



الكيمياء

للفصل الثاني الثانوي - الفصل الدراسي الثاني 2025 - 2026



الكيمياء

للفصل الدراسي الثاني - الصف الثاني الثانوي - 2025 - 2026

إعداد

أ. د. محمد سمير عبد المعز
د. أحمد فؤاد الشايب
أ. د. جابر عبد الوهاب العناني
أ. إبراهيم عليوة همام
أ. سميحة السيد علي

لجنة التعديل

أ. صابر حكيم فانوس
أ. عصام رشدي فام
أ. سحر علي مشهور
أ. صلاح جندى بشته
أ. أسامة فهمي فؤاد
د. سحر إبراهيم محسن
أ. عبد الله عبد الواحد
أ. سامح منصور

شارك في التعديل والتطوير



إدارة المحتوى التعليمي بشركة

مستشار مادة العلوم

د. عزيزة رجب خليفة

إشراف عام

د. أكرم حسن محمد
مساعد الوزير لشئون المناهج التعليمية
والمشرف على الإدارة المركزية لتطوير المناهج

غير مصرح بتداول هذا الكتاب خارج وزارة التربية والتعليم والتعليم الفني

المقدمة

فى إطار تطوير التعليم لمواكبة المتغيرات العالمية والمحلية واستكمالاً للجهود الحثيثة التى تقوم بها وزارة التربية والتعليم للارتقاء بمستوى محتويات المناهج الدراسية وربطها بالمجتمع والبيئة فقد كلف معالى وزير التربية والتعليم بإعادة تقييم ومراجعة المحتوى العلمى لمادة الكيمياء للصف الثانى الثانوى.

ولقد قامت اللجنة المكلفة بإجراء التعديلات والإضافات اللازمة التى أدت إلى:

- (1) التخلص من التكرار والحشو غير المبرر واستبعاد الأجزاء التى سبق للطلاب دراستها، وإعادة صياغة بعض أجزاء الكتاب بطريقة منطقية متسلسلة ومنظمة.
- (2) إضافة بعض المفاهيم والتطبيقات لمواكبة الاتجاهات العلمية الحديثة.
- (3) ربط موضوعات الدراسة بالحياة اليومية وتأثيراتها البيئية وتطبيقاتها الصناعية.
- (4) الاهتمام بالمعالجات الرياضية فى فهم بعض الموضوعات بهدف تقوية الجوانب الفكرية.
- (5) إعداد بعض الأشكال التوضيحية وتوظيفها لخدمة المفاهيم العلمية.
- (6) تحديد الأهداف المرجوة من دراسة كل باب من أبواب الكتاب وضعت فى مقدمته لتعطى مؤشراً للطلاب والمعلم على مدى ما حققه.
- (7) تنوع التقييم ليتضمن قياس المستويات المختلفة للتعليم.

والكتاب فى صورته الحالية يحتوى على ثلاثة أبواب متكامل وتترابط فيما بينها وتعكس تناغماً مع محتويات كتب الكيمياء فى المناهج العالمية وتشمل على تطبيقات صناعية وبيئية مفيدة. وتتضمن اهتماماً واضحاً بتنمية قدرات الفهم والتحليل والابتكار وتمشى مع المعايير القومية التى وضعتها الوزارة لتطوير منهج الكيمياء.

نتمنى أن يكون هذا الكتاب فى صورته الجديدة مصدراً مفيداً للعلم والمعرفة فى مجال الكيمياء وأن يحقق الغاية المرجوة وأن يكون خير معين لطلابنا الذين نتمنى لهم النجاح والتوفيق.

لجنة التطوير

محتويات الكتاب

الفصل الدراسي الثاني

الباب الأول



الروابط والأشكال الفراغية للجزيئات 4

الباب الثاني



العناصر الممثلة في بعض المجموعات
المنتظمة في الجدول الدوري 30

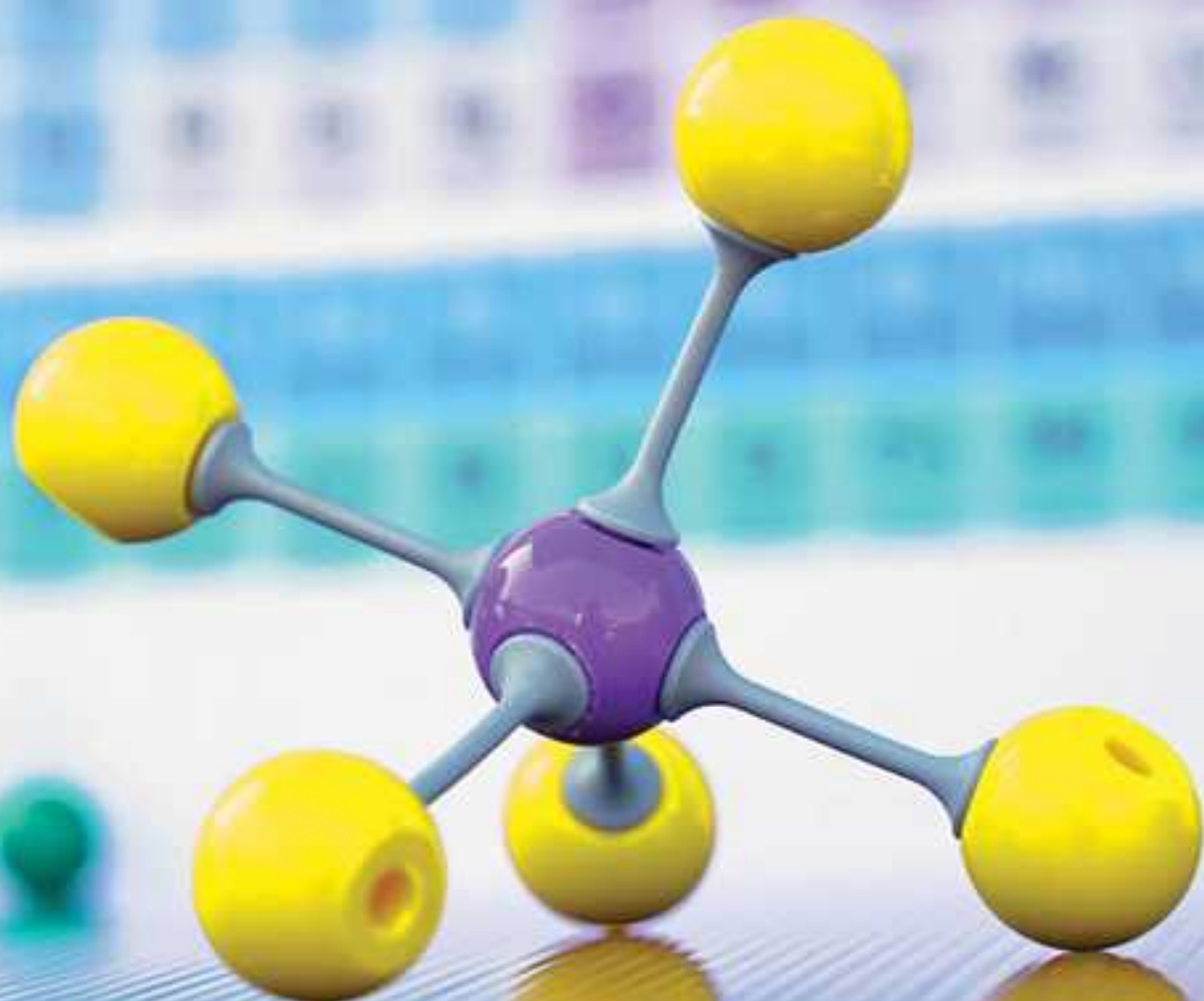
الباب الثالث



الكيمياء النووية 60

الباب الأول

الروابط والأشكال الفراغية للجزيئات



الأهداف

فى نهاية دراسة الطالب لباب الروابط والأشكال الفراغية للجزيئات ينبغى أن يكون قادراً على أن:

- 1- يشرح سبب تكوين معظم الذرات لروابط كيميائية.
- 2- يصف كل من الروابط الأيونية والروابط التساهمية.
- 3- يحدد نوع الرابطة بناءً على الفرق فى السالبية الكهربية.
- 4- يتعرف تطبيقات على العلوم والتكنولوجيا والمجتمع.
- 5- يشرح النظرية الإلكترونية للتكافؤ (نظرية الثمانيات).
- 6- يحدد عيوب نظرية الثمانيات.
- 7- يفسر سبب تكوين الرابطة التساهمية فى كل من جزيء الهيدروجين وجزيء فلوريد الهيدروجين على أساس نظرية رابطة التكافؤ.
- 8- يتعرف مفهوم التهجين وكيفية حدوثه.
- 9- يشرح عملية ارتباط ذرات الهيدروجين بذرة الكربون لتكوين جزيء الميثان.
- 10- يقارن بين الرابطة سيجما والرابطة باى.
- 11- يحدد نوع التهجين فى كل من الميثان والإيثيلين والأسيتيلين.
- 12- يحدد أشكال الجزيئات فى ضوء نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ.
- 13- يحدد الذرة المانحة والذرة المستقبلة عند تكوين رابطة تناسقية.
- 14- يعرف الرابطة الهيدروجينية.
- 15- يفسر سبب ارتفاع درجة غليان الماء.
- 16- يستنتج خواص الفلز من صلابة ودرجة انصهار عالية من عدد إلكترونات التكافؤ الحرة فى ذرته.

- سبق لك دراسة التركيب الدقيق للذرة، وعلمت أن أكثر ذرات العناصر استقرارًا هي ذرات الغازات النبيلة، مثل: الهيليوم والنيون والأرجون ... إلخ، لاستقرار تركيبها الإلكتروني، كما يتضح من الجدول (1):

جدول (1)

الغاز النبيل	التركيب الإلكتروني
${}^2\text{He}$	$1s^2$
${}^{10}\text{Ne}$	$[\text{He}] , 2s^2 , 2p^6$
${}^{18}\text{Ar}$	$[\text{Ne}] , 3s^2 , 3p^6$
${}^{36}\text{Kr}$	$[\text{Ar}] , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6$
${}^{54}\text{Xe}$	$[\text{Kr}] , 5s^2 , 4d^{10} , 5p^6$
${}^{86}\text{Rn}$	$[\text{Xe}] , 6s^2 , 4f^{14} , 5d^{10} , 6p^6$

في ضوء ما سبق يتضح إنه يلزم لاستقرار باقي العناصر، اكتمال مستوى طاقتها الخارجى بالإلكترونات، عن طريق فقد أو اكتساب أو المشاركة بالإلكترونات فى التفاعلات الكيميائية ليصبح تركيبها الإلكتروني مشابهًا للتركيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل لها فى العدد الذرى.

تمثيل لويس النقطى للإلكترونات التكافؤ

تلعب إلكترونات التكافؤ دورًا مهمًا فى طبيعة الروابط التى تكونها الذرات، وقد وضع العالم لويس طريقة مبسطة استخدم فيها النقاط فى تمثيل (إلكترونات التكافؤ).

كما هو موضح بالجدول (2):

جدول (2)

المجموعة	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	0
الدورة الثالثة	${}^{11}\text{Na}$	${}^{12}\text{Mg}$	${}^{13}\text{Al}$	${}^{14}\text{Si}$	${}^{15}\text{P}$	${}^{16}\text{S}$	${}^{17}\text{Cl}$	${}^{18}\text{Ar}$
التركيب الإلكتروني	$[\text{Ne}] , 3s^1$	$[\text{Ne}] , 3s^2$	$[\text{Ne}] , 3s^2 , 3p^1$	$[\text{Ne}] , 3s^2 , 3p^2$	$[\text{Ne}] , 3s^2 , 3p^3$	$[\text{Ne}] , 3s^2 , 3p^4$	$[\text{Ne}] , 3s^2 , 3p^5$	$[\text{Ne}] , 3s^2 , 3p^6$
نموذج لويس النقطى	Na	$\cdot\text{Mg}\cdot$	$\cdot\text{Al}\cdot$	$\cdot\text{Si}\cdot$	$\cdot\text{P}\cdot$	$\cdot\text{S}\cdot$	$\cdot\text{Cl}\cdot$	$\cdot\text{Ar}\cdot$

وقد أطلق لويس على زوج الإلكترونات الموجود فى أحد أوربيتالات المستوى الخارجى، والذي لم يشارك فى تكوين الروابط مصطلح **زوج حر** Lone pair وعلى زوج الإلكترونات المسئول عن تكوين الرابطة مصطلح **زوج الارتباط** Bond pair.

وفي ضوء معلوماتنا عن تركيب الذرة سوف نقوم بدراسة نوعان من الروابط، هما:
أولاً: الروابط الكيميائية.

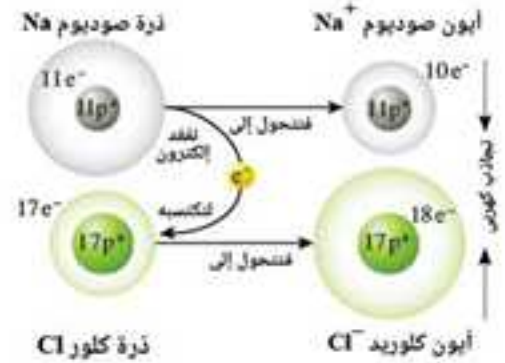
أولاً الروابط الكيميائية

يتوقف نوع الرابطة الكيميائية وقوتها على التركيب الإلكتروني للذرات المكونة لها.
وسوف نتناول بالدراسة ثلاثة أنواع من الروابط الكيميائية، هي:

- 1) الرابطة الأيونية.
- 2) الرابطة التساهمية.
- 3) الرابطة التناسقية.

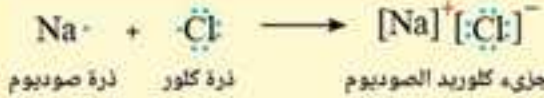
1 الرابطة الأيونية

- **الرابطة الأيونية** عبارة عن تجاذب كهربي بين أيون موجب الشحنة (كاتيون) وأيون سالب الشحنة (أنيون).
كما يتضح من الارتباط الأيوني في جزيء **كلوريد الصوديوم** (شكلي 2،1).



شكل (1)

الترابط الأيوني بطريقة لويس النقطية



شكل (2)

الترابط الأيوني بطريقة لويس النقطية

- يلعب الفرق في السالبية الكهربية بين العناصر المرتبطة دورًا أساسيًا في تحديد نسبة الصفة الأيونية في مركباتها، وعندما تكون نسبة الصفة الأيونية في المركب **أكبر من 50 %**، يُوصف بأنه **مركب أيوني**، وقد ثبت بالتجربة العملية أنه كلما زاد الفرق في السالبية الكهربية بين العنصرين المرتبطين عن (1.7) تزداد الصفة الأيونية في المركب الناتج (شكل 3).



شكل (3)

- فالصفة الأيونية في المركب KCl أقوى مما في المركب LiCl ، لأن الفرق في السالبية الكهربية بين البوتاسيوم والكلور (2.2) أكبر مما بين الليثيوم والكلور (2).
وتكون الروابط الأيونية قوية عند ارتباط أيًا من فلزات المجموعتين (1A) ، (2A) مع أيًا من لافلزات المجموعتين (6A) ، (7A).

خواص المركبات الأيونية



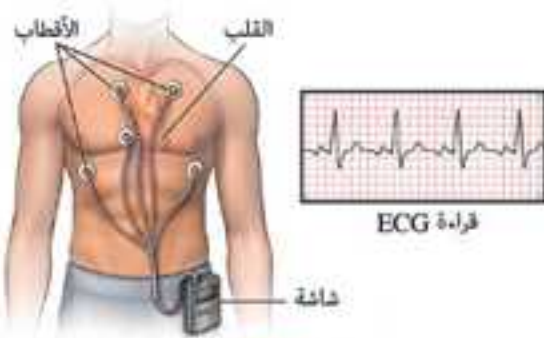
شكل (4)
الشبكة البلورية
في كلوريد الصوديوم

يؤثر الفرق في السالبية الكهربية للعناصر المكونة للرابطة الأيونية على الخواص الأيونية لمركباتها، كما يؤثر ترتيب الأيونات في الشبكة البلورية للمركبات الأيونية (شكل 4) في خواصها التالية:

- ① مواد صلبة معظمها قابل للذوبان في المذيبات القطبية كالماء، مكونة محاليل مائية، ولا تذوب في المذيبات العضوية (اللاقطبية) كالبنزين.
- ② توصل التيار الكهربى عندما تكون في صورة مصهور أو محلول مائى لسهولة حركة الأيونات الحرة أو المماهة، ولا توصل التيار الكهربى عندما تكون في الصورة الصلبة، لصعوبة حركة الأيونات داخل الشبكة البلورية، بسبب قوى التجاذب الكبيرة بين الأيونات مختلفة الشحنة.
- ③ ارتفاع درجتى انصهارها وغليانها، للتغلب على قوى التجاذب بين الكاتيونات والانيونات فى الشبكة البلورية.
- ④ معظم تفاعلاتها تتم بشكل لحظى.

العلوم والتكنولوجيا والمجتمع (STS)

العلاقة بين الأيونات وسلامة القلب:



شكل (5)
جهاز ECG «رأس القلب»

تنشأ عن حركة أيونات الصوديوم Na^+ ، البوتاسيوم K^+ ، والكالسيوم Ca^{2+} خلال أغشية القلب تيارات **أيونية** تتحول إلى تيارات **إلكترونية** قابلة للقياس فى جهاز **أقطاب تخطيط كهربية القلب ECG** (شكل 5) ويؤدى اختلال تركيز هذه الأيونات فى خلايا الجسم إلى تغيير الإشارات الكهربية التى تنتجها عضلة القلب. وتساعد نتائج هذا الاختبار على تشخيص النوبات القلبية واضطراب نبض القلب.

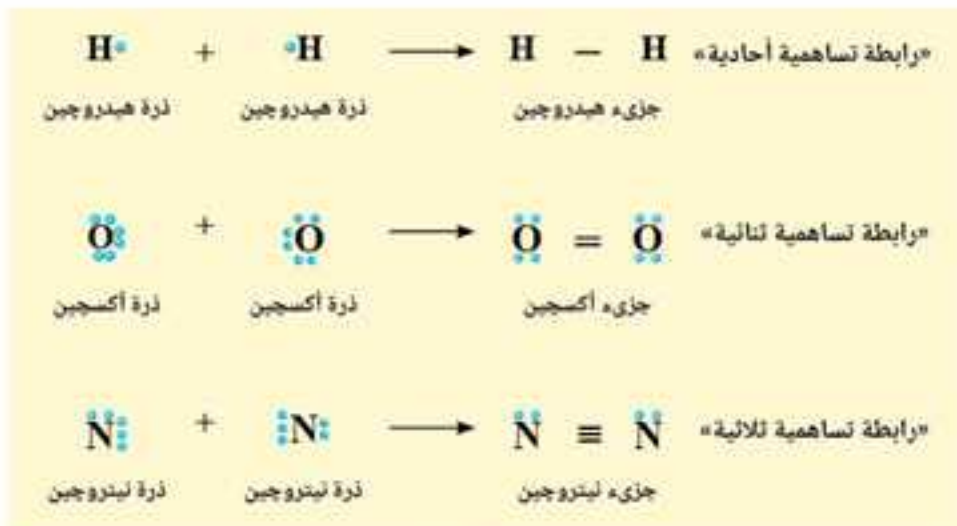
2 الرابطة التساهمية

تتكون **الرابطة التساهمية** بين ذرتين متماثلتين أو مختلفتين يكون الفرق في السالبية الكهربائية بينهما **أقل من 1.7** غالبًا وتنشأ الرابطة التساهمية عن طريق **المشاركة بالإلكترونات** بين الذرات المرتبطة، ويؤدي اختلاف السالبية الكهربائية للذرتين المرتبطتين برابطة تساهمية إلى وجود نسبة ما من **الصفة الأيونية** في المركب التساهمي وتُصنف الرابطة التساهمية إلى:

- رابطة تساهمية نقية.
- رابطة تساهمية غير قطبية.
- رابطة تساهمية قطبية.

1 الرابطة التساهمية النقية:

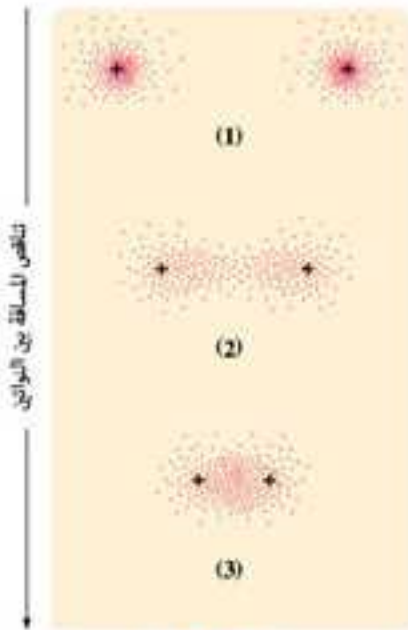
تتكون الرابطة التساهمية **النقية** بين ذرتين لهما نفس السالبية الكهربائية، لذا فإنها تتكون غالبًا بين ذرتين متماثلتين لعنصر واحد لافلزي، كما يتضح من الأمثلة الموضحة بالشكل (6)



شكل (6)

تكوين الرابطة التساهمية النقية

تفسير تكوين الرابطة في جزيء الهيدروجين H_2



(شكل 7)

تكوين الرابطة في جزيء H_2

① يحدث تجاذب بين إلكترونى وبروتونى الذرتين يؤدي إلى تقاربهما.

