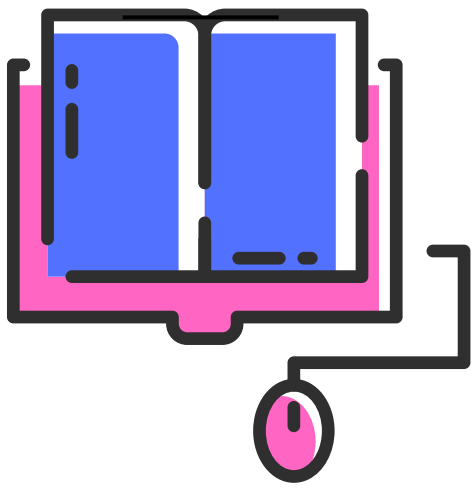
تم تحميل ورفع المادة على منصة



المعلم التعليمي

للعودة الى الموقع اكتب في بحث جوجل

المعلم التعليمي

ALMUALM.COM

انظم الى قناة المنهج السوداني على التلجرام

T.ME/ALMANHJ_S

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

الكيميـــــاء

الصف الأول الثانوي

لجنة بتكليف من المركز القومي للمناهج والبحث التربوي من الأساتذة:
د .على حمود على – جامعة الخرطوم /كلية التربية
د. إبراهيم مختار أحمد – جامعة الخرطوم / /كلية التربية

لجنة تطوير كتاب الكيمياء للصف الأول بتكليف من المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
د .على حمود على – جامعة الخرطوم /كلية التربية
د. إبراهيم مختار أحمد – جامعة الخرطوم / /كلية التربية
د. على محمد فضل المولى – المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
د.عوض الخليفة عثمان – المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
أ. إسماعيل عثمان علي – معلم بالمرحلة الثانوية – ولايةالخرطوم
أ. وداد محمد إبراهيم – معلمة بالمرحلة الثانوية – ولايةالخرطوم

إثراء وتطوير
د. على محمد فضل المولى – المركز القومي للمنـاهج والبحث التربوي
د.عوض الخليفة عثمان – المركز القومي للمنـاهج والبحث التربوي
د. رفيعة عبد الله فضل المولي – المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
أ.أحمد حمد النيل حسب الله – المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

التصميم التعليمي
د. على محمد فضل المولى – المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

التصميم والإخراج الفني
أ. مجدي محجوب فتح الرحمن – المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

الجمع بالحاسوب
عبد القادر موسي – المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

المحتويـــــــــــات

	المحتوي	الصفحة
	الوحدة الأولي :التركيب الذري للمـــادة	
	الدرس الأول : التركيب الذري للمادة.	١
	الدرس االثاني: نموذج رذفورد	٦
	الدرس الثالث:الإلكترونات في الذرة.	١٤
	الدرس الرابع: أعداد الكم.	٢٠
	الدرس الخامس :قيم اعداد الكم.	٢٧
	الوحدة الثانية: الروابط الكيميائية.	
	الدرس الأول : مقدمة عن الروابط الكيميائية.	٣٧
	الدرس االثاني: الرابطة الأيونية	٤٣
	الدرس الثالث: الرابطة الإسهامية.	٤٨
	الدرس الرابع: جزيئات العناصر.	٦٦
	الوحدة الثالثة : المعادلات الكيميائية.	
	الدرس الأول : المعادلات اللفظية	٧٦
	الدرس االثاني: وزن المعادلات الكيميائية	٨٤
	الوحدة الرابعة : التفاعلات الكيميائية.	
	الدرس الأول: التفاعلات الكيميائية	٩١
	الدرس الثاني:أعداد الأكسدة	٩٦
	الدرس الثالث تفاعلات الأكسدة والإختزال .	٩٩
	الدرس الرابع: وزن معادلات الأكسدة والإختزال.	١٠٢

	الوحدة الخامسة : الحساب الكيميائي.	
	الدرس الأول : مفهوم الحساب الكيميائي.	١٠٧
	الدرس االثاني: عدد أفقادرو.	١١٦
	الدرس الثالث: إيجاد الصيغة الجزيئية بإستخدام عدد المولات.	١٢٠
	الدرس الرابع: حسابات تتعلق بالصيغة الأولية.	١٢٥
	الدرس الخامس: العلاقة بين عدد المولات وحجم الغاز.	١٢٨
	الدرس السادس: النظائر.	١٣١
	الوحدة السادسة : قوانين الإتحاد الكيميائي.	
	الدرس الأول :قانون بقاء الكتلة.	١٤٤
	الدرس االثاني:قانون النسب الثابتة.	١٤٨
	الدرس الثالث: قانون النسب المتضاعفة.	١٥٤

بسم الله الرحمن الرحيم

المقدمة

أبناءنا وبناتنا طلاب المرحلة الثانوية، زملاءنا معلمي ومعلمات مادة الكيمياء بالمرحلة الثانوية.

السلام عليكم ورحمة الله تعالى وبركاته،،،

يسرنا أن نقدم لكم كتاب الكيمياء للصف الأول الثانوي، وذلك في إطار تطوير مناهج المرحلة الثانوية الذي يقوم به المركز القومي للمناهج والبحث التربوي ببخت الرضا.

يشتمل هذا الكتاب في صورته المطورة على خمس وحدات، قسمت كل وحدة إلى مجموعة من الدروس. وقد وُضعت لكل وحدة أهداف عامة، كما وُضعت لكل درس أهداف سلوكية خاصة تُمثل المخرجات المتوقعة للتعلم بعد دراسته، يُتوقع أن تتحقق.

لقد أُعد محتوى هذا الكتاب بهدف أن يُؤدي إلى اكتساب قدر معقول من المعرفة الكيميائية لطالب المرحلة الثانوية، مع تشجيع التفكير العلمي والتدريب على إجراء التجارب الكيميائية في مختبرات الكيمياء. كما يهدف محتوى هذا الكتاب إلى تطوير مهارات القراءة والاطلاع الذاتي لدى الطالب واكتساب مهارات النقاش والعمل الجماعي، وتنمية قدرات التفكير العلمي.

إننا إذ نقدم هذا الجهد العلمي نسأل الله تعالى أن يجد فيه أبناؤنا وبناتنا ما يُشكّل لهم قاعدة علمية في دراسة علم الكيمياء تكون عوناً لهم على استيعاب ما سيقدم لهم في مجال دراسة علم الكيمياء في سنوات دراستهم المقبلة. كما نأمل أن يجد فيه زملاؤنا معلمو ومعلمات الكيمياء ما يكون عوناً لهم يسترشدون به عند قيامهم بالتخطيط لتدريس مادة الكيمياء لطلابهم في المرحلة الثانوية.

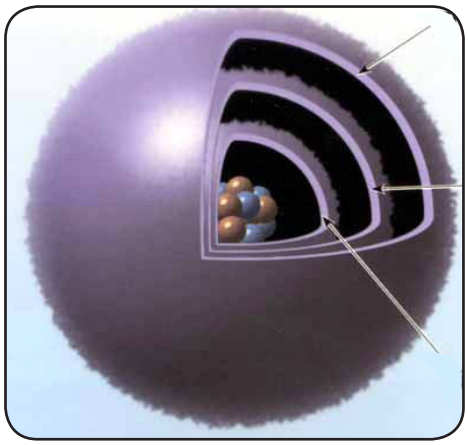
إننا نعلم أن أي جهد بشري مهما ارتفعت قيمته، لابد أن يُصاحبه شيء من القصور،

لذلك فإننا نرجو أن يتكرم الزملاء والزميلات معلمو الكيمياء بتقديم مقترحاتهم وملاحظاتهم حول هذا الكتاب، والتي ستكون بلا شك عوناً للقائمين بقسم الكيمياء بالمركز القومي للمناهج والبحث التربوي للقيام بالمزيد من الجهد للتطوير.
وفقنا الله وإياكم لما فيه الخير ،،، وآخر دعوانا أن الحمد لله رب العالمين.

لجنة التطوير

الوحدة الأولي

التركيب الذري للمـــادة



الدرس الأول

مدخل لتركيب الذري للمادة

مقدمة :

يعرّف علم الكيمياء بأنه هو العلم الذي يدرس تركيب المادة وتحولاتها والتفاعلات فيما بين المواد المختلفة، ولذلك انشغل الفلاسفة والعلماء الذين اهتموا بدراسة هذا العلم بالبحث عن سؤال أساسي وجوهري، وهو: مم تتكوَن المادة؟ ولقد كانت أولى النظريات التي حاولت الإجابة عن هذا السؤال ناتجة عن اجتهادات فلاسفة الإغريق القدماء. وقد جاءت تلك النظريات بمفهوم أن تركيب المادة لا نهائي؛ بمعنى أنه يمكن تقسيم المادة وتجزئتها إلى جسيمات أصغر وأصغر إلى ما لانهاية، أي أنه ليس هناك حد لتقسيم أو تجزئة المادة.

وقد ظهرت مدرسة أخرى تعارض هذا المفهوم عن تركيب المادة وترى أنه يمكن الوصول في النهاية إلى أصغر جزء من المادة، بمعنى أن تجزئة وتقسيم المادة إلى جسيمات أصغر وأصغر يمكن أن يُؤدي في نهاية المطاف إلى الوصول إلى أصغر وحدة في تركيب المادة. وقد أدى ذلك إلى ظهور مفهوم " الذرة" باعتبارها أصغر وحدة في تركيب المادة. وقد جاء مفهوم "الذرة" من الكلمة الإغريقية "atomos" والتي تعني الشيء الذي لا ينقسم. ومنها جاءت الكلمة الإنجليزية "atom" التي تعني الذرة.

ولقد جاءت النظريات القديمة التي حاولت تفسير تركيب المادة بناءً على التفكير الفلسفي المجرد وليس بناءً على نتائج التجريب العلمي.

النظرية الذرية لدالتون:

استطاع العالم الإنجليزي جون دالتون في مطلع القرن التاسع عشر الميلادي (1803) أن يفسر قوانين الاتحاد الكيميائي التي كانت سائدة في ذلك الوقت، وذلك من خلال نظريته الذرية والتي تُعد من أهم الخطوات التي قادت إلى تقدم علم الكيمياء في ذلك الوقت.

وتعد نظرية جون دالتون أول نظرية تتناول التركيب الذري للمادة معتمدة على التجريب. وما زالت مقبولة في إطارها العام مع تعديلات في بعض جزئياتها في ضوء الاكتشافات الحديثة.

افتراضات نظرية جون دالتون الذرية:

وقد بُنيت هذه النظرية على الافتراضات التالية:

١. يتكوّن أي عنصر من دقائق صغيرة لا يمكن تجزئتها تسمى ذرات.

٢. ذرات العنصر الواحد متماثلة في خواصها، وتختلف في ذلك عن ذرات العناصر الأخرى.

٣. يُمكن تفسير التفاعلات الكيميائية على أنها "عبارة عن تغيير في مواقع الذرات في المواد المتفاعلة إلى مواقع جديدة في المواد الناتجة".

نجحت نظرية دالتون في تفسير قوانين الاتحاد الكيميائي المعروفة حينذاك؛ وهي قانون حفظ الكتلة، قانون النسب الثابتة، وقانون النسب المضاعفة. وهو الأمر الذي ساعد على دعم هذه النظرية وقبولها من جانب العلماء في ذلك الوقت. وقد اعتبر دالتون أن الذرة هي أصغر وحدة في بناء المادة وأنها غير قابلة للتجزئة لما هو أصغر منها.

ورغم النجاح الذي حققته نظرية دالتون في حينها، في تفسير التفاعلات الكيميائية، إلا أن النظرية لم تستطع الإجابة عن تساؤل مهم، وهو: لماذا تحدث التفاعلات أصلاً بين المواد المختلفة؟

وعلى الرغم أن دالتون افترض أن الذرة غير قابلة للتجزئة، إلا أن الاكتشافات اللاحقة أثبتت أن الذرة تتكون من جسيمات (دقائق) أصغر.

وكما أن دالتون استطاع التوصل إلى نظريته بأن ربط عدة قوانين بفروض مشتركة، كذلك كان على علماء الكيمياء والفيزياء فيما بعد جون دالتون، أن يحاولوا ربط الحقائق من هنا وهناك ليخرجوا بتصور صحيح لحقيقة تركيب الذرة.

تجارب أنبوب التفريغ:

من المعلوم أن الغازات مواد عازلة لا توصل الكهرباء، إلا أنه إذا تم تفريغ أنبوب زجاجي جزئيّاً من الغاز فإن جدران الغاز تُشع ضوءاً خافتاً، وهو الأمر الذي يشير إلى توصيل الغاز للكهرباء تحت ضغط منخفض. وقد اتضح فيما بعد أن إشعاع جدران الأنبوب ناتج عن اصطدام أشعة صادرة من المهبط بجدران الأنبوب، لذلك سُمّيت هذه الأشعة بأشعة المهبط (الكاثود)، وسُمّي هذا الأنبوب الزجاجي المفرغ جزئياً من الغاز أنبوب التفريغ. أنظر الشكل (١-١).

بعض خصائص أشعة المهبط (الكاثود):

بنهاية القرن التاسع عشر الميلادي تمت دراسة أشعة المهبط على نطاق واسع للتعرف على خواصها، والتي يمكن تلخيصها فيما يلي:

تنحرف بواسطة مجال كهربائي وبواسطة مجال مغناطيسي.

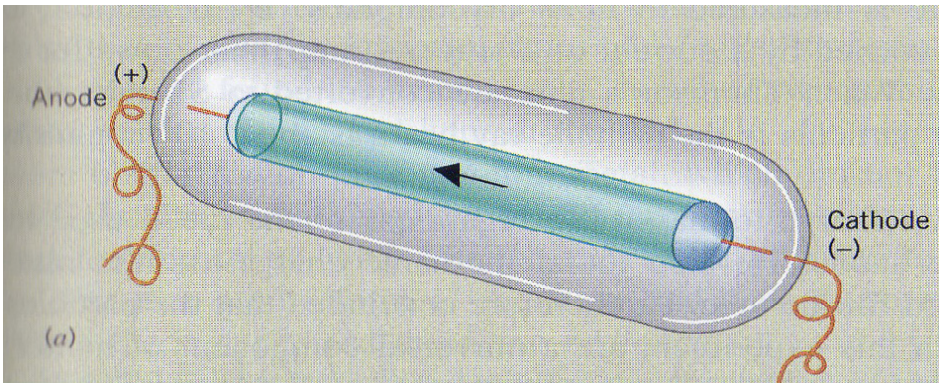
تسير في خطوط مستقيمة من المهبط إلى المصعد (أنظر الشكل ١-١).

تستطيع أن تحرك جسماً إذا وُضِع في مسارها.

تُلقي ظلالاً لجسم صلب إذا وُضِع في مسارها.

متماثلة دائماً بغض النظر عن المادة لكل من المهبط والمصعد، أو نوع الغاز في الأنبوب.

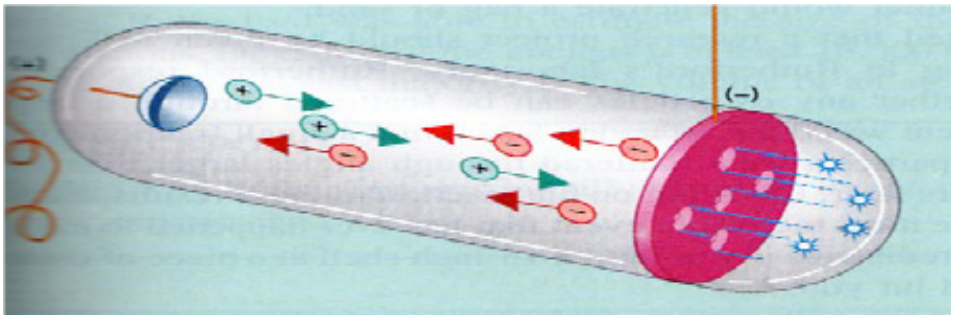
استطاع جوزيف طومسون أن يُحدد ماهية أشعة المهبط، حيث أوضح أنها جسيمات غاية في الصغر تحمل شحنات سالبة، كما استطاع أن يقيس نسبة الشحنة إلى الكتلة لهذه الجسيمات. وقد ثبت أن هذه النسبة ثابتة مهما كان نوع المعدن المصنوع منه كل من المهبط والمصعد في أنبوب التفريغ، ومهما كان نوع الغاز في الأنبوب. وقد سميت هذه الجسيمات بالإلكترونات، والإلكترون هو الإسم الذي يُطلق على الوحدة الأساسية للكهرباء السالبة.



الشكل (١–٢) أنبوب التفريغ ومسار أشعة المهبط

من الواضح أن جميع المواد في الطبيعة متعادلة كهربائياً في حالتها الطبيعية لذلك فقد توصل طومسون إلى ما يترتب على اكتشاف الإلكترون؛ فنسبة لأن المادة متعادلة كهربائياً فإن وجود جسيمات سالبة في بنية المادة يعني بالضرورة وجود جسيمات موجبة كهربائياً لتعادل تلك الجسيمات السالبة.

وقد لوحظ بالفعل وجود دقائق (جسيمات) موجبة الشحنة في أنبوب التفر يغ الكهربائي حيث تصطدم الإلكترونات المنبعثة من المهبط بجزيئات الغاز المتعادلة لتفقدها بعض إلكتروناتها لتصبح أيونات موجبة تتجه في مسار مستقيم تجاه المهبط. وقد أمكن ملاحظة هذه الجسيمات الموجبة عند استخدام مهبط مثقوب، حيث تنفذ الأيونات الموجبة من خلال الثقوب مكوِّنة ما ما يعرف بأشعة المصعد. الشكل (١–٣) يوضح أشعة المصعد

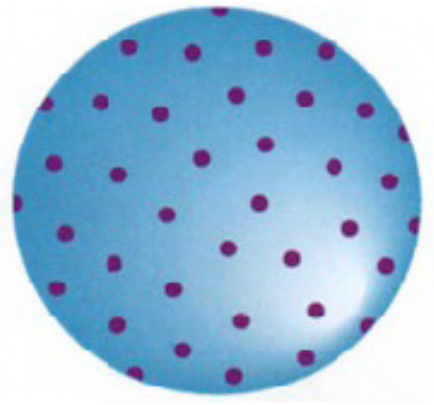


الشكل(١–٣) أشعة المصعد

ولذلك فقد وضع طومسون أنموذجاً لتركيب الذرة يتلخص فيما يلي:

١. الذرة عبارة عن كرة مصمتة من الشحنات الكهربائية الموجبة، يتخللها عدد من الإلكترونات مساو لمجموع الشحنات الموجبة.

٢. الذرة متعادلة كهربائياً لأن عدد الشحنات الموجبة يساوي عدد الشحنات السالبة.



الشكل(١-٣) نموذج طومسون لتركيب الذرة

وقد ظل نموذج طومسون لتركيب الذرة مقبولاً لعدة سنوات إلى أن توصل العالم رذرفورد إلى وضع تصور (أنموذج) عن تركيب الذرة، إذ لم يكن رذرفورد مقتنعاً تماماً بالنموذج الذي وضعه طومسون عن تركيب الذرة.

تقويم الدرس الأول :

- اذكر فروض نظرية دالتون .
- وضع طومسون نموذجاً لتركيب الذرة يتلخص في :

أ/ الذرة عبارة عن كرة ..... من الشحنات ..... يتخللها عدد من ..... ب/ الذرة..... كهربائياً لأن .....

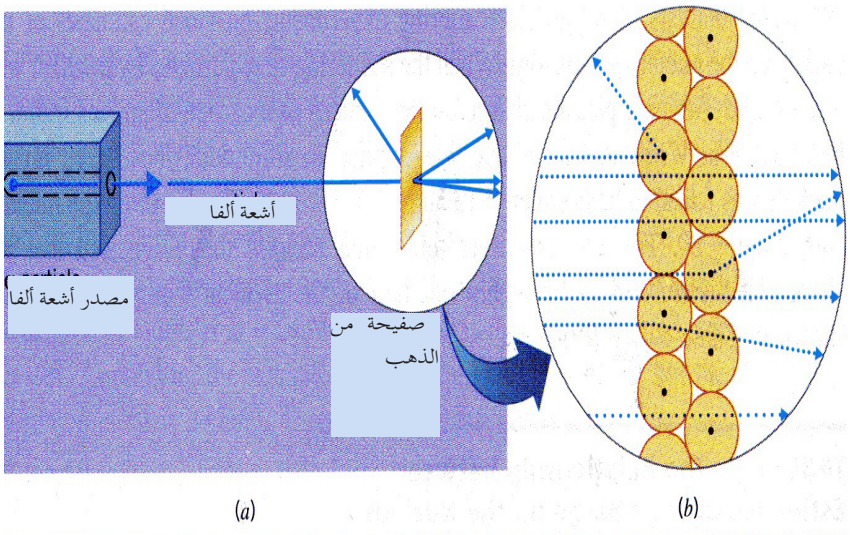
- ما هي أشعة للمهبط ؟

نموذج رذرفورد الذري

على الرغم من اقتناع رذرفورد بنموذج طومسون للذرة إلا أنه كان يتوقع وجود مجال كهربائي محيط بالذرة، ولكي يبرهن على ما كان يتوقعه أجرى رذرفورد وزملاؤه تجربة معملية شهيرة سميت بتجربة "الذهب لرذرفورد". وقد كان رذرفورد مهتماً بدراسة تأثير الأجسام الصلبة على مسار جسيمات أشعة ألفا، وهي أحد أنواع الأشعة والتي كانت حقيقتها معروفة في ذلك الوقت حيث أن هذه الجسيمات هي أيونات الهليوم تحمل شحنتين موجبتين (He^{2+}). وقد كان رذرفورد يهدف من تجربته الشهيرة قياس مقدار انحراف جسيمات ألفا عند اختراقها صفيحة رقيقة من معدن الذهب.

تجربة الذهب لرذرفورد:

قام رذرفورد بتوجيه شعاع من جسيمات ألفا الناتجة عن مصدر مشع إلى صفيحة رقيقة من الذهب، محاطة بغلاف مغطى بطبقة من كبريتيد الخارصين الذي يعطي وميضاً عند مكان اصطدام جسيمات ألفا به. (الشكل ١-٤).



شكل(١-٤) تجربة الذهب لرذرفورد

مشاهدات رذرفورد:

توقع رذرفورد أن تمر أشعة ألفا عبر صفيحة الذهب دون حدوث أي انحراف في مسارها (وفقا لنموذج طومسون).إلا أن رذرفورد شاهد ما يلي عند إجراء تجربة الذهب:

١. ٩٩,٩ ٪ من أشعة ألفا مرت خلال صفيحة الذهب دون حدوث أي انحراف في مسارها.
٢. عدد قليل من أشعة ألفا انحرفت عن مسارها عند نفاذها خلال صفيحة الذهب.
٣. القليل جدا من أشعة ألفا ارتدت إلى الخلف ولم تنفذ خلال صفيحة الذهب.

تفسير نتائج تجربة الذهب لرذرفورد:

رأى رذرفورد أن التفسير الوحيد لما حصل عليه من نتائج هو افتراض الآتي:
الشحنة الموجبة في نواة الذرة وكتلتها تتركزان في حيز صغير جداً من الحجم الكلي للذرة.

لذلك افترح ما يلي تفسيراً لما حصل عليه من نتائج:

١. معظم حجم الذرة فراغ خال من المادة، مما يفسر مرور ٩٩,٩ ٪ من أشعة ألفا دون أي انحراف.
٢. تنتشر في هذا الفراغ العريض إلكترونات الذرة.
٣. تتمركز الشحنة الموجبة ضمن حيز ضيق جداً من مركز الذرة، وهو ما يفسر انحراف القليل من أشعة ألفا نتيجة اقترابها من هذا الحيز.
٤. حدوث الإنحراف بسبب التنافر بين الشحنة الموجبة في مركز الذرة ودقائق أشعة ألفا موجبة الشحنة.
٥. بما أن كتلة الإلكترون صغيرة للغاية، فإن معظم كتلة الذرة يتركز في هذا الحيز الضيق جداً (النواة). وهو سبب آخر يفسر ارتداد جزء قليل جدا من أشعة ألفا بسبب اصطدامها بجسم ثقيل في مركز الذرة.
٦. بما أن الذرة متعادلة الشحنة، فإن عدد الإلكترونات في فراغ الذرة يساوي

مقدار الشحنة الموجبة المتمركزة في النواة.

بناءً على هذه التفسيرات وضع رذرفورد نموذجاً للذرة ما يزال مقبولاً حتى الآن.

نموذج رذرفورد للذرة:

- تتركز الشحنة الموجبة وكتلة الذرة في حيز ضيق من حجم الذرة. وقد سُمِّي هذا الحيز بنواة الذرة.
- تُحاط النواة بعدد من الإلكترونات مساوية للشحنة الموجبة بالنواة (الذرة متعادلة كهربائياً).
- بقياس نسبة ما انحرف بعيداً من أشعة ألفا قدّر رذرفورد أن حجم نواة الذرة أصغر من نصف قطرها بحوالي عشرة ألاف مرة على أقل تقدير.
- اقترح رذرفورد اسم " البروتون" للجسيمات الموجبة المتمركزة في نواة الذرة.
- عدد البروتونات في نواة الذرة " العدد الذري" Atomic Number ، ويرمز له بالحرف "Z".
- بناءً على هذا النموذج تحتوي نواة ذرة الهيدروجين على شحنة موجبة واحدة : Z = ١
- (بروتون واحد). ما بقي من حجم الذرة يحتله إلكترون واحد.

اكتشاف النيوترون:

تمكن العلماء باستخدام جهاز مطياف الكتلة المستخدم لمقارنة كتل الذرات بدقة من ملاحظة أن كتل ذرات العناصر المختلفة تكون عادة أكبر كثيراً من مجموع كتل إلكترونات وبروتونات الذرة. وقد دفع هذا الأمر العلماء للبحث عن جسيم ثالث بالذرة (غير مشحون؟) يشرح وجود الكتلة الإضافية للذرة. ولأن هذا الجسيم ليست له شحنة فقد فشل العلماء في التعرف عليه حتى عام 1932م ، حيث استطاع جيمس شادويك إثبات وجود ذلك الجسيم المتعادل في نواة الذرة. وقد أثبتت التجارب فيما بعد أن كتلة النيوترون تساوي تقريباً كتلة البروتون.

تمكن العلماء بعد اكتشاف النيوترون من وضع المعالم الأساسية لتركيب الذرة

وذلك باعتبار أنها تتكون من ثلاث جسيمات أساسية وهي البروتون، النيوترون، والإلكترون. وبالتالي يمكن تعريف الذرة وفقاً لذلك على النحو التالي:

جسيم صغير للغاية متعادل كهربائياً وله نواة صغيرة ذات شحنة موجبة تتركز فيها معظم كتلة الذرة ، وواحد أو أكثر من الإلكترونات سالبة الشحنة بعيد نسبياً عن النواة .

العدد الذري:

يُطلق على عدد البروتونات في نواة الذرة العدد الذري ويُرمز له عادة بالحرف Z. وفي الذرة المتعادلة فإن عدد البروتونات الموجبة يساوي عدد الإلكترونات السالبة. وهذا يعني أن العدد الذري يساوي كذلك عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة.

العدد الكتلي:

تتحدد كتلة الذرة بما تحتويه نواتها من بروتونات ونيوترونات، إذ أن كتلة الإلكترون صغيرة للغاية مقارنة بكتلة كتلة كلٍّ من البروتون والنيوترون، لذلك يتم تجاهل الإلكترونات في الذرة ـ مهما كثر عددها ـ عند الحديث عن كتلتها. ويطلق على عدد البروتونات والنيوترونات في الذرة بعدد الكتلة أو العدد الكتلي، ويُرمز له عادة بالحرف A.

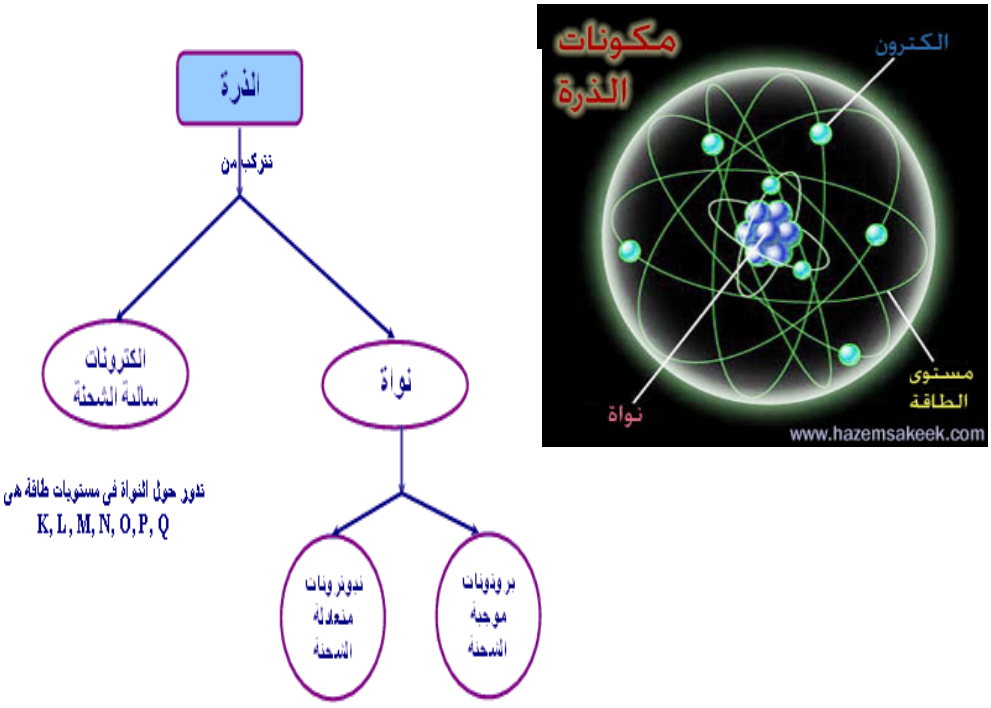
عليه يمكن حساب عدد النيوترونات في نواة الذرة على النحو التالي:

عدد النيوترونات = العدد الكتلي ـ العدد الذري، أي أنه يساوي A ـ Z .

الجدول (١ ـ ١) الكتل والشحنات النسبية للجسيمات الأساسية ومواقعها في الذرة

اسم الجسيم	الرمز	الكتلة بالجرام	الكتلة وحدة الكتلة الذرية	الشحنة
البروتون	+P	$10^{-24}\times1.6726$	1.0075	1+
النيوترون	N	$10^{-24}\times1.6749$	1.0087	0
الإلكترون	−e	$10^{-28}\times9.1096$	$10^{-4}\times5.4859$	1−

يمكن تصور الجسيمات الأساسية في الذرة كما تتضح في الشكل (١ ـ ٥) الذي يوضح الجسيمات الأساسية في الذرة.



الشكل (١ ـ ٥) الجسيمات الأساسية في الذرة

الكتل النسبية للذرات:

الذرات جسيمات صغيرة للغاية لذا يستحيل قياس الكتلة المطلقة لكل ذرة باستخدام المقاييس المألوفة لقياس كتل المواد والأشياء. ولكن ذلك لا يعني بأي حال من الأحوال أن الذرات ليست لها كتل، إذ أن أي جسيم مادي مهما صغر لابد أن تكون له كتلة. لذا يمكن الحديث هنا عن الكتل النسبية للذرات، وذلك من خلال مقارنة كتلة ذرة عنصر معين بكتلة ذرة عنصر آخر يعتبر معياراً أو مقياساً مرجعياً تُقاس على ضوئه كتل ذرات العناصر الأخرى، وهذا ما يعرف بالكتل النسبية للذرات. أما الجهاز المستخدم لتحديد الكتل النسبية لذرات العناصر المختلفة فهو جهاز المطياف الكتلي.

وحـدة الكتـلة الذرية:

تستخدم وحدة الكتلة الذرية (و.ك. ذ.) لقياس كتل الذرات المختلفة. وتعتبر كتلة أخف ذرة مساوية لوحدة واحدة بمقياس وحدة الكتلة الذرية (و. ك. ذ.). ويعبر عن كتلة أي ذرة أخرى باستخدام هذا المقياس.

النظائر Isotopes

اتضح من قياس كتل ذرات معظم العناصر وجود أكثر من نوع واحد من ذرات نفس العنصر من حيث الاختلاف في الكتلة. فعلى سبيل المثال اتضح باستخدام جهاز المطياف الكتلي أن لعنصر النيون نوعين من الذرات: إحداهما بكتلة ذرية = 20 وحدة كتلة ذرية ، ويُمثّل هذا النوع من الذرات ما يُعادل 90% من ذرات النيون الموجودة في الطبيعة. وتُمثّل هذه النسبة ما يُعرف بالوفرة النسبية لهذا النوع من ذرات النيون. والنوع الآخر من ذرات النيون بكتلة ذرية = 22 وحدة كتلة ذرية ويُمثّل هذا النوع من الذرات ما يُعادل 10%من ذرات النيون الموجودة في الطبيعة. وتُمثّل هذه النسبة كذلك ما يُعرف بالوفرة النسبية لهذا النوع من ذرات النيون.

ولحساب الوزن الذري للنيون لابد من أخذ المتوسط لكتل النوعين من ذرات النيون ولكن حسب نسبة وجود كل منها في الطبيعة:

$$\left(20\ \text{amu} \times \frac{90}{100}\right) + \left(22\ \text{amu} \times \frac{10}{100}\right) = 20.2\ \text{amu}$$

إذن الوزن الذري للنيون = 20.2 و.ك. ذ.

سميت هذه الذرات المختلفة للنيون " النظائر" Isotopes ، وتعني كلمة نظائر " نفس المكان" إشارة إلى وجود نظائر العنصر الواحد في نفس المكان في الجدول الدوري، كما سيتضح لك لاحقاً عند دراستك للجدول الدوري والذي يتم فيه ترتيب وتصنيف العناصر المختلفة. هذا، وقد اتضح أن لمعظم العناصر نظائر متعددة.

