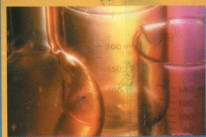
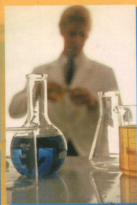


موسوعة الكيمياء الشاملة

د. حسام خليل

الجزء الأول



موسوعة الكيمياء الشاملة

الجزء الأول

تأليف

د. حسام خليل

شبكة كتب الشيعة



shiabooks.net
رابط بديل < mktba.net

دار أسامة للنشر والتوزيع

الأردن - عمان

الناشر

دار أسامة للنشر و التوزيع

الأردن- عمان

هاتف: ٥٦٥٨٣٥٣ - فاكس: ٥٦٥٨٣٥٤ - تليفاكس: ٤٦٤٧٤٤٧

ص.ب: ١٤١٧٨١

حقوق الطبع محفوظة للناشر

٢٠٠٩م

المقدمة

هذه الموسوعة محاولة جادة وجديدة لبرمجة حقيقة لعلم الكيمياء، هذا العلم الذي كان للعرب والمسلمين فيه فضل السبق وباكورة النجاح، فحققوا فيه ما لم يحققه غيرهم في زمانهم ومن أتى بعدهم، فكانوا رواد هذا العلم ووضعوا أصوله وقواعده منذ مئات السنين، وأجرو التجارب وأوجدوا الكثير من النظريات العلمية التي اقتبسها علماء الغرب من بعدهم وأكملوا رحلة الكيمياء هم الآخرون بتفوق ونجاح.

وعلم الكيمياء وفروعها عديدة ومتنوعة، فقد استحدثت فيها فروعاً جديدة بعد أن كان علماً واحداً، فتجزأت بفضل المتخصصين والباحثين، وصار لكل علم أساتذته وعباقرته، ولكل علم وفرع خصائصه ونظرياته شأنها في ذلك باقي أصناف العلوم، كالطب والهندسة والفيزياء والرياضيات وما إلى ذلك من العلوم الحديثة.

ونحن في هذه الموسوعة حاولنا بقدر الإمكان أن نجمع بكل العلوم في كتاب واحد، أسميناه الموسوعة الشاملة في الكيمياء، هدفنا منه تقريب هذه المادة وجمعها ضمن كتاب واحد يسهل على القارئ والباحث والطالب على حد سواء الرجوع إليه والاستئارة به.

وقد جاء الجزء الأول من هذه الموسوعة للحديث عن المادة وحالاتها وخصائصها وصفاتها وأنواعها والذرة، والقوانين الأساسية الكيميائية، والبناء الذري للمادة والأوصار الكيميائية وأشكال الجزيئات وحالات المادة والحسابات

الكيمائية والمعادلات الكيمائية والخلايا الكهروكيمائية والبنية الكهربية للذرة
والتفاعلات الكيمائية.

نسأل الله أن نكون قد وفقنا فيما نصبو إليه،،،،

والله من وراء القصد،،

المؤلف

الفصل
الأول
المادة

المادة:

هي كل شيء يشغل حيزاً في الفضاء وله كتلة، مثل الحديد والخشب والماء والهواء والزيت.... الخ.

مم تتكون المادة؟

تتكون المادة من دقائق متناهية جداً في الصغر، ولتقريب الصورة إلى الدهن، تحتوي قطرة الماء على ١,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠ من دقائق الماء، وإذا أخذنا نفساً عميقاً فإننا نكون قد وضعنا في فمنا ما يقارب ٤٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠ من دقائق الهواء.

وإذا كانت دقائق المادة بهذا القدر من الصغر، فإن محاولتنا التقاط أو فصل دقيقة واحدة من دقائق المادة ضرب من المستحيل.

حالات المادة:

للمادة ثلاث حالات: صلبة وسائلة وغازية، ويمكن لمادة كيميائية واحدة كالماء، مثلاً أن تكون في الحالة الغازية على شكل بخار ماء في الهواء، أو أن تكون في الحالة السائلة، كما في الأنهار والبحيرات، أو أن تكون في حالتها الصلبة، كما في الجليد ومع أن جميع هذه الحالات هي للمادة الكيميائية نفسها (H_2O)، إلا أنه من الممكن وجودها في أي حالة من حالات المادة الثلاث، إذ أن لكل حالة منها صفاتها الفيزيائية المميزة.

التجاذب بين الجزيئات والصفات الفيزيائية للمواد:

قديماً فسر الفيلسوف اليوناني ديمقراطس اختلاف حالات المادة بأنه يعود لاختلاف شكل دقائقها، فدقائق المواد الصلبة مثلاً مكعبة (هكذا كان يعتقد)، لذلك فهي ثابتة الشكل، بينما تكون دقائق السوائل كروية، لذا فهي سهلة الانسياب.

أما حديثاً فإن اختلاف حالات المادة الفيزيائية يفسر اعتماداً على المسافة الفاصلة بين دقائقها، وقوى التجاذب بين هذه الدقائق، فدقائق الغاز متباعدة، وقوى التجاذب بينها ضعيفة جداً، بينما دقائق المواد الصلبة متقاربة جداً، وقوى التجاذب بينها عالية، حيث تعمل بعض القوى على جذب الأجسام إلى بعضها كقوى الجذب المغناطيسي وقوى الجذب الكهربائي.

العوامل المؤثرة في قوى التجاذب بين الجزيئات:

١- أثر المسافات الفاصلة بين الجزيئات في قوى التجاذب بينها: إن للمسافات

الفاصلة بين الجزيئات أثر في قوة التجاذب بينها، فالتقارب بين الجزيئات يعتبر شرطاً أساسياً لحدوث التجاذب وتحديد حالة المادة الفيزيائية.

٢- تشابه السلوك الفيزيائي في الحالة الغازية واختلافه في الحالة السائلة:

تتشابه الغازات المختلفة في سلوكها كتأثر الحجم بالضغط رغم الاختلاف في تركيبها الكيميائي.

أما في الحالة السائلة فيوجد بين جزيئات السائل قوى تجاذب مختلفة، وهذه القوى تعتمد على التركيب الكيميائي للجزيئات، ولكن عندما تتباعد الجزيئات عن بعضها كما في الحالة الغازية فإن قوى التجاذب بينها تصبح شبه معدومة فتتشابه في سلوكها الفيزيائي.

خصائص حالات المادة:

الحالة الصلبة:

- تتحرك دقائقها حركة موضعية اهتزازية.
- لها شكل ثابت.
- لها حجم ثابت.
- غير قابلة للانضغاط.
- طاقتها الحركية منخفضة.

الحالة السائلة:

- تتحرك دقائقها حركة انتقالية ودائمة وعشوائية.
- تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه.
- لها حجم ثابت.
- صعبة الانضغاط.
- قابلة للجريان.
- طاقتها الحركية عالية.

الحالة الغازية:

- تتحرك دقائقها حركة انتقالية ودائمة وعشوائية وسريعة وفي خطوط مستقيمة وفي كافة الاتجاهات.
- تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه.
- حجمها غير ثابت ويعتمد على حجم الوعاء الذي توضع فيه.
- قابلة للانضغاط بسهولة.
- تمتاز بخاصية الانتشار.
- طاقتها الحركية عالية جداً.

تغير الحالة الفيزيائية:

إذا أخرجنا مكعباً من الثلج من الثلاجة وتركناه لعدة دقائق فإن الثلج يذوب وتسمى هذه العملية انصهاراً.

ولكن هل تعلم بأن تحول الثلج إلى ماء يسمى تغيراً في الحالة الفيزيائية

للمادة ؟

إن التغير في الحالة الفيزيائية يحدث أيضاً عند تحول الماء السائل إلى

بخار أو العكس.

وعند تغير الحالة الفيزيائية للمادة لا يتغير تركيبها الكيميائي، فالبخار

والماء والتلج حالات فيزيائية ثلاث لمادة واحدة، ولكن التغير يحدث فقط للمسافة بين دقائقها وقوى التجاذب بينها.

فعند تسخين التلج تهتز الدقائق أكثر وتزيد سرعتها، وتأخذ الدقائق بالانزلاق على بعضها، وتبدأ بالانصهار.

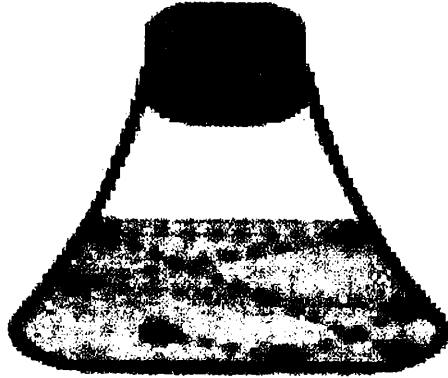
وعند تسخين الماء السائل تزداد سرعة الدقائق وتأخذ بالتصادم فيما بينها مما يوفر لبعض الدقائق الموجودة على سطح السائل طاقة حركية كافية فتهرب من السطح وتتحول إلى بخار.

تفسير بعض خصائص المادة:

١- التكاثف:

تمتلك دقائق البخار طاقة حركية عالية، وعند تعرض البخار لسطح بارد تقل الطاقة الحركية لدقائقه وتتقارب، وتزداد قوى التجاذب بينها وتتحول إلى سائل.

٢- التبخر:



تتحرك دقائق السائل حركة دائمة وعشوائية وفي كافة الاتجاهات، وتسمى هذه الحركة بالحركة البراونية (نسبة إلى مكتشفها روبرت براون).

يحدث تصادم بين دقائق السائل بفعل الحركة البراونية مما يؤدي إلى فقدان بعض الدقائق لطاقتها الحركية واكتساب بعضها الآخر لتلك الطاقة، فإذا صادف أن اكتسبت إحدى الدقائق الموجودة على السطح طاقة كافية، فإنها تنفلت من سطح السائل وتتحول إلى بخار.

٣- الانضغاط:

إن تعريض الغاز للضغط، يؤدي إلى تقارب جزيئاته فتزداد معه قوى التجاذب بين الدقائق وتتباطأ، وقد تتحول بمزيد من الضغط إلى سائل.

صفات المادة:

١- الانتشار:

إذا فتح أحدهم غطاء زجاجة عطر في الغرفة التي أنت بها، فإنك سرعان ما تشعر بذلك، فالرائحة تنتشر بسرعة خلال الغرفة، وتعرف من خلال حاسة الشم بالذي حدث.

فالانتشار: هي صفة للمادة بحالاتها الثلاث الغازية والسائلة والصلبة. الانتشار خاصية تمتاز بها الغازات وتحدث عند اختلاط دقائق الغاز ذاتياً بالهواء، الغازات الأخف تنتشر بسرعة أكبر من الغازات الأثقل.

أمثلة:

في الحالة الغازية: انتشار رائحة العطر أي انتقال دقائقه إلى جميع أرجاء المكان.

في الحالة السائلة: إضافة قطرات ملونة (سائل ملون) إلى كمية من الماء نجد تلون الماء بلون القطرات الملونة.

في الحالة الصلبة: انتشار دقائق النحاس في لوح الرصاص وانتشار دقائق الرصاص في لوح النحاس عند تلامس لوح من الرصاص مع لوح من النحاس.

ملاحظات:

أ- تزداد سرعة الانتشار في الحالة السائلة بالرج والتحرك وتعتمد على طبيعة السائل أي على وسط الانتشار.

ب- يكون الانتشار في الحالة الصلبة بطيء جداً في درجات الحرارة الاعتيادية.

٢- التبلور:

هو عملية انفصال مادة عن محلولها المشبع.

عملية التبلور:

تجربة:

نأخذ كمية قليلة من ماء مغلي في كأس زجاجي ونضيف إليها مادة كبريتات النحاس تدريجياً إلى أن نحصل على محلول يتوقف فيه ذوبان كبريتات النحاس نتيجة لتشبع الماء بالكبريتات.

نرشح المحلول المشبع للتخلص من المذاب الزائد (أي من كبريتات النحاس غير الذائبة) ثم نقوم بتبريد المحلول حيث تنفصل بلورات من كبريتات النحاس الزرقاء.

الفرق بين المواد المتبلورة والمواد غير المتبلورة:

المواد المتبلورة	المواد غير المتبلورة
١- تمتاز بأشكال هندسية منتظمة ذات سطوح وزوايا.	١- ليس لها نظام بلوري (أي ليس لها شكل ثابت).
٢- تتميز بدرجات انصهار ثابتة.	٢- ليس لها درجات انصهار ثابتة.
٣- مثل ملح كبريتات النحاس وملح الطعام.	٣- مثل الزجاج والمطاط.

٣- التسامي:

هو عملية تحول المادة الصلبة إلى بخارها دون المرور بالحالة السائلة -
مثل - تسامي اليود، الكافور، النفتالين، تسامي الثلج عند فتح الثلاجة.

عملية التسامي:

تجربة:

نضع كمية قليلة من اليود الصلب في كأس زجاجي ثم نسخن الكأس
بهدوء فنلاحظ عدم انصهار اليود بل تحوله مباشرة إلى بخار.
صفات أخرى للمادة:

الكثافة، الانصهار، الانجماد، التبخر، التكاثف، الغليان، قابلية الانضغاط.

خواص المادة:

وتكون على نوعين هما:

١- خواص فيزيائية.

٢- خواص كيميائية.

١- الخواص الفيزيائية:

هي صفات المادة التي يمكن التعرف عليها دون حدوث تغير في تركيب
المادة، مثل اللون والحالة ودرجة الانصهار ودرجة الغليان والكثافة وقابلية
الذوبان والتوصيل الحراري والكهربائي.....

٢- الخواص الكيميائية:

هي صفات المادة التي يمكن التعرف عليه عند حدوث تغير في تركيب

المادة مثل:

١- قابلية احتراق المادة أو مساعدتها على الاحتراق.

٢- قابلية اتحادها مع المواد الأخرى.

٣- قابلية تفككها (تحللها إلى مواد أبسط).

التغيرات الفيزيائية:

هي التغيرات التي تطرأ على المادة دون أن تمس تركيبها الكيميائي ودون أن تؤدي إلى تكوين مادة أو مواد جديدة، مثل: احمرار الحديد بالتسخين، انصهار الثلج، تبخر السائل، تكسر الزجاج، ذوبان السكر في الماء.

التغيرات الكيميائية:

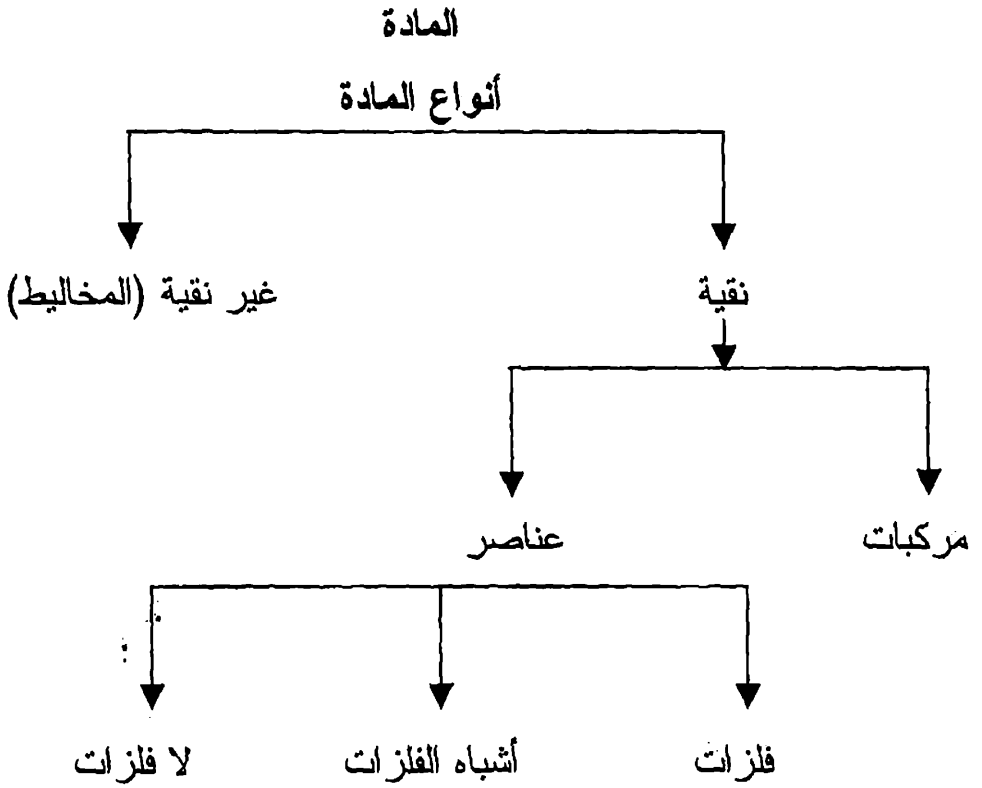
هي التغيرات التي تطرأ على تركيب المادة لتكوين مادة أو مواد جديدة، وتكون دوماً مصحوبة بتفاعل كيميائي يحدث فيه امتصاص أو انبعاث طاقة حرارية عادة.

مثال:

تكون الصدأ على الحديد، تفحم السكر، احتراق الوقود أو الورق أو الخشب، تخثر الحليب.

مقارنة بين التغيرات الفيزيائية والتغيرات الكيميائية:

التغيرات الكيميائية	التغيرات الفيزيائية
١- تغير يمس تركيب المادة.	١- تغير بالشكل أو الهيئة أو الحالة دون أن تمس التركيب الداخلي للمادة.
٢- تكون مادة أو مواد جديدة.	٢- لا تؤدي إلى تكوين مادة أو مواد جديدة.
٣- تكون مصحوبة بتفاعل كيميائي.	٣- لا يحدث تفاعل للمادة.
٤- يحدث فيها امتصاص أو انبعاث طاقة حرارية.	٤- لا يحدث فيها امتصاص أو انبعاث طاقة حرارية.
٥- لا يمكن إرجاع المادة إلى وضعها الأصلي غالباً.	٥- يمكن إرجاع المادة إلى وضعها الأصلي.



المادة النقية:

هي المادة التي تتألف من دقائق لها نفس الخواص الفيزيائية والكيميائية، مثل الحديد، الماء النقي، ثنائي أكسيد الكربون النقي.

فالمادة النقية لها تركيب ثابت وصفات محددة سواء أكانت صفات طبيعية كاللون والصلابة والكثافة ودرجة الانصهار ودرجة الغليان أم صفات كيميائية مثل تغير المادة وتفاعلاتها وهذه الصفات يمكن من خلالها تمييز المادة عن غيرها من المواد.

المادة غير النقية:

هي المادة التي تكون دقائقها ذات خواص كيميائية وفيزيائية مختلفة، وتنتج من مزج مادتين أو أكثر، مثل الهواء، النفط.

أي أن المادة غير النقية تتكون من عدد من المواد النقية الممزوجة مع

بعضها بشكل منتظم أو غير منتظم وتدعى المخلوط، وتحفظ كل مادة في المخلوط بصفاتھا الأصلية.

المخلوط:

هو المادة الناتجة عن مزج مادتين أو أكثر بأي نسبة وزنية كانت بحيث تحتفظ كل مادة في الخليط بخواصھا الأصلية.

ومعظم المواد المحيطة بنا أو التي نستخدمها هي مخاليط كالهواء والحليب والصخور وغيرها، ويمكن تمييز مكونات بعض هذه المخاليط في حين يصعب تمييز مكونات بعض المخاليط الأخرى فالمخاليط التي يصعب فيها تمييز دقائق المواد الممزوجة عن بعضها تسمى المخاليط المتجانسة، ويسمى المخلوط المتجانس محلولاً.

أما المخاليط التي يمكن تمييز مكونات المواد الممزوجة فيها من خلال اختلاف اللون وحجم الدقائق وتوزيعها من جزء لآخر من المخلوط، فتسمى المخاليط غير المتجانسة.

مثال:

- مزج الحديد والكبريت بأي نسبة وزنية، ينتج خليط يتميز بـ:
- ١- يتفاعل مع حامض الهيدروكلوريك ويتحرر غاز الهيدروجين، أي أن الحديد احتفظ بهذه الخاصية.
 - ٢- بقاء الكبريت بلونه الأصفر.

المركب:

هو المادة الناتجة عن اتحاد عنصرين أو أكثر بنسب وزنية ثابتة بحيث يفقد كل عنصر خواصه الأصلية عند تكون المادة الجديدة، مثل الماء (يتكون من هيدروجين وأوكسجين)، كلوريد الصوديوم (يتكون من كلور وصوديوم)، حامض الخليك (يتكون من عناصر الهيدروجين والكربون والأوكسجين).