② تغير المسافة بين الذرتين نتيجة تجاذبهما يؤدي إلى تغير شكل الكثافة الإلكترونية بينهما، وتزداد الكثافة الإلكترونية بنقص المسافة بينهما.

③ تصبح الكثافة الإلكترونية أكبر ما يمكن عندما تكون الذرتان على مسافة معينة تكون عندها طاقة وضع الجزيء **أقل ما يمكن**، وتكون طاقة جزيء H_2 **أقل من** مجموع طاقتي ذرتي H غير المرتبطتين (شكل 7).

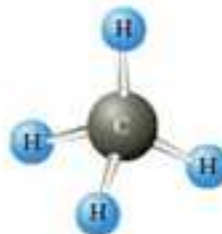
ب الرابطة التساهمية غير القطبية:

تتكون الرابطة التساهمية **غير القطبية** بين ذرتين مختلفتين لعنصرين لافلزوين الفرق في السالبية الكهربية بينهما **لا يزيد عن 0.4** كما يتضح من المثالين الموضحين بالشكل (8)

Si	—	P		C	—	H
1.8		2.1	السالبية الكهربية	2.5		2.1
		0.3	فرق السالبية الكهربية			0.4

(شكل 8)

وتوصف **الهيدروكربونات** (مركبات الكربون والهيدروجين فقط) مثل الميثان CH_4 (شكل 9) بأنها مركبات **غير قطبية**.

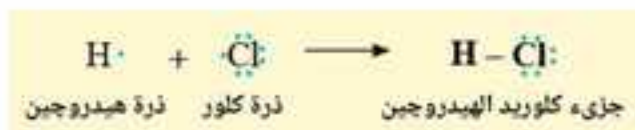


(شكل 9)

جزيء الميثان غير قطبي

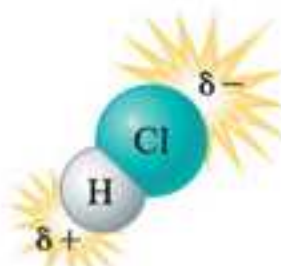
ج. الرابطة التساهمية القطبية:

تتكون الرابطة التساهمية **القطبية** بين ذرتين مختلفتين لعنصرين قد يكون كلاهما من اللافلزات أو قد يكون أحدهما فلز والآخر لافلز ويكون الفرق في السالبية الكهربية بينهما **أكبر من 0.4 وأقل من 1.7** مثل الرابطة المتكونة في جزيء كلوريد الهيدروجين بين ذرة كلور وذرة هيدروجين (شكل 10).



شكل (10)

تكوين الرابطة التساهمية القطبية في جزيء كلوريد الهيدروجين



شكل (11)

جزيء HCl قطبي

ونظرًا لارتفاع السالبية الكهربية للكلور (3) عن السالبية الكهربية للهيدروجين (2.1) تُزاح إلكترونات الرابطة المتكونة بينهما تجاه الكلور (أي تقضى وقتًا أطول حول ذرة الكلور) فتتكون شحنة جزئية سالبة (δ^-) على ذرة الكلور وشحنة جزئية موجبة (δ^+) على ذرة الهيدروجين (شكل 11) ولهذا تتجاذب الجزيئات القطبية مع المجالات الكهربية وتزداد **قطبية** الجزيئات بزيادة الفرق في السالبية الكهربية بين عناصرها.

وتتضح الرابطة التساهمية القطبية في العديد من الجزيئات، مثل:

هاليدات الهيدروجين HX والماء H_2O والنشادر NH_3 وكلوريد الألومنيوم AlCl_3 ورابع كلوريد التيتانيوم TiCl_4 وبعض الجزيئات تكون **غير قطبية** رغم تضمنها روابط قطبية، لأن شكلها الفراغي يؤدي إلى تلاشى التأثير القطبي لهذه الروابط (أي أن محصلة العزم القطبي تساوي zero).

ويتضح ذلك في الشكل الخطي لجزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 والشكل المثلث المستوي لجزيء BF_3

خواص المركبات التساهمية

- 1) يذوب معظمها في المذيبات العضوية، مثل: البنزين ورابع كلوريد الكربون، ولا يذوب معظمها في المذيبات القطبية.
- 2) مواد صلبة أو سائلة أو غازية، لا توصل التيار الكهربى، لأنها تكون في صورة غير متأينة، إلا أن بعض محاليلها المائية توصل التيار الكهربى، مثل: $HCl_{(aq)}$
- 3) انخفاض درجتي انصهارها وغليانها غالبًا، لضعف قوى التجاذب بين جزيئاتها.
- 4) معظم تفاعلاتها الكيميائية بطيئة نسبيًا.

العلوم والتكنولوجيا والمجتمع (STS)

الأدوية التساهمية:



شكل (12)

الارتباط التساهمى بين الحمض النووى
لفيروس والدواء التساهمى

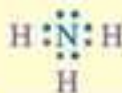
- هي نوع من الأدوية مصممة للارتباط بروابط **تساهمية** دائمة مع الحمض النووى أو بروتين الفيروس المسبب للمرض، مما يثبط عمله (شكل 12).
- ويُعد جهاز **مطياف الكتلة** وسيلة هامة تستخدم في تطوير الأدوية التساهمية المستخدمة في علاج الأمراض الفيروسية مثل كوفيد-19 حيث أنه يُقدر الكتلة الجزيئية للدواء التساهمى قبل وبعد ارتباطه ببروتين الفيروس لتحديد الجزء النشط من الدواء والذرة التى يرتبط بها فى بروتين الفيروس.
- كما أنه يستخدم فى التحقق من احتمالية ارتباط الدواء تساهميًا مع بروتينات أخرى بالجسم غير مستهدفة، وهو ما يقلل من المخاطر المحتملة عند استعمال الدواء وكذلك تصميم أدوية آمنة على الصحة.

نظريات تفسير الرابطة التساهمية

- هناك أكثر من نظرية وضعت لتفسير الرابطة التساهمية حسب تغير مفهومنا لخواص الإلكترون، وسنعرض بإيجاز بعض النظريات التى وضعت لتفسير الرابطة التساهمية.

1 النظرية الإلكترونية للتكافؤ (نظرية الثمانيات)

- تُعرف **نظرية الثمانيات** أيضًا بالنظرية الإلكترونية للتكافؤ، أو نظرية **كوسل - لويس** وتنص على أن جميع ذرات العناصر - بخلاف الهيدروجين والليثيوم والبريليوم - تميل إلى الوصول إلى التركيب الثماني المستقر لمستوى الطاقة الخارجي (أشكال 13-15).



شكل (15)
جزء النشادر NH_3



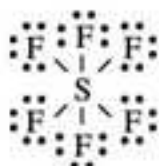
شكل (14)
جزء الماء H_2O



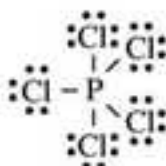
شكل (13)
جزء الكلور Cl_2

عيوب النظرية الإلكترونية للتكافؤ

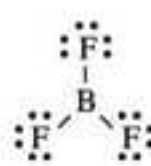
- لا تنطبق على كثير من الجزيئات للتفسير على أساس قاعدة الثمانيات، مثل:
 - جزء ثالث فلوريد البورون BF_3 الذي تحاط فيه ذرة البورون بستة إلكترونات فقط (شكل 16).
 - جزء خامس كلوريد الفوسفور PCl_5 الذي تحاط فيه ذرة الفوسفور بعشرة إلكترونات (شكل 17).
 - جزء سادس فلوريد الكبريت SF_6 الذي تحاط فيه ذرة الكبريت بإثني عشر إلكترون (شكل 18).



شكل (18)
جزء سادس فلوريد الكبريت



شكل (17)
جزء خامس كلوريد الفوسفور



شكل (16)
جزء ثالث فلوريد البورون

- لا تنطبق على الجزيئات التي يكون مجموع إلكترونات تكافؤ ذراتها **فردية**، مثل:

أكسيد الكلور



$$7 + (6 \times 2) = 19$$

أكسيد النيتريك



$$5 + 6 = 11$$

- اعتبار أن الرابطة التساهمية مجرد زوج من الإلكترونات المشاركة لم يعد كافيًا لتفسير الكثير من خواص الجزيئات، مثل الشكل الفراغي للجزء والزوايا بين الروابط فيه.

قواعد رسم أشكال لويس للجزيئات والأيونات ذات الذرة المركزية الواحدة:

يتم مراعاة الخطوات التالية:

1- تحديد إلكترونات تكافؤ كل عنصر في الجزيء أو المجموعة الذرية، ثم حساب مجموعها وليكن (A)، مع ملاحظة أنه في حالة المجموعات الذرية **السالبة يضاف** إلى المجموع عدد يمثل مقدار شحنتها، وفي حالة المجموعات الذرية **الموجبة يطرح** من المجموع عدد يمثل مقدار شحنتها.

2- حساب مجموع أعداد الإلكترونات اللازمة لتشبع غلاف تكافؤ كل ذرة (2 للهيدروجين، 8 لباقي العناصر)، وليكن (B).

3- حساب عدد الإلكترونات المشتركة في تكوين الروابط، وليكن (C)، من العلاقة: $C = B - A$

4- حساب عدد الروابط وليكن (D)، من العلاقة: $D = \frac{C}{2}$

5- حساب عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة (الحرّة) وليكن (E)،

من العلاقة: $E = \frac{A - C}{2}$

6- رسم الذرة المركزية التي تُشكل أكبر عدد من الروابط التساهمية مع الذرات الطرفية، ثم صل بينهم بالعدد (D) من الروابط التساهمية.

7- توزيع أزواج الإلكترونات الحرّة (E) على الذرات المختلفة، بحيث يُحاط كل منها بعدد ثمانية إلكترونات (والهيدروجين بعدد 2 إلكترون)، مع مراعاة إضافة مقدار ونوع الشحنة على **المجموعات الذرية**.

مثال (1)

$$\begin{array}{l} N = 7 \\ F = 9 \end{array}$$

ارسم شكل لويس لجزيء ثالث فلوريد النيتروجين NF_3

الحل

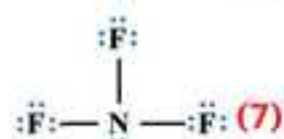
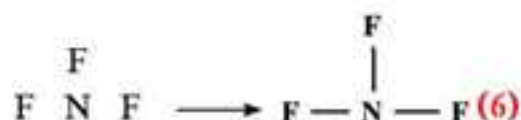
$$A = 5 + (7 \times 3) = 26 e^- \quad (1)$$

$$B = (1 \times 8) + (3 \times 8) = 32 e^- \quad (2)$$

$$C = 32 - 26 = 6 e^{-} \quad (3)$$

$$D = \frac{6}{2} = 3 \quad (4)$$

$$E = \frac{26 - 6}{2} = 10 e^{-} \quad (5)$$



$$\text{N} = 7$$

$$\text{O} = 8$$

مثال (2) ارسم شكل لويس لايون النيتريت NO_2^-

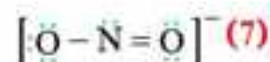
$$A = 5 + (6 \times 2) + 1 = 18 e^{-} \quad (1)$$

$$B = 8 + (8 \times 2) = 24 e^{-} \quad (2)$$

$$C = 24 - 18 = 6 e^{-} \quad (3)$$

$$D = \frac{6}{2} = 3 \quad (4)$$

$$E = \frac{18 - 6}{2} = 6 e^{-} \quad (5)$$

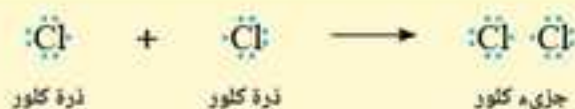


2 نظرية رابطة التكافؤ

- تنص نظرية رابطة التكافؤ على أن الرابطة التساهمية، تتكون عند تداخل أوربيتالين ذريين يحتوى كل منهما على إلكترون مفرد سواء كانت هذه الأوربيتالات الذرية نقية أو مهجنة أو كلاهما.

تطبيق (1): تكوين الرابطة في جزيء الكلور Cl_2

يتكون جزيء الكلور نتيجة لتداخل ذرتي الكلور بالإلكترونات المفرد في الأوربيتال $2p$ لكل منهما (شكل 19). وتتكون منطقة تداخل بين نواتي ذرتي الكلور، تزداد الكثافة الإلكترونية فيها ويخضع زوج الإلكترونات لجذب نواتي الذرتين في آن واحد، وتتوزع الكثافة الإلكترونية بشكل متماثل على طول المحور الواصل بين النواتين.

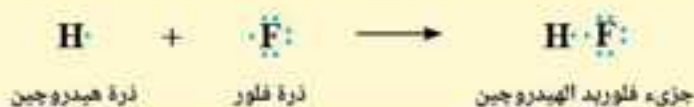


شكل (19)

تكوين جزيء الكلور حسب نظرية رابطة التكافؤ

تطبيق (2): تكوين الرابطة في جزيء فلوريد الهيدروجين HF

يتكون جزيء فلوريد الهيدروجين نتيجة تداخل أحد أوربيتالات المستوى الفرعي $2p$ الذي يحتوي على إلكترون مفرد من ذرة الفلور مع الأوربيتال $1s$ الذي به إلكترون مفرد لذرة الهيدروجين (شكل 20).



شكل (20)

تكوين جزيء فلوريد الهيدروجين حسب نظرية رابطة التكافؤ

الأوربيتالات المهجنة

عجزت نظرية رابطة التكافؤ بشكلها البسيط (مجرد تداخل الأوربيتالات فقط) في تفسير الترابط التساهمي في الكثير من الجزيئات، مثل: جزيء الميثان CH_4 وجزيء الإيثين C_2H_4 وجزيء الإيثاين C_2H_2 وجزيء الماء H_2O ، ولكنها فسرت تكوين الروابط في هذه الجزيئات وغيرها بحدوث تهجين (خلط) للأوربيتالات الذرية قبل اتحادها (مفهوم الأوربيتالات المهجنة).

التهجين

هو تداخل بين أوربيتالين مختلفين أو أكثر في نفس الذرة، ينتج عنه أوربيتالات جديدة، تُعرف **بالأوربيتالات المهجنة**.

ونلاحظ أن: التهجين يتم في الذرة المركزية للجزء بين أوربيتالات الذرة الواحدة القريبة من بعضها في الطاقة، مثل: $(2s)$ مع $(2p)$ أو $(3s)$ مع $(3p)$ لإنتاج عدد من الأوربيتالات المهجنة مساوٍ لعدد الأوربيتالات النقية التي دخلت في التهجين، وتكون طاقة الأوربيتالات المهجنة **متساوية**.
ويختلف شكل الأوربيتالات المهجنة عن الأوربيتالات النقية التي كونتها فتكون أكثر منها بروزًا إلى الخارج، لتكون قدرتها على التداخل أقوى من قدرة الأوربيتالات النقية.

أنواع التهجين

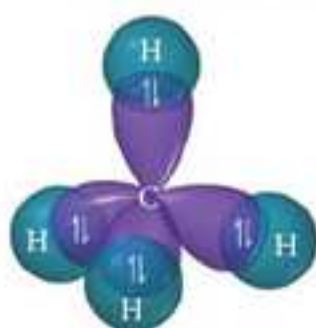
تتعدد أنواع التهجين الذري، وسوف يُكتفى بدراسة أنواعه الحادثة بين أوربيتال من المستوى الفرعي (ns) وأوربيتال أو أكثر من أوربيتالات المستوى الفرعي (np) .
وقد يتم التهجين بين أوربيتالات بها إلكترونات مفردة كما في ذرة كربون مركب الميثان، أو بين أوربيتالات بها زوج من الإلكترونات وأوربيتالات بها إلكترونات مفردة كما في ذرة نيتروجين مركب النشادر.
وسوف يتضح ذلك في تطبيق التهجين من النوع sp^3
ويتم تحديد نوع التهجين الحادث في الجزء من شكل لويس له ومن عدد مناطق الكثافة الإلكترونية حول الذرة المركزية فيه، والتي تمثل مجموع أزواج إلكترونات الارتباط والإلكترونات الحرة.

1 التهجين sp^3

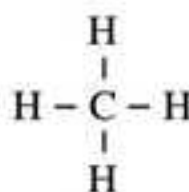
يتم فيه التهجين بين أوربيتال (ns) وثلاثة أوربيتالات (np) في نفس الذرة لتكوين **أربعة** أوربيتالات مهجنة من النوع (sp^3) .

تطبيق (1): التهجين في ذرة كربون جزئ الميثان CH_4

يوجد في جزئ الميثان CH_4 أربع روابط متماثلة في الطول والطاقة ويتم ذلك بإثارة إلكترون من المستوى الفرعي $2s$ إلى المستوى الفرعي $2p$ في ذرة الكربون، ثم حدوث عملية تهجين بين أوربيتال $2s$ به إلكترون مفرد مع ثلاثة أوربيتالات $2p$ بها إلكترونات مفردة لتكوين أربعة أوربيتالات مهجنة من النوع sp^3 (شكل 21 أ)، يرتبط كل منها مع ذرة هيدروجين عن طريق زوج من إلكترونات الارتباط، أي أن هناك أربع مناطق للكثافة الإلكترونية حول ذرة الكربون، لذا يُعد التهجين الحادث في ذرة كربون جزئ الميثان من النوع sp^3 (شكل 21 ب).

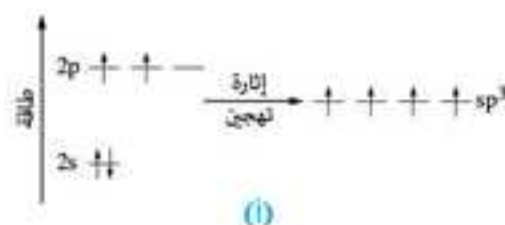


(ب)



شكل (21)

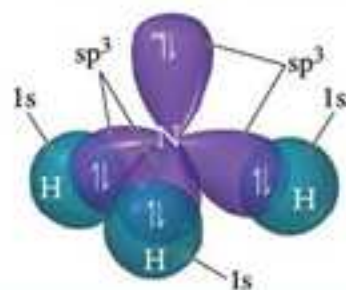
التهجين في ذرة كربون جزئ الميثان من النوع sp^3



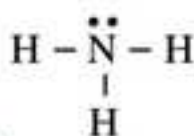
(i)

تطبيق (2): التهجين في ذرة نيتروجين جزئ النشادر NH_3

يوجد في جزئ النشادر NH_3 ثلاث روابط متماثلة ويتم ذلك بحدوث عملية تهجين بين أوربيتال $2s$ به زوج من الإلكترونات مع ثلاثة أوربيتالات $2p$ بكل منها إلكترون مفرد لتكوين أربعة أوربيتالات مهجنة من النوع sp^3 (شكل 22 أ)، يرتبط كل منها مع ذرة هيدروجين عن طريق زوج من إلكترونات الارتباط، مع بقاء زوج من الإلكترونات الحرة على ذرة النيتروجين، أي أن هناك أربع مناطق للكثافة الإلكترونية حول ذرة النيتروجين، لذا يُعد التهجين الحادث في ذرة نيتروجين جزئ النشادر من النوع sp^3 (شكل 22 ب).



(ب)



شكل (22)

التهجين في ذرة نيتروجين جزئ النشادر من النوع sp^3



(i)

• الرابطة سيجما (σ):

توصف الرابطة المتكونة من التداخل **بالرأس** بين أي أوربيتالين باسم **الرابطة سيجما (σ)** (شكل 23).



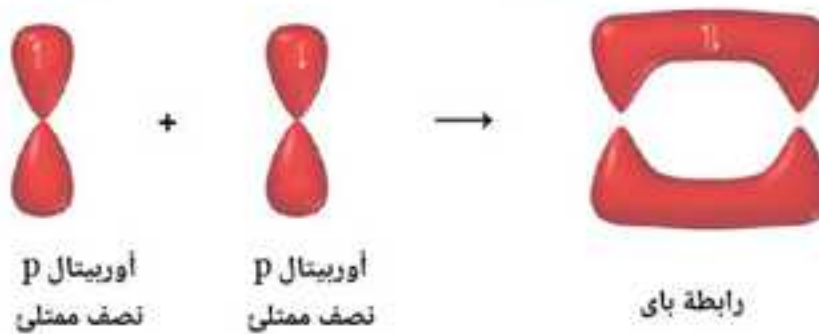
شكل (23)

تنشأ الرابطة سيجما من تداخل أوربيتالين بالرأس

وقد يحدث التداخل بين أوربيتالين ثقيين أو أوربيتال نقى وآخر مهجن (كما في جزيء CH_4 وجزيء NH_3) أو بين أوربيتالين مهجنين (كما سيرد في التهجين من النوع sp^2 أو sp). وتعد جميع الروابط التساهمية **الأحادية** من النوع **سيجما** وهي رابطة قوية صعبة الكسر.