تعريف النظائر:

النظائر للعنصر الواحد هي عبارة عن ذرات لنفس العنصر تتفق في العدد الذري (أي في عدد البروتونات وعدد الإلكترونات) ولكنها تختلف في العدد الكتلي (أي

في عدد النيوترونات) وهذا يعني بالضرورة الاختلاف في كتلها. وما دامت نظائر العنصر الواحد تتفق في العدد الذري فلابد أن يكون لها نفس المكان (الموقع) في الجدول الدوري، إذ أن الجدول الدوري الحديث تُرتب فيه العناصر وفقاً لأعدادها الذرية.

كتابة رموز النظائر:

- يرمز للنظائر على النحو التالي: يكتب الرقم الكتلي على الركن الأيسر العلوي لرمز العنصر، فعلى سبيل المثال:

نظيرا النيون: ^{22}Ne ، ^{20}Ne

نظيرا الكلور: ^{37}Cl ، ^{35}Cl

وللهيدروجين ثلاثة نظائر تتفاوت وفرتها النسبية في الطبيعة وذلك على النحو التالي: ^{3}H ^{1}H ، ^{2}H. وأكثر هذه النظائر وفرة هو النظير الأول ^{1}H ، ويُعرف بالهيدروجين العادي، وأقلها وفرة هو النظير الثالث ^{3}H والمعروف بالترايتيوم.

تدريب: أحسب الوزن الذري للكلور علماً بأن للكلور نظيرين؛ تساوي كتلة النظير الأول 34.97 و.ك.ذ.، وتبلغ نسبته 75.77 % . وتساوي كتلة النظير الثاني 36.97 و.ك.ذ.، وتبلغ نسبته 24.23 % . (الإجابة: الوزن الذري للكلور = 35.45 و.ك. ذ.)

تقويم الدرس الثاني:

١. عرف :

- العدد الذري .
- العدد الكتلي .

٢. تتكـون الذرة مـن ثلاثة جسيمات أساسية أذكرهـا وأذكر نوع الشحنة التي يحملها كل جسيم .

٣. من مشاهدات التجربة التي أجراها رذرفورد . أ. اخترقت معظم جسيمات ألفا صفائح الذهب دون انحراف أو تغير في مسارها ما لاستنتـــــاج الذي خرج به من هذه المشاهدة .

٤. (يوجد بالذرة جزء كثيف جداًويشغل حيزاً صغيراً للغاية من حجم الذرة تتركز فيه معظم كتلة الذرة) على أي من المشاهدات بنى روذرفورد هذا الاستنتاج وما اسم هذا الجزء في الذرة .

٥. عدد النيوترونات في الذرة تساوي : (1) Z – A (2) Z + A

(3) A – Z . (4) Z فقط اختار الإجابة الصحيحة .

٦. العدد الكتلي لذرة البوتاسيوم 39 والعدد الذري 19 .

∴عدد البروتونات

∴عدد الالكترونات

∴عدد النيوترونات.

الدرس الثالث

الالكترونات في الذرة

مقدمة:

يفترض نموذج رذرفورد أن نواة الذرة تتركز في حيز ضيق جدا في مركز الذرة (النواة). وأن معظم حجم الذرة عبارة عن فراغ، وأن الإلكترونات توجد في الفراغ العريض حول النواة.

والسؤال الذي يتبادر إلى الأذهان هنا هو: ماذا عن هذه الإلكترونات؟

هل هي ساكنة ولا تتحرك؟ والذي يترتب على ذلك إن كانت ساكنة ولا تتحرك؟

وهل يمكن أن تبقى ساكنة وتظل موجودة في الفراغ حول النواة؟

فإذا كانت الإلكترونات ثابتة في مواقعها فما الذي يمنع انجذابها نحو النواة ذات الشحنة الموجبة والسقوط فيها نتيجة للتجاذب بين الجسيمات ذات الشحنات المتعاكسة؟ وحدوث هذا السقوط يعني إنهيار نموذج رذرفورد، وهذا لايتفق مع الواقع المشاهد.

اقترح رذرفورد في البداية أن الإلكترونات تدور حول النواة في مدارات ثابتة ومحددة. وبالتالي يمكن اعتبار أن: قوة الطرد المركزية الناشئة عن دوران الإلكترونات تعادل قوة جذب النواة للإلكترونات. لذلك ستبقى الإلكترونات ثابتة في مواقعها ولا تسقط في النواة.

اتضح أن هذا التصور لحركة الإلكترونات يتعارض مع مبادئ الفيزياء الكلاسيكية (فيزياء ما قبل القرن العشرين). إذ توضح هذه المبادئ أن : أي جسم يتحرك دائرياً لابد أن يفقد جزءً من طاقته. وهذا يعني أن الإلكترون لن يستمر متحركاً في مدار ثابت بل سيتحرك في مدار حلزوني مقترباً من نواة الذرة. وستكون المحصلة النهائية: سقوط الإلكترون في النواة ويعني ذلك انهيار نموذج رذرفورد بكامله.

أما افتراض أن الإلكترون غير متحرك فهو غير مقبول بدءً لأن قوى التجاذب

الكهروستاتيكي بين النواة الموجبة والإلكترون السالب سوف تعمل تلقائياً على إسقاط الإلكترون في الناوة.

إذن المنطق يقول لابد أن تكون الإلكترونات متحركة. إلا أن مبادئ الفيزياء الكلاسيكية تشير إلى أن أي جسم مشحون كهربائياً يتحرك حركة دائرية لابد أن يفقد جزءاً من طاقته ، ويتحول مساره الدائري إلى مسار حلزوني إلى أن يفقد طاقته ويسقط. وهذا يعني أن الإلكترون الذي يتحرك حول النواة سيفقد بالتدريج جزءاً من طاقته ويسقط في النهاية في نواة الذرة. وبمعنى آخر فإن "ذرة رذرفورد" غير مستقرة ولابد من البحث عن تصور آخر "نموذج آخر" للذرة، أو تصحيح للنموذج الذي وضعه رذرفورد ليستوعب مبادئ الفيزياء الكلاسيكية ذات الصلة بحركة الإلكترونات حول نواة الذرة.

نموذج بوهر للذرة:

قام العالم الفيزيائي نيلز بوهر Neils Bohr بتطوير نموذج للذرة قاد إلى النموذج الحديث القائم عليه الفهم الحالي لتركيب الذرة. واستناداً إلى بعض الحقائق التي توفرت له من أبحاث علماء الفيزياء ومن تجاربه الخاصة تمكن بوهر من وضع الفرضيات التالية التي تشكل أساساً لنموذجه عن تركيب الذرة.

١. يتحرك الإلكترون في الذرة في مدار ثابت ومحدد، ويكون لكل مدار محدد يتحرك فيه الإلكترون طاقة محددة وثابتة تعتمد على قربه أو بعده من النواة.

٢. وُجد أن أقصى عدد من المدارات في الذرات المعروفة في الحالة المستقرة هو سبعة مدارات. ويُعطى لكل مدار حرف يرمز للمدار وذلك على النحو التالي:

- يُرمز للمدار الأول بالحرف K.
- يُرمز للمدار الثاني بالحرف L.
- يُرمز للمدار الثالث بالحرف M.
- يُرمز للمدار الرابع بالحرف N.
- يُرمز للمدار الخامس بالحرف O.

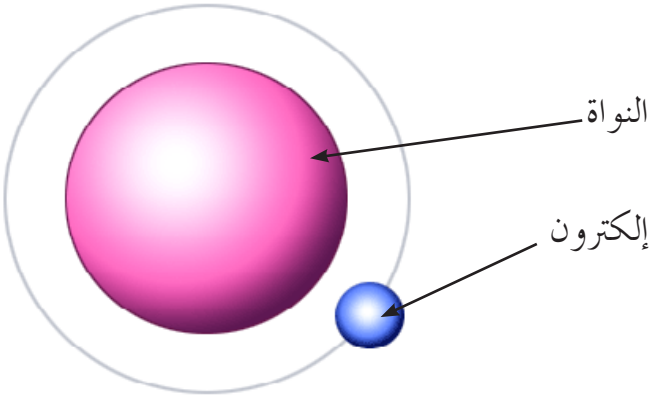
- يُرمز للمدار السادس بالحرف P.
- يُرمز للمدار السابع بالحرف Q.

3. عندما تتحرك الإلكترونات كلٌّ في مداره المحدد، فإن الإلكترون لا يفقد طاقة، ولكن إذا انتقل الإلكترون من مدار ذي طاقة معينة إلى مدار آخر ذي طاقة أقل فإن الذرة تنبعث منها طاقة تساوي الفرق بين طاقتي المدارين، ويظهر فقدان الطاقة ذلك على هيئة انبعاث ضوء.

٤. يتبع الإلكترون في حركته حول النواة في المدار المحدد له مساراً دائرياً مما يُؤدي إلى نشوء قوة طاردة مركزية تعادل قوة جذب النواة للإلكترون فلا يسقط الإلكترون في النواة.

ويُعد نموذج بوهر أول نموذج للذرة يصادف نجاحاً في تصوره للإلكترون وهو يدور حول النواة في مدارات ذات طاقة محددة.

اختار بوهر ذرة الهيدروجين لتطبيق نظريته حول تركيب الذرة والتي تركز في المقام الأول على موقع وحركة الإلكترونات في الذرة. وقد اختار ذرة الهيدروجين لذلك باعتبار أنها أصغر الذرات، إذ تحتوي على إلكترون واحد (أنظر الشكل ١ ـ٦) وبالتالي أمكنه تفادي التعقيدات الناتجة عن تعدد الإلكترونات في الذرة مما يؤدي إلى تعقيدات في مواقع وحركة تلك الإلكترونات في الذرات عديدة الإلكترونات.



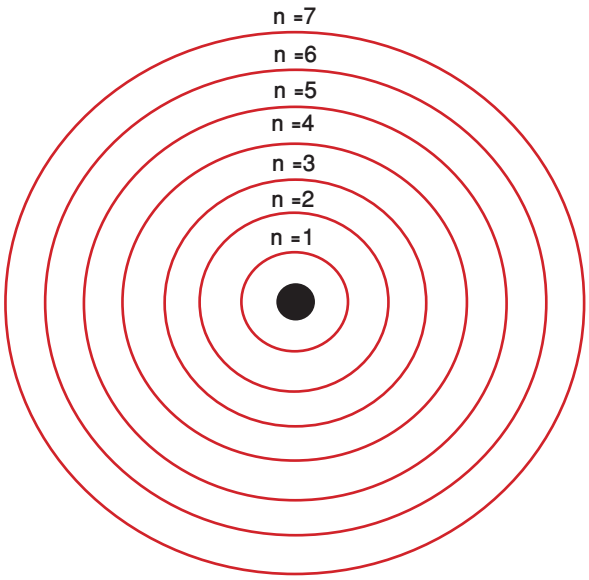
الشكل (١ ـ٦) تركيب ذرة الهيدروجين

ليتضح من الشكل (١ ـ٦) أن ذرة الهيدروجين العادي تحتوي على: بروتون واحد، إلكترون واحد، ولا تحتوي على أي نيوترونات، وهي الذرة الوحيدة التي لا تحتوي على نيوترونات.

وفيما يلي يمكن الإشارة إلى النقاط الأساسية في هذا النموذج:

- يتحرك الإلكترون حول النواة في مسارات دائرية (مدارات) ثابتة، كما تتحرك الكواكب حول الشمس.
- تتناسب طاقة الإلكترون طردياً مع بعد المدار الذي يتحرك فيه عن النواة.
- هناك عدد محدد من المدارات بطاقات محددة يمكن أن يتحرك فيها الإلكترون.
- يكتسب الإلكترون طاقة عندما ينتقل إلى مدار أعلى، ويفقد ذات القدر من الطاقة عندما يعود إلى مداره الأدنى.
- الطاقة الممتصة أو المنبعثة عند انتقال الإلكترون من مدار إلى آخر تساوي تماما فرق الطاقة بين المدارين.

- يتحرك الإلكترون حول النواة في مسارات دائرية (مدارات) ثابتة، كما تتحرك الكواكب حول الشمس.
- تتناسب طاقة الإلكترون طردياً مع بعد المدار الذي يتحرك فيه عن النواة.
- هناك عدد محدد من المدارات بطاقات محددة يمكن أن يتحرك فيها الإلكترون.
- يكتسب الإلكترون طاقة عندما ينتقل إلى مدار أعلى، ويفقد ذات القدر من الطاقة عندما يعود إلى مداره الأدنى.



الشكل (١ – ٧) مدارات نموذج بوهر للذرة

بناءً على نموذج بوهر: تمتص ذرة الهيدروجين طاقة ضوئية عند إثارة الإلكترون من مدار ذي طاقة أقل ($n = 1$) إلى مدار ذي طاقة أعلى ($n = 3$) وتنبعث نفس الطاقة عند عودة الإلكترون إلى مداره.

تقويم الدرس الثالث

١. ما أبرز أوجه القصور في نموذج رذرفورد لتركيب الذرة خاصة فيما يتعلق بحركة الإلكترونات.

٢. أذكر الفرضيات التي وضعها بوهر والتي تشكل أساساً لنموذجه عن حركة الإلكترونات.

٣. لماذا اختار بوهر ذرة الهيدروجين لتطبيق نموذجه؟

٤. لماذا تفقد الذرة أو تكتسب طاقة إذا انتقل الإلكترون من مدار ذي طاقة معينة إلى مدار آخر؟

٥. كيف تمكن بوهر أن يُعالج أوجه القصور في نموذج رذرفورد خاصة فيما يتعلق بحركة الإلكترونات في الذرة؟

أعداد الكم

هي أربعة أعداد توضح إحداثيات الإلكترون في الذرة وتحدد حجم الحيز من الفراغ الذي يكون إحتمال تواجد الإلكترون فيه كبيراً ، كما تحددطاقة المدارات وأشكالها وإتجاهاتها بانسبة لمحاور الذرة في الفراغ.

عدد الكم الرئيسي Principal Quantum Number

- لقد أثبتت نتائج الدراسات حول الذرة أن لكل إلكترون مقداراً من الطاقة يختلف باختلاف الغلاف أو المستوى أو الفلك الذي يدور فيه ذلك الإلكترون . وبناء على مقدار طاقة الإلكترونات فهي تتوزع حول النواة في أغلفة أو مستويات طاقة رئيسة (مدارات)وفرعية وأفلاك . ويعطي لكل مستوى طاقة رئيسي عدد كمي رئيسي ويرمز له بالحرف (n) ، ويحدد هذا العدد طاقة المستوى ويكون الإلكترون في مستوى الطاقة الأول (n = 1) أقل قدر من الطاقة وهو المستوى الأقرب للنواة وتزداد مقادير الطاقة تباعاً بازدياد العدد الكمي الرئيسي الذي تنتمي إليه الإلكترونات ويحدد عدد الكم الرئيسي :

١. بعد الغلاف أو مستوى الطاقة عن النواة .
٢. كما يحدد أيضاً حجم الذرة عندما يكون هو الغلاف الخارجي للذرة .

عدد الكم المجالي الثانوي : Azimuthal Quantum Number

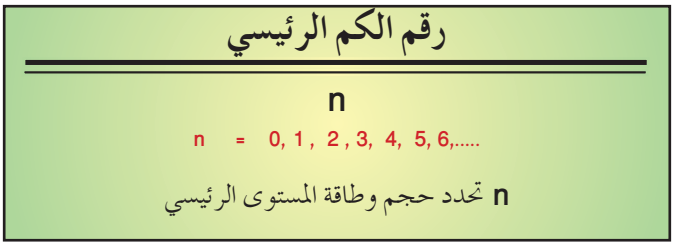
لقد أظهرت الدراسات أن الإلكترونات ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد، عدا المستوى الأول لا تحتوي الطاقة نفسها ، وإنما تتوزع على مستويات فرعية مختلفة الطاقة . ويرمز لتلك المستويات الفرعية بالأحرف : s ، p ، d ، f بدءاً من المستوى الفرعي الأول (S) ثم المستوى الفرعي الثاني (P) ، و المستوى الفرعي الثالث (d) ثم المستوى الفرعي الرابع (f) وهكذا . وتزداد طاقة الإلكترونات في المستويات الفرعية التالية لمستوى رئيسي ومن حسب ترتيب تلك الحروف . ويكون لكل مستوى رئيسي عدد من المستويات الفرعية يطابق عدد الكم الرئيسي لذلك

المستوى . فالمستوى الرئيسي الأول (n = 1) له فرع واحد ، المستوى الرئيسي الثاني (n = 2) له مستويان فرعيان هما : 2s و 2p . أما المستوي الرئيسي الثالث (n = 3) فله ثلاثة مستويات فرعية هي : 3d ، 3p ، 3s .

ولعلك تلاحظ أن العدد الكمي الرئيسي الذي يشير إلى المستوي الرئيسي للطاقة يستخدم مع الحروف التي ترمز للمستويات الفرعية للتمييز بين تلك المستويات الفرعية في المستويات الرئيسة .

فالرمز 3s مثلاً يستخدم ليشير إلى مستوى فرعي أول في المستوى الرئيسي الثالث، والرمز 4d يستخدم ليشير إلى مستوى فرعي ثالث في المستوي الرئيسي الرابع ، ..... ، وهكذا .

شكل (١-٨): مستويات الطاقة الفرعية



شكل (١-٩): قيم عددالكم الرئيسي

ويستخدم العدد الكمي الثانوي للتعبير عن مستويات الطاقة الفرعية وأشكالها ويعطي الرمز ℓ ، وتحدد قيمة العدد الكمي الثانوي الرئيسي المعين ويأخذ العدد الكمي الثانوي قيماً تتراوح بين الصفر إلى القيمة (n – 1) ، حيث يمثل الحرف (n) العدد الكمي الرئيسي .

مثال(١-٥)

إذا كانت n = ١

فإن ل = صفر(الفلك s)

مثال(١-٦)

إذا كانت n = ٢

فإن قيم ل = صفر و ١

مثال(١-٧)

إذا كانت n = ٣

فإن قيم ل = صفر و 1 و 2(s ،p، d)

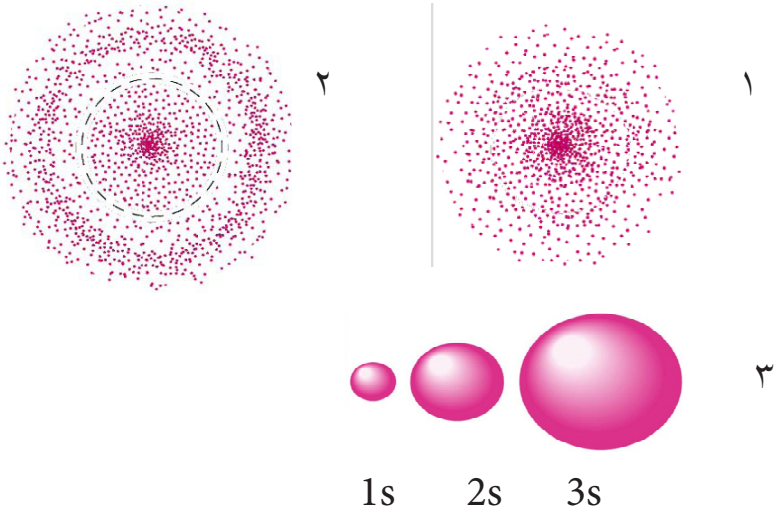
الجدول (١-٢) مستويات الطاقة الرئيسة الأربعة الأول وأعدادها الكمية الرئيسة والأعداد الكمية الثانوية لمستوياتها الفرعية .

مستوى الطاقة الرئيسي	قيم عدد الكم الرئيسي n	قيم عدد الكم الثانوي ل	رمز مستوى الطاقة الفرعي
الأول K	1	صفر	1s
الثاني L	2	صفر 1	2s 2p
الثالث M	3	صفر 1 2	3s 3p 3d
الرابع N	4	صفر 1 2	4s 4p 4d 4f

ويلاحظ من الجدول (١–١) أن قيم العدد الكمي الثانوي تتحدد عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيسي .

فإذا كانت لعدد الكم الثانوي قيمة واحدة فقط (صفر) فهذا يعني أنه يوجد مستوى طاقة فرعي واحد في هذا المستوى الرئيسي والذي سيكون بالضرورة هو المستوى الرئيسي الأول .

أما إذا كانت لعدد لكم الثانوي قيمتان (صفر ، ١) فهذا يعني أنه يوجد مستويان فرعيان للطاقة في هذا المستوى الرئيسي والذي هو مستوى الطاقة الرئيسي الثاني والذي تساوي قيمة العدد الكمي الرئيسي له 2 وهكذا .



الشكل(١–١٠): المدار الفرعي (s)

يشتمل المستوي الفرعي الواحد على عدد من الأفلاك أو المجالات الالكترونية، عدا المستوى الفرعي الأول الذي يشتمل على فلك أو مجال الكتروني واحد فقط في كل مستويات الطاقة الرئيسة .

أما المستوى الفرعي الثاني P فيشتمل على ثلاثة أفلاك في كل مستوى من المستويات الرئيسة ويشتمل المستوى الفرعي الثالث d على خمسة أفلاك .

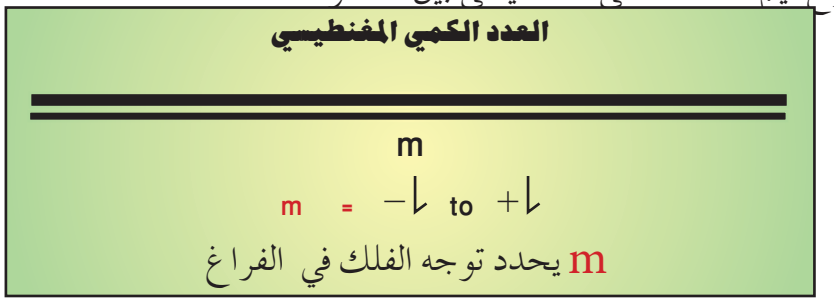
الجدول (١–٣) عدد الأفلاك في مستويات الطاقة الفرعية الأربعة الأولى :

مستوى الطاقة الفرعي	رمزه	عدد الأفلاك
الأول	s	1
الثاني	P	3
الثالث	d	5
الرابع	f	7

لابد من التركيز هنا أن هناك فروقاً بين الأفلاك الالكترونية المختلفة سواء كانت من النوع نفسه أم من أنواع مختلفة . فمثلاً الأفلاك 1s ، 2s ، 3s كلها كروية الشكل ، ولكن الفرق بينها يتلخص في أن المناطق التي تمثل أكبر الاحتمالات لوجود الإلكترون فيها تزداد بعداً عن النواة كلما زاد العدد الكمي الرئيسي للفلك . فإذا قارنا الكتروناً في الفلك 1s بإلكترون في الفلك 2s نلاحظ أن الأخير يقضي وقتاً أطول بعيداً عن النواة ، وذلك لأن طاقة الإلكترون في الفلك 2S أكبر من طاقة الإلكترون في الفلك 1s .

عدد الكم المغناطيسي Magnetic Quantum Number

يُعطي العدد الكمي المغناطيسي وصفاً لاتجاهات الأفلاك في فضاء الذرة، ويرمز له بالحرف m . ويأخذ قيماً تعتمد على قيم العدد الكمي الثانوي ل ، وتتراوح قيم العدد الكمي المغناطيسي بين – ل و + ل.



شكل(١–١١): قيم عدذ الكم المغنطيسي

عدد الكم المغزلي أو الدوراني . Spin Quantum Number

من المهم هنا ، وقبل التعريف بعدد الكم المغزلي ، التذكير بأن الإلكترون في الذرة يدور حول محوره بالاضافة إلى حركته الذاتية في فلك معين . ويمكن تصور اتجاهين لدوران الإلكترون حول محوره في اتجاه عقارب الساعة ، والآخر في عكس اتجاه عقارب الساعة. ولما كان دوران أي جسم مشحون بشحنة كهربائية ينتج عنه مجال مغناطيسي ، فإن لاتجاه دوران الإلكترون حول محوره أهمية كبرى في حساب الطاقة في الذرة . لذا فإن الإلكترونين في الفلك الواحد يدوران حول محوريهما باتجاهين متعاكسين فيكونا مجالين مغناطيسيين متعاكسين ينتج عنهما تجاذب الإلكترونين لبعضهما بقوة تتغلب على قوة التنافر بسبب تشابه الشحنة الكهربائية السالبة المحمولة عليهما . ولهذا السبب يمكن أن يشغل الالكترونان حيزاً من الفراغ المسمى بالفلك شريطة أن يكونا متعاكسين الاتجاه من حيث الدوران الذاتي .

يعطي العدد الكمي المغزلي للإلكترون وصفاً لاتجاه دوران الإلكترون حول محوره أثناء دورانه حول محوره .

وبما أن لهذا الدوران اتجاهين ؛ إما مع أو عكس عقارب الساعة ، فإن للعدد الكمي المغزلي قيمتين فقط وقد اتفق على أن يعطي أحد اتجاهي دوران الالكترون حول محوره قيمة + ، وبالتالي فإن الدوران في الاتجاه المعاكس يعطي قيمة –. ويرمز لعدد الكم المغزلي الرمز S.

الجدول (١–٤): أعداد الكم وقيمها

الإسم	الرمز	القيمة	المعنى الفيزيائي
عدد الكم الرئيس	n	$1،2،3.....\rightarrow \infty$	يحدد المدار الرئيس للإلكترون وطاقته
عدد الكم المجالي	l	$0،1،2،3.....\rightarrow (n-1)$	يحدد شكل المدار
عدد الكم المغنطيسي	m	$-l \rightarrow +l$	يحدد توجه المدار في الفراغ
عدد الكم المغزلي	s	$\pm\frac{1}{2}$	يحدد الحركة النموذجية للإلكترون وإتجاهه

تقويم الدرس الرابع :

1. ماذا تعني لك الرموز التالية : أ. 3s ب. 4d
2. يزداد مقدار الطاقة بزيادة العدد الكمي الرئيسي الذي تنتمي إليه الإلكترونات وبالتالي تم معرفة بُعدين هامين للذرة أذكرهما .
3. (مستوى الطاقة الرئيسي الواحد يحتوي على مستويات فرعية عدا مستوى الطاقة الرئيسي الأول) كيف تم التوصل إلى هذه الحقيقة .
4. أكمل الجدول التالي :

عدد الكم الرئيسي	عدد المستويات الفرعية	رمز المستويات الفرعية
1	.....	.....
2	.....	s ، p
3	.....	.....
4	4 مستويات فرعية	.....

5. حدد الترتيب الصحيح للمستويات الفرعية التالية:

- s < p < d < f
- s > p > d > f
- s < p < f < d
- s < p < d < f

الدرس الخامس

قيم الأعداد الكمية

لا تأخذ الأعداد الكمية أية قيمة ممكنة ولكن ترتبط قيم هذه الأعداد ببعضها البعض كما يلي :

- أولاً : العدد الكمي الرئيسي n يساوي دائماً عدد صحيحاً موجباً ، أي :
  1 ، 2 ، 3، ..... .
- ثانياً : يأخذ العدد الكمي الثانوي ﻝ أية قيمة موجبة صحيحة ابتداء من الصفر بحيث لا تزيد عن (n – 1) ، أي أن قيم ﻝ تتراوح بين صفر ، ..... حتى (n – 1) .
- ثالثاً : يأخذ العدد الكمي المغناطيسي m قيمة صحيحة سالبة أو موجبة بحيث لا تقل عن (– ﻝ) ولا تزيد عن (+L) ، أي أن :
  M= +ﻝ ،.،.،.،.،.،.،.،.،.،.صفر.،.،.،.،.،.،.،.،.،.، – ﻝ
- رابعاً : لا يرتبط العدد الكمي المغزلي بالاعداد الكمية الأخرى ويساوي دائماً إحدى قيمتين (+ $\frac{١}{٢}$) أو (– $\frac{١}{٢}$) .

يكوِّن الالكترون وهو يتحرك (يدور) حول محوره مجالاً (حقلاً) مغناطيسياً يعتمد اتجاهه على اتجاه حركة الالكترون ، ويكوّن الكترونان يتحركان (يدوران) حول محوريهما باتجاهين متعاكسين مجالين (حقلين) مغناطيسيين متعاكسين ينتج عنهما تجاذب الالكترونين لبعضهما بقوة تتغلب على قوة التنافر بسبب تشابه الشحنة الكهربائية المحمولة عليهما ولهذا السبب يمكن أنْ يشغل الالكترونان حيزاً من الفراغ المسمى بالفلك شريطة أن يكونا متعاكسي الاتجاه من حيث اللف أو الدوران الذاتي .

إنَّ الشئ المهم في هذا الإطار أنه غير مسموح لالكترونين أنْ يكون لهما نفس الأعداد الكمية الأربعة في داخل الذرة الواحدة وهذا يعني أن الفلك الواحد يمكنه أن يستوعب فقط الكترونين لا أكثر .

الجدول (١–٥) : قيم عدد الكم لمستويات الطاقة الرئيسة.

عدد الكم الرئيس n	مستوى الطاقة الرئيس	عدد الكم الثانوي l	عدد الكم المغناطيسي m	عدد الكم الغزلي s	رمز الفلك	العدد الكلي للالكترونات
1	K	صفر	صفر	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$	1s	2
2	L	صفر	صفر	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$	2s	8
		1	1–	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$	2p	
			صفر	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$		
			1+	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$		
3	M	صفر	صفر	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$	3s	18
		1	1–	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$	3 p	
			صفر	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$		
			1+	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$		
		2	2–	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$	3 d	
			1–	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$		
			صفر	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$		
			1+	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$		
			2+	$-\frac{1}{2}$ ، $+\frac{1}{2}$		

الجدول (١–٦) : مستويات الطاقة الفرعية في المستويات الرئيسة الثلاثة الأولى وعدد الأفلاك والسعة القصوى لكل مستوى

عدد الطاقة الرئيس	مستوى الطاقة الرئيس	عدد الكم الرئيس	مستوى الطاقة الفرعية	عدد الأفلاك	السعة الإلكترونية
1	K	1	1 s	1	2
2	L	2	2 s 2 p	1 3	4 8 9 18 6
3	M	3	3 s 3 p 3 d	1 3 5	2 6 10

عموماً نلخص وظائف الأعداد الكمية الأربعة كالآتي :

١. العدد الكمي الرئيس (مستوى الطاقة الرئيس) : يحدد حجم المدار والطاقة الكلية للإلكترون .

٢. العدد الكمي الثاني (مستوى الطاقة الفرعي) : يحدد أيضاً طاقة الإلكترون داخل المستوى الفرعي كما يعطي شكل الفلك .

٣. العدد الكمي الثالث (المغنطيسي) : يحدد اتجاه الفلك في فضاء الذرة كما يحدد عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الفرعي .

٤. العدد الكمي الرابع (الحركة المغزلية) : يحدد حركة دوران الإلكترون حول محوره الذاتي .

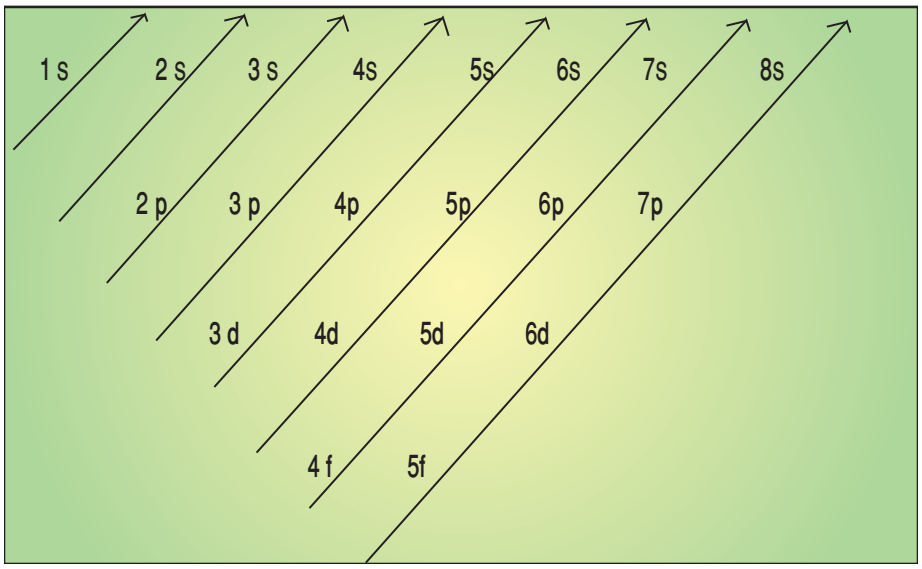
توزيع الالكترونات في الذرات :

يعتمد التوزيع الالكتروني لذرات العناصر المختلفة على عدد الالكترونات الموجودة في ذرة كل عنصر ، ومن ثم على طاقة هذه الالكترونات بمستوييها الرئيس والفرعي. وتوزع الالكترونات على الأفلاك المختلفة بنظام معين ابتداءً بتلك الالكترونات التي لها أقل قدر من الطاقة . عند البحث في توزيع الالكترونات في الذرة ، تعتبر الذرة في حالتها العادية ، أي أن الالكترونات فيها تملك أقل مستوى من الطاقة ممكن لها.

إنَّ توزيع الالكترونات يستند على القواعد التالية:

١ – مبدأ " الأوفباو:

إنَّ شغل الالكترونات للأفلاك المختلفة في الذرة يحكمه مبدأ البناء التصاعدي المسمى مبدأ " الأوفباو " (Aufbau principle) وهو المبدأ الذي ينص على أنَّ الالكترونات تشغل تباعاً الأفلاك المتاحة على أساس ازدياد الطاقة فمثلاً الفلك 1s تشغله الالكترونات قبل الفلك 2s ، وأفلاك 2p تشغلها الالكترونات قبل الفلك 3s وهكذا . ويمكن استخدام الشكل (١–١١) الذي يلخص مبدأ " الأوفباو" بناءً على الأولوية في شغل الالكترونات للأفلاك.