مثال: اتحاد الحديد بالكبريت بنسبة ٧ إلى ٤:

الكبريت	الحديد	
١- لونه أصفر.	١- لونه رمادي.	قبل الاتحاد أو التفاعل
٢- لا يجذب نحو المغناطيس.	٢- يجذب نحو المغناطيس.	
٣- لا يتفاعل مع الحامض المخفف.	٣- يحرر غاز الهيدروجين عند تفاعله مع حامض الهيدروكلوريك المخفف.	
المادة الناتجة (كبريتيد الحديد)		
١- مادة سوداء اللون (أي لا تشبه في لونها الحديد أو الكبريت).		بعد التفاعل
٢- لا تتجذب نحو المغناطيس (أي أن الحديد فقد خاصية الجذب نحو المغناطيس).		
٣- تتفاعل مع حامض الهيدروكلوريك وتحرر غاز كبريتيد الهيدروجين.		

يستنتج من ذلك أن المادة الناتجة من تفاعل الحديد مع الكبريت هي (كبريتيد الحديد) تختلف في خواصها عن الحديد والكبريت اللذين فقدا خواصهما عند تكوين الناتج الجديد.

الفرق بين المركب والمخلوط:

المخلوط	المركب
١- ناتج عن مزج مادتين أو أكثر بأي نسبة وزنية كانت.	١- ناتج عن اتحاد عنصرين أو أكثر بنسب وزنية ثابتة.
٢- تحتفظ مكوناته بخواصها الأصلية.	٢- تفقد مكوناته خواصها الأصلية.
٣- لا يصاحب تكوينه تغير حراري.	٣- يصاحب تكوينه تغير حراري أي انبعاث أو امتصاص حرارة.
٤- يمكن فصل مكوناته عن بعضها بطرق فيزيائية.	٤- لا يمكن فصل مكوناته إلا بطرق كيميائية صعبة ومعقدة.
٥- تغير فيزيائي.	٥- تغير كيميائي.

الذرة ومكوناتها

الذرة:

تتكون العناصر من وحدات صغيرة الحجم تسمى الذرات، ولم يستطع العلماء الذين يدرسون الذرات ويجرون الأبحاث أن يحصلوا على ذرة واحدة مستقلة، ولكن تجمع الذرات مع بعضها بأعداد هائلة جداً شيء معروف، فقطع المعادن الصلبة وكميات العناصر السائلة والغازية هي تجمعات هائلة من الذرات، ومن هذا يتضح لنا أن حجم الذرة اللامتناهي في الصغر يجعل إمكانية تخيلها أمراً في غاية الصعوبة، ومع ذلك فقد تمكن العلماء من اعتماد صورة مبسطة ومعبرة للذرة وذلك حسبما تجمع عندهم من معلومات ومعطيات.

أقسام الذرة ومكوناتها :

تتكون الذرة (كما يظهر في الشكل) من قسمين أساسيين :

١- النواة:

وهي صغيرة الحجم موجبة الشحنة وثقيلة الوزن بالنسبة لباقي مكونات الذرة.

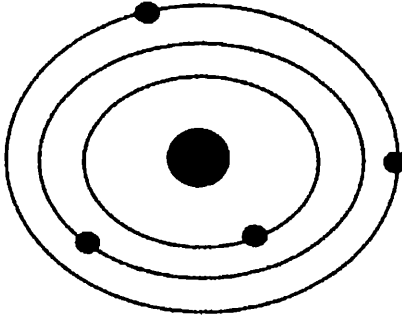
٢- المحيط الخارجي:

وهو عبارة عن مجموعة مستويات تتحرك فيها الإلكترونات حول النواة بسرعة هائلة، والمحيط الخارجي كبير الحجم مقارنة بالنواة وسالب الشحنة وخفيف الوزن، أي أن صفاته تعاكس صفات النواة.

النواة (بروتونات ونيوترونات)



الالكترون



الذرة

وتحتوي النواة نوعين من الدقائق هي :

١- البروتونات: وتعني الأصل أو الأساس ، وهذا هو المكون الأولي للذرة والمسؤول عن خواصها . والبروتونات دقائق تحمل شحنة موجبة (+) وثقيلة الوزن.

٢- النيوترونات: هذه الدقيقة متعادلة ولا تحمل شحنة وهذا هو معنى كلمة نيوترون. والنيوترونات هي اثقل دقائق الذرة وزناً ، فوزن النيوترون اكبر بمقدار ضئيل من وزن البروتون .

أما مستويات المحيط الخارجي فتتحرك فيها دقائق من نوع ثالث هي الإلكترونات، والإلكترون دقيقة تحمل شحنة سالبة (-) معادلة بالضبط لشحنة البروتون الموجبة، أما وزنه فهو خفيف جدا ويعادل 1/1836 من وزن البروتون.

العنصر:

هو المادة التي تتألف من ذرات متشابهة، مثل الحديد والنحاس والكبريت والكربون والزنابق والبروم والأوكسجين.

وقد يكون العنصر صلباً كالحديد والنحاس، أو سائلاً كالزئبق والبروم أو غازاً كالهيدروجين والنترجين والأوكسجين. وتشتمل العناصر على الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات.

اللافلزات	الفلزات
١- تنفذ عند الطرق.	١- لها القابلية على الطرق والسحب (عدا الزئبق).
٢- لاتعطي بريقاً ولمعاناً عند صقل سطوحها.	٢- تعطي بريق معني عند صقل سطوحها.
٣- ربيثة التوصيل للحرارة والكهربائية.	٣- جيدة التوصيل للحرارة والكهربائية.
٤- كثافتها ودرجات غليتها وانصهارها واطئة.	٤- كثافتها ودرجات غليتها وانصهارها عالية نسبياً.
٥- لا تحدث تغيراً كيميائياً عند وضعها في حامض مخفف.	٥- تحدث تغيراً كيميائياً عند وضعها في حامض مخفف.
٦- معظمها غازية مثل (هيدروجين أوكسجين نترجين)، والقليل منها سائل والصلب منها غير قابل للسحب والطرق.	٦- صلبة عدا الزئبق فهو سائل.
٧- أكاسيدها حمضية التأثير، ومعظمها غازية.	٧- أكاسيدها صلبة قاعدية التأثير.
٨- أيوناتها في المحاليل سالبة الشحنة	٨- أيوناتها في المحاليل موجبة الشحنة

أشباه الفلزات:

هي العناصر التي تمتلك بعض الصفات الفلزية وبعض الصفات اللافلزية مثل الزرنيخ والسليكون (SI).

المعادلة الكيميائية:

وهي جملة لفظية أو رمزية لوصف التفاعل الكيميائي، وتتكون من طرفين: الطرف الأول يبين المواد الداخلة في التفاعل وتسمى المواد المتفاعلة، والطرف الثاني يبين المواد الناتجة ويتصل الطرفان بسهم متجه إلى المواد.

الناجمة من التفاعل.

مواد متفاعلة ← مواد ناتجة

وتستخدم في المعادلة اللفظية أسماء العناصر والمركبات الداخلة في التفاعل والناجمة منه كما في تفاعل الحديد والكبريت فتكون المعادلة اللفظية بالشكل التالي:

حديد + كبريت $\xrightarrow{\text{حرارة}}$ كبريتيد الحديد

وعندما يدخل في التفاعل أكثر من مادة أو يكون ناتج التفاعل أكثر من مادة فتوضع إشارة (+) بين هذه المواد، وتوضع ظروف التفاعل فوق السهم (حرارة، ضغط،.....).

الرمز والصيغة الكيميائية:

لقد أعطى العلماء كل عنصر من العناصر رمزاً وذلك لتسهيل دراسة التفاعلات الكيميائية والتعبير عنها، فيرمز لبعض العناصر بحرف واحد كبير أو حرفين يكتب الأول كبيراً والثاني صغيراً، وتشتق هذه الحروف من الاسم الاعتيادي أو اللاتيني للعنصر:

الرمز الكيميائي	اسم العنصر	الرمز الكيميائي	اسم العنصر	الرمز الكيميائي	اسم العنصر
Cu	نحاس	Al	ألومنيوم	H	هيدروجين
Zn	خارصين	Si	سيليكون	He	هيليوم
Br	بروم	P	فسفور	C	كربون
Pb	رصاص	S	كبريت	N	نتروجين
I	يود	Cl	كلور	O	أوكسجين
Ag	فضة	K	بوتاسيوم	F	فلور
Hg	زئبق	Ca	كالسيوم	Na	صوديوم
Au	ذهب	Fe	حديد	Mg	مغنيسيوم
Cr	الكروم	Cd	الكاديوم	Co	الكوبالت

وتوجد بعض العناصر على شكل ذرات منفصلة منها الهليوم، وتكون بعض العناصر هي الجزيئات فعنصر الأوكسجين، مثلاً يوجد في الظروف العادية بشكل جزيئات ثنائية الذرة، أي أن الجزيء يتكون من ذرتين مرتبطتين كيميائياً.

ومثلما عبر عن الذرات بالرموز كذلك يعبر عن الجزيئات بالرموز فجزيء الأوكسجين يمثل بالرمز O_2 وهذه رموز بعض العناصر التي توجد على شكل جزيئات:

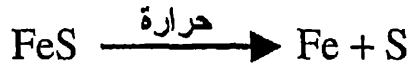
كلور Cl_2	هيدوجين H_2
بروم Br_2	أوكسجين O_2
فلور F_2	نتروجين N_2

ويشير الرمز إلى العنصر نفسه وإلى ذرة واحدة من ذلك العنصر، فيدل الرمز O على ذرة هيدروجين واحدة، والرمز $2O$ على ذرتين منفصلتين، ويمثل الرمز O_2 جزيئاً واحداً من الأوكسجين، وتمثل ثلاث جزيئات منه بالرمز $3O_2$. وتمثل المركبات التي تتكون من اتحاد نوعين أو أكثر من الذرات كالماء مثلاً بالصيغة H_2O التي ترمز إلى أن جزيء الماء مكون من اتحاد ذرتي هيدروجين وذرة أوكسجين واحدة، وتبين صيغة ثاني أوكسيد الكربون CO_2 بأن جزيئه يتكون من اتحاد ذرتي أوكسجين وذرة كربون واحدة، أي أن الصيغة الكيميائية لمركب ما تدل على العناصر الداخلة في تكوينه وعدد ذراتها في الجزيء.

المعادلة الكيميائية الرمزية:

يوصف التفاعل الكيميائي بمعادلة تستخدم فيها الرموز والصيغ التي تمثل المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من ذلك التفاعل.
فمثلاً المعادلة اللفظية: حديد + كبريت \longrightarrow كبريتيد الحديد

تكتب بالرمز الكيميائي لتلك المواد كالتالي:



العناصر النبيلة:

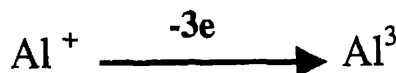
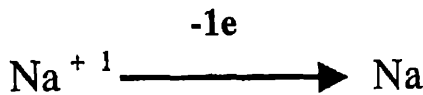
هي العناصر التي يكون المدار الخارجي (الأخير) لذراتها ممتلئ (مشبع) بالإلكترونات ويمتاز بدرجة عالية من الاستقرار وقلة الفعالية في الظروف الاعتيادية (مثل الهيليوم، النيون، الأركون).

إن الذرات غير المشبعة (أي لا يحتوي مدارها الخارجي على العدد الكامل من الإلكترونات) تكون فعالة كيميائياً وغير مستقرة، لذلك فهي تميل إلى فقدان أو اكتساب أو المشاركة بعدد من إلكترونات مداراتها الخارجية مع ذرات عناصر أخرى للوصول إلى حالة الاستقرار وبلوغ نظام إلكتروني يشابه بناء المدارات الإلكترونية للعناصر التي يحتوي مدارها الخارجي على (٢) إلكترون في حالة امتلاكها لمدار واحد، و(٨) إلكترون في حالة امتلاكها لمدارين أو ثلاثة مدارات.

الأيون:

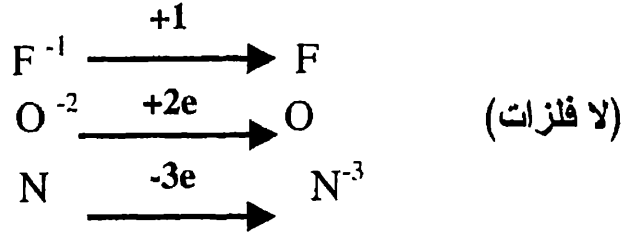
هو ذرة فاقدة أو مكتسبة لإلكترون واحد أو أكثر، فعندما تفقد الذرة إلكترونات فإنها تتحول إلى الأيون الموجب، حيث تحمل الذرة شحنة كهربائية موجبة مساوية لعدد الإلكترونات المفقودة.

أمثلة:



وعندما تكتسب الذرة إلكترونات تتحول إلى الأيون السالب، حيث تحمل الذرة شحنة كهربائية سالبة مساوية لعدد الإلكترونات المكتسبة.

أمثلة:



التأين:

هو عملية فقدان الذرة أو اكتسابها لإلكترون واحد أو أكثر حيث تتحول الذرة في حالة الفقدان إلى أيون موجب وتتحول في حالة الاكتساب إلى أيون سالب.

ملاحظات:

عندما تتأين الذرة (تتحول إلى أيون) تتغير خواصها الأصلية.

الفرق بين الذرة والأيون:

الذرة	الأيون
١- غلافها الخارجي غير ممتلئ بالإلكترونات (أي غير مشبعة).	١- غلافها الخارجي ممتلئ بالإلكترونات (أي مشبع).
٢- أقل استقراراً.	٢- أكثر استقراراً.
٣- فعالة كيميائياً.	٣- قليل الفعالية.

١- تميل ذرات الفلزات إلى فقدان الإلكترونات والتحول إلى الأيون الموجب.

٢- تميل اللافلزات إلى اكتساب الإلكترونات والتحول إلى الأيون السالب.

وتتغير تسمية بعض العناصر (اللافلزية) عند تحول ذراتها إلى أيونات (حيث

يضاف للاسم مقطع يد) مثل:

ذرة أوكسجين ← أيون أوكسيد	ذرة كلور ← أيون الكلوريد
ذرة كبريت ← أيون كبريتيد	ذرة بروم ← أيون بروميد
ذرة نتروجين ← أيون نتريد	ذرة يود ← أيون يوديد
	ذرة فلور ← أيون فلوريد

**الفصل
الثاني
القوانين الأساسية
الكيميائية**

قوانين الأساسية الكيميائية

تمهيد:

وجدت القوانين الأساسية الكيميائية في نهاية القرن الثامن عشر وفي بداية القرن التاسع عشر على يد كيميائيين تمكنوا من إجراء قياسات دقيقة كالحجوم وكتل الأجسام الداخلة في التفاعلات الكيميائية، وقد أصبح بواسطة هذه القوانين التفريق بديهياً بين الخليط والاتحاد، وتحتفظ المواد المكونة للخليط بخواص فيزيائية وكيميائية ثابتة، بينما يؤدي اتحاد مادتين إلى اختفاء خواصهما وتكوين مواد جديدة ذات خواص تختلف عن خواص المواد الابتدائية.

ويمكن أن تتغير كمية المواد الداخلة في الخليط بصورة مستمرة، بينما بينت دراسة الاتحاد انقطاع للمادة (فكرة الفلسفة اليونانية القديمة).

تجارب ومشاهدات:

أ أجرى العالم بويل تجارب على الغازات فلاحظ أن حجم الغاز المحصور يقل بزيادة الضغط الواقع عليه ويزداد بنقصان الضغط الواقع عليه. فاستنتج أن الغازات تتكون من دقائق صغيرة بينها فراغات، وهذه الفراغات تقل وتقترب الدقائق من بعضها بزيادة الضغط الواقع عليها.

ب- أجرى العالم لافوازييه تجارب فلاحظ أن النقصان في كتل المواد عند تسخينها مساوٍ لكتل الغازات المنطلقة منها، فكتلة مركب الزئبق الأحمر مثلاً (أوكسيد الزئبق (II)) تنقص بالتسخين بمقدار يساوي كتلة الغاز المنطلق منه. فاستنتج بذلك بأن "المادة لا تفنى ولا تخلق من العدم"، وسمي هذا القانون بقانون حفظ المادة.

بعض قوانين الاتحاد الكيميائي:

من خلال التجارب التي قام بها العلماء والمبنيّة على القياسات توصل العلماء إلى أن هناك علاقة بين كتل المواد الناتجة من التفاعل الكيميائي والمواد الداخلة في هذا التفاعل فمثلاً يتكون الماء من ذرتين من الهيدروجين وذرة أكسجين واحدة أي أنه يتكون بنسبة واحدة مهما اختلفت مصادره وطرق تحضيره، وقادتهم هذه النتيجة إلى وضع قوانين سميت بقوانين الاتحاد الكيميائي وأبرز نصوص هذه القوانين هي:

أولاً- قوانين النسب الوزنية:

أ- قانون لافوازييه أو مبدأ حفظ الكتلة:

بينت تجارب لافوازييه ومن أتى بعده من الكيميائيين بدقة كبيرة عدم تغيير كتل المواد المتفاعلة، ولذلك أطلقوا على القانون اسم قانون حفظ المادة وينص القانون على:

" لا يخلق شيء ولا يفنى شيء في كافة العمليات أو كتلة جسم مركب أو مجموع كتل الأجسام الداخلة فيه"، أو في أي تفاعل كيميائي فإن الكتلة لا تفنى ولا تخلق.

أي أن: كتلة المواد المتفاعلة = كتلة المواد الناتجة.

وقد توصل لافوازييه إلى هذا القانون نتيجة أبحاثه في أكسدة الزئبق، حيث لاحظ لافوازييه بأن كتلة أكسيد الزئبق المتشكل تساوي مجموع الزئبق والأكسجين المختفية.



مثال:

عند أكسدة كمية موزونة من القصدير في وعاء مغلق وجد أن وزن الوعاء يبقى ثابتاً عند تكوين أكسيد القصدير الناتج من تفاعل الأوكسجين مع القصدير.

ولا يزال هذا القانون صحيحاً في كل التفاعلات الكيميائية غير النووية، ولا يمكن تطبيق قانون لافوازييه على التفاعلات العنيفة (أكثر من ٢٠٠٠ سرعة حرارية) لأن علاقة اينشتاين تبين وضوح خسارة الكتلة.

ب- قانون النسب المعينة (قانون النسب الثابتة) أو قانون بروسست:

يتركب كل عنصر كيميائي مهما اختلفت طرق تحضيره من نفس عناصره متحدة مع بعضها بنسب وزنية ثابتة.

فعندما يتحد ٤٦ غم من الصوديوم مع ١٦ غم من الأوكسجين يتكون ٦٢ غم من أكسيد الصوديوم، ولكن إذا احتوت المواد الداخلة في التفاعل على زيادة من الصوديوم أو الأوكسجين فإن هذه الزيادة سوف تبقى دون تفاعل لأن التفاعل يجري في نسبة ثابتة ٤٦/١٦ ومنه جاء نص قانون بروسست: "نسبة كل العناصر الداخلة في اتحاد ما، هي ثابتة".

عندما يتشكل الماء يتحد الهيدروجين مع الأوكسجين بنسبة (١) إلى (٨) ويتحد الهيدروجين مع ٤,٦٧ غم من الأزوت في الأمونياك ومع ٣٥,٥ غم من الكلور في مركب كلوريد الهيدروجين، ويطلق على مقدار ما يتحد من أي عنصر مع ١ غم من الهيدروجين بالمكافئ الغرامي، ألا أن هناك عناصر لا تتحد مع الهيدروجين، لذلك يمكن حساب المكافئ الغرامي من الكمية التي تتحد مع ٨ غرامات من الأوكسجين.

فالمكافئ الغرامي أو الكيميائي هو كمية من العناصر مقدرة بالغرام التي يمكنها الاتحاد مع غرام واحد من الهيدروجين أو ثماني غرامات من الأوكسجين.

مثال:

عند تحضير ٣ نماذج من أوكسيد النحاس وبطرق مختلفة واختزالها بالهيدروجين.

وجد أن:



٥,٢٤ غم من أوكسيد النحاس أعطت ٤,١٨ غم نحاس (نموذج ١)

٧,٩ غم من أوكسيد النحاس أعطت ٦,٣ غم نحاس (نموذج ٢)

٦,٣٢ غم من أوكسيد النحاس أعطت ٥,٠٤ غم نحاس (نموذج ٣)

للمنموذج الأول وزن الأوكسجين ٥,٢٤ ٤,١٨ = ١,٠٦ غم

$$\therefore \frac{3,9}{1} = \frac{4,18}{1,06} = \frac{\text{وزن النحاس}}{\text{وزن الأوكسجين}}$$

للمنموذج الثاني وزن الأوكسجين ٧,٩ ٦,٣ = ١,٦ غم

$$\therefore \frac{3,9}{1} = \frac{6,3}{1,6}$$

للمنموذج الثالث وزن الأوكسجين ٦,٣٢ ٥,٠٤ = ١,٢٨ غم

$$\therefore \frac{3,9}{1} = \frac{5,04}{1,28}$$

أي أن نسب تفاعل العناصر هي نفسها عند تكوين مركب كيميائي مهما اختلفت طريقة التحضير.

