلى صناعة ضخمة هي صناعة المخصبات أو الأسمدة (Fertilizers) بالطرق الكيميائية . وربما تكون قد استخدمت بعض هذه المخصبات في الحقل أو رأيتها في الأسواق .

وسوف نتعرض هنا باختصار إلى نوعين من المخصبات الكيميائية :

- ١ . مخصبات مركبات النتروجين .
- ٢ . مخصبات مركبات الفوسفور .

مخصبات مركبات النتروجين :

يوجد النتروجين في الطبيعة في الحالة الغازية حيث يكون حوالي ٧٨٪ من الغلاف الهوائي بالحجم وهو مهم للغاية لنمو النباتات ، إذ تتكون من مركباته البروتينات في الخلية كما يدخل في تكوين مادة الكلوروفيل وهي المادة الخضراء في



النبات وهي كما علمت من دراستك السابقة تدخل في عملية التمثيل الضوئي التي يصنع عن طريقها النبات غذاءه ذاتياً .

رغم وجود النتروجين بكميات كبيرة في الهواء إلا أنه عنصر شبه حامل في الأحوال العادية كما أن النبات لا يستطيع امتصاصه مباشرة في حالته العنصرية. ولكي يستفيد منه النبات لا بد من تحضير مركبات تحتوي على النتروجين ليسهل بعد ذلك استفادة النبات منه .

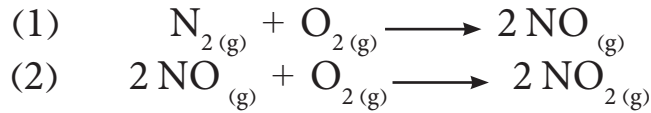
عملية تحويل النتروجين من الحالة الحرة إلى مركباته تسمى بتثبيت النتروجين (Nitrogen fixation) . ومن مركباته الهامة لعملية تخصيب الأرض الأمونيا (NH₃) ، نترات الصوديوم (NaNO₃) ونترات الأمونيوم (NH₄NO₃)، كبريتات الأمونيوم (NH₄)₂SO₄.

تدريب :

- أي الأسمدة النتروجينية المذكورة أكثر نسبة للنتروجين؟

تثبيت النتروجين في الطبيعة :

١ . عند حدوث البرق تعمل الحرارة المنطلقة على إحداث تفاعل بين النتروجين والأوكسجين في الغلاف الجوي على النحو الوارد في المعادلتين (1) و (2) أدناه :

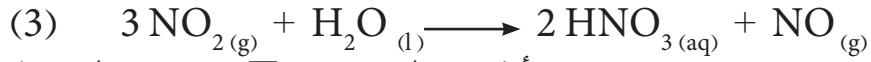


النتائج من المعادلة (1) هو أوكسيد النتريك (أوكسيد النتروجين II) وهو غاز عديم اللون بينما الناتج من المعادلة (2) هو ثاني أوكسيد النتروجين وهو غاز بني اللون . حاول الإنسان تقليد ما يحدث في الطبيعة باستخدام الطاقة الكهربائية ، إذ يتفاعل النتروجين والأوكسجين عند إحداث الشرارة الكهربائية كما في المعادلتين (1) و (2) .

ثاني أوكسيد النتروجين يتفاعل مع الماء لتكوين حامض النتريك (حامض

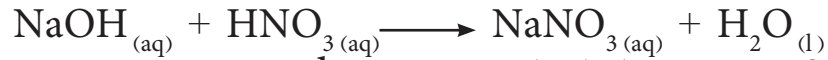


النروجين (v). .



حيث يستخدم غاز أو أكسيد النروجين (II) في دورة التفاعل من جديد (المعادلة (2) الواردة سابقاً) .

حامض النروجين (v) يتعادل مع هيدروكسيد الصوديوم لإنتاج نترات الصوديوم (NaNO_3) والتي يطلق عليها اسم ملح بيتر (Salt Peter) والموجود طبيعياً بكميات كبيرة في دولة شيلي بأمريكا الجنوبية وتستعمل كمخصب للتربة .



2. تثبيت بواسطة البقوليات legumes :

هذا النوع من النباتات - مثل اللوبيا ، البرسيم ، الفول - تمتلك نوع من البكتريا في جذورها تعيش معها معيشة تكافلية mutual حيث تقوم البكتريا بتحويل نيتروجين الهواء الجوي إلى نترات تفيد منها النبات الذي بدوره يمدّها بالجلوكوز. يمكنك ملاحظة عقد هذه البكتريا في جذور هذه النباتات. ازرع لوبيا أو فول في أصيص بالمنزل وبعد نمو النبات لفترة انزعه لتلاحظ هذه العقد بوضوح.

مركبات الفوسفور :

الفوسفور أحد عناصر مجموعة النروجين في الجدول الدوري. وجود الفوسفور في الغلاف الجوي يكاد لا يذكر مقارنة بالنروجين ولكنه أكثر وجوداً من النروجين في التربة حيث يوجد في شكل صخر الفوسفات (Phosphate rock $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$). والذي يوجد في دولة المغرب ٥٠٪ من احتياطي العالم منه .

صخر الفوسفات لا يذوب في الماء ولكي يستفيد منه النبات يتم تحويله إلى ما يسمى بالسيوبر فوسفات وذلك عن طريق :

١. تفاعل صخر الفوسفات مع حامض الكبريت (vi)



حيث يعرف ملح الفوسفات الناتج في هذه الحالة بـسيوبر فوسفات .

الفوسفور أحد العناصر الهامة للنبات حيث يدخل في تركيب الخلايا في



النباتات ويسرع من عملية نضج الثمار كما يدخل في عمليات التحويل الغذائي (النشا إلى سكر) في أنسجة النبات .

تقويم الدرس الرابع:

١/ علل:

أ- أهمية تثبيت النيتروجين في التربة .

ب - أهمية ملح الفوسفات (سيوبر فوسفات).

٢/ كيف تستطيع معرفة (المخصب) المناسب لكل تربة ، حسب نوع النبات الذي يزرع فيها.

٣/ وضح طرق الوقاية من الأخطار المترتبة عند تعرض الإنسان للإحتكاك بالأسمدة.



تمرين عام على الوحدة الرابعة:

(١) أكبر الذرات : P ، Bi ، Sb حجماً هي

.....

ب. عدد تأكسد الفسفور في الفوسفين PH_3

.....

ج. أكثر الأكاسيد N_2O_5 ، Sb_2O_5 ، As_2O_5 ، Bi_2O_5 حمضية هو

د. الأكسيد المتردد هو : P_2O_3 ، As_2O_3 ، Bi_2O_3 .

(٢) بين بالمعادلات تحضير النيتروجين مبتدئاً بكلوريد الأمونيوم و نترات الصوديوم.

(٣) اذكر فائدتين لوجود النيتروجين بالغللاف الجوي.

(٤) علل : يعتبر النيتروجين عنصراً خاملاً في الظروف الكيميائية العادية بالرغم من وضعه في أعلى المجموعة الخامسة.

(٥) أ. اكتب معادلة موزونة للتفاعل بين هيدروكسيد الكالسيوم و نترات الأمونيوم لتحضير الأمونيا.

ب. اكتب المعادلة الأيونية لهذا التفاعل.

(٦) ما عدد أكسدة النيتروجين في كل مما يلي : HNO_2 ، NH_3 ، N_2H_4 .

(٧) إذا علمت أن حجم المول الواحد لأي غاز في الظروف الطبيعية هو ٢٢,٤

دسم^٣ فما حجم كل من الهيدروجين والنيتروجين اللازم لتحضير ١١٢ دسم^٣ من الأمونيا؟

(٨) عرف ظاهرة التآصل. اذكر الصور المتآصلة للفسفور.

(٩) ما هي الطريقة المثلى لحفظ الفوسفور في المعمل المدرسي؟

(١٠) أكتب الصيغة الكيميائية لكل من:

ثالث أكسيد الفوسفور - خامس أكسيد الفوسفور - حمض الفوسفوروز -

حمض الفوسفوريك - فوسفيد الصوديوم .