الشكل (١ – ١٢) : مبدأ الأوفباو « مبدأ البناء»

٢- **قاعدة هُوند : (Hund's rule) :**

إنَّ توزيع الالكترونات يستند أيضاً إلى قاعدة هوند التي تنص على أنَّ الالكترونات تتوزع في الأفلاك المتساوية الطاقة (أي الأفلاك في مستوى الطاقة الفرعي الواحد) بحيث تحافظ على أنْ يكون لها الاتجاه نفسه من حيث الدوران الذاتي بقدر الإمكان . وبمعنى آخر ، لا ترتب الالكترونات على شكل أزواج متعاكسة الاتجاه من حيث الدوران الذاتي إلا عندما تجبر على ذلك بعد أن تمتلئ كل الأفلاك ذات مستوى الطاقة الواحد بإلكترون واحد على الأقل . وضع هذه القاعدة عالم الفيزياء الألماني فريدريك هوند .

٣- **قاعدة بأولي للاستثناء :**

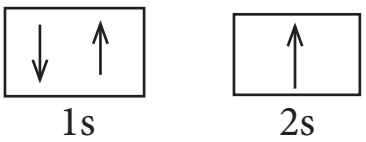
وقد سبق التعرض لهذا المبدأ ، وعليه فان الالكترونين اللذين يشغلان فلكاً واحداً يجب أن تكون حركة دورانهما الذاتي (حركة غزلهما الذاتي) متعاكسة .

لتوضيح ما سبق شرحه عما نستند عليه في توزيع الالكترونات إليك بعض الأمثلة:

المثال(١-١) :

مبدأ البناء : لذرة الليثيوم ثلاثة الكترونات ، نجد أن الإلكترون لا يحتل الفلك 2s حتى يتشبع الفلك 1s .

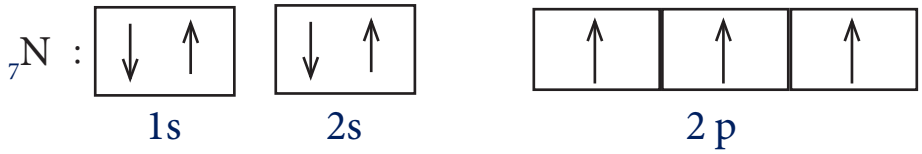
$_3Li$:



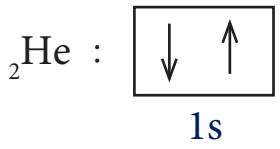
حيث يمثل السهم رمزياً اتجاه الدوران .

المثال(١-٢):

قاعدة هوند : لعنصر النتروجين سبعة الكترونات ، فيكون فيه الفلك 1s وكذلك 2s مشبعين أي $1s^2$ ، $2s^2$ أما الثلاثة الكترونات الأخرى فإنها تحتل مستوى الطاقة الفرعي 2 p وتتوزع بحيث يكون كل إلكترون في فلك لوحده وتكون للثلاثة الكترونات نفس اتجاه الحركة المغزلية على النحو الموضح أدناه :



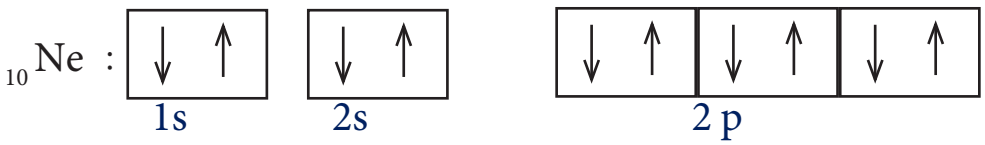
مبدأ باولي للاستثناء : ونمثل له بذرة الهيليوم والذي له إلكترونان يحتلان نفس الفلك أي 1s فلا بد إذن من اختلاف اتجاه حركتهما المغزلية كما موضح أدناه:



$_2He$: 2.

مثال (١-٣):

إذا أخذنا ذرة النيون $_{10}Ne$ كمثال أخير :

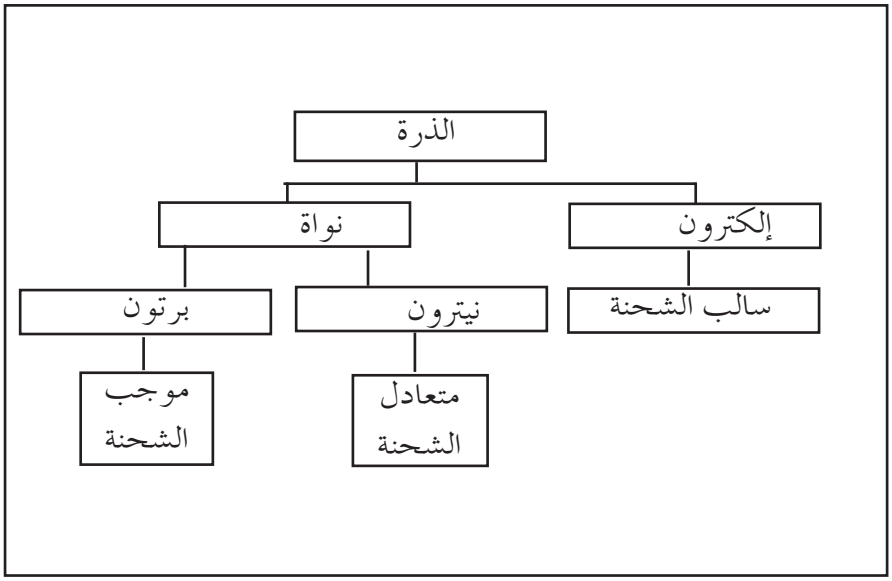


$_{10}Ne$: 2، 8.

نلاحظ أنَّ الالكترونات بدأت تحتل أفلاك 2p بعد امتلاء فلك 2s ، وأن أفلاك 2p

مشبعة تماماً بالالكترونات بعد أنْ أصبح بكل فلك منها الكترون واحد، وأن أي الكترونين في نفس الفلك من بين الأفلاك الخمسة متعاكسان في اتجاه حركتهما (دورانهما) الذاتي .

وسوف نتعرف لاحقاً على أهمية التوزيع الالكتروني لذرات العناصر المختلفة. فمثلاً سوف نستفيد من التوزيع الالكتروني في فهم طريقة تنظيم العناصر فيما يعرف بالجدول الدوري في الوحدة الثانية من هذا الكتاب . وكذلك نستطيع التنبؤ ببعض الخواص الكيميائية للعناصر المختلفة وفهمها من خلال التوزيع الالكتروني في ذراتها.



شكل(١-١٤)

الخريطة المفاهيمية لتركيب الذرة

تقويم الدرس الخامس :

السؤال الأول :

العدد الكمي	وظيفته
..... الرئيس	يحدد حركة دوران الإلكترون حول محوره الذاتي
.....	يحدد طاقة الإلكترون داخل المستوي الفرعي ويعطي شكل الفلك
.....	يحدد اتجاه الفلك في فضاء الذرة وعدد الأفلاك .

علل :

١. تغلب قوة التجاذب بين الالكترونين على قوة التنافر والتي تسببها تشابه الشحنة الكهربية .

تمارين على الوحدة الأولى

١) ما أقصى عدد من الالكترونات يمكن أن يستوعبه :

أ . فلك واحد .

ب. مستوى الطاقة الفرعي p .

ج. مستوى الطاقة الرئيس الثاني .

٢) أعط التوزيع الالكتروني مصحوباً بالأشكال المناسبة لكل من :

$_{4}Be$ ، $_{8}O$ ، $_{17}Cl$ ، $_{18}Ar$

٣) أعط قيم أعداد الكمي الأربعة المناسبة لجميع الكترونات :

أ . الفلك 3d

ب. مستوى الطاقة الرئيس الرابع .

٤) كم عدد الأفلاك في كل من مستويات الطاقة ذات أعداد الكم الرئيسة الآتية:

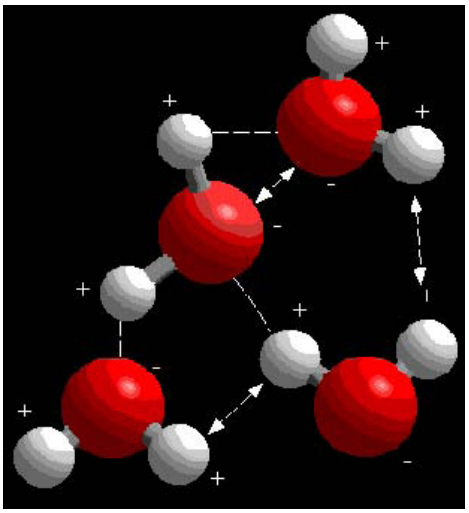
أ. (الأول) ب. (الثالث) ج. (الخامس)

٥) كم يبلغ عدد الالكترونات الكلي في مستوى الطاقة الرئيس الرابع ؟

٦) ذرة متعادلة كهربياً لها التوزيع الالكتروني $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ ما هو رقمها الذري؟

٧) اكتب تقريراً توضح فيه تطور النظريات المفسرة لتركيب المادة(إبتداءً من الفلسفة المجردة إلى إعتماد المنهج العلمي التجريبي– يمكنك الرجوع للإنترنت).

الروابط الكيميائية
The chemical Bonds



مقدمة عن الروابط الكيميائية

مقدمة :

علمنا فيما تقدم أن لكل عنصر تركيباً الكترونياً يختلف عن الآخر وأن ترتيب الإلكترونات بطرق معينة حول النواة ينتج عنه ذرات مستقرة تكون العناصر المختلفة، ولما كانت جميع الأجسام في الكون تسعى إلى اتخاذ التركيب الذي تكون طاقتها بموجبه في أدنى مستوى ممكن ، فإنه من الطبيعي أن نعتبر أن التركيب الإلكتروني لذرات العناصر من شأنه أن يجعلها في أدنى مستوى من الطاقة . والسؤال الذي يتبادر إلى الأذهان الآن هو : لماذا تتحد ذرات كثير من العناصر مع ذرات عناصر أخرى لتكون مركبات ؟ وللإجابة عن هذا السؤال من المنطقي أن نعتقد أنه عند اتحاد ذرة عنصر ما مع ذرة عنصر آخر لتكوين مركب كيميائي انما تفعل ذلك لأن طاقة المركب أقل من مجموع طاقات الذرات المتغيرة المكونة له . وكذلك سنجد أن أي ذرة تتحد مع ذرة أخرى فإن كل من الذرتين تكون قد حصلت على تركيب إلكتروني شبيه بتركيب أحد الغازات النبيلة .

الجدول رقم (٢–١) يوضح التركيب الإلكتروني لذرات الغازات النبيلة .

الغاز	مستويات الطاقة الرئيسة					
	K	L	M	N	O	P
$_{2}He$	2					
$_{10}Ne$	2	8				
$_{18}Ar$	2	8	8			
$_{36}Kr$	2	8	8	8		
$_{54}Xe$	2	8	8	18	8	
$_{86}Rn$	2	8	8	18	18	8

نلاحظ أن مستوى الطاقة الخارجي لكل ذرة من ذرات الغازات النبيلة (عدا

الهليوم) يحتوي على ثمانية الكترونات ، وإذا علمت أن هذه الغازات تتميز بالثبات (الخمول) الكيميائي إذ أنها لا تدخل في تفاعلات كيميائية في الظروف العادية فإنك ستستنج وجود علاقة وثيقة بين الثبات الكيميائي ووجود ثمانية الكترونات بمستوى الطاقة الخارجي (أو الكترونين في حالة الهليوم) .

تسعى ذرات العناصر الأخرى إلى الوصول على هذا الثبات الكيميائي المميز للغازات النبيلة وهذا ما يعرف بالقاعدة الثمانية والتي تنص على أن (بخلاف الهيدروجين والليثيوم والبريليوم تميل جميع ذرات العناصر إلى الحصول على التركيب الثماني أي وجود ثمانية الكترونات بمستوى الطاقة الخارجي) .

الأيونات:

إنّ ذرات العناصر متعادلة الشحنة، فهي تحتوى على عدد من البروتونات الموجبة الشحنة يساوى عدد الالكترونات السالبة الشحنة. ولكي تصل الذرات إلى التركيب الثماني فإنها تكتسب أو تفقد أو تشارك بعض أو كل الكتروناتها الخارجية(الإلكترونات في المدار الأخير).

وعندما تكتسب الذرة المتعادلة إلكتروناً أو أكثر فإنها تصبح سالبة الشحنة لأن عدد الكتروناتها يصبح أكبر من عدد بروتوناتها. وتصبح الذرة في هذه الحالة ايوناً سالباً.

وعندما تفقد الذرة المتعادلة كل أو بعض الكتروناتها الخارجية تصبح موجبة الشحنة لأن عدد بروتوناتها يصبح أكبر من عدد الكتروناتها وتصبح الذرة في هذه الحالة ايون موجب.

العملية التي يتم فيها فقدان أو اكتساب الالكترونات تسمى عملية التأين ونواتج عملية التأين تسمى الايونات (الايون هو عبارة عن ذرة متعادلة فقدت أو اكتسبت إلكتروناً أو أكثر).

(أ) الايونات الموجبة : (الكاتيونات Cations)

أن ذرات العناصر الفلزية تميل إلى فقدان الكتروناتها الخارجية لتحصل على التركيب الالكتروني الثابت المماثل للغاز الخامل الأقرب، وبذلك تتحول إلى أيونات موجبة.

أمثلة:

$$_{11}Na\ (2،8،1) \longrightarrow Na^{+}(2،8) + e^{-}$$

ذرة متعادلة أيون موجب إلكترون

$$_{12}Mg\ (2،8،2) \longrightarrow Mg^{2+}(2،8) + 2e^{-}$$

ذرة متعادلة أيون موجب إلكترون

$$_{13}Al\ (2،8،3) \longrightarrow Al^{3+}(2،8) + 3e^{-}$$

ذرة متعادلة أيون موجب إلكترون

من الأمثلة السابقة نلاحظ أن ذرة الصوديوم فقدت إلكترون وتحولت إلى ايون الصوديوم الموجب (أحادي الشحنة)، وذرة الماغنسيوم فقدت إلكترونين وتحولت إلى ايون الماغنسيوم الموجب (ثنائي الشحنة)، وذرة الألمونيوم فقدت ثلاثة الكترونات وتحولت إلى ايون الألمونيوم الموجب (ثلاثي الشحنة)، ويقل وجود ذرة تفقد أربع الكترونات لتكون ايون موجب رباعي الشحنة.

ونجد أن هذه الايونات الموجبة السابقة تحمل دوماً شحنة محددة، وتسمى ايونات موجبة محددة الشحنة. وتوجد ايونات موجبة أخرى في بعض العناصر تحمل شحنات مختلفة وتسمى ايونات موجبة متغيرة الشحنة مثلاً نجد أن ذرة الحديد قد تفقد إلكترونين $2e^{-}$ لتعطي أيونات ثنائية الشحنة Fe^{2+} ، أو تفقد $3e^{-}$ وتتحول إلى أيونات ثلاثية الشحنة Fe^{3+} . وتسمى مثل هذه الايونات بالايونات المتغيرة الشحنة.

تسمية الايونات الموجبة:

يسمى الايون الموجب المحدد الشحنة نفس أسم العنصر، مثل أيون الصوديوم Na^{+}، وأيون الكالسيوم Ca^{2+} وأيون الألمونيوم Al^{3+} . أما الايونات المتغيرة الشحنة فتسمى باسم العنصر متبوعاً برقم روماني (I) (II) (III) الخ، يدل على الشحنة.

أيون الحديد Fe^{2+} : (II) ، وأيون الحديد Fe^{3+} : (III).

ومن الجدير بالذكر أن كثيرا من كتب الكيمياء القديمة تستخدم التسمية القديمة للأيونات الموجبة المتغيرة الشحنة (المتعددة الشحنة) حيث تضاف النهاية (–وز) في نهاية اسم العنصر لتدل على الأيون ذي الشحنة الأدنى، والنهاية (–يك) لتدل على الايون ذي الشحنة الأعلى. وتبعاً لذلك كان الايون Fe^{2+} يدعى أيون الحديدوز. والأيون Fe^{3+} أيون الحديديك . ولقد تم الاتفاق على التخلي عن كل هذه الإضافات والاكتفاء باسم العنصر وبعدد روماني يوضع بجانبه ليدل على عدد الشحنات التي يحملها أيون ذلك العنصر. فالمركب $FeCl_2$ يطلق عليه أسم كلوريد الحديد (II) والمركب $FeCl_3$ يدعى كلوريد الحديد(III) وهكذا.

(ب) الأيونات السالبة (الانيونات Anions) :

تميل ذرات اللافلزات المتعادلة إلى اكتساب إلكترون واحد أو أكثر ليصبح تركيبها الالكتروني مماثلا للغاز النادر الذي يليها في الترتيب وبذلك تتحول إلى أيونات سالبة الشحنة.

$$_{17}Cl(2،8،7) + e^- \longrightarrow Cl^-(2،8،8)$$

ذرة متعادلة إلكترون أيون سالب

$$_{8}O(2،6) + 2e^- \longrightarrow O^{2-}(2،8)$$

ذرة متعادلة إلكترون أيون سالب

$$_{7}N(2،5) + 3e^- \longrightarrow N^{3-}(2،8)$$

ذرة متعادلة إلكترون أيون سالب

$$_{6}C(2،4) + 4e^- \longrightarrow C^{4-}(2،8)$$

ذرة متعادلة إلكترون أيون سالب

من الأمثلة السابقة نلاحظ أن ذرة الكلور اكتسبت إلكترون وتحولت إلى ايون سالب (أحادي الشحنة)، وذرة الأوكسجين اكتسبت إلكترونين وتحولت إلى ايون سالب (ثنائي الشحنة)، وذرة النيتروجين اكتسبت ثلاثة الكترونات وتحولت إلى ايون

سالب (ثلاثي الشحنة)، وذرة الكربون اكتسبت أربع الكترونات وتحولت إلى ايون سالب (رباعي الشحنة).

تسمية الايونات السالبة:

تسمى الأيونات السالبة التي تتشكل من ذرة واحدة بأسماء مؤلفة من بادئة ولاحقة. ويتم توليد (اشتقاق) البادئة من أسم العنصر، أما اللاحقة المميزة فهي (يد) أنظر الجدول.

الجدول رقم (٢-٢) : أسماء بعض الأيونات أحادية الذرة :

أسم العنصر	بادئة أسم العنصر	البادئة + يد (أسم الايون)	رمز الايون
هيدروجين	هيدر	هيدريد	H^-
أوكسجين	أوكسـ	أوكسيد	O^{2-}
فوسفور	فوسفـ	فوسفيد	P^{3-}
كبريت	كبريت	كبريتيد	S^{2-}
كربون	كربـ	كربيد	C^{4-}
نيتروجين	نيتر	نيتريد	N^{3-}
كلور	كلور	كلوريد	Cl^-
فلور	فلور	فلوريد	F^-
بروم	بروم	بروميد	Br^-
يود	يود	يوديد	I^-

التكافؤ : Valence

هو العدد الذي يدل على قيمة شحنة الايون ، فمثلاً الصوديوم الذي يكون على شكل أيون أحادى الشحنة Na^+ فيعتبر أحادى التكافؤ وأيون الماغنسيوم Mg^{2+} يعتبر ثنائي التكافؤ وايون الكلوريد Cl يعتبر أحادي التكافؤ وايون الكربيد C^{4-} يعتبر رباعي التكافؤ وهكذا.

رموز لويس:

يقصد برموز لويس (نسبة للعالم الأمريكي لويس) كتابة رمز العنصر محاطاً بعدد من النقاط أو الدوائر الصغيرة تمثل الكترونات التكافؤ بالذرة ويستفاد من رموز لويس في توضيح كيفية تكوين الروابط.

الجدول رقم (٢–٢) : يوضح تمثيل ذرات بعض العناصر وفق رمز لويس:

H•	He:	Li•	•Be•	•B•	•C•	:N•
Na•	:O:	:F:	•Mg•	:Cl:	•Al	:P•

الرابطة الأيونية
The Ionic Bond

الكترونات التكافؤ والروابط الكيميائية :

تعرف الكترونات مستوى الطاقة الخارجي غير المكتمل بالكترونات التكافؤ ولهذا فإننا سنطلق على مستوى الطاقة الخارجي اسم مدار التكافؤ .

تلعب الكترونات التكافؤ دوراً هاماً في تكويـن المركبات ، فعندما تنتقل هذه الالكترونات من مدار التكافؤ لذرة ما إلى مدار التكافؤ لذرة أخرى أو عندما تشترك ذرتان أو أكثر في هذا العدد من الالكترونات ينتج ما يسمى بالروابط الكيميائية ويقصد بها قوى التجاذب التي تنشأ بين الذرات المكونة لجزئي المركب وسنتعرف على أهم نوعين من هذه الروابط ونفسرها بالقاعدة الثمانية .

الرابطة الأيونية :

تنشأ الرابطة الأيونية عندما تتفاعل ذرات الفلزات مع ذرات اللافلزات ولقد علمت في الدروس السابقة أن ذرات الفلزات تميل إلى فقد الكترونات التكافؤ بها وتتحول إلى أيونات موجبة وذرات اللافلزات تميل إلى اكتساب الكترونات لتتحول إلى ايونات سالبة ، فإذا تفاعل عنصراً فلزياً مع عنصر آخر لا فلزي تفقد ذرات الفلز الكترونات التكافؤ بها لتكتسبها ذرات اللافلز فتنتج الأيونات الموجبة والسالبة التي ترتبط مع بعضها بقوى التجاذب الكهروستاتيكي التي تنشأ بين الشحنات المتضادة فتنتج الرابطة الأيونية . ويمكن توضح ذلك الأمثلة التالية :

تكوين كلوريد الصوديوم (NaCl) :

إذا تفاعل عنصر الصوديوم وهو فلز عدده الذري 11 بعنصر الكلور وهو لافلز عدده الذري 17 يتغير التركيب الالكتروني لكل من الذرتين كالآتي :-

$$_{11}Na(2\ ،\ 8\ ،\ 1) \longrightarrow {}_{10}Na^{+}(2\ ،\ 8) . + e^{-}$$

$$_{17}Cl\ (2\ ،\ 8\ ،\ 7) + e^{-} \longrightarrow {}_{18}Cl^{-}\ (2\ ،\ 8\ ،\ 8)$$

تفقد ذرة الصوديوم الكترون تكافؤها الوحيد وتتحول إلى أيون الصوديوم الموجب وتكتسب ذرة الكلور هذا الالكترون لتضيفه إلى مدار التكافؤ بها وتتحول إلى أيون الكلوريد السالب نلاحظ أن كلا من الأيونين الناتجين له تركيب الكتروني مشابه لتركيب غاز خامل أي أن الذرتين قد حصلتا على الثبات الكيميائي المميز للغازات الخاملة وفقاً للقاعدة الثمانية .

تنتج الرابطة الأيونية من قوى التجاذب الكهروستاتيكي بين أيونات الصوديوم الموجبة وأيونات الكلوريد السالبة المكونة للمركب الأيوني NaCl .

تكوين أكسيد الكالسيوم (CaO) :

عند تفاعل فلز الكالسيوم مع الأوكسجين يحدث التغير التالي في التركيب الالكتروني .

$$_{20}Ca\,(2\,،\,8\,،\,8،2) \longrightarrow {}_{18}Ca^{2+}\,(2\,،\,8\,،\,8) + 2e^-$$

$$_{8}O\,(2\,،\,6) + 2e^- \longrightarrow {}_{10}O^{2-}\,(2\,،\,8)$$

تفقد ذرة الكالسيوم الكتروني التكافؤ بها لتكتسبها ذرة الأوكسجين وبهذا تتحول ذرة الكالسيوم إلى أيون الكالسيوم الموجب الشبيه في تركيبه الالكتروني بذرة الارجون وتتحول ذرة الأكسجين إلى أيون الأكسيد السالب الشبيه في تركيبه الالكتروني بذرة النيون ونتيجة للتجاذب الكهروستاتيكي بين أيونات الكالسيوم الموجبة والأوكسيد السالبة تنتج الرابطة الأيونية ويكون المركب الأيوني CaO.

تعريف الرابطة الأيونية :

تنشأ الرابطة الأيونية حينما يحدث انتقال تام لإلكترون واحد أو أكثر من ذرة إلى ذرة أخرى . تكون لذرات الفلزات عادة قابلية لفقد الكترونات التكافؤ ، لذلك فهي تميل لتكوين روابط أيونية عند تفاعلها مع ذرات اللافلزات .

لذا يمكن تعريف الرابطة الأيونية بأنها الرابطة التي تنشأ بين عنصرين عندما يحدث انتقال تام لالكترون أو أكثر من إلكترونات التكافؤ من ذرة أحد العنصرين إلى ذرة العنصر الآخر ونتيجة لهذا الانتقال تتحول ذرات العنصرين المتفاعلين إلى جسيمات غير متعادلة تحمل شحنات موجبة وأخرى تحمل شحنات سالبة ، مما

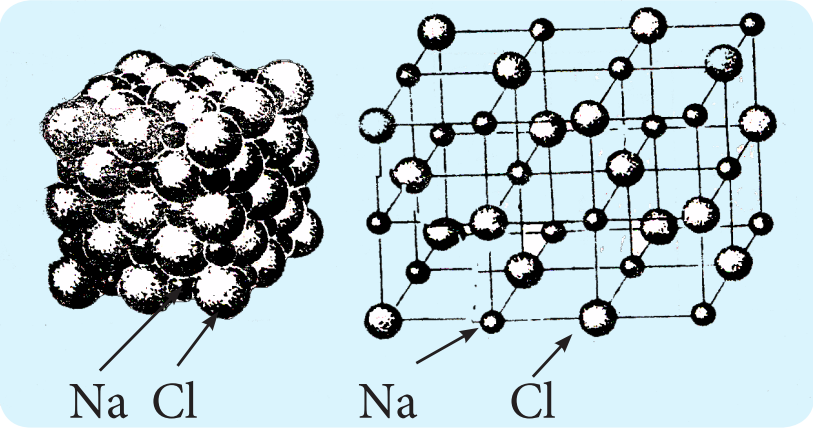
يؤدي إلى حدوث تجاذب كهروستاتيكي بينهما .

الترتيب البلوري :

عندما يتكون المركب الأيوني فإن الأيونات الناتجة تترتب في نظام هندسي له شكل محدد وذلك بأن ينجذب كل أيون له شحنه معينه بجميع الأيونات ذات الشحنة المخالفة المحيطة به فينتج ما يسمى بالبلورات ، فالبلورة عبارة عن أيونات موجبة وأيونات سالبة متداخلة ومتراصة بأشكال هندسية يحددها حجم الأيونات والشحنة الكهربية على كل منها .

مثلاً يتم الترابط بين الايون الموجب والايون السالب نتيجة للتجاذب الكهرستاتيكى بينهما .

على ذلك فان بلورات ملح الطعام الصلب التي نشاهدها هي في الواقع عبارة عن تجمع الملايين من هذه الايونات ولكن تظل نسبة أيونات Na^+ إلى أيونات Cl^- هي نسبة 1 : 1 .



شكل(٢–١) : بلورة كلوريد الصوديوم

خصائص الروابط الأيونية :

تعتبر الروابط الأيونية من أقوى الروابط الكيميائية ولهذا فانه يصعب فصل الايونات في بلورات المركبات الأيونية عن بعضها ، ونجد هذه المركبات مستقرة التركيب كما أن الايون الواحد الذي يحمل شحنة معينة في هذه المركبات لا ينجذب إلى أيون واحد فقط ذي شحنة مضادة . لذا فان من الصعب جدا فصل جزيئات مستقلة في المركبات الأيونية . وإذا نظرنا إلى التركيب الكلى لجسم المركب الايونى نجده يتكون من أيونات موجبة وأيونات سالبة متداخلة ومتراصة مع بعضها بأشكال هندسية معينة يحددها حجم كل من الايونات الموجبة والسالبة والشحنات الكهربائية على كل منها .

نتيجة لهذا الترتيب وللقيم المرتفعة لطاقة الترتيب البلورى تكون المركبات الأيونية عادة ذات درجات انصهار وغليان مرتفعة جدا.

جدول رقم (٢-٤): درجات الأنصهار والغليان لبعض المركبات الأيونية

المركب	نقطة الانصهار (^{5}م)	نقطة الغليان ^{5}م
NaCl	800	1442
NaBr	755	1390
KCl	776	1380
KBr	730	1435
CaO	1728	2850

تقويم الدرس الثاني :

- ما الذي يميز التراكيب الإلكترونية لذرات الفلزات مقارنة بذرات اللافلزات؟
- وضح باستخدام التراكيب الإلكترونية لكل زوج من أزواج العناصر التالية –كيف تتكون الرابطة الأيونية بين كل عنصرين في أزواج هذه العناصر.

أ/ الصوديوم $_{11}Na$ ، الفلور $_{9}F$. ب/ الليثيوم $_{3}Li$ ، الأوكسجين $_{8}O$.

ج/ الكالسيوم $_{20}Ca$، الكلور $_{17}Cl$. د/ الألومنيوم $_{13}Al$ ، النتروجين $_{7}N$.

- الرموز التالية M ، N ، X ، Y تمثل ذرات لعناصر كتبت أسفلها اعدادها الذرية: $_{18}N$ ، $_{6}M$ ، $_{20}Y$ ، $_{15}X$

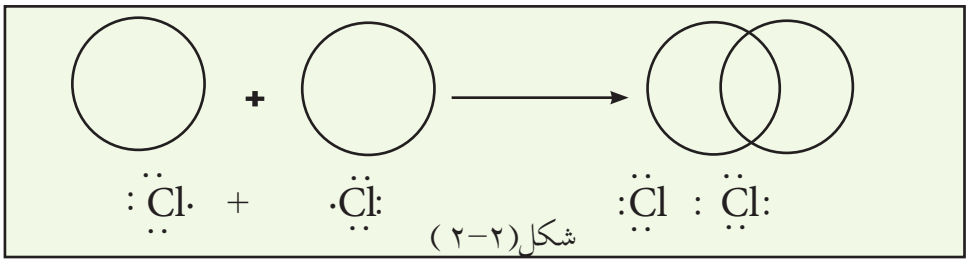
– حدّد تكافؤ كل عنصر من العناصر الأربعة المذكورة أعلاه وذلك بالنظر لعدد الالكترونات التي تفقدها أو تكتسبها كل من تلك الذرات .

الرابطة الأسهامية

المقدمة :

تشير نتائج التحليل الكيميائي لغاز الكلور أن الجزئ الواحد من هذا الغاز يتكون من ذرتي كلور (الصيغة الجزيئية لغاز الكلور هي Cl_2) .

عندما تتحد ذرتان من الكلور معا لا نستطيع تطبيق مفاهيم الرابطة الأيونية لتفسير الرابطة التي تنشأ بين هاتين الذرتين إذ ليس هناك ما يبرر استعداد إحدى ذرتي الكلور لفقد الكترون لتكتسبه الذرة الأخرى ، إذ أنهما ذرتان لعنصر واحد لهما ميل متساوي لاكتساب وفقدان الالكترونات . وحتى إذا إفترضنا إن إحدى الذرتين فقدت الكترونا لتكتسبه الأخرى . فان الذرة التي فقدت سوف تحتوى في مدارها الخارجي على ستة الكترونات وهى حالة غير مستقرة . إن ما يحدث في هذه الجزيئات هو أن كل ذرة من الذرتين تساهم بالكترون من مدارها الخارجي لتكون الذرتان زوجا الكترونيا يقضى جزءا كبيرا من وقته في الفراغ الموجود بين الذرتين. ويكون الزوج الالكتروني هذا منجذبا إلى نواتى الذرتين المتجاورتين في نفس الوقت وبالتالي فإنه يشدهما لبعضهما ويمكن توضيح ذلك في الشكل التالي.



شكل(٢-٢)

الزوج الالكتروني المشترك :

يمكن أيضا التعبير عن الرابطة التساهمية التي نشأت بين ذرتي الكلور على النحو التالي : Cl – Cl

في هذه الحالة فإن كلاً من ذرتي الكلور لا تملك شحنة سالبة أو موجبة إذ لكل منهما نفس عدد البروتونات وتجذبان بقدر متساوٍ الزوج الالكتروني المشترك.

أمثلة أخرى لجزيئات تحدث فيها مساهمة (مشاركة) في الالكترونات بين ذرتين لنفس العنصر هي : جزيئات الهيدروجين H_2 ، الأوكسجين O_2، النتروجين N_2 ، الفلور F_2 ، البروم Br_2 ، واليود I_2

$$:\ddot{I}:\ddot{I}: \quad ، \quad :\ddot{Br}:\ddot{Br}: \quad ، \quad :\ddot{F}:\ddot{F}: \quad ، \quad H:H \quad ، \quad :\ddot{O}::\ddot{O}: \quad ،:N\vdots\vdots N:$$

اليود البروم الفلور الهيدروجين الأوكسجين النتروجين

يمكن التعبير عن هذه الروابط بخطوط بحيث يمثل كل خط زوجا الكترونيا.

$$I-I \quad ‘ \quad Br-Br \quad ‘ \quad F-F \quad ‘ \quad H-H$$

اليود البروم الفلور الهيدروجين

$$O=O \quad ، \quad N\equiv N$$

الأوكسجين النتروجين

تنتج الرابطة الاسهامية من المشاركة أو المساهمة في الالكترونات بين الذرات وهى الرابطة الأكثر وجودا في المواد .

أمثلة توضيحية لتكوين الروابط الإسهامية .

لعل أبسط مثال على الرابطة الاسهامية هو جزيء الهيدروجين H_2 حيث تساهم كل ذرة هيدروجين بالكترون لتكون الذرتان الزوج الالكتروني الرابط .

$$H\cdot + H\cdot \longrightarrow H:H \longrightarrow H-H$$

نلاحظ أن كل ذرة من ذرتي الهيدروجين في الجزيء محاطة بالكترونين، علما بأن

سعة مدار التكافؤ للهيدروجين الكترونان . هذا يعنى أن كلا من ذرتي الهيدروجين في الجزيء أصبحت تمتلك تركيبا الكترونيا مماثلا لتركيب الهليوم .