• الرابطة باي (π):

توصف الرابطة المتكونة من التداخل **بالجنب** بين أي أوربيتالين ثقيين باسم **الرابطة باي (π)** (شكل 24).



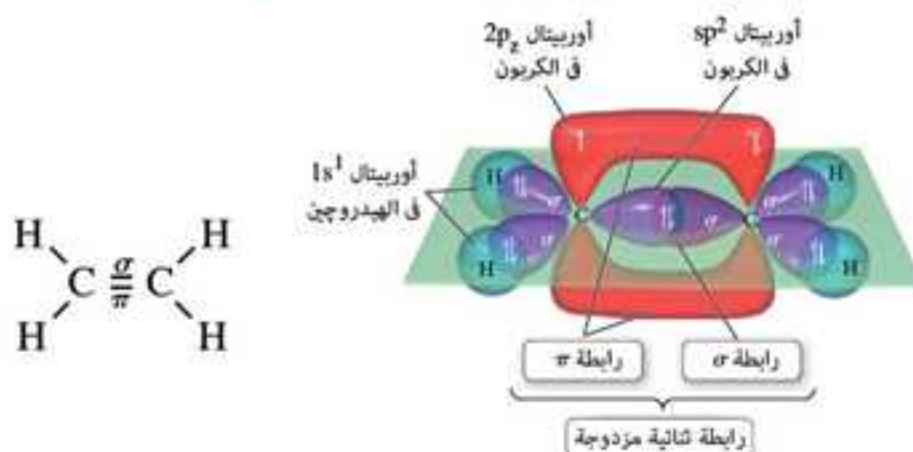
شكل (24)

تنشأ الرابطة باي من تداخل أوربيتالين بالجنب وتعد الرابطة باي ضعيفة سهلة الكسر

2 التهجين sp^2

يتم فيه التهجين بين أوربيتال (ns) مع أوربيتال (np_x) وأوربيتال (np_y) لتكوين **ثلاثة** أوربيتالات مهجنة من النوع (sp^2).

تطبيق: التهجين في ذرة كربون جزئ الإيثين C_2H_4



شكل (25)

التهجين في ذرة كربون جزئ الإيثين من النوع sp^2

يلاحظ في شكل (25) أن كل ذرة كربون في جزئ الإيثين تكون مُحاطة بثلاث مناطق للكثافة الإلكترونية، لذا يُعد التهجين الحادث من النوع sp^2 ويوجد بين ذرتي كربون جزئ الإيثين رابطته ثنائية (مزدوجة) وتتكون جميع الروابط الثنائية من رابطة سيجما صعبة الكسر ورابطة باي سهلة الكسر.

3 التهجين sp

يتم فيه التهجين بين أوربيتال (ns) مع أوربيتال (np_x) لتكوين أوربيتالين مهجنين من النوع sp

تطبيق: التهجين في ذرة كربون جزئ الإيثاين C_2H_2



شكل (26)

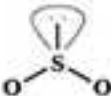
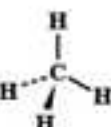
التهجين في ذرة كربون جزئ الإيثاين من النوع sp

يلاحظ في شكل (26) أن كل ذرة كربون في جزئ الإيثاين تكون مُحاطة بمنطقتين للكثافة الإلكترونية، لذا يُعد التهجين الحادث من النوع sp ويوجد بين ذرتي كربون جزئ الإيثاين رابطته ثلاثية. وتتكون جميع الروابط الثلاثية من رابطة سيجما ورابطتين باي.

نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR

يوضح الجدول (3) أشكال لبعض الجزيئات حسب نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ.

جدول (3)

أزواج الإلكترونات			ترتيب أزواج الإلكترونات	شكل الجزيء الفراغي	مناطق الكثافة الإلكترونية	أمثلة الجزيئات
المحصلة	المرتبطة	الحرّة				
2	2	0	خطي	خطي AX_2 	2	BeF_2 $F-Be-F$
3	3	0	مثلث مستوي	مثلث مستوي AX_3 	3	BF_3 
	2	1		زاوي AX_2E 		SO_2 
4	4	0	رباعي الأوجه	رباعي الأوجه AX_4 	4	CH_4 
	3	1		هرم ثلاثي القاعدة AX_3E 		NH_3 
	2	2		زاوي AX_2E_2 		H_2O 

A : يُمثل الذرة المركزية ●

X : يُمثل الذرات المرتبطة بالذرة المركزية ●

E : يُمثل أزواج الإلكترونات الحرّة.

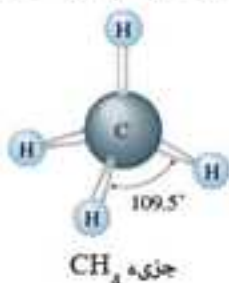
وتتحكم أزواج الإلكترونات الحرّة في تحديد قيم الزوايا بين الروابط في الجزيء، لأن زوج الإلكترونات الحرّة يكون مرتبطاً من جهة بنواة الذرة المركزية، ويكون منتشرًا فراغيًا من الجهة الأخرى.

أما زوج الارتباط فيكون مرتبطاً من جهتيه بنواتي الذرتين المرتبطتين.

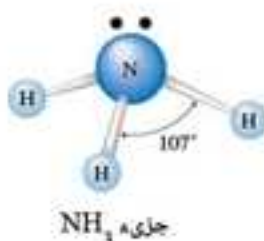
تؤدي الزيادة في عدد أزواج الإلكترونات الحرة في الذرة المركزية للجزء إلى زيادة قوى التنافر بينها، ويكون ذلك على حساب نقص مقدار الزوايا بين الروابط التساهمية في الجزء (أشكال 27 - 29). وبشكل عام يكون التنافر بين:

(زوج حر، زوج حر) < (زوج حر، زوج ارتباط) < (زوج ارتباط، زوج ارتباط)

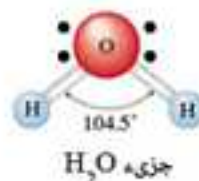
كيف يمكنك تفسير التدرج في قيم الزوايا بين الروابط التساهمية في الماء والأمونيا والميثان في ضوء ما سبق؟



شكل (29)



شكل (28)



شكل (27)

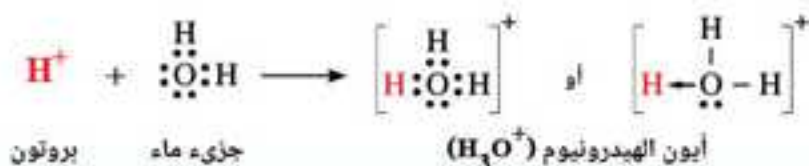
تتحكم أزواج الإلكترونات الحرة في تحديد قيم الزوايا بين الروابط في الجزيئات التساهمية

3 الرابطة التناسقية

تعتبر الرابطة التناسقية نوعًا خاصًا من الرابطة التساهمية، ولا يختلف زوج الإلكترونات المكون لأي من الرابطتين إلا من حيث المنشأ. فبينما يتكون زوج الإلكترونات المكون للرابطة التساهمية من مساهمة كل ذرة من الذرتين المرتبطتين بالإلكترون واحد. نجد أن زوج الإلكترونات المكون للرابطة التناسقية هو زوج من الإلكترونات الحرة Lone Pair أي يشغل أوريبتالًا واحدًا موجودًا في إحدى الذرتين وتُسمى **الذرة المانحة** ويمنح هذا الزوج الإلكتروني الحر إلى ذرة أخرى بها أوريبتال فارغ أي يلزمها هذا الزوج الإلكتروني لتصل إلى التركيب الإلكتروني الثابت وتُسمى هذه الذرة **بالذرة المستقبلة**.

تطبيق (1): أيون الهيدرونيوم (H_3O^+)

يتكون أيون الهيدرونيوم H_3O^+ عند إذابة الأحماض في الماء، حيث يرتبط أيون الهيدروجين الموجب (بروتون) مع جزء الماء المتعادل برابطة تناسقية يُشار إليها بسهم لتميزها عن الروابط التساهمية في الجزء (شكل 30).

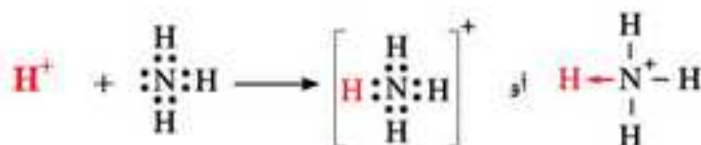


شكل (30)

الرابطة التناسقية في أيون الهيدرونيوم

تطبيق (2): أيون الأمونيوم (NH_4^+)

يتكون أيون الأمونيوم (NH_4^+) عند إذابة غاز النشادر في الماء، حيث يرتبط بروتون الماء مع جزيء النشادر المتعادل برابطة تناسقية (شكل 31).

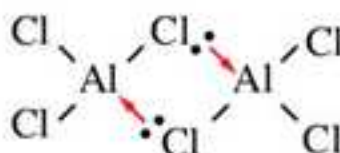


شكل (31)

الرابطة التناسقية في أيون الأمونيوم

تطبيق (3): كلوريد الألومنيوم السائل (Al_2Cl_6)

يتكون الجزيء من كلوريد الألومنيوم **السائل** (Al_2Cl_6) من ارتباط جزيئين من كلوريد الألومنيوم (AlCl_3) برابطتين تناسقيتين (شكل 32).



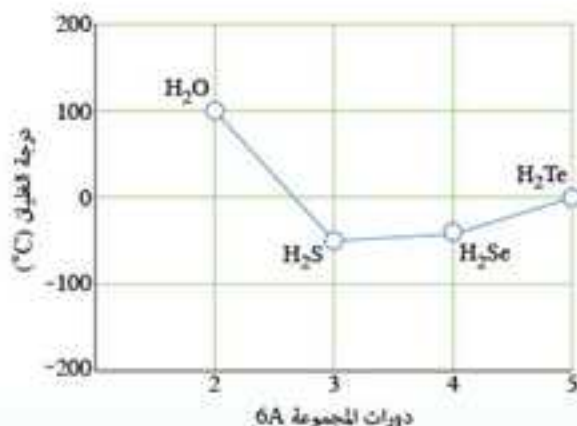
شكل (32)

الروابط التناسقية في كلوريد الألومنيوم السائل

ثانياً الروابط الفيزيائية

تؤثر الرابطة الهيدروجينية على الخواص الفيزيائية لبعض المركبات، وتؤثر الرابطة الفلزية على الخواص الفيزيائية للفلزات، لذا يُعد كلاهما من الروابط الفيزيائية.

1 الرابطة الهيدروجينية

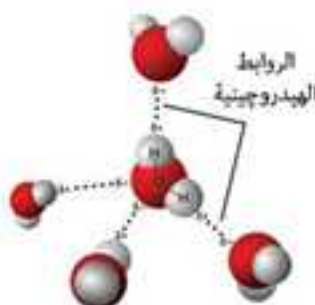


شكل (33)

يغلي الماء عند 100°C ، وتُعتبر هذه الدرجة مرتفعة جدًا بالنسبة لكتلته المولية (18 g/mol فقط). بالمقارنة بدرجة غليان مركب مثل غاز كبريتيد الهيدروجين كتلته المولية (34 g/mol) ويغلي عند -61°C (شكل 33) وكان من المفترض أن تكون درجة غليان الماء أقل من ذلك.

ويرجع شذوذ درجة غليان الماء إلى أن ذرة الأكسجين تتميز بارتفاع سالبيتها الكهربائية (3.5) مقارنةً بالسالبية الكهربائية لذرة الهيدروجين (2.1).

ونتيجة لهذا الفرق في السالبية الكهربائية يكون جزيء الماء قطبيًا، تحمل ذرة الأكسجين فيه شحنة سالبة جزئية، بينما تحمل كل من ذرتي الهيدروجين شحنة موجبة جزئية. ونتيجة لاختلاف الشحنة على ذرة الأكسجين وذرتي الهيدروجين في جزيء الماء تتجاذب الجزيئات مع بعضها عن طريق ما يُسمى بالرابطة الهيدروجينية أو القنطرة الهيدروجينية حسب التعبير الحديث. أي تصبح ذرة الهيدروجين كقنطرة أو جسر يصل بين ذرتي أكسجين لهما سالبية كهربائية عالية، فتقترب الجزيئات من بعضها البعض بدرجة يمكن معها اعتبار ذرة الهيدروجين كرابطة تربط الجزيئات معًا (شكل 34).



شكل (34)

الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء

وتنشأ الرابطة الهيدروجينية بين ذرة هيدروجين مرتبطة في رابطة قطبية [مثل (F-H) ، (O-H) ، (N-H)] مع زوج من الإلكترونات الحرة لذرة أخرى مرتبطة سالبيتها الكهربائية مرتفعة، مثل: (N ، O ، F). ويعزى ارتفاع درجة غليان الماء إلى أن الطاقة الحرارية تستغل في تكسير الروابط الهيدروجينية. ورغم التأثير الواضح للرابطة الهيدروجينية على الخواص إلا أن قوة هذه الرابطة أقل كثيرًا من قوة الروابط الكيميائية العادية.

ويوضح جدول (4) الفرق بين الرابطة التساهمية والرابطة الهيدروجينية في الماء السائل.

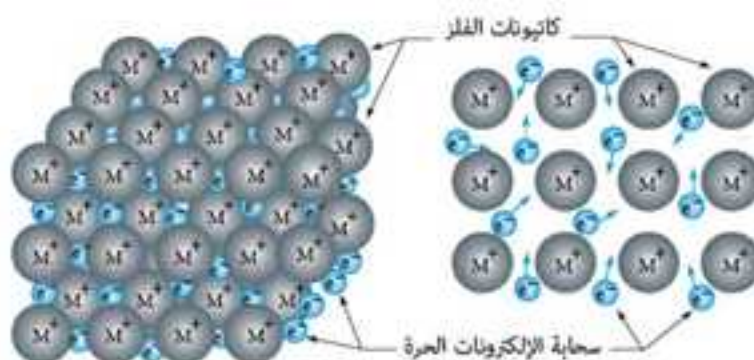
جدول (4)

قوة الرابطة	طول الرابطة	
460 kJ/mol	96 pm	الرابطة التساهمية
20 kJ/mol	180 pm	الرابطة الهيدروجينية

يلاحظ أن الرابطة الهيدروجينية أضعف كثيرًا وأكثر طولًا من الرابطة التساهمية، وتزداد قوة الرابطة الهيدروجينية عندما تقع الرابطة الهيدروجينية على استقامة واحدة مع الرابطة التساهمية القطبية، كما في حالتى جزيئات الماء H_2O وفلوريد الهيدروجين HF وعندما يزداد الفرق فى السالبية الكهربية بين الهيدروجين والذرة الأخرى المرتبط بها بالرابطة القطبية.

2 الرابطة الفلزية

لكل فلز شبكة بللورية لها شكل معين تتجمع فيها إلكترونات التكافؤ حرة الحركة على هيئة سحابة إلكترونية حول أيونات الفلز الموجبة (الكاتيونات) (شكل 35) فتقلل من قوى التنافر بينها فى الشبكة البللورية. ويعزى التوصيل الحرارى والكهربى فى الفلزات إلى إلكترونات التكافؤ الحرة.



شكل (35)

الرابطة الفلزية

ويلعب عدد إلكترونات التكافؤ فى ذرة الفلز دورًا مهمًا فى قوة الرابطة الفلزية. فكلما زاد عدد إلكترونات التكافؤ فى ذرة الفلز، كلما أصبحت الذرات فى البللورة أكثر تماسكًا، وبالتالي يصبح الفلز أكثر صلابة وتكون درجات انصهاره عالية.

وكذلك تزداد قوة الرابطة الفلزية بزيادة كثافة الشحنة على أيونات الفلز (شحنة الأيون / حجم الأيون). ويتضح ذلك عند مقارنة هذه الخواص لفلزات الصوديوم والمغنيسيوم والألمنيوم من عناصر الدورة الثالثة كما في جدول (5).

جدول (5)

الفلز	عدد إلكترونات المستوى الأخير	الصلادة على مقياس موس Mohs scale	خواصه	درجة الانصهار
صوديوم	1	0.5	لين يسهل قطعه بالسكين	98°C
مغنيسيوم	2	2.5 طرى	يمكن خدشه بظفر الإصبع	650°C
ألومنيوم	3	2.75 صلب	يمكن خدشه بالنحاس أو الفولاذ	660°C



تقييم الباب الأول

1 اختر الإجابة الصحيحة من بين الإجابات التالية:

(1) العناصر ${}_{11}C$ ، ${}_{10}B$ ، ${}_9A$ لها الأعداد الذرية الفبينة فهل

① يتحد B مع C ② يتحد A مع B

③ يتحد B مع نفسه. ④ يتحد C مع A

(2) عنصر عدده الذرى 9 وعندما ترتبط ذرتان منه، فإن الرابطة فى الجزئ الناتج تكون

① فلزية. ② تناسقية.

③ أيونية. ④ تساهمية.

(3) الرابطة فى جزئ كلوريد الهيدروجين رابطة تساهمية قطبية، لأن فرق السالبية الكهربية بينهما

① أقل من 0.4 ② أكبر من 1.7

③ أكبر من 0.4 وأقل من 1.7 ④ أكبر من 1.7 وأقل من 2

(4) يتفق نوع التهجين الحادث فى كل من

① NH_3 ، CH_4 ② C_2H_4 ، NH_3

③ C_2H_2 ، C_2H_4 ④ C_2H_2 ، CH_4

(5) طاقة وضع جزئ الأكسجين O_2

① تساوى مجموع طاقتى وضع ذرتيه. ② أقل من مجموع طاقتى وضع ذرتيه.

③ أكبر من مجموع طاقتى وضع ذرتيه. ④ تساوى طاقة وضع جزئ الهيدروجين H_2

(6) الرابطة بين فلز التيتانيوم ولافلز الكلور فى جزئ رابع كلوريد التيتانيوم

① تساهمية نقية. ② أيونية.

③ تساهمية قطبية. ④ تساهمية غير قطبية.

(7) تنطبق النظرية الإلكترونية للتكافؤ على مركب

① NO_2 ② P_2O_5

③ BH_3 ④ PCl_3

(8) ينشأ الأوربيتال المهجن sp^3 من تداخل

① أوربيتال s مع أوربيتالين p ② أوربيتالين s مع أوربيتالين p

③ أوربيتال s مع ثلاثة أوربيتالات p ④ أوربيتال s مع أوربيتال p

(9) أى المركبات التالية يذوب فى رابع كلوريد الكربون؟

- K_2CO_3 (ب) $MgCl_2$ (ا)
 $NaCl$ (د) C_2H_4 (ج)

(10) أى المركبات التالية تكون الصفة الأيونية فيه أكبر ما يمكن؟

- H_2O (ب) NH_3 (ا)
 H_2S (د) HF (ج)

(11) أى مما يلى يُوصل التيار الكهربى؟

- $HCl_{(g)}$ مذاب فى البنزين. (ب) $KCl_{(s)}$ (ا)
 $C_2H_{4(g)}$ مذاب فى رابع كلوريد الكربون. (د) $HCl_{(aq)}$ (ج)

(12) شحنة الأيونات التى ينشأ عنها تيارات أيونية تتحول إلى تيارات إلكترونية خلال جهاز ECG

الراسم للقلب

- (ا) +1 فقط. (ب) +2 فقط.
(ج) +1 و +2 (د) +2 و +3

(13) كل مما يأتى من خواص المركبات التساهمية. عدا

- (ا) معظمها يذوب فى المذيبات العضوية.
(ب) قوى التجاذب بين جزيئاتها ضعيفة.
(ج) معظم مصاهيرها أو محاليلها جيدة التوصيل الكهربى.
(د) معظم تفاعلاتها الكيميائية بطيئة.

(14) تحديد الجزء النشط من الدواء المستخدم فى الأمراض الفيروسية يتطلب

- (ا) تقدير الكتلة الجزيئية للدواء بعد ارتباطه ببروتين الفيروس فقط.
(ب) تقدير الكتلة الجزيئية للدواء قبل وبعد ارتباطه ببروتين الفيروس.
(ج) عدم تقدير الكتلة الجزيئية للدواء قبل ارتباطه ببروتين الفيروس فقط.
(د) عدم تقدير الكتلة الجزيئية للدواء قبل وبعد ارتباطه ببروتين الفيروس.