الوحدة الخامسة

الهالوجينات



الدرس الأول

الخواص العامة للهالوجينات

تشكل العناصر اللافلزية الخمسة : الفلور ، الكلور ، البروم ، اليود والاسستاتين المجموعة السابعة في الجدول الدوري . وكلمة الهالوجينات من أصل يوناني وتعني منتجات الأملاح 'Salt producers' وقد جاءت هذه التسمية مما كان معروفاً أن عناصر هذه المجموعة تتفاعل مع معظم الفلزات مكونة مركبات أيونية شبيهة بالأملاح . الجدول رقم (٥-١) يعطي تلخيصاً لأهم خواص عناصر مجموعة الهالوجينات .

العنصر	الرمز	الرقم الذري	التوزيع الإلكتروني	عدد التأكسد الأساسي	الكثافة (للسائل) جرام/سم ^٣	نقطة الانصهار (°م)	نقطة الغليان (°م)
الفلور	F	9	2,7	١-	١,١١	٢٢٠-	١٨٨-
الكلور	Cl	17	2,8,7	١-	١,٥٦	١٠١-	٣٤,٥-
البروم	Br	35	2,8,18,18,7	١-	٣,١٢	٧,٣-	٥٩
اليود	I	53	2,8,18,18,8,7	١-	٤,٩٤ (الصلب)	١١٣	١٨٥
الاسستاتين	At	85	2,8,18,32,18,7	١-



ملحوظة : الاستاتين (At) عنصر صناعي (لا يوجد في الطبيعة) ومشع، ويمكن أن يكون ذلك تعليلاً لعدم وجود كثافة ، نقطة انصهار ونقطة غليان الاستاتين في الجدول أعلاه ، كذلك لا يوجد له نصف قطر ذرة ثابت .

الخواص العامة للهالوجينات :

تلاحظ من الجدول رقم (٥-١) أن كل عنصر يمتلك سبعة إلكترونات في الغلاف الخارجي لذرته ولكي تحتوي الذرة على تركيب ثماني يجب أن تضيف إلكترونات إلى الإلكترونات السبعة الموجودة في غلافها الخارجي . إن عناصر الهالوجينات تتميز بنشاط كيميائي عالٍ لذا لا توجد حرة في الطبيعة . تمثل الحالة العنصرية على هيئة جزيئات ثنائية الذرة . عنصر الفلور الذي يمتلك أصغر الذرات حجماً مقارنةً ببقية الهالوجينات وله أعلى إلفة الكترونية يُعد أنشط العناصر اللافلزية على الإطلاق ، لذا لا يمكن تحضيره من مركباته باستخدام مادة كيميائية أخرى . أما عناصر الكلور والبروم واليود فيسهل تحضيرها في المعمل . العنصر الأخير في هذه المجموعة وهو الاستاتين عنصر مشع ويوجد بكميات قليلة جداً كنتاج من عمليات التحلل الإشعاعي لعناصر أخرى . يمكن اعتبار مجموعة الهالوجينات مثلاً جيداً لتدرج الخواص عبر المجموعة .

الخواص الفيزيائية :

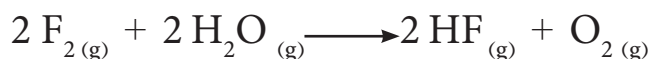
- ١ . عند درجة الحرارة العادية الفلور غاز ذو لون أصفر باهت ، والكلور غاز أصفر مخضر ، أما البروم فهو سائل بني محمر ، واليود صلب أسود له بريق معدني .
- ٢ . تزداد الكثافة لعناصر الهالوجينات (في حالة السيولة) بزيادة العدد الذري ، إذ تبلغ كثافة الفلور ١,١١ جرام.سم^{-٣} ، والكلور ١,٥٦ جرام.سم^{-٣} ، والبروم ٣,١٢ جرام.سم^{-٣} . أما كثافة اليود الصلب فتبلغ ٤,٩٤ جرام.سم^{-٣} .

الخواص الكيميائية :

- السمة الرئيسية لخواص الهالوجينات أن نشاطها الكيميائي يقل بزيادة العدد الذري عبر المجموعة .
- ١ . تتفاعل الهالوجينات مع الفلزات عامة مكونة مركبات أيونية ، بينما تكون مع اللافلزات مركبات إسهامية .



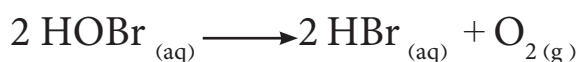
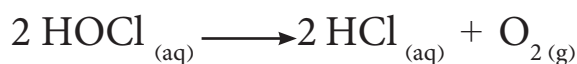
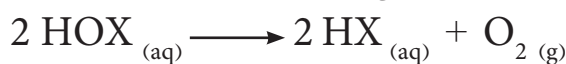
٢. تنحل (تذوب) الهالوجينات في الماء وتتفاعل معه : فالفلور يتفاعل مع الماء ، وهو في الواقع يدخن في الهواء الرطب :



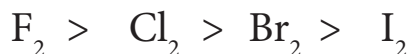
أما بقية الهالوجينات فتذوب ببطء في الماء متدرجة على النحو الآتي :
($Cl_2 > Br_2 > I_2$) وتتفاعل معه جزئياً مكونة حمضين أحدهما قوي وهو HX . والأخر ضعيف هو HOX .



وقد وجد أنه في محلول مشبع عند درجة ٢٥° م يتفاعل حوالي ثلث الكلور ،
١٪ من البروم ، وقليل جداً من اليود . وفي وجود ضوء الشمس يتحلل الحمض
HOX إلى الأوكسجين والحمض HX :

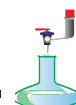


٣. جميع الهالوجينات عوامل مؤكسدة وتنخفض القوة المؤكسدة أسفل المجموعة
على النحو الآتي :



تواجدها في الطبيعة :

يوجد عنصر الفلور في الطبيعة عادة في شكل فلوريدات غير ذائبة مثل فلوريد
الكالسيوم (الفلوسبار Fluorspar) ، وفلوريد الصوديوم والالومنيوم المزدوج
(Cryolite الكريولايت) ، Na_3AlF_6 ، والفلوروباتيت Fluoroapatite ؛
 $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$.



استخدامات الهالوجينات :

- تستخدم الهالوجينات ومركباتها في أغراض صناعية كثيرة :
١. الفلور : يستخدم في تعقيم الحبوب ويمنع تعفنها ، كما يستخدم في صناعة غاز التبريد المعروف باسم الفريون Freon . كما تستخدم مركبات الفلور في صناعة العوازل والأصباغ والمبيدات وتحضير معاجين الأسنان حيث يستخدم الفلورايد لمكافحة تسوس الأسنان .
 ٢. الكلور : يستخدم في تعقيم مياه الشرب ، وفي عمل المواد المزيلة للألوان (قصر الألوان) ، وفي صناعة المبيدات الحشرية .
 ٣. البروم يستخدم في عمل بروميد الفضة الحساس للضوء في أفلام التصوير .
 ٤. اليود : هام لجسم الإنسان لتلافي أمراض الغدة الدرقية وفي عمل صبغة اليود لتطهير الجروح .

الكشف عن الهالوجينات :

١. يمكن التمييز بينها بالألوان :
 - الكلور غاز اصفر باهت .
 - البروم سائل بني محمر .
 - اليود الصلب رصاصي مائل للسواد أما بخار اليود فينفسجي .
 ٢. عند تعرض الغاز لورقة عباد الشمس مبللة بالماء فإن :
 - الكلور يزيل لونها بسرعة (قصر اللون) .
 - البروم يزيل اللون ببطء .
 - اليود لا يغير لون ورقة عباد الشمس .
 ٣. عند تعرض الغاز لورقة النشا المبللة بالماء فإن :
 - الكلور لا يؤثر عليها .
 - البروم يكسبها لوناً أحمرًا برتقالياً .
 - بخار اليود يكسبها لوناً أزرق يزول بالتسخين ويعود بالتبريد .
- تحتوي مياه البحار على كلوريدات ، بروميدات ، ويوديدات كل من الصوديوم ، البوتاسيوم ، المغنيزيوم والكالسيوم ، ولكن يغلب وجود كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) في مياه البحار حيث يشكل حوالي ٢,٥٪ من كتلة مياه



البحار . تحتوي الترسبات الناتجة عن تجفيف مياه البحار على هذه المركبات خاصة الكلوريدات ، NaCl ، KCl ، MgCl_2 .