ج- قانون دالتون أو قانون النسب المتضاعفة:

"عندما يتحد عنصران ويكونا أكثر من مركب واحد، فإن النسبة بين الكتل المختلفة من أحد العنصرين التي تتحد مع كتلة ثابتة من العنصر الآخر

تكون نسبة عددية صحيحة بسيطة ."

مثال:

عند اختزال ١١,٢ غم من أحادي أكسيد الكربون CO تخلف ٤,٨ غم كربون عند اختزال ١٧,٦ غم من ثنائي أكسيد الكربون CO₂ تخلف ٤,٨ غم كربون كتلة الأوكسجين في الحالة الأولى ١١,٢ - ٤,٨ = ٦,٤ غم كتلة الأوكسجين في الحالة الثانية ١٧,٦ - ٤,٨ = ١٢,٨ غم.

$$\leftarrow \text{نسبة كتلة الأوكسجين} = \frac{٦,٤}{٤,٨} = \frac{٤}{٣} \text{ (الحالة الأولى)}$$

$$\text{(الحالة الثانية)} = \frac{١٢,٨}{٤,٨} = \frac{٨}{٣}$$

حيث أن النسبة الثانية $\frac{٨}{٣}$ هي ضعف النسبة الأولى $\frac{٤}{٣}$

أي أن نسبة كتلتي الأوكسجين المتحدتان مع كتلة ثابتة من الكربون هي نسبة

$$\text{عددية بسيطة وهي } \frac{٨}{٣} \text{ أو } \frac{٢}{١}$$

د- قانون النسب المتبادلة:

إذا اتحد عنصران مثل A , B مع عنصر ثالث مثل C فإن النسبة بين وزني A , B المتحدين مع وزن معين من C هي نفس النسبة الوزنية التي يتحد بها العنصران A , B أو أحد مضاعفاتها.

مثال:

يكون الهيدروجين والأوكسجين والكربون ثلاث مركبات حيث:

١- يتحد ١٢ غم مع ٤ غم هيدروجين لتكوين ميثان CH₄.

٢- يتحد ١٢ غم من الكربون مع ٣٢ غم أوكسجين لتكوين ثنائي أكسيد

الكربون CH₂.

٣- يتحد ٢ غم هيدروجين مع ١٦ غم أوكسجين لتكوين ماء H_2O .
وعند تثبيت وزن الكربون الذي يتحد مع أوزان مختلفة من الهيدروجين
والأوكسجين فإن النسب الوزنية بين الهيدروجين والأوكسجين:

$$\frac{1}{8} = \frac{4}{32} =$$

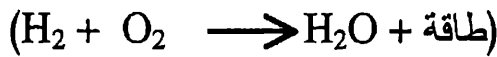
وهذه النسبة مساوية لنسبة الهيدروجين والأوكسجين فيما لو اتحدا مباشرة

$$\frac{1}{8} = \frac{2}{16} = \text{لتكوين الماء.}$$

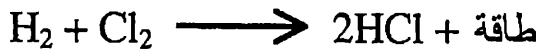
ثانياً- قوانين النسب الحجمية للغازات:

أ- قانون غي لوساك للحجوم الغازية المتفاعلة:

عندما تمتزج الغازات مع بعضها قد يحدث تفاعل كيميائي، وعند ذلك
فإن الحجم الكلي للمزيج الغازي - وبالتالي الضغط الناتج عنه- سوف يتغير،
فمثلاً عند إمرار شرارة كهربائية في مزيج غازي من الهيدروجين والأوكسجين
يؤدي إلى إنتاج بخار الماء:



كذلك فإن تعريض مزيج من غازي الهيدروجين والكلور إلى الأشعة
فوق البنفسجية يسبب حدوث تفاعل كيميائي بين الغازين وينتج عن ذلك غاز
كلوريد الهيدروجين:



وقد لوحظ أنه في مثل هذه التفاعلات بين الغازات عند درجة حرارة
وضغط ثابتين يكون حجم الغازات المتفاعلة عبارة عن مضاعفات بسيطة بالنسبة
لبعضها، مثلاً يتحد لتر واحد من الأوكسجين مع لترين من لترين من
الهيدروجين (بنسبة ١:٢) لإنتاج بخار الماء، وفي تفاعل الهيدروجين مع الكلور
يتحد لتر واحد من كل غاز لإنتاج ٢ لتر من كلوريد الهيدروجين وعلى هذا فإن

العناصر الغازية لا تتحد حسب نسب وزنية معينة فقط بل وحسب نسب حجمية معينة أيضاً مقاسة في الشروط النظامية.

وقد عبر غي لوساك عن هذه الظاهرة بالقانون المعروف باسمه والذي ينص على ما يلي:

" تتناسب حجوم الغازات الداخلة في التفاعل الكيميائي أو الناتجة منه مع بعضها البعض تناسباً عددياً بسيطاً إذا ما قيست تحت نفس الظروف من ضغط ودرجة حرارة ".

أما إذا كان حجم الغاز ثابتاً (ثا = V) فإن ضغط الغاز في درجة حرارة معينة، أو إذا كان ضغط الغاز ثابتاً (ثا = P) فإن حجم الغاز في درجة حرارة معينة يحقق العلاقتين التاليتين:

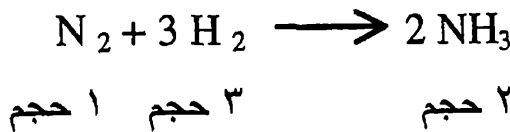
$$-P_t = P_o (1 + t)$$

$$V_t = V_o (\alpha 1 + t)$$

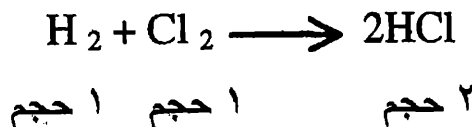
في حالة الحجم الثابت (P_t, V_t) حجم وضغط الغاز (V_t, P_o)، (t)، حجم وضغط الغاز في الشروط النظامية.

أمثلة:

تفاعل حجم واحد من النتروجين مع ثلاثة حجوم من الهيدروجين لينتج حجمين من الأمونيا.



تفاعل حجم من كل من الهيدروجين والكلور وتكوين حجمين من كلوريد الهيدروجين.

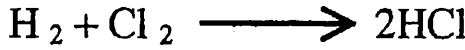


تفسير قانون غي لوساك في ضوء النظرية الذرية لدالتون:

افترض دالتون أن: "حجوم الغازات المتساوية إذا قيست في الظروف نفسها من ضغط ودرجة حرارة فإنها تحتوي على أعداد متساوية من الذرات البسيطة في حالة العناصر والذرات المركبة في حالة المركبات".

وحسب هذا التفسير لقانون غي لوساك فإننا نصل إلى نتيجة مناقضة لنظرية دالتون الذرية، وهي تجزئة الذرات (حيث أن الذرات غير قابلة للانقسام).

فمثلاً: للحصول على جزيئة واحدة من كلوريد الهيدروجين يتطلب ذلك تفاعل نصف ذرة من الهيدروجين مع نصف ذرة من الكلور.



احجم ٢ احجم ١ احجم ١ وفق قانون غي لوساك

وفق افتراض دالتون

{	٢ ذرة مركبة	١ ذرة	١ ذرة
	(١) ذرة مركبة	$\frac{1}{4}$ ذرة	$\frac{1}{4}$ ذرة

أي أن نظرية دالتون عجزت عن تفسير قانون غي لوساك للحجوم الغازية المتفاعلة.

ب- قانون شارل:

عند رفع درجة حرارة أي مادة كانت صلبة أم سائلة أم غازية نلاحظ ازدياد في حجمها وخاصة بالنسبة للغازات حيث تمتاز بقابلية عالية لتمدها أو ضغطها، ويمكن قياس تمدد حجم غاز معين عند وضعه في أسطوانة ينزلق في أعلى الأسطوانة مكبس يدل على الضغط القياسي لذلك الغاز، وعند رفع درجة حرارة الغاز نلاحظ ارتفاع المكبس مما يدل على زيادة في حجم الغاز.

ج - قانون دالتون:

الضغط الكلي لمزيج من الغازات يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة للمزيج وكأن المزيج غاز واحد، وهذا يعني أنه إذا وضع أكثر من غاز واحد في إناء معين فإن المزيج الغازي يتوزع في الإناء حتى يصبح وكأنه غاز واحد.

د - قانون أفوكادرو:

لفتت تجارب غي لوساك أنظار الكيميائيين وجذبت انتباههم، فبساطة العلاقة الكائنة ما بين حجوم الغازات المتفاعلة بينت بان ذلك ليس مظهراً لخاصة أساسية من خواص الغازات، وبعد ذلك اعتقد برزيليوس أحد كبار الكيميائيين بأن الحجوم المتساوية من الغازات تحوي إذا ما أخذت في شروط واحدة العدد نفسه من الذرات، وبذلك أصبح ممكناً تعيين الأوزان الذرية بمقارنة وزن غاز ما مع وزن حجم مماثل له من الهيدروجين.

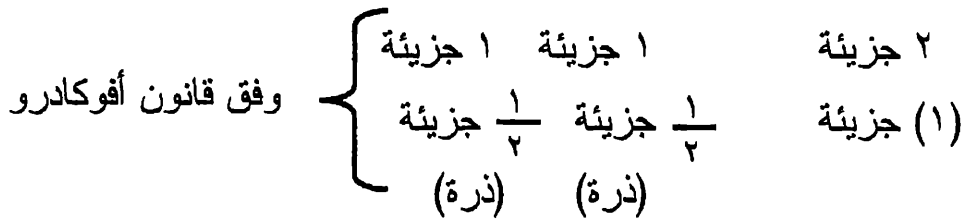
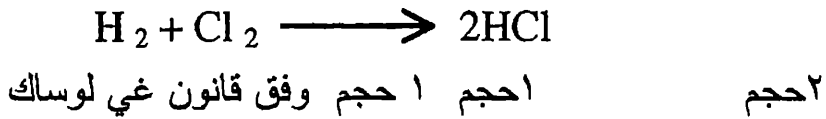
ولكن هذه النظرية باءت بالفشل لأنه إذا كان عدد الذرات متساوياً في حجوم متساوية، فإن حجم واحد من غاز الكلور وحجم واحد من غاز الهيدروجين لا يمكن أن يعطي أكثر من حجم واحد من غاز كلوريد الهيدروجين لأن المركب (كلوريد الهيدروجين) يحوي على ذرة كلور وذرة هيدروجين، ولكن في تجربة غي لوساك أنه قد تشكل حجمين من كلوريد الهيدروجين.

لقد كان العالم الإيطالي أفوكادرو أول من أوجد تفسيراً لهذا التناقض وذلك عندما أدخل مفهوم الجزيء في الحقيقة التالية:

"جزيئات العناصر الغازية قد تتكون من أكثر من ذرة واحدة، أو بصورة عامة فإن جزيئة العنصر الغازي قد تتكون من ذرتين أي جزيئة ثنائية الذرة".
وقد استطاع أفوكادرو أن يوفق بين نظرية دالتون الذرية وقانون غي لوساك للحجوم الغازية المتحدة حيث افترض "أن الحجوم المتساوية من الغازات

المختلفة المقاسة في نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة تحتوي على أعداد متساوية من الجزيئات ."

فمثلاً للحصول على جزيئة واحدة من كلوريد الهيدروجين يتطلب تفاعل $\frac{1}{4}$ جزيئة كلور مع نصف جزيئة هيدروجين، حيث أن $\frac{1}{4}$ جزيئة هو ذرة واحدة على الأقل وهذا لا يناقض نظرية دالتون.
أي أن:



وقد مهدت نظرية أفوكادرو الطريق لتعيين الوزن الذري للعناصر. كان لدراسة المواد الصلبة اكبر الأهمية في تقدير عدد أفوكادرو بدقة، فمن قياس الكثافة (أي الكتلة لوحدة الحجم) للجسم الصلب، يمكن حساب الحجم الذي تشغله ذرة غرامية واحدة من أي عنصر.

وباستعمال أشعة X يمكن تقدير حجم الفراغات بين الذرات، وهذا يمكن من حساب عدد الذرات الموجودة في الحجم الذي يشغله ١غم ذرة بعد طرح المسافات المبينة غير المشغولة والمقدرة بأشعة X .

وقد أكد كانيزارو عام ١٨٥٨ بأنه يمكن استعمال مبدأ - أفوكادرو لحساب الوزن الجزيئي لغاز ما، فعندما تحوي نفس الحجم من الغازات عند ضغط ودرجة حرارة ثابتين نفس العدد من الجزيئات، فإن أوزان الحجم المتساوية تعطي مباشرة الأوزان النسبية لأنواع الجزيئات التي تحويها تلك الغازات.

هـ- قانون غراهام في الانتشار:

إن الجسم الغازي يأخذ دوماً شكل الانتشار الموجود فيه، لأن جزيئات الغاز قابلة للحركة، أي قابلة للانتشار.

وبما أن وزن الغاز أو كثافته تابعة لوزن جزيء منه، فإن الغازات الخفيفة تنتشر بسرعة أكثر من الغازات الثقيلة.

وقد وضع غراهام تفسيراً لهذه الظاهرة بالقانون الذي سمي بقانون غراهام والذي ينص على أن: "معدل انتشار أي غاز يتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لكثافته أو وزنه الجزيئي".

$$\text{معدل الانتشار} \propto \frac{\text{ثابت}}{\text{الوزن الجزيئي للغاز}}$$

وحسب الافتراض الرابع للنظرية الحركية، أن متوسط الطاقة الحركية للجزيئات الغازية (وهذا ثابت لكل درجة حرارة) يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة، أي أن سرعة انتشار الغازات الخفيفة أكبر من سرعة انتشار الغازات الثقيلة.

وقد استفيد من هذه الخاصية في فصل نظيري عنصر اليورانيوم U^{235} و U^{238} عن بعضهما، وذلك بتحويل اليورانيوم الطبيعي إلى الغاز المناظر فلوريد اليورانيوم UF_6 ثم يمرر المزيج الغازي خلال جسم صلب مسامي فينفذ الغاز $U^{235}F_2$ أولاً بسبب كونه أخف وزناً من الغاز الحاوي على النظير الآخر.

وبإعادة العملية مرات عديدة يمكن الحصول على النظير المطلوب بصورة نقية.

و- النظرية الحركية:

ويطلق على هذه النظرية أحياناً نظرية الجزيء المتحرك، والمقصود

بذلك أساساً أن جزيئات المادة في حركة مستمرة، وأن الحرارة هي التعبير الملموس عن تلك الحركة.

وقد اقترحت النظرية الحركية كأي نظرية - لتفسير بعض الحقائق الملاحظة حول سلوك الغازات، ولكي يكون النموذج المقترح في النظرية عملياً لا بد من وضع بعض الافتراضات التوضيحية المبسطة.

فالنظرية الحركية تعتمد على الافتراضات التالية، وتتنطبق هذه الافتراضات كلها على الغاز المثالي:

١- تتألف الغازات من جزيئات دقيقة متباعدة عن بعضها بحيث أن الحجم الحقيقي لجزيئات الغاز نفسها يمكن إهماله بالنسبة للفراغ الموجود بينها.
٢- جزيئات الغاز المثالي مستقلة تمام الاستقلال عن بعضها بحيث أنه لا يوجد قوى تجاذب بينها.

٣- جزيئات الغاز في حركة عشوائية سريعة مستمرة، وأثناء تلك الحركة تصطدم ببعضها وبجدران الإناء الموضوعه فيه، وفي كل تصادم يفترض أنه لا تحدث خسارة في الطاقة الحركية، بل يحدث انتقال في الطاقة بين الجزيئات. إن النموذج المقبول لأي غاز حسب تلك النظرية هو أن الغاز مؤلف من آلاف المليارات من الجزيئات الدقيقة التي تتحرك في الفراغ الكبير حركة عشوائية أو دورانية حول مركز ثقل الجزيء أو حركة اهتزازية مختلفة.

٤- في أي لحظة وضمن أي مجموعة من الجزيئات، فإن لكل منها سرعة مختلفة - وبالتالي طاقة حركية مختلفة عن مجموعة أخرى من الجزيئات. لكن متوسط الطاقة الحركية لجميع الجزيئات يفترض بأنه يتناسب طردياً مع درجة الحرارة للطاقة، وعندما نقول أن السرعة وسطية، فأنا نقصد أن السرعات الحقيقية للجزيئات المنفردة تختلف كثيراً

فيما بينها، بحيث أن ازدياد درجة الحرارة لا يؤدي إلى ازدياد في هذه السرعات فحسب، بل إلى توزعها بشكل أكثر تجانساً فيما بين الجزيئات.

إن معظم الجزيئات ذات سرع متقاربة ولكن مع ذلك توجد جزيئات ذات سرع كبيرة جداً، ومن البديهي أن لا تكون قيمة السرعة خاصة لجزيئة معينة، ولكنها تعكس وضع الجزيئة في زمن معين.

وبصورة عامة فإن احتمال سرعة معينة واحدة من أجل جميع جزيئات الغاز كما هو واضح من علاقة ماكسويل لتوزع السرع.

ويحدث التبادل في الطاقة على مجال واسع بحيث تبقى الطاقة الحركية لجزيئات الغاز في العينة كلها ثابتة بشرط عدم إضافة أي طاقة من الوسط الخارجي، كما يحدث في عملية التسخين، فمن المعروف انه يمكن رفع درجة حرارة غاز بالتسخين، والحرارة المضافة هي إحدى صور الطاقة، وتستعمل لزيادة سرعة الجزيئات الغازية، وبالتالي زيادة متوسط طاقتها الحركية، وبذلك يمكن اعتبار درجة الحرارة كدليل على متوسط الطاقة الحركية، وقد ثبت بالتجربة أن الاستنتاجات المبنية على افتراض أن: متوسط الطاقة الحركية يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة صحيحة وتنطبق مع نتائج التجربة.

إسالة الغازات:

في أوائل القرن التاسع عشر تم تمييز بعض الغازات مثل غاز ثاني أكسيد الكربون وكبريتيد الهيدروجين والأمونياك وغيرها، ويمكن تحويل الغاز إلى سائل بواسطة التحكم في درجة الحرارة والضغط (لا بد من تبريد الغاز إلى ما دون درجة حرارة معينة)، ويحدث ذلك التحول عندما تصبح قوى التجاذب بين الجزيئات أكبر من الطاقة الحركية لتلك الجزيئات، والعوامل المساعدة على ذلك هي:

١- الضغوط العالية إذ أنها تقرب الجزيئات من بعضها وبذلك تزيد قوى التجاذب بين الجزيئات.

٢- درجات الحرارة المنخفضة التي تقلل من الطاقة الحركية للجزيئات.

ويمكن القول بوجه عام أنه كلما ارتفعت درجة الحرارة لغاز ما كلما زاد الضغط الواجب استعماله، لأن لكل غاز درجة حرارة معينة تحدث عندها الإسالة، فإذا ما زادت درجة حرارته عن تلك الدرجة فإنه لا يمكن إسالته مهما ارتفع الضغط لأن الطاقة الحركية للجزيئات تكون كبيرة بدرجة لا تسمح لقوى التجاذب بالتغلب عليها، وبتعبير آخر فإنه يوجد حد أقصى لدرجة الحرارة التي يمكن عندها - أو أقل منها - إسالة الغاز فإذا زادت درجة الحرارة عن ذلك الحد فإن عملية الإسالة لا يمكن أن تحدث مهما كان الضغط المستعمل عالياً، وتسمى تلك الدرجة لكل غاز بدرجة الحرارة الحرجة، كما يطلق على الضغط اللازم لإسالة الغاز عند الدرجة الحرجة بالضغط الحرج.

ويلاحظ أنه إذا كانت درجة حرارة الغاز أقل من الدرجة الحرجة فإن الضغط اللازم للإسالة يقل عن الضغط الحرج.

وعندما يرفع الضغط عن غاز (ضغطه ٢٠٠ ٢٥٠ جوي) تنخفض الطاقة الحركية للجزيئات، وبالتالي تنخفض درجة حرارته إلى ما دون درجة الحرارة الحرجة.

لقد عبرت قوانين الاتحاد الكيميائي عن حقائق وعلاقات صحيحة مبنية على أساس التجربة والترصد والمشاهدات الملموسة، ويعتبر تفسير الظواهر والمشاهدات من العمليات المهمة التي شغلت عقول العلماء لفترة طويلة عند بحثهم في تكوين المواد، حيث أن هذه القوانين بحاجة إلى تفسير، مما حدا بالعلماء إلى محاولة وضع نظريات لتفسير هذه القوانين، وهذه النظريات لا تمثل حقائق بل هي افتراضات هدفها تفسير الحقائق، وإذا ما عجزت فرضيات

النظرية عن تفسير حقائق أو ظواهر جديدة فإنها ترفض ويبدأ البحث لوضع فرضيات لنظرية جديدة تشمل تفسيراً لجميع الحقائق.