2 علل لما يأتى:

(1) درجة غليان H_2O أكبر كثيرًا من درجة غليان H_2S رغم أن الكتلة المولية للماء أقل من الكتلة المولية لكبريتيد الهيدروجين.

(2) أيون الفلوريد السالب وأيون الصوديوم الموجب لهما نفس العدد من الإلكترونات رغم اختلاف عدديهما الذرى.

(3) تكوين رابطة تناسقية فى أيون الأمونيوم.

- (4) جزيء CO_2 غير قطبي، بالرغم من أنه يتضمن رابطتين قطبيتين.
- (5) مقدار الزاوية بين الروابط في جزيء النشادر أقل مما في جزيء الميثان.
- (6) تُعد ذرة النيتروجين، الذرة المركزية في جزيء حمض النيتريك.
- (7) اختلاف عدد الكثافات الإلكترونية غير المرتبطة في الميثان عن النشادر.

3 أجب عما يلي:

- (1) ما نوع الرابطة الكيميائية في المركبات التالية:
 CaO ، HCl ، SO_2 ، NO ، KCl
- (2) رتب الروابط التالية حسب الزيادة في قطبيتها:
 P-Cl ، N-O ، H-H ، C-O ، H-Cl

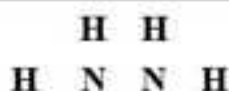
4 وضح بالرسم التخطيطي بطريقة لويس النقطية، طريقة الارتباط في كل من:

- NaCl (1)
- NH_3 (2)
- CN^- (3)

5 قارن بين كل زوجين مما يأتي، من حيث شكل الجزيء الفراغي وعدد أزواج الإلكترونات الحرة والمرتبطة:

- BeF_2 - CH_4 (1)
- SO_2 - BF_3 (2)

6 أعد رسم تركيب جزيء الهيدرازين N_2H_4 المقابل



موضحاً عليه التوزيع النقطي لأزواج الإلكترونات
 (الحرة والمرتبطة).

7 حدد الشكل الفراغي للجزيء الذي يحتوي على ذرتين مرتبطتين بالذرة المركزية، وزوج واحد حر مع كتابة الاختصار المعبر عنه.

8 استنتج عدد كل من الذرات المرتبطة بالذرة المركزية والأزواج الحرة وكذلك ترتيب أزواج الإلكترونات للجزيء الذي له الاختصار AX_2E

الباب الثانى

العناصر الممثلة
فى بعض المجموعات
المنتظمة فى الجدول الدورى



الأهداف

فى نهاية دراسة الطالب لباب العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة فى الجدول الدورى ينبغى أن يكون قادراً على أن:

- 1- يتعرف عناصر المجموعة الأولى (فلزات الألقاء) وتركيبها الإلكترونى.
- 2- يتعرف الخواص العامة لعناصر المجموعة الأولى.
- 3- يتعرف النشاط الكيميائى لفلزات الألقاء.
- 4- يستنتج طريقة استخلاص فلزات الألقاء من خاماتها.
- 5- يتعرف طريقة تحضير هيدروكسيد الصوديوم فى الصناعة.
- 6- يتعرف خواص هيدروكسيد الصوديوم.
- 7- يتعرف طريقة تحضير كربونات الصوديوم فى المعمل والصناعة.
- 8- يتعرف تطبيقات على العلوم والتكنولوجيا والمجتمع لعناصر المجموعة (1A).
- 9- يتعرف عناصر المجموعة الخامسة وتركيبها الإلكترونى.
- 10- يحدد أعداد التأكسد للنيتروجين فى مركبات مختلفة.
- 11- يتعرف طرق تحضير النيتروجين.
- 12- يتعرف خواص غاز النيتروجين الفيزيائية والكيميائية.
- 13- يتعرف طريقة تحضير غاز الأمونيا (النشادر) فى الصناعة والمعمل.
- 14- يجرى تجربة للكشف عن غاز الأمونيا (النشادر).
- 15- يقارن بين أنواع مختلفة من الأسمدة.
- 16- يتعرف طريقة تحضير حمض النيتريك فى المعمل.
- 17- يتعرف الخواص الكيميائية لحمض النيتريك.
- 18- يتعرف تطبيقات على العلوم والتكنولوجيا والمجتمع لعناصر المجموعة (5A).
- 19- يراعى قواعد الأمان والسلامة فى المعمل.
- 20- يقدر جهود العلماء فى خدمة وتقديم الإنسانية.

العناصر الممثلة في بعض المجموعات المنتظمة The representative elements of some regular groups

تعرفنا من دراستنا السابقة للجدول الدوري أن من أهم أهداف دراسته، تصنيف العناصر لتسهيل دراستها بشكل منظم، وسوف نتناول دراسة العناصر الممثلة في بعض المجموعات المنتظمة، والتي تعني أن عناصرها تُظهر تدرجاً منتظماً لا نجده في العناصر الانتقالية، وسنقدم في هذا الباب دراسة أكثر تفصيلاً لكيمياء هذه العناصر وتأثير الخواص التي سبق دراستها في الجدول الدوري مثل نصف القطر الذري وجهد التأين والسالبية الكهربية على الخواص الكيميائية والفيزيائية لهذه العناصر.

أولاً عناصر الفئة (s)

عناصر المجموعة الأولى (الأقلية) Alkali metals

تتضمن الفئة (s) من الجدول الدوري المجموعتين (1A)، (2A) وسوف يُكتفى منها بدراسة خواص عناصر المجموعة (1A) المعروفة **بفلزات الأقلية** (عدا الهيدروجين H) كما هو موضح بالجدول (1):

جدول (1) «الإيضاح فقط»

العنصر	مستوى الطاقة الخارجى	الكثافة (g/cm ³)	درجة الانصهار (°C)	نصف القطر الذرى (pm)	نصف القطر الأيونى (pm)	جهد التأين الأول (kJ/mol)
الليثيوم ³ Li	2s ¹	0.53	180	152	60	520
الصوديوم ¹¹ Na	3s ¹	0.97	98	186	95	495
البوتاسيوم ¹⁹ K	4s ¹	0.86	64	227	133	419
الروبيديوم ³⁷ Rb	5s ¹	1.53	39	247	148	409
السيوم ⁵⁵ Cs	6s ¹	1.87	29	265	169	376

وجود عناصر الأقلية في الطبيعة:

عنصرى الصوديوم والبوتاسيوم من العناصر المتوفرة في القشرة الأرضية، حيث يحتلان الترتيب السادس والسابع، من حيث انتشار العناصر في القشرة الأرضية.

وأهم خامات الصوديوم هو الهاليت Halite (الملح الصخري) (شكل 1) وهو معدن كلوريد الصوديوم NaCl وأهم خامات البوتاسيوم هو السيلفيت Sylvite (شكل 2) هو معدن ملح كلوريد البوتاسيوم KCl وكذلك الكارناليت Camallite (شكل 3) وهو معدن كلوريد البوتاسيوم والماغنسيوم المتهدرت $KCl.MgCl_2.6H_2O$



شكل (3)
الكارناليت



شكل (2)
السيلفيت



شكل (1)
الهاليت

• أما باقى فلزات المجموعة فإنه يصعب الحصول عليها لقلّة تركيزها فى خاماتها، وأرتفاع تكلفة استخلاصها من خاماتها. وعنصر الفرانسيوم عنصر مشع لم يكتشف إلا سنة 1946 كناتج لانهلال نواة عنصر الاكتينيوم، كما سيتضح فى الباب الثالث.

الخواص العامة لعناصر المجموعة الأولى (فلزات الألقاء)

(1) تتميز كل عناصر المجموعة بوجود إلكترون واحد مفرد فى مستوى الطاقة الأخير (ns^1), ويترتب على ذلك ما يلى:

- يقع كل عنصر من عناصر هذه المجموعة فى بداية دورة جديدة فى الجدول الدورى.
- عدد تأكسدها جميعاً (+1) وأيون كل عنصر منها له نفس التركيب الإلكتروني للغاز النبيل الذى يسبقه.
- ضعف قوة روابطها الفلزية، ولهذا فهي أكثر الفلزات ليونة وأقلها فى درجتى الانصهار والغليان.

(2) كبر الحجم الذرى لعناصر هذه المجموعة، وزيادته بزيادة العدد الذرى، مما يترتب عليه:

- صغر جهد تأينها (سهولة فقد إلكترون التكافؤ).
- كبر النشاط الكيميائى.
- عوامل مختزلة قوية.
- صغر ساليبتها الكهربائية بالمقارنة بسالبية العناصر الأخرى، لذا فإن معظم مركباتها تتميز بارتفاع نسبة الصفة الأيونية بها.
- صغر كثافتها.

٩) استخدامها فى الخلايا الكهروضوئية، كما فى حالة البوتاسيوم والسيزيوم، حيث أن تعرض هذه

المواد للضوء سيؤدى إلى تحرير إلكترونات من سطح الفلز وهو ما يُعرف **بالظاهرة الكهروضوئية**.

وتُستخدم **الخلايا الكهروضوئية** فى توليد الكهرباء وتشغيل بعض أنواع الآلات الحاسبة

والأبواب التى تفتح تلقائيًا عند الاقتراب منها.

(3) إثارة إلكترونات ذرات هذه العناصر إلى مستويات طاقة أعلى بالتسخين، ثم عودتها إلى مستويات

طاقاتها الأساسية، يجعلها تُطلق الطاقة الممتصة على هيئة ضوء ملون له تردد وطول موجى مميزين،

كما يتضح فى جدول (2):

جدول (2)

كشف اللهب				
				
شكل (4)	شكل (5)	شكل (6)	شكل (7)	شكل (8)
الليثيوم	الصوديوم	البوتاسيوم	الروبيديوم	السيزيوم
اللون المتكون	أصفر ذهبي	بنفسجى فاتح	أحمر بنفسجى	أزرق بنفسجى

ويُستخدم ذلك فى الكشف الجاف (كشف اللهب) عن هذه العناصر فى مركباتها بالطريقة التالية:

يُغمس سلك البلاتين فى حمض الهيدروكلوريك المركز لتنظيفه، ثم يُغمس بعد ذلك فى الملح المجهول

ويعرض للمنطقة غير المضيئة من لهب بنزن فيكتسب اللهب اللون المميز لكاتيون العنصر (أشكال 4 - 8).



(شكل 9)

يحفظ الصوديوم أسفل
الزيوت المعدنية

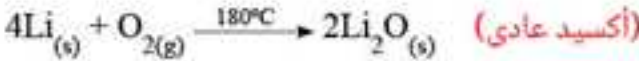
تصدأ فلزات هذه العناصر في الهواء بسهولة نظرًا لنشاطها الكيميائي، فتفقد بريقها الفلزي نتيجة تكوين أكاسيد لهذه الفلزات، لذا تُحفظ مغمورة في الهيدروكربونات السائلة مثل الزيوت المعدنية بعيدًا عن الهواء والرطوبة (شكل 9).

وفيما يلي نوضح بعض التفاعلات الكيميائية لهذه العناصر:

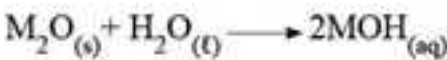
① التفاعل مع الأكسجين:

يختلف ناتج تفاعل احتراق فلزات الألقاء مع الأكسجين، تبعًا لأنصاف أقطار أيوناتها، كالتالي:

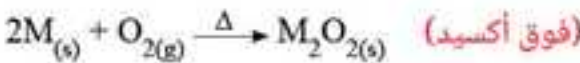
- يتفاعل فلز **الليثيوم** فقط بسبب صغر نصف قطره الأيوني (له أصغر نصف قطر أيوني لفلز) مع الأكسجين مكونًا **الأكسيد العادي** Li_2O الذي يكون عدد تأكسد الأكسجين فيه (-2).



ويصعب تحضير K_2O ، Na_2O بهذه الطريقة لأنهما سرعان ما يتأكسدا إلى K_2O_2 ، Na_2O_2 وتعتبر أكاسيد الألقاء العادية M_2O أكاسيد قاعدية تتفاعل مع الماء مكونة أقوى قلويات قوية، وتزداد الصفة القلوية لهيدروكسيدات المجموعة (1A) بزيادة العدد الذري للعنصر.



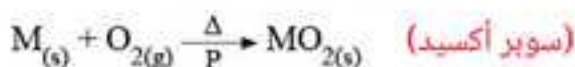
- تتفاعل فلزات الصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم مع الأكسجين النقي بالتسخين، مكونة مركبات **فوق أكسيد** M_2O_2 يكون عدد تأكسد الأكسجين فيها (-1) ويرجع ذلك إلى كبر أنصاف أقطار أيونات هذه الفلزات.



ويحتاج الصوديوم إلى درجة حرارة مرتفعة نسبيًا عند تفاعله مع الأكسجين.



• تتفاعل فلزات البوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم بالتسخين مع الأكسجين النقي تحت ضغط يزيد عن 1 atm مكونة مركبات **سوبر أكسيد** MO_2 يكون عدد تأكسد الأكسجين فيها $(-\frac{1}{2})$.

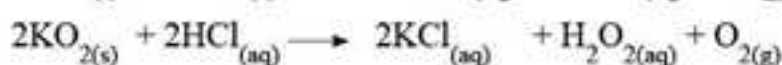
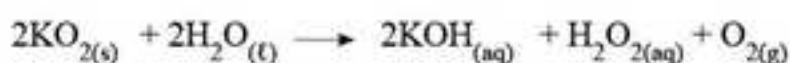


وتعتبر مركبات فوق الأكسيد والسوبر أكسيد عوامل مؤكسدة قوية، حيث:

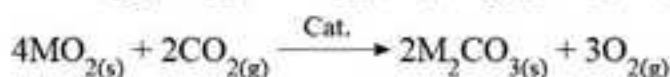
• تتفاعل مركبات فوق الأكسيد مع الماء والأحماض لتعطي فوق أكسيد الهيدروجين.



• تتفاعل مركبات سوبر الأكسيد مع الماء والأحماض لتعطي كل من فوق أكسيد الهيدروجين وأكسجين.

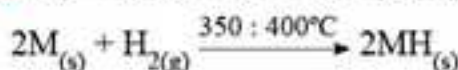


• تتفاعل مركبات سوبر أكسيد الألقاء مع ثاني أكسيد الكربون مكونة كربونات الفلز وأكسجين.



② التفاعل مع الهيدروجين:

تتفاعل فلزات الألقاء مع الهيدروجين مكونة مركبات أيونية تُسمى **الهيدريدات**.



حيث يفقد الفلز إلكترونًا متحولًا إلى أيون موجب M^+ (عدد تأكسده +1) وتكتسب ذرة الهيدروجين هذا الإلكترون متحوّلة إلى أيون سالب H^- يُعرف بأيون الهيدريد (عدد تأكسده -1).

وتُشبه الهيدريدات الأملاح، من حيث توصيلها للكهرباء وهي في الحالة المنصهرة وعند تحليل الهيدريدات كهربيًا يتصاعد غاز الهيدروجين عند الأنود ويتكون الفلز عند الكاثود.

والهيدريدات مواد مختزلة، تتحلل مائيًا مكونة هيدروكسيد الفلز مع تصاعد غاز الهيدروجين.



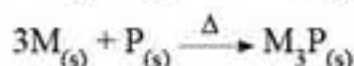
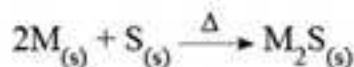
③ التفاعل مع الهالوجينات:

تتفاعل فلزات الألقاء M مع الهالوجينات X_2 بعنف، مكونة هاليدات أيونية شديدة الثبات، ويكون التفاعل مصحوبًا بانفجار، بسبب تكوّن رابطة أيونية قوية مصحوبة بانطلاق قدر كبير من الطاقة.

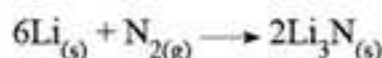


④ التفاعل مع اللافلزات الأخرى:

• تتحد الفلزات القلوية الساخنة مباشرةً مع الكبريت والفسفور.



• يتحد الليثيوم فقط مع النيتروجين (بسبب صغر نصف قطره الأيوني) في درجة حرارة الغرفة، مكوناً مركب نيتريد الليثيوم Li_3N الذي يتفاعل مع الماء مكوناً غاز النشادر.



⑤ التفاعل مع الماء:



شكل (10)

تفاعل البوتاسيوم مع الماء

تعتبر فلزات هذه المجموعة أنشط الفلزات المعروفة، وتحتل قمة متسلسلة النشاط الكيميائي، لذا فهي تحل محل هيدروجين الماء ويكون التفاعل مصحوباً بانطلاق كمية كبيرة من الطاقة، تؤدي إلى اشتعال الهيدروجين المتصاعد (شكل 10) ويزداد التفاعل عنفاً من الليثيوم إلى السيزيوم.



ولهذا السبب لا تطفأ حرائق الصوديوم بالماء.



⑥ التفاعل مع الأحماض:

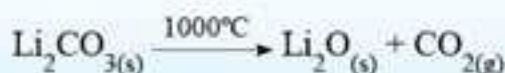
تحل هذه الفلزات محل هيدروجين الأحماض المخففة ويكون التفاعل أكثر عنفاً من تفاعلها مع الماء، لسهولة انفصال هيدروجين الحمض عن هيدروجين الماء.



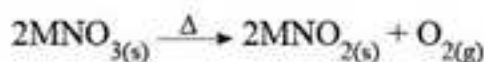
⑦ الانحلال الحراري لأملاحها الأكسجينية:

تمتاز الأملاح الأكسجينية للأقلية بأنها ثابتة حرارياً.

① لا تنحل جميع كربونات الأقلية بالحرارة، عدا كربونات الليثيوم التي تنحل عند $1000^\circ C$



ب) تنحل نترات الألكال بالحرارة انحلالاً جزئياً مكونة نيتريت الفلز والأكسجين، ماعدا نترات الليثيوم التي تختلف نواتج انحلالها حرارياً.



والانحلال الحرارى لملاح نترات البوتاسيوم (ملح البارود) يكون مصحوباً بانفجار شديد، لذا يُستخدم فى صناعة المتفجرات، بينما لا يصلح ملح نترات الصوديوم (ملح بارودشيلى) لهذه الصناعة، لأنه مادة ممتصة (تمتص بخار الماء من الهواء الجوى).

العلوم والتكنولوجيا والمجتمع (STS)

• أمكن الاستفادة من الخصائص الفيزيائية والكيميائية المميزة لفلزات الألكال فى مجالات التكنولوجيا المتعددة بما يحقق أهداف التنمية المستدامة.

1 الليثيوم:

• يستخدم 70% من إنتاج فلز الليثيوم فى صناعة **بطاريات أيون الليثيوم** المستخدمة فى الهواتف الذكية (شكل 11) والحواسيب المحمولة والسيارات الكهربائية (شكل 12).



شكل (13)
فالكون 9



شكل (12)
سيارة كهربائية



شكل (11)
بطارية هاتف ذكى

كما يستخدم فلز الليثيوم مع الألومنيوم فى صناعة **سبائك** تمتاز بانخفاض كثافتها، لذا تستخدم فى صناعة أنواع من المضارب وهياكل كل من الدراجات الرياضية والطائرات وخزانات وقود المركبات الفضائية مثل فالكون 9 (شكل 13).

2 الصوديوم :

• الخواص المميزة لفلز الصوديوم ووفرتة في القشرة الأرضية، تجعل له العديد من التطبيقات التكنولوجية، ومنها:

- يدخل في تركيب **مصابيح بخار الصوديوم** التي تنتج ضوء أصفر يتميز بكفاءة عالية ونفاذية جيدة للضباب، لذا يستخدم في إنارة الطرق (شكل 14).



شكل (15)
مفاعل الصوديوم

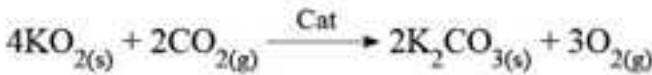


شكل (14)
استخدام مصابيح بخار الصوديوم
في إنارة الطرق والشوارع

- يستخدم في صورة سائلة كمادة مبردة بدلاً من الماء في نوع معين من أنواع المفاعلات النووية يُعرف بمفاعل الصوديوم **Natrium reactor** (شكل 15) نظراً لارتفاع درجة غليانه — مقارنةً بالماء — وكفاءته في نقل الحرارة.

3 البوتاسيوم :

• يستخدم أكثر من 90% من إنتاج فلز البوتاسيوم في إنتاج **السماذ الزراعي**، ويستفاد من تفاعل سوبر أكسيد البوتاسيوم مع ثاني أكسيد الكربون التالي:



شكل (16)
جهاز التنفس المغلق

في استبدال ثاني أكسيد الكربون بالأكسجين في أجهزة **التنفس المغلقة** (شكل 16) التي يستخدمها رجال الإطفاء وتُستخدم في الغواصات والفرجات الفضائية التي تُعيد تدوير هواء الزفير وذلك بإمرار هواء الزفير المحتوي على نسبة مرتفعة من ثاني أكسيد الكربون على مرشحات تحتوي على مركب سوبر أكسيد وعامل حفاز.