تقويم الدرس الأول :

- (١) علل ما يلي :
 - أ. جزيئات الهالوجينات ثنائية الذرات وليست أحادية.
 - ب. تتزايد درجات الغليان للهالوجينات من الكلور إلى اليود.
- (٢) ما نواتج عملية التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم ؟
- (٣) ناقش تدرج خواص الهالوجينات بالنسبة لكل من :
 - أ. ميلها لفقد أو اكتساب الكترونات.
 - ب. القوة المؤكسدة.
 - ج. درجة انصهارها.
 - د. نشاطها الكيميائي.
- (٤) الفلور ليس له عدد أكسدة موجب . لماذا ؟



الدرس الثاني الكلور (Chlorine)

وجوده وطرق تحضيره :

لا يوجد الكلور حراً في الطبيعة ، لكنه يوجد عادة على هيئة كلوريدات الصوديوم ، البوتاسيوم ، والمغنيزيوم . يوجد ملح الطعام المعروف (كلوريد الصوديوم) بكميات في مياه البحار وفي الصخور (الملح الصخري) ويعتبر كلوريد الصوديوم المصدر التجاري لتحضير غاز الكلور.

تحضيره في المعمل :-

يتم تحضير غاز الكلور في المعمل بعدة طرق :

أولاً: أكسدة حامض الهيدروكلوريك المركز بواسطة أكسيد المنغنيز (IV) :
عند تسخين خليط من ثاني أكسيد المنغنيز MnO_2 وحامض الهيدروكلوريك المركز، يؤكسد ثاني أكسيد المنغنيز أيونات الكلوريد في الحامض إلى الكلور:

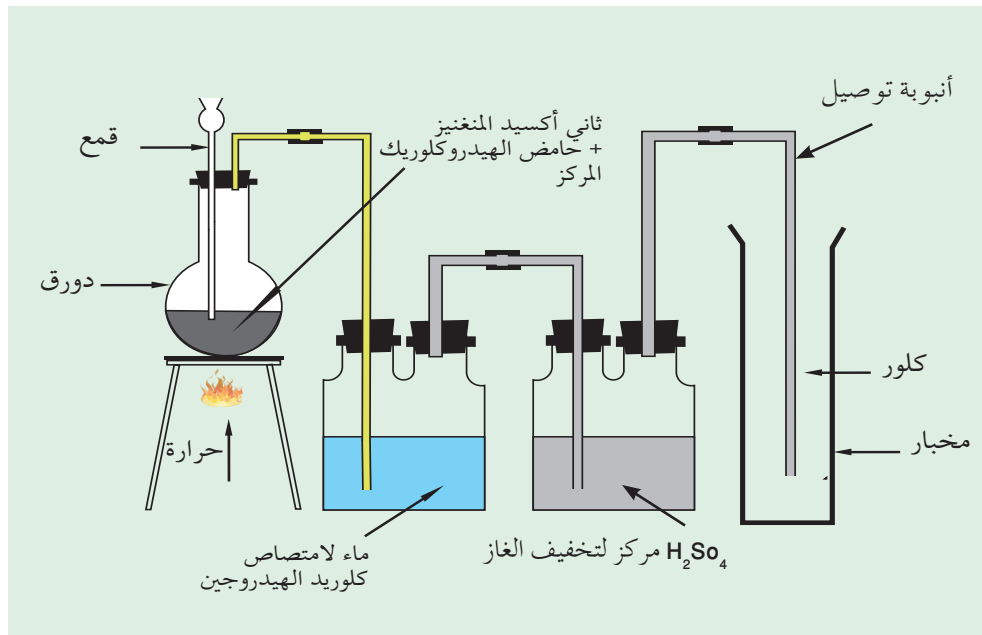


يتم تركيب الجهاز الموضح في الشكل رقم (٥-١) بوضع قليل من ثاني أكسيد المنغنيز (IV) في الدورق ويُصب عليه حامض الهيدروكلوريك المركز عبر القمع ، ويتم تحريك محتويات الدورق جيداً قبل توصيله ببقية الجهاز . يتم تسخين الدورق بمحتوياته ، فيلاحظ حدوث فوران . يتصاعد غاز أصفر مخضر يمر مع غاز كلوريد الهيدروجين (الذي يكون أبخرة ضبابية) إلى القارورة الأولى التي تحتوي على ماء حيث يذوب غاز كلوريد الهيدروجين ذو القابلية العالية للذوبان في الماء.



من أين ينتج غاز كلوريد الهيدروجين؟

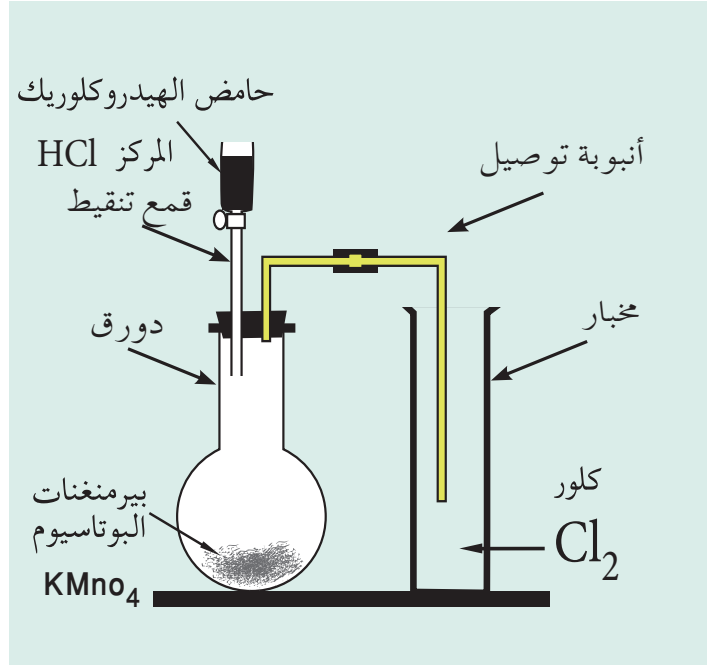
عند مرور الغاز على القارورة الثانية التي تحتوي على حامض الكبريت (VI) يتم تخفيفه حيث يعتبر حامض الكبريت (VI) من العوامل المجففة القوية ولا يتفاعل مع غاز الكلور . يتم جمع غاز الكلور في المخبار بالازاحة العلوية للهواء إذ أن غاز الكلور أثقل من الهواء.



الشكل رقم (٥ - ١) : جهاز تحضير غاز الكلور في المعمل بأكسدة حامض الهيدروكلوريك المركز بواسطة أكسيد المنغنيز (IV)

ثانياً : أكسدة حامض الهيدروكلوريك بواسطة بيرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$:
يستخدم الجهاز الموضح في الشكل رقم (٥ - ٢) . إذا أردنا الحصول على غاز الكلور نقياً وجافاً يتم وضع قارورة تحتوي على ماء وقارورة أخرى تحتوي على حامض الكبريت (VI) كما في الجهاز الموضح في الشكل رقم (٥ - ١) ويتم جمع الغاز بإزاحة الهواء.





شكل (٥ - ٢) : جهاز تحضير غاز الكلور بأكسدة حامض الهيدروكلوريك بواسطة بيرمنغنات البوتاسيوم

معادلة التفاعل :



هذه طريقة مناسبة لتحضير غاز الكلور في المعمل حيث يتم التفاعل دون الحاجة لتسخين ، كما أن معدل تصاعد الغاز يمكن التحكم فيه بسهولة ، هذا بالإضافة إلى أنه إذا تم جمع الغاز فوق محلول مائي لملح الطعام فإنه ليس بالضرورة أن يتم إجراء التجربة في دولاب الأبخرة . لماذا ؟

يتم وضع بيرمنغنات البوتاسيوم الصلب في الدورق ويضاف إليه الحامض عبر قمع تنقيط . عند وصول كل نقطة من الحامض إلى البيرمنغنات تتصاعد الكمية المقابلة من غاز الكلور . بإضافة المزيد من النقاط من الحامض يمتلئ الجهاز بأبخرة الغاز الصفراء المخضرة . يمكن ملء عدد من مخابير الغاز بالكلور .

تصلح هذه الطريقة لتحضير غاز الكلور للتعرف على خواصه الكيميائية والفيزيائية .