ومن هذه النظريات:

النظرية الذرية لدالتون:

هي أول نظرية علمية كمية فسرت التفاعلات الكيميائية والسلوك الكيميائي للمواد.

وقد كان لإدخال الطريقة الكمية في البحث ووضع قانون حفظ المادة أهمية كبرى في تقدم علم الكيمياء، إلا أن ما وزد هذا العلم بأساسه العلمي المتين كان النظرية الذرية - الجزيئية.

لقد بدأ التفكير في طبيعة المادة والظن بأنها غير مستمرة في النهاية في أيام الفلاسفة اليونانيين الأوليين، وقد فكر بعضهم بأن المادة لا بد أن تكون مؤلفة من جسيمات صغيرة لا يمكن تحطيمها، وأطلقوا عليها اسم ذرات أي لا يمكن قسمها.

فرضيات نظرية دالتون الذرية:

أ- تتكون المادة من دقائق متناهية في الصغر غير قابلة للانقسام تدعى ذرات.

ب- الذرات لا تقنى ولا يمكن تخليقها.

ج- لذرات العنصر الواحد نفس الصفات من حيث الحجم والشكل والكتلة، وهذه الذرات تختلف في الصفات عن ذرات أي عنصر آخر.

د- تتكون الذرات المركبة من اتحاد ذرات العناصر بنسب عددية بسيطة.

هـ- التفاعل الكيميائي هو إعادة توزيع الذرات بدون المساس بصفاتها.

أي أن الاتحاد الكيميائي بين عنصرين أو أكثر هو اتحاد ذرات تلك العناصر بنسب عددية بسيطة لتعطي أصغر وحدة من المركب وهي الجزيء. وقد اعتمد دالتون في إعلان نظريته حول مفهوم الذرة على البحوث.

والاكتشافات الكيميائية التي أثبتت أن المادة ذات طبيعة ذرية، وكان غرض دالتون من صياغة بنود نظريته تفسير التغيرات الكيميائية التي تحدث على المادة وقوانين الاتحاد الكيميائي التي تحكمها.

الذرة:

هي أصغر كتلة من المادة، لا توجد الذرة في الحالة الحرة بل توجد في الاتحادات بشكل شوارد.

ويمكن من الناحية الكيميائية تعريف الذرة بأنها أصغر دقيقة من المادة ذات كيان خاص بها.

الجزيء:

يتألف الجسم المادي من مجموعة من الجزيئات المتناهية في الصغر، فالجزيء هو أصغر دقيقة من المادة يمكن أن توجد في الحالة الحرة.

جزيء جسم بسيط:

يتشكل بالشروط النظامية، وبصورة عامة من اتحاد ذرتين متشابهتين أو أكثر.

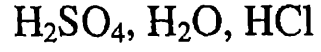
مثال:

N_2 , O_3 , O_2 يوجد بعض الحالات الشاذة مثل الغازات النادرة التي تكون في الشروط النظامية وحيدة الذرة.

جزيء جسم مركب:

هو جزيء مؤلف من اتحاد عدة ذرات منها ذرتين على الأقل مختلفتين.

مثال:



**الفصل
الثالث
التجاذب بين
الجزيئات**

التجاذب بين الجزيئات:

لنفترض وجود حالة مثالية غير موجودة في عالم الواقع وهي عزل جزيء واحد فقط من بخار الماء، فإن القوة التي جعلت هذا الجزيء يتكون هي قوة الرابطة المشتركة بين الأوكسجين والهيدروجين وبدون هذه الأصرة لا تتكون مادة اسمها الماء (يوجد في جزيء الماء اثنتان من هذه الأواصر (الروابط)).

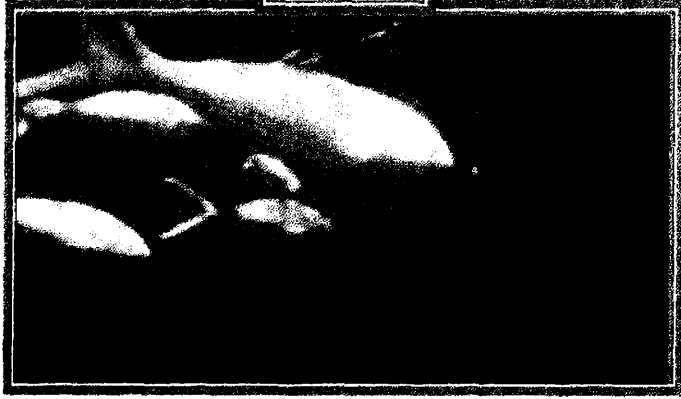
إننا نعرف أن الحصول على جزيء منفرد ما يزال أمراً مستحيلاً فجزيئات نفس النوع تتجمع مع بعضها البعض، وقوى الترابط بين الجزيئات هي التي تقرر حالة المادة، فإذا كانت هذه القوى ضعيفة تكون المادة في الحالة الغازية، وإذا كانت هذه القوى متوسطة تكون المادة في الحالة السائلة، أما إذا كانت القوى كبيرة جداً فتكون المادة في الحالة الصلبة.

وتكون المسافة الفاصلة بين جزيء وآخر كبيرة في الحالة الغازية وتصغر في الحالة السائلة وتصبح هذه المسافة صغيرة جداً في الحالة الصلبة.

وهناك نوعان من القوى مسؤولة عن تكوين الجزيئات وتجمعها، النوع الأول هو الذي يكون الجزيئات (جزيء الماء مثلاً) وهو آصرة (رابطة) كيميائية إما مشتركة وإما أيونية، أما النوع الثاني فهو القوى التي تجمع الجزيئات الواحد منها مع الآخر وهي على عدة أنواع.

وتعتمد الخواص الكيميائية والفيزيائية على هذين النوعين من الأواصر.

سائل



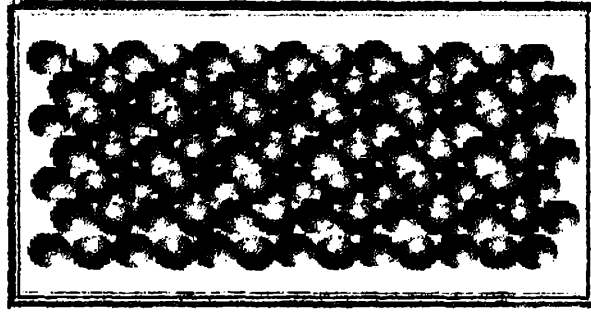
غاز



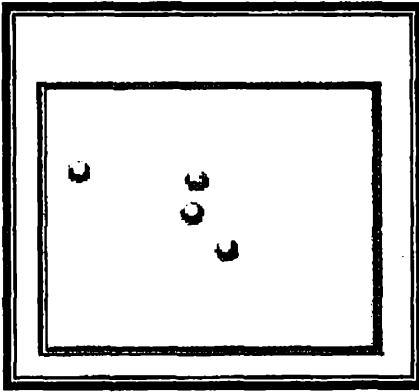
صلب



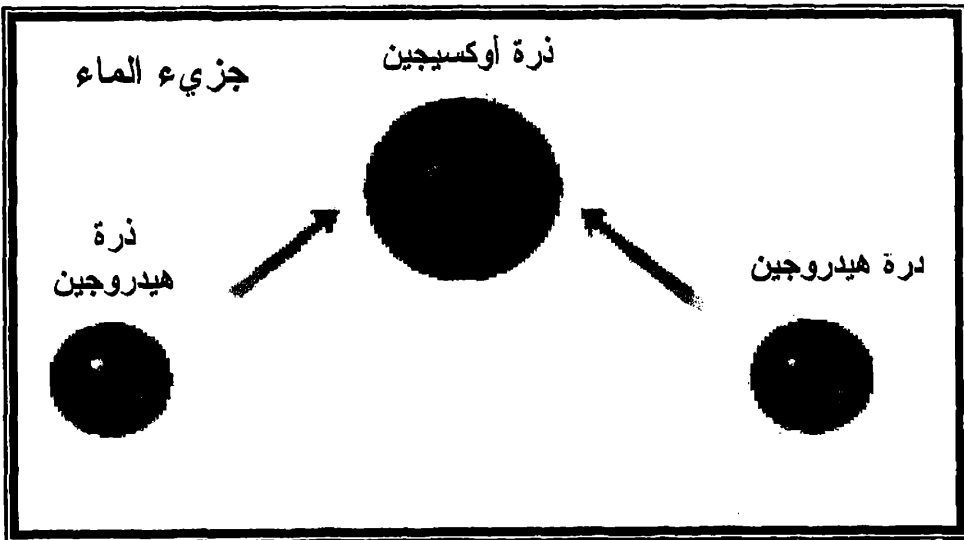
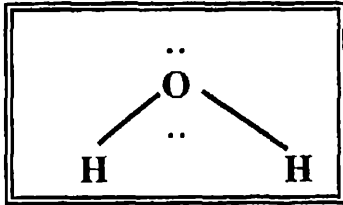
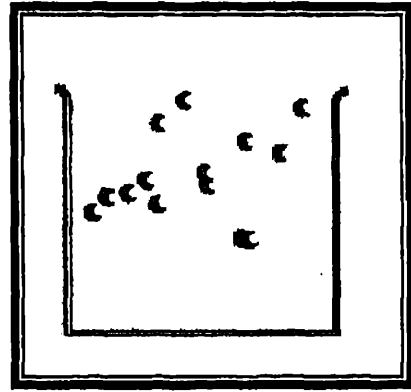
الحالة الصلبة



الحالة الغازية



الحالة السائلة



**الفصل
الرابع
البناء الذري
للمادة**

البناء الذري للمادة

تاريخ الذرة:

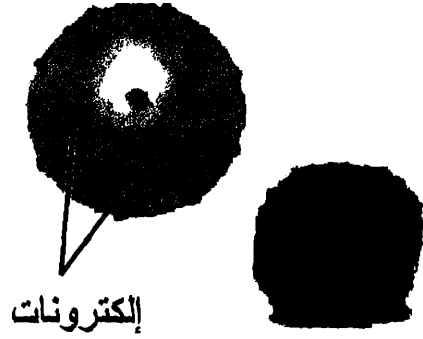
حوالي العام ٤٠٠ ق. م افترض الفيلسوف اليوناني ديمقراطس أن جميع المواد تتألف من دقائق غير قابلة للانقسام تسمى الذرات. واشتقت كلمة ذرة من كلمة اغريقية Atom وتعني غير قابل للانقسام، وقد تمكن العلماء حديثاً من شطر الذرة !.

وفي أواخر القرن التاسع عشر وأوائل القرن العشرين قدم العلماء أكثر من تصور عن الذرة لتفسير المشاهدات الجديدة، إذ لم يكن للعلماء تصور واضح فيما يتعلق ببنية الذرة حتى بدايات القرن العشرين حيث كان يعتقد سابقاً بأن الذرة أصغر جزء في المادة غير قابل للانقسام، غير أن اكتشاف ظاهرة الإشعاع الطبيعي أثار تساؤلات كبيرة حول هذا التصور، كما لوحظ أيضاً بأن شحنات سالبة وأخرى موجبة تنبثق عن ذرات العناصر المشعة وهذا يعني أن الذرة تتكون من مزيج من الشحنات الموجبة والسالبة.

وضع العالم الإنكليزي جوزيف طومسون (مكتشف الإلكترون عام ١٨٩٧) نموذجاً للذرة عام ١٨٩٨ افترض فيه أن الذرة عبارة عن كرة مصمتة ذات شحنات موجبة متجانسة تتخللها الإلكترونات سالبة الشحنة وإن الذرة متعادلة أي أن مجموع الشحنة السالبة مساوياً للشحنة الموجبة.

نموذج طومسون:

عام ١٨٩٧ م اكتشف طومسون الإلكترون، وفي نفس العام قدم طومسون للعالم نموذج الذرة والذي يصور الذرة على أنها كرات موجبة الشحنة تنتشر فيها دقائق سالبة الشحنة (الإلكترونات). وتمكن هذا النموذج من تفسير تجارب طومسون حول الكهرباء ولكنه لم يفسر التفاعلات الكيميائية للذرات.



لكن نموذج الذرة هذا عجز عن الإجابة عن السؤال: "ما الذي يجعل الذرات مستقرة؟" حيث أن الإلكترونات في نموذج الذرة هذا لا تكون في حالة اتزان كما عجز عن تفسير بعض الخصائص الكيميائية للذرة.

وفي عام ١٩١٠ قام العالم البريطاني إيرنست رذرفورد بتجربة مهدت الطريق لفهم بنية الذرة بشكل أفضل حيث قذف صفائح رقيقة جداً من فلزات مختلفة مثل الذهب بجسيمات ألفا المنطلقة من مصدر مشع مثل الراديوم ثم كشف عن الجسيمات التي تخترق هذه الصفائح فوجد أن معظم هذه الجسيمات قد اخترقت الصفائح دون أن يحدث تغير على مسارها بينما انحرف جزء منها بزوايا متفاوتة، كان بعضها أكبر من ٩٠°، كما لاحظ أيضاً أن بعض هذه الجسيمات قد ارتدت تماماً عن الصفائح الرقيقة.

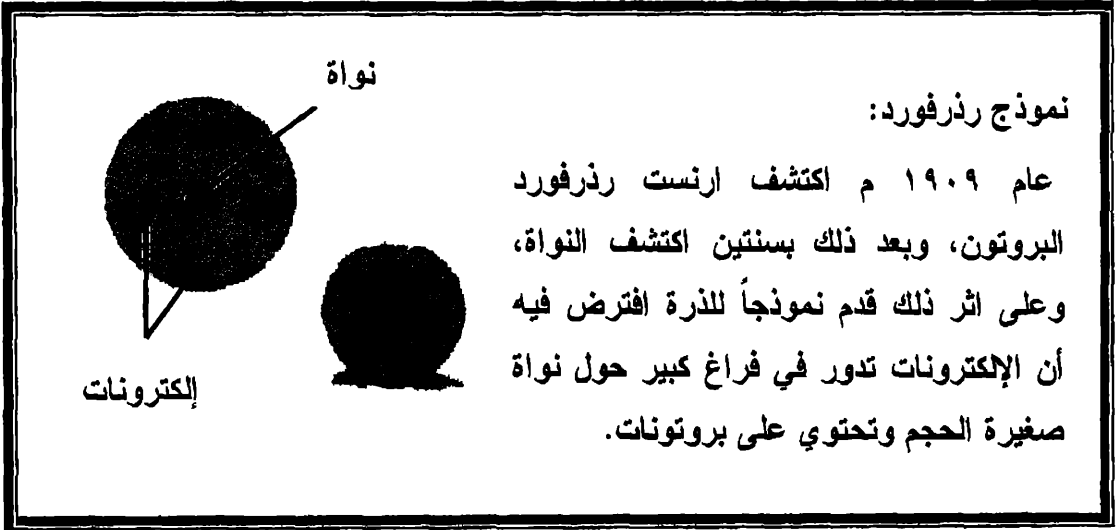
أدت نتائج هذه التجربة إلى فشل نموذج الذرة الذي وضعه طومسون لأن جسيمات ألفا هي عبارة عن نوى هليوم مشحونة بشحنة موجبة مقدارها يساوي مثلي شحنة البروتون وتتطلق من المصدر المشع بسرعة تبلغ نحو 2×10^8 م/ثا.

وحسب نموذج طومسون لا يتوقع لمثل هذه الجسيمات أن تنحرف لزوايا كثيرة، وقد استنتج رذرفورد من التجربة ما يأتي:

١- إن معظم حجم الذرة عبارة عن فراغ بدليل اختراق معظم جسيمات ألفا للصفائح الرقيقة بدون أن يحدث انحراف في مساراتها.

٢- إن كتلة الذرة تتركز في حيز صغير جداً يدعى النواة بدليل ارتداد بعض الجسيمات ارتداداً تاماً.

٣- إن شحنة النواة موجبة بدليل انحراف بعض الجسيمات عن مسارها بزوايا مختلفة.



ويتلخص نموذج رذرفورد لبنية الذرة بما يأتي:

١- تشغل الذرة حيزاً كروياً يبلغ نصف قطره نحو 1×10^{-10} م (٠,١ نانومتر (نم)).

٢- تتكون الذرة من:

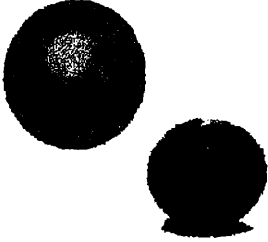
أ- النواة: وهي الجزء المركزي الذي تتركز فيه كتلة الذرة، يبلغ نصف قطرها نحو 1×10^{-15} م (١ فيرمي) وهي موجبة الشحنة.

ب- الإلكترونات: وهي جسيمات صغيرة جداً ذات كتلة ضئيلة جداً يمكن إهمالها بالنسبة لكتلة النواة، وتدور هذه الإلكترونات حول النواة في

مدارات تشبه مدارات الكواكب حول الشمس، وهي سالبة الشحنة وتكون مساوية لشحنة النواة مما يجعل الذرة متعادلة كهربائياً.

نموذج دالتون:

عام ١٨٠٥ م قدم العالم الانكليزي جون دالتون نظريته الذرية والتي تضمنت بعض الافتراضات ومنها:



- تتكون المادة من دقائق صغيرة غير قابلة للانقسام تسمى الذرات.
 - ذرات العنصر الواحد متشابهة.
 - ذرات العناصر المختلفة تختلف عن بعضها في الكتلة.
- تتحد الذرات مع بعضها لتكوين مركبات.

اكتشاف مكونات الذرة:

لقد توصل العلماء إلى معرفة مكونات الذرة وأماكن وجودها وتوزيعها بعد بحث علمي مطول وجهود علمية مضيئة، فقد افترضوا بأن الذرة هي جسم قابل للتجزئة وتتكون من أجزاء متناهية في الصغر هي:

١- الإلكترون: رمزه العلمي (e):

مهدت بعض التجارب التي أجراها العلماء إلى اكتشاف الإلكترون منها:

أ- تجارب فارادي في التحليل الكهربائي:

اهتم العالم الإنكليزي مايكل فارادي بدراسة أثر التيار الكهربائي في محاليل المركبات الكيميائية ومصاهيرها، وقد توصل إلى أن إمرار تيار كهربائي فيها يؤدي إلى حدوث تفاعلات كيميائية فيها، فاستنتج بأن للمواد

طبيعة كهربائية، أي أنها تحتوي على أجسام مشحونة، فالنحاس الموجود في مادة كلوريد النحاس قد تحول بتأثير الكهرباء إلى عنصر النحاس الذي تختلف صفاته عن صفات النحاس الموجود في المركبات، فالنحاس الموجود في محلول أو مصهور المركبات يجذب نحو القطب السالب، أما عنصر النحاس الذي ينتج من إمرار التيار الكهربائي، فإنه لا يجذب إلى أي قطب من الأقطاب.

ويمكن تمثيل أي تفاعل بالمعادلات الكيميائية، فالتفاعلات التي تحدث في تجربة فارادي يمكن تمثيلها كآتي:

- نحاس موجب الشحنة + تيار كهربائي ← عنصر النحاس (لا يحمل شحنة)
- (أيونات نحاس موجبة الشحنة) + شحنات سالب ← ذرات نحاس (لا تحمل شحنة)
- كلور (يحمل شحنة سالبة) كهرباء ← عنصر الكلور (لا يحمل شحنة)
- (أيونات الكلوريد سالبة الشحنة) شحنات سالبة ← جزيئات الكلور (لا تحمل شحنة)

إن كل تفاعل من التفاعلين أعلاه يحدث على واحد من الأقطاب الكهربائية المشحونة في تجربة فارادي، ويمكن جمع هذين التفاعلين في معادلة واحدة تمثل التفاعل الكامل:

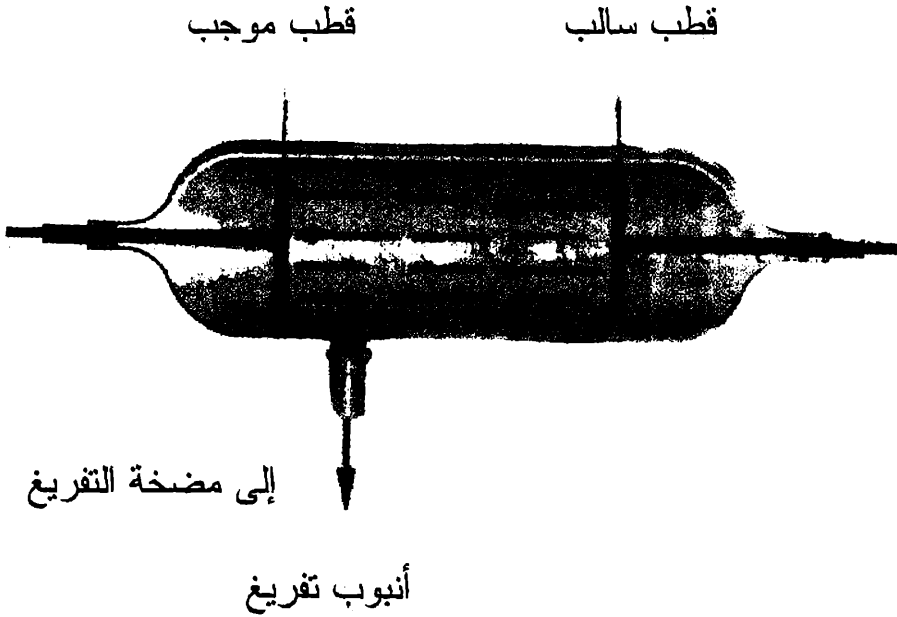
أيونات نحاس موجبة + أيونات كلوريد سالبة ← كهرباء جزيئات الكلور + ذرات نحاس (ذرتان متصلتان).