4 الروبيديوم :

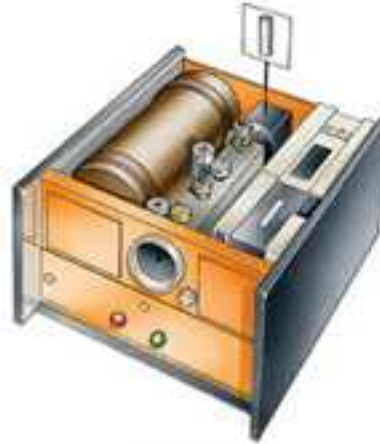
- رغم ندرة فلز الروبيديوم إلا أنه يستخدم في بعض التطبيقات التكنولوجية المتقدمة، كما في استخدام بعض مركباته مثل بروميد الروبيديوم $RbBr$ في صناعة أنواع من الزجاج ذات أسطح متينة، ومقاومة للخدش ولها خواص انكسارية مميزة، ويستخدم هذا النوع من الزجاج في صناعة بعض المكونات البصرية الدقيقة كأجهزة الرؤية الليلية (شكل 17).



شكل (17)
جهاز الرؤية الليلية

5 السيزيوم :

- تستخدم ذرات فلز السيزيوم في صناعة ساعات السيزيوم الذرية (شكل 18) التي تستخدم في قياس الزمن بدقة متناهية لا تتأثر بالحرارة أو الضغط وتضبط نفسها تلقائياً.

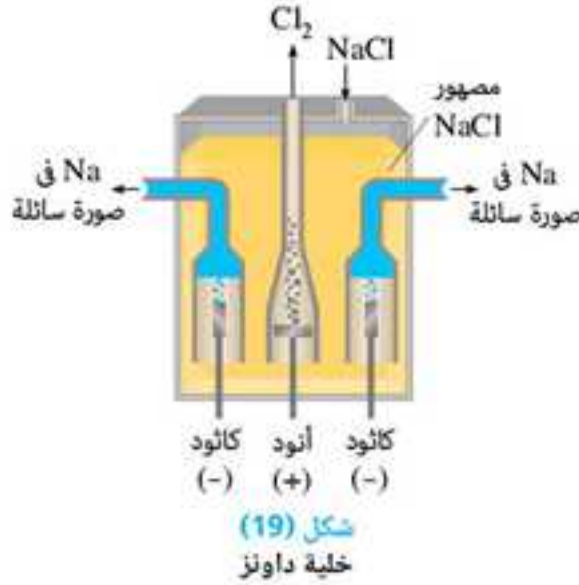


شكل (18)
ساعة السيزيوم الذرية

- ولهذا تحمل مستقبلات الأقمار الصناعية المعروفة بالاختصار GPS عدة ساعات سيزيوم ذرية، لأن أي خطأ بسيط في قياس الزمن يؤدي إلى خطأ هائل في تحديد الموقع.

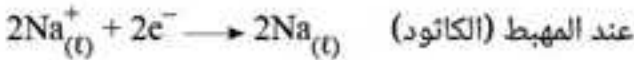
استخلاص فلزات الألقلاء من خاماتها

لا توجد **فلزات الألقلاء** في الطبيعة على حالة انفراد ولكنها توجد على هيئة مركبات أيونية. ولتحضير الفلز لابد من إرجاع الإلكترون المفقود إلى أيونه الموجب ويصعب إجراء عملية الاختزال هذه بالطرق الكيميائية العادية، لذا تتم بعملية **التحليل الكهربى** لمصهور هاليدات، مثل كلوريد الصوديوم NaCl في وجود بعض المواد الصهارة، مثل كلوريد الكالسيوم التى تخفض من درجة انصهار هذا الهاليد وتُعرف هذه الطريقة **بطريقة داونز (شكل 19)**.



وفيها يتم :

- **أكسدة** أيونات الكلوريد السالبة Cl^- عند الأنود (القطب الموجب) متحولة إلى غاز الكلور Cl_2
- عند المصعد (الأنود) $2Cl^-_{(l)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$
- **اختزال** أيونات الصوديوم الموجبة Na^+ عند الكاثود (القطب السالب) متحولة إلى صوديوم يطفو فوق مصهور كلوريد الصوديوم.



وخلية داونز المستخدمة مُصممة بحيث ينفصل الصوديوم الناتج عن الكلور المتكون حتى لا يتحدا مرة أخرى.

مركبات الصوديوم

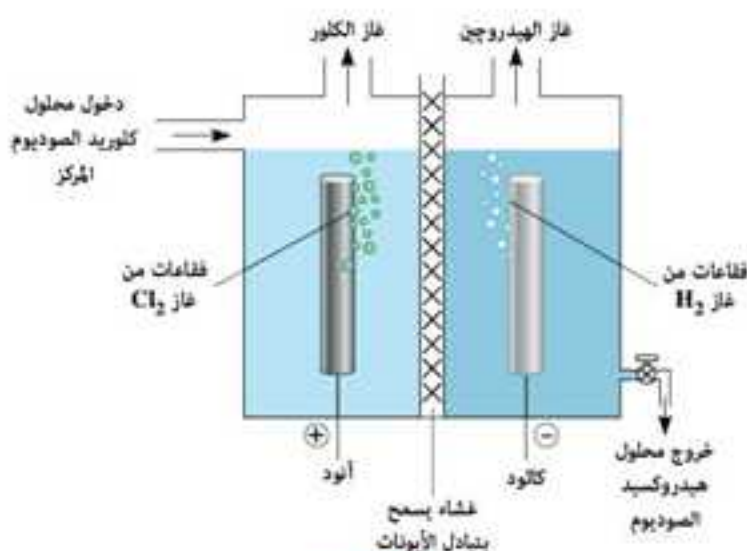
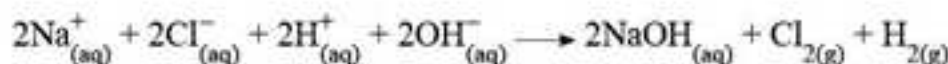
تتعدد مركبات الصوديوم وسوف يُكتفى منها بدراسة :

- 1) هيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية).
- 2) كربونات الصوديوم (صودا الغسيل).

1 هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)

تحضيره في الصناعة:

يُحضّر بالتحليل الكهربى لمحلول كلوريد الصوديوم المركز (شكل 20)، تبعًا للمعادلة التالية:

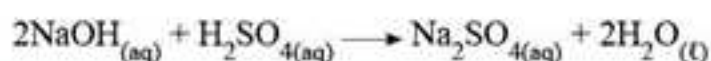
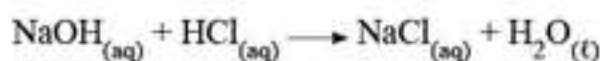


شكل (20)

خلية التحليل الكهربى لإنتاج هيدروكسيد الصوديوم

الخواص الفيزيائية والكيميائية:

- ① مادة صلبة بيضاء اللون درجة انصهارها 318°C
- ② مادة متميعة (تمتص بخار الماء من الهواء الجوى).
- ③ محلوله له ملمس صابونى وتأثيره كاؤ على الجلد.
- ④ يذوب فى الماء بسهولة مكونًا محلولًا قلويًا، مع انطلاق طاقة حرارية نتيجة هذا الذوبان (ذوبان طارد للحرارة).
- ⑤ يتفاعل مع الأحماض مكونًا ملح وماء.



2 كربونات الصوديوم (Na_2CO_3)

طرق التحضير: 1 في المعمل.

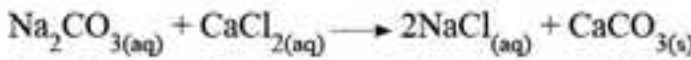
2 في الصناعة.

1 تحضيره في المعمل:

تُحضّر كربونات الصوديوم في المعمل بإمرار غاز ثاني أكسيد الكربون في محلول هيدروكسيد صوديوم ساخن، ثم يُترك المحلول ليبرد، لتنفصل منه بلورات كربونات الصوديوم المائية.



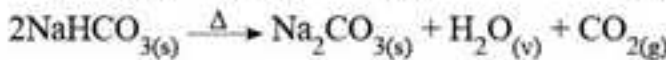
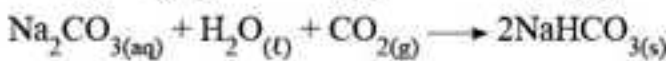
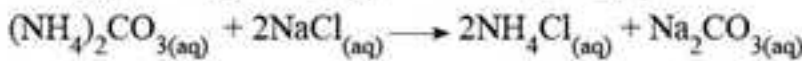
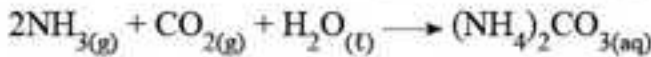
وتُعرف كربونات الصوديوم المائية باسم صودا الغسيل $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ، لأنها تُستخدم في إزالة عسر الماء المستديم الناشئ عن وجود أيونات Ca^{2+} ، Mg^{2+} ذائبة في الماء، حيث يتم التفاعل عن طريق تبادل الأيونات لتكوين كربونات كالسيوم وماغنسيوم اللتان لا تذوبان في الماء، فيزول العسر.



2 تحضيره في الصناعة (طريقة سولفاي):

تُحضّر كربونات الصوديوم في الصناعة، كالتالي:

- 1- يمرر غازي النشادر وثاني أكسيد الكربون في محلول مركز من كلوريد الصوديوم، لتكوين كربونات الأمونيوم.
- 2- تتفاعل كربونات الأمونيوم مع محلول كلوريد الصوديوم، مكونة كربونات الصوديوم.
- 3- تتحول كربونات الصوديوم في وجود غاز ثاني أكسيد الكربون والماء إلى بيكربونات الصوديوم الذي يترسب نتيجة تشبع المحلول.
- 4- تُفصل بيكربونات الصوديوم وتسخن للحصول على كربونات الصوديوم.

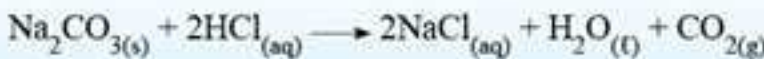


الخواص الفيزيائية والكيميائية:

1 كربونات الصوديوم اللامائية مسحوق أبيض يذوب بسهولة في الماء.

2 محلولها المائي قاعدي.

3 تتفاعل مع الأحماض بفوران، لتساعد غاز ثاني أكسيد الكربون.



ثانياً عناصر الفئة (p)

• تتضمن الفئة (p) من الجدول الدوري ست مجموعات، سوف يكتفى منها بدراسة خواص عناصر المجموعة (5A):

وتتكون المجموعة من خمسة عناصر يوضحها الجدول (3):

جدول (3) «الإيضاح فقط»

العنصر	مستوى الطاقة الرئيسي الخارجى	الكثافة (g/cm ³) at rtp	درجة الانصهار (°C)	جهد التأين الأول (kJ/mol)	نصف القطر الذرى (pm)
النيتروجين ⁷ N	2s ² , 2p ³	0.00116	-210	1400	74
الفوسفور ¹⁵ P	3s ² , 3p ³	1.82	44	1011	110
الزرنيخ ³³ As	4s ² , 4p ³	5.73	817	947	121
الأنثيمون ⁵¹ Sb	5s ² , 5p ³	6.7	631	834	141
البزموت ⁸³ Bi	6s ² , 6p ³	9.8	271	703	182

وجودها فى الطبيعة: ليست منتشرة فى الطبيعة، باستثناء:

- **النيتروجين:** فهو يمثل $\frac{4}{5}$ من حجم الهواء الجوى تقريباً.
- **الفوسفور:** هو الأكثر انتشاراً فى القشرة الأرضية، حيث يوجد على هيئة:
 - فوسفات الكالسيوم الصخرى $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 - الأباتيت $\text{CaF}_2 \cdot \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ وهو ملح مزدوج لفلوريد وفوسفات الكالسيوم.
- **الزرنيخ - الأنثيمون - البزموت:** توجد خاماتها الرئيسية على هيئة كبريتيدات Bi_2S_3 , Sb_2S_3 , As_2S_3

الخواص العامة لعناصر المجموعة 5A (15):

- ① يقلب الطابع اللافلزى على خواص عناصر هذه المجموعة وتزداد الصفة الفلزية بزيادة العدد الذرى للعنصر.
 - النيتروجين والفوسفور لافلزات.
 - الزرنيخ والأنثيمون أشباه فلزات.
 - البزموت عنصر فلزى ومع ذلك فقدرتة على التوصيل الكهربى ضعيفة.
- ② ① يتكون جزئى النيتروجين من ذرتين (N_2).
 - ② تتكون جزيئات الفوسفور والزرنيخ والأنثيمون فى الحالة البخارية (عند درجة حرارة عالية) من أربع ذرات (Sb_4 , As_4 , P_4).
 - ③ البزموت يكوّن بلورة فلزية، وعند درجات الحرارة العالية تتكون جزيئات أبخرته من ذرتين (Bi_2) وهو بذلك يشذ عن معظم الفلزات التى تكون جزيئاتها أحادية الذرة فى الحالة البخارية.
- ③ تتميز عناصر هذه المجموعة بتعدد أعداد التأكسد فى المركبات المختلفة فهى تتراوح بين (-3, +5) حيث تكتسب ثلاثة إلكترونات أو تشارك حتى بخمسة إلكترونات.

ويوضح الجدول التالي أعداد التأكسد للنيتروجين في بعض مركباته:

جدول (4)

المادة	الصفة	عدد التأكسد
النشادر	NH_3	-3
الهيدرازين	$\text{NH}_2 - \text{NH}_2 (\text{N}_2\text{H}_4)$	-2
الهيدروكسيل أمين	NH_2OH	-1
النيتروجين	N_2	0
أكسيد النيتروز	N_2O	+1
أكسيد النيتريك	NO	+2
ثالث أكسيد النيتروجين	N_2O_3	+3
ثاني أكسيد النيتروجين	NO_2	+4
حمض النيتريك	HNO_3	+5

ويلاحظ أن أعداد التأكسد الموجبة تظهر في المركبات الأكسجينية، لأن السالبة الكهربائية للأكسجين أعلى من النيتروجين.

④ مركباتها مع الأكسجين:

تكون جميع عناصر هذه المجموعة أكاسيد، بعضها حمضي مثل: As_2O_5 ، P_2O_5 ، N_2O_5 ، بينما Sb_2O_3 أكسيد متردد، Bi_2O_3 أكسيد قاعدي. وتزداد الصفة القاعدية (تقل الصفة الحمضية) بزيادة العدد الذري.

⑤ مركباتها مع الهيدروجين:

تكون معظم عناصر المجموعة مركبات مع الهيدروجين يكون عدد تأكسد العنصر فيها (-3) مثل: النشادر NH_3 والفوسفين PH_3 والأرزين AsH_3 ونظرًا لأنه ما زال هناك زوج حر من الإلكترونات في غلاف تكافؤ الذرة المركزية في هذه المركبات فيمكنها أن تمنح هذا الزوج لذرات أو أيونات أخرى وتكون رابطة تناسقية.

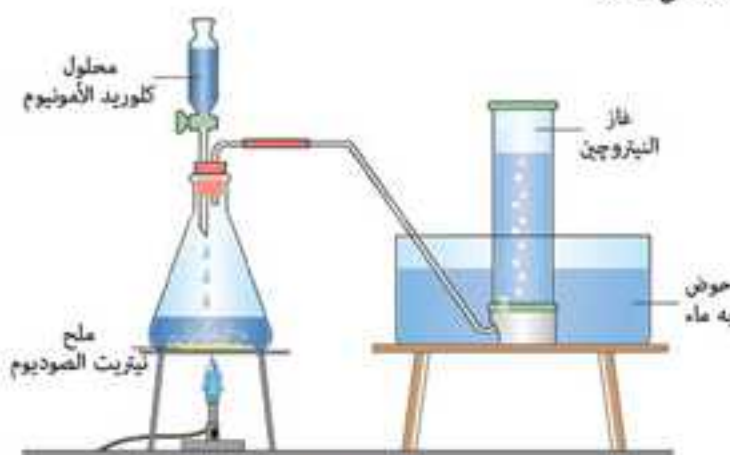
وتكون قاعدية النشادر أقوى من قاعدية الفوسفين، لكبر السالبة الكهربائية للنيتروجين عن الفوسفور. وتقل الصفة القطبية للمركبات الهيدروجينية لعناصر المجموعة (5A) بزيادة العدد الذري وبالتالي يقل كل من ثباتها الحرارى وقابليتها للذوبان فى الماء. وسوف يكتفى من عناصر المجموعة (5A) بدراسة **عنصر النيتروجين**.

عنصر النيتروجين

يُشكل غاز النيتروجين حوالى 78% من حجم الهواء الجوى، كما يوجد فى القشرة الأرضية فى صورة أملاح النترات والنيتريت ويدخل فى تركيب الأحماض الأمينية التى تمثل الوحدات الأساسية المكونة للبروتينات.

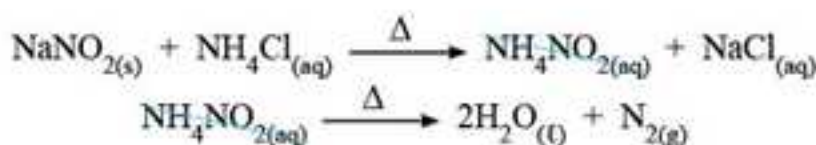
طرق التحضير:

- ① يُحضّر فى الصناعة من التقطير التجزيئى للهواء المسال.
- ② يُحضّر فى المعمل بإضافة محلول كلوريد الأمونيوم إلى ملح نيتريت الصوديوم مع التسخين ويُجمع الغاز بإزاحة الماء لأسفل (شكل 21).



(شكل 21)

جهاز تحضير غاز النيتروجين فى المعمل



بجمع المعادلتين



الخواص الفيزيائية

نشاط عملي: الخواص الفيزيائية لغاز النيتروجين.

قم بتحضير عدة مخابير من غاز النيتروجين، وناقش ما يلي مع زملائك تحت إشراف معلمك:

جدول (5)

النشاط العملي	المشاهدة	الاستنتاج
(1) لون الغاز ورائحته.		
(2) طريقة جمع الغاز عند تحضيره من الهواء الجوى.		
(3) تأثير الغاز على ورقتى عباد الشمس.		

فى ضوء النشاط السابق وغيره يمكن إجمال بعض الخواص الفيزيائية للنيتروجين، فيما يلي:

- ① غاز عديم اللون والطعم والرائحة.
- ② أخف قليلاً من الهواء لاحتواء الهواء على الأكسجين الأثقل من النيتروجين.
- ③ شحيح الذوبان فى الماء.
- ④ متعادل التأثير على ورقتى عباد الشمس الحمراء والزرقاء.
- ⑤ كثافته 1.16 g/L (at rtp).
- ⑥ درجة غليانه (-195.8°C) أى أنه يمكن إسالته عند هذه الدرجة فى الضغط الجوى المعتاد.

الخواص الكيميائية

تفاعلات النيتروجين مع العناصر الأخرى لا تتم إلا فى وجود شرر كهربى أو قوس كهربى أو تسخين شديد وذلك لصعوبة كسر الرابطة الثلاثية بين ذرتى النيتروجين.

1 مع الهيدروجين

يتم هذا التفاعل فى إناء مغلق فى وجود شرر كهربى الذى يوفر الطاقة الحرارية اللازمة لبدء التفاعل.



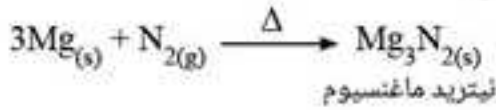
2 مع الأكسجين

يتم هذا التفاعل فى وجود قوس كهربى لضمان استمرار الطاقة الحرارية، حيث تصل درجة الحرارة إلى 3000°C فيتكون أكسيد النيتريك الذى سرعان ما يتأكسد إلى ثانى أكسيد النيتروجين.



3 مع الفلزات في درجات حرارة عالية

يتفاعل النيتروجين مع الفلزات مثل الماغنسيوم ويتكون نيتريد الفلز.



وتتحلل النيتريدات المتكونة بسهولة في الماء ويتصاعد غاز النشادر.



مركبات النيتروجين

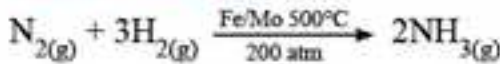
تتعدد مركبات النيتروجين وسوف يكتفى منها بدراسة كل من:

1 النشادر. 2 حمض النيتريك.