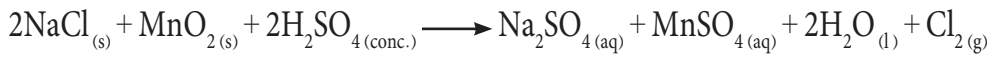


ثالثاً : تحضير الكلور باستخدام خليط من ملح الطعام وثاني أكسيد المنغنيز :

يتفاعل حامض الكبريت (vi) المركز مع كلوريد الصوديوم لينتج كلوريد الهيدروجين الذي يمكن أكسدته إلى غاز الكلور بواسطة أكسيد المنغنيز (iv). يمكن استخدام نفس الجهاز الموضح في الشكل رقم (٥ - ١) والمستخدم لتحضير غاز الكلور عن طريق أكسدة حامض الهيدروكلوريك المركز بواسطة أكسيد المنغنيز (iv).

يتم تركيب الجهاز بنفس الطريقة السابقة إلا أنه يتم وضع خليط من كلوريد الصوديوم وأكسيد المنغنيز (iv) في دورق التسخين ويضاف حامض الكبريت (vi) المركز إلى الخليط في الدورق عبر القمع . يتم جمع غاز الكلور بنفس الطريقة السابقة.

معادلة التفاعل :



تحضير غاز الكلور صناعياً :

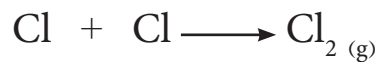
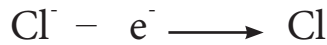
نسبة لاستخدام غاز الكلور ومركباته في عدد من المجالات الصناعية فإن التحضير التجاري لغاز الكلور يعتمد على التحليل الكهربائي لمحلول مشبع ومركز من كلوريد الصوديوم.

تستخدم خلية خاصة لهذا الغرض [الشكل رقم (٥ - ٣)] تعرف بخلية الكاثود الزئبقي . يتصاعد غاز الكلور عند مصعد هذه الخلية الذي يتكون من قضبان من الجرافيت وذلك على النحو الآتي :

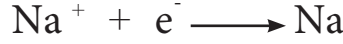
يتأين كلوريد الصوديوم في محلوله معطياً :



عند مصعد الخلية يتكون غاز الكلور :



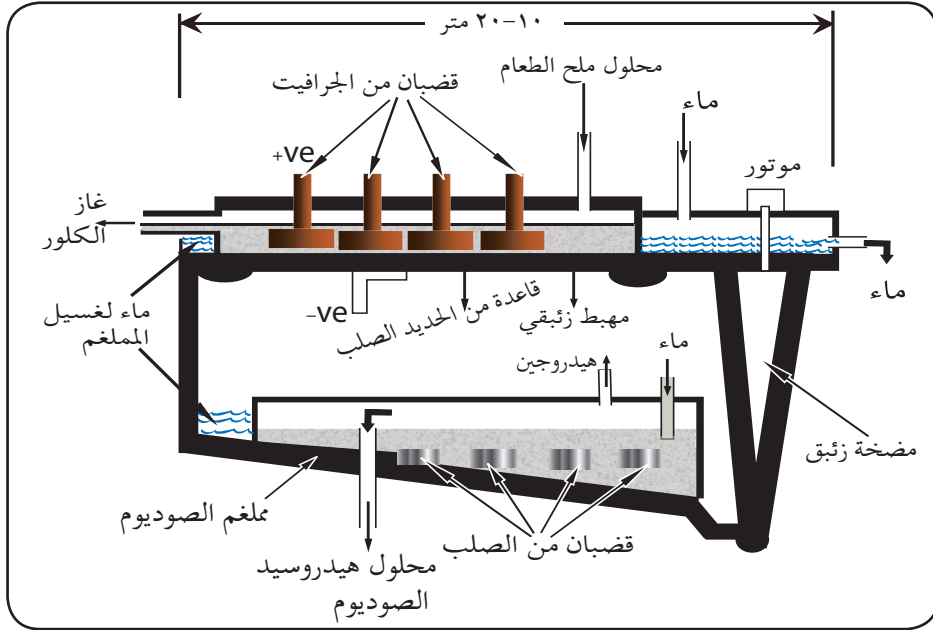
أما عند مهبط الخلية والذي يتكون من قاعدة من الحديد الصلب يمر عليها تيار من الزئبق فيتكون الصوديوم الذي يذوب في الزئبق مكوناً مملغم :



حيث يذوب الصوديوم في تيار الزئبق مكوناً مملغم الصوديوم الذي ينساب إلى الجزء الأسفل من الخلية حيث يمرر عليه ماء مقطر حيث يتفاعل الصوديوم مع الماء، منفصلاً عن الزئبق ، ومكوناً هيدروكسيد الصوديوم ويتحرر غاز الهيدروجين :



يتضح أنّ عملية التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم تنتج بالإضافة إلى الناتج الرئيس وهو غاز الكلور ، نواتج ثانوية مثل غاز الهيدروجين وهيدروكسيد الصوديوم وهي نواتج ذات استخدامات صناعية مختلفة.



شكل رقم (٥ - ٣) : خلية الكاثود الزئبقي المستخدمة لتحضير غاز الكلور بالتحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم



4-2-5: تقويم الدرس الثاني :

(١) مستخدماً معادلات رمزية موزونة فقط وضح :

- أ. تحضير غاز الكلور بأكسدة حامض HCl المركز بواسطة أكسيد المنغنيز (iv).
- ب. تحضير غاز الكلور بأكسدة حامض HCl المركز بواسطة بيرمنغنات البوتاسيوم.
- ج. تحضير غاز الكلور بتفاعل حامض الكبريتيك المركز مع خليط من كلوريد الصوديوم وأكسيد المنغنيز (iv).



الدرس الثالث

خواص غاز الكلور الفيزيائية والكيميائية

الخواص الفيزيائية للكلور :

١. عند درجة الحرارة العادية يكون الكلور غازاً ذا لون أصفر مخضر ، وهو ذو رائحة نفاذة غير مقبولة . وهو سام للغاية حتى إذا تم استنشاقه بكميات قليلة، فهو يؤثر على الأغشية المخاطية للأنف والحلق مسبباً أعراضاً تشبه أعراض نزلة البرد الحادة. يمكن أن يسبب استنشاقه الموت إذا كانت كميته المستنشقة كبيرة . وقد تم استخدامه في الحرب العالمية الأولى كسلاح قاتل.
٢. الكلور أثقل من الهواء وتعادل كثافته مرتين ونصف كثافة الهواء.
٣. يذوب الكلور في الماء بكميات قليلة مكوناً محلولاً أصفر باهت.
٤. الكلور غاز سهل الإسالة إذ يتحول إلى سائل عند $- ٣٤^{\circ} \text{C}$ م ويعبأ عادة في اسطوانات من الحديد الصلب في حالة السيولة.

الكشف عن غاز الكلور :

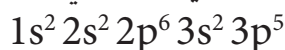
يتم التعرف على غاز الكلور بلونه الأصفر المخضر ومن تأثيره القاصر (المزيل) للألوان . وبما أن الكلور غاز حمضي التأثير فإنه يغير اللون الأزرق لورقة عباد الشمس المبللة بالماء إلى اللون الأحمر قبل أن يزيل لونها.

الخواص الكيميائية للكلور :

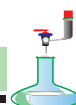
يحتوي الغلاف الخارجي لذرة الكلور $_{17}\text{Cl}$ على سبعة إلكترونات:



ويكون التوزيع الإلكتروني التفصيلي لذرة الكلور كما يلي :

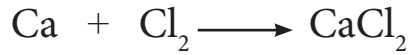
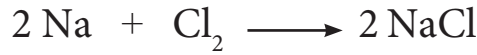


يدخل الكلور في تفاعلات كيميائية عديدة حيث يضاف إلكترون واحد إلى الغلاف الخارجي لذرته لتتحول إلى التركيب الثماني المميز للغازات النبيلة. ويمكننا النظر إلى العديد من تفاعلات الكلور على النحو الآتي :

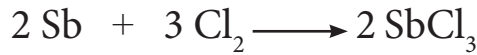


1. مع الفلزات :

يتفاعل الكلور مباشرة مع عدد من الفلزات مثل الصوديوم ، الكالسيوم ، النحاس ، الخارصين ، الحديد والأنتيمون مكوناً كلوريداتها . تتوقف شدة التفاعل علي نشاط الفلز ودرجة الحرارة التي يتم عندها التفاعل . فالصوديوم والكالسيوم مثلاً يتحدان مع الكلور عند درجة الحرارة العادية ببطء ، ولكن إذا سُخِّنا فإنهما يحترقان بتوهج ليكونا الكلوريد :



عند نثر برادة الأنتيمون في مخبار غاز يحتوي على غاز الكلور الرطب فإن العنصرين يتحدان تلقائياً بوهج عند درجة الحرارة العادية ، ويتكون ثلاثي كلوريد الأنتيمون :

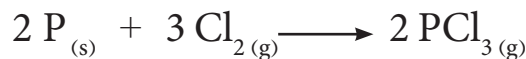


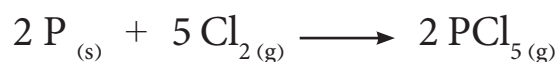
كذلك تتفاعل معه فلزات النحاس والخارصين والحديد عندما تسخن مكونة كلوريداتها .