وقد دلت التفاعلات أعلاه على وجود جسيم كهربائي يمكن أن يدخل إلى الأيون الموجب الشحنة ويجعله ذرة متعادلة، أو يمكن أن ينزع من الأيون السالب ويجعله ذرة متعادلة (أو جزيء)، وكذلك يمكن انتزاع هذا الجسيم الكهربائي من الذرة المتعادلة فتصبح ذرة موجبة الشحنة أو إضافته إليها فتصبح ذرة سالبة الشحنة.

ب- تجارب التفريغ الكهربائي:

من أجل التأكد من وجود الإلكترون في الذرة أجرى الفيزيائيون دراسات على سريان التيار الكهربائي في الغازات داخل ما يعرف بأنابيب التفريغ، أو أنابيب الأشعة المهبطية.

وهي عبارة عن أنابيب زجاجية مفرغة جزئياً من الهواء ومثبت في طرفيها من الداخل قطبان فلزيان، وعندما يوصل هذان القطبان بمصدر لتيار كهربائي ذي فرق جهد عال، فإن التيار يسري خلال الغاز (أي يحدث تفريغ كهربائي)، ويرافق ذلك تولد أشعة سميت بأشعة المهبط.



- وقد تابع العلماء دراسة هذه الأشعة الناشئة داخل الأنابيب المفرغة جزئياً من الهواء، فاستنتجوا بعد عدة تجارب أن هذه الأشعة تتميز بالخصائص التالية:
- تسير بخطوط مستقيمة.
 - تُحدث ظلاً للأجسام التي تسقط عليها.

ج- تُحرك دولاياً إذا وضع في طريقها.

د- تسخن قطعة فلزية موضوعة بين القطبين.

هـ تنحرف عن مسارها إذا مرت في مجال كهربائي أو مجال مغناطيسي، ويدل اتجاه الانحراف على أنها مكونة من جسيمات كهربائية ذات شحنة سالبة.

ومن خلال هذه الاستنتاجات اقتنع العلماء بأن الإلكترونات هي إحدى مكونات الذرات، ومصدر هذه الإلكترونات هو مادة القطب السالب، فهي تنطلق من القطب السالب وتتجذب نحو القطب الموجب المقابل لها، وتؤثر في الأشياء التي تعترضها، وعندما تصطدم بالأشياء فإنها تسلك سلوك الجسيم المصطدمة به مسببة توهج الغاز في الأنبوب، وتحرك الدولا، وتسخن القطعة الفلزية الموضوعة في طريقها، بالإضافة إلى أنها تسلك سلوك الشعاع، حيث تحدث ظلالاً للأجسام الساقطة عليها.

وبعد أن تيقن العلماء من وجود الإلكترون في الذرة توجهت الدراسات إلى معرفة كتلة الإلكترون ومقدار شحنته، حتى توصل العالم البريطاني ثومبسون إلى معرفة نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته فوجد أنها تساوي:

$-1,76 \times 10^{-8}$ كولوم/غم وتشير العلامة (-) إلى أن شحنة الإلكترون

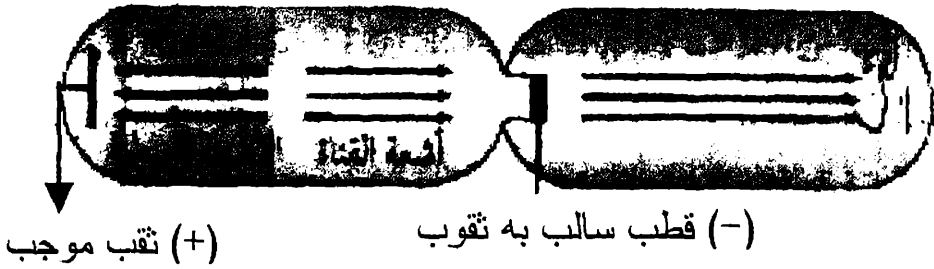
سالبة. ثم تمكن العالم الأمريكي ميليكان بعد ذلك من حساب شحنة الإلكترون ومقدارها $1,6 \times 10^{-19}$ كولوم.

٢- البروتون: رمزه العلمي (p):

أدت معرفة الشحنة السالبة للإلكترون إلى افتراض وجود جسيمات ذات شحنة موجبة تعادل شحنة الإلكترونات في الذرة المتعادلة، وقد دفع هذا الافتراض البديهي العلماء للبحث عن هذه الجسيمات ودراسة سلوكها ومقارنتها بالإلكترونات، وقاموا بتجارب عديدة منها:

أ- أشعة القناة:

بدأ البحث عن الجسيمات الموجبة في الذرة باستخدام أنابيب تفريغ تشبه أنابيب التفريغ التي استعملت في الكشف عن الإلكترونات، ولكن أجريت عليها بعض التعديلات حيث يختلف أنبوب التفريغ المستعمل في الكشف عن الجسيم الموجب في كون قطبه السالب مكون من قرص يحتوي على ثقب صغير.



فعندما يسري التيار الكهربائي في الأنبوب فإن الإلكترونات ستنتقل من القطب السالب إلى القطب الموجب وتصطدم به، وسيتهوج الغاز نتيجة لهذا التصادم، ولكن في هذه الحالة لوحظ وجود حزم من الإشعاعات تمر عبر ثقب القطب السالب وتصطدم (خلفه) بجدار أنبوب التفريغ، مسببة توهجاً على زجاج الأنبوب في تلك المنطقة التي تكون مطلية بمادة (كبريتيد الخارصين) ذات القابلية على التوهج، وقد سميت هذه الإشعاعات بإشعاعات القناة، لأن مسارها بين ثقب القطب السالب وجدار أنبوب التفريغ يشبه القنوات، وقد فسر العلماء نشأة هذه الأشعة كالاتي:

عندما يسري التيار الكهربائي في أنبوب التفريغ تتطلق إلكترونات من القطب السالب فيصطدم بعضها بدقائق الغاز المتبقي في الأنبوب المفرغ جزئياً من الهواء، ونتيجة لهذا التصادم يفقد الغاز إلكترونات سالبة، فتصبح ذراته موجبة الشحنة وتتحرك نحو القطب السالب، ويواصل بعضها سيره عبر الثقب ويصطدم بالمنطقة المطلية مسبباً توهجها.

واستنتج من هذه التجارب أنه لا بد أن يكون في الذرة جسيمات موجبة الشحنة.

ب- مطياف الكتلة:

بعد أن تيقن العلماء من وجود الجسيمات الموجبة في الذرة توجهت الدراسات إلى معرفة كتلتها ومقدار شحنتها وصمموا تجارب لتحقيق ذلك، ثم طوروا جهازاً سمي مطياف الكتلة (كما في الشكل)، ويدرس هذا الجهاز كتل الأيونات موجبة الشحنة، ومن خلال الدراسات التي أجريت لقياس كتلة وشحنة الأجسام الموجبة التي تتولد من الغازات في أنبوب التفريغ توصل العلماء إلى عدة نتائج أبرزها:

- في جميع الحالات كانت قيمة $\frac{\text{الشحنة}}{\text{الكتلة}}$ أصغر بكثير عما عرف عن الإلكترون.

- قيمة $\frac{\text{الشحنة}}{\text{الكتلة}}$ للأيونات الموجبة تختلف باختلاف نوع الغاز المستخدم في أنبوب التفريغ، وقد أعطت الغازات الثقيلة قيمة أصغر، وهذا يدل على أن كتل الأيونات الموجبة مختلفة.

وبما أن الأيون الموجب في أنبوب التفريغ ناتج عن فقدان ذرات الغاز لإلكترونات سالبة الشحنة لذلك يكون مقدار شحنة الأيون الموجب مساوياً لمقدار شحنة الإلكترون أو أحد مضاعفاتها.

ونسنتج مما سبق أن كتلة الأيون الموجب هي أكبر بكثير من كتلة الإلكترون، وقد أظهرت الدراسات التي أجريت لقياس أكبر كتلة لأيون موجب في مطياف الكتلة أن أكبر قيمة $\frac{\text{الشحنة}}{\text{الكتلة}}$ كانت لأيون الهيدروجين الموجب

الذي ينتج من فقدان ذرة الهيدروجين إلكترونًا، ويبلغ مقدارها $9,7 \times 10^{-4}$ كولوم/غم، كما وجد أن أيونات الغازات الأخرى تبلغ قيم كتلتها أحد مضاعفات

كتلة أيون الهيدروجين وهو أصغر الأيونات كتلة، وقد سمي أيون الهيدروجين بروتون أي: المكون الأولي، إذ أن جميع كتل الأيونات الأخرى تساوي أضعاف كتلة البروتون.

وعلى ضوء المعلومات الجديدة عن اكتشاف مكونات الذرة سعى العلماء إلى وضع نموذج جديد للذرة غير النموذج الذي وضعه دالتون، فقدم العالم ثومبسون نموذجاً جديداً للذرة افترض فيه أن الذرة هي جسم صلب متجانس موجب الشحنة تنغرس فيه الإلكترونات السالبة.

ولكن هذا النموذج سرعان ما رفض عندما قدم العالم رذرفورد نموذجاً جديداً للذرة عرف بالذرة ذات النواة.

ج تجارب رذرفورد والنشاط الإشعاعي:

لاحظ هنري بيكوريل أن الأفلام الفوتوغرافية المغلفة الموضوعه قريباً من أملاح اليورانيوم تتلف نتيجة لانطلاق إشعاعات من هذه الأملاح واكتشف بعد عدة تجارب ظاهرة النشاط الإشعاعي لبعض المواد منها: مركبات اليورانيوم، حيث بينت هذه التجارب والدراسات أن هذه الأشعة على ثلاثة أنواع هي:

نوع الإشعاع	الخصائص	الكتلة	الرمز	القدرة الاختراقية
قليلة	دقائق مادية	1.66×10^{-27} كغم	$2+$	ألفا α
عالية	دقائق مادية	9.11×10^{-31} كغم	$1-$	بيتا β
عالية جداً	أمواج كهرومغناطيسية	صفر	صفر	غاما γ

لقد أثارت ظاهرة النشاط الإشعاعي اهتمام العالم رذرفورد الذي استطاع بعد تجارب ودراسات عديدة أن يعزل أشعة ألفا من مجموع الإشعاعات الصادرة

عن ذرات المركب المشع، واستخدمها في قذف رقاقة من الذهب، وكان يتوقع أن جسيمات ألفا ستمر من خلال الفراغات بين الذرات المتعادلة، وأن مسارها لن يتأثر وتبقى الجسيمات في مسارها المستقيم، ولكنه لاحظ أن معظم جسيمات ألفا تخترق رقاقة الذهب بسهولة، وبعضها يتشتت ولا يبقى في مساره، ويشمل التشتت ارتداد هذه الأشعة نحو المصدر.

ونتيجة هذه الملاحظة توصل رذرفورد إلى الافتراض التالي:

إن الذرة تحتوي على نواة صغيرة ذات شحنة موجبة، وتتركز فيها معظم كتلة الذرة، وأن معظم حجم الذرة عبارة عن فراغ تتوزع فيه الإلكترونات حول النواة.

وعلى ضوء ذلك افترض رذرفورد أن الإلكترونات تتحرك في مدارات دائرية حول النواة وهذه الحركة ناتجة من قوة مركزية ناشئة عن قوة جذب النواة الموجبة لها.

وقد نجح نموذج الذرة ذات النواة في تفسير الظواهر التي نشأت نتيجة تجارب رذرفورد ولكنه واجه اعتراضاً مبدئياً، إذ أن قوانين الفيزياء المقبولة وقتذاك تشير إلى أن الجسم الذي يحمل شحنة ويتحرك في مسار دائري حول النواة كالإلكترون سيفقد طاقته باستمرار مما يؤدي إلى اقتراب مساره شيئاً فشيئاً من النواة وبالتالي ينغمس فيها، وهذا لا يحدث في الذرات.

٣- النيوترون: رمزه العلمي (n):

تم اكتشاف جسيم النيوترون في الذرة بشكل متأخر بسبب عدم حمله لأي شحنة وعدم تأثره بالمجال الكهربائي أو المجال المغناطيسي ومن التجارب التي ساهمت في اكتشافه هي:

أ- تجارب رذرفورد:

أجرى رذرفورد حسابات على تشتت أشعة جسيمات ألفا فلاحظ أن كتلة

النواة تكاد تكون ضعف كتلة البروتونات فيها، مما يدل على وجود مكونات أخرى للنواة بالإضافة إلى البروتونات، فقد بينت الدراسات أن نسبة حجم الذرة إلى حجم النواة يساوي 10° مرة، وأن كثافة النواة تقارب 10^{14} غم/سم³.

ب- تجارب في مجال النشاط الإشعاعي:

بعد أن اكتشفت ظاهرة النشاط الإشعاعي وعرفت جسيمات ألفا استخدمت هذه الجسيمات كقذائف وجهت نحو الذرات، فكان ينتج من ذلك تفاعل نووي يؤدي إلى ظهور إشعاعات، وكان من بينها إشعاعات مختلفة عن تلك الإشعاعات الناتجة من مواد مشعة معروفة مثل مركبات اليورانيوم، وهذه الإشعاعات الجديدة لها قدرة على اختراق الأجسام تفوق قدرة دقائق ألفا وقدرة الإلكترونات، وهذا ما دفع العالم رذرفورد إلى اعتبارها أجساماً غير مشحونة، لأن الأجسام المشحونة يعاق مسيرها عند مرورها عبر الذرات التي تحتوي على إلكترونات وبروتونات، أما الأجسام غير المشحونة فإنها تمر دون إعاقة.

وبعد مرور ثلاثين عاماً من التجارب والدراسات استطاع العالم الإنكليزي شادويك اكتشاف النيوترون، حيث لاحظ مؤشراً واضحاً لوجوده فقام بإجراء تجارب مصممة لغرض إثبات وجود النيوترون، ففد ذرات البريليوم بدقائق ألفا مما نتج عن ذلك صدور أشعة.

وبعد عدة دراسات تمكن من معرفة تأثيرها في مواد وضعت في طريقها، ومن ثم تحديد مسارها وطاقتها وكتلتها وشحنتها.

العدد الذري والعدد الكتلي:

لكل عنصر من العناصر المعروفة خصائص تميزه عن العناصر الأخرى، وتعتمد هذه الخصائص على الذرات التي يتكون منها ذلك العنصر، وقد وجد أن عدد البروتونات في نواة ذرة عنصر تختلف عنه في نواة ذرة أي عنصر آخر، وسمي بالعدد الذري.

فإذا كانت الذرة في الحالة الطبيعية متعادلة فهذا يعني أن عدد الإلكترونات في ذرة ذلك العنصر يساوي عدد البروتونات فيها:
 العدد الذري = عدد الإلكترونات (e) = عدد البروتونات (p)

العدد الذري	العدد الكتلي	عدد الإلكترونات	
11	23	11	أ
15	31	15	ب
48	112	48	ج
82	206	82	د
98	249	98	هـ

وقد أطلق على مجموع البروتونات والنيوترونات في الذرة العدد الكتلي باعتبار أن البروتون أو النيوترون كتلته وحدة كتلة ذرية واحدة، أي أن:
 العدد الكتلي = عدد البروتونات (p) + عدد النيوترونات (n)
 وبذلك فإن: عدد (n) = العدد الكتلي - العدد الذري

اسم العنصر	رمزه	عدده الذري	عدده الكتلي
الكبريت	S	16	32
اليود	I	53	127
الصوديوم	Na	11	23
القصدير	Sn	50	120
الزئبق	Zn	30	65

ويكتب العدد الذري عادة لأي عنصر على يسار رمز العنصر للأسفل، بينما يكتب العدد الكتلي على يسار رمز العنصر للأعلى، كما في رمز الأوكسجين $^{16}_8O$ ، فالعدد الذري للأوكسجين (8) بينما العدد الكتلي له (16).

العدد الذري	العدد الكتلي	الرمز	العدد الذري	العدد الكتلي	الرمز
18	17	$^{35}_{17}\text{Cl}$	10	9	$^{19}_9\text{F}$
28	24	$^{52}_{24}\text{Cr}$	22	18	$^{40}_{18}\text{Ar}$
12	12	$^{24}_{12}\text{Mg}$	120	80	$^{200}_{80}\text{Hg}$

وتعود كتلة الذرة لكتلة البروتونات والنيوترونات الموجودة فيها لأن كتلة الإلكترون صغيرة جداً مقارنة بكتلة البروتون والنيوترون.

ويعبر عن كتل الجسيمات الموجودة في الذرة بوحدة الكتلة الذرية، وقد تم إيجادها تجريبياً وتساوي 1.66×10^{-24} غم، وبما أن كتلة البروتون والنيوترون قريبة جداً من وحدة كتلة ذرية واحدة فقد تم تقريبها إلى واحد.

العلاقة بين e, n, p :

١- من حيث الكتلة:

كتلة النيوترون (n) = كتلة البروتون (p) = 1837 كتلة الإلكترون (e)

٢- من حيث الشحنة:

شحنة (n) متعادلة، شحنة (p) موجبة، شحنة (e) سالبة.

ملاحظة: عندما تكون الذرة متعادلة كهربائياً فإن:

عدد الشحنات الموجبة = عدد الشحنات السالبة، أي أن: عدد (p) = عدد (e)

المدارات الرئيسية (مستويات الطاقة) في الذرة:

تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات تختلف أبعادها عن النواة، تعرف بالمدارات الرئيسية أو الأغلفة الإلكترونية، فكل إلكترون طبقته أو مساره الرئيس، وترقم هذه المدارات ابتداءً من المدار الأقرب إلى النواة ويزداد بعد المدارات تبعاً فالمدار الثالث أبعد من الثاني وهكذا، ولكل مدار استيعاب معين لعدد من الإلكترونات.

- المدار الأول: ويرمز له بالحرف K، ويمتلئ بـ (٢) إلكترون.
 المدار الثاني: ويرمز له بالحرف L، ويمتلئ بـ (٨) إلكترون.
 المدار الثالث: ويرمز له بالحرف M، ويمتلئ بـ (٨) أو (١٨) إلكترون.
 ملاحظات:

تكون ذرات العناصر على نوعين بالنسبة لعدد الإلكترونات في مدارها

الخارجي.

ذرات ذات المدار الخارجي الممتلئ	ذرات ذات المدار الخارجي غير الممتلئ
١- درجة عالية من الاستقرار.	١- غير مستقرة.
٢- قليلة الفعالية.	٢- فعالة كيميائياً.
٣- مشبعة.	٣- غير مشبعة.

ويقصد بطاقة الذرات هي طاقة الوضع الناتجة عن قوى التجاذب وقوى التنافر الكهربائي بين مكونات الذرة، إذ أن الإلكترونات السالبة الشحنة تتجاذب مع النواة الموجبة الشحنة وتتنافر مع بعضها البعض، وتعتمد طاقة وضع الإلكترون وقوة التجاذب بين الإلكترون السالب والنواة الموجبة على البعد بين الإلكترون والنواة، فكلما ازدادت المسافة بينهما ضعفت قوة التجاذب وقلت القوة وتصبح طاقة الوضع أكبر، لذلك فإن طاقة وضع الإلكترون في المدار الأول (القريب من النواة) تكون أقل من طاقة وضع الإلكترون في المدار الثاني.

وبما أن هذه الطاقة يحددها بعد المدار الذي يوجد في الإلكترون عن النواة لذلك فإن كل مدار يمثل مستوى معيناً من الطاقة، أي أن المدار الأول يمثل المستوى الأول من الطاقة، وأي إلكترون يوجد فيه تكون طاقة وضعه مساوية للطاقة التي يمثلها هذا المستوى.