1 النشادر NH_3

أ تحضير النشادر في الصناعة:

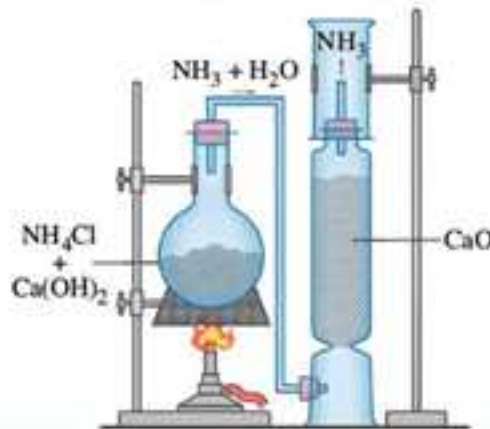
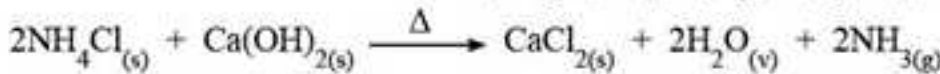
يُحضّر غاز النشادر في الصناعة من عنصرى النيتروجين والهيدروجين في وجود عوامل حفازة هي الحديد والموليبدينوم، وتحت ضغط 200 atm في درجة حرارة 500°C وتُعرف هذه الطريقة **بطريقة «هابر-بوش»**.



ب تحضير النشادر في المعمل:

تدريب عملي:

- 1 كون الجهاز الموضح بالرسم (شكل 22).
- 2 ضع في الدورق كلوريد أمونيوم وهيدروكسيد كالسيوم (جير مطفاً) ثم تسخين.
- 3 مرر نواتج التفاعل على مادة مجففة (جير حي CaO) لنزع الرطوبة (تجفيف الغاز من بخار الماء).
- 4 املا عدة مخابير بإزاحة الهواء إلى أسفل ثم اختبر خواص الغاز.

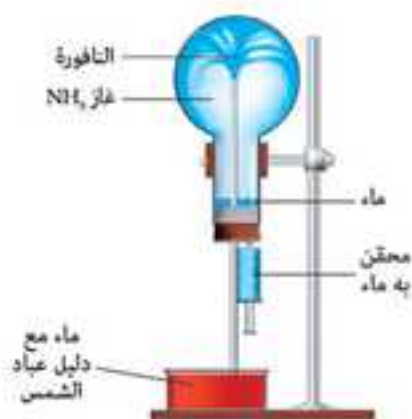


(شكل 22)

جهاز تحضير غاز النشادر في المعمل

جدول (6)

التجربة	المشاهدة	الاستنتاج
(1) ما لون النشادر؟ وما رائحته؟		
(2) قرب ورقة عباد شمس حمراء مبللة بالماء من الغاز... ماذا تلاحظ؟		
(3) قرب شظية مشتعلة من فوهة المخبر، هل يشتعل الغاز؟ هل تنطفئ الشظية؟		
(4) حضر جهاز النافورة الموضح بشكل (23) واملأ الدورق بغاز النشادر، ثم ادفع فيه الماء الموجود بالمحقن (السرنية) ولاحظ ما يحدث... ولماذا؟		

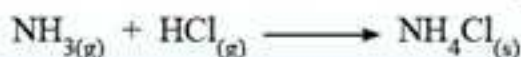


(شكل 23)

تجربة النافورة لإثبات أن غاز النشادر شديد الذوبان في الماء ومحلولة قلوى

الكشف عن غاز النشادر (الأمونيا):

يستخدم غاز كلوريد الهيدروجين المتصاعد من حمض الهيدروكلوريك المركز HCl في الكشف عن غاز النشادر المتصاعد من محلول هيدروكسيد الأمونيوم المركز (شكل 24)، حيث تتكون سحب بيضاء كثيفة من كلوريد الأمونيوم وهي مادة صلبة متسامية.



(شكل 24)

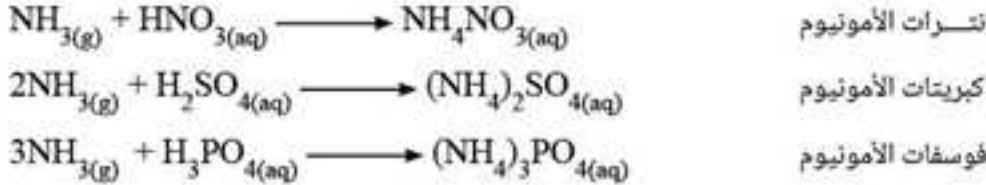
الكشف عن غاز النشادر

استخدامات النشادر

يستخدم النشادر المحضر بطريقة «هابر - بوش» في صناعة الأسمدة بشكل أساسي:

الأسمدة النيتروجينية

أ. أملاح للأمونيا تُحضر من تفاعل الأمونيا مع الأحماض المناسبة.



سماد NPK

يُعد سماد NPK من أفضل الأسمدة التي تمد النباتات بما تحتاجه من عناصر النيتروجين N والفوسفور P والبوتاسيوم K وتكتب النسب المئوية لهذه العناصر على عبوات الأسمدة على هيئة ثلاثة أعداد تمثل النسب المئوية لها كما بالشكل (25).



(شكل 25)

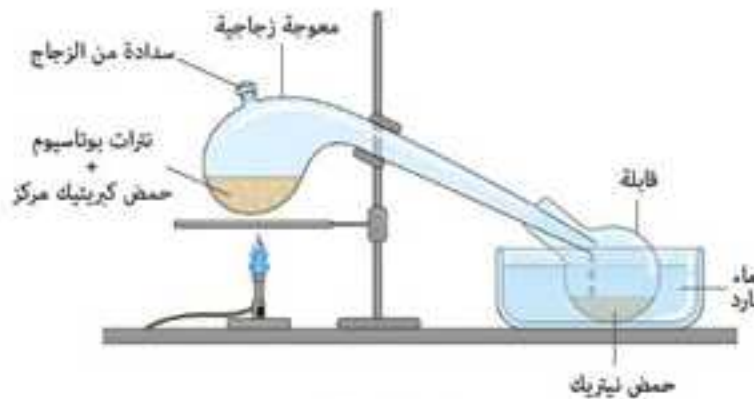
سماد NPK

2 حمض النيتريك HNO_3

تحضير حمض النيتريك في المعمل:

تدريب عملي:

① حضر الجهاز الموضح بالشكل (26).



(شكل 26)

② ضع في المعوجة الزجاجية نترات بوتاسيوم وحمض كبريتيك مركز وضع القابلة في حوض به ماء بارد، مع ملاحظة أن السدادة لا تكون من المطاط، حتى لا تتآكل بفعل أبخرة الحمض المتكون.

③ سخن محتويات المعوجة بشرط ألا تزيد درجة الحرارة عن 100°C (حتى لا ينحل الحمض الناتج) واستقبل الحمض المتكون فى القابلة، ثم اختبر خواصه.



جدول (7)

الاستنتاج	الملاحظة	التجربة
		(1) ما لون السائل المتكون؟
		(2) أضف إلى السائل المتكون محلول عباد الشمس الأزرق ... ماذا تشاهد؟
		(3) خذ كمية من السائل فى أنبوبة اختبار وأضف إليه خراطة النحاس مع التسخين ... ماذا تشاهد؟
		(4) خفف الحمض بإضافة كمية منه إلى الماء وأضف إليه برادة الحديد. ما لون الغاز المتصاعد؟ وما تأثير الهواء عليه؟

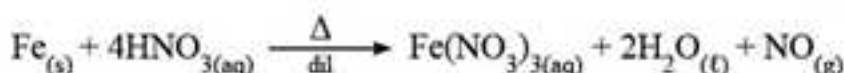
الخواص الكيميائية لحمض النيتريك

① عامل مؤكسد ينحل فى درجة حرارة أعلى من 100°C مكوناً غاز الأكسجين.

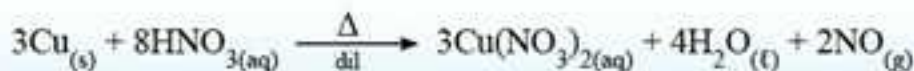


② يتفاعل الحمض المخفف مع:

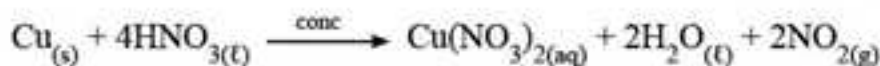
(1) الفلزات التى تسبق الهيدروجين فى متسلسلة النشاط الكيميائى ويتكون نترات الفلز والهيدروجين الذرى الذى يختزل الحمض.



(2) الفلزات التى تلى الهيدروجين فى متسلسلة النشاط الكيميائى، ويتم التفاعل على أساس أن الحمض عامل مؤكسد، حيث يتم أكسدة الفلز، ثم يتفاعل الأكسيد مع الحمض.



3 يتفاعل الحمض المركز مع الفلزات التي تلى الهيدروجين في متسلسلة النشاط الكيميائي، ويزداد عدد تأكسد النيتروجين في الأكسيد الناتج عن تفاعل الحمض المركز مع النحاس عنه في الأكسيد الناتج من تفاعل الحمض المخفف مع نفس الفلز.



4 تقاوم بعض الفلزات التي تسبق الهيدروجين في متسلسلة النشاط الكيميائي مثل الحديد والكروم والألومنيوم تأثير الحمض المركز بتكوين طبقة غير مسامية من الأكسيد تمنع استمرار تفاعل الفلز مع الحمض المركز، فيما يُعرف باسم **ظاهرة الخمول** Passivity.

العلوم والتكنولوجيا والمجتمع (STS)

أمكن الاستفادة من تنوع خصائص عناصر المجموعة (5A) في مجالات التكنولوجيا المتعددة بما يحقق أهداف التنمية المستدامة.

1 النيتروجين:

يستهلك أكثر من 80% من إنتاج النيتروجين في صناعة **غاز النشادر** الذي يستخدم بدوره في صناعة **الأسمدة**.

ويستخدم غاز النيتروجين أيضًا في قطاع الصناعة في توفير بيئة خاملة أثناء بعض عمليات اللحام وفي الصناعات الإلكترونية لحماية مكوناتها من الأكسدة أثناء الإنتاج والتخزين.

ويستخدم **النيتروجين المسال** (شكل 27) في مجالات البحث العلمي والطب كما يتضح مما يلي:

- يستخدم في حفظ وتخزين العينات البيولوجية (شكل 28) مثل الأنسجة والدم والحيوانات المنوية والبويضات لفترات طويلة.

- يستخدم في العلاج بالتبريد Cryotherapy كما في علاج سرطان الجلد والثآليل (شكل 29).



شكل (29)

إزالة ثآليل باليد باستخدام
النيتروجين المسال



شكل (28)

يستخدم النيتروجين المسال
في حفظ العينات البيولوجية



شكل (27)

النيتروجين المسال

2 الفوسفور:

يستهلك من (75 : 85%) من إنتاج الفوسفور في صناعة **الأسمدة** ويستخدم الجزء المتبقى في العديد من التطبيقات التكنولوجية، ومنها:

• إنتاج ضوء أبيض من الصمام الثنائي الباعث للضوء الأزرق Blue LED (شكل 30).



شكل (30)

صمام ثنائي باعث للضوء الأزرق والأبيض

• يضاف الأكسيد P_2O_5 إلى الزجاج لصناعة نوعاً يتميز بارتفاع معامل انكساره، يستخدم في صناعة العدسات. وتستخدم مركبات أخرى منه كطلاء **مضادات** الانعكاس على العدسات والنظارات (شكل 31).



بعد



قبل

شكل (31)

طلاء عدسات النظارة بمضادات الانعكاس

3 الزرنيخ :

انخفضت الاستخدامات التقليدية للزرنيخ السام في صناعة المبيدات وحفظ الأخشاب بسبب مخاطره الصحية والبيئية. في نفس الوقت الذي تزداد استخداماته في مجال الإلكترونيات والطاقة المتجددة، كاستخدام مركب زرنيخيد الجاليوم GaAs في صناعة الهواتف المحمولة وألواح الخلايا الشمسية المرنة والليزر (شكل 32).



شكل (32)

ألواح مرنة من الخلايا الشمسية

4 الأنتيمون :

يستخدم مركب أكسيد الأنتيمون Sb_2O_3 (III) كمادة **مثبطة للهب**، حيث يضاف إلى بعض المنتجات من البلاستيك والخشب والأقمشة لزيادة مقاومتها للاشتعال (شكل 33).



شكل (33)

أكسيد الأنتيمون (III) مادة مثبطة للهب

5 البزموت :

يمتاز البزموت بخصائص فريدة تجعله مناسباً للعديد من التطبيقات التكنولوجية ويتضح ذلك من الأمثلة التالية:

- انخفاض درجة حرارة انصهار البزموت تجعله يستخدم في صناعة سبائك مع القصدير تنصهر عند درجة حرارة أقل من 100°C تستخدم في أنظمة كشف الحرائق ورشاشات الإطفاء التلقائية (شكل 34).



شكل (34)

رشاش إطفاء تلقائي

- يستخدم كبديل للرصاص في اللحام الخالي من الرصاص (شكل 35) المستخدم في لحام مكونات الدوائر الإلكترونية.



شكل (35)

لحام البزموت الخالي من الرصاص



تقييم الباب الثانى

1 اختر الإجابة الصحيحة من بين الإجابات التالية:

- (1) تزداد الصفة الفلزية فى عناصر المجموعة الأولى بزيادة
- ① النسبة المئوية بالوزن فى القشرة الأرضية. ② درجة الغليان.
③ العدد الذرى. ④ درجة الانصهار.
- (2) يحتوى جزئ الفوسفور فى الحالة البخارية على
- ① ذرة واحدة. ② ذرتين.
③ ثلاث ذرات. ④ أربع ذرات.
- (3) عند تفاعل نيتريد الماغنسيوم مع الماء يتصاعد غاز
- ① الأمونيا. ② الهيدروجين.
③ أكسيد النيتريك. ④ ثانى أكسيد النيتروجين.
- (4) عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى فى مركباتها هو
- ① (-1). ② (+1).
③ (-2). ④ (+2).
- (5) يُستخدم سويفر أكسيد البوتاسيوم فى أجهزة التنفس المغلقة لاستبدال غاز
- ① ثانى أكسيد الكربون بغاز الهيدروجين.
② ثانى أكسيد الكربون بغاز الأكسجين.
③ الأكسجين بغاز الأمونيا.
④ الأكسجين بغاز ثانى أكسيد الكربون.
- (6) عند تعريض ساق زجاجية مبللة بحمض الهيدروكلوريك المركز لغاز الأمونيا تتكون سحب بيضاء كثيفة من
- ① كربونات الأمونيوم. ② كلوريد الأمونيوم.
③ كلوريد الهيدروجين. ④ كبريتات الأمونيوم.
- (7) أى فلزات الأتلاء يتحد مع غاز النيتروجين فى درجة حرارة الغرفة؟
- ① الليثيوم. ② الصوديوم.
③ البوتاسيوم. ④ السيزيوم.

(8) تُستخدم خلية داونز في

- ① استخلاص النيتروجين من الهواء الجوى. ② تحضير حمض النيتريك.
 ③ استخلاص الصوديوم من كلوريد الصوديوم. ④ تحضير هيدروكسيد الصوديوم.

(9) تنتهى طريقة سولفاى بتسخين

- ① ملح بيكربونات الصوديوم. ② ملح كربونات الصوديوم.
 ③ محلول بيكربونات الصوديوم. ④ محلول كربونات الصوديوم.

(10) تُستخدم تجربة النافورة في إثبات أن غاز النشادر

- ① أقل كثافة من الهواء. ② مادة حامضية.
 ③ مادة قاعدية. ④ لا يذوب فى الماء.

(11) عبوة سماد تحتوى على كبريتات الأمونيوم وكبريتات البوتاسيوم، أى من عناصر سماد NPK تتواجد فيها؟

- ① P , N فقط. ② K , N فقط.
 ③ K فقط. ④ P فقط.

(12) أى مما يلى يُعبر عن استمرار تفاعل فلز الكروم مع حمض النيتريك؟

الاختيارات	الحمض المخفف	الحمض المركز
①	✓	✓
②	✓	×
③	×	✓
④	×	×

(13) فلز (X) له أصفر نصف قطر أيونى.

أى مما يلى يُعبر عن استخدام (X)؟

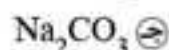
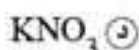
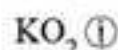
- ① صناعة الساعات الذرية. ② صناعة بطاريات السيارات الكهربائية.
 ③ مادة مبردة فى بعض المفاعلات النووية. ④ صناعة الزجاج المقاوم للخدش.

(14) فلز (A) يحضر بطريقة داونز.

أى مما يلى يُعبر عن الفلز (A)؟

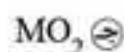
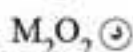
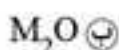
- ① درجة غليانه أعلى مما للماء. ② يتفاعل مع الأكسجين مكوناً AO_2
 ③ نصف قطر $K^+ < A^+$ ④ يستخدم فى عمل سبائك الدراجات الرياضية.

(15) المركب المستخدم في صناعة الزجاج ذات الأسطح المتينة ومقاومة للخدش



(16) العنصر M يستخدم في صناعة الساعات التي لا تتأثر بالحرارة والضغط، يتفاعل مع الأكسجين

النقي تحت ضغط يزيد عن 1 atm مكوناً



2 **بين التركيب الإلكتروني للعناصر الآتية بطريقة مبدأ البناء التصاعدي، ثم بين أعداد تأكسدها الممكنة**

في مركباتها:

(1) البوتاسيوم ¹⁹K

(2) السيزيوم ⁵⁵Cs

(3) النيتروجين ⁷N

3 **علل لما يأتي:**

(1) تتميز فلزات الألقلاء بالنشاط الكيميائي.

(2) ضعف قوة الرابطة الفلزية بين ذرات فلزات المجموعة الأولى.

(3) استخدام السيزيوم في صناعة الخلايا الكهروضوئية.

(4) استخدام مركبات سوبر أكاسيد الألقلاء في جهاز التنفس المغلق.

(5) صعوبة توافر فلز السيزيوم.

(6) عدم استخدام الماء في إطفاء حرائق الصوديوم.

(7) عدم استخدام نترات الصوديوم في صناعة المتفجرات.

(8) اختلاف نواتج تفاعل فلزات الألقلاء مع الأكسجين.

(9) صعوبة استخلاص فلزات الألقلاء من خاماتها بالطرق الكيميائية العادية.

(10) تعدد حالات تأكسد النيتروجين.

(11) قاعدية النشادر أقوى من قاعدية الفوسفين.

(12) استخدام حمض الهيدروكلوريك المركز في الكشف عن الأمونيا.

4 اكتب المعادلة الكيميائية التي توضح تفاعل:

- (1) الصوديوم مع الأكسجين ($\text{at } 300^{\circ}\text{C}$).
 - (2) مركبات سوبر أكسيد الألقا مع ثاني أكسيد الكربون.
 - (3) الانحلال الحرارى لنترات الألقا.
 - (4) التحليل الكهربى لمحلول كلوريد الصوديوم المركز.
 - (5) التحليل الكهربى لمصهور كلوريد الصوديوم.
 - (6) الانحلال الحرارى لنيترت الأمونيوم.
-

5 وضح أثر المواد الآتية على فلز الصوديوم:

- (1) حمض الهيدروكلوريك.
 - (2) الهيدروجين.
 - (3) الماء.
-

6 وضح وجه تشابه بين:

- (1) الأملاح و الهيدريدات.
- (2) ملح البارود و ملح بارودشيلى.