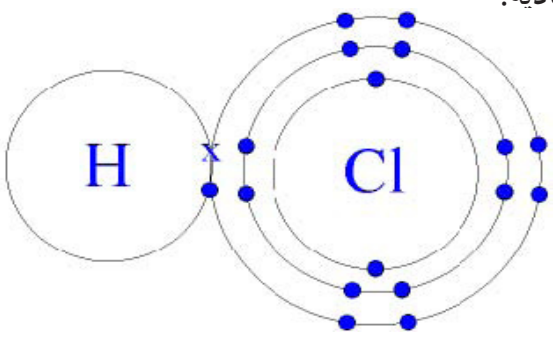
$$H\cdot + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}\!: \qquad H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}\!: \longrightarrow H-F$$

حول ذرة الفلور في جزيء HF ثمانية الكترونات بينما بذرة الهيدروجين الكترونان فقط علماً بأن سعة مدار التكافؤ للفلور هي ثمانية الكترونات . تلاحظ أن هنالك ثلاثة أزواج من الالكترونات حول ذرة الفلور في جزيء فلوريد الهيدروجين لا تشارك في تكوين الرابطةالاسهامية مع الهيدروجين . تسمى هذه الأزواج الالكترونية التي لا تشارك في تكوين الروابط الاسهامية الأزواج الحرة ، أو الأزواج غير الرابطة . لماذا سميت أزواجاً غير رابطة ؟

تركيب جزئ كلوريد الهيدروجين

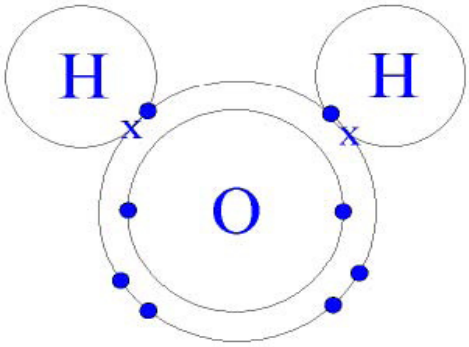
لذرة الكلور 7 الكترونات في مستوى طاقتها الخارجي وذرة الهيدروجين لها الكترون واحد في مستوى طاقتها الخارجي . ذرة الهيدورجين تكون رابطة أحادية فقط . ذرة الهيدروجين تشارك بالكترون واحد مع ذرة الكلور لتكوين ربطة اسهامية احادية ينتج عنها جزئ كلوريد الهيدروجين (HCl).

نلاحظ أن زوج من الالكترونات يشترك بين ذرتين الهيدروجين والكلور لتكوين رابطة اسهامية أحادية.

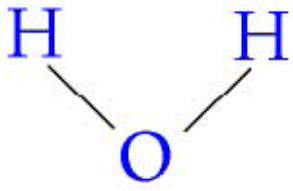


تركيب جزئ الماء:

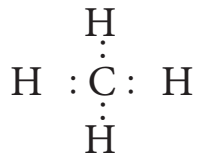
لذرة الاكسجين 6 الكترونات في مستوى طاقتها الخارجي ، ولذرة الهيدروجين الكترون واحد في مستوى طاقتها الخارجي وتكون رابطة اسهامية آحادية . ذرتان من الهيدورجين كل ذرة تشارك بالكترون واحد مع ذرة الاكسجين لتكوين جزئ الماء (H_2O).



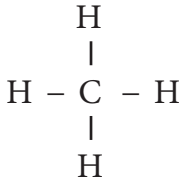
نلاحظ أن زوجين من الالكترونات (4 الكترونات) تتشارك بين الذرات . كل زوج الكترونات يكون رابطة احادية .



جزئ الميثان CH_4



يمكن اختصار تركيب جزئ CH_4 على النحو التالي :



تحيط بذرة الكربون ثمانية الكترونات في جزيء CH_4 .

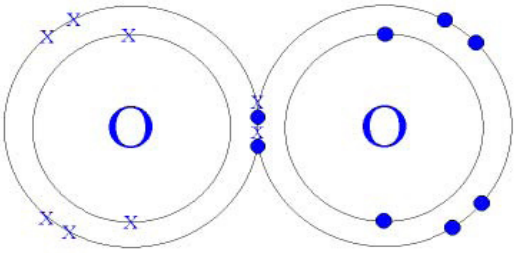
- هل لذرة الكربون في CH_4 أزواج حرة ؟

نلاحظ من الأمثلة السابقة إن ذرات الفلور والنتروجين والأوكسجين والكربون عند دخولها في تفاعلات كيميائية تسعى لان تحيط نفسها بثمانية الكترونات في مدار التكافؤ لتحصل على التركيب الالكتروني المماثل للتركيب الالكتروني لأقرب غاز خامل لها وهو غاز النيون .

يمكن لبعض الذرات أن تساهم بأكثر من زوج الكتروني مما يؤدى إلى تكون روابط اسهامية مزدوجة أو ثلاثية كما يتضح في الأمثلة التالية :

تركيب جزئ الاكسجين

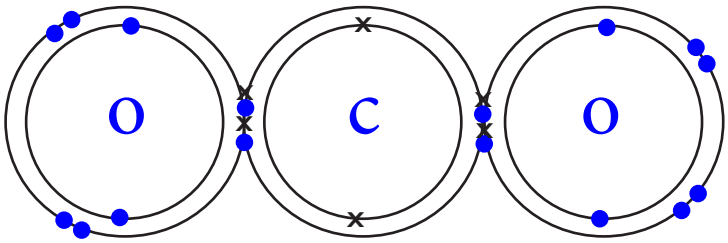
لذرة الاكسجين في مستوى طاقتها الخارجي (6 الكترونات) و ذرتان من الاكسجين تشارك كل ذرة منهما بالكترونان تكوين رابطة اسهامية ثنائية تجمع بهما لتكوين جزئ الاكسجين (O_2)



تلاحظ أن زوجين (4 الكترونات) من ذرتا الاكسجين اتحدتا لتكوين رابطة ثنائية . كل زوج من الالكترونات يكون رابطة احادية .

$$O = O$$

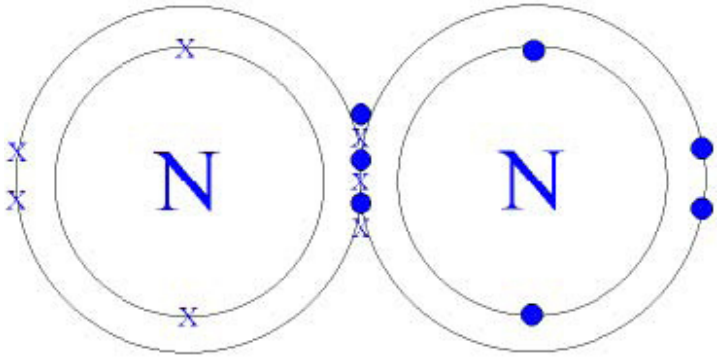
تركيب جزئ ثاني أكسيد الكربون.



$$O = C = O$$

تركيب جزئ النيتروجين

لذرة النيتروجين 5 الكترونات في مستوى الطاقة الخارجي ويتكون جزئ النيتروجين من ذرتين تشترك كل ذرة بثلاثة الكترونات لتكوين رابطة اسهامية ثلاثية (N_2) .



نلاحظ أن ثلاثة أزواج (6 الكترونات) اشتركت لتكوين رابطة اسهامية ثلاثية .
حيث كون كل زوج من الإلكترونات رابطة أحادية وبهذا يصل جزئ النيتروجين (N_2) إلى حالة الثبات الإلكتروني.

$$N \equiv N$$

تدريب :

فيما يلي عدد من جزيئات المركبات الاسهامية :

أرسم جزيئات تلك المركبات مستخدما طريقتي الالكترونات(صيغ لويس) (:) والخطوط (–) لتوضح تركيب تلك الجزيئات ، والجزيئات هي :

CH_4 ، CCl_4 ، HBr

خصائص الرابطة الاسهامية :

لما كانت الرابطة الاسهامية الواحدة تربط ذرتين متجاورتين في جزيء واحد، فإن الرابطة بين ذرات الجزيء الواحد في الجزيئات الاسهامية أقوى بكثير مما قد يوجد من قوى تجاذب بين ذرات الجزئ الواحد من ناحية وبين ذرات الجزيئات الأخرى المجاورة له من الناحية الأخرى ، لذا فإنه يمكن في مثل هذه الجزيئات الحديث عن جزيئات محددة مستقلة . لذلك فإن الجزيئات الاسهامية غالبا (ولكن ليس دائما) ما تكون لمركبات في الحالة الغازية أو الحالة السائلة ، وذلك عكس المركبات الأيونية .

ولضعف القوى التي تربط بين جزيئات المركبات الاسهامية عادة ببعضها فان هذه المركبات تكون لها عادة نقاط انصهار وغليان منخفضة نسبيا مقارنة بالمركبات الأيونية .

الجدول (٢–٥) نقاط الإنصهار والغليان لبعض العناصر والمركبات الإسهامية .

الجزيء	نقطة الانصهار م° (C)	نقطة الغليان م° (C)
H_2	-259.14	-252.8
Cl_2	-103	-24.6
O_2	-218.4	-182.96
H_2O	صفر	100.0
HCl	-114.80	-84.90
CH_4	-482.48	-161.49

ونظرا لان الرابطة الاسهامية لا يسببها ولا ينتج عنها انفصال لجسيمات تحمل شحنات كهربائية ، فإن مصهورات ومحاليل المركبات الإسهامية غالبا موصلات رديئة أو غير جيدة التوصيل للكهرباء .

بناءً على ماورد يمكن تلخيص أهم الخصائص العامة للمواد الناشئة عن تكوين الروابط الاسهامية فيما يلي :

- من حيث التركيب : تتكون المواد الاسهامية من جزيئات مستقلة وذلك لأن قوى الترابط بين ذرات العناصر المكونة للجزيئات ذات الروابط الأسهامية أكبر بكثير من قوى الترابط بين الجزيئات المختلفة للمادة . وتوجد المواد الاسهامية في جميع حلات المادة ولكن معظمها غازات وسوائل في الظروف العادية من درجة الحرارة والضغط. ويوجد بعضها في حالة الصلابة .
- نقاط الانصهار والغليان : نسبة لضعف الترابط بين جزيئات المواد الإسهامية فإن لها نقاط غليان و انصهار منخفضة نسبياً مقارنة بالمركبات الأيونية .
- الذوبان في الماء : معظم المواد الاسهامية لا تذوب في الماء ولكنها تذوب في مذيبات عضوية مثل الكحول والاستون . والتي تذوب منها في الماء لا تتفكك إلى أيونات كما هو الحال بالنسبة للمركبات الأيونية .
- التوصيل الكهربائي : مصهورات ومحاليل المواد الاسهامية ردئية التوصيل للكهرباء نسبة لعدم وجود أيونات في مصهوراتها ومحاليلها .

الروابط الاسهامية القطبية :

لقد أتضح لنا الآن أن الروابط إما أن تكون أيونية أو اسهامية ، إلا أن هنالك كثيرا من الجزيئات تتصف روابطها بصفات هي مزيج من صفات الرابطة الأيونية والرابطة الاسهامية . يعرف هذا النوع من الروابط بالروابط الاسهامية القطبية .

إن الرابطة المتكونة بين ذرتين من نفس العنصر ، كما هو الحال في جزئ الهيدروجين مثلا هي رابطة إسهامية غير قطبية إذ أن الزوج الالكتروني المشترك بين الذرتين هنا ينجذب بقدر متساو للذرتين . ولكن عندما تشارك ذرتان مختلفتان في زوج من الكترونات فإنه من المتوقع أن تحمل إحدى الذرتين جزءا من شحنة موجبة وتحمل الاخرى جزءا من شحنة سالبة للاختلاف في قابلية كل منهما لجذب الزوج الالكتروني المشترك .

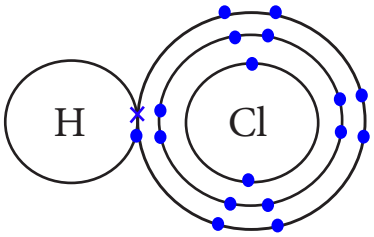
تعرف قابلية الجذب التي يمتلكها العنصر لجذب الزوج الالكتروني المشترك في الجزئ بكهرسالبية العنصر. وتختلف العناصر في كهرسالبيتها وكمثال لتوضيح هذا الأمر تلاحظ أن كلا من الهيدروجين والكلور يحتاج إلى الكترون واحد للوصول

إلى تركيب الكتروني مستقر ، لذا يشتركان في زوج الكترونى عند تكوين جزئ كلوريد الهيدروجين . يلاحظ أن للكلور كهرسالبية أكبر من الهيدروجين . لذا فإن الكلور يجذب الزوج الالكترونى نحوه أكثر من الهيدروجين . نتيجة لهذا فإن الزوج الالكتروني المشترك يصبح أقرب لذرة الكلور مما يكسبها شحنة سالبة جزئية بينما تكتسب ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزئية . مما تجدر الإشارة إليه هنا هو أن الزوج الالكترونى لا ينتقل بصورة كاملة لذرة الكلور كما يحدث في حالة كلوريد الصوديوم ، لذا فإنه لا تتكون في حالة جزىء كلوريد الهيدروجين أيونات .

$$H : Cl$$

إن الزوج الالكترونى المشترك في حالة $H : Cl$ أقرب إلى ذرة الكلور الأكبر كهرسالبية مما يكسب ذرة الكلور شحنة سالبة جزئية مقارنة بذرة الهيدروجين التي تحمل شحنة موجبة جزئية ويعبر عن ذلك كالآتي :

$$H^{\delta+} Cl^{\delta-}$$



نلاحظ أن زوج من الالكترونات يشترك بين ذرتين الهيدروجين والكلور لتكوين رابطة اسهامية أحادية.

$$H — Cl$$

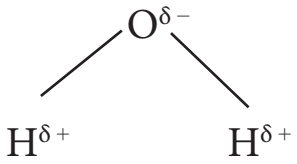
بلاضافة إلى توضيح المزيد من الروابط الاسهامية القطبية يمكن الإشارة إلى

مثالين مهمين تتضح فيهما طبيعة الرابطة الاسهامية القطبية ، وهما جزئ الماء H_2O وجزئ النشادر NH_3 .

تركيب جزئ الماء:

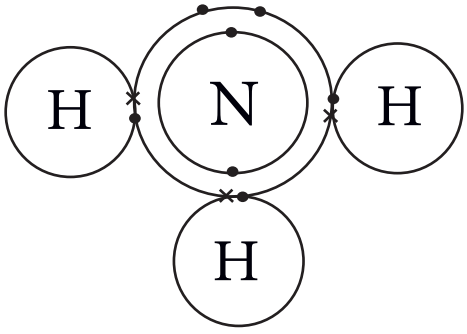
ففي جزئ الماء يلاحظ أن للأوكسجين كهروسالبية أعلى من الهيدروجين ، لذا فإن الزوج الألكتروني المشترك بين ذرة الأوكسجين وذرة الهيدروجين ينجذب ناحية ذرة الأوكسجين مما يكسبها جزءاً من شحنة سالبة وتمثل القطب (الطرف) السالب في الجزيء بينما تكتسب ذرة الهيدروجين جزءاً من شحنة موجبة وتمثل القطب الموجب في الجزيء .

ويعبر عن ذلك على النحو التالي:



تركيب جزئ الأمونيا:

في جزئ الأمونيا أن لذرة النيتروجين كهروسالبية أعلي من ذرة الهيدروجين، لذا فأن الزوج المشترك بين ذرة النيتروجين ينجذب ناحية ذرة النيتروجين مما يكسبها جزئياً شحنة سالبة وبينما تكسب ذرة الهيدروجين جزئياً شحنة موجبة.



نلاحظ أن ثلاثة أزواج (6 الكترونات) تتشارك بين الذرات وكل زوج الكترونات يكون رابطة أحادية .

$$H^{\delta+} - N^{\delta-} - H^{\delta+}$$

$$H^{\delta+}$$

الرابطة الاسهامية التساندية (التناسقية) :

لقد عرفنا من الفقرات السابقة أن الرابطة الاسهامية تتكون بين ذرتين عندما تساهم كل من هاتين الذرتين بإلكترون واحد (أو أكثر) في الزوج الالكترونى المشترك (أو الأزواج الالكترونية المشتركة) .

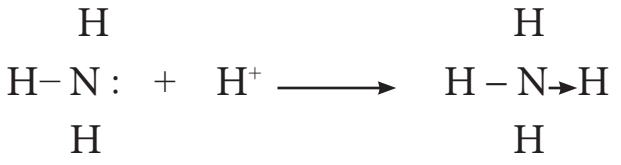
في بعض الأحيان يمكن أن تتكون رابطة اسهامية بين ذرتين إحداهما مرتبطة مع ذرة أخرى مكونة رابطة إسهامية وتحتوى على زوج أو أكثر من الالكترونات الحرة (غير المشتركة في تكوين الرابطة) والثانية تحتاج لهذه الالكترونات حتى تصل للتركيب الالكترونى المستقر . تسمى مثل هذه الرابطة بالرابطة الاسهامية التساندية.

تسمى الذرة المانحة للالكترونات في هذه الرابطة بالذرة المانحة . أما الذرة التي تستقبل الالكترونات فتسمى بالذرة المستقبلة .

برمز للرابطة التساندية بسهم يتجه من الذرة المانحة إلى الذرة المستقبلة ($A \longrightarrow B$) . عندما تتكون الرابطة التساندية تكون لها نفس خواص الرابطة الإسهامية العادية .

تكوين أيون الامونيوم NH_4^+

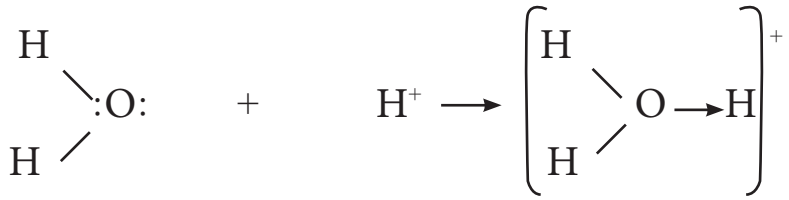
يتكون أيون الامونيوم نتيجة لارتباط جزئ النشادر NH_3 مع أيون الهيدروجين الموجب H^+ على النحو الموضح في الشكل أدناه .



ذرة نتروجين تحتوى على زوج من الالكترونات الحرة | البروتون يحتاج إلى زوج إلكترون | أيون الامونيوم

تكوين أيون الهيدرونيوم H_3O^+

يتكون أيون الهيدرونيوم (أو الهيدروكسونيوم) من ارتباط جزىء الماء H_2O مع ايون الهيدروجين الموجب H^+ .



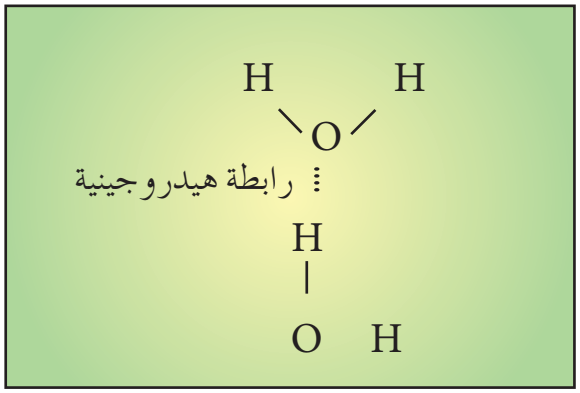
ذرة الأوكسجين تحتوى على زوجين من الالكترونات الحرة | البروتون يحتاج إلى زوج الالكترونات | أيون الهيدرونيون (الهيدروكسونيوم)

الرابطة الهيدروجينيـــة :

إن الرابطة الهيدروجينية هي نوع خاص من قوى التجاذب بين الجزيئات القطبية وهي ليست رابطة كيميائية .

تعتبر الرابطة الهيدروجينية نوعا خاصا من التأثيرات الناتجة عن قوى التجاذب بين جزيئات قطبية . فالمركبات التي تحتوى على ذرة هيدروجين مرتبطة برابطة اسهامية مع ذرة ذات كهرسالبية عالية مثل الفلور والأكسجين والنتروجين توصف جزيئاتها بإنها عالية القطبية بحيث تصبح ذرة الهيدروجين الصغيرة حاملة لشحنة عالية . ونتيجة لذلك ينجذب الطرف الموجب للجزيء إلى الطرف السالب للجزيء المجاور . يظهر هذا الأمر بصورة واضحة في جزىء الماء ، يمثل الأوكسجين الطرف

السالب في الجزيء بينما يمثل الهيدروجين طرفه الموجب ، لذا فإن ذرة الأوكسجين في أحد جزيئات الماء ترتبط بذرة هيدروجين في جزيء ماء مجاور .



بوجود مثل هذا الترابط بين جزيئـــات الماء تبدو هذه الجزيئات وكأنها مترابطة ببعضها البعض بواسطة تلك الروابط الهيدروجينية . وعلى الرغم من أن الرابطة الهيدروجينية تعتبر من الروابط الضعيفة إذا ما قورنت بالرابطة الاسهامية العادية ، إلا أن لها أهمية كبيرة لما تسببه من تغيرات في الخواص الفيزيائية للمركبات التي يوجد فيها هذا النوع من الروابط .

ويمكن كذلك توضيح الروابط الهيدروجينية في جزيئات HF

$$H^{\delta+} - F^{\delta-} \cdots H^{\delta+} - F^{\delta-}$$

رابطة هيدروجين

وتُقدر قوة الرابطة الهيدروجينية بحوالي 5 – 10% من قوة الرابطة الاسهامية العادية ، وهي أقوي بكثير من قوى التجاذب بين الجزيئات ثنائية القطب (الجزيئات القطبية ولهذا فإن المواد التي تستطيع تكون روابط هيدروجينية تتمتع بخصائص مميزة عن غيرها من الجزيئات القطبية ، كالماء .

أوجه الاختلاف بين المركبات الأيونية والأسهامية :

يرجع السبب في وجود اختلاف كبير في الصفات بين المركبات الأيونية والاسهامية إلى طبيعة القوى بين الذرات أو بين الجزيئات . فالمركبات الأيونية تحتوى على ايونات تحمل شحنات كهربائية وبالتالي ترتبط مع بعضها البعض بقوى كهروساتيكية . وعند انصهار المركبات الأيونية أو إذابتها في الماء تصبح ذات قابلية عالية للتوصيل الكهربائي لأنها تصبح على شكل أيونات حرة الحركة في حالة السيولة .

وهذا الاستنتاج ينطبق على المركبات الاسهامية القطبية فهناك قوى كهروستاتيكية ضعيفة فيما بينها تكسب الجزيء ، بعض الصفات الأيونية .

وبما أن قوى التجاذب الكهروستاتيكية بين الايونات على درجة عالية من القوة فإن المركبات الأيونية صلبة في درجة الحرارة العادية . أما المركبات الاسهامية فتكون في معظم الأحيان غازية أو سائلة في درجة الحرارة العادية ، وعلى هذا فإن نقاط انصهار وغليان المركبات الأيونية مرتفعة بصورة عامة .

ملاحظة خاتمة :

يمكن تشبيه المادة الكيميائية بالبناء الذي يتألف من حجارة أو طوب (وحدات البناء) . ففي المركبات الأيونية تمثل الايونات حجارة أو طوب هذا البناء الذي تمثل الرابط الأيونية القوية الاسمنت الذي يربط وحدات هذا البناء لذا تكون المحصلة بلورة صلبة متماسكة . أما في المركبات الاسهامية فوحدات البناء وهى الجزيئات ، والروابط بين هذه الوحدات في معظم الحالات هي القوى الكهروستاتيكية الضعيفة (نسبيا) الناشئة عن قطبية الجزيئات أو الروابط الهيدروجينية ، وهى روابط ضعيفة عموما ، لذلك فإن المركبات الاسهامية تكون عادة غازات أو سوائل أو أجسام صلبة تنصهر في درجات حرارة منخفضة .

تقويم الدرس الثالث

1/ عرف الآتي :

أ/ الرابطة الأيونية ج/ الرابطة الاسهامية . ب/ الرابطة الهيدروجينية .

2/ علل لما يأتي :

أ/ درجة انصهار كلوريد الصوديوم أعلى من درجة انصهار كلوريد الهيدروجين.

ب/ HCl اشد ذوبانا في الماء من H_2

ج/ يستطيع غاز الامونيا NH_3 تكوين روابط تساندية بينما لا يستطيع الايون NH_4^+ القيام بذلك

3/ أي هذه المواد :

(أ) يحتوى على رابطة أيونية :

1/ H_2 2/ NO 3/ Na_2O 4/ CH_4

(ب) يحتوى على رابطة إسهامية ثلاثية :

1/ H_2S 2/ HCN 3/ NH_3 4/ $AlCl_3$

(ج) يحتوى على رابطة اسهامية ثنائية :

1/ K_2O 2/ CO_2 3/ $MgCl_2$ 4 / HBr

(د) يحتوى على رابطة تساندية :

1/ $SiCl_4$ 2/ $CaCl_2$ 3/ NH_4Cl 4/ HCl

(هـ) يحتوى على زوج واحد من الالكترونات الحرة :

1/ NH_3 2/ KCl 3/ CH_4 4/ H_2O

الدرس الرابع
الجزيئات والمجموعات الأيونية

تتكون جزيئات العناصر من ذرات نفس العنصر ، وبما أن الغازات النادرة تتكون من ذرات مستقرة (لا تتزاوج لتكون جزيئات) فإنها تسمى مجازا " جزيئات " آحادية الذرة مثل الآرغون Ar والنيون Ne .

وتتألف جزيئات سبعة من العناصر من ذرتين مرتبطتين برابطة كيميائية تسمى (رابطة إسهامية) وتسمى لذلك بالجزيئات ثنائية الذرة . وهذه العناصر هي الغازات الشائعة الثلاثة : الهيدروجين H_2 ، والأوكسجين O_2 ، والنيتروجين N_2 ، بالإضافة إلى غازي الفلور F_2 ، والكلور Cl_2 ، وكذلك البروم السائل Br_2 ، واليود الصلب I_2 . وسوف نتعرف بالتفصيل على طريقة تكوين تلك الروابط .

هنالك بعض العناصر اللافلزية الصلبة التي تتكون جزيئاتها من أكثر من ذرتين وتسمى هذه الجزيئات بالجزيئات عديدة الذرات مثل جزئ عنصر الفوسفور الأبيض P_4 الذي يتألف من أربع ذرات ، وجزئ عنصر الكبريت S_8 الذي يتألف من ثمان ذرات . أما عنصر الكربون فيوجد على هيئة جزيئات ضخمة ذات أحجام غير محددة تحتوى على أعداد كبيرة من الذرات .

ولغرض التسهيل غالبا ما نرمز في التفاعلات الكيميائية لعنصر الكبريت بالرمز S ، ولعنصر الفسفور بالرمز P ، ولعنصر الكربون بالرمز C .

أما ذرات الفلزات فلا تكون جزيئات وإنما ترتبط ببعضها البعض بواسطة روابط تعرّف بالروابط الفلزية (المعدنية) مكونة بلورات فلزية .

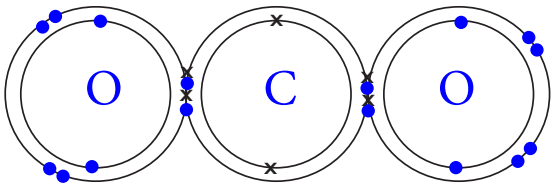
جزيئات المركبات :

لقد سبق أن عرفت أن المركب يتكون من اتحاد عنصرين أو أكثر اتحاداً كيميائياً. وبناءً على ذلك فإن جزيئات المركبات تتكون من ذرات مختلفة . وهنالك نوعان رئيسيان من المركبات هما المركبات الاسهامية ، والمركبات الأيونية .

ففي المركبات الاسهامية ترتبط ذرات اللافلزات بروابط اسهامية حيث تسهم كل ذرة عنصر ببعض من الكتروناتها الخارجية أو كلها لتكون الرابطة الاسهامية . أما في المركبات الأيونية فيحدث انتقال الالكترونات الخارجية من ذرة العنصر الفلزي إلى ذرة العنصر اللافلزى وتتكون بذلك الرابطة الأيونية .

تركيب جزئ ثاني أكسيد الكربون

لذرة الأكسجين (6 الكترونات) في مستوى طاقتها الخارجي و لذرة الكربون (4 الكترونات) في مستوى طاقتها الخارجي .ذرتان من الاكسجين وذرة واحدة من كربون ، تشترك ذرة الكربون بأربع إلكترونات وذرتي الأكسجين تشترك كل منهما بالكترونان لتكوين رابطة اسهامية في جزئ ثاني اكسيد الكربون (CO_2)..



جزئ ثاني اكسيد الكربون له رابطة ثنائية على جنبي ذرة الكربون . حيث يكون زوج الكترونات رابطة احادية .

$$O = C = O$$

الأيونات عديدة الذرات (المجموعات الأيونية) :

وهى الأيونات التي تحتوى على أكثر من ذرة لأكثر من عنصر ويطلق عليها الأيونات العديدة الذرات أو (المجموعات الأيونية) . تحمل هذه المجموعات الأيونية شحنات موجبة أو سالبة ، ويبين الجدول بعض المجموعات الأيونية الشائعة وأسماءها :

الجدول رقم (٢–٦) – بعض المجموعات الأيونية

أسم المجموعة الأيونية	الصيغة	أسم المجموعة الأيونية	الصيغة
الامونيوم	NH_4^+	الكبريتات الهيدروجينية	HSO_4^-
الهيدوركسيد	OH^-	الكبريتات	SO_4^{2-}
السيانيد	CN^-	الفوسفيت	PO_3^{3-}
الخلات (الاستات)	$C_2H_3O_2^-$	الفوسفات ثنائية الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
النتريت	NO_2^-	الفوسفات آحادية الهيدروجين	HPO_4^{2-}
النترات	NO_3^-	الفوسفات	PO_4^{3-}
الكلورات	ClO_3^-	البيرمنجنات	MnO_4^-
فوق الكلورات	ClO_4^-	الكرومات	CrO_4^{2-}
الكربونات الهيدروجينية		ثنائي الكرومات	$Cr_2O_7^{2-}$
(البيكربونات)	HCO_3^-		
الكربونات	CO_3^{2-}		
الكبريتيت	SO_3^{2-}		

لعلك تلاحظ أن تسمية المجموعات الأيونية التي تحتوى على الأوكسجين تتم بكتابة بادئة هي أسم العنصر (الذي يوجد مع الأوكسجين) مثل الكلور والكبريت والكروم ...الخ متبوعة بالنهاية (أت) أو (يت) ، حيث تشير النهاية (أت) إلى وجود عدد من ذرات الأوكسجين أكبر مما في الايون الذي ينتهي أسمه بـ (يت) . إلا أن هذه النهايات لا تشير إلى العدد المطلق لذرات الأوكسجين . فمثلا صيغتا النترات والنتريت هما على الترتيب NO_3^- و NO_2^- بينما صيغتا الكبريتات والكبريتيت هما على الترتيب SO_4^{2-} و SO_3^{2-} . لذلك يجب حفظ هذه الايونات وصيغها .

تلاحظ كذلك في الجدول أن هنالك أيونين من الايونات العديدة الذرات السالبة التي لا تستعمل في تسميتها النهايات (ات) و(يت) وهما أيون الهيدروكسيد OH^-، وأيون السيانيد CN^- . حيث يسميان باستخدام النهاية (يد) كما في الايونات السالبة آحادية الذرة .

توجد كذلك بعض المجموعات الأيونية الأوكسجينية السالبة والتي تحتوى

على هيدروجين ، وهذه تسمى بنفس أسم الايون الاوكسجينى السالب متبوعا بالصفة (الهيدروجينية) فمثلا تسمى HCO_3^- الكربونات الهيدروجينية و HSO_4^- الكبريتات الهيدروجينية و HPO_4^{2-} الفوسفات آحادية الهيدروجين، وهكذا . لاحظ أننا لم نقل الكربونات الأحادية الهيدروجين أو الكبريتات الآحادية الهيدروجين لأنه معروف ضمناً بأنه لا يوجد سوى آحادية فقط بعكس الفوسفات التي قد تكون آحادية أو ثنائية الهيدروجين ، وفي هذه الحالة يجب ذكر الرقم الذي يدل على ذرات الهيدروجين في الأيون .

إن السبب الذي يجعلك تفترض أن الكربونات أو الكبريتات ضمنا آحادية الهيدروجين هو أن هاتين المجموعتين مصدرهما حامضان ثنائيا الهيدروجين وهما حامض الكربون (IV) (الكربونيك) H_2CO_3 وحمض الكبريت (VI) (الكبريتيك) H_2SO_4 ، لذلك فان إزاحة هيدروجين واحد من اى من الحامضين يعطى الأيون الهيدروجينى ، أما إزاحة الهيدروجين الثاني فيعطى أيون الكربونات CO_3^{2-} ، أو ايون الكبريتات SO_4^{2-} . أما في حالة مجموعات الفوسفات فهي مجموعات مصدرها حامض الفوسفور (V) (الفوسفوريك) ، وهو حامض ثلاثي الهيدروجين . لذا فانه يمكن إزاحة هيدروجين واحد من جزىء الحامض لنحصل على مجموعة الفوسفات الثنائية الهيدوروجين $H_2PO_4^-$ ويمكن إزاحة أثنين من الهيدروجين لنحصل على مجموعة الفوسفات الأحادية الهيدروجين HPO_4^{2-} .

نلاحظ عند كتابة صيغ المجموعات الأيونية عموما نكتب رمز الأوكسجين على يمين رمز العنصر الآخر الذي غالبا ما يكون لافلزاً .

سترى فيما بعد أن المجموعات الأيونية تشترك في معظم التفاعلات كوحدة واحدة ، أي كما يفعل الايون أحادى الذرة ، حيث أن ذرات العناصر المكونة للمجموعات الأيونية لا تنفصل عن بعضها أثناء أغلب تفاعلات هذه المجموعة الأيونية .