عندما يكون غاز الكلور جافاً بصورة كاملة فإنه لا يتفاعل مع فلزات الحديد والنحاس عند درجة الحرارة العادية لذا فإن الكلور الجاف يُعبأ ويُخزن ويُنقل سائلاً في أسطوانات من الحديد الصلب .

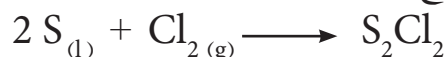
2. مع اللافلزات :

يتحد الكلور مع أغلب اللافلزات مباشرة ، فهو يتحد تلقائياً مع الفوسفور مكوناً ثلاثي وخماسي كلوريد الفوسفور :



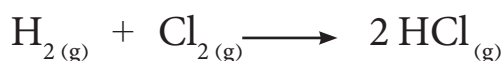


كما يتحد مع الكبريت المنصهر مكوناً كلوريد الكبريت



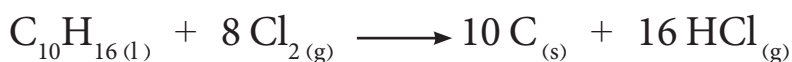
3. مع الهيدروجين :

للكلور قابلية عالية للتفاعل مع الهيدروجين ، فالهيدروجين المشتعل يستمر مشتعلاً في جو من الكلور مكوناً كلوريد الهيدروجين :



ولشدة قابلية الكلور للتفاعل مع الهيدروجين فإنه يستطيع انتزاع الهيدروجين من بعض المركبات التي يحتويها.

يمكن إظهار هذه الخاصية بوضوح بإنزال ورقة ترشيح مبللة بسائل الترتين (وهو الثنر Thinner) وهو مركب هيدروكربوني صيغته الكيميائية $C_{10}H_{16}$ - في مخبار يحتوي على غاز الكلور إذ يُلاحظ أن ورقة الترشيح تشتعل بسرعة مكونة غاز كلوريد الهيدروجين وتترسب دقائق سوداء من الكربون على جدران المخبار :

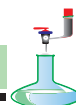


يتفاعل الكلور كذلك مع غاز كبريتيد الهيدروجين ويتكون غاز كلوريد الهيدروجين و يترسب الكبريت :



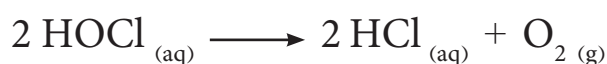
4. تفاعل الكلور مع الماء :

يتفاعل الكلور مع الماء مكوناً خليطاً من حامضي الهيدروكلوروز والهيدروكلوريك :

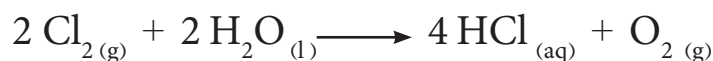




حامض الهيدروكلوروز يتحلل بسهولة معطياً غاز الأوكسجين و حامض الهيدروكلوريك :



عليه فإن النواتج النهائية لتفاعل غاز الكلور مع الماء يمكن تلخيصها في المعادلة:

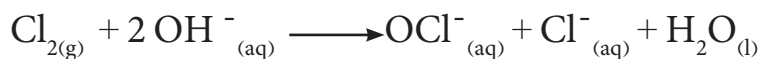


خاصية قصر الألوان :

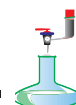
يستفاد من خاصية الكلور في تفاعله مع الماء وانطلاق غاز الأوكسجين في عملية إزالة الألوان الطبيعية (قصر الألوان) حيث يتفاعل الأوكسجين النشط المتصاعد عند تفاعل الكلور مع الماء مع المادة الملونة فيعمل على أكسدها وبالتالي إزالة اللون منها.

5. تفاعل الكلور مع القلويات :

يتفاعل الكلور مع المحاليل المائية لهيدروكسيد الصوديوم أو هيدروكسيد البوتاسيوم المخفف البارد مكوناً محلولاً أصفر باهتاً من هيبوكلوريت و كلوريد الصوديوم أو البوتاسيوم :



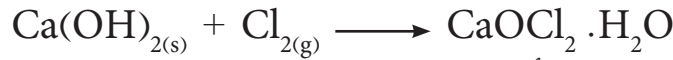
أما مع المحاليل القلوية المركزة الساخنة فإن غاز الكلور يكون خليطاً من كلورات و كلوريد الفلز :





مسحوق قصر الألوان (Bleaching Powder) :

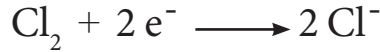
إذا تم إمرار غاز الكلور لفترة معقولة على الجير المطفأ (هيدروكسيد الكالسيوم الصلب) فإن الناتج يسمى مسحوق قصر الألوان ، والذي استخدم في الماضي لإزالة الألوان الطبيعية من النسيج . أما في الوقت الحاضر فإن الكلور السائل والذي تتم تعبئته في أسطوانات من الحديد الصلب فقد أصبح الأكثر استخداماً في هذا المجال .



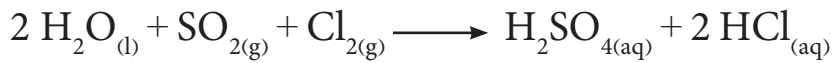
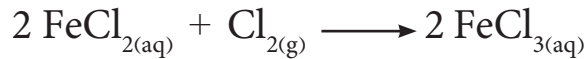
مسحوق قصر الألوان

6. الكلور عامل مؤكسد :

في تفاعلاته المذكورة يؤدي الكلور دور العامل المؤكسد فهو كغيره من العوامل المؤكسدة الأخرى يتقبل الإلكترونات متحولاً إلى أيونات الكلوريد :



الأمثلة الآتية توضح دور الكلور كعامل مؤكسد :



استخدامات الكلور :

١ . يستخدم الكلور وعلى نطاق واسع كمادة مزيله للألوان ، وفي تحضير المواد المزيله للألوان مثل الكلوراكس والمحاليل المطهرة مثل هيبوكلوريت الصوديوم . كذلك يستخدم الكلور في إنتاج أملاح الكلورات المستخدمة كمبيدات أعشاب . كما يستخدم الكلور أيضاً لتحضير كلوريد الهيدروجين المستعمل في تحضير حامض الهيدروكلوريك .



- ٢ . يتم استخدام الكلور لانتاج عدد من المركبات العضوية ذات الاستخدامات المهمة مثل رباعي كلوريد الكربون CCl_4 ، ثلاثي كلوريد الايثيلين C_2HCl_3 ، وغيرها . هذه المركبات مفيدة كمواد مذيبة للشحوم والزيوت ، وسوائل للغسيل الجاف .
- ٣ . يستخدم كمطهر في محطات معالجة مياه الشرب في جميع أنحاء العالم مما يمكن من الحد من الأمراض التي تنقلها المياه .
- ٤ . يستخدم في البرك وأحواض السباحة لحد من نمو البكتريا .
- ٥ . يستخدم في محطات معالجة مياه الصرف الصحي والنفايات .
- ٦ . يستخدم في ٨٥ ٪ من الأدوية مثل التهابات المفاصل .
- ٧ . يستخدم في صناعة الورق وصناعة النسيج بغرض التبييض .
- ٨ . يستخدم في صناعة الأصباغ والمبيدات الحشرية مثل الجمامكسين والـ D.D.T . والمتفجرات والبلاستيك مثل PVC المستخدم في صناعة أكياس البلاستيك وخرطوم المياه .
- ٩ . الكلور عنصر رئيسي في ملح الطعام (كلوريد الصوديوم $NaCl$) الذي يلعب دوراً هاماً في توازن الضغط في الأوعية الدموية وفي توزيع السوائل في جميع أنحاء الجسم .