ويعتمد سلوك العناصر على طاقة وضع الإلكترونات في ذراتها، وترتبط هذه الطاقة بالمستويات التي توجد فيها الإلكترونات، ويطلق مصطلح مستوى الطاقة على المدار الذي يوجد فيه الإلكترون.

وقد اتفق العلماء على وضع تمثيل رمزي للطريقة التي تترتب بها الإلكترونات حول النواة، حيث يتم رسم دائرة ترمز لنواة الذرة وفي داخلها عدد البروتونات والنيوترونات أو يكتب بوضع رمز العنصر داخل الدائرة، وبما أن الإلكترونات تكون خارج النواة في مدارات فإن هذه المدارات ترسم على شكل دوائر متمركزة حول النواة، ويوضع عليها عدد الإلكترونات الموجودة في المدار على الدائرة المرسومة رقماً أو توضع نقطة على الدائرة أو (e) لتمثل كل إلكترون. أما بالنسبة للمدار الثالث فيمكنه استيعاب (18) إلكترونات عندما يتوفر له العدد الكافي من الإلكترونات، وإذا قل العدد عن ذلك (بحيث كان أكثر من 8 إلكترونات) فيوضع في هذا المستوى ثمانية إلكترونات ويوضع ما يزيد عن ذلك في المستوى الرابع.

المراتب الجزيئية:

تمكن الفيزيائيون من البرهان على وجود الجزيئات ونجحوا في عدّها بعدة طرق، فقد وجدوا بأن كل 1 سم³ من الغاز مهما كان نوعه يحتوي في الشروط النظامية على $2,7 \times 10^{19}$ جزيء.

أي أن وزن 1 سم³ من غاز معين في الشروط النظامية وإجراء قسمة بسيطة يكفي للحصول على كتلة جزيء من الغاز.

الكتلة الذرية وتعيينها:

الكتلة الذرية هي وحدة قياس معين، ولكنها عدد مرتبط بالعنصر وبالسلم المستعمل.

ويساعد عدد أفوكادرو يساعد على تعيين الكتلة الذرية بعد معرفة الكتلة المطلقة للذرة حيث أن الكتلة المطلقة للذرات صغيرة جداً ولا تمثل أي فائدة عملية باستعمالها في عالم الكيمياء، لذلك يستعمل بدلاً عنها أعداداً متناسبة معها أي أن الكتل المطلقة تضرب بثابت معطى، وتدعى الأعداد الناتجة بسلم الأعداد الذرية.

وأسهل طريقة اتبعتها الكيميائيون وفي مقدمتهم العالم دالتون الذي اعتبر ذرة الهيدروجين (أخف العناصر) كوحدة للقياس (القيمة ١) وعلى هذا الأساس نتج أن الوزن للأوكسجين يساوي ١٥,٨٧٢ وهذا يعني أن ذرة الأوكسجين أثقل من ذرة الهيدروجين بـ ١٥,٨٧٢ مرة.

الكتلة المطلقة = كتلة البروتونات + كتلة النيوترونات

$$\text{الكتلة المطلقة للهيدروجين} = 1,6724 \times 10^{-24} \text{ (كتلة بروتون واحد فقط)}$$

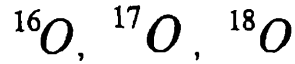
الكتلة الذرية = الكتلة المطلقة \times عدد أفوكادرو

$$\text{الكتلة الذرية للهيدروجين} = 1,6724 \times 10^{-24} \times 6,023 \times 10^{23} = 1,008$$

ومن هذا المبدأ جاء تعيين الكتلة الذرية، ثم ازدادت الأمور تعقيداً عند اكتشاف النظائر التي برهنت على عد صحة نظرية دالتون القائلة: بأن ذرات العنصر الواحد كلها متشابهة، فحتى عام ١٩٦١ كان يوجد سلمان لتعيين الكتل الذرية هما:

سلم الكتل الذرية الكيميائية:

وفيه يعتبر الأوكسجين الطبيعي كوحدة للقياس واسند إليه الرقم ١٦، مع العلم أن الأوكسجين الطبيعي يحتوي على ثلاث نظائر:



سلم الكتل الذرية الفيزيائية:

وفيه يعتبر الأوكسجين ^{16}O كوحدة للقياس واسند إليه الرقم ١٦ كوحدة

للقياس.

وأخيراً تم الاصطلاح على اعتبار الكربون ^{12}C كوحدة للقياس وحسبت

الكتل الذرية للعناصر الأخرى حسب السلم الجديد ($^{12}\text{C} = 12$) فالكتلة الذرية للأوكسجين أصبحت ١٥,٩٩٩ بدلاً من ١٦ حسب السلم الكيميائي السابق.

الذرة الغرامية:

هي وزن من الجسم البسيط تساوي قيمته إلى كتلته الذرية ويقدر بالغرام وبما أن الكتلة الذرية تتبع السلم المستعمل، فمن البديهي أن تتبعه أيضاً الذرة الغرامية.

الكتلة الجزيئية:

أن الكتلة الجزيئية لجسم ما بسيط أو مركب تساوي مجموع كتل الذرات الداخلة في تركيب الجزيء، فمثلاً أن الكتلة الجزيئية لـ HCl تساوي مجموع الكتل الذرية للكور والهيدروجين.

الجزيء الغرامي:

هو وزن الكتلة الجزيئية مقدره بالغرام.

قاعدة دولنغ وبتي:

إن حركة الذرة الوحيدة لجسم صلب (مثلاً معدن ما) تتألف من اهتزازات مرنة حول مركز معين في شبكة البلورة، يكون اتجاه الاهتزازات نحو الاتجاهات الفراغية الثلاث.

فعندما نسخن حجم معين (ذرة غرامية) من الجسم الصلب درجة مئوية واحدة نحتاج إلى كمية من الحرارة نسميها الحرارة الذرية، يعين ذلك قاعدة دولنغ وبتي التي تنص على: "أن الوزن الذري في الحرارة النوعية للعناصر الصلبة يساوي بالتقريب عدد ثابت (ثا = ٢,٦)، ولا يتوقف هذا الثابت على طبيعة العنصر". ويسمى هذا العدد بالحرارة الذرية.

ويمكن من قاعدة دولنغ وبتي حساب الوزن الذري لعنصر ما، بفرض أن

الحرارة النوعية للحديد ٠,١١١ لذلك يكون الوزن الذري للحديد:

$$\text{الوزن الذري للحديد} = \frac{6,2}{0,111} \approx 56$$

تتطبق قاعدة دولنغ وبتي على العناصر التي لا تقل أوزانها الذرية عن ٣٥، ويبيدي الكربون والبورون شذوذاً كبيراً عن هذه القاعدة، ويقل ذلك بارتفاع درجة الحرارة.

**الفصل
الخامس**
الأواصر الكيميائية
وأشكال الجزيئات

الأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات

لماذا ترتبط الذرات؟ - ؟

لا توجد الذرات مستقلة عن بعضها البعض سواء أكانت في العنصر أم في المركب ففي جميع المواد (ما عدا العناصر النبيلة) تكون الذرات مرتبطة ببعضها، ومن الأهمية بعلم الكيمياء معرفة ارتباط الذرات مع بعضها البعض لتكوين هذه التجمعات.

فقد ترتبط ذرتان لتكونا جسماً واحداً ذا بناءً خاص به يعرف بالجزيء (مثل جزيئة الهيدروجين)، وقد ترتبط مئات الألوف من الذرات لتكوين جزيئاً واحداً (مثل جزيئة البروتين)، وقد ترتبط جميع الذرات في قطعة من المادة فتشكل شبكة متصلة (كقطعة من فلز: نحاس، حديد، أو بلورة من ملح كملح الطعام).

وقد قادت حقيقة ارتباط معظم الذرات معاً سواء أكانت في العناصر أم في المركبات العلماء إلى البحث عن تفسيرات لهذه المشاهدات التي أثبتتها التجارب ووضع النظريات والفرضيات التي تفسر سبب ارتباط الذرات والدافع الذي يقودها إلى الترابط، ومن هذه الفرضيات:

١- تجاذب الأجسام يخفض طاقتها:

توجد أنواع من القوى التي تجعل جسمين ينجذبان إلى بعضهما البعض مثل سقوط الأجسام نحو الأرض بتأثير قوة الجاذبية الأرضية، وانجذاب الحديد نحو أقطاب المغناطيس بتأثير القوة المغناطيسية، وانجذاب قصاصات الورق نحو قضيب بلاستيك مدلوك بالصوف بفعل الجذب الكهروستاتيكي.

وهناك قوة تجاذب بين الإلكترونات والنواة تخضع لقانون كولوم للجذب

الكهربائي وينص هذا القانون على أن: "القوة المتبادلة بين شحنتين نقطيتين تتناسب طردياً مع حاصل ضربهما وعكسياً مع مربع المسافة بينهما".

$$\text{القوة} = \text{ثابت} \times \frac{\text{كمية الشحنة الأولى} \times \text{كمية الشحنة الثانية}}{\text{مربع المسافة بين الشحنتين}}$$

فالقوة التي تعمل على بقاء الإلكترونات في الذرة هي قوة الجذب بينها وبين النواة وبسبب هذه القوة فإن الذرة لن تفقد أيّاً من إلكتروناتها إلا إذا تغلبت قوة خارجية على قوة الجذب هذه وانتزعت منها الإلكترون، ويتطلب انتزاع الإلكترونات تزويد الذرة بطاقة كافية، ويخضع التجاذب من طاقة وضع الإلكترون مما يؤدي إلى حالة استقرار كما في الشكل (٢-٢).

٢- تجاذب الأجسام يؤدي إلى ترابطها:

تمتلك الذرات المستقلة طاقة معينة تعتمد على قوى التجاذب وقوى التنافر بين مكوناتها المشحونة (الإلكترونات والنواة) فالإلكترونات تتجاذب مع النواة وتتنافر مع بعضها.

ولكن الذرات لا تكون مستقلة في العناصر أو المركبات بل تكون مجمعة وقريبة، وتؤثر في بعضها، لذلك لا تعتمد طاقة أي ذرة على إلكتروناتها ونواتها فقط بل تعتمد كذلك على إلكترونات وأنوية الذرات المجاورة لها، فإذا اقتربت ذرتان من بعضهما وأدى تقاربهما إلى حدوث تنافر بينهما وازدادت طاقتهما فإنهما تفترقان لتتخلصا من الطاقة الزائدة، وإذا اقتربت ذرتان ونتج من اقترابهما نقص في الطاقة فإنهما ستحافظان على هذا الاقتراب، وتبقىان قريبتين من بعضهما فتكون الذرتان في هذه الحالة مرتببتان ببعضهما ولن تنفصلا إلا إذا زودتا بطاقة تعوض النقص الذي حصل نتيجة ترابطهما، الشكل (٢-٣).

٣- الترابط والنشاط الكيميائي:

ان التفاعل الكيميائي بين ذرات العناصر يعني تكوين روابط (أواصر)

بينها، فتفاعل الصوديوم مع الكلور يعني ترابط ذراتها ببعضها، واحتراق الكربون يؤدي إلى ترابط ذراته بذرات الأوكسجين.

فالنشاط الكيميائي لعنصر ما هو الدافع لدى ذراته لتكوين روابط، والإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأخير هي المسؤولة عن تكوين الروابط بين الذرات.

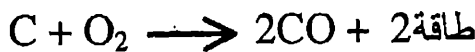
ومن المعلوم أن الغازات النبيلة (الخاملة) ليس لها استعداد للترابط معاً فتبقى ذراتها منفصلة ومستقلة في العنصر، ويتبع ضعف النشاط هذا صعوبة في تكوين الروابط ما بين الذرات.

فتوزيع الإلكترونات في ذرات هذه العناصر يظهر أن المستوى الرئيس الأخير للطاقة يكون ممثلاً بالإلكترونات، ويؤدي التوزيع الإلكتروني في ذرات الغازات النبيلة إلى استقرار هذه الغازات وبالتالي إلى حملها الكيميائي وثباتها، ويرتبط هذا الثبات بالطاقة المنخفضة، حيث تسعى الذرات للوصول إلى وضع تكون فيه طاقتها أقل ما يمكن فتكون بذلك أكثر ثباتاً.

الأصرة الكيميائية:

هي قوى كيميائية تربط بين الذرات نتيجة ميل الذرات غير المشبعة لملي مداراتها (أغلقتها) الإلكترونية وبلوغ نظام إلكتروني أكثر استقراراً مشابه للبناء الإلكتروني للعناصر النبيلة.

إن عملية تكوين أصرة كيميائية بين ذرتين تكون مصحوبة دائماً بتحرر طاقة فمثلاً اتحاد الكربون بالأوكسجين وتكوين أحادي أوكسيد الكربون وثنائي أوكسيد الكربون حيث تتحرر طاقة، ويعبر عن هذه الطاقة عادة بالكيلو حريرة للجزيء الغرامي وهي الطاقة المتحررة عند تشكل عدد أفوكادرو $23,023,10^{23}$ من الأواصر.





شروط تكون الأواصر:

يعتمد نشوء أي نوع من الأواصر على:

١- الترتيب الإلكتروني للذرات (موقعها في الجدول الدوري).

٢- على قيمة كهروسلبيتها (أي على مدى استعدادها لقبول الإلكترونات أو

المساهمة بها).

وقبل أن نلقي نظرة تفصيلية لكل نوع من الأواصر يجب أن نعرف

طول الأصرة: وهو البعد بين نواتي ذرتين مرتبطتين حيث تقاس بالانغستروم، والطاقة المتحررة، أما الزاوية التي تنشأ بين الخطين المارين في نواتي ذرتين مرتبطتين فتسمى زاوية أصرتين.

أنواع الأواصر:

يمكن أن تتشكل الأواصر البسيطة والتي نميز ثلاثة أنواع منها:

١- الأصرة الأيونية.

٢- الأصرة التساهمية.

٣- الأصرة الفلزية.

وبالإضافة إلى الأواصر أعلاه تتشكل روابط من الدرجة العالية والمسماة

بالمعقدات.

١- الأصرة الأيونية:

هي قوة جذب كهربائية تربط بين أيونين مختلفين في الشحنة. وتتكون

الأصرة الأيونية بين الفلزات التي تفقد ذراتها الإلكترونات وتتحول إلى الأيونات

الموجبة، وبين (اللافلزات) التي تكتسب ذراتها الإلكترونات وتتحول إلى

الأيونات السالبة، حيث يتجاذب الأيون الموجب مع الأيون السالب بسبب اختلاف

الشحنة الكهربائية التي يحملانها بقوة، وتدعى قوة التجاذب بالأصرة الأيونية.

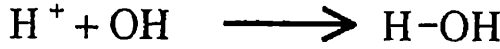
وتفقد ذرات العناصر الفلزية الإلكترونية للوصول إلى حالة الإشباع (حالة الاستقرار)، وكذلك الحال بالنسبة إلى اكتساب ذرات العناصر الفلزية للإلكترونات هو أيضاً للوصول إلى حالة الإشباع والاستقرار عن طريق ملئ المدارات الخارجية بالإلكترونات وبلوغ الترتيب الإلكتروني المشبع للعناصر النبيلة.

وتتمثل الأصرة الأيونية في المركبات الأيونية، ولكي نمثلها علينا أن نتعرف سلوك المادة التي تتشكل من ترابط الذرات، إذ يوجد الكثير من المركبات التي توصل محاليلها المائية أو مصاهيرها التيار الكهربائي، ومثل هذا السلوك لن يتأتى إلا إذا أمكن تفكك المادة إلى دقائق مشحونة - أيونات موجبة وأيونات سالبة - وهذه الأيونات ترتبط ببعضها البعض بالأصرة (أو الرابطة) الأيونية، والمركب الذي يتكون من تجمع أيونات موجبة مع أيونات سالبة يعرف بالمركب الأيوني، ومن الأمثلة البارزة على هذا النوع من المركبات مركب كلوريد الصوديوم (NaCl) (ملح الطعام).

وتتشكل بلورة من ملح الطعام من تجمع عدد كبير جداً من أيونات الكلوريد السالبة (Cl^-) وأيونات الصوديوم الموجبة (Na^+) بنسبة أيون سالب إلى أيون موجب، لاحظ الشكل (٢-٤) والصيغة NaCl لكلوريد الصوديوم لا تمثل جزيئاً، بل تعبر عن نسبة الأيونات إلى بعضها البعض، وتتجاذب الأيونات في بلورة الملح (أيونات الصوديوم مع أيونات الكلوريد) بقوى كهربائية إذ تبقى الأيونات المختلفة في الشحنة بجوار بعضها بعضاً ولا تغادر مواقعها إلا إذا أثرت فيها قوة أكبر من قوة الجذب بينها، فالمح الصلب لا يوصل التيار الكهربائي لأن الأصرة الأيونية القوية بين أيوناته لا تسمح لها بالحركة، أما إذا صهر الملح أو أذيب في الماء، فإن الأيونات يصبح لديها طاقة عالية فتتمكن من التغلب على التجاذب بينها، فتتحرك عند مرور تيار كهربائي فيها شكل (٢-٤).

تكوّن الأصرة الأيونية:

عند تجاور أيونات موجبة وأيونات سالبة تتجاذب مع بعضها بقوة تعمل على جعلها مجتمعة ومرتبطة في بناء خاص بها، ففي مركب كلوريد الصوديوم مثلاً تنشأ أصرة أيونية بين أيون الكلوريد وأيون الصوديوم عندما يلقي الأيونان. وفي الحالات التي تلتقي فيها أيونات موجبة مع أيونات سالبة ويحدث تعادل للشحنات فإن الأصرة بينها لا تعتبر أصرة أيونية، ومثال ذلك ما يحدث عند التقاء أيونات H^+ (من حامض) مع أيونات OH^- (من قاعدة) فتتكون جزيئات الماء.



وتكون الأواصر في هذه الحالة ليست أيونية لأن الأصرة الأيونية هي التي تكون بين الأيونات التي لا تخسر شحناتها.
مثال (١):

التأصر الأيوني لليثيوم والفلور، العدد الذري لليثيوم ٣ وللفلور ٩.

عدد (e) لليثيوم (Li) = ٣، عدد (e) للفلور (F) = ٩.

لأن العدد الذري = عدد الإلكترونات e

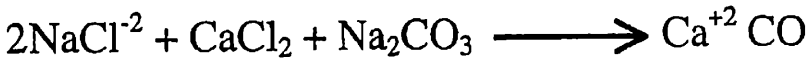
- تحتوي ذرة الليثيوم على إلكترون واحد في مداره الخارجي (حيث تفقد الذرة إلكترونها الخارجي وتتحول إلى أيون الليثيوم Li^+) لتتسبع الذرة بمدار واحد يحتوي إلكترونين.
- تحتوي ذرة السفلور على سبعة إلكترونات في مدارها الخارجي (حيث تكتسب إلكترونًا واحدًا من ذرة الليثيوم الفاقدة لإلكترونها الخارجي) ليصبح عدد الإلكترونات في مدارها الثاني (٨) أي تصل إلى حالة الإشباع والاستقرار.

مثال (٢):

التآصر الأيوني بين الليثيوم (٣) والأوكسجين (عدده الذري ٨).
تحتوي ذرة الأوكسجين على (٦) إلكترونات في مدارها الخارجي
(الثاني) فهي تحتاج إلى إلكترونين فقط لامتلاء هذا المدار، حيث تحصل على
هذين الإلكترونين من ذرتي ليثيوم (كل ذرة ليثيوم تفقد إلكترون واحد فقط) من
مدارها الخارجي وبذلك تصل ذرة الأوكسجين إلى حالة الإشباع وتتحول إلى
الأيون السالب O^{-2} وذرتي الليثيوم إلى الأيون الموجب (Li^{+} , Li^{+}).
متى تلتقي الأيونات وتتآصر؟

إذا وجدت أيونات موجبة وأخرى سالبة في مذيب كالماء مثلاً فإنها
ستبقى منفصلة لا أصرة بينها، وعند إزالة المذيب بالتبخير مثلاً فإنها تتجمع
وتنشأ بينها أواصر أيونية، وفي هذه الحالة تتكون الأصرة الأيونية بين جسيمات
(هي موجودة أصلاً) على شكل أيونات تمكنت من التجمع بعد أن زالت جزيئات
المذيب التي كانت تحجزها عن بعضها.

أما المواد الأيونية القليلة الذائبية فإن المذيب يعجز عن إبعاد جميع
أيوناتها عن بعضها بعضاً، فإذا أدخلت أيوناتها في وعاء واحد فإنها ستنفصل عن
المذيب وتتجمع على شكل بلورات صلبة ذات أواصر أيونية، ومن الأمثلة على
هذه المركبات (كربونات الكالسيوم) فعند إضافة محلول كلوريد الكالسيوم إلى
محلول كربونات الصوديوم يترسب معظم المركب الأيوني كربونات الكالسيوم.