تقويم الدرس الرابع

- ما الفرق بين الذرة والجزىء ؟
- أذكر بعض العناصر التي توجد على هيئة جزيئات آحادية الذرة وعناصر أخرى

  توجد على هيئة جزيئات ثنائية الذرة .
- ما الفرق بين:أ / الرمز والصيغة .ب/ $2H$ ، H_2 .
- ماذا يقصد بالأيونات عديدة الذرات ؟ كيف تسمى الأيونات عديدة الذرات

  التي تحتوى على الاوكسجين ؟
- طابق أسماء العناصر مع رموزها فيما يلي :

(أ) كربون	O (1)
(ب) يود	Ca (2)
(ج) كبريت	I (3)
(د) كالسيوم	C (4)
(هـ) ذهب	S (5)
(و) أوكسجين	Au (6)

- اكتب اسم كل من الأيونات الآتية :

ClO_3^- ، NO_2^- ، MnO_4^- ، H^- ، Na^+

NH_4^+ ، HSO_4^-

- اكتب صيغ كل من الأيونات الآتية : أيون الكبريتيد ، أيون النحاس ، أيون النترات ، أيون الفوسفيت ، أيون الفوسفات ثنائية الهيدروجين ، أيون اليودات، أيون الكربونات الهيدروجينية.

كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات

لكتابة الصيغ الكيميائية للمركبات يمكن اتباع القواعد الآتية :

أولا : إذا كان جزىء المركب يتكون من أيونين يحملان شحنات متفقة عدديا ولكنها مختلفة الاشارة فانهما يتحدان بنسبة 1:1 . الامثلة الواردة في الجدول (٢–٧) توضح ذلك :

الجدول (٢–٧) اسماء وصيغ بعض المركبات

اسم المركب	الايونات	الصيغة الكيميائية
كلوريد الصوديوم	Na^+ ، Cl^-	Na Cl
بروميد البوتاسيوم	K^+ ، Br^-	KBr
أوكسيد الكالسيوم	Ca^{2+} ، O^{2-}	CaO
كبريتات المغنيزيوم	Mg^{2+} ، SO_4^{2-}	$MgSO_4$
فوسفات الالومنيوم	Al^{3+} ، PO_4^{3-}	$AlPO_4$

يتضح من الأمثلة أعلاه أن المجموع الجبري للشحنات الموجبة والسالبة المحمولة على الأيونات المكونة للجزيء الواحد يساوى صفرا . يقودنا هذا الاستنتاج إلى القاعدة الثانية في كتابه الصيغ الكيميائية للمركبات .

ثانيا : إذا كان جزىء المركب يتكون من أيونين يحملان شحنات مختلفة عدديا ومختلفة الإشارة كذلك ، فإنهما يتحدان بنسبة هي عكس نسبة الشحنات التي تحملها الأيونات ، يعنى هذا أننا قد نحتاج إلى أكثر من أيون واحد في بعض الأحيان. في هذه الحالة فان عدد الأيونات يشار إليه برقم يكتب أسفل يمين رمز الأيون . مثلا Na_2O تعنى أن هناك أيونين من الصوديوم وأيون واحد من الاوكسيد في صيغة أوكسيد الصوديوم .

عندما تكون هناك حاجة لاثنين أو أكثر من المجموعات الأيونية في صيغة

المركب فان المجموعة الأيونية توضع بين قوسين ثم يكتب رقم أسفل يمين القوس الأيمن يشير إلى عدد المجموعات الأيونية مثلا :

الصيغة : $Ca(OH)_2$ تشير إلى أن جزيء هيدروكسيد الكالسيوم يحتوى على أيون واحد من الكالسيوم ومجموعتين من أيون الهيدروكسيد .

إنه من المهم عند كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات التي تحتوى على مجموعات أيونية ، الاحتفاظ لتلك المجموعات بتماسكها ووحدتها .

دعنا الآن ننظر إلى المركب فوسفات الصوديوم الذي يحتوى على أيونات الصوديوم والفوسفات . يحمل أيون الصوديوم شحنة موجبة واحدة : Na^+ ؛ بينما يحمل أيون الفوسفات ثلاث شحنات سالبة PO_4^{3-} . إذن نحتاج إلى ثلاثة أيونات صوديوم لتتحد مع مجموعة واحدة من الفوسفات بحيث يكون المجموع الجبري للشحنات الموجبة والسالبة صفرا في جزيء مركب فوسفات الصوديوم الذي يكتب هكذا : $Na_3\ PO_4$.

في الجدول رقم (٢–٨) تجد مزيدا من الأمثلة :

الجدول (٢–٨) أسماء وصيغ مركبات أخرى

أسم المركب	الأيونات	الصيغة الكيميائية للمركب
كلوريد المغنيزيوم	Mg^{2+} ، Cl^-	$MgCl_2$
كبريتات البوتاسيوم	K^+ ، SO_4^{2-}	K_2SO_4
فلوريد الالومنيوم	Al^{3+} ، F^-	AlF_3
كبريتات الحديد (III)	Fe^{3+} ، SO_4^{2-}	$Fe_2(SO_4)_3$
كربونات الامونيوم	NH_4^+ ، CO_3^{2-}	$(NH_4)_2CO_3$
فوسفات الباريوم	Ba^{2+} ، PO_4^{3-}	$Ba_3(PO_4)_2$

المجموع الجبري لعدد الشحنات الموجبة والسالبة التي تحملها الذرات (الأيونات) المكونة لجزيء المركب يساوي صفراً .

لعلك تكون قد لاحظت أن عدد الشحنات الموجبة أو السالبة التي تحملها الذرة (أو المجموعة الأيونية) تساوى عدديا تكافؤ تلك الذرة أو المجموعة الأيونية . لذا لابد لكتابة الصيغ الكيميائية للمركبات أن تكون ملما بالاتي :

١- رموز العناصر والمجموعات الأيونية الداخلة في تكوين ذلك المركب .

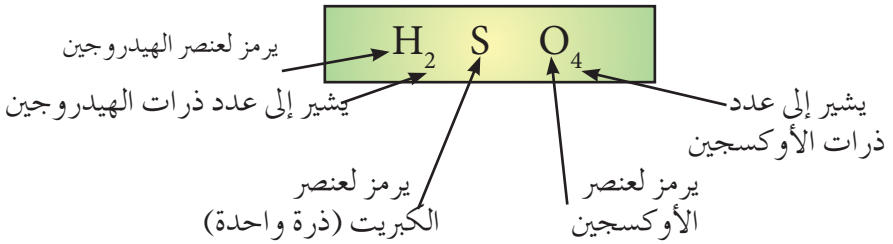
٢- تكافؤات تلك العناصر والمجموعات الأيونية .

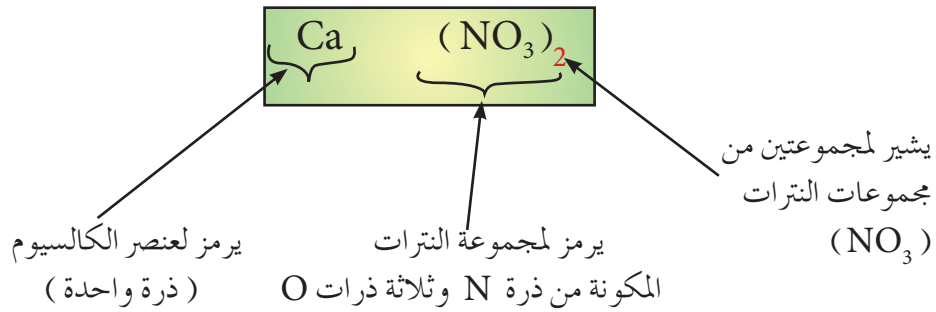
ما توضحه الصيغ الكيميائية للمركبات :

- تشتمل الصيغة الكيميائية للمركب على رموز جميع العناصر في ذلك المركب.
- عندما تحتوى الصيغة على ذرة واحدة من أحد العناصر المكونة للمركب فإن رمز ذلك العنصر يمثل تلك الذرة .
- عندما تحتوى الصيغة على أكثر من ذرة من أحد عناصر المركب فإن عدد ذرات ذلك العنصر يكتب أسفل يمين ذلك العنصر . مثلا في جزىء الماء H_2O ، فالرقم ٢ يشير إلى عدد ذرات الهيدروجين في جزىء الماء .

عندما تحتوى الصيغة على أكثر من مجموعة أيونية واحدة فإن تلك المجموعة توضع بين قوسين ويوضع أسفل المجموعة إلى اليمين رقم يشير إلى عدد المجموعات الأيونية . مثلا في صيغة مركب نترات الصوديوم $NaNO_3$ وحيث لا تحتوى تلك الصيغة إلا على مجموعة واحدة من النترات فلا داعي لوضع تلك المجموعة بين قوسين. أما في حالة نترات الكالسيوم $Ca(NO_3)_2$ ، وحيث توجد مجموعتان من النترات فيلزم هنا وضع المجموعة بين قوسين وكتابة الرقم 2 أسفل خارج القوس للمجموعة . هذه الصيغة $Ca(NO_3)_2$ تعنى أن جزىء نترات الكالسيوم يحتوى على تسع ذرات من ثلاثة عناصر مختلفة : ذرة كالسيوم ، وذرتي نتروجين ، وست ذرات أوكسجين .

توضح الصيغة الكيميائية فقط نوع وعدد ذرات العناصر المكوّنة للجزئ، لكنها لا توضح طريقة ترتيب تلك الذرات في جزئ المركب ولا كيفية الارتباط الكيميائى لتلك الذرات مع بعضها البعض .


H_2 S O_4
يرمز لعنصر الهيدروجين
يشير إلى عدد ذرات الهيدروجين
يرمز لعنصر الكبريت (ذرة واحدة)
يرمز لعنصر الأوكسجين
يشير إلى عدد ذرات الأوكسجين


Ca $(NO_3)_2$
يرمز لعنصر الكالسيوم (ذرة واحدة)
يرمز لمجموعة النترات المكونة من ذرة N وثلاثة ذرات O
يشير لمجموعتين من مجموعات النترات (NO_3)

تقويم الدرس الخامس

١. اكتب اسم كل من المركبات الآتية :

$KClO_3$ ، $NaNO_2$ ، $KMnO_4$ ، $NaCl$

NH_4OH ، $CaSO_4$

٢. اكتب صيغ كل من المركبات الآتية : كبريتيدالنحاس، نترات البوتاسيوم، فوسفيت الكالسيوم

تمرين على الوحدة الثانية

١. لماذا ترتبط ذرات العناصر المختلفة لتكون المركبات ؟

٢. اذكر المصطلح الذي يستخدم بديلاً لكل من العبارات التالية :

- قوة التجاذب الكهربي بين أيونين أحدهما موجب والآخر سالب الشحنة .
- قوة التجاذب الكهربي بين ذرتين تشتركان في زوج أو أكثر من الكترونات
- التكافؤ .
- الوحدات الناتجة بالرابطة الإسهامية .
- الجسم المكون من أيونات موجبة وأيونات سالبة متداخلة ومتراصة في شكل هندسي محدد .
- الرابطة المكونة من ذرتين أحدهما مانحة والأخرى مستقبلة للإلكترونات .
- الجزيء المكون من طرفين احدهما موجب جزئياً والآخر سالب جزيئاً .

٣. ذرات العناصر : $_{9}E$ ، $_{6}D$ ، $_{20}C$ ، $_{11}B$ ، $_{8}A$ وضح :-

- التوزيع الالكتروني لكل ذرة.
- تكافؤ كل ذرة .
- رمز لويس لكل ذرة .
- الرابطة المتكونة ونوعها عند اتحاد .
- A مع B .
- C مع E .
- A مع D .

٤. أيهما اكبر حجماً ولماذا ؟

- ذرة الماغنسيوم أم أيون الماغنسيوم ؟ ($_{12}Mg$) .
- ذرة الأكسجين أم أيون الأكسيد ؟ ($_{8}O$) .

٥. قارن – في شكل جدول – بين المركبين $C Cl_4$ ، Na Cl من حيث :

- الوحدات التركيبية .
- الذوبان في الماء .
- التوصيل الكهربي .

٦. عرف الكهروسالبية .

٧. الذرات : F ، O ، Cl ، S مرتبة من اليمين إلى اليسار حسب النقصان في الكهروسالبية ، وما الذرة التي تحمل شحنة موجبة عند اتحاد :

أ/ F مع O ب/ O مع Cl ج/ Cl مع S ؟

٨. ارسم تركيب لويس للأيون NH_4^+ وللأيون $SO^{2}_{4}{}^-$ ثم بين أنواع الروابط الموجودة بكل من الأيونين .

٩. ارسم تركيب لويس بكل من الجزيئات :

SO_2 SO_3 CO

١٠. أعط تحليلاً مناسباً لكل مما يلي :

- درجة انصهار CaO اكبر من درجة انصهار NaCl .
- درجات غليان المركبات الاسهامية أقل من درجات غليان المركبات الأيونية.
- يستطيع الجزيء NH_3 تكوين رابطة تساندية بينما لا يستطيع الجزيء CH4 تكوينها .

١١. وضح التوزيع الالكتروني لكل من الأيونات الموجبة والتالية :

$_{28}Cu$ ، $_{10}Mg^{2+}$ ، $_{49}Ln$ ، $_{36}Rb^{+}$ ، $^{+}_{23}Mn^{2+}$

١٢. ما هي الأيونات في (أ) أعلاه التي تخضع للقاعدة الثمانية .

١٣. اذكر أوجه الشبه والإختلاف بين المركبات الأيونية والإسهامية.

المعادلات الكيميائية

Chemical Equations

المعادلة الكيميائية اللفظية
Chemical Word Equation

مقدمة:

من أجل الملاءمة والتدقيق في التعبير والاتصال اخترع الكيميائيون نظام اختصار للعناصر والمركبات يجب عليك الاعتياد عليه. ولحد كبير فإن نجاحك في فهم دروس الكيمياء يعتمد بدرجة كبيرة علي معرفتك استخدام الطريقة الرمزية في عملياتك الكيميائية.

العناصر توضح دائما بالرموز الكيميائية (Symbols)(لذا يجب عليك تذكر الرموز الكيميائية للعناصر التي درستها سابقا) بينما المركبات توضح بالصيغ الكيميائية.

الحياة اليومية زاخرة بالتفاعلات الكيميائية سواء داخل أجسامنا مثل حرق المواد الغذائية في الخلايا أو التغيرات التي تطرأ علي طعامنا في مراحل الهضم المختلفة والتنفس أو في استجابتنا للمؤثرات الداخلية والخارجية . وكذلك خارج أجسامنا فإن اشتعال البوتاغاز في المطبخ تفاعلٌ كيميائي وإنضاج الطعام أثناء الطبخ تفاعلٌ كيميائي واحتراق الوقود في ماكينات السيارات والقطارات والطائرات عبارة عن تفاعلات كيميائية وفساد الأطعمة تفاعلات كيميائية وصدأ الحديد بفعل المؤثرات الجوية تفاعل كيميائي.

في كل هذه التفاعلات الكيمائية الوحدات الرئيسية هي الذرات حيث أن الذرة هي[أصغر وحدة تدخل في التفاعل الكيميائي] و[المادة لا تفني ولا تستحدث في التفاعل الكيميائي وإنما تتحول من مادة إلي أخري].

وكما عرفت من دراستك السابقة فإن الذرات تتحد لتكون الجزيئات. فإن كان الجزيء يتكون من ذرات متشابهة فهو جزيء عنصر ، أما إن كان يتكون من ذرات مختلفة فهو جزيء مركب. ويحكم الاتحاد بين الذرات في الجزيئات التكافؤ.

وتتطلب كتابة المعادلات الكيميائية المعرفة التامة بكتابة الصيغ الكيميائية التي توضح نوع العناصر في الجزيء وعدد ذرات كل عنصر وهذا بدوره يتطلب معرفة تكافؤات العناصر التي تحكم اتحادها مع بعضها البعض.

والمعادلة الكيميائية يمكن أن تعرف بأنها[تعبير مختصر للتفاعل الكيميائي تستخدم فيه الرموز الكيميائية للعناصر].

المعادلة الكيميائية لا توضح ماذا حدث أثناء التفاعل الكيميائي ولا خطواته التي سوف تعرفها في دراستك المستقبلية ، بل توضح فقط المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل والعلاقات الكمية بينها.

أسهل الطرق لتوضيح التفاعل الكيميائي هو المعادلة اللفظية التي تستخدم فيها الكلمات. مثل هذه المعادلة مفيدة لأنها تمكننا من معرفة المواد التي تدخل في التفاعل الكيميائي والمواد التي تنتج منه. إذن هي معادلة كيفية.

مثال(٣-١):

الماء يتكون من حرق الهيدروجين في أكسجين الهواء الجوي. المعادلة اللفظية لهذا التفاعل هي:

الهيدروجين + الأكسجين ⟵ الماء

وتقرأ الهيدروجين زائد الأكسجين يعطي الماء.

مثل هذه المعادلة ذكرت حقيقة كيميائية هي أن الهيدروجين اتحد مع الأكسجين وكونا الماء. لكن لا توضح المعادلة اللفظية الظروف التي حدث فيها التفاعل الكيميائي ولا تحدد الكميات التي دخلت في التفاعل ولا التي نتجت منه.

مثال(٣-٢):

الميثان يحترق في الهواء وينتج غاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء وتنطلق طاقة حرارية. يمثل التفاعل بالمعادلة اللفظية التالية:

الميثان + الأكسجين ⟵ ثاني أكسيد الكربون + بخار الماء + طاقة

الشكل العام لكتابة المعادلة الكيميائية:

تتكون المعادلة الكيميائية من مواد متفاعلة ومواد ناتجة من التفاعل.

١. المواد المتفاعلة تكتب جهة اليسار والمواد الناتجة جهة اليمين.

٢. يفصل بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة سهم (⟵) أو علامة(=) بمعني يعطي أو ينتج. وفي التفاعلات المنعكسة سهمان متعاكسان هكذا (⇌) يوضحان سير التفاعل في الاتجاهين الطردي والعكسي.

٣. شروط التفاعل توضع علي السهم أو علامة (=). مثلا في حالة حاجة التفاعل للحرارة توضح هكذا ($\xrightarrow{\Delta}$). أو في حالة حاجة التفاعل لعامل مساعد يوضح العامل المساعد علي السهم كذلك ($\xrightarrow{Ni}$).

٤. توضح الحالة الفيزيائية للمادة المتفاعلة أو الناتجة أسفل المادة كالآتي:

أ- المادة الصلبة (Solid) توضح حالتها بالحرف (s).

ب- المادة السائلة(Liquid) توضح حالتها بالحرف(l).

ج- المادة الغازية(Gas) توضح حالتها بالحرف(g).

د- المحلول المائي(Aqueous) توضح حالته بالمختصر(aq.).

٥. يمكن أيضا توضيح حالة المادة الناتجة هكذا:

أ- في حالة نتج غاز يوضح ذلك بسهم يشير إلي أعلا أمامه هكذا(↑).

ب- في حالة تكون راسب يوضح ذلك بسهم أمامه يشير إلي أسفل هكذا(↓).

٦. تستخدم في وزن المعادلة أعداد صحيحة أمام صيغ المواد المتفاعلة توضح عدد الوحدات ويكون العدد المكتوب مضروبا في كل مكونات الوحدة (الذرات) . مثلاً ($2H_2O$) تعني وحدتان من الماء . وبما أن كل وحدة من الماء(H_2O) تتكون من ذرتين من الهيدروجين وذرة واحدة من الأكسجين فإن عدد الذرات يكون (٤ ذرات هيدروجين وذرتين أكسجين).

العوامل الهامة في كتابة المعادلة الكيميائية:

تكون المعادلة الكيميائية غير ذات قيمة إلا إذا كانت صحيحة في كل مكوناتها.

وهنالك ثلاثة عوامل لابد من توفرها في المعادلة الكيميائية الصحيحة وهي:

١. لابد أن توضح الحقائق(Facts): وهي معرفة المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل.لابد أن تحوي المعادلة الكيميائية رموز العناصر وصيغ المركبات المستخدمة كمتفاعلات في التفاعل والناتجة من التفاعل.ولابد أن تكون الرموز والصيغ مكتوبة صحيحة.

٢. لابد أن تحقق المعادلة الكيميائية قانون بقاء المادة (المادة لا تفني ولا تستحدث أثناء التفاعل الكيميائي) وذلك بأن يكون عدد ذرات كل عنصر من العناصر المتفاعلة يساوي عدد ذراته الناتجة من التفاعل.

٣. تحول المعادلة اللفظية إلي معادلة رمزية تستخدم فيها الرموز الكيميائية والصيغ الكيميائية بدلاً عن الكلمات والجمل.

خطوات كتابة المعادلة الكيميائية الرمزية:

مثال(٣-٣):

الماء ينتج من حرق الهيدروجين في أكسجين الهواء.

الخطوة الأولي: ما هي الحقائق ؟

في هذا المثال المواد المتفاعلة هي: الهيدروجين والأكسجين ، والمادة الناتجة هي الماء فقط.

هيا نكتب الصيغ الصحيحة للمواد المتفاعلة والمواد/ المادة الناتجة في أماكنها الصحيحة من المعادلة مع كتابة ظروف التفاعل علي السهم:

$$H_2 + O_2 \xrightarrow{\Delta} H_2O$$

(مواد متفاعلة) (مادة ناتجة)

الخطوة الثانية: وزن المعادلة باستخدام أعداد صحيحة لاستيفاء قانون بقاء الكتلة).

$$2H_2 + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2H_2O$$

صارت المعادلة صحيحة وتقرأ هكذا:

٢ جزيء من الهيدروجين تفاعلت مع جزيء من الأكسجين ونتج جزيئان من الماء.

مثال(٣-٤):

حرق الفحم ينتج عنه غاز ثاني أكسيد الكربون.

الخطوة الأولى: المواد المتفاعلة هي الكربون(C) والأكسجين(صيغته الجزيئية O_2) والمادة الناتجة هي ثاني أكسيد الكربون(صيغته CO_2)

الخطوة الثانية: تكتب المواد المتفاعلة جهة اليسار والمواد الناتجة جهة اليمين ويفصل بينهما (سهم) عليه مثلث الحرارة) هكذا:

$$C + O_2 \xrightarrow{\Delta} CO_2$$

الخطوة الثالثة: توزن المعادلة لاستيفاء قانون بقاء الذرات(تستخدم أعداد صحيحة تكتب أمام الرمز أو الصيغة):

يلاحظ في المثال أن عدد ذرات الكربون المتفاعلة = عدد ذراته الناتجة ، وعدد ذرات الأكسجين المتفاعلة = عدد ذراته الناتجة. إذن المعادلة موزونة.

$$C + O=O \xrightarrow{\Delta} O=C=O$$

لاحظ الآتي عند كتابة المعادلة الكيميائية الرمزية:

- العناصر: الهيدروجين والأكسجين والنيتروجين والكلور والبروم والفلور واليود ، جزيئاتها ثنائية الذرية(الذرية Atomicityهي عدد الذرات الموجودة في الجزيء) لذا صيغها الجزيئية كالآتي: F_2 ، Br_2 ، Cl_2 ، N_2 ، O_2 ، H_2 و I_2 علي الترتيب.
- في حالة وجود مجموعات الأيونية مثل: الهيدروكسيد(OH^-) ، الكبريتات (SO_4^{2-}) ، النترات(NO_3^-) وأذا بقيت على هيئتها دون حدوث تغيير في تركيبها فإن هذه المجموعات تتم موازنتها كوحدة واحدة.
- أن تكون الأعداد المستخدمة في وزن المعادلة الكيميائية في أصغر نسبها ما أمكن ذلك.
- وضع عدد(معامل) أمام صيغة كيميائية يعني أن ذلك العدد مضروب في كل الذرات الموجودة بالصيغة.

تقويم الدرس الأول:

١. اكتب الرموز الكيميائية للعناصر التالية:

النيتروجين – الفسفور – البروم – الخارصين(الزنك) – البوتاسيوم – المغنيسيوم.

٢. أكتب الصيغ الكيميائية لكل من الآتي:

أكسيد الكالسيوم – نترات النحاس(II) – كلوريد الألمونيوم – كبريتات المغنيسيوم – أكسيد النحاس(II) – كلوريد الكالسيوم.

٣. حول المعادلات اللفظية التالية إلي معادلات رمزية:

الصوديوم + الكلور ⟵ كلوريد الصوديوم

الكالسيوم + البروم ⟵ بروميد الكالسيوم

البوتاسيوم + الماء ⟵ هيدروكسيد البوتاسيوم + الهيدروجين

٤. زاوج كل اسم في قائمة الأسماء مع الصيغة المناسبة في قائمة الصيغ:

قائمة الأسماء:

(١) نترات الصوديوم. (٢) أكسيد النحاس(II). (٣) يوديد الصوديوم.

(٤) ثاني أكسيد الكبريت. (٥) كبريتيد الهيدروجين. (٦) فوسفات المغنيسيوم.

(٧) كربونات البوتاسيوم الهيدروجينية. (٨) كلوريد الحديد(III).

(٩) ثالث أكسيد الكبريت. (١٠) كبريتيد الحديد(II). (١١) هيدروكسيد المغنيسيوم. (١٢) كبريتات الصوديوم الهديروجينية. (١٣) كربونات البوتاسيوم.

(١٤) أول أكسيد الكربون. (١٥) هيدريد المغنيسيوم. (١٦) نتريد المغنيسيوم.

قائمة الصيغ:

الاسم	الصيغة	الاسم	الصيغة
	$Mg_3(PO_4)_2$		FeS
	$Mg(OH)_2$		$FeCl_3$
	$NaHSO_4$		NaI

SO_3		CuO	
K_2CO_3		$NaNO_3$	
MgH_2		CO	
SO_2		$KHCO_3$	
Mg_3N_2		H_2S	

٥. أكمل الجدول التالي:

الصيغة	العناصر الموجودة	الاسم
NaCl	الصوديوم والكلور	كلوريد الصوديوم
		أكسيد البوتاسيوم
H_2O		
	الهيدروجين والكبريت	
Na_2O		
	الصوديوم والكربون والأكسجين	
		كبريتيد الفضة
		هيدروكسيد الكالسيوم
NH_4OH		

الدرس الثاني

وزن المعادلات الكيميائية

Balancing Chemical Equations

ما المقصود بمعادلة موزونة ؟

يقصد من ذلك أن عدد ذرات كل عنصر من العناصر المتفاعلة = عدد ذرات نفس العنصر من العناصر الناتجة من التفاعل.وفي ذلك تطبيق لقانون بقاء المادة الذي ينص علي أن [المادة لا تفني ولا تستحدث في التفاعل الكيميائي]. وأن المعادلة الكيميائية هي عبارة عن إعادة ترتيب للذرات وليس فناء ذرات أو إنتاج ذرات جديدة.

خطوات كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة:

١. وضح الحقائق.

٢. أكتب الرموز والصيغ الصحيحة مراعياً تكافؤات العناصر وأعداد أكسدتها.

٣. زن المعادلة بالنسبة لعدد الذرات.

أمثلة:

مثال(٣-٥):

يتفاعل أول أكسيد الكربون مع الأكسجين وينتج ثاني اكسيد الكربون.

(i) الصيغ الصحيحة هي: أول أكسيد الكربون (CO) ، الأكسجين(O_2)، ثاني اكسيد الكربون(CO_2).

(ii) المواد المتفاعلة هي: CO و O_2 والمادة الناتجة هي: CO_2

(iii) تكتب المعادلة هكذا:

$$CO + O_2 \longrightarrow CO_2$$

– هل المعادلة موزونة ؟ (قارن عدد ذرات كل عنصر المتفاعلة والناتجة من التفاعل).

– يحسب عدد ذرات كل عنصر بضرب المعامل × العدد أسفل الرمز

(إذا كان لا يوجد معامل فإنه = 1) هكذا:

$$CO + O_2 \longrightarrow CO_2$$

$1\times1=1C \quad 1\times1=1O \quad 1\times2=2O \qquad 1\times1=1C \quad 2\times1=2O$

تلاحظ أن المعادلة غير موزونة.

ضع الرقم(2) أمام أول اكسيد الكربون هكذا: $2CO$ ،ووضع (2) امام ثاني اكسيد الكربون هكذا: $2CO_2$

$$2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2$$

$2C \quad 4O \qquad 2\times1=2C \quad 2\times2=4O$

صار هنالك : أربع ذرات أكسجين وزرتي كربون بكل جانب من جانبي المعادلة.

الآن صارت المعادلة موزونة.

مثال(٣-٦):

يتفاعل النيتروجين مع الهيدروجين وينتج غاز النشادر(الأمونيا).

(i) الصيغ الصحيحة هي: NH_3 ، H_2 ، N_2

(ii) المواد المتفاعلة هي: N_2 و H_2 والمادة الناتجة هي: NH_3

(iii) تكتب المعادلة هكذا:

$$N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$$

غير موزونة.

ضع الرقم(2) أمام النشادر هكذا: $2NH_3$. صار عدد ذرات النيتروجين موزوناً وعدد ذرات الهيدروجين غير موزون. صار عدد ذرات الهيدروجين المتفاعلة = 2 والناتجة = 6 . يوزن عدد ذرات الهيدروجين بوضع الرقم(3) أمام الهيدروجين هكذا: $3H_2$

تصير المعادلة هكذا:

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

موزونة.

مثال(٣-٧):

يحترق الميثان في الأكسجين منتجاً غاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء (بالإضافة للطاقة الحرارية المتمثلة في الضوء والحرارة).

i. الصيغ الصحيحة هي: الميثان(CH_4) ، الأكسجين(O_2) ، ثاني أكسيد الكربون(CO_2) ، الماء(H_2O).

ii. المواد المتفاعلة: O_2 ، CH_4 والمواد الناتجة من التفاعل: H_2O ، CO_2

iii. تكتب المعادلة هكذا:

$$CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

(iv) انظر للذرات في المعادلة ذرة بذرة. في الجانب الأيسر تجد ذرة كربون واحدة وذرة كربون واحدة في الجانب الأيمن.

تجد أربع ذرات هيدروجين في الجانب الأيسر وذرتين منه في الجانب الأيمن.اذن يجب وزن الهيدروجين بوضع العدد(2) أمام الصيغة (H_2O).

(v) تصير المعادلة كالآتي:

$$CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

(vi) الأكسجين علي الجانب الأيسر ذرتان بينما صار علي الجانب الأيمن أربع ذرات. يوزن الأكسجين بوضع العدد(2) أمام الصيغة(O_2).

(vii) تصير المعادلة الموزونة كالآتي:

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

تقويم الدرس الثاني:

أ. زن المعادلات الكيميائية التالية:

١. $C + H_2 \longrightarrow CH_4$

٢. $Mg + HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$

٣. $MgCl_2 + K_3PO_4 \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2 + KCl$

ب . أكتب معادلات رمزية توضح التفاعلات التالية ثم زنها:

- الكالسيوم + حمض الكبريتيك ⟵ كبريتات الكالسيوم + الهيدروجين.
- كلورات البوتاسيوم ⟵ كلوريد البوتاسيوم + الأكسجين.
- كلوريد الصوديوم + نترات الفضة ⟵ نترات الصوديوم + كلوريد الفضة.

تمارين علي الوحدة الثالثة:

١. عرف المصطلحات التالية:

- المعادلة الكيميائية.
- المتفاعلات.
- النواتج.

٢. ماذا يعني كلٌ من الرموز التالية:

$\longleftarrow - (=) - \triangle - \uparrow - \downarrow - (s) - (g) - (aq) - (l)$

٣. ما هي العوامل التي يجب توفرها في المعادلة الكيميائية لتكون صحيحة ؟

٤. ما هي الخطوات التي تتبعها عند كتابة المعادلة الكيميائية؟

٥. ما هي المعلومات التي تقدمها المعادلة الكيميائية ؟

٦. حول المعادلات اللفظية التالية إلي معادلات رمزية موزونة:

أ- الماء ⟵ الأكسجين + الهيدروجين

ب- كبريت + الأكسجين ⟵ ثاني أكسيد الكبريت

ج- أكسيد الزئبق(II) ⟵ الزئبق + الأكسجين

د– الخارصين+حمض الهيدروكلوريك ⟵ كلوريد الخارصين + الهيدروجين

هـ – كبريتات الألمونيوم + هيدروكسيد الصوديوم ⟵ كبريتات الصوديوم + هيدروكسيد الألمونيوم

٧. وازن المعادلات الكيميائية التالية:

a. $Fe + HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2$

b. $Ca + O_2 \longrightarrow CaO$

c. $Cu + HNO_3(conc.) \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O + NO_2$

d. $P + O_2 \longrightarrow P_2O5$

e. $C_2H_2 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

f. $KI + Br_2 \longrightarrow KBr + I_2$

g. $Al + HBr \longrightarrow AlBr_3 + H_2$

٨. حول الجُمل التالية إلي معادلات لفظية ثم معادلات رمزية موزونة:

أ– يتفاعل الكربون مع الكلور وينتج رابع كلوريد الكربون.

ب– يتفاعل البوتاسيوم مع النيتروجين وينتج نتريد البوتاسيوم.

ج– يتحلل هيدروكسيد الكالسيوم وينتج أكسيد الكالسيوم والماء.

د– يتفاعل نترات الفضة مع كلوريد الصوديوم وينتج كلوريد الفضة ونترات الصوديوم.

هـ – التفاعل الكيميائي الذي يحدث في بطارية السيارة ينتج التيار الكهربائي هو: تفاعل الرصاص + ثاني أكسيد الرصاص + حمض الكبريتيك لينتج كبريتات الرصاص(II) + الماء.

و –عملية احتراق البنزين في ماكينة السيارة هي عبارة عن تفاعل الأوكتان(C_8H_{18}) مع الأكسجين ليتكون ثاني أكسيد الكربون والماء.

م – عملية البناء الضوئي في النباتات الخضراء هي عبارة عن: اتحاد ثاني أكسيد الكربون والماء في وجود الضوء ليتكون الجلوكوز($C_6H_{12}O_6$) والأكسجين.

ن – عملية صدأ الحديد هي عبارة عن: تفاعل الحديد والماء والأكسجين ليتكون هيدروكسيد الحديد(III).

٩. جد الخطأ في المعادلات التالية وصححه:

أ. الجملة: يتفاعل الصوديوم مع اليود وينتج يوديد الصوديوم.

المعادلة: $Na + I_2 \longrightarrow NaI_2$

ب. الجملة: أكسيد الفضة يتحلل إلي الفضة والأكسجين.