تقويم الدرس الثالث

١/ علل:

- أ- إمرار غاز الكلور في محلول بروميد البوتاسيوم ، يلون المحلول باللون الأحمر البرتقالي .
- ب- لا توجد الهالوجينات حرة في الطبيعة .
- ج- إستنشاق الكلور بكميات كبيرة يمكن أن يسبب الموت .
- د -خاصية الكلور في قصر الألوان .
- هـ - الكلور عامل مؤكسد .
- و- يعبأ ويخزن الكلور الجاف في إسطوانات من الحديد الصلب.
- ز- يتفاعل الكلور مباشرة مع الصوديوم والبوتاسيوم.
- ٢/ فيم يستخدم الكلور؟
- لأيهما يكون للكلور إلفة أكثر الهيدروجين أم الكربون ؟ هات تجربة كيميائية تدعم بها إجابتك.
٣. عندما يضاف الكلور للماء بغرض إزالة الألوان من الأنسجة ، ما هو العامل الفعال في إزالة الألوان ؟
- ٤ . هل كلوريد الهيدروجين المسال حمض ؟ دعم اجابتك

تمارين على الوحدة الخامسة:

- (١) مستعينا بالمعادلات الكيميائية وضح ما تتوقع مشاهدته عندما :
- أ. يُمرر غاز كبريتيد الهيدروجين في مخبر يحتوي على غاز الكلور.
- ب. توضع قطعة من سبيكة معدنية تتكون من النحاس والخرصين في مخبر ملئ بغاز الكلور.
- ج. يُمرر غاز الكلور في محلول كلوريد الحديد (ii) ذي اللون الأخضر الباهت.
- (٢) عندما يتم احتراق غاز الهيدروجين الجاف في جو من غاز الكلور تشاهد التغيرات الآتية : يختفي لون الكلور ويتكون غاز عديم اللون يدخن في الهواء الرطب ويحول ورقة عباد الشمس الزرقاء المبللة بالماء إلى اللون الأحمر.



مستعيناً بالمعادلات فسر هذه المشاهدات.

٣) يحتوي ماء البحر على حوالي ٢,٥٪ من كتلته كلوريد صوديوم وآثار قليلة من بروميد البوتاسيوم. اقترح طرقاً عملية للحصول من ماء البحر على:

أ. عينة من الكلور. ب. عينة من كلوريد الصوديوم.

ج. ماء خال من أيونات الصوديوم والبوتاسيوم.

٤) الفلور هو العنصر الأول في مجموعة الهالوجينات، وهو أكثر فعالية من الناحية الكيميائية من الكلور. لذا قد لا يكون ممكناً من الناحية العملية دراسة خواصه وتفاعلاته، لكن يمكن أن نستنبط بعضاً من خواصه من خلال دراستنا لخواص عنصر الكلور، ومن واقع معرفتنا لتدرج الخواص في مجموعة الهالوجينات.

أ. على أي هيئة تتوقع أن يوجد الفلور في الطبيعة؟

ب. اقترح طريقة يمكن استخدامها للحصول على الفلور في حالته العنصرية.

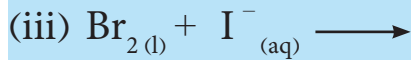
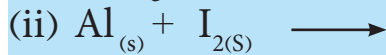
ج. ما الذي تتوقع مشاهدته إذا فوعل الفلور مع محاليل مائية من كل من:

كلوريد البوتاسيوم، بروميد البوتاسيوم، ويوديد البوتاسيوم.

اكتب معادلات كيميائية لما تتوقع حدوثه من تفاعلات.

د. كيف تتوقع أن يتفاعل الفلور مع الهيدروجين؟ سم ناتج هذا التفاعل واكتب معادلة كيميائية للتفاعل.

٥) أكمل كتابة المعادلات التالية وذلك بكتابة المواد الناتجة مع وزن المعادلة متى كان ذلك لازماً:



٦) أحسب النسبة المئوية بالوزن للبروم في بروميد الإيثان $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$.

الإجابة: ٨٥,١٪

٧) لماذا يكون كلوريد الصوديوم NaCl وكلوريد الكالسيوم CaCl_2 مركبات أيونية بينما كلوريد البورون BCl_3 مركب اسهامي؟

٨) ما كتلة هيدروكسيد الصوديوم الناتج عند انتاج ٧١٠ كجم من الكلور

بالتحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم؟ (الإجابة: ٨٠٠ كجم)



الوحدة السادسة

العناصر الانتقالية



الدرس الأول

تعريف العنصر الانتقالي

مقدمة:

لعلك تكون قد لاحظت عند دراستك للجدول الدوري في الوحدة الثانية أنه توجد بين المجموعتين الثانية الرئيسية والثالثة الرئيسية في الجدول الدوري مجموعة من العناصر تبدأ في الظهور ابتداءً من الدورة الرابعة تعرف بالفلزات الانتقالية . ولقد استخدم مصطلح الفلزات الانتقالية لأول مرة بواسطة العالم الروسي ديمتري مندلييف الذي كان له الفضل مع العالم الألماني لوثر ماير في اكتشاف القانون الدوري الذي تم على ضوئه ترتيب العناصر في الجدول الدوري .

تتضمن مجموعة الفلزات الانتقالية على عشرة عناصر في الدورة الرابعة تبدأ من الاسكانديوم $_{21}\text{Sc}$ وتستمر حتى الخارصين $_{30}\text{Zn}$ والعناصر التي تأتي أسفلها في الدورات اللاحقة . يُستبعد أحياناً من هذه المجموعة من العناصر كل من الخارصين $_{30}\text{Zn}$ والكادميوم $_{48}\text{Cd}$ والزنبق $_{80}\text{Hg}$.

والشكل رقم (٦-١) يوضح موقع الفلزات الانتقالية في الجدول الدوري . يمكن تعريف العنصر الانتقالي بأنه هو العنصر الذي يكون لذرتة أو أحد أيوناته (في إحدى حالات التأكسد المألوفة) على الأقل مستوى الطاقة الفرعي الخارجي d غير ممتلئ بالالكترونات (أي يحتوي على عدد من الالكترونات يتراوح بين ١ - ٩ الكترونات) .

يعتبر هذا التعريف مفيداً لأنه يمكننا بسهولة من تمييز ذرة أو أيون العنصر الانتقالي بالنظر إلى تركيبه الالكتروني . إلا أن هناك تعريفاً عملياً آخر يتعلق بالخصائص المميزة لمركبات العناصر الانتقالية . وعلى هذا الأساس فإن العناصر الانتقالية تعرف وفقاً لخصائص مركباتها ، فعنصر الاسكانديوم مثلاً الذي يكون غالباً الأيون Sc^{3+} لا يصنف ضمن العناصر الانتقالية لأن مركباته لا تظهر فيها الخواص المميزة للعناصر الانتقالية ، كذلك الحال بالنسبة للخارصين والكادميوم والزنبق .

توجد مجموعة أخرى من العناصر تعرف بالعناصر الانتقالية الداخلية (The Inner Transition Elements) وعددها ٢٨ عنصراً مقسمة إلى

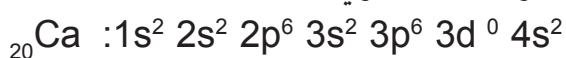


يتضح من الجدول رقم (٦ - ١) أن السلسلة الأولى للفلزات الانتقالية تبدأ مع بداية ملء الغلاف الفرعي 3d .