إن ما يلزم لتكوين الأواصر الأيونية بين الأيونات الموجبة والأيونات
السالبة التي تكون متوافرة هو التقاؤها ببعضها وعدم انفصالها.
وتتكون الأواصر الأيونية بين عناصر يكون لديها ميل لفقدان الإلكترونات
وتكوين أيونات موجبة، مثل عناصر المجموعتين الأولى والثانية من الجدول

الدوري وأخرى لديها ميل لاكتسابها وتكوين أيونات سالبة مثل عناصر المجموعتين السادسة والسابعة، ومن المركبات الأيونية المهمة تلك الأكاسيد التي تنتج من تفاعل عناصر فلزية نشيطة مثل: Na, Mg, Al, K مع الأوكسجين حيث يكون الأوكسجين فيها سالب الشحنة والفلز موجب الشحنة، وكذلك مركبات الهاليدات الناتجة من تفاعل الفلزات النشيطة مع الهالوجينات (فلور، كلور، بروم، يود).

ويعتمد الميل إلى اكتساب الإلكترونات أو خسارتها على توزيع الإلكترونات في الذرات وتحديداً إلى عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير، وبعد ذلك المستوى عن النواة.

وبشكل عام يمكننا التنبؤ بميل الذرات إلى اكتساب أو فقدان إلكترونات من القواعد الآتية:

١- كلما ازداد بُعد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير عن النواة ازداد ميل الذرة إلى فقدان إلكتروناتها والتحول إلى أيونات موجبة، فميل البوتاسيوم لفقدان إلكترون (رقم مستوى الطاقة الأخير: ٤) أكبر من ميل الصوديوم (رقم مستوى الطاقة الأخير: ٣).

٢- تميل الذرة إلى فقدان إلكترون وحتى ثلاثة إلكترونات إن أدى ذلك إلى توزيع إلكتروني يشبه التوزيع في الغاز النبيل، فالصوديوم يفقد إلكترونًا والألمنيوم يفقد ثلاثة إلكترونات ليصبح توزيع الإلكترونات في أيوناتها الموجبة كما في ذرة النيون، ويقف الميل لفقدان الإلكترونات بزيادة عدد إلكترونات المستوى الأخير.

٣- تميل الذرة إلى اكتساب إلكترون إلى ثلاثة إلكترونات إن أدى ذلك إلى توزيع يشبه التوزيع الموجود في الغاز النبيل، فذرة الفلور تكتسب إلكترونًا واحدًا، وذرة الأوكسجين تكتسب إلكترونين وذرة النيتروجين تكتسب ثلاثة إلكترونات، وبذلك يصبح توزيع الإلكترونات في أيوناتها

السالبة مشابهاً لتوزيعها في ذرة النيون أيضاً. ويزداد الميل لاكتساب الإلكترونات بزيادة عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الأخير.

٤- يعتمد ميل الذرة إلى اكتساب الإلكترونات أو فقدانها (لتكوين الأيونات) على موقعها في الجدول الدوري، والجدول التالي يمثل مقارنة بين بعض العناصر في الجدول الدوري من حيث قابليتها لاكتساب الإلكترونات وفقدانها وتكوين أو اصر أيونية:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0
Li		Al	عناصر تتفاعل ولكنها لا تميل إلى الاكتساب أو الفقدان	N	O	F	غازات نبيلة لا تميل إلى التفاعل إلا تحت ظروف صعبة
Na	Mg			P	S	Cl	
K	Ca				Se	Br	
Rb	Sr				Te	I	
Cs	Ba						

٥- لا تكون الأصرة الأيونية إلا إذا كانت إحدى الذرتين المرشحتين للارتباط لها قابلية للفقدان والأخرى لها قابلية للاكتساب.

فمثلاً: إذا تفاعل الفلور مع الليثيوم تكونت بينهما أصرة أيونية، أما إذا تفاعل الفلور مع الكربون فلن تتكون بينهما أصرة أيونية.

كيف تمثل تكوّن الأيونات؟

تنشأ الأصرة الأيونية من تجاذب الأيونات الموجبة والأيونات السالبة، وتمثل كيفية تكون هذه الأيونات كما في الشكل التالي: (٢-٦) والذي يمثل كيفية تكوّن أيونات الفلوريد وأيونات الليثيوم عند التقاء ذراتهما.

ويدل هذا التمثيل على أن ذرة الليثيوم قد فقدت إلكترونات من مستوى طاقتها الأخير وبقي فيها إلكترونان يملآن مستوى الطاقة الأول، فيصبح التوزيع الإلكتروني لأيون الليثيوم كما في ذرة عنصر الهليوم النبيل، وأن ذرة الفلور قد اكتسبت إلكترونات دخلت إلى مستوى الطاقة الأخير فيها فيصبح التوزيع الإلكتروني

لأيون الفلوريد كما في ذرة عنصر النيون النبيل، وبذلك يتجاذب الأيونان وتنشأ بينهما آصرة أيونية.

ويؤكد التمثيل بالرسم أن الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأخير هي التي تقرر سلوك الذرات، إذ أن الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الداخلية لا تتأثر، لذلك يكتفى برسوم تبين إلكترونات المستوى الأخير فقط وهي الإلكترونات التي تقرر ذرية العنصر.

وتسمى طريقة التمثيل هذه برموز لويس، إذ يشار إلى الإلكترون في مستوى الطاقة الأخير بنقطة توضع على رمز العنصر، فذرة الهيدروجين تمثل بـ H والكالسيوم بـ Ca ويدل عدد النقاط على رقم المجموعة في الجدول الدوري.

وهذه الرسوم لا تدل على الأشكال التي تترتب فيها الذرات والأيونات في المواد المتفاعلة والناجمة بل تشير إلى ما نفترضه عن كيفية تكون الأيونات من الذرات، ففلوريد الليثيوم (LiF) تتخذ بلوراته شكلاً هندسياً تكون فيه أيونات الفلوريد محاطة بأيونات الليثيوم، وأيونات الليثيوم محاطة بأيونات الفلوريد، في حين يتكون الفلور من جزيئات (F_2)، وتترابط ذرات الليثيوم في قطعة منه على شكل شبكة تجمع كل الذرات الموجودة في القطعة، لاحظ الشكل (٢-٨).

وبشكل عام فإن العناصر الموجودة في الجهة اليسرى من الجدول الدوري (أي المجموعات الأولى، الثانية والثالثة) ذات جهد تأين منخفض.

٢- الآصرة التساهمية (المشتركة):

تنشأ الآصرة الأيونية بين الفلزات واللافلزات ولكن هل يمكن أن ينشأ ارتباط بين اللافلزات فقط؟

أن الهيدروكربونات تتكون من اللافلزات، حيث تميل ذرات الكربون والهيدروجين لكسب الإلكترونات، ولكن كيف يتم الارتباط بين ذرات الكربون

والهيدروجين في الهيدروكربونات ؟

وكيف يمكن أن تكسب كلا الذرتين إلكترونات لتصبح مداراتها الأخيرة

مكتملة بالإلكترونات ؟

إن كلا الذرتين يمكن أن تكسبا إلكترونات عن طريق المشاركة

بالإلكترونات، ويتم ذلك بأن تتداخل مداراتها وتشارك ببعض إلكتروناتها إلى

أن تصبح مداراتها مكتملة بالإلكترونات.

تنشأ الأصرة التساهمية عن طريق تشارك ذرتين من اللافلزات

بالإلكترونات، وتكون بين ذرات العناصر ذات الكهروسلبية العالية نسبياً

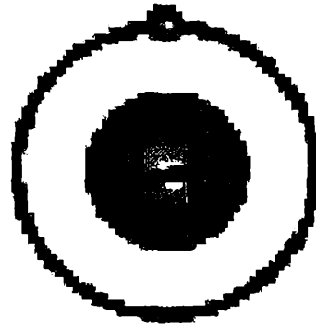
(اللافلزات) أو التي تتساوى كهروسلبيتها أو تختلف اختلافاً قليلاً، ويكون الفرق

في الكهروسلبية بين الذرتين المشتركتين صفر (أو أقل من ٠,٤).

ولنلقي نظرة على أبسط الهيدروكربونات وهو الميثان. فصيغة الميثان

كما نعلم هي CH_4 .

ذرة هيدروجين

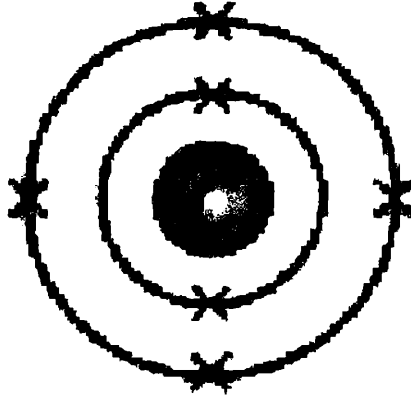


تحتوي ذرة الهيدروجين على إلكترون واحد، يمتلئ المدار الأخير

لذرة الهيدروجين إذا اكتسبت إلكترون. (حيث أن المدار الأول يتسع

لإلكترونين فقط).

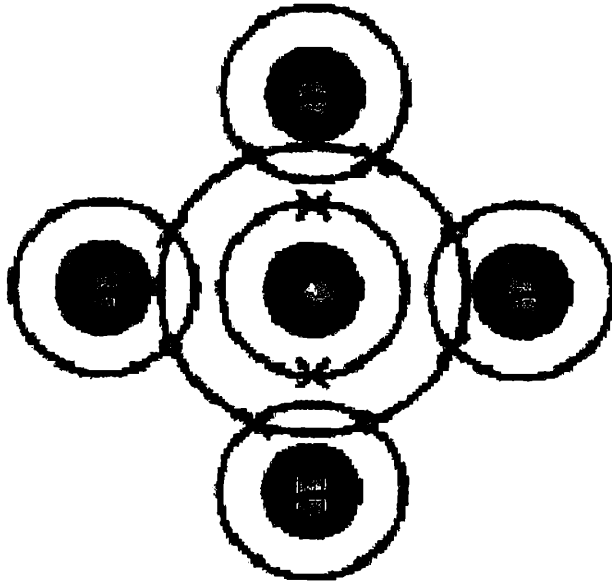
ذرة كربون



تحتوي ذرة الكربون على (٤) إلكترونات في مدارها الأخير، فهي بذلك تميل لكسب (٤) إلكترونات لإكمال مدارها الأخير. (حيث أن المدار الثاني يتسع لـ (٨) إلكترونات).

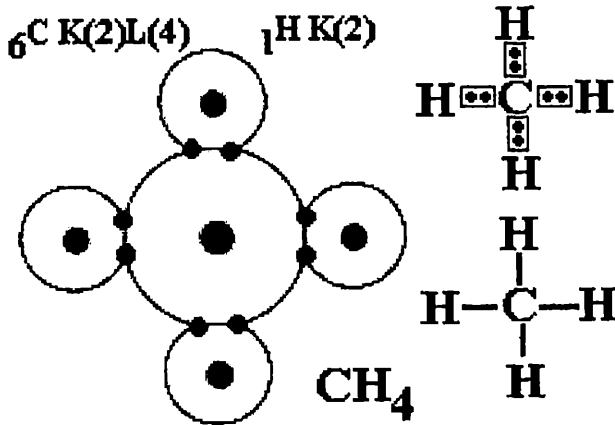
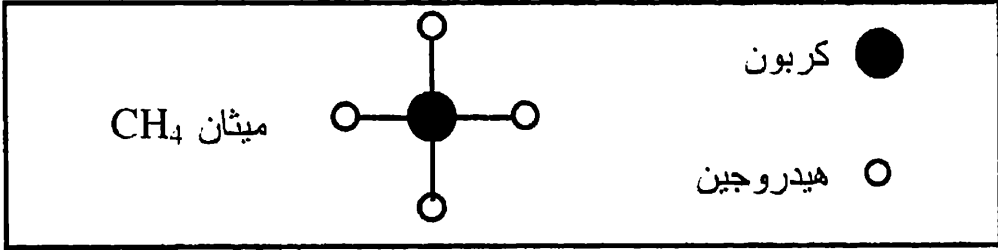
يتداخل مدار ذرة كربون واحدة مع مدارات (٤) ذرات هيدروجين على

النحو التالي:



نحسب عدد الإلكترونات في المدار الأخير لكل من الكربون والهيدروجين بعد حدوث التداخل نجد أن مداراتها أصبحت مكتملة

بالإلكترونات ونلاحظ أن المدار الأخير في ذرة الكربون يحتوي على (٨) إلكترونات كما نلاحظ أن المدار الأخير في كل ذرة هيدروجين تحتوي على إلكترونين، وبهذا الترتيب تكون ذرات الكربون والهيدروجين أكثر استقراراً. ويمكن توضيح الأواصر التساهمية الأحادية المتشكلة في الميثان على النحو التالي:



فالأصرة التساهمية هي قوة ربط تنشأ بين ذرتين نتيجة مشاركتهما بزوج إلكترونين واحد أو أكثر، أي أن الأصرة التساهمية تنتج عن إشراك زوج من الإلكترونات بين ذرتين كل منهما تساهم بالإلكترون واحد، وتتكون بين ذرات عناصر من نفس النوع مثلاً بين ذرتي (H - H)، (Cl - Cl)، (F - F)، وتمثل بوضع نقطتين تمثل كل نقطة إلكترون: H:H أو بخط مستقيم H-H فعند توصيل محلول مركب أو مصهوره للتيار الكهربائي فذلك يدل على وجوده بشكل أيونات ترتبط ببعضها بأصرة أيونية، وعليه يمكننا أن نفترض عدم

وجود أيونات في المركبات الكثيرة التي لا توصل التيار الكهربائي،
فالتوصيل الكهربائي هو سلوك مناسب للكشف عن الأصرة الأيونية في
المركبات.

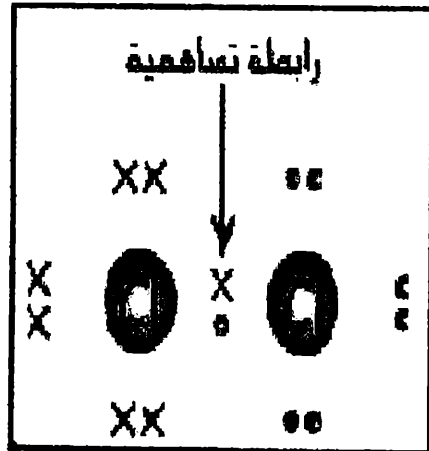
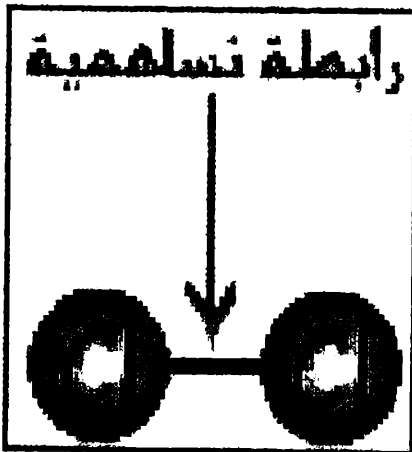
ويمكن أن تكون الأصرة التساهمية بين ذرتين من نفس نوع العنصر
اللافلزي لتكوين جزيئة العنصر أي بين ذرتي H, O, N, Cl, F, Br, I، كما
يمكن أن يكون بين الذرتين المتأصرتين أكثر من أصرة تساهمية واحدة
(مزدوجة أو ثلاثية) وهذا يعتمد على الترتيب الإلكتروني الخارجي.
مثال:

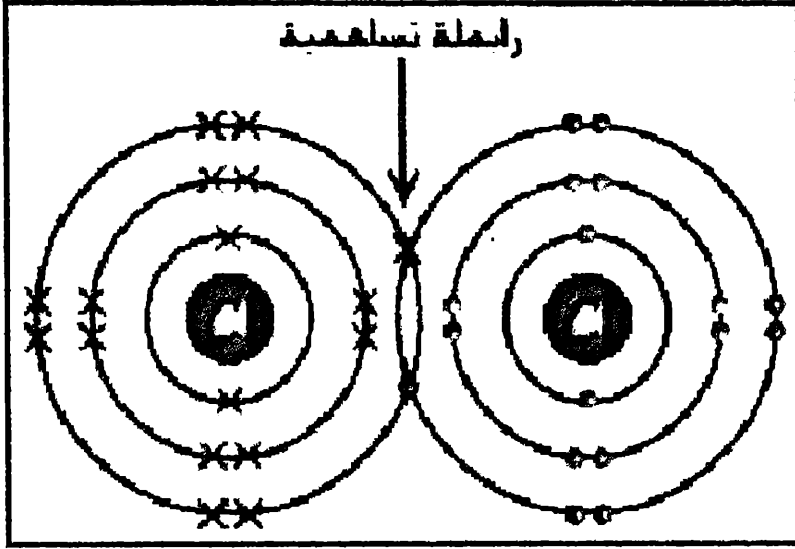
الأصرة التساهمية بين:



الفرق في الكهروسلبية: ٢,٢ - ٢,٢ = صفر

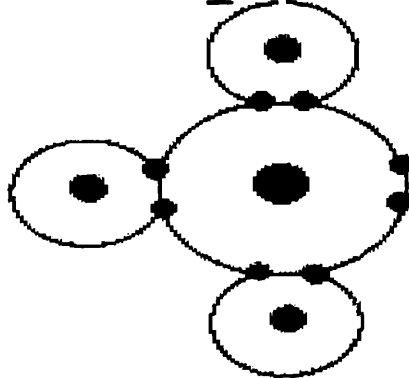
ومن الأمثلة الأخرى على الأصرة التساهمية، تلك التي تنشأ بين ذرتي
الكلور في جزيء Cl₂، حيث أن غاز الكلور لا يوجد على شكل ذرات مستقلة.
نعلم بأن المدار الأخير في ذرة الكلور يحتوي على (٧) إلكترونات،
وهي بذلك تحتاج لإلكترون واحد لإكمال مدارها وإشباعه بالإلكترونات.
انظر إلى المخطط الآتي والذي يبين جزيء الكلور Cl₂.



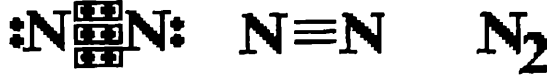
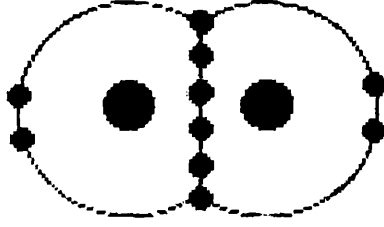


نحسب عدد الإلكترونات في المدار الأخير في كل ذرة كلور، نجد أن كل ذرة تحتوي على (٨) إلكترونات في مدارها الأخير، وبذلك تكون كل ذرة قد أشبعت بالإلكترونات.

أمثلة:



جزيئة الأمونيا NH_3



جزيئة ثنائي الآزوت N_2

وتسمى المركبات التي لا توصل محاليلها أو مصاهيرها التيار الكهربائي المركبات الجزيئية إذ تتأصر في كل مركب أنواع معينة من الذرات وبأعداد محددة لتكون جزيئاً، والجزيء هو الوحدة الأساسية التي تقرر صفات المركبات الجزيئية وسلوكها.

أ- المركبات الجزيئية:

هناك الكثير من المركبات الجزيئية كالماء وثنائي أوكسيد الكربون، والسكر وتمثل جزيئاتها بصيغ جزيئية مثل H_2O للماء، و $C_{12}H_{22}O_{11}$ لسكر المائدة، ويمكننا من صيغة الماء H_2O معرفة أن ذرة من الأوكسجين قد ارتبطت بذرتين من الهيدروجين في بناء محدد نسميه جزيئاً، ويتميز هذا الجزيء عن جزيء أي مادة أخرى.

ومادة الماء هي عبارة عن تجمع أعداد كبيرة جداً من جزيئات الماء، حيث أن الغرام الواحد منها يحتوي على ما يقارب $3,3 \times 10^{22}$ جزيء ماء. وتترتب جزيئات الماء في الحالة الصلبة (الجليد) بشكل بلورات ذات شكل محدد يكون فيها جزيء الماء هو وحدة البناء، وتتجمع جزيئات الماء في الحالة السائلة في شكل غير محدد، وتتحرك في أنحاء السائل ولكنها تبقى جزيئات.

وتتحرك الجزيئات في الحالة الغازية (بخار الماء) مبتعدة عن بعضها البعض في فراغ واسع ولكنها تبقى أيضاً جزيئات.
ب- الأواصر في جزيئات العناصر:

إن كل أيون في المركبات الأيونية (سواء تشكل نتيجة اكتساب أو فقدان إلكترونات) يصبح عدد الإلكترونات في مستوى طاقته الأخير كما في الغاز النبيل في الغالب، مما يدل على ثبات الأيون واستقراره، ويستقل كل أيون بالإلكتروناته، فهي تنتمي إليه جميعها وتتجاذب مع نواته.