المعادلة: $Ag_2O \longrightarrow 2Ag + O$

ج. الجملة: نترات الرصاص(II) يتفاعل مع كلوريد البوتاسيوم ليتكون كلوريد الرصاص(II) ونترات البوتاسيوم.

المعادلة: $PbNO_3 + KCl \longrightarrow PbCl_2 + K(NO_3)_2$

د. الجملة: يتفاعل السليكون مع الأكسجين ويتكون ثاني أكسيد السليكون.

المعادلة: $S + O_2 \longrightarrow SO_2$.

١٠. المعادلات الكيميائية التالية غير صحيحة بالرغم من أنها موزونة – تعرف علي الخطأ واكتب معادلة موزونة في كل حالة:

a. $K_2CO_3 + CaCl_2 \longrightarrow CaCO_3 + K_2Cl_2$

b. $N + 3H \longrightarrow NH_3$

c. $C + Cl_4 \longrightarrow CCl_4$

d. $K_2O + H_2O \longrightarrow K_2(OH)_2$

١١. أكمل المعادلات الكيميائية التالية ثم وازنها:

a. $Mg + O_2 \longrightarrow$

b. $Ca + H_2SO_{4(dil)} \longrightarrow$

c. $Pb(CH_3COO)_2 + H_2S \longrightarrow$

d. $Na..... + ... NO_3 \longrightarrow NaNO_3 + AgCl$

الوحدة الرابعة

التفاعلات الكيميائية

Chemical Reactions

التفاعلات الكيميائية

التفاعل الكيميائي:

هو تفاعل تتم فيه إعادة ترتيب الذرات وارتباطها ببعضها البعض وينتج عن المواد المتفاعلة مواد مختلفة في خواصها الكيميائية عن المواد الأصلية أو المتفاعلات. ولكي يتم التفاعل الكيميائي لابد أن يتم تكسير روابط كيميائية قائمة وتكوين روابط جديدة.

مثال:

يتفاعل الهيدروجين مع الكلور عادة بوجود ضوء الشمس لتكوين مركب كلوريد الهيدروجين.

$$H - H + Cl - Cl \longrightarrow 2\ H \quad Cl$$

من التفاعل يمكن أن نستنتج أن التفاعل الكيميائي يتضمن تكسير روابط قائمة وتكوين روابط جديدة. أي أنه تم تكسير الروابط القائمة في جزيئات المتفاعلات ($H - H$) و ($Cl - Cl$) وتكوين روابط في جزيئات النواتج ($H - Cl$).

أنواع التفاعلات الكيميائية:

يمكن تصنيف التفاعلات الكيميائية المألوفة على النحو الآتي:

- تفاعلات الاتحاد البسيط.
- تفاعلات التحلل.
- تفاعلات التبادل البسيط.
- تفاعلات التبادل المزدوج.
- تفاعلات الاكسدة والاختزال.

(1) تفاعلات الاتحاد البسيط: Simple Combination

وهي التفاعلات التي يحدث فيها اتحاد مادتين أو أكثر لتكوين مادة واحدة ويمكن أن يرمز لهذا النوع من التفاعلات بالآتي:

$$A + B \longrightarrow C$$

وينقسم هذا النوع من التفاعلات إلى عدة أنواع أهمها:

أ/ إتحاد عنصرين لتكوين مركب :

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

$$2Mg + O_2 \longrightarrow MgO$$

ب/ إتحاد عنصر ومركب لتكوين مركب:

$$2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$$

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

ج/ إتحاد مركبين لتكوين مركب جديد :

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$$

(2) تفاعلات التحلل : Decomposition

وهي التفاعلات التي يتحلل فيها المركب الكيميائي إلى مواد أبسط.

$$C \longrightarrow A + B$$

ويمكن تقسيم تفاعلات التحلل إلى ثلاثة أنواع :

(أ) التحلل البسيط : Simple Decomposition

وفيه يتم تحلل المركب الكيميائي عند درجة الحرارة العادية مثل تحلل مادة نتريت الامونيوم عند درجة الحرارة العادية إلى نتروجين وماء.

$$NH_4NO_2 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$$

(ب) التحلل الحراري : Thermal Decomposition

ويقصد به تحلل المركب الكيميائي إلى مكونات أبسط بالتسخين مثال : تحلل نترات الرصاص بالتسخين.

$$2Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{\triangle} 2PbO + 4NO_2 + O_2$$

(جـ) التفكك الحراري : Thermal Dissociation

حيث يتم فيه تحلل المركب الكيميائي بالحرارة إلى مكونات أبسط : ولكن إذا

بردت المواد الناتجة تتحد مرة أخرى لتكون المادة الأولى مرة ثانية مثل تفكك مركب كلوريد الأمونيوم بالحرارة.

$$NH_4Cl \xrightleftharpoons{\Delta} NH_3 + HCl$$

(3) التبادل البسيط (الإزاحة) : Simple Displacement

فيه يحل عنصر ما محل عنصر آخر في مركب من المركبات ويرمز إليه بالرمز:

$$A + BC \longrightarrow AC + B$$

يمكن لبعض الفلزات أن تحل محل الهيدروجين في الماء وبعض الأحماض المعدنية أو يمكن أن تحل محل فلزات أخرى في مركباتها.

أ. إحلال فلز محل هيدروجين الماء:

الفلزات النشطة جداً مثل الصوديوم والبوتاسيوم تحل محل هيدروجين الماء.

$$2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2\uparrow$$

ب. إحلال فلز محل هيدروجين الحمض:

تستطيع بعض الفلزات النشطة أن تحل محل هيدروجين الحمض.

$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$$

ج. إحلال فلز محل فلز آخر:

$$Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$$

د. إحلال لافلز محل لافلز آخر:

$$2KI + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + I_2$$

(4) التبادل المزدوج : Double Decomposition

يحدث التبادل المزدوج بين الايونات الموجبة والسالبة في تفاعلات المحاليل للمركبات الأيونية أو التساهمية العضوية ويرمز له:

$$AB + CD \longrightarrow AD + CB$$

وفيما يلي أمثلة لهذا النوع من التفاعلات :

(أ) تفاعلات الترسيب : Precipitation

ويحدث هذا النوع من تفاعلات التبادل المزدوج في المحاليل المائية عندما يوجد في المحلول المائي مركبان أيونيان منحلان (ذائبان) ويتحد الايون الموجب من أحدهما مع الايون السالب من المركب الآخر بحيث يتكون مركب أيونى غير منحل (راسب) .

وتستخدم تفاعلات الترسيب لتحضير المركبات أو الأملاح غير القابلة للذوبان في الماء . مثلا يمكن ترسيب كربونات الكالسيوم بإضافة محلول كلوريد الكالسيوم إلى محلول كربونات الصوديوم.

$$Ca\,Cl_2 + Na_2\,CO_3 \longrightarrow 2NaCl + Ca\,CO_3\downarrow$$

(والسهم الذي يشير إلى أسفل يعني أن المادة غير قابلة للذوبان)

(ب) تفاعلات التعادل Neutralization :

هي تفاعلات الأحماض والقواعد بالكميات المناسبة لتكوين الأملاح والماء.

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

تقويم الدرس الأول

١. عرف التفاعل الكيميائي.

٢. عدد أنواع التفاعل الكيميائي.

٣. بمعادلة رمزية موزونة مثل لكل من التفاعلات الأتية:

أ/ الإتحاد البسيط　　ب/التفكك الحراري　　ج/التعادل

د/ التبادل المذدوج　　هـ/ الترسيب

٤. وضح نوع كل من التفاعلات الأتية:

- $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$
- $Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$
- $NH_3Cl \rightleftharpoons NH_3 + HCl$
- $NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$
- $BaCl_2 + 2AgNO_3 \longrightarrow Ba(NO_3) + 2AgCl\downarrow$
- $KOH + HNO_3 \longrightarrow KNO_3 + H_2O$

الدرس الثاني

أعداد الأكسدة

Oxidation State(Number)

عدد الأكسدة (التأكسد):

هو عدد يعطى للعنصر في مركبه حسب قوانين حاكمة ويساعد في وصف تفاعلات الأكسدة والإختزال.

القوانين التي تحكم أعداد الأكسدة:

١. عدد أكسدة الذرة الحرة (توجد منفردة أو متحدة مع ذرات لنفس العنصر) – مثل : S_8 ، P_4، O_2 ، H_2 ، Fe = صفر.

٢. عدد أكسدة الأكسجين في غالب مركباته = (2–) ماعدا في البروكسيدات–مثل (H_2O_2 و Na_2O_2) = ١– و مع الفلور في المركب OF_2 = ٢+.

٣. عدد أكسدة الهيدروجين = (+ ١) ماعدا في الهيدريدات الفلزية مثل NaH، MgH_2 = ١– .

٤. العناصر التالية أعداد أكسدتها ثابتة في كل مركباتها:

أ) +١ لعناصر المجموعة الأولي في الجدول الدوري مثل: Li، Na ،K ، Rb

ب) +٢ لعناصر المجموعة الثانية في الجدول الدوري مثل: Ba ، Be ،Ca، Mg.

ج) + ٣ لعناصر المجموعة الثالثة في الجدول الدوري مثل: B،Al

د) – ١ للهلوجينات في مركبات الهاليدات.

٥. المركب متعادل كهربياً بمعني أن المجموع الجبري لأعداد أكسدة الذرات في الجزيء = صفر.

٦. المجموع الجبري لأعداد أكسدة الذرات المكونة للمجموعة الأيونية = الشحنة الكلية للمجموعة.

٧. عدد أكسدة الأيون = شحنة الأيون التي يحملها.

أمثلة(٣–٨):

- أحسب عدد أكسدة الكلور في كل من التالي:

$KClO_3$ ، ClO^- ، Cl^- ، Cl_2

الحل:

(١) Cl_2 ذرة حرة عدد الأكسدة = صفر.

Cl^- أيون شحنته = −١ إذن عدد أكسدته = −١

(٢) ClO^- أيون مكون من عدة ذرات إذن المجموع الجبري لأعداد أكسدة الذرات المكونة له = الشحنة الكلية للمجموعة(−1).

افرض لعدد أكسدة الكلور(س).

س + (−٢) = −١

س = −١ + ٢ = +١

(٣) $KClO_3$ مركب. مجموع أعداد أكسدة الذرات المكونة للجزيء = صفر. البوتاسيوم من عناصر المجموعة الأولي عدد أكسدته = +١

افرض لعدد أكسدة الكلور(س).

س + (+١) +[٣ (−٢)] = صفر.

س + ١− ٦ = صفر

س = + ٥

عدد أكسدة الكلور في $KClO_3$ = + ٥

تقويم الدرس الثاني:

١. احسب عدد أكسدة كل من:

- المنجنيز في MnO_4^-.
- الكروم في $Cr_2O_7^{2-}$
- الكربون في $H_2C_2O_4$
- الفسفور في P_4
- الكبريت في $Al_2(SO_4)_3$
- النيتروجين في NH_4NO_3
- الأكسجين في K_2O_2
- الفلور في OF_2

٢. أكمل الجدول التالي:

الوحدة	عدد أكسدة الكربون
$Na_2C_2O_4$	
CO_2	
CO_3^{2-}	
CO	
C_2H_2	
$CH_3CH_2CH_3$	

تفاعلات الأكسدة والاختزال

Oxidation – Reduction Reactions

تفاعلات الأكسدة:

هي التفاعلات التي يتم فيها الآتي:

١. إضافة الأكسجين للذرات أو الجزيئات أو المجموعات الأيونية.

٢. نزع الهيدروجين من الذرات أو الجزيئات أو المجموعات الأيونية .

٣. فقدان الإلكترونات من الذرات أو الجزيئات أو المجموعات الأيونية .(هو التعريف الأكثر شمولاً).

تفاعلات الإختزال:

هي التفاعلات التي يتم فيها الآتي:

١. نزع الأكسجين للذرات أو الجزيئات أو المجموعات الأيونية.

٢. إضافة الهيدروجين من الذرات أو الجزيئات أو المجموعات الأيونية .

٣. إكتساب الإلكترونات من الذرات أو الجزيئات أو المجموعات الأيونية .(هو التعريف الأكثر شمولاً).

أمثلة (٣–٩):

(١) في المعادلة التالية(غير موزونة):

$$MnO_4^- + H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + H_2O$$

عدد أكسدة المنجنيز (Mn) انخفض من (+7) إلي(+2). إذن Mn تم اختزاله.

(٢) في المعادلة التالية(غير موزونة):

$$H_2C_2O_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

عدد أكسدة الكربون ارتفع من(+3) في المتفاعلات إلي(+4) في النواتج. إذن تمت أكسدته.

نصف التفاعل – Half Reaction :

نصف التفاعل هو تفاعل أكسدة أو تفاعل اختزال.

الأمثلة التالية أنصاف تفاعل:

1. $2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$
2. $MnO_4^- + 5e^- + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$
3. $Zn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Zn \Rightarrow Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
4. $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu \Rightarrow$
5. $Na \longrightarrow Na^+ + e^-$

معادلة نصف التفاعل لا تكتب لوحدها علي الأقل لا بد أن تدمج معادلتان(أنصاف تفاعل) إحداهما نصف أكسدة والأخرى نصف اختزال حتى أن الالكترونات التي فقدت في الأكسدة أن تكتسب في الاختزال. إذن تفاعلات الأكسدة والاختزال تتم في وقت واحد أي أن [الأكسدة والاختزال عمليتان متلازمتان].

مثال: $Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$

تدريب: أكتب معادلتي نصف الأكسدة ونصف الاختزال للمعادلة السابقة.

الاختلاف بين تفاعلات التعادل وتفاعلات الأكسدة والاختزال:

أمثلة لتفاعلات التعادل:

1. $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$
2. $CaO + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + H_2O$

مثال لتفاعل أكسدة واختزال:

$2Na + Cu^{2+} \longrightarrow Cu + 2Na^+$

تدريب:

- قارن بين أعداد أكسدة كل ذرة في المتفاعلات والنواتج.
- ما هو الاختلاف بين تفاعلات التعادل وتفاعلات الأكسدة والاختزال ؟

تقويم الدرس الخامس:

١. أكتب معادلتي نصف التفاعل:

1. $2Al_{(s)} + 3Cl_{2\,(g)} \longrightarrow 2AlCl_{3(aq)}$
2. $2Fe^{3+} + Sn^{2+} \longrightarrow 2Fe^{2+} + Sn^{4+}$
3. $Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$

الدرس السادس

وزن معادلات الأكسدة والاختزال

Balancing Redox Reactions

يتم وزن معادلات الأكسدة والاختزال بالخطوات التالية:

١. تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل.

٢. كتابة معادلة نصف تفاعل الأكسدة ونصف تفاعل الاختزال(معادلة أيونية).

٣. توزن كل معادلة نصف تفاعل على حدة (كل العناصر ما عدا الأوكسجين والهيدروجين).

٤. توزن عدد ذرات الأوكسجين بإضافة جزيء الماء مقابل كل ذرة أوكسجين في الطرف المقابل.

٥. توزن عدد ذرات الهيدروجين بإضافة البروتون (H^+) مقابل كل ذرة هيدروجين في الطرف المقابل.

٦. توزن معادلة كل نصف تفاعل كهربياً (وزن الشحنات)

٧. تضرب كل معادلة نصف تفاعل بأصغر عدد يجعل عدد الالكترونات المفقودة في الأكسدة مساوية المكتسب في الاختزال.

٨. تجمع معادلتي نصفي التفاعل.

مثال:

اكتب معادلة موزونة لتفاعل الأكسدة والاختزال التالي:

$$HNO_3 + HI \longrightarrow NO + I_2 + H_2O$$

الخطوة (1): العامل المؤكسد هو HNO_3 والعامل المختزل HI

الخطوة (2): نصف معادلة الأكسدة: $I^- \longrightarrow I_2$

نصف معادلة الاختزال: $NO_3^- \longrightarrow NO$

الخطوة (3): توزن معادلتي الأكسدة والاختزال (كل العناصر ما عدا الأوكسجين والهيدروجين)

نصف معادلة الأكسدة: $2I^- \longrightarrow I_2$

نصف معادلة الاختزال: $NO_3^- \longrightarrow NO$

الخطوة (4) و(5): وزن الهيدروجين والأوكسجين

نصف معادلة الأكسدة: $NO_3^- \longrightarrow NO + 2H_2O$

نصف معادلة الاختزال: $4H^+ + NO_3 \longrightarrow NO + 2H_2O$

الخطوة (6): توزن معادلتي الأكسدة والاختزال كهربياً (توزن الشحنات)

نصف معادلة الأكسدة: $2I^- \longrightarrow I_2 + 2e$

نصف معادلة الاختزال: $4H^+ + NO_3^- + 3e^- \longrightarrow NO + 2H_2O$

الخطوة (7): تضرب كل معادلة نصف تفاعل بأصغر عدد يجعل عدد الالكترونات المفقودة في الأكسدة مساوية المكتسب في الاختزال

نصف معادلة الأكسدة: $3(2I^- \longrightarrow I_2 + 2e)$

نصف معادلةالاختزال: $2(4H^+ + NO_3^- + 3e^- \longrightarrow NO + 2H_2O)$

الخطوة (8): جمع معادلة تفاعلي الأكسدة والاختزال

$$6I^- \longrightarrow 3I_2 + 6e$$

$$8H^+ + 2NO_3^- + 6e^- \longrightarrow 2NO + 4H_2O$$

$$6I^- + 8H^+ + 2NO_3^- \longrightarrow 3I_2 + 2NO + 4H_2O$$

أو

$$2HNO_3 + 6HI \longrightarrow 3I_2 + 2NO + 4H_2O$$

تدريب: زن المعادلة التالية متبعاً الخطوات في المثال أعلاه:

$$KMnO_{4(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow MnCl_{2(aq)} + Cl_{2(g)} + KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

تقويم الدرس السادس:

١. زن معادلات الأكسدة والاختزال التالية بطريقة نصفي التفاعل:

1. $C_2H_{6(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$
2. $SBr_{2(aq)} + KIO_{3(aq)} + HBr_{(aq)} \longrightarrow SBr_{4(aq)} + KI_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
3. $Fe + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + H_2O$

تمارين على الوحدة الرابعة:

١. احسب عدد أكسدة كل من :

- الكربون في CO_2
- الكبريت في SO_4^{2-}
- المنجنيز في $KMnO_4$
- النيتروجين في N_2O_5
- الكربون في $Al_2(CO_3)_3$

٢. يمكن أكسدة أيون الكلوريد إلي الكلور في وسط حمضي بواسطة أيون البرمنجنات حسب المعادلة التالية:

$$2MnO_4^- + 10\ Cl^- + 16H+ \longrightarrow 2Mn_2^+ + 5Cl_2 + 8H_2O$$

أكتب نصفي التفاعل.

٣. أيون الحديد(ii) يتأكسد إلي أيون الحديد (iii) بواسطة الكلور . استخدم طريقة نصف التفاعل لوزن المعادلة للتفاعل:

$$Fe^{2+} + Cl_2 \longrightarrow Fe^{3+} + Cl^-$$

٤. أيون الدايكرومات يؤكسد أيون الحديد (ii) إلي أيون الحديد (iii) في وسط حمضي. وازن المعادلة:

$$Cr_2O_7^{2-} + H^+ + Fe_2+ \longrightarrow Cr^{3+} + Fe^{3+} + H_2O$$

٥. بيروكسيد الهيدروجين يختزل البرمنجنات MnO_4^- إلي MnO_2 في وسط قاعدي. أكتب معادلة موزونة للتفاعل. مبتدئاً بالمعادلة التالية:

$$H_2O_2 + MnO_4^- \longrightarrow MnO_2$$

الحساب الكيميائي
Stoichiometry

الدرس الأول

مفهوم الحساب الكيميائي

أهمية الحسابات الكيميائية :

في حياة الإنسان كثير من النشاطات التي تحدد كميات المواد التي سوف يستهلكها أو ينتجها . فالطباخ يستخدم مكاييل أو مقاييس بسيطة كالملعقة والكوب والفنجان وغيرها لتحديد مقادير المواد التي تستخدم في الطبخ وغيره بحيث لاتزيد هذه الكميات ولا تنقص عن الحد الذي يمكن أن يؤدي إلى تلف الطعام من حيث المذاق أو النكهة أو القيمة الغذائية .

وفي المصانع يحتاج الكيميائيون إلى دقة لتحديد كميات المواد اللازمة لتحضير مادة معينة بالمواصفات المطلوبة لضمان الجودة المرغوبة من المتسهلك . ففي صناعة الصابون وسماد اليوريا والأمونيا (النشادر) وصناعة البلاستيك يجب الا تزيد نسب المواد المتفاعلة عن مقادير محددة حتى تخرج السلعة المنتجة بالمواصفات المحددة .بما يضمن من تسويقها عائداً اقتصادياً .

وكثيراً ما ننظر إلى زجاجة دواء فنجد عليها قائمة بالنسب المئوية لمكونات الدواء الأساسية . فما هي أهمية هذه النسب على فاعلية الدواء ؟ هل تتغير فاعلية الدواء إذا تغيرت نسب المكونات . هل لذلك آثار سالبة على صحة المريض إذا تغيرت هذه النسب .

- ❖ كيف تستطيع أن تحسب كميات المواد اللازمة لانتاج معين ؟
- ❖ كيف تستطيع أن تحدد كميات المواد اللازمة لانتاج سلعة معينة بالمواصفات المطلوبة ؟

أن المرجع الأساسي الذي يستخدمه الكيميائي في حساباته هو المعادلة الكيميائية الموزونة أو الصيغ الجزيئية الصحيحة لمركب ما . وذلك لأنها معلومات أساسية يعتمد عليها في إجراء الحسابات الكميائية .

يقصد بالحساب الكيميائي تعيين أو حساب العلاقات الكمية بين المواد

المختلفة سواء أكانت مركبات أو عناصر . ويعني ذلك تحديد العلاقات الوزنية أو الحجمية في العناصر أو المركبات أو المعادلات الكيميائية .

أهمية الحساب الكيميائي :

يساعد الحساب الكيمائي في :

- تحديد نسب كتل العناصر الداخلة في تكوين المركب .
- تحديد كميات المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل .
- تحديد عدد المولات المتفاعلة والناتجة من التفاعل .
- تحديد حجم الغاز الناتج في ظروف معينة كالحرارة والضغط وغيرها .
- تحديد عدد الذرات أو الجزيئات من العناصر أو المركبات المتفاعلة أو الناتجة من التفاعل .

الكتل الذرية :

تتكون العناصر من رقائق متشابهة تعرف بالذرات كما علمت سابقاً وأن هذه الذرات لا ترى بأقوى المجاهر . إذن كيف يمكن أن نرى جسماً صغيراً بهذا الحجم ؟

إن الكتلة الحقيقية أو المطلقة لأي ذرة هي مقدار ضئيل للغاية.

مثلاً: كتلة ذرة الهيدورجين = نحو $١,٦٧ \times ١٠^{-٢٤}$ جرام

ويعني ذلك أن كتلة ذرة الهيدروجين = $\frac{١,٦٧}{١٠^{٢٤}}$ جرام

أو $\frac{١,٦٧}{\text{مليون} \times \text{مليون} \times \text{مليون} \times \text{مليون}}$ جرام

ولذلك نحن لا نستطيع أن نزن ذرة بعينها ولكن يمكن أن نقارن كتلة ذرة بكتلة ذرة أخرى وقد اتخذ الكيميائيون ذرة الهيدروجين كمقياس (ذلك لأنها أخف الذرات المعروفة حتى الأن) كوحدة قياسية نسبو إليها كتل العناصر أو الجزيئات المعروفة الآن .

(وعليه يمكن تعريف الكتلة الذرية بأنها عدد المرات التي تكون بها كتلة ذرة العنصر أكبر من كتلة ذرة الهيدروجين أي أن:

$$\text{الكتلة الذرية} = \frac{\text{كتلة ذرة العنصر}}{\text{كتلة ذرة الهيدروجين}}$$

∴الكتلة الذرية هي كتلة نسبية للذرات منسوبة إلى معيارٍ محدد هو كتلة ذرة الهيدروجين والتي يفترض أنها تساوي وحدة واحدة حديثا استبدلً عنصر الهيدروجين كمقياس الذرية لعنصر الكربون −١٢.

حيث أصبحت وحدة الكتل الذرية $\frac{١}{١٢}$ من كتلة ذرة الكربون −١٢ وعلى ضوئها تم تعريف الكتلة الذرية بأنها كتلة ذرية واحدة من ذلك العنصر مقارنة بوحدة الأوزان الذرية الحديثة $\frac{١}{١٢}$ من ذرة الكربون وعلى ضوئها تم تحديد الكتل الذرية للعناصر المعروفة الآن .

ويلاحظ أنه إذا إستطعنا أن نحدد بطريقة أو بأخرى النسب المئوية للعناصر المكونة لمركب ما فإن بإمكاننا أن نحدد نسب كتل الذرات إلى بعضها البعض .

مثال(٥−١) :

يتكون غاز الميثان (CH_4) من ٢٥٪ هيدروجين و ٧٥٪ كربون (وزناً) ما هي كتلة ذرة الهيدروجين.

الحل:

في كل ١٠٠جم من الميثان توجد ٢٥جرام هيدروجين و٧٥جرام كربون وإذا علمت أن عدد ذرات الهيدروجين الميثان ٤ذرات والكربون ذرة واحدة .

$$\frac{\text{كتلة ذرات العنصر}}{\text{كتلة ذرات الهيدروجين}} = \frac{٧٥}{٢٥}$$

$$\frac{\text{كتلة ذرة العنصر}}{\text{كتلة ذرة الهيدروجين}} = \frac{٧٥ \times ٤}{٢٥} = \frac{١٢}{١}$$

∴ كتلة ذرة الكربون تساوي ١٢ مرة كتلة ذرة الهيدروجين .

مثال (٥-٢)

يتركب الماء من الأوكسجين والهيدروجين بنسبة ٨٨,٨١٪ و ١١,١٩٪ وزناً على الترتيب فكم تساوي كتلة ذرة الأوكسجين بالنسبة لكتلة ذرة الهيدروجين ؟

∵ النسبة بين كتلة ذرة الهيدروجين و كتلة ذرة الأوكسجين في الماء هي =

٨٩ : ١١ تقريباً

أي ٨ : ١

∵ جزئ الماء H_2O به ذرتان هيدروجين وواحدة أكسجين.

∴ نسبة كتلة ذرة الأكسجين : كتلة ذرة الهيدروجين.

هي ١٦ : ١ أو $\frac{١٦}{١}$

مثال (٥-٣)

إذا علمت أن الإيثان يتكون من ٦ ذرات هيدروجين وذرتي كربون C_2H_6 ونسبة الهيدروجين وزناً ٢٠٪ والكربون ٨٠٪ وزناً اثبت أن كتلة ذرة الكربون تساوي ١٢ مرة كتلة ذرة الهيدروجين .

$$\frac{\text{كتلة ذرة الكربون} \times \text{عدد ذراته}}{\text{كتلة ذرة الهيدروجين} \times \text{عدد ذراته}} = \frac{\text{كتلة الكربون}}{\text{كتلة الهيدروجين}}$$

∵ كل ١٠٠ جرام من C_2H_6 تحتوي على ٢٠ جرام هيدروجين و ٨٠ جرام كربون.

$$\therefore \frac{\text{كتلة ذرة الكربون} \times ٢}{\text{كتلة ذرة الهيدروجين} \times ٦} = \frac{٨٠}{٢٠}$$

$$\frac{\text{كتلة ذرة الكربون}}{\text{كتلة ذرة الهيدروجين}} = \frac{٦ \times ٨٠}{٢ \times ٢٠} = \frac{٤٨}{٤} = \frac{١٢}{١}$$

الكتلة الجزيئية:

الكتلة الجزئية هي عبارة عن مجموع الكتل الذرية للذرات الداخلة في تكوين الجزيء سواء ، إن كان هذا الجزيء عنصراً مثل O_2 ، S_8 ، P_4 أو مركب مثل Na_2CO_3 .

$$\text{الكتلة الجزيئية لعنصر أو مركب} = \frac{\text{كتلة جزئ واحد من العنصر أو المركب}}{\text{كتلة ذرة واحدة من الهيدروجين}}$$

أو هي عدد المرات التي يكون بها كتلة جزيء العنصر أو المركب الكيميائي أكبر من كتلة ذرة الهيدروجين .

(i) أوجد الكتلة الجزيئية للماء H_2O (O = ١٦ ، H = ١)

الكتلة الجزيئية للماء = ١×٢ + ١×١٦ = ١٨

(ii) أحسب الكتلة الجزيئية لكربونات الصوديوم Na_2CO_3

(Na = 23 C = ١٢)

الكتلة الجزيئية لـ Na_2CO_3 = ١٦×٣ + ١ × ١٢ + ٢٣×٢ = ١٠٦

(iii) أوجد الكتلة الجزيئية لـ $Fe_2(SO_4)_3$

(Fe = ٥٦ S = ٣٢)

الكتلة الجزيئية لـ $Fe_2(SO_4)_3$ = ٣ (١٦×٤ + ٣٢) + ٥٦×٢

= ٩٦×٣ + ٥٦ × ٢

= ٤٠٠

ويمكن الاستفادة من معرفة الكتلة الذرية والكتلة الجزيئية في هذه المرحلة في :

- إيجاد النسبة المئوية لكل مكونات المادة المعروفة صيغتها الجزيئية .
- إيجاد النسبة المئوية لكل مكونات المادة المعروفة كتلتها.
- إيجاد كتلة عنصر معين في كتلة معينة من المركب .

إيجاد النسبة المئوية لعنصر في مركب:

مثال (٥-٤) :

أوجد النسبة المئوية للكربون في الإيثان C_2H_6 إذا علمت أن الكتلة الذرية للكربون ١٢ وللهيدروجين ١ .

أولاً : الكتلة الجزيئية للإيثان C_2H_6 = ٦×١ + ٢×١٢ = ٣٠ كل ٣٠ وحدة من الإيثان تحتوي على ١٢ × ٢ من ذرات الكربون ∴ ١٠٠٪ من الإيثان تحتوي على س ٪ من الكربون.

$$\text{س} = \frac{١٢ \times ٢ \times ١٠٠}{٣٠} = ٨٠٪$$

مثال (٥-٥) :

أوجد النسبة المئوية للأوكسجين في الجلكوز $C_6H_{12}O_6$ ، الكتلة الجزيئية للجلكوز = ٦×١٦ +٦×١٢+١×١٢ = ١٨٠

كل ١٨٠ وحدة من الجلكوز تحتوي على ٦ × ١٦ من الأوكسجين ١٠٠٪ تحتوي على س.

$$= \frac{٦ \times ١٦ \times ١٠٠}{١٨٠} = \frac{١٦٠}{٣} = ٥٣,٣٣٪$$

ومن نلاحظ أن النسبة المئوية لعنصر من مركب

$$= \frac{\text{كتلة ذرة الكربون} \times \text{عدد ذراته} \times ١٠٠}{\text{الكتلة الجزيئية للمركب}}$$

النسبة المئوية لعنصر في مركب هي عبارة عن النسبة المئوية لكتلة العنصر في

مركب ما منسوبه إلى الكتلة الكلية لجزيء ذلك المركب .

إيجاد النسبة المئوية بمعرفة كتلة المركب .

عند تحليل عينة نقية ٤,٤ جم من مركب مجهول وجد أنها تتكون من ١,٢ جرام كربون والباقي أكسجين .

أوجد :

(i) كتلة الأكسجين.

(ii) نسبة الكربون في العينة.

(iii) نسبة الأوكسجين في العينة.

الحل :

كتلة الأوكسجين في العينة = ٤,٤ − ١,٢ = ٣,٢ جرام.

$$\text{النسبة المئوية للأوكسجين} = \frac{\text{كتلة الأكسجين}}{\text{كتلة الصيغة}} \times ١٠٠$$

$$= \frac{٣,٢}{٤,٤} \times ١٠٠ = ٧٣٪$$

$$\text{(iii) النسبة المئوية للكربون} = \frac{٣,٢}{٤,٤} \times ١٠٠ = ٢٧٪$$

إيجاد كتلة عنصر في كتلة معينة من المركب :

أوجد كتلة الأكسجين في ١٢,٢٥ جم من كلورات البوتاسيوم

$KClO_3$ (K = 39 ، Cl = ٣٥,٥ ، O = ١٦)

الكتلة الجزيئية لـ $KClO_3$ = ١٢٢,٥

كل ١٢٢,٥ جرام $KClO_3$ تحتوي ٤٨ جم O

∴ ١٢,٢٥ جرام $KClO_3$ تحتوي س جم

$$\text{س} = \frac{٤٨ \times ١٢,٢٥}{١٢٢,٥} = ٤,٨$$

∴ كتلة الأكسجين = ٤,٨

نلاحظ أن كتلة العنصر في كتلة معينة من المركب

$$= \frac{\text{الكتلة الذرية له} \times \text{عدد ذراته في المركب} \times ١٠٠}{\text{الكتلة الجزيئية للمركب}}$$

مثال (٥-٦)

أوجد كتلة الكربون في ١٢ جم من حمض الخليك CH_3COOH

الكتلة الجزيئية = ١×٤ + ١٦ ×٢ +٢×١٢ = ٦٠

كتلة الكربون في ١٢ جم من CH_3COOH

$$= \frac{\text{الكتلة الذرية له} \times \text{عدد ذراته في المركب} \times ١٢}{\text{الكتلة الجزيئية للمركب}}$$

$$= \frac{١٢ \times ٢ \times ١٢}{٦٠} = ٤,٨$$

أوجد كتلة باقي مكونات المركب .

تقويم الدرس الأول

١/ عرف : الكتلة الذرية منسوبة للهيدروجين.

– أوجد الكتل الجزيئية للآتي :

(i) H_2CO_3 (ii) $Ca(NO_3)_2$ (iii) (K_2SO_4) .

٢/ يتكون كلوريد الصوديوم من ٦٠,٦٨٪ كلور و ٣٩,٣٢٪ صوديوم ما هي نسبة كتلة ذرة الكلور إلى كتلة ذرة الصوديوم .