الجدول رقم (٦ - ١) : التراكيب الالكترونية لذرات الفلزات الانتقالية في السلسلة الانتقالية الأولى

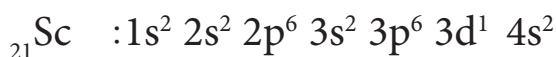
الاسم	التركيب الالكتروني التفصيلي	الرمز والرقم الذري
الاسكانديوم	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	$_{21}\text{Sc}$
التيتانيوم	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$	$_{22}\text{Ti}$
الفاناديوم	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$	$_{23}\text{V}$
الكروم	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	$_{24}\text{Cr}$
المنغنيز	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$	$_{25}\text{Mn}$
الحديد	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$	$_{26}\text{Fe}$
الكوبالت	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$	$_{27}\text{Co}$
النيكل	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$	$_{28}\text{Ni}$
النحاس	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	$_{29}\text{Cu}$
الزئبق	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	$_{30}\text{Zn}$

العنصر الذي يسبق ظهور هذه السلسلة من العناصر الانتقالية مباشرة في الدورة الرابعة وهو الكالسيوم يكون تركيبه الالكتروني :



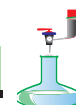
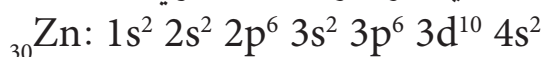
الفلز الانتقالي الأول في هذه السلسلة وهو الاسكانديوم يكون تركيبه

الالكتروني :

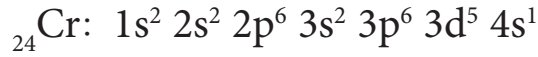


وهكذا تستمر عملية إضافة الالكترونات إلى الغلاف الفرعي 3d حتى يمتلئ

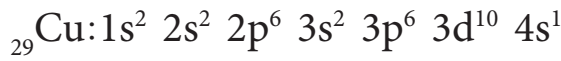
عند الوصول إلى عنصر الزئبق الذي يكون تركيبه الالكتروني :



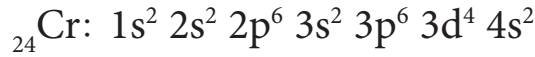
يحدث هذا الانتقال من غلاف فرعي (3d) خال من الالكترونات إلى غلاف فرعي يمتلئ بانتظام إلا في حالتين فقط هما الكروم والنحاس ، حيث يكون التركيب الالكتروني للكروم :



وللنحاس :



والسبب في هذا الوضع الاستثنائي بالنسبة لكل من الكروم والنحاس هو أن الغلاف الفرعي عندما يكون ممتلئاً أو نصف ممتلئ بسعته من الالكترونات يصبح أكثر استقراراً مما لو كان غير ذلك . فعند الرجوع لذرة الكروم حيث نلاحظ أن إضافة الالكترونات إلى الغلاف الفرعي 3d لو سارت بذات الانتظام الذي بدأت فيه من الاسكانديوم حتى الكروم فسيكون التوزيع الالكتروني لذرة الكروم على النحو الآتي :



ونسبة لوجود أربعة الكترونات في الغلاف الفرعي 3d وهي حالة يقل فيها عدد الالكترونات عن نصف الامتلاء (يستوعب الغلاف الفرعي d عشرة الكترونات كحد أقصى) فإن الكتروناتاً ينتقل من 4s إلى 3d ليصبح التوزيع الالكتروني لذرة الكروم في الغلافين الفرعيين الخارجيين هو : $3d^5 4s^1$.

ويمكن تفسير نفس الأمر لذرة النحاس بذات الطريقة إلا أنه وفي هذه الحالة يصبح الغلاف الفرعي 3d ممتلئاً بالسعة القصوى من الالكترونات $3d^{10}$. أما السلاسل الانتقالية الثانية ، الثالثة والرابعة فيقابلها امتلاء الأغلفة الفرعية 4d ، 5d و 6d على الترتيب . لاحظ أن السلسلتين الثالثة والرابعة من سلاسل العناصر الانتقالية تضمنان سلسلتي اللانثيدات والاكثيدات في الدورتين السادسة والسابعة على الترتيب ، واللتي تعتبران ضمن عناصر المجموعة الثالثة الفرعية .



الجدول (٢) يوضح البنية الإلكترونية لعناصر السلسلتين الثانية والثالثة الإنتقالية

السلسلة الإنتقالية الثانية بالدورة الخامسة بالجدول الدوري		السلسلة الإنتقالية الثالثة بالدورة السادسة بالجدول الدوري	
39 Y	$[\text{Kr}]4d^1 5s^2$	71 La	$[\text{Xe}]5f^1 6s^2$
40 Zr	$[\text{Kr}]4d^2 5s^2$	72 Hf	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^2 6s^2$
41 Nb	$[\text{Kr}]4d^4 5s^1$	73 Ta	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^3 6s^2$
42 Mo	$[\text{Kr}]4d^5 5s^1$	74 W	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^4 6s^2$
43 Tc	$[\text{Kr}]4d^6 5s^1$	75 Re	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^5 6s^2$
44 Ru	$[\text{Kr}]4d^7 5s^1$	76 Os	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^6 6s^2$
45 Rh	$[\text{Kr}]4d^8 5s^1$	77 Ir	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^7 6s^2$
46 Pd	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^0$	78 Pt	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^9 6s^1$
47 Ag	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^1$	79 Au	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^1$
48 Cd	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2$	80 Hg	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2$

تفويج الدرس الأول:

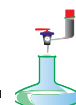
١/ اكتب التوزيع الإلكتروني لكل مما يلي:



٢/ اكتب التوزيع الإلكتروني للإيونات التالية:



٣/ اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر ^{25}Mn وحدد رقم الدورة والمجموعة التي ينتمي إليها.



الدرس الثاني

الخواص العامة للفلزات الانتقالية

العناصر الانتقالية عناصر فلزية تعكس وبصورة مثالية و متدرجة كافة الخواص الفلزية المميزة كاللمعان والبريق المعدني والجودة في التوصيل الكهربائي والحراري.

الخواص الفيزيائية :

١. الفلزات الانتقالية أكثر قساوة وذات نقاط انصهار أعلى من فلزات المجموعتين الأولى والثانية ..

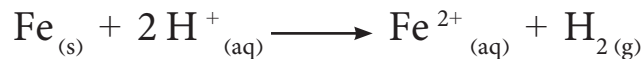
٢. لها كثافات عالية تتراوح بين ٣,٠ جرام.سم^{-٣} كأقل كثافة ، لعنصر الاسكانديوم ، إلى ٢٢,٦ جرام.سم^{-٣} كأعلى كثافة لعنصري الايريديوم و ⁶⁷Ir والاوسميوم ⁷⁷OS .

الخواص الكيميائية :

إنَّ غالبية الفلزات الانتقالية لا تتفاعل سريعاً عند درجة الحرارة العادية. ويعزى هذا البطء الظاهري في تفاعلات هذه الفلزات إلى وجود طبقة رقيقة من مركبات ناتجة عن تفاعلات هذه الفلزات مع مواد أخرى . وتشكل هذه الطبقة حماية لتلك الفلزات من التفاعل بسرعة مع مواد أخرى . فمثلاً عندما تتعرض هذه الفلزات للهواء الجوي فإن الكثير منها يكون على السطح طبقة من الأوكسيد أو التريدي تمنع استمرار تفاعلها مع الهواء ، وتمنع بالتالي تفاعلها مع مواد أخرى . بعض هذه الفلزات يتفاعل بعنف عندما يكون سطحها خالياً من تلك الطبقة الواقية .

من التفاعلات الكيميائية المميزة للفلزات الانتقالية ما يلي :

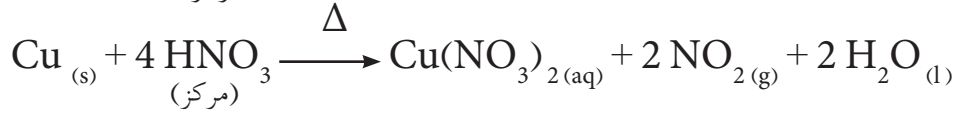
١. تتفاعل معظم الفلزات الانتقالية مع محاليل الأحماض المعدنية المخففة مثل الهيدروكلوريك والكبريت (VI) والنتروجين (V) وتحرر غاز الهيدروجين:



ويتفاعل كل من الاسكانديوم والالانثوم والاكتينيوم بعنف مع الأحماض المعدنية .

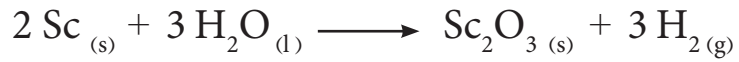
على هذا النحو فإن الفلزات الانتقالية عوامل مختزلة إلا أنها أقل فعالية من فلزات المجموعتين الأولى والثانية (فلزات الأقلء و فلزات الأرض القلوية) .
لا تتفاعل مجموعة النحاس ، الفضة والذهب مع الأحماض المعدنية لإزاحة الهيدروجين .