وتكوين الأيونات هذا غير متاح لجميع العناصر فقد يصعب على بعض ذرات العناصر أن تفقد أو تكتسب إلكترونات في المستوى الأخير لتصل إلى وضع يشبه ذرات عنصر نبيل، فمثلاً ذرة الكربون توجد في مستوى طاقتها الأخير أربعة إلكترونات يصعب فقدها جميعها لتصل الذرة إلى توزيع يشبه توزيع عنصر نبيل، وكذلك يصعب عليها أن تكتسب أربعة إلكترونات أخرى ليصبح عدد الإلكترونات في المستوى الأخير ثمانية، لذلك لا نتوقع أن يرتبط الكربون مع ذرات عناصر أخرى بأصرة أيونية.

ولكي تصل الذرات إلى حالة الاستقرار دون فقدان أو اكتساب إلكترونات فإن الذرات تتشارك في إلكترونات المستوى الأخير.

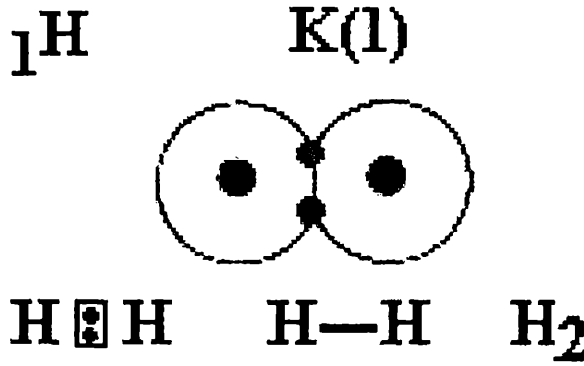
وتتكون الأصرة التساهمية بين ذرات العناصر اللافلزية فقط، فلا يوجد فقدان أو اكتساب للإلكترونات (أي لا تتحول الذرات إلى أيونات) إذ أن كل ذرة تشترك بالإلكترون واحد أو أكثر لتكوين زوج إلكتروني واحد أو أكثر، وكل زوج إلكتروني يمثل أصرة تساهمية، ويرمز له بخط مستقيم (-) أو (:). توضع بين الذرتين المشتركتين.

ويحسب الزوج الإلكتروني مرة للذرة الأولى ومرة للذرة الثانية أي ضمن عدد الإلكترونات الخارجية لكل ذرة مشتركة.

مثال (١):

التأصر التساهمي بين ذرتي هيدروجين (عدده الذري = ١).

عدد $e = ١$ حيث تحتوي كل ذرة هيدروجين في مدارها الخارجي على إلكترون واحد فتتحد الذرتان باشتراكهما بالإلكترونين مكونتين أصرة تساهمية، فتصبح كل ذرة محتوية في مدارها الخارجي على إلكترونين (أي ممتلئ) ليكون أكثر استقراراً فتتكون بذلك جزيئة هيدروجين.



جزيئة الهيدروجين H_2

ملاحظة:

إذا كان المدار الخارجي للذرة الثاني أو الثالث واحتوى على:

أ- ١، ٢، ٣ إلكترون فإن الذرة تفقد إلكترونات وتتحول إلى الأيون الموجب.

ب- ٥، ٦، ٧ إلكترون فإن الذرة تكتسب إلكترونات وتتحول إلى الأيون

السالب.

ج- عند وجود ٤ إلكترونات في المدار الثاني أو الثالث فإن الذرة لا تفقد ولا

تكتسب إلكترونات، بل تشارك في تكوين أصرة تساهمية.

١- الأصرة المشتركة الأحادية:

يكون عنصر الهيدروجين موجوداً على شكل جزيئات ويتألف كل منها

من ذرتين، وتحتوي ذرة الهيدروجين على إلكترون واحد في المستوى الأخير

للطاقة الوحيد، ولكي تستقر هذه الذرة ويمتلئ مستوى طاقتها كذرة العنصر النبيل الهيليوم فإنها تحتاج إلى إلكترون، ولن يتيسر لها هذا من ذرة هيدروجين مجاورة لأن الذرة الأخرى لا تستغني عن إلكترونها، لذلك يجذب إلكترون كل منهما إلى نواة الأخرى عند اقتراب الذرتين من بعضهما، وبهذا ستشترك نواتا الذرتين في جذب الإلكترونين في وقت واحد، وكل نواة تجذب الإلكترونين بقوة أكبر من جذبها لإلكترون واحد.

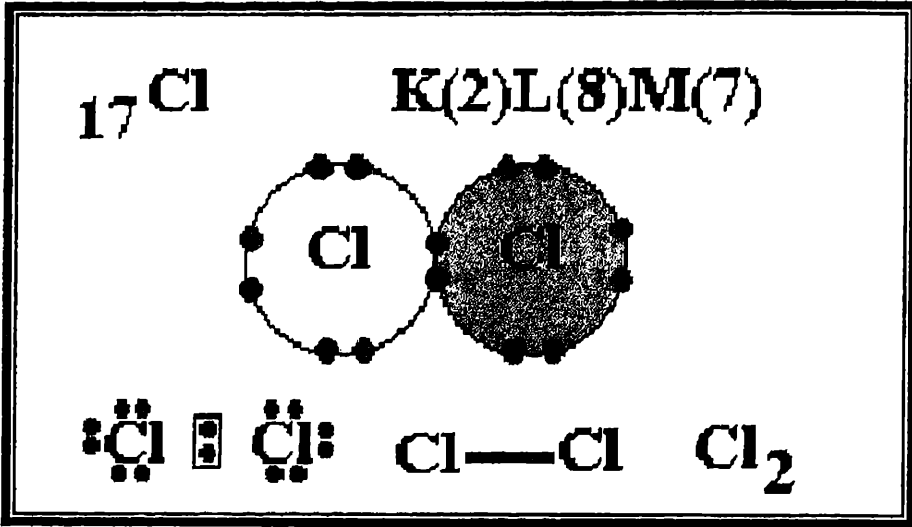
وبهذه الطريقة تكون كل ذرة قد شاركت إلكترون الذرة الأخرى وامتلاً مستوى طاقتها الأخير بالإلكترونين وأصبحت كذرة الغاز النبيل الهيليوم.

وهذا التجاذب بين الإلكترونين وكلتا النواتين الذي أدى إلى انخفاض الطاقة لا يتحقق إلا إذا بقيت الذرتان قريبتين من بعضهما أي بقيتا مجتمعتين.

وهذا التقارب يعني التآصر، فالآصرة التي تنشأ من اشتراك نواتي ذرتين في جذب إلكترونين هي الآصرة المشتركة.

ويمكن تطبيق ما عرفناه عن تكون الآصرة المشتركة بين ذرتي هيدروجين لتوضيح الآصرة بين أي ذرتين، ومثال ذلك الآصرة بين ذرتي كلور في جزيء الكلور (Cl_2) والتي يمكن تمثيلها بناء على رموز لويس.

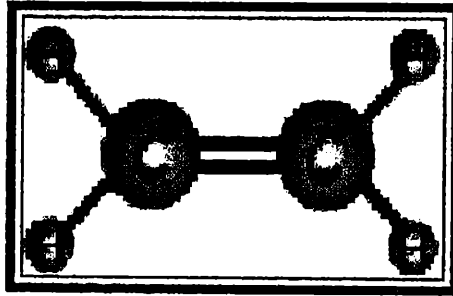
فنعرف أولاً عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير في ذرة الكلور ونستخدم لذلك رمز لويس وهو للكلور (Cl)، ثم نحدد عدد الإلكترونات التي تحتاج إليها ذرة الكلور للوصول إلى الاستقرار وهو هنا (واحد)، وللحصول عليه تتشارك مع ذرة كلور أخرى فتقدم كل منهما إلكترونًا ويدخل الإلكترونان في الحساب لكلا الذرتين فتتشكل بين الذرتين آصرة مشتركة واحدة:



جزيئة ثنائي الكلور Cl_2

الروابط المشتركة الثنائية والثلاثية:

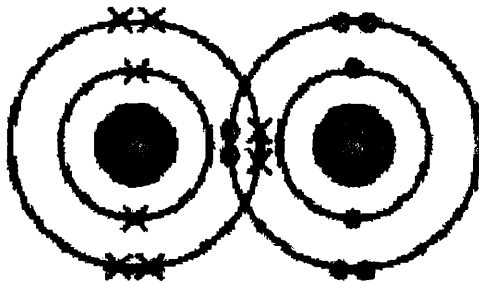
ترتبط ذرتي الكربون في جزيء الإيثين C_2H_4 بأصرة ثنائية.



يحتوي جزيء الإيثين على أصرة تساهمية ثنائية بين ذرتي الكربون.

والأوكسجين من الجزيئات الأخرى التي تحتوي على أصرة ثنائية، انظر

إلى المخطط التالي:



يعتبر كل زوج من الإلكترونات في منطقة التداخل أصرة تساهمية أحادية.

يوجد عنصر الأوكسجين على شكل جزيئات (O_2) ولمعرفة طبيعة الترابط بين ذرتي جزيء الأوكسجين، نبدأ أولاً بمعرفة التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير في ذرة الأوكسجين.

وهذا التوزيع يبين أن ذرة الأوكسجين بحاجة إلى إلكترونين ليتملئ مستوى طاقتها الأخير وتصل إلى وضع الثبات والاستقرار ويمكن أن يتحقق لها ذلك عندما تشترك ذرة أخرى بالإلكترونين فيتكون بينهما تآصر يعرف بالآصرة الثنائية.

ولهذا تسمى الآصرة بين ذرتي الأوكسجين بالآصرة الثنائية.

ج- الأواصر في المركبات الجزيئية:

استعرضنا سابقاً كيفية تشكل الأواصر المشتركة بين الذرات في العنصر الواحد، أي أن الذرتين المرتبطتين هما من العنصر نفسه ولهما نفس التركيب الذري، ونفس التوزيع الإلكتروني، ولكن معظم المواد المكونة من جزيئات هي مركبات ترتبط فيها ذرات من عناصر مختلفة، وتمثل الأواصر بين هذه الذرات في جزيئات المركبات.

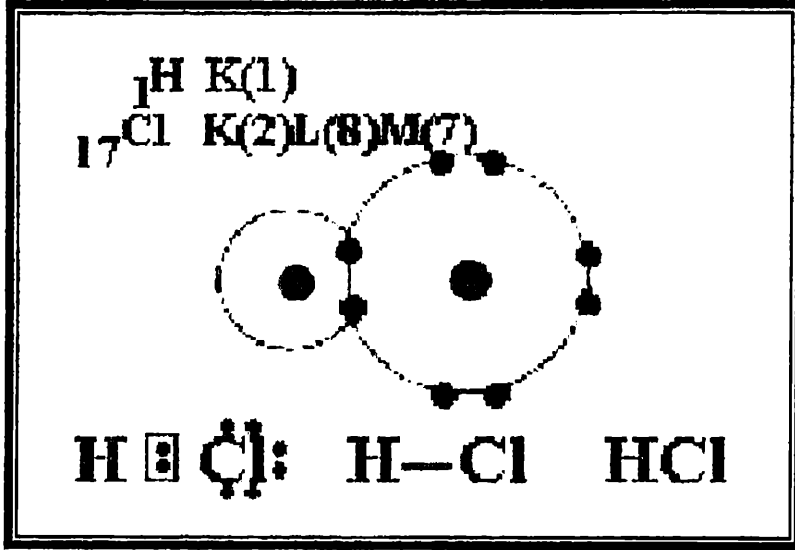
أمثلة:

الرابطة بين الهيدروجين والكلور:

لذرة الكلور ميل جيد لاكتساب إلكترون لتصبح أيون كلوريد ولكن ليس لذرة الهيدروجين ميل لفقدان إلكترون، ولذلك فإنهما يرتبطان معاً عن طريق المشاركة بالإلكترونات.

ويوضح الرسم التالي الآصرة بين ذرة كلور وذرة هيدروجين وهو لا يُعبّر عن التفاعل الحقيقي بين عنصر الكلور (Cl_2) وعنصر الهيدروجين (H_2)

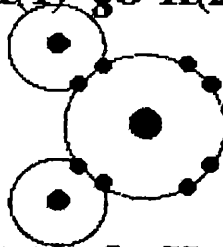
حيث إن التمثيلات التي وردت لتوضيح الأصرة الكيميائية ليس معادلة كيميائية تبين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، بل هو فقط تمثيل للأصرة المشتركة وكيفية تكونها.



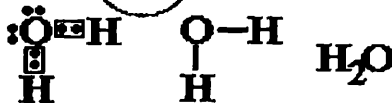
جزيئة كلوريد الهيدروجين HCl

الرابطة بين الهيدروجين والأكسجين في جزيء H_2O :

يبين رمز لويس لذرة الأكسجين إمكانية مشاركتها بالكترونين أي تكوين آصرتين مشتركتين مع ذرتي الهيدروجين ويمكن تمثيل ذلك على النحو الآتي:



جزيئة الماء H_2O



الآصرة بين الكربون والأوكسجين في جزيء CO₂:

بالرغم من أن ذرة الأوكسجين تميل إلى اكتساب إلكترونين إلا أن ذرة الكربون هنا ليس لها قابلية لفقدان إلكترونات ولا لاكتسابها لذلك تتشارك الذرتان بالإلكترونات.

نلاحظ في الأمثلة السابقة أن عدد أزواج الإلكترونات التي تشترك فيها ذرة ما يساوي عدد الإلكترونات التي تلزم تلك الذرة ليصبح مستوى طاقتها الأخير ممثلاً، فذرة الهيدروجين تشارك بإلكترون واحد لأنها بحاجة إلى إلكترون واحد ليمتلئ مستوى طاقتها الأخير، وذرة الفلور بحاجة إلى إلكترون أيضاً ليمتلئ مستوى طاقتها الأخير لذلك تشارك بإلكترون واحد أي ترتبط برابطة أحادية، ولنفس السبب تشارك ذرة الأوكسجين بإلكترونين وذرة الكربون بأربعة إلكترونات وذرة النيتروجين بثلاثة إلكترونات.

أن أغلب الذرات تتشارك بالإلكترونات للوصول (نتيجة الترابط) إلى ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الأخير في الذرة.

وتسمى هذه القاعدة بقاعدة الثمانية وتنطبق على كثير من الأمثلة الشائعة ولكنها لا تنطبق على جميع الجالات فمثلاً ذرة الكبريت تنطبق عليها قاعدة الثمانية في جزيء H₂S ولكنها تتجاوزها في جزيء SF₆ (اثنا عشر إلكترونات)، وكذلك يتفق الفسفور مع القاعدة في جزيء PCI₃، ويتجاوزها في PCI₅ (عشر إلكترونات)، كما أن ذرة البريليوم في جزيء BeF₂ يكون في مستواها الأخير ٤ إلكترونات.

٢- الآصرة التساهمية المستقطبة:

هي آصرة تساهمية غير نقية حيث تمتلك نسبة معينة من الصفة التساهمية ونسبة معينة من الصفة الأيونية وتتشأ عندما يكون الفرق في الكهروسلبية للذرات كبير نسبياً ما بين (٠,٤ - ٢) حيث يكون الزوج الإلكتروني

المكون للآصرة منجذباً نسبياً إلى الذرة ذات الكهروسلبية الأعلى فتتولد شحنة جزئية سالبة δ^- ، وأبعد نسبياً عن الذرة ذات الكهروسلبية الأوطأ فتتولد عليها شحنة جزئية موجبة δ^+ ، وتمثل الآصرة أيضاً بخط مستقيم.

وبصورة عامة تكون الآصرة التساهمية مستقطبة (بين اللافلزات) فقط أو بصورة خاصة بين H وأي عنصر لا فلزي آخر مثل: O , N , Cl , F , Br , I ويسمى المركب الناتج مركب قطبي (مستقطب) وهو مركب متعادل كهربائياً أي مجموع الشحنات الموجبة = مجموع الشحنات السالبة.

٣- الآصرة التساهمية التناسقية (التعاضدية):

تنشأ الآصرة المشتركة بين ذرتين من تشارك عدد متساو من الإلكترونات من كلتا الذرتين، وفي بعض الحالات، تشارك إحدى الذرتين بزواج من الإلكترونات مع الذرة الأخرى التي لا تشارك بشيء.

ويطلق على هذه الآصرة المشتركة (الآصرة التناسقية) ولا تختلف الآصرة التناسقية في خصائصها عن أي آصرة مشتركة من النوع نفسه، وشروط تكونها بين ذرتين هي:

- تمتلك إحدى الذرتين زوجاً حراً من الإلكترونات قابل للمشاركة وتسمى هذه الذرة بالذرة الواهبة.
- تحتوي الذرة الأخرى على أوربيتال فارغ في غلافها الخارجي يستوعب الزوج الإلكتروني القادم من الذرة الأخرى، وتسمى هذه الذرة بالذرة الكاسبة.

وتمثل الآصرة التناسقية بسهم \longrightarrow يتجه من الذرة الواهبة نحو

المكتسبة.

حيث توضع δ^+ على الذرة الواهبة وإشارة δ^- على الذرة

المكتسبة.

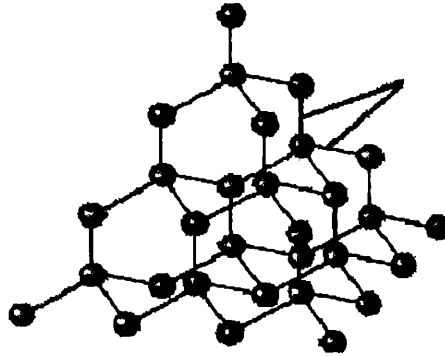
البناء التساهمي الشبكي العملاق:

يمتلك الكربون قدرة عالية على الارتباط مع نفسه ومع غيره من الذرات بأواصر (روابط) تساهمية، وهذا ما يفسر وجود عدد كبير من مركبات الكربون في الطبيعة.

ترتبط ملايين الذرات من الكربون مع نفسها بأواصر تساهمية لتكوين شكلين مختلفين للكربون، أحدهما يُسمى الماس والآخر الغرافيت.

١- الماس:

يتكون الماس من الكربون فقط، ولمعرفة عدد الأواصر التساهمية التي يمكن أن تكونها ذرة الكربون ننظر إلى الشكل التالي:



روابط تساهمية قوية
بين ذرات الكربون

البناء الضخم للماس

كل ذرة كربون يمكنها الارتباط بأربع ذرات كربون أخرى مجاورة في بناء الماس الضخم.

ويعتبر الماس أقسى مادة على وجه الأرض، ولهذا يستخدم الماس في آلات الحفر، كما أنه يمتلك درجة انصهار عالية.

٢- الرمل:

يعتبر الرمل من المواد الأخرى التي لها بناء تساهمي شبكي عملاق. والاسم الكيميائي للرمل هو ثاني أكسيد السيليكون (SiO_2)، وينصهر

إذا رفعت درجة حرارته إلى أكثر من ١٥٠٠ درجة مئوية.
وتمتاز المواد التي لها بناء تساهمية شبكي عملاق بأنها:

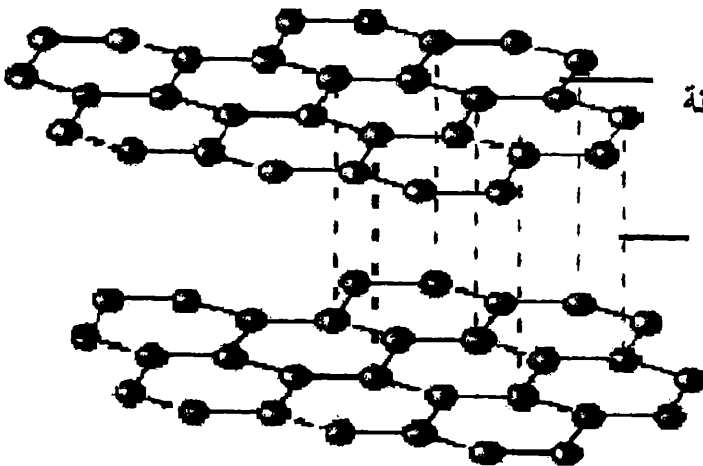
- غير ذائبة في الماء: لأن دقائقها غير مشحونة كما في المواد الأيونية، لذلك لا تنجذب إليها جزيئات الماء.
- غير موصلة للتيار الكهربائي في جميع حالاتها الفيزيائية: لأنها لا تحتوي على إلكترونات أو أيونات حرة تحمل شحنة كهربائية (الغرافيت مستثنى من ذلك).

٣- الغرافيت:

الغرافيت هو شكل آخر