(الصيغة الكيميائية لكلوريد الصوديوم NaCl)

٣/ حلل باحث عينة نقية كتلتها ٤ جرام من مركب هيدروكربوني فوجد أنها تحتوي على ١ جرام هيدروجين والباقي كربون :

أ. أحسب النسبة المئوية لكتلة كل من الكربون والهيدروجين في الصيغة.

ب. حدد أي الصيغتين (C_2H_6) ، (CH_4) صحيحة.

٤/ أوجد النسبة المئوية للكربون في السكروز $C_{12}H_{22}O_{11}$

٥ / الصيغة الكيمائية لمركب اليوريا هي $(NH_2)_2CO$.

(i)أوجد الكتلة الجزيئية لليوريا.

(ii) أوجد كتلة الهيدروجين في ١٨ جرام من اليوريا .

(iii) أوجد كتلة اليوريا التي تحتوي على ٢,٨ جم نتروجين .

عدد أفوقادرو
Avogadro's Number

وجد بالتجربة أن حجماً من غاز الأكسجين كتلته ٢,٤ جم وحجماً مماثلاً من الهيدروجين كتلته ٠,١٥ جم من تحت نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة يحتويان على نفس العدد من الجزئيات :

لبرهان ذلك نفترض أن عدد جزيئات الأكسجين الموجودة في ٢,٤ جم هي س جزيء وعدد جزيئات الهيدروجين الموجود في ٠,١٥ جم هي ص جزيء .

الكتلة الجزيئية للأوكسجين O_2 = ٢ × ١٦ = ٣٢

الكتلة الجزيئية للهيدروجين H_2 = ٢ × ١ = ٢

$$\frac{\text{الكتلة الجزيئية للأكسجين} \times \text{س}}{\text{الكتلة الجزيئية للهيدروجين} \times \text{ص}} = \frac{\text{كتلة الأكسجين}}{\text{كتلة الهيدروجين}}$$

$$\frac{٣٢ \times \text{س}}{٢ \times \text{ص}} = \frac{٢,٤}{٠,١٥} = \frac{٠,٨}{٠,٠٥} = \frac{٨٠}{٥} = \frac{١٦}{١} =$$

$$\frac{٣٢\text{س}}{٢\text{ص}} = \frac{١٦}{١}$$

∴ ٣٢ س = ٣٢ ص

∴ س = ص

مثال(٥-٧) :

برهن أن ١٥ جرام من الكربون و ٤٠ جرام من الكبريت يحتويان على نفس العدد من الذرات (C = 12 ، S = ٣٢)

الحل :

- نفرض أن عدد ذرات الكربون الموجودة في ١٥ جرام كربون هي س .
- نفرض أن عدد ذرات الكبريت الموجودة في ٤٠ جرام كبريت هي ص .

$$\frac{\text{كتلة الكربون}}{\text{كتلة الكبريت}} = \frac{\text{كتلة كل ذرات الكربون}}{\text{كتلة ذرات الكبريت}}$$

$$\frac{١٥}{٤٠} = \frac{١٢س}{٣٢ص}$$

٤٨٠س = ٤٨٠ ص

∴ س = ص

∴ عدد ذرات الكربون في ١٥ جرام هي نفس عدد ذرات الكبريت في ٤٠ جرام

ويمكن إيراد أمثلة كثيرة تعود إلى التعميم التالي :

(إذا كانت نسبة كتلة من عنصر ما إلى كتلة من عنصر ما آخر هي نفس نسبة الكتلة الذرية للعنصر الأول إلى الكتلة الذرية للعنصر الآخر فإن الكتلتين تحتويان نفس العدد من الذرات . وينطبق نفس التعميم على المركبات فإذا كانت النسبة بين كتل المركبات هي النسبة بين كتلتها الجزيئية فإن هذه الكتل تحتوي على نفس العدد من الجزيئات).

ونخلص من ذلك إلى أن ١ جرام من ذرات الهيدروجين و١٢ جرام من ذرات الكربون و ٣٢ جرام من ذرات الكبريت و١٦ جرام من ذرات الأكسجين تحتوي على نفس العدد من الذرات وقد وجد أن هذا العدد من الذرات هو ٦,٠٢ × ١٠ ^{٢٣} ويعرف هذا العدد بعدد أفوغادرو :

مثال (٥-٨)

أوجد عدد ذرات الكربون في ٦ جرام منه.(٦,٠٢ × ١٠ ^{٢٣} ، C= 12)

كل ١٢ جرام C ← ٦,٠٢ × ١٠ ^٢٣ ذرة

٦ جرام ← س ذرة

س = $\frac{٦ \times ٦,٠٢ \times ١٠^{٢٣}}{١٢}$ = ٠,٥ × ٦,٠٢ × ١٠ ^٢٣

= ٣,٠١ × ١٠ ^٢٣ ذرة

أوجد عدد الجزئيات في ١٠ جرام من $CaCO_3$

(Ca = ٤٠ C= ١٢ O= ١٦
عدد أوفقادرو ٦,٠٢ × ١٠ ^٢٣)

المول The Mole

كلمة مول تعني ضخم (Huge) وهي من الوحدات الأساسية في النظام الدولي للقياس (S.I Units) ويستخدم كثيراً في الحسابات الكيميائية ويمكن تعريف المول بأنه :

(هو مقدار المادة التي تحتوي على عدد أفوقادرو من الدقائق) سواء أكانت هذه الدقائق ذرات أو جزئيات أو أيونات أو مجموعات أو إلكترونات. أو عدد الدقائق التي يحتويها المول هو ٦,٠٢ × ١٠ ^٢٣ دقيقة أي رقم أوفقادرو

∴ عدد أوفقادرو هو عدد الدقائق الموجودة في الكتلة الذرية الجرامية أو الجزيئية الجرامية للعناصر أو المركبات .

∴ يمكن تعريف المول بأنه هو الكتلة الذرية أو الجزئية مقدرة بالجرام . وعندما نطلق مصطلح كتلة المول الواحد نعني الكتلة الذرية الجرامية أو الكتلة الجزئية الجرامية .

أمثلة :

١ مول من ذرات الأكسجين كتلته ١٦ جرام

١ مول من جزئيات الأكسجين كتلته ٣٢ جرام

١ مول من أيونات الأكسجين كتلته ١٦ جرام

١ مول من ذرات الهيدروجين كتلته ١ جرام
١ مول من جزئيات الهيدروجين كتلته ٢ جرام
١ مول من ايونات الهيدروجين (H^+) كتلته ١ جرام
١ مول من Na_2CO_3 كتلته ١٠٦ جرام
١ مول من SO_4^{2-} كتلته ٩٦ جرام
١ مول من الالكترونات كتلته ٠,٠٠٠٥٤٩ جم

مثال (٥-٩):

أوجد عدد المولات في ٨ جرام من
(١) ذرات الأكسجين .
(٢) جزئيات الأكسجين (O=16)

(i) س = $\frac{٨}{١٦}$ = ٠,٥ مول

١٦ جرام من ذرات الأكسجين تعادل ١ مول
٨ جرام من ذرات الأكسجين تعادل س مولا

س = $\frac{٨}{١٦}$ = ٠,٥مول

(ii) ٣٢ جرام من جزئيات الأكسجين تعادل ١ مول
٨ جرام من جزئيات الأكسجين تعادل س مول

س = $\frac{٨}{٣٢}$ = ٠,٢٥مول

وعليه يمكن إستنتاج العلاقة الرياضية الآتية :

عدد المولات = $\frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{الكتلةالذرية أو الجزئية الجرامية}}$

أو عدد المولات = $\frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{كتلة المول الواحد}}$

إذ أن كتلة المول الواحد هي الكتلة الذرية الجرامية أو الجزئية الجرامية

مثال : حول إلى مولات : (i) ٤,٦ جرام من الصوديوم ، (Na= ٢٣)

(ii) ٢١,٢ جرام من Na_2CO_3 (C =١٢)

الحل (i) عدد المولات = $\frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{كتلة الذرية الجرامية}} = \frac{٤,٦}{٢٣}$ = ٠,٢ مول

(ii) عدد المولات = $\frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{كتلة الذرية الجرامية}} = \frac{٢١,٦}{١٠٦}$ = ٠,٢ مول

تدريب :

حول إلى جرامات ٠,٠٥ مول من H_2SO_4 ، (S = ٣٢)

(الكتلة بالجرام = عدد المولات × الكتلة الجزئية أوالذرية الجرامية)

أو = عدد المولات × كتلة المول الواحد .

مثال(٥-١٠):

أوجد عدد الذرات في ٠,٢ مول من ذرات البوتاسيوم

١ مول من ذرات البوتاسيوم يحتوي على ٦,٠٢ × ١٠ ^{٢٣}

٠,٢ مول من ذرات البوتاسيوم يحتوي على س ذرة

س = ٦,٠٢ × ١٠ ^{٢٣} = ١,٢٠٤ × ١٠ ^{٢٣}

(∴ عدد الدقائق = عدد المولات × رقم أفقادرو)

مثال (٥-١١) :

برهن أن ٤ جرام من ذرات الكالسيوم و ٣,٢ جرام من الكبريت يحتويان على نفس العدد من الذرات (Ca = ٤٠، S = ٣٢)

(١) عدد مولات Ca = $\frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{كتلة بالمول}}$ = $\frac{٤}{٤٠}$ = ٠,١ مول

عدد مولات S = $\frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{كتلة بالمول}}$ = $\frac{٢,٣}{٣٢}$ = ٠,١ مول

∵ المولات متساوية ∴ الدقائق متساوية.

تقويم الدرس الثاني:

١. أحسب الكتلة الجزيئية النسبية لكل من : H_2SO_4 ، NaOH.

٢. كم جزيئاً توجد في ٤ جم من ثاني أكسيد الكبريت (SO_2)؟

٣. كم مولاً من ذرات الصوديوم توجد في ٥٣ جم من كربونات الصوديوم Na_2CO_3.

(H=1 ، S=32، O=16، Na=23،C=12)

إيجاد الصيغة الجزيئية باستخدام عدد المولات

مثال (٥-١٢)

مركب يتكون من ٢ جرام هيدروجين و ٦ جرام كربون أوجد الصيغة الجزيئية لهذا المركب علماً بأن الكتلة الذرية للكربون ١٢ والكتلة الذرية للهيدروجين ١ .

الحل :

$$\text{عدد مولات C} = \frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{كتلة المول الواحد}} = \frac{٦}{١٢} = \frac{١}{٢} \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات H} = \frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{كتلة المول الواحد}} = \frac{٢}{١} = ٢ \text{ مول}$$

$$\text{C} : \text{H} \quad \text{أي} \quad \begin{matrix}\text{C} & : & \text{H}\\ ١ & : & ٤\end{matrix} \quad \text{الصيغة هي } CH_4$$

مثال(٥-١٣)

عند اختزال ٣,٣ جرام من أكسيد النتروجين تكون ١,٢ جرام من النتروجين أوجد :

(N = ١٤ ، O = ١٦)

١ . عدد مولات النتروجين.

٢. عدد مولات الأكسجين

٣. من (١) . (٢) أوجد الصيغة الكيميائية لهذا الأكسجين .

$$\text{١. عدد مولات النتروجين} = \frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{كتلة المول الواحد}} = \frac{٢,١}{١٤} = \frac{٠,٣}{٢}$$

٠,١٥ = مول

كتلة الأكسجين = كتلة الأكسيد – كتلة النتروجين

= ٣,٣ – ٢,١ = ١,٢ جرام

عدد مولات الأكسجين = $\frac{١,٢}{١٦}$ = ٠,٠٧٥ مول

∴ N : O = ١٥٠ = ٠,٠٧٥ مول

= ١٥٠ : ٧٥

= ٢ : ١

∴ الصيغة هي N_2O

تقويم الدرس الثالث:

(H = ١، O= ١٦ ، Na = ٢٣ ، Fe = ٥٦، N = ١٤، Br = ٨٠، Ca= ٤٠
S = ٣٢)

١/ عرف الآتي :

(i) المول .

(ii) النسبة المئوية لكل عنصر في مركب.

(iii) عدد أفقادرو .

٢/ أكمل الجدول التالي :

الدقيقة	الكتلة بالجرام	عدد المولات	عدد الدقائق
Na	٩,٢		
H_2CO_3		٠,١	
H_2S			$٣,٠١ \times ٦ \times ١٠^{٢١}$

٣/ حول إلى مولات ١٠٠ جرام من كل من

١. ذرات الهيدروجين ٢ . جزئيات الهيدروجين ٣. $CaCO_3$

٤. NaOH ٥ . CO_2 ٦ . $Ca\ Br_2$.

٤/ حول إلى جرامات :

(I) ٠,٢ مول من HNO_3 (ii) ٣ مول من C (iii) ٠,١ مولِ Al^{3+}

٥/ برهن أن ٨٠ جرام من $Fe_2(SO_4)_3$ و ٢٥,٢ جرام من
$H_2C_2O_4.2H_2O$ يحتويان على نفس العدد من الدقائق.

حسابات تتعلق بالصيغة الأولية

الصيغة الأولية أو التجريبية Empirical Formula:

هي الصيغة التي توضح أبسط النسب بين الذرات الداخلة في التركيب الجزئ.

مثال (٥-١٤):-

اختزال ١١,٤٧ جم من مركب يحتوي على النحاس والأكسجين فقط أعطى ٩,١٦ جم من النحاس .أوجد الصيغة الأولية لهذا المركب.

الحل:

كتلة الأكسجين = ١١,٤٧ - ٩,١٦ = ٢,٣١ جم

$$\text{عدد مولات النحاس} = \frac{\text{كتلة النحاس}}{\text{كتلة المول}}$$

$$= \frac{٩,١٦}{٦٣,٥} = ٠,١٤٤ \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات الأكسجين} = \frac{٢,٣١}{١٦} = ٠,١٤٤ \text{ مول}$$

∴ نسبة الأصغر = ١ : ١

∴ الصيغة الأولية للمركب هي CuO

العلاقة بين الصيغة الأولية و الصيغة الجزيئية .

مثال (٥-١٥):

عدد تحليل الميثان وجد أنه يحوي ٧٥٪ كربون و ٢٥ ٪ هيدروجين . أوجد الصيغة الأولية لهذا المركب.

إذا علمت أن الكتلة الجزيئية للميثان ١٦ فأوجد صيغته الجزيئية؟

الحل:

$$\text{عدد مولات C} = \frac{٧٥}{١٢} = ٦,٢٥ \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات H} = \frac{٢٥}{١} = ٢٥ \text{ مول}$$

$$\text{النسبة البسيطة} = \text{C} : \text{H} = ٦,٢٥ : ٢٥$$

$$= ١ : ٤$$

∴ الصيغة الأولية للميثان هي CH_4

∴ كتلة الصيغة الأولية = ١٦

و الكتلة الجزيئية للميثان = ١٦

∴ عدد الصيغ الأولية في الصيغة الجزيئية = $\frac{١٦}{١٦} = ١$

∴ الصيغة الجزيئية هي CH_4

الصيغة الجزيئية = X (الصيغة الأولية)

X = عدد الصيغ الأولية في الصيغة الجزيئية.

مثال (٥-١٦):

وجد أن بيروكسيد الهيدروجين يتكون من ٥,٩٪ هيدروجين و ٩٤,١٪ أكسجين . فأذا كانت كتلته الجزيئية تساوي ٣٤ فأوجد صيغته الكيميائية (الجزيئية).

الحل:

$$\text{عدد مولات ذرات H} = \frac{٥,٩}{١} = ٥,٩ \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات ذرات O} = \frac{٩٤,١}{١٦} = ٥,٩ \text{ مول}$$

∴ أبسط نسبة بين ذرات = H : O = ١ : ١

∴ الصيغة الأولية هي HO

∵ كتلة الصيغة الأولية = ١٦ + ١ = ١٧

عدد الصيغ الأولية = $\frac{٣٤}{١٧}$ = ٢

∴ الصيغة الجزيئية = $(HO)_2$ = H_2O_2

تقويم الدرس الرابع:

- بتحليل غاز ما وجد أنه يتكون من ٩٢,٣٪ كربون و٧,٧٪ هيدروجين . اوجد صيغته الأولية ثم صيغته الجزيئية إذا علمت ان كتلته الجزيئية ٢٦ .

العلاقة بين عدد المولات وحجم الغاز

افترض العالم أفوقادرو أن الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي إعداداً متساوية في الجزئيات تحت نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة .

وهذا الفرض يحقق قانون الحجوم لجاي لوساك الذي ينص على (توجد نسبة عددية بسيطة بين حجوم الغازات الداخلة في أي تفاعل كيميائي أو الناتجة منه بشرط أن تناسب تلك الحجوم تحت ظروف واحدة من الضغط ودرجة الحرارة) فمثلاً في التفاعل :

$$2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)}$$

٢ جم H_2 + حجم O_2 ⟵ ٢ جم H_2O

بنسب : ٢ : ١ : ٢

بتطبيق فرض أفوقادرو :

٢ جزيء هيدروجين + جزيء O_2 ⟵ ٢ جزيء H_2O

بتطبيق فرض أفقادرو يمكن بسهولة استنتاج أن النسبة بين كتلتي حجمين متساويين لغازين في ظروف واحدة من الضغط ودرجة الحرارة هي نفس النسبة بين كتلة جزيء من الغاز الأول إلى كتلة جزيء من الغاز الثاني .

مثال : لو فرضنا حجمين متساويين في غاز CO_2 وغاز H_2 في ظروف واحدة في الضغط ودرجة الحرارة يزن الأول ٢,٢ جم والثاني ٠,١ جم .

$$\therefore \frac{\text{كتلة حجم معين من } CO_2}{\text{كتلة نفس الحجم من } H_2} = \frac{\text{كتلة ن جزيء من } CO_2}{\text{كتلة ن جزيء من } H_2} = \frac{٢,٢}{٠,١} = ٢٢$$

∴ كتلة جزيء CO_2 = ٢٢ مرة كتلة جزيء H_2

∴ كتلة جزيء H_2 = ٢

∴ كتلة جزيء CO_2 = ٢٢ × ٢ = ٤٤

وهذا مطابق لحسابه بكتل الذرات (١٢×١ + ١٦ ×٢)

مثلاً : الكتلة الجزيئية الجرامية للهيدروجين = ٢,٠١٦ جم وقد وجد بالتجربة أن ١ دسم^3 من غاز الهيدروجين كتلته تساوي ٠,٠٩ جم عند م. ص. د

ملحوظة م .ض. د . (معدل الضغط ودرجة الحرارة) هو درجة حرارة صفر°م (٢٧٣° مطلقة) وضغط ١ جو (٧٦٠ مم زئبق).

∴ ٢,٠١٦ جم في H_2 عند م. ض. د = $\frac{٢,٠١٦}{٠,٠٩}$ = ٢٢,٤ دسم^3

هذا الحجم يعرف بالحجم الجزئي الجرامي للهيدروجين .

وهذا يساوي حجم المول من أي غاز عند م. ض. د.

مثال (٥-١٧) :-

٣٥٠ سم^3 من غاز ما وجد أنها تزن ١ جم عند م.ض.د .كم تكون الكتلة الجزئية لهذا الغاز.

الحل :

∵ سم^3 كتلتها ١ جم

∴ ٢٢٤٠٠ سم^3 كتلتها س جرام

$$س = \frac{١ \times ٢٢٤٠٠}{٣٥٠} = ٦٤$$

∴ الكتلة الجزيئية النسبية للغاز = ٦٤

تقويم الدرس الخامس:

احسب الكتل الجزيئية النسبية للغازات التالية في المعلومات الواردة أدناه :

أ/ ٠,٨ جم من غاز الأكسجين تمثل ٥٦٠ سم^{٣} عند م . ض. د .

ب/ ١٤٠٠ سم^{٣} في غاز ثاني أكسيد الكبريت مقاسة عند . ض.د كتلتها ٤ جم.

٢. يتفاعل غاز النيتروجين مع غاز الهيدروجين ليكوّنا غاز النشادر.

أ/ اكتب معادلة موزونة للتفاعل الذي يحدث.

ب/ احسب حجم غاز النيتروجين اللازم للحصول على ٢٠ سم^{٣} من غاز النشادر؟

(الحجوم مقاسة عند معدل الضغط ودرجة الحرارة)

النظائر Isotopes

أهداف الدرس:

لعلك لاحظت أن الكتل الذرية لبعض العناصر تحوي كسوراً ، ويعزى ذلك لأن هذه الكتل الذرية عبارة عن متوسط الكتل الذرية لذرات نفس العنصر حسب نسب وجودها في الطبيعة . وقد اكتشف العالم تومن (١٩١٣) أن ذرات عنصر النيون ليست متساوية في الكتلة وفعلاً وجد لغاز النيون ثلاثة أنواع في الذرات تختلف عن بعضها في الكتل وقدرت كتلتها فوجدت ٢٠ ، ٢١ ، ٢٢ وتوجد معاً بنسب ٩٠,٩٢٪ ، ٠,٢٦٪ ، ٨,٨٢٪ على الترتيب . وبما أن عدد البروتونات ثابت في هذه الذرات فنستنج أن الاختلاف بينهما كما هو موضح في الرسم (شكل)

	$^{20}_{10}Ne$	$^{22}_{10}Ne$	$^{21}_{10}Ne$
p	10	10	10
n	10	11	12

شكل رقم (٥-١) نظائر النيون .

وقد اكتشف أن معظم العناصر لها نظائر مثل :

١. الأكسجين له ثلاثة نظائر هي : $^{16}_{8}O$ ، $^{17}_{8}O$ ، $^{18}_{8}O$ توجد في الطبيعة بنسب ٩٩,٧٦٪ ، ٠,٠٤٪ ، ٠,٢٪ على الترتيب .

٢. الكلور له نظيران هما : $^{35}_{17}Cl$ ، $^{37}_{17}Cl$ يوجدان بنسب ٧٥,٤٪ ، ٢٤,٦٪ على الترتيب.

٣. الهيدروجين له ثلاثة نظائر هي : $^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$ $^{3}_{1}H$ يوجد الأولان بنسب ٩٩,٩٨ ٪ ، ٠,٠٢٪ أما الثالث فيحضر صناعياً . إذن يمكن أن نعرف النظائر بأنها

ذرات العنصر الواحد التي تتفق في العدد الذري وتختلف في عدد الكتلة .

والنظائر تنقسم من حيث ثباتها إلى نوعين :

أ. نظائر ثابتة أي غير مشعة وهذه لا يتغير تركيبها مثل نظائر الكلور والأكسجين.

ب. نظائر غير ثابتة أي مشعة مثل نظائر اليورانيوم.٢٣٥ ، ٢٣٨ ، ٢٣٤ وهذه يتغير تركيبها بمرور الزمن فتتحول من عنصر إلى عنصر آخر حتى تستقر .

حساب الكتلة الذرية النسبية لعنصر له نظائر :

$$\text{الكتلة الذرية النسبية} = \frac{\text{كتلة النظير أ} \times \text{نسبته} + \text{كتلة النظير ب} \times \text{نسبته} + \ldots\ldots}{١٠٠}$$

مثال (٥-١٨):

لعنصر الكلور نظيران هما $_{71}^{35}C$ ، $_{71}^{37}C$ يوجدان في الطبيعة بنسب ٧٥٪ ، ٢٥٪ على الترتيب أحسب الكتلة الذرية النسبية للكلور

$$\text{ك. ذ. ن} . = \frac{٣٥ \times ٧٥ + ٣٧ \times ٢٥}{١٠٠} = \frac{٣٥٥٠}{١٠٠} = ٣٥,٥$$

تدريب

١. عرف الكتلة الذرية النسبية لعنصر . ثم علل سبب وجود الكسور في معظم الكتل الذرية للعناصر.

٢. عرف النظائر ثم علل لماذا تتشابه نظائر بعض العنصر الواحد في الخواص الكيميائية بينما تختلف في الخواص الفيزيائية .

٣. إذا علمت أن لعنصر البروم نظيران هما $_{35}^{79}Br$ ، $_{35}^{35}Br$ وإن كتلته الذرية النسبية ٨٠ ، أوجد النسبة المئوية لكل نظير.

الحسابات من المعادلات الكيميائية :

المعادلة الكيمائية عبارة عن تعبير رمزي مختصر عن التفاعل الكيميائي ولها دلالات معينة أهمها أنها تعبر عن :

١. نوع المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل .
٢. الكميات النسبية للمواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل (عدد الذرات أو الجزئيات – وكتلتها أو عدد المولات ... الخ).
٣. الشروط التي يتم فيها التفاعل .
٤. الحالة الفيزيائية التي تكون عليها المتفاعلات والنواتج (سوائل – غازات–مواد صلبة – ذائبة – مترسبة – غير ذائبة).
٥. أنواع وكميات الطاقة المنطلقة أو الممتصة أثناء التفاعل الكيميائي.
٦. تطبيق قانون بقاء الطاقة

المعادلة الآتية :

$$Al_{(s)} + Cl_{2\,(g)} \xrightarrow{\Delta} AlCl_3$$

أولاً : نزن المعادلة

$$2Al_{(s)} + 3Cl_{2\,(g)} \longrightarrow 2\,AlCl_3$$

من المعادلة الموزونة يتضح أن كل ذرتين من الألمنيوم يتفاعلان مع ٣ جزئيات من الكلور لإنتاج جزيئين من كلوريد الألمنيوم تشير الأرقام التي تسبق الرموز المعبرة عن الذرات أو جزئيات العناصر أو المركبات إلى نسب أعداد الذرات أو الجزيئات المتفاعلة والناتجة .

وكذلك فإن الأرقام التي تشير إلى نسب أعداد الذرات أو الجزيئات في المعادلة الكيميائية يمكن اعتبارها إشارة إلى نسب أعداد المولات من المواد إذ أن هنالك علاقة وثيقة بين عدد الذرات والجزيئات وعدد المولات تتمثل في أن المول الواحد يحتوي على عدد أفقادرو من الذرات أو الجزيئات أو الدقائق عامة وهو

٦,٠٢ × ١٠ ^{٢٣} وما دامت كتلة المول من كل مادة يمكن حسابها باعتبارها كتلة ذرية جرامية أو جزيئية جرامية للمادة المتفاعلة أو الناتجة الممثلة في المعادلة وعليه تكون :

$$2\ Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$$

$$٢\times٢٧ + ٣ \times ٧١ \qquad ٢[٢٧ + ١٠٦,٥]$$

$$267 \longrightarrow 276$$

لاحظ أن مجموع كتل المواد المتفاعلة تساوي مجموع كتل المواد الناتجة عن التفاعل (قانون بقاء المادة) وعليه يمكن أن نستنتج أنه في حالة أي تفاعل كيميائي فإن النسب بين المتفاعلات والنواتج تكون بنسب المولات أو مضاعفاتها أو كسوراً من هذه المولات مما سبق يتبين لنا أن أهم خطوات الحسابات الكيمائية من المعادلات هي :

أ. معادلة رمزية موزونة تبين لنا نسب التفاعلات والنواتج .

ب. معرفة الكتل الذرية للذرات المتفاعلة والناتجة.

ج. معرفة حسابات الكتل الجزئية للمتفاعلات والنواتج.

والأمثلة التالية تبين لك هذه الخطوات :

مثال :

ما هو كتلة أكسيد الكالسيوم الناتج من تحلل ٢٥ جرام من كربونات الكالسيوم

Ca = ٤٠ C = ١٢ O = ١٦

أولاً المعادلة الموزونة :

$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

ثانياً : إيجاد الكتل الجزئية للمعطى والمطلوب :

الكتلة الجزئية للمعطى = $CaCO_3$ = ٣ × ١٦ + ٤٠ = ١٠٠

الكتلة الجزئية المطلوب CaO = ١٦ + ٤٠ = ٥٦

ثالثاً : كل ١ مول $CaCo_3$ تعطي ١ مول CaO.

أي أن كل ١٠٠ جرام $CaCo_3$ تعطي ٥٦ جم CaO

∴ ٢٥ جم $CaCo_3$ تعطي س جرام CaO

∴ س = $\frac{٥٦ \times ٢٥}{١٠٠}$ = ١٤ جرام.

حل آخر :

١ مول $CaCO_3$ ينتج ١ مول CaO

$\frac{٢٥}{١٠٠}$ مول تنتج س مول CaO

عدد مولات CaO الناتجة = $\frac{١ \times ٢٥}{١٠٠}$ = ٠,٢٥ مول

كتلة CaO الناتجة = عدد المولات × الكتلة الجزئية الجرامية

= ٠,٢٥ × ٥٦ = ١٤ جرام

مثال (٥-١٩)

ما كتلة الصوديوم اللازم لإنتاج ٢٩,٢٥ جرام من كلوريد الصوديوم ؟

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$

الكتلة الجزيئية لـ NaCl = ٢٣ + ٣٥,٥ = ٥٨,٥

من المعادلة:

٢ × ٢٣ (صوديوم) يعطي ٢ × ٣٥,٥ (كلوريد الصوديوم)

صوديوم تعطي ⟵ ٢٩,٢٥

س = $\frac{٤٦ \times ٩٢,٢٥}{١١٧}$ = ١١,٥ جرام.

حل آخر : عدد مولات NaCl الناتجة $= \frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{كتلة المول}} = \frac{٩٢,٢٥}{٥٨,٥}$

من المعادلة :

كل ٢ مول NaCl تنتج ٢ مول NaCl

س مول Na تنتج ٠,٥ مول NaCl

∴ عدد مولات الصوديوم $= \frac{٢ \times ٠,٥}{٢} = ٠,٥$ مول

∴ كتلة الصوديوم = ٠,٥ × ٢٣ = ١١,٥ جرام

مثال (٥-٢٠)

أحسب كتلة كل من كلوريد الهيدروجين وكبريتات الصوديوم التي تنتج من تفاعل ٥٠ كجم من كلوريد الصوديوم مع كمية كافية من حمض الكبريت (vi)

الحل :

$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ HCl$$

٢ × ٥٨,٥ ٩٨ ١٤٢ + ٩٦,٥ × ٢

بما أن هذه الكتلة نسبية فإننا يمكن أن نستعمل أي وحدة من وحدات الكتلة وعليه يمكن القول:

٢ × ٥٨,٥ كيلوجرام NaCl ⟵ ١٤٢ كيلوجرام Na_2SO_4

∴ ٥٠ كيلوجرام NaCl تعطي س جرام Na_2SO_4

س $= \frac{١٤٢ \times ٥٠}{١١٧} = ٦٠,٧$ كيلوجرام

ومن المعادلة أيضاً يمكن حساب كتلة كلوريد الهيدروجين الناتجة

٢ × ٥٨,٥ كجم NaCl تعطي ٧٣ كيلوجرام HCl

٥٠ كيلوجرام NaCl تعطي س HCl

$$س = \frac{٥٠ \times ٧٣}{١١٧} = ٣١,٢ \text{ كيلوجرام}$$

هل يمكنك الحل بطريقة أخرى ؟

مثال (٥-٢١)

ما عدد جزئيات الماء من تفاعل ٠,١ جرام من الهيدروجين مع كمية كافية من الأكسجين (عدد أفقادرو = ٦,٠٢ × ١٠ ^{٢٣}) ؟

معادلة التفاعل:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

$$\text{عدد مولات الهيدروجين المتفاعلة} = \frac{\text{كتلة الهيدروجين}}{\text{كتلة المول الواحد}} = \frac{١,٠}{٢} = ٠,٠٥ \text{ مول}$$

من المعادلة المتفاعلة:

٢ مول من H_2 ينتج ٢ مول H_2O

٠,٠٥ مول H_2 ينتج س مول H_2O

$$س = \frac{٢ \times ٠,٠٥}{٢} = ٠,٠٥ \text{ مول}$$

∴ عدد مولات H_2O الناتجة = ٠,٠٥ مول

من العلاقة

عدد الدقائق = عدد المولات × رقم افقادرو

= ٠,٠٥ × ٦,٠٢ × ١٠ ^{٢٣}

∴ عدد الجزئيات = ٠,٠١ × ١٠ ^{٢٣} جزيء ماء

مثال (٥-٢٢)

يمكن ترسيب بروميد الفضة من تفاعل محلول نترات الفضة مع محلول بروميد البوتاسيوم .احسب كتلة نترات الفضة اللازم لإنتاج ٤٠ جرام من بروميد الفضة .

(Ag = ١٠٨ Br = ٨٠ N = ١٤ O = ١٦)

$$AgNO_3 + KBr \longrightarrow AgBr + KNO_3$$

مثال(٥-٢٣)

أضيفت ١٠٠جم من كربونات الكالسيوم إلى ٥٠٠ جرام من محلول حامض الهيدروكلوريك الذي يحتوي على ٠,١ مول كتلته حمض نقي .

(١) كم عدد جرامات كربونات الكالسيوم المتبقية ؟

(٢) احسب كتلة كلوريد الكالسيوم الناتج.

الحل :

$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

(٤٠+١٢+١٦×٣) (٣٥,٥+١)٢ ٣٥,٥×٢+٤٠

١٠٠ ٧٣ ١١١

(١) كتلة حمض الهيدروكلوريك النقي = $\frac{١ \times ٥٠٠}{١٠}$ = ٥٠ جرام

نفرض أن كتلة كربونات الكالسيوم المتفاعل مع الحمض س جرام من المعادلة :

٧٣ جرام من HCl تتفاعل مع ١٠٠ جرام من $CaCo_3$

٥٠جرام من HCl تتفاعل مع س جرام $CaCo_3$

س= $\frac{١٠٠ \times ٥٠}{٧٣}$ = ٦٨,٥ جرام

∴ كتلة كربونات الكالسيوم المتبقية = ١٠٠ − ٦٨,٥ = ٣١,٥ جم

(٢) ١٠٠ جرام $CaCo_3$ تعطي ١١١ جرام $CaCl_2$

٦٨,٥ جرام $CaCo_3$ تعطي س جرام $CaCl_2$

س = $\frac{١١١ \times ٦٨,٥}{١٠٠}$ = ٧٦,٠٣٥ جرام

ويمكن الحل أيضاً بدلالة HCl

مثال (٥-٢٤)

٢٠جرام من الخارصين أضيفت إلى ٢٠ جرام م حمض الكبريت (vi) المخفف.