ولكنها تتفاعل مع الأحماض الأوكسجينية (المؤكسدة) المركزة مثل حامضي الكبريت (VI) والنتروجين (V) كما يلي :



و خلافاً لذلك فإن الذهب و فلزات البلاديوم Pd و البلاتين Pt لا تتفاعل حتى مع الأحماض المؤكسدة المركزة مثل الكبريت (VI) والنتروجين (V) ولكنها تذوب في الماء الملكي (خليط من حمضي الهيدروكلوريك والنتروجين (V) المركزين بنسبة ٣ : ١ حجماً) . ولذلك سميت هذه الفلزات بالفلزات النبيلة، ولذا صار الذهب والبلاتين معدنين نفيسين عبر التاريخ .

٢ . بعض الفلزات الانتقالية تذوب في الماء وتتفاعل معه كما هو الحال بالنسبة لفلزات مجموعتي الاسكانديوم والتيتانيوم :

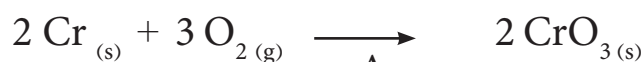
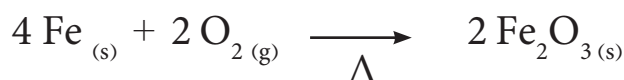
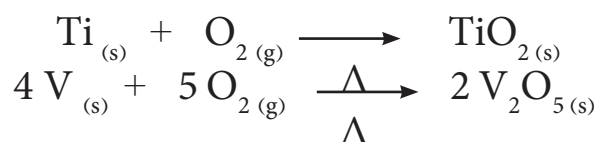
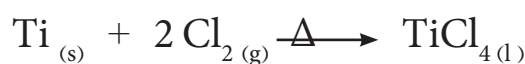


٣ . تتفاعل الفلزات الانتقالية مع الهالوجينات ومع الأوكسجين بطريقة مباشرة أو غير مباشرة لتعطي هاليدات وأكاسيد أيونية لتلك الفلزات التي تكون عادة في



حالات تأكسدها الدنيا (+ 2 ، + 3) كما في Sc_2O_3 ، V_2O_3 ، $MnCl_2$ ، $CrCl_3$. وفي هذه الأحوال تكون هذه المركبات أيونية ولها القابلية للذوبان في الماء .

يمكن أن تكون هذه الفلزات أيضاً هاليدات وأكاسيد يغلب عليها الطابع الإسهمي ويكون ذلك في حالات التأكسد العليا كما في $TiCl_4$ و V_2O_5 . وهذه بعض الأمثلة لتلك التفاعلات :



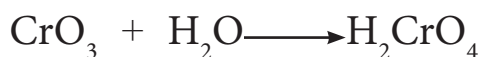
٤ . أكاسيد الفلزات الانتقالية في حالات التأكسد الدنيا مركبات أيونية وذات صفة قاعدية ، أما أكاسيدها في حالات التأكسد العليا فهي مركبات إسهمية وذات صفة حمضية أو مترددة (أمفوتيرية Amphoteric) .

أمثلة :

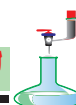
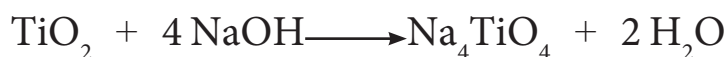
يذوب أو أكسيد الكروم (II) في الماء معطياً هيدروكسيد الكروم :



أما أو أكسيد الكروم (VI) فيذوب في الماء معطياً حامض الكروم (VI) (حامض الكروميك) :



ويتفاعل أو أكسيد التيتانيوم مع هيدروكسيد الصوديوم ليعطي تيتانات الصوديوم :

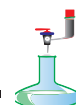


العناصر الانتقالية الداخلية :

يبلغ عدد العناصر الانتقالية الداخلية ٢٨ عنصراً مقسمة إلى سلسلتين هما سلسلة اللانثيدات (Lanthanides) وسلسلة الأكتينيدات (Actinides). تبدأ سلسلة اللانثيدات مباشرة بعد عنصر اللانثوم La (عدده الذري ٥٧) وتشتمل على أربعة عشر عنصراً تبدأ من السيريوم Ce (وعده الذري ٥٨) وتنتهي بعنصر اللوتيتيوم Lu (عدده الذري ٧١). وتعرف هذه العناصر تاريخياً - رغم وجود عناصر أكثر ندرة منها حالياً- بعناصر الأرض النادرة (Rare earth elements) وأعطيت هذا الاسم لندرتها في الطبيعة . أما السلسلة الثانية من العناصر الانتقالية الداخلية فهي سلسلة الأكتينيدات، وتتكون أيضاً من أربعة عشر عنصراً تبدأ مباشرة بعد عنصر الأكتينوم Ac (عدده الذري ٨٩)، وتبدأ بعنصر الثوريوم Th (عدده الذري ٩٠) وتنتهي بعنصر اللورانسيوم Lr (عدده الذري ١٠٣) .

جدول (٦-٣) سلسلتا اللانثيدات والأكتينيدات.

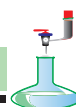
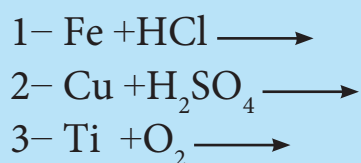
اللانثيدات		الأكتينيدات	
Th	$[Rn]6d^27s^2$	Ce	$[Xe]4f^26s^2$
Pa	$[Rn]5f^26d^17s^2$	Pr	$[Xe]4f^36s^2$
U	$[Rn]5f^36d^17s^2$	Nd	$[Xe]4f^46s^2$
Np	$[Rn]5f^57s^2$	Pm	$[Xe]4f^56s^2$
Pu	$[Rn]5f^67s^2$	Sm	$[Xe]4f^66s^2$
Am	$[Rn]5f^77s^2$	Eu	$[Xe]4f^76s^2$
Cm	$[Rn]5f^76d^17s^2$	Gd	$[Xe]4f^75d^16s^2$
Bk	$[Rn]5f^86d^17s^2$	Tb	$[Xe]4f^96s^2$
Cf	$[Rn]5f^{10}7s^2$	Dy	$[Xe]4f^{10}6s^2$
Es	$[Rn]5f^{11}7s^2$	Ho	$[Xe]4f^{11}6s^2$
Fm	$[Rn]5f^{12}7s^2$	Er	$[Xe]4f^{12}6s^2$
Md	$[Rn]5f^{13}7s^2$	Tm	$[Xe]4f^{13}6s^2$
No	$[Rn]5f^{14}7s^2$	Ub	$[Xe]4f^{14}6s^2$
Lr	$[Rn]5f^{14}6d^17s^2$	Lu	$[Xe]4f^{14}5d^16s^2$



وعناصر هذه السلسلة جميعها عناصر مشعة ونادرة الوجود في الطبيعة وقد اكتشفت إبان الحرب العالمية الثانية .
تتميز عناصر سلسلتي اللانثينيدات والاكتنيدات على أساس أن الالكترن الأخير لذراتها يشغل أحد الأفلاك التابعة لمستوى الطاقة الفرعي (f) .

تقويم الدرس الثاني :

١/ أذكر أهم الخواص الفيزيائية العامة للعناصر الإنتقالية .
٢/ أكمل كتابة ووزن المعادلات التالية :



تمرين عام على الوحدة السادسة

- (١) ماهي الفلزات الانتقالية؟ ولماذا سميت كذلك؟
- (٢) لماذا لا توجد فلزات انتقالية في الدورتين الثانية والثالثة في الجدول الدوري؟
- (٣) اكتب التوزيع الالكتروني التفصيلي للفلزات الانتقالية الآتية :
 ${}_{47}\text{Ag}$ ، ${}_{29}\text{Cu}$ ، ${}_{27}\text{Co}$
- (٤) اكمل كتابة ووزن المعادلات الكيميائية الآتية وسم المركبات الناتجة عنها :
- 1- $\text{Ti} + \text{HCl} \longrightarrow \dots\dots\dots$
- 2- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \dots\dots\dots + \dots\dots\dots + \dots\dots\dots$
(مركز)
- 3- $\text{Sc} + \text{O}_2 \longrightarrow \dots\dots\dots$
- 4- $\text{Fe} + \text{O}_2 \longrightarrow \dots\dots\dots$
- (٥) سمّ الأكاسيد الآتية :
 V_2O_5 ، CrO_3 ، Mo_2O_7 .
- (٦) ما المقصود بالأنتنيدات وما المقصود بالأكتنيدات؟