الباب الثالث

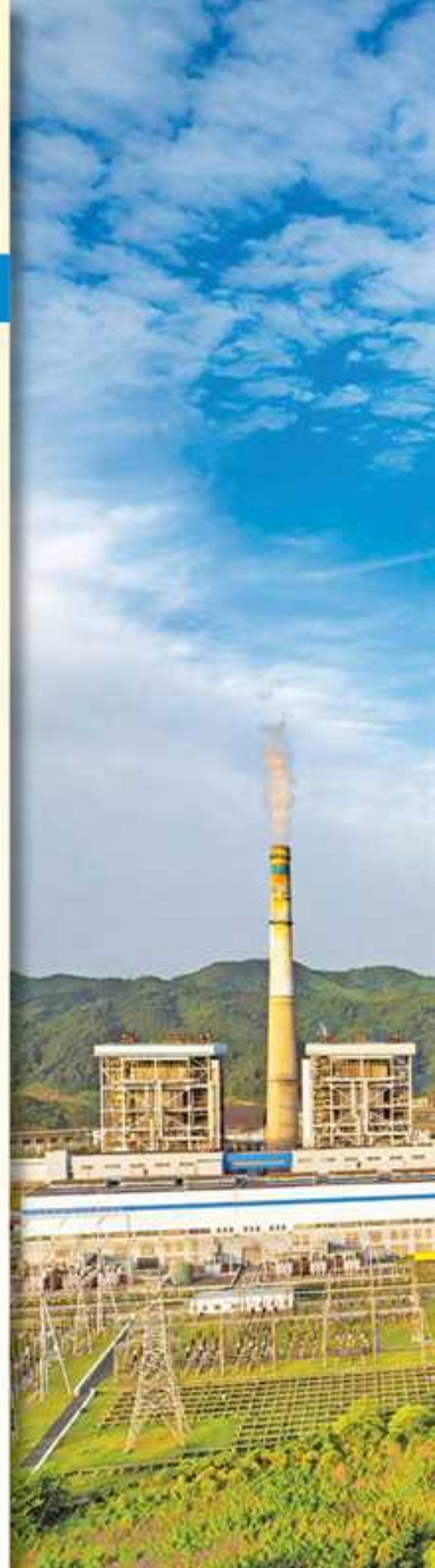
الكيمياء النووية



الأهداف

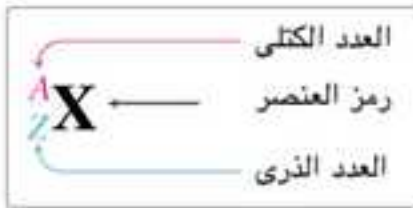
فى نهاية دراسة الطالب لباب الكيمياء النووية،
ينبغى أن يكون قادرًا على أن:

- 1- يتعرف التسلسل التاريخى لاكتشاف النشاط الإشعاعى
لأنوية ذرات العناصر المشعة.
- 2- يتعرف مفهوم النظائر.
- 3- يُميز بين إشعاعات ألفا وبيتا وجاما.
- 4- يحسب تحولات الكتلة إلى طاقة.
- 5- يُعرف طاقة الترابط النووى ويحسب طاقة الترابط
النووى.
- 6- يوضح العلاقة بين طاقة الترابط النووى واستقرار
النواة.
- 7- يفرق بين النشاط الإشعاعى بنوعيه (الطبيعى
والصناعى).
- 8- يُعرف زمن عمر النصف، وكيفية حسابه.
- 9- يُعرف كاشف الدخان وكيفية عمله.
- 10- يُقارن بين الانشطار النووى والاندماج النووى.
- 11- يحسب كمية الطاقة الناتجة من تفاعل نووى.
- 12- يُقارن بين التفاعلات الكيميائية والتفاعلات النووية.
- 13- يتعرف تطبيقات على العلوم والتكنولوجيا والمجتمع.





(شكل 1)
هنري بيكيريل



(شكل 2)
العدد الكتلي والعدد الذري

• في عام 1896م اكتشف **بيكيريل** - عن طريق الصدفة - أن أحد مركبات اليورانيوم تُصدر إشعاعات غير مرئية تؤدي إلى تكوين صور أو ظلال على ألواح التصوير الحساسة وأثبت أن هذا الإشعاع يصدر عن جميع مركبات اليورانيوم، وأطلق على هذه الظاهرة اسم **النشاط الإشعاعي**.

واكتشف **شادويك** وجود **النيوترونات** متعادلة الشحنة في النواة. وأطلق على مجموع أعداد البروتونات والنيوترونات اسم **العدد الكتلي (A)** أو ما يُعرف **بالنيوكليونات** (شكل 2).

عدد النيوترونات (N) = العدد الكتلي (A) - العدد الذري (Z)

• في عام 1942م تمكن **فيرمي** من إحداث أول تفاعل نووي متسلسل صناعي، وتوالت الدراسات والأبحاث بعد ذلك.

النظائر Isotopes

• اكتشف العلماء أن هناك ذرات لنفس العنصر تختلف في أعدادها الكتلية ولكن يكون لها نفس العدد الذري، وهو ما اتفقوا على تسميته **بالنظائر**. ويوضح الجدول (1) نظائر الهيدروجين (أشكال 3 - 5):

جدول (1)

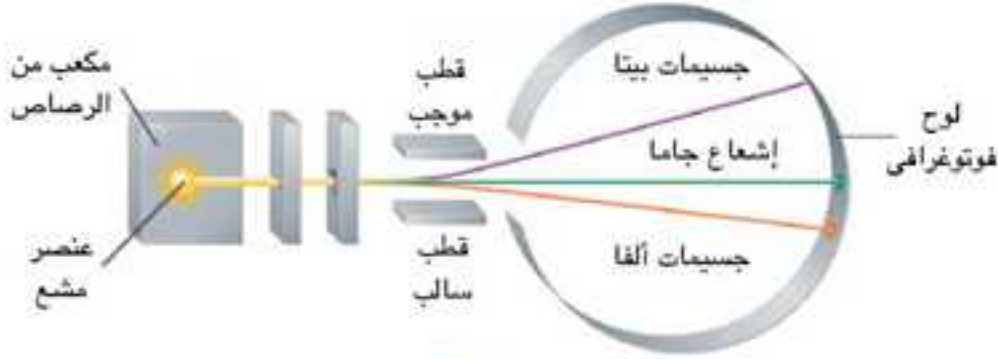
النظير	البروتيوم ^1_1H	الدوتيريوم ^2_1H	التريتيوم ^3_1H
الشكل	(شكل 3)	(شكل 4)	(شكل 5)
العدد الذري	1	1	1
العدد الكتلي	1	2	3
عدد النيوترونات	0	1	2

• وتتفق نظائر العنصر الواحد في الخواص الكيميائية لاتفاقها في العدد الذري (وبالتالي عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي) واختلافها في الخواص الفيزيائية لاختلافها في العدد الكتلي.

أنواع النظائر

• هناك نوعان من النظائر، وهما:

- 1) **نظائر مستقرة** لا يصدر عنها أى إشعاعات، مثل: نظير الأكسجين - 16 ونظير الصوديوم - 23
- 2) **نظائر مشعة** تكون أنويتها غير مستقرة، ويصدر عنها إشعاعات (ألفا α)، بيتا β^-)، جاما γ)، ويختلف تأثير المجال الكهربى عليها (شكل 6).



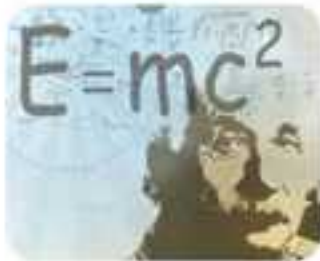
شكل (6)

تأثير المجال الكهربى على إشعاعات ألفا وبيتا وجاما

ويوضح الجدول (2) أوجه المقارنة بينها:

جدول (2)

إشعاع جاما γ	إشعاع بيتا β^-	إشعاع ألفا α	أوجه المقارنة
فوتون مرتفع الطاقة	إلكترون عالى السرعة ${}^0_{-1}\text{e}$	نواة ذرة هيليوم ${}^4_2\text{He}$	الطبيعة
متعادل الشحنة	سالب الشحنة (-1)	موجب الشحنة (+2)	الشحنة
لا يتأثر	يتأثر	يتأثر	التأثر بالمجال المغناطيسى
لا يتأثر	ينحرف انحرافاً كبيراً نحو القطب الموجب لضآلة كتلته	ينحرف قليلاً نحو القطب السالب لكبر كتلته النسبية	التأثر بالمجال الكهربى



شكل (7)
معادلة أينشتاين

حسابات تحول الكتلة إلى طاقة

• في التفاعلات النووية تتحول الكتلة إلى طاقة.

ويمكن حساب كمية الطاقة E الناتجة عن تحول الكتلة مُقدرة بوحدة:

– الجول (J) إذا كانت الكتلة المتحولة بـ kg

بتطبيق معادلة **أينشتاين**، كالتالي:

$$E = m \times c^2$$

(J) (kg) $(3 \times 10^8 \text{ m/s})^2$

– مليون إلكترون فولت (MeV)، إذا كانت الكتلة المتحولة بوحدة الكتلة الذرية (u) من العلاقة:

$$E = m \times 931$$

(MeV) (u)

يلاحظ أن: $1 \text{ MeV} = 1.6 \times 10^{-13} \text{ J}$

طاقة الترابط النووي Binding Energy

• أثبتت جميع القياسات الدقيقة لكتل الأنوية المختلفة، أن:

– كتلة البروتون u 1.0073، كتلة النيوترون u 1.0087

وكتلة الإلكترون u 0.000548

– الكتلة الفعلية للنواة (كتلة النيوكليونات المرتبطة)

أقل من

الكتلة النظرية (كتلة النيوكليونات المتفصلة) (شكل 8).

تطبيق: نواة ذرة الهيليوم

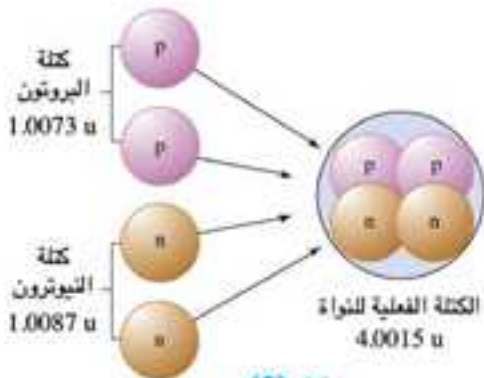


الكتلة الفعلية لنواة ${}^4_2\text{He}$ u 4.0015

الكتلة النظرية لنواة ذرة ${}^4_2\text{He}$ u 4.032 = $(2 \times 1.0087 \text{ u}) + (2 \times 1.0073 \text{ u})$

مقدار النقص في الكتلة = الكتلة النظرية – الكتلة الفعلية

0.0305 u = 4.0015 u – 4.032 u =



شكل (8)

الكتلة الفعلية أقل من الكتلة النظرية

وحيث أن الطاقة والكتلة صورتان لشيء واحد حسب **نظرية أينشتاين**، فإنه يمكن تحويل الكتلة إلى طاقة والعكس، ويكون مقدار النقص في الكتلة معادلاً لكمية الطاقة اللازمة للتغلب على قوة التنافر الإلكترونية بين البروتونات وبعضها داخل النواة، وتسمى هذه الطاقة باسم **طاقة الترابط النووي (BE)**.

• طاقة الترابط النووي في نواة ذرة الهيليوم (MeV) = مقدار النقص في الكتلة $(u) \times 931$

$$28.3955 \text{ MeV} = 931 \times 0.0305 =$$

ويُمثل هذا المقدار كمية الطاقة المنطلقة عند تكوين نواة ذرة الهيليوم أو كمية الطاقة الممتصة عند تفتيت نواة ذرة الهيليوم.

وتُعتبر طاقة الترابط النووي لكل نيوكليون $\left(\frac{BE}{A}\right)$ مقياساً مناسباً أيضاً لمدى الاستقرار النووي، وتُحسب من العلاقة:

$$\frac{\text{طاقة الترابط النووي الكلية}}{\text{عدد النيوكليونات (العدد الكتلي)}} = \left(\frac{BE}{A}\right) \text{ طاقة الترابط النووي لكل نيوكليون}$$

• طاقة الترابط النووي لكل نيوكليون في نواة ذرة الهيليوم ${}^4_2\text{He}$ $= \frac{28.3955}{4} = 7.099 \text{ MeV}$

ويزداد استقرار النواة بزيادة طاقة الترابط النووي لكل نيوكليون $\left(\frac{BE}{A}\right)$

مثال

احسب طاقة الترابط النووي - بوحدة مليون إلكترون فولت - لنواة ذرة الأكسجين ${}^{16}_8\text{O}$

ثم **احسب طاقة الترابط النووي لكل نيوكليون**. [علماً بأن: الكتلة الذرية لنظير ذرة الأكسجين 15.995 u وكتلة البروتون 1.0073 u وكتلة النيوترون 1.0087 u].

الحل

$$\text{الكتلة النظرية لنواة ذرة الأكسجين} = (8 \times 1.0087) + (8 \times 1.0073) = 16.128 \text{ u}$$

$$\text{مقدار النقص في الكتلة (u)} = 15.995 - 16.128 = 0.133 \text{ u}$$

$$\text{طاقة الترابط النووي} = 931 \times 0.133 = 123.823 \text{ MeV}$$

$$\text{طاقة الترابط النووي لكل نيوكليون} = \frac{123.823}{16} = 7.739 \text{ MeV}$$

التغيرات النووية والطاقة المصاحبة لها

- تُعرف التغيرات الحادثة في نواة ذرة عنصر، والتي تؤدي إلى تحولها إلى نواة ذرة أخرى باسم **التفاعلات النووية**، ويُسمى العنصر الذي يحدث له التغير **بالعنصر الأم** والعنصر الناتج **بالعنصر الوليد**.
- يجب أن يكون المجموع الجبري للأعداد الذرية والأعداد الكتلية متساوٍ في طرفي المعادلة النووية.
- هناك نوعان من التغيرات التي تتم داخل أنوية العناصر، الأول يُعرف **بالنشاط الإشعاعي الطبيعي** والآخر يُعرف **بالنشاط الإشعاعي الصناعي**.

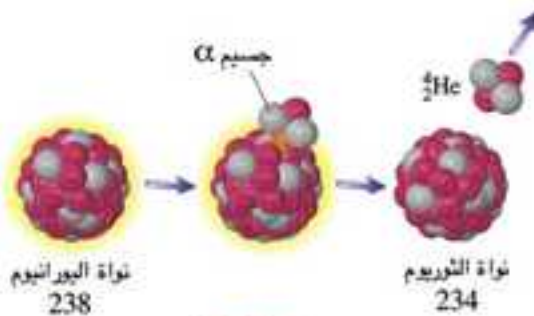
أولاً النشاط الإشعاعي الطبيعي

- تميل أنوية ذرات العناصر المشعة لإطلاق إشعاعات، مثل: ألفا وبيتا وجاما من أنويتها تلقائيًا للتحول إلى أنوية عناصر أخرى أكثر استقرارًا.

1 انبعاث ألفا α

- يحتوي جسيم ألفا α (نواة ذرة الهيليوم) على 2 بروتون، 2 نيوترون، ويُرمز له بالرمز ${}^4_2\text{He}$ ، ولهذا يُعد **موجب الشحنة (+2)**.

ويؤدي انبعاث جسيم ألفا α من نواة ذرة عنصر مشع إلى تكوّن **عنصر جديد** عدده الذري **أقل** بمقدار 2 وعدده الكتلي **أقل** بمقدار 4 **مثل:**

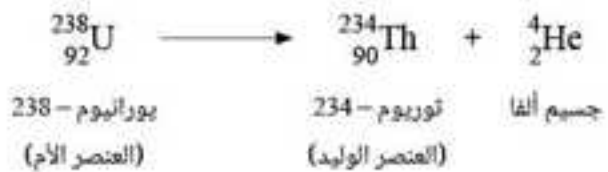


شكل (9)

انبعاث دقيقة ألفا من نواة غير مستقرة

(1) تحول نظير اليورانيوم - 238 إلى نظير

الثوريوم - 234 (شكل 9):



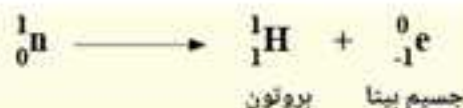
(2) تحول نظير الأكتينيوم - 227 إلى نظير

الفرانسيوم - 223



2 انبعاث نيجاترون Negatron Emission

- ينشأ النيجاترون (جسيم بيتا السالب β^-) أو ما يُعرف **بالإلكترون النواة** ${}^0_{-1}e$ من نواة ذرة العنصر المشع عن تحول نيوترون إلى بروتون.



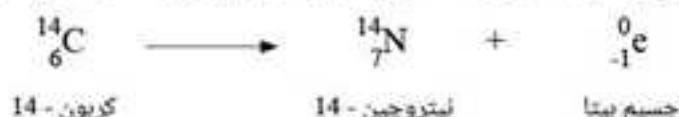
- يؤدي انبعاث نيجاترون من نواة ذرة عنصر مشع إلى تكوّن **عنصر جديد** عدده الذري **أكبر** بمقدار 1 مع **عدم تغير** العدد الكتلي، مثل:



شكل (10)

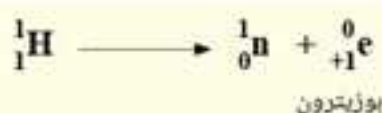
انبعاث إلكترون نواة من نواة غير مستقرة

- * تحول نظير الكربون - 14 إلى نظير النيتروجين - 14 (شكل 10).

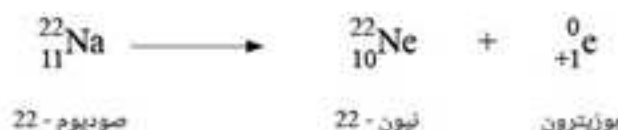


3 انبعاث بوزيترون Positron Emission

- يشبه **البوزيترون** (دقيقة بيتا الموجبة β^+) جسيم بيتا السالب في جميع الأوجه، عدا إنه يحمل شحنة موجبة ${}^0_{+1}e$.
- ينشأ البوزيترون عن تحول بروتون إلى نيوترون.

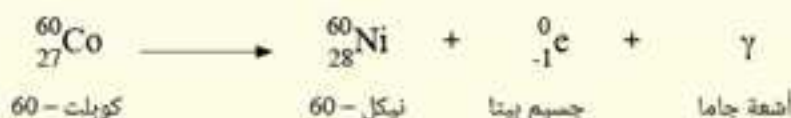


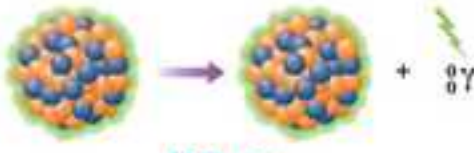
- يؤدي انبعاث البوزيترون إلى تكوّن **عنصر جديد** عدده الذري **أقل** بمقدار 1 مع **عدم تغير** العدد الكتلي، مثل:
- * تحول نظير الصوديوم - 22 إلى نظير النيون - 22



4 انبعاث جاما γ

- غالبًا ما يُصاحب انبعاث جسيمات ألفا أو جسيمات بيتا، انبعاث أشعة جاما.





شكل (11)

انبعاث أشعة جاما من نواة ذرة عنصر مشع

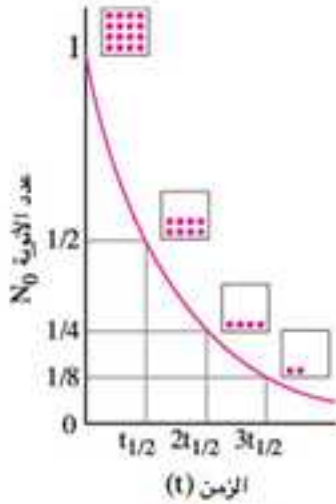
- **أشعة جاما γ** عبارة عن فوتونات (أشعة كهرومغناطيسية) مرتفعة الطاقة وعديمة الكتلة والشحنة (شكل 11)، ولهذا لا يحدث انبعاثها تغير في العدد الكتلي أو العدد الذري للعنصر المشع، ولكنه يؤدي إلى استقرار نواة نفس العنصر لتفريغ الطاقة الزائدة من النواة.

مثال: انبعاث جاما من نواة الباريوم - 137

زمن عمر النصف Half life time

- استنتج العلماء من دراسة النشاط الإشعاعي أن نشاط المادة المشعة يقل بمرور الزمن (شكل 12) ويُسمى الزمن اللازم لتحلل عدد أنوية ذرات العنصر المشع إلى النصف **بزمن عمر النصف $t_{1/2}$** ، وهو يتكرر على فترات زمنية متتالية ومتساوية ويتفاوت هذا الزمن من عنصر مشع إلى آخر. وتُحسب عدد مرات التحلل D ، من العلاقة:

$$D = \frac{\text{الزمن الكلي للتحلل } t}{\text{زمن عمر النصف } t_{1/2}}$$



شكل (12)

العلاقة بين عدد الأنوية غير المستقرة وزمن تحللها

جدول (3) «الإيضاح فقط»

النظير المشع	زمن عمر النصف
يورانيوم - 238	4.51×10^9 years
رادون - 222	3.82 days
ثوريوم - 231	25.5 hours
بزموت - 215	8 minutes
البولونيوم - 214	1.6×10^{-4} second

- قد يكون زمن عمر النصف للعنصر المشع ملايين السنين وقد يكون عدة ثواني، كما يتضح من الجدول (3).

مثال

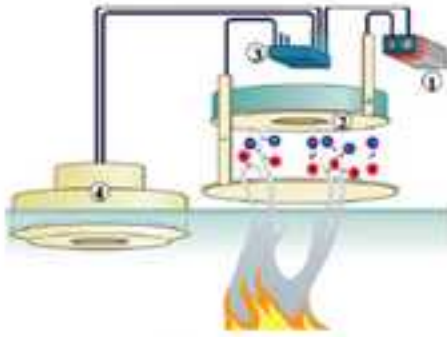
يتحلل نظير المنجنيز - 56 بفقد جسيمات بيتا، بزمن عمر نصف 2.6 h
احسب الزمن اللازم لكي يصبح النشاط الإشعاعي لعينة منه $\frac{1}{4}$ ما كانت عليه.