أ/ أي المادتين ستبقى بعد التفاعل .

ب/ ما هي كتلة المادة المتبقية ؟

ج/ ما هي كتلة الهيدروجين الناتج أثناء التفاعل

Zn = ١٥,٤ H = ١ S = ٣٢ O = ١٦

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

أ/من المعادلة نلاحظ أن كل ٦٥,٤ جرام من الخارصين يحتاج إلى ٩٨ جرام من حمض الكبريت (VI) تتفاعل تماماً وعليه فإن الكتلة المعنية من الخارصين تحتاج أكثر من كتلتها من حمض الكبريت (VI) ،أي أن ٢٠ جرام من الخارصين تحتاج إلى أكثر من ٢٠ جرام من حمض الكبريت (VI) لاتمام عملية التفاعل وبالتالي هو الذي يتبقى .

ب/ ٦٥,٤ جم من Zn تتفاعل مع ٩٨ جرام H_2SO_4

س جرام من Zn تتفاعل مع ٢٠ جرام H_2SO_4

$$س = \frac{٢٠ \times ٦٥,٤}{٩٨} = ١٣,٣٤$$

∴ كتلة الخارصين المتبقية = ٢٠-١٣,٣٤ = ٦,٦٦ جرام

كما يمكن الحل بطريقة عدد المولات والاستفادة من النسبة المولية للمتفاعلات والنواتج

١ مول Zn تتفاعل مع ١ مول H_2SO_4

عدد مولات Zn = $\frac{٢٠}{٦٥,٤}$ = ٠,٣٠٥٨ مول عدد مولات H_2SO_4 = $\frac{٢٠}{٩٨}$

= ٠,٢٠٤

نلاحظ أن عدد مولات الخارصين أكثر من عدد مولات الحمض

∴ الخارصين هو الفائض .

١ مول Zn تتفاعل مع ١ مول H_2SO_4

س مول Zn تتفاعل مع ١ مول H_2SO_4

∴ س = ٢٠٤ مول

∴ كتلة الخارصين = عدد المولات × الكتلة الذرية

الكتلة بالجرام = ٠,٢٠٤١ × ٦٥,٤ = ١٣,٣٤

الكتلة المتبقية ٢٠ − ١٣,٣٤ = ٦,٦٦ جرام

(ج) ٩٨ جرام من H_2SO_4 تعطي ٢ جرام H_2

٢٠ جرام من H_2SO_4 تعطي س جرام من H_2

$$س = \frac{٢٠ \times ٢}{٩٨} = ٠,٤$$

مثال(٥−٢٥)

كم مولاً من الأكسجين تتحرر عندما تتحلل ١٠مولات من كلورات البوتاسيوم وفق المعادلة .

$$2KClO_3 \xrightarrow{\Delta} 2KCl + 3O_2$$

الحل

من المعادلة :

٢ مول $KClO_3$ يتحرر منها ٣ مول O_2

١٠مول $KClO_3$ يتحرر منها س

$$س = \frac{٣ \times ١٠}{٢} = ١٥ \text{ مول}$$

تقويم الدرس السادس:-

(Ca = ٤٠ ، N = ١٤ ، Na = ٢٣ ، C = ١٢ ، H = ١ ، O = ١٦)

يحترق الكحول الأميل:

$$2C_5H_{11}OH + 15O_2 \longrightarrow 10\ CO_2 + 12H_2O$$

أ/ كم مولاً من الأكسجين اللازم لاحتراق ١ مول من الكحول الأميل ؟

ب/ كم مولاً من الماء H_2O يتكون لكل مول من الأكسجين.

ت/ كم جراماً من CO_2 ينتج لكل جرام من الكحول الأميل المحترق؟

(٢) مولد للهيدروجين يمكن حمله يعمل وفقاً للتفاعل:

$$CaH_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$$

كم جراماً من H_2 يمكن الحصول عليها من أنبوبة من CaH_2 كتلتها ٥٠ جرام

٣.أضيفت ٢٤ جرام من NaOH هيدروكسيد الصوديوم إلى ٣١,٥ جم من حمض النتروجين (v) [HNO_3] .

(i) أي المادتين فائض عن الحاجة .

(ii) ما هي كتلة الفائض من المادة .

(iii) أوجد كتلة نترات الصوديوم الناتجة من التفاعل .

(iv) إذا كان الفائض حمضاً أو قاعدة فكم جراماً من $Ca(OH)_2$ أو HCl يكفى لمعادلة الفائض.

تمارين على الوحدة الخامسة

١. كم مولاً من الرصاص توجد في ٤١,٤ جم منه؟ وكم عدد ذرات الرصاص التي تحتويها هذه الكتلة من الرصاص (Pb=٢٠٧).

٢. سادس كلورإيثان C_2Cl_6 مركب يستخدم في الصناعة .كم مولاً من الكربون تلزم للإتحاد مع ٢,١٤ مول من الكلور لتكوين هذا المركب؟
(C =١٢ ، Cl=٣٥,٥)

٣. تعتبر كربونات الصوديوم $NaCO_3$ من الكيماويات الهامة في صناعة الزجاج
– احسب كتلة ٠,٢٥ مول منها. ثم احسب عدد مولات كربونات الصوديوم الموجودة في ١٣٢ جم منها. (Na =٢٣ ، C =١٢ ، O=١٦)

٤. يستخدم زرنيخات الرصاص $PbHAsO_4$ كمبيد حشري. كم مولاً توجد في ١٥جم منه؟
(Pb=٢٠٧ ؛ H =١؛ As=٧٥ ؛ O=١٦)

٥. يستخدم الكلورفورم $CHCl_3$ كمخدر .احسب النسب المئوية للعناصر المكونة له. (C =١٢ ، H =١، Cl=٣٥,٥)

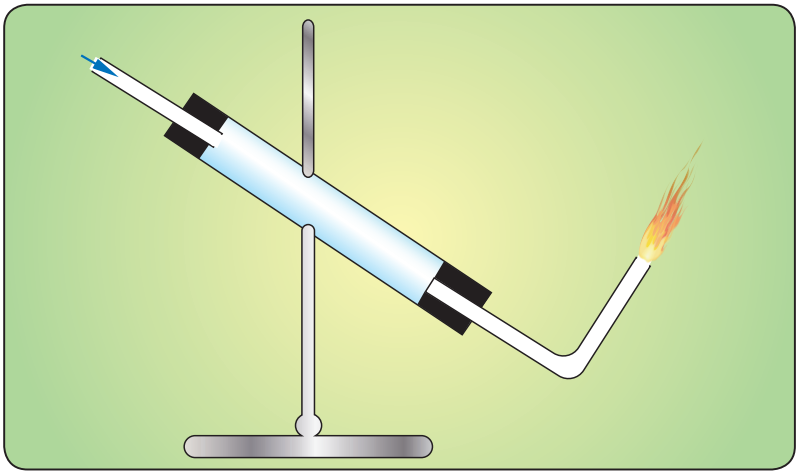
٦. عينة من غاز بني اللون وجد أنها تحتوي على ٤,٦٨ جم من النيتروجين و ١٠,٦٨ جم من الأكسجين. اوجد الصيغة الآولية لهذا الغاز.
(N =١٤ ، O=١٦)

٧. تحلل مركب ما وضح أن تركيبه كالأتي :٨٠٪ كربون، ٢٠٪ هيدروجين وكتلته الجزيئية ٣٠. ماهي صيغته الجزيئية؟

٨. قطعة من النحاس كتلتها ٦،٤جم سخنت بشدة حتى تحولت إلى مادة من النحاس والأكسجين كتلته ٨جم. ماهو تركيب هذه المادة بالنسبة المئوية؟

٩. صاروخ يستخدم البيوتات C_4H_{10} كوقود. كم كيلوجراماً من الأكسجين المسال يلزم لحرق ١كيلوجرام من البيوتان تماماً لغاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء؟

قوانين الاتحاد الكيميائي
Laws of Chemical Combination



قانون بقاء الكتلة

Law of Conservation of Mass

وضع العالم الفرنسي لافوزيه قانون بقاء الكتلة والذي يعرف أيضاً بقانون "لاإتلافية المادة (indestructibility of matter)" وينص على (المادة لا تفنى ولا تستحدث أثناء التفاعل الكيميائي) .

وهذا يعني أن مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي مجموع كتل المواد الناتجة.

تجربة لإستنتاج القانون :

في دورق مخروطي ضع قليلاً من محلول نترات الفضة . أنزل فيه بحذر أنبوبة اختبار مربوطة بخيط بها حمض الهيدروكلوريك . ضع الدورق بمحتوياته على كفة ميزان وزنه (اعلم أنك وزنت بجانب مكونات الجهاز نترات الفضة والماء وكلوريد الهيدروجين) . دع المحلولين يمتزجان مع بعضهما وذلك بإمالة أنبوب الاختبار قليلاً . تلاحظ تكون راسب أبيض من كلوريد الفضة وتكون حمض النتريك .

معادلة التفاعل الذي حدث :

$$AgNO_3 + HCl \longrightarrow AgCl + HNO_3$$

ضع الدورق على كفة الميزان ثم زنه مرة أخرى .

ماذا وجدت ؟ سوف تجد أن الوزن هو مساوٍ للوزن الأول . (في المرة الثانية هذه سوف تكون وزنت مكونات الجهاز وكلوريدً الفضة والماء وحمض النتريك).

إذن: بالرغم من أن المواد قد حدث بينها تفاعل كيميائي نتجت عنه مواد جديدة فإن الكتلة الكلية للمواد الناتجة = الكتلة الكلية للمواد المتفاعلة .

مثال(٦-١) :

يتفاعل حمض الهيدروكلوريك المخفف مع الكالسيوم ويتكون كلوريد الكالسيوم ويحرر غاز الهيدروجين . وضح التفاعل بمعادلة كيميائية . استخدم المعادلة لإثبات قانون بقاء الكتلة .

(الكتل الذرية النسبية Cl = ٣٥,٥ ، H = ١ ، Ca = ٤٠ ، O = ١٦)

الحل : $Ca + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2$

مجموع كتل المواد المتفاعلة :

٤٠ وحدة كتلة Ca + ٢(١H+٣٥,٥ Cl) = ٤٠ + ٧٣ = ١١٣ وحدة .

مجموع كتل المواد الناتجة = ٤٠ وحدة Ca + ٢(٣٥,٥Cl) + ٢(١H)

= ٤٠ + ٧١ + ٢ = ١١٣ وحدة .

إذن: مجموع كتل المواد المتفاعلة = مجموع كتل المواد الناتجة من التفاعل . (وهذا إثبات القانون) .

مثال(٦-٢):

يحترق غاز البروبان (C_3H_8) في الهواء مكوناً غاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء . أكتب معادلة كيميائية توضح التفاعل . استخدم المعادلة لإثبات قانون بقاء الكتلة .

(الكتلة الذرية النسبية : O = ١٦ ، H = ١ ، C = ١٢) .

الحل :

$$C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$$

كتلة C_3H_8 المتفاعل = ٣ × ١٢ + ٨ × ١ = ٤٤ وحدة .

كتلة O المتفاعل = ٥ × ٢ × ١٦ = ١٦٠ وحدة

مجموع كتل المواد المتفاعلة = ٢٠٤ وحدة

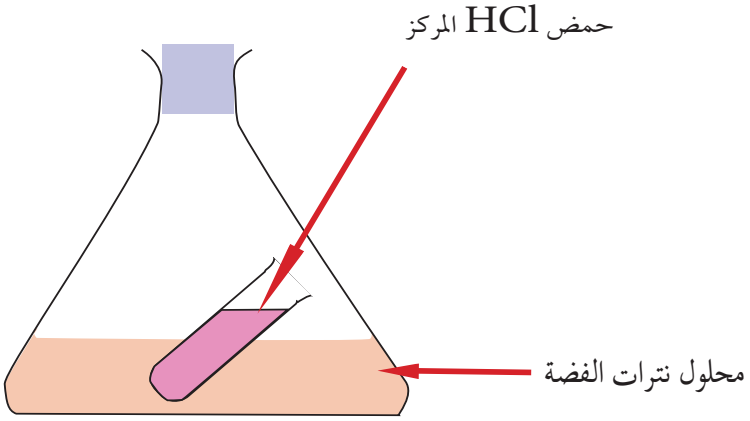
كتلة CO_2 الناتج = ٤ × ٤٤ = ١٣٢ وحدة

كتلة H_2O الناتج = ٤ × ١٨ = ٧٢ وحدة

مجموع كتل المواد الناتجة = ٢٠٤ وحدة

إذن : مجموع كتل المواد المتفاعلة = مجموع كتل المواد الناتجة من التفاعل . (هذا إثبات للقانون) .

عبر عن القانون بصيغة غير الي ذكرت.



شكل (٥–١) : تجربة إثبات قانون بقاء الكتلة .

تدريب :

استخدام المواد الموضحة في التفاعلات التالية لإثبات قانون بقاء الكتلة :

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2HCl$$

$$Pb(NO_3)_2 + 2NaCl \longrightarrow PbCl_2 + 2NaNO_3$$

تقويم الدرس الأول:

١– إذا علمت أنه عند حدوث تفاعل كيميائي فإن مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي مجموع كتل المواد الناتجة من التفاعل – هل يمكنك صياغة قانون يوضح بقاء الكتلة ؟

٢– مستخدماً المعادلات الكيميائية التالية ، أثبت صحة قانون بقاء الكتلة :

1. $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$
2. $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$
3. $SO_2 + O_2 \longrightarrow SO_3$

علماً بأن الكتل الذرية النسبية كما يلي :

Ca = ٤٠ ، C = ١٢ ، O = ١٦ ، H = ١ ، Na = ٢٣ ،

Cl = ٣٥,٥ ، S = ٣٢

٣– أكتب معادلة كيميائية لاحتراق الفحم كلياً في الهواء ، ووضح باستخدامها صحة قانون بقاء الكتلة . الكتل الذرية النسبية كالآتي :

(C = 12 ، O = 16)

تنبيه :

١– المواد المتسخدمة في التجارب التي أشير لها أعلاه محاليل . من الصعب بمكان وزن الغازات بالإمكانات المتاحة في المعمل المدرسي ، كما أن المواد الصلبة تفاعلاتها بطيئة غالباً ولا تعطي نتائج سريعة . ولكن نفس النتائج يمكن الحصول عليها في حالة المواد الصلبة والغازية .

٢– حسب الأفكار والنظريات الحديثة فإن فقدان الطاقة خلال العمليات الكيميائية يؤدي لفقدان بعض الكتلة ، والعلاقة بين الكتلة والطاقة توضحها نظرية أينشتين النسبية بالمعادلة المشهورة : $E = mc^2$ ، حيث أن : E = الطاقة (Energy) (الجول)، m = الكتلة (mass) (كجم)، c = سرعة الضوء (م/ث). وسوف يتم التعرض لهذه النظرية في دراستك القادمة بالصف الثالث . ولكن عموماً فإن الكتلة المفقودة في شكل طاقة في التجارب المعملية بسيطة جداً لدرجة عدم ملاحظتها عند استخدام الأجهزة المعملية المدرسية .

٣– عند اعتبارك عملية حرق الفحم تلاحظ تكون كمية قليلة من الرماد (Ash) ويخيل لك أن مادة الفحم قد فنى منها جزء ، لكن الواقع غير ذلك حيث أن بعض المتفاعلات والنواتج غير مرئية لك كما توضح العملية التالية :

$$C + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} H_2O_{(g)} + CO_{2(g)} + Ash$$

مرئي غير مرئي غير مرئي غير مرئي مرئي

وفي الواقع لا يوجد فقد للمادة اطلاقاً . وإذا أمكننا وزن الفحم والأوكسجين الذي تفاعل معه ووزنا بخار الماء وغاز ثاني أكسيد الكربون والرماد الناتج من الحرق، سوف نجد أن : مجموع كتل المواد المتفاعلة = مجموع كتل المواد الناتجة من التفاعل.

الدرس الثاني

قانون النسب الثابتة

Law of Constant Composition (Definite Proportions)

ينص القانون على يتكون المركب الكيميائي النقي من عناصره متحدة بنفس النسب مهما أختلفت طرق تحضيره .

تجاريب معملية لاستنتاج القانون:

إثبات هذه القانون يتطلب إجراء عدة تجارب .

التجربة الأولى : أن أكسيد النحاس (II) يمكن تحضيره بعدة طرق :

التجربة الأولي : أبدأ بالنحاس . وضع كمية من خراطة النحاس النظيفة في جفنة (crucible) حجرة أبخرة (fume – chamber) . أضف بحذر وبكميات صغيرة في كل مرة حمض النتريك المركز . تتصاعد أبخرة بنية من غاز ثاني أكسيد النيتروجين (سام) ويتكون محلول نترات النحاس (II) خضراء اللون .

المعادلة الكيميائية :

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow \underset{(ag)}{Cu(NO_3)_2} + 2H_2O + \underset{(g)}{2NO_2}$$

جفف المحلول بالتسخين الهين . ثم سخن بشدة الراسب الأخضر (نترات النحاس) حتى يتوقف تصاعد الأبخرة البنية (NO_2) . أحفظ الناتج في مجفف (desicator) حتى لا تؤثر فيه الرطوبة الجوية . هذه هي العينة الأولي من أكسيد النحاس (II).

$$2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} \underset{(s)}{2CuO} + \underset{(g)}{4NO_2} + \underset{(g)}{O_2}$$

التجربة الثانية : ابدأ بكبريتات النحاس (II) . ضع بعض من محلول كبريتات النحاس (II) في كأس زجاجي . أضف كمية فائضة من محلول هيدروكسيد الصوديوم .

لاحظ تكون راسب أزرق جلاتيني من هيدروكسيد النحاس (II) . سحب الكأس ومحتوياته على سلك نملي مستخدماً موقد بنزين . لاحظ تحول الراسب إلى أكسيد النحاس (II) الأسود اللون .

المعادلة الكيميائية :

$$CuSO_4 + 2NaOH \longrightarrow \underset{(s)}{Cu(OH)_2} + Na_2SO_4$$

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} \underset{(s)}{CuO} + H_2O$$

رشح الراسب الأسود . أغسله مراراً بماء مقطر ساخن . دعه يجف في فرن أو إناء مخرم . حول الأكسيد إلى جفنة وسخنه بالموقد لتطرد آثار الماء . أحفظ الأكسيد الجاف في مجفف . هذه هي العينة الثانية من أكسيد النحاس (II) .

التجربة الثالثة: أبدأ بكربونات النحاس (II) . ضع كمية من كربونات النحاس (II) في جفنة وسخنها بهدوء . لاحظ تحلل العينة متحولة من اللون الأخضر للون الأسود ويتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون (اختبره بقطرة من ماء الجير على قضيب زجاجي تلاحظ تعكر قطرة ماء الجير) . يتبقى أكسيد النحاس (II) الأسود . بعد تسيخنه لفترة ضعه في المجفف .

المعادلة :

$$CuCO_3 \xrightarrow{\Delta} \underset{(a)}{CuO} + \underset{(s)}{CO_2}$$

تحليل العينات الثلاث من أكسيد النحاس (II) بتحويلها بالتسخين إلى نحاس وأكسجين . يتم إختزال العينات المحضرة بواسطة الهيدروجين . وسوف تجد أن العينات المختلفة من أكسيد النحاس (II) تتكون من النحاس والأوكسجين بنفس النسب.

زن ثلاث زوارق فخارية (Porcelain Boats) . ضع في كل واحد (١,٠ – ١,٥) جرام من كل عينة من عينات أكسيد النحاس (II) . زن الزوارق مرة

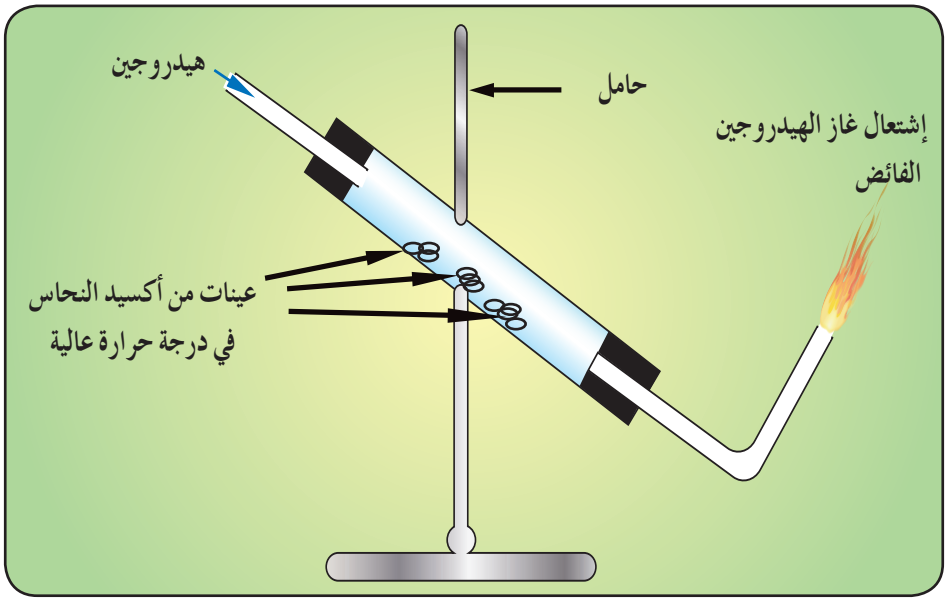
ثانية . ضع الزوارق في أنبوب زجاجي قوي (كما موضح بالشكل(٥–٢) . دع الطرف (C) من الجهاز مائلاً إلى أسفل . وصل بأنبوب تيار غاز الهيدورجين وأشعل عند الطرف (D) . سخن الزوارق بالتناوب . كل عينة سوف تتوهج ويتخلف النحاس الساخن البني المحمر(Reddish – brown) . الماء المتكون من اتحاد الهيدروجين والأوكسجين سوف يتكثف عند الطرف (C) حيث يكون الأنبوب أبرد . الغرض من جعل الطرف (C) في وضع أسفل من الطرف (A) ليمنع الماء المتكون من الرجوع إلى الجزء الساخن من الأنبوب مما يسبب كسره . عندما تنتهي العملية اترك الأنبوب يبرد مع ترك تيار الهيدروجين ماراً حتى لا يدخل الهواء ويؤكسد النحاس إلى أكسيد النحاس . عندما يبرد الجهاز زن الثلاث زوارق مجدداً . شكل(٢) . سجل نتائج تحاليلك كما موضح بالجدول (١–٥) .

المعادلة :

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

جدول رقم (١–٥) : نتائج التحليل :

	العينة (١)	العينة (٢)	العينة (٣)
كتلة الزورق الفخاري كتلة الزروق الفخاري + أكسيدالنحاس كتلة الزورق الفخاري + النحاس كتلة النحاس كتلة أكسيد النحاس نسبة النحاس : الأوكسجين			



شكل(٥– ٢)

استنتاج قانون النسب الثابتة

تدريب :

١. اجر تجارب مماثلة مستخدماً أكسيد الرصاص PbO (II) بالطرق الموضحة بالمعادلات الكيميائية التالية . ثم حلل نتائجك بالكيفية المتبعة في التجارب السابقة .

المعادلات :

1. $2PbO_2 \xrightarrow{\Delta} 2PbO + O_2$

2. $2Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} 2PbO + 4NO_2 + O_2$

3. $PbCO_3 \xrightarrow{\Delta} PbO + CO_2$

4. $2Pb_3O_4 \xrightarrow{\Delta} 6PbO + O_2$

٢. استنتج قانون النسب الثابتة :

(يتكون المركب الكيميائي النقي من نفس عناصره متحدة بنفس النسب مهما اختلفت طرق تحضيره)

تم وزن أكسيد النحاس (II) الناتج في كل تجربة فكانت النتائج كما يلي :

١. كتلة CuO في التجربة الأولي = ٠,٧٦ جم

٢. كتلة CuO في التجربة الثانية = ١,١٥ جم

٣. كتلة CuO في التجربة الثالثة = ١,٤٤ جم

٤. سُخن CuO الناتج في كل تجربة لطرد الأوكسجين فكانت النتائج كالآتي :

٥. كتلة النحاس المتبقي في التجربة الأولي = ٠,٥٢ جم

٦. كتلة النحاس المتبقي في التجربة الثانية = ٠,٩٢ جم

٧. كتلة النحاس المتبقي في التجربة الثالثة = ١,١٥ جم

٨. كتلة الأوكسجين المطرود في التجربة الأولي = ٠,١٣ جم

٩. كتلة الأوكسجين المطرود في التجربة الثانية = ٠,٢٣ جم

١٠. كتلة الأوكسجين المطرود في التجربة الثالثة = ٠,٢٩ جم

١١. أحسب نسبة النحاس : الأوكسجين في كل حالة .

١٢. من هذه النتائج استنتج قانون النسب الثابتة .

تقويم الدرس الثاني:

١ . اذكر نص قانون النسب الثابتة.

٢ . أذا طلب منك أثبات القانون بأستخدام أكسيد النحاس الأسود (CuO) .
وثم تزويدك بنترات النحاس (II) ($Cu(NO_3)$) وكربونات النحاس (II) $Cu\,CO_3$.
وضح بدقة كيف تستخدم هذه العينات لإثبات القانون.

٣ . حُضر أكسيد النحاس (II) في المعمل المدرسي بثلاث طرق مختلفة كما يلي :

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$

$$2Cu(NO_3)_2 \longrightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

$$CuSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$$

$$Cu(OH)_2 \longrightarrow CuO + H_2O$$

$$CuCO_3 \longrightarrow CuO + CO_2$$

قانون النسب المتضاعفة

Law of Multiple Proportions

ينص القانون على :

إذا أتحد عنصران وكونا أكثر من مركب فإن النسبة بين كتلتي أحدهما التي تتحد بكتلة ثابتة من العنصر الأخر هي نسبة عددية بسيطة.

(تجربة لاستنتاج القانون) :

فكرة التجربة :

يتحد النحاس والأوكسجين ليكونا أكسيدين ؛ أكسيد النحاسيك (أكسيد النحاس (ii) CuO الأسود) وأكسيد النحاسوز (أكسيد النحاس(i) Cu_2O الأحمر). يتم اختزال عينات نقية من هذين الأوكسجين في تيار من غاز الهيدروجين. كما مبين بالمعادلة التالية :

$$CuO + H_2 \xrightarrow{\Delta} Cu + H_2O$$

$$Cu_2O + H_2 \xrightarrow{\Delta} 2Cu + H_2O$$

ويتم وزن النحاس الناتج من كل عينة . يحسب وزن النحاس من كل عينة الذي يتحد مع وزن ثابت من الأوكسجين (مثلاً ١٠٠ جم من الأوكسجين).

التجربة : زن زورقاً فخار نظيفين . ثم زنهما مرة أخرى إحدهما بها عينة من أكسيد النحاس (II) الأسود CuO والأخرى بها عينة من أكسيد النحاس (I) الأحمر CuO. اختزال الأوكسجين بتيار من الهيدروجين الجاف أو غاز الفحم كما وضح في تجربة قانون النسب الثابتة .

سجل النتاج كما يلي في الجدول (٢–٥):

الجدول (٢–٥)

	CuO	Cu_2O
كتلة الزورق		
كتلة الزورق + الأكسيد		
كتلة النحاس		
كتلة الأوكسجين		

بعد الإطلاع على المثال التالي ، استخدام النتائج التي تحصلت عليها في التجربة لإثبات قانون النسب المتضاعفة .

مثال (٦–٣):

تم إجراء التجربة السابقة وتم الحصور على النتائج التالية :

جدول (٣–٥)

	CuO	Cu_2O
كتلة الزورق (جم)	٦,٩٠	٧,٣٠
كتلة الزورق + الوكسجين (جم)	٩,٧٥	٩,٢٠
كتلة الزورق + النحاس (جم)	٩,٤٣	٨,٨٢
كتلة النحاس (جم)	٢,٥٣	١,٥٢
كتلة الأوكسجين (جم)	٠,٣٢	٠,٣٨

استخدم النتائج الاستنتاج القانون :

نص القانون : (إذا اتحد عنصران ليكونا أكثر من مركب واحد فإن الكتل المختلفة من أحدهما التي تتحد مع كتلة ثابتة من الآخرى تكون فيما بينها نسبة عددية بسيطة)

في حالة CuO : اتحدت ٠,٣٢ جم من الأوكسجين مع ٢,٥٣ جم من النحاس

١٠٠ جم من الأوكسجين تتحد مع : $\frac{٢,٥٣ \times ١٠٠}{٠,٣٢}$

= ٧٩٠,٦ جم من النحاس .

في حالة Cu_2O: اتحدت ٠,٣٨ جم من الأوكسجين مع ١,٥٢ جم من النحاس

١٠٠ جم من الأوكسجين تتحد مع : $\frac{١,٥٢ \times ١٠٠}{٠,٣}$ = ٤٠٠ جم من النحاس .

إذن الكتل المختلفة من النحاس التي تتحد مع كتلة ثابتة من الأوكسجين تكون نسبة :

٧٩٠,٦ : ٤٠٠ = ٢ : ١ وهي نسبة عددية بسيطة .

تقويم الدرس الثالث:

في تجربة وجد أن ١٠٠ جم من الكبريت تتحد مع ١٤٦,٤ جم من الأوكسجين لتكون الأكسيد (A) ، وتحت ظروف أخرى تتحد الكمية ذاتها من الكبريت مع ٩٧,٨ جم من الأوكسجين لتكون الأكسيد (B) . بين أن هذه النتائج تتوافق مع قانون النسب المتضاعفة .

تمرين على الوحدة الخامسة

١- ١جم من أكسيد العنصر (X) . تحوي ٥جم من العنصر (X) . ٤جم من أكسيد آخر للعنصر (X) تحوي ١,٦جم من العنصر (X) . وضح أن هذه النتائج تتوافق مع قانون النسب التضاعفة .

٢- ثلاثة أكسيد للنيتروجين تحوي ٥٣,٣٪ و ٦٩,٦٪ و ٣٦,٤٪ من كتلها أكسجين على الترتيب . وضح أن هذ النتائج تلبي قانون النسب المتضاعفة .

٣- من الجدول وضح أن النتائج التي تم الحصول عليها من اختزال أكسيدين للفلز(M) تتوافق مع قانون النسب المتضاعفة . والنتائج هي :

	الأكسيد (a)	الأكسيد (b)
كتلة الزورق (جم)	٥,٣٠	٤,٤٥
كتلة الزورق + الأكسيد (جم)	١٣,٨٥	١٣,٠٥
كتلة الزورق + الفلز(جم)	١٢,١٢	١٢,٠٨

٤- أكسيدان للحديد لهما النسب التالية (بالوزن) :

	الأكسيد (١)	الأكسيد (٢)
الحديد (Fe)	٧٧,٧٨٪	٧٠,٠٠٪
الأوكسجين (O)	٢٢,٢٢٪	٣٠,٠٠٪

أ. هات نص للقانون الذي تدعمه النتائج المتحصلة . ووضح كيف تدعمه :

ب. أذكر نص قانون النسب المتضاعفة . وأشرح تجربة معملية لإثباته .

٥- فلز يكون ثلاثة أكاسيد تحوي ٧٦,٤٧ و ٦٨,٤٢ و ٥٢,٠٪ من الفلز على الترتيب . وضح أن هذه المركبات تتفق مع قانون النسب المتضاعفة .

٦- يحتوي ملح الطعام NaCl على ٣٩,٣٪ من كتلته صوديوم . احسب كتلة الصوديوم الموجودة في ٢٥,٠جم من كلوريد الصوديوم .

٧- يتكون مركب ما بنسبة ٣٣,٣٪ من كتلته من العنصر (A) و ٦٦,٧٪ من العنصر (B) . أحسب كتلة المركب الذي ينتج عندما يتفاعل ٤٠,٠ جم من العنصر (A) مع ٦,٢٢ جم من العنصر (B) .

٨- استخدم المعادلات الكيميائية التالية الإثبات قانون بقاء الكتلة:

1. $Mg(OH)_2 \longrightarrow MgO + H_2O$
2. $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$
3. $2FeCl_2 + Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$

الكتل الذرية النسبية كما يلي :

$Mg = ٢٦$ ، $O = ١٦$ ، $H = ١$ ، $Na = ٢٣$ ، $Cl = ٣٥,٥$ ، $Fe = ٥٦$

٩- في مركب النشادر NH_3 يوجد النيتروجين بنسبة ٨٢,٤٪ كتلة بينما في الهيدرازين N_2H_4 يوجد النيتروجين بنسبة ٨٧,٤٪ كتلة . هل تتفق هذه النتائج مع قانون النسب المتضاعفة ؟ علل إجابتك .

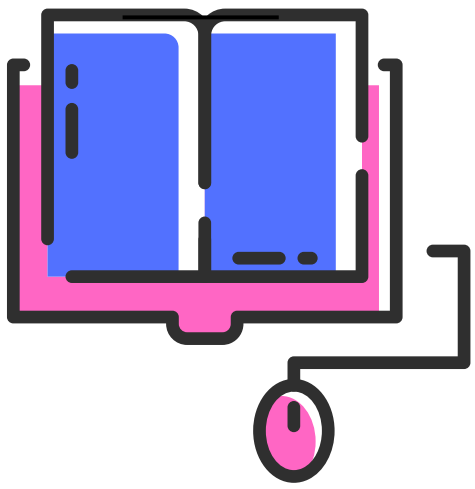
١٠- ذا كانت الكتلة الذرية النسبية للكالسيوم ٤٠، وللكربون ١٢ والأوكسجين ١٦.

أ. أحسب النسبة المئوية النسبية لكل من الكالسيوم ، الكربون والأوكسجين، بكربونات الكالسيوم $CaCO_3$.

ب. أحسب كتلة كل من الكالسيوم ، الكربون والأوكسجين التي تحتويها ٢٥ جرام من كربونات الكالسيوم .

تمّ بحمدِّ الله

تم تحميل ورفع المادة على منصة



المعلم التعليمي

للعودة الى الموقع اكتب في بحث جوجل

المعلم التعليمي

ALMUALM.COM

انظم الى قناة المنهج السوداني على التلجرام

T.ME/ALMANHJ_S