الحل

$$1 \xrightarrow[t_{1/2}]{(1)} \frac{1}{2} \xrightarrow[t_{1/2}]{(2)} \frac{1}{4}$$

$$t = D \times t_{1/2} = 2 \times 2.6 = 5.2 \text{ h}$$

كاشف الدخان



شكل (13)

كاشف الدخان

كاشف الدخان عبارة عن جهاز يُستخدم في إصدار جرس إنذار في حالة حدوث حريق (شكل 13) وتعتمد فكرة عمله على النشاط الإشعاعي لنظير الأمريكيوم-241 الذي يتميز بطول عمر النصف له.

التركيب:

- ① مصدر للتيار الكهربى.
- ② حساس (مجس) يحتوى على نظير الأمريكيوم-241
- ③ شريحة إلكترونية.
- ④ جرس إنذار.

كيفية العمل:

- (1) يتم توصيل الحساس بمصدر للتيار الكهربى، فى نفس الوقت الذى يُصدر فيه نظير الأمريكيوم-241 إشعاع ألفا يعمل على تأين جزيئات الهواء.
- (2) فى الظروف الطبيعية (غياب الدخان) توصل أيونات الهواء التيار الكهربى بين القطبين فيسرى التيار الكهربى فى الشريحة الإلكترونية.
- (3) عند حدوث حريق، تتصاعد دقائق الدخان إلى الحساس (المجس) فتُعطل عملية التأين وبالتالي يتوقف توصيل الهواء للتيار الكهربى، فتستجيب الشريحة الإلكترونية بتوصيل التيار الكهربى لجرس الإنذار فيُصدر صوتاً ينبه إلى حدوث حريق.

ثانياً النشاط الإشعاعى الصناعى

يُصنف النشاط الإشعاعى الصناعى إلى ثلاثة أنواع من التفاعلات، هى:

- ① تفاعلات التحول العنصرى.
- ② تفاعلات الانشطار النووى.
- ③ تفاعلات الاندماج النووى.

1 تفاعلات التحول العنصرى

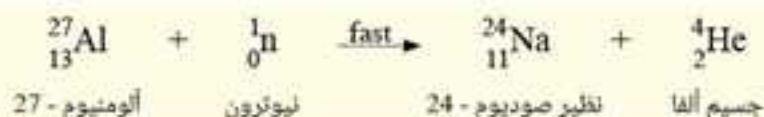
• تُعرف تفاعلات **التحول العنصرى** بأنها التفاعلات النووية التى يتم فيها قذف نواة عنصر ما (يُعرف بالهدف) بجسيم ذو طاقة حركة مناسبة (يُعرف بالقذيفة)، فتتحول إلى نواة جديدة فى صفاتها الفيزيائية والكيميائية، ويوضح الجدول (4) القذائف المستخدمة فى مثل هذه التفاعلات وتُعتبر قذيفة **النيوترون** أفضل هذه القذائف لأنها متعادلة الشحنة ولا تفقد جزء من طاقتها أثناء وصولها للنواة، لعدم تأثرها بالإلكترونات المحيطة بالنواة.

جدول (4)

القذيفة	الرمز
ألفا	${}^4_2\text{He}$
بروتون	${}^1_1\text{H}$
نيوترون	${}^1_0\text{n}$
ديوترون	${}^2_1\text{H}$

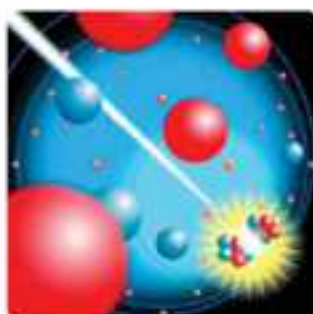
ومن أمثلة تفاعلات التحول العنصري

• تحول نظير الألومنيوم - 27 إلى نظير الصوديوم - 24 باستخدام قذيفة النيوترون.



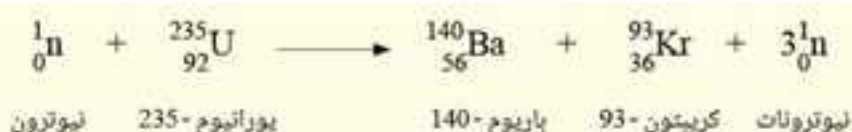
2 تفاعلات الانشطار النووي Fission reactions

• تُعرف تفاعلات الانشطار النووي بأنها تفاعلات يتم فيها قذف نواة ذرة عنصر مشع (ثقيلة) بقذيفة نووية خفيفة ذات طاقة حركة منخفضة، فتتنشط إلى نواتين لعنصرين جديدين أكثر استقرارًا، وكتليتهما معًا أقل من كتلة العنصر المشع، كما ينتج عدد من النيوترونات وطاقة هائلة (شكل 14).

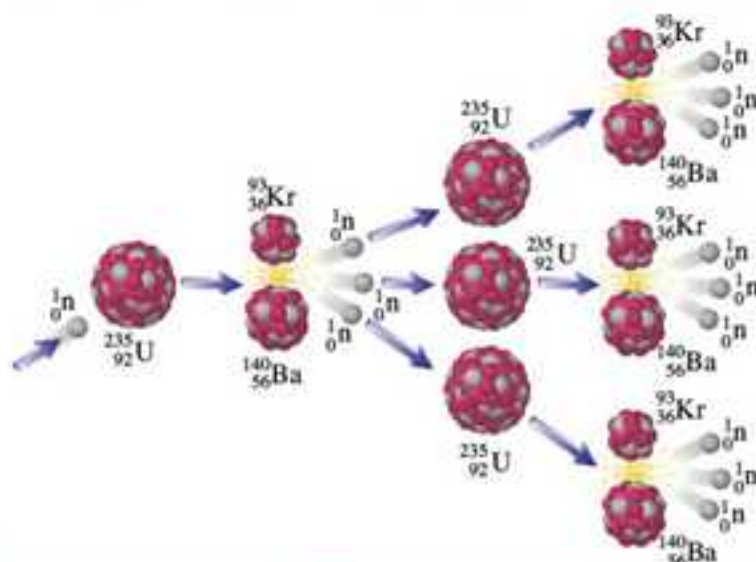


شكل (14)
انشطار نووي

كما يتضح من انشطار نظير اليورانيوم - 235:



وتقوم النيوترونات الناتجة من التفاعل الانشطاري بدور القذائف لتفاعلات انشطارية مماثلة وهكذا يستمر التفاعل الانشطاري بمجرد بدئه، ولذلك سُمي **بالتفاعل الانشطاري المتسلسل** (شكل 15).



شكل (15)

تفاعل انشطاري متسلسل



شكل (16)

نموذج لمفاعل الضبعة

- تعتبر المفاعلات النووية الانشطارية من التطبيقات السلمية الهامة للتفاعلات الانشطارية المتسلسلة والتفاعل الأساسي فيها هو انشطار نظير اليورانيوم - 235 (الوقود النووي) عن طريق قذفه بالنيوترونات البطيئة، ويُعد مشروع مفاعل الضبعة (شكل 16) هو أول محطة نووية لتوليد الكهرباء بمصر.

تخصيب اليورانيوم

- يحتوى اليورانيوم الطبيعي على:

- نظير اليورانيوم - 238 بنسبة حوالى % 99.3 وهو غير قابل للانشطار.

- نظير اليورانيوم - 235 بنسبة حوالى % 0.7 وهو القابل للانشطار.

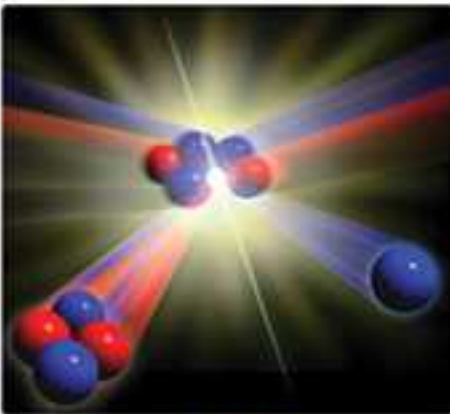
لذا تُجرى عملية زيادة نسبة نظير اليورانيوم - 235 فى اليورانيوم الطبيعي، وتُعرف هذه العملية **بتخصيب**

اليورانيوم وتختلف نسبة التخصيب حسب نوع التفاعل النووي المستهدف.

ففى مفاعلات توليد الكهرباء يكون التخصيب منخفضاً (% 3 - 5)، بينما يصل إلى أكثر من % 90 عند صناعة الأسلحة النووية المحظورة دولياً.

وتنتج التفاعلات الانشطارية كمية هائلة من الطاقة الحرارية، فالطاقة الناتجة عن انشطار 1 g من اليورانيوم - 235 تُعادل الطاقة الحرارية الناتجة عن احتراق 3 طن فحم.

3 تفاعلات الاندماج النووي Fusion reactions

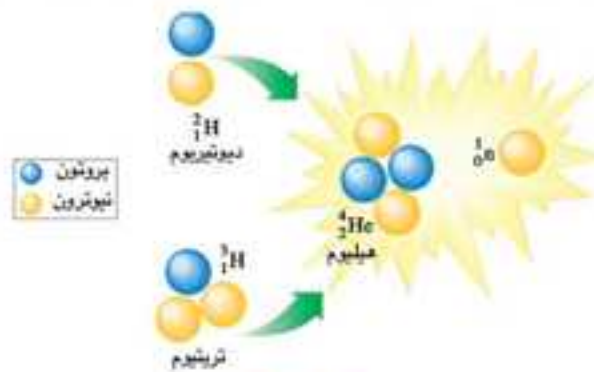


شكل (17)

اندماج نووى

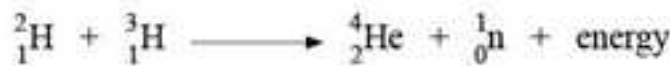
- تُعرف تفاعلات **الاندماج النووي** بأنها عملية دمج نواتين خفيفتين لتكوين نواة عنصر آخر كتلته أقل من مجموع كتل الأنوية المندمجة، حيث يتحول النقص فى الكتلة إلى طاقة، طبقاً لقانون أينشتاين.
- وتعتبر تفاعلات الاندماج النووي (شكل 17) عكس تفاعلات الانشطار النووي.

ومن أمثلة التفاعلات الاندماجية التي تحدث في المفاعلات النووية الاندماجية، التفاعل المُعبر عنه بالشكل (18).

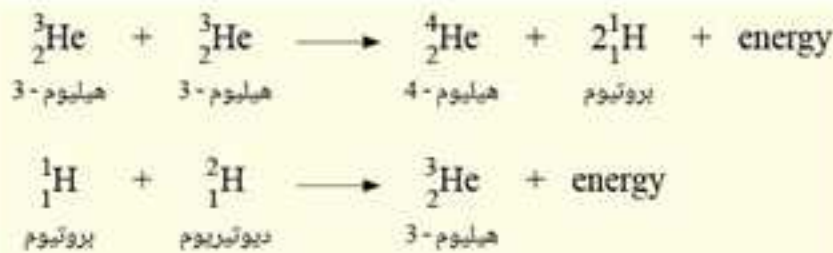


شكل (18)

اندماج نواة الديوتيريوم مع نواة التريتيوم



• ومن التفاعلات النووية الاندماجية التي تحدث داخل نجم الشمس:



• يمكن إجمال أوجه الاختلاف بين التفاعلات الكيميائية والتفاعلات النووية في الجدول (5):

جدول (5)

التفاعلات النووية	التفاعلات الكيميائية
• تتم عن طريق نيوكليونات النواة.	• تتم عن طريق إلكترونات مستوى الطاقة الخارجى.
• تتبع قانون بقاء الطاقة.	• تتبع قانون بقاء المادة.
• تُجرى فى ظروف مُعقدة وباحتياطات أمان خاصة.	• تُجرى فى ظروف غير مُعقدة غالبًا.
• تكون مصحوبة بانطلاق كميات هائلة من الطاقة.	• تكون مصحوبة بانطلاق أو امتصاص قدر محدود من الطاقة.

العلوم والتكنولوجيا والمجتمع (STS)

- تُعد الإشعاعات النووية ركيزة أساسية في عدد هائل من التطبيقات التكنولوجية السلمية التي تدفع عجلة التقدم في العديد من المجالات، مثل:

أ مجال الطب

- تُستخدم النظائر المشعة في عمليات التصوير والتشخيص والعلاج، ومن أهمها:

* نظير التكنيتيوم - 99:

يعد من أكثر النظائر المشعة استخدامًا في الطب الحديث خاصةً في تصوير العظام والرئة.

* نظير الثاليوم - 201:

يُستخدم في تقدير مدى نشاط القلب.

ب مجال الصناعة

- تُستخدم الإشعاعات النووية الصادرة من النظائر المشعة في:

* الكشف عن مواضع التسرب في أنابيب الغاز الطبيعي والبتروöl.

* البطاريات النووية التي تمتاز بالعمر الطويل وجودة الأداء لمدة تصل إلى 80 عام.

* بعض التفاعلات الصناعية، كما في استخدام أشعة جاما كبديل للحرارة والضغط المرتفعين والعوامل الحفازة في بعض التفاعلات الكيميائية لتحويل الجزيئات غير المتأينة إلى أيونات، مما يُسهل حدوث هذه التفاعلات.

ج مجال الزراعة

- يُستفاد من النظائر المشعة في القضاء على الحشرات

الضارة، بتعريضها لأشعة جاما الصادرة من نظير الكوبلت - 60.

كما تُستخدم في استنباط وتطوير سلالات من القمح مقاومة

للجفاف والملوحة، ويمكن زراعتها في البيئات الصحراوية.

كما تُستخدم بعض الإشعاعات في قتل البكتيريا التي

تعمل على إفساد الأغذية، دون تغير في الطعم أو

الجودة (شكل 19).



شكل (19)

عينتان من الفراولة تم تركهما في الهواء
لمدة 3 أيام

(العينة اليسرى تم تعريضها لأشعة جاما)

د مجال الأبحاث العلمية

• تُستخدم النظائر في العديد من الأبحاث العلمية.

مثل:

* تتبع مسار الفوسفور في النبات عن طريق خلط الفوسفور

العادي بالفوسفور المشع، وتحديد زمن وصوله إلى أوراق

النبات عن طريق استخدام عداد جيجر (شكل 20) المستخدم

في الكشف عن الإشعاعات النووية.

* تحديد مصدر الأكسجين الناتج من عملية البناء

الضوئي باستخدام نظير الأكسجين - 18، حيث

تبين أن مصدره الماء وليس غاز CO_2

• يُستخدم في تقدير أعمار مومياوات الفراعنة

باستخدام نظير الكربون - 14 (شكل 21).



شكل (20)

عداد جيجر



شكل (21)

مومياة الملك رمسيس الثالث



تقييم الباب الثالث

1 اختر الإجابة الصحيحة من بين الإجابات المعطاة:

- (1) يمثل عدد النيوكليونات كل من
 ① البروتونات والإلكترونات.
 ② دقات ألفا ودقيقة بيتا.
 ③ البروتونات والنيوترونات.
 ④ البوزيترونات والإلكترونات.
- (2) نظائر العنصر الواحد تتفق في كل مما يلي، عدا
 ① عدد البروتونات.
 ② الخواص الفيزيائية.
 ③ عدد الإلكترونات.
 ④ الخواص الكيميائية.
- (3) كل مما يلي تتأثر بالمجال الكهربى، عدا
 ① أشعة ألفا.
 ② أشعة بيتا.
 ③ أشعة البوزيترون.
 ④ أشعة جاما.
- (4) يتحول 0.00234 u من مادة إلى طاقة مقدارها
 ① 2.179 MeV
 ② 5.146 MeV
 ③ 9.302 MeV
 ④ 13.541 MeV
- (5) انبعاث دقيقة ألفا من نواة ذرة الراديوم - 226 يؤدي إلى تكوين نظير
 ① الرادون - 220
 ② الثوريوم - 232
 ③ الرادون - 222
 ④ الثوريوم - 228
- (6) ينشأ البوزيترون من تحول
 ① بروتون إلى إلكترون.
 ② إلكترون إلى بروتون.
 ③ بروتون إلى نيوترون.
 ④ نيوترون إلى بروتون.
- (7) عينة من عنصر مُشع تحتوى على $4.8 \times 10^{12} \text{ atom}$ وفترة عمر النصف له 2 yr ما عدد الذرات المتحللة بعد مرور 8 yr ؟
 ① $2.4 \times 10^{12} \text{ atom}$
 ② $4.2 \times 10^{12} \text{ atom}$
 ③ $3.6 \times 10^{12} \text{ atom}$
 ④ $4.5 \times 10^{12} \text{ atom}$
- (8) يعتمد عمل كاشف الدخان على نظير
 ① الأمريكيوم - 241
 ② النيتروجين - 14
 ③ اليورانيوم - 235
 ④ الماغنسيوم - 24

(9) يتحول نظير النيتروجين - 14 عند قذفه بجسيم ألفا إلى نظير

- ① الفلور - 17 ② الأكسجين - 17 وبرتوتون.
③ النيون - 20 ④ الأكسجين - 17 ونيوترون.

(10) يلزم لتشغيل مفاعلات القوى (توليد الكهرباء) تخصيب اليورانيوم، لتصل نسبة

- ① اليورانيوم - 235 إلى 5%
② اليورانيوم - 235 إلى 90%
③ اليورانيوم - 238 إلى 5%
④ اليورانيوم - 238 إلى 90%

(11) عند اندماج نواة X مع نواة Y تتكون نواة هيليوم - 4 ونيوترون و طاقة. ما النواتان X ، Y على الترتيب؟

- ① ديوتيريوم وتريتيوم. ② ديوتيريوم وبرتوتوم.
③ تريتيوم وبرتوتوم. ④ تريتيوم وتريتيوم.

(12) ما النظير المستخدم فى التعرف على مصدر الأكسجين الناتج من عملية البناء الضوئى؟

- ① الكربون - 12 ② الأكسجين - 16
③ الكربون - 14 ④ الأكسجين - 18

(13) أى مما يلى يمكن أن يكون الزمن اللازم لانحلال 53.125 % من أنوية عنصر مشع

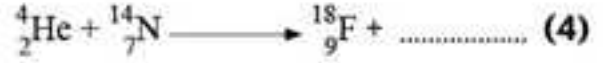
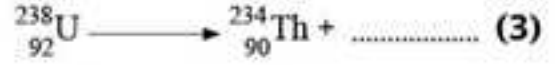
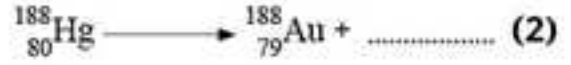
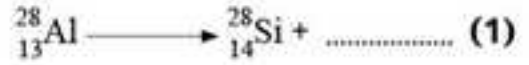
فترة عمر النصف له 32 min ؟

- ① 64 min ② 34 min
③ 30 min ④ 21 min

2 أكمل فراغات الجدول التالى بما يناسبها:

العناصر	^{23}Na	Y	Sn	Au
عدد البروتونات		39		79
عدد النيوترونات		50		
عدد الإلكترونات	11		50	
عدد النيوكليونات			118	197

3 أكمل المعادلات النووية التالية بما يناسبها:

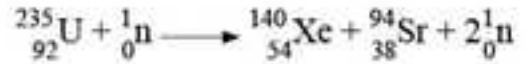


4 قارن بين كل من:

- (1) إشعاع ألفا و إشعاع بيتا و إشعاع جاما.
- (2) التفاعلات الكيميائية و التفاعلات النووية.

5 احسب كمية الطاقة الناتجة من التفاعل التالي

مقدرة بوحدة (MeV):



وبمعلومية البيانات الموضحة بالجدول المقابل.

المادة	الكتلة (u)
$^{235}_{92}\text{U}$	235.044
^1_0n	1.0087
$^{140}_{54}\text{Xe}$	139.905
$^{94}_{38}\text{Sr}$	93.906

6 احسب عدد جسيمات ألفا المنبعثة من نواة نظير الثوريوم $^{228}_{90}\text{Th}$ لكي يتحول إلى نظير البولونيوم $^{216}_{84}\text{Po}$

- 7 إذا كانت فترة عمر النصف لنظير الكوبلت - 60 تساوي 5.3 yr احسب الكتلة المتبقية من عينة منه قدرها 1 mg بعد مرور 15.9 yr

8 وضح فكرة عمل كاشف الدخان.

9 وضح أهمية كل من النظائر التالية:

- (1) نظير الثاليوم - 201 في مجال الطب.
- (2) نظير الكوبلت - 60 في مجال الزراعة.
- (3) نظير الأكسجين - 18 في مجال الأبحاث.



مذکرات



مذكرات

A series of horizontal lines for writing, starting from the top right and extending downwards. The lines are evenly spaced and cover the majority of the page area below the header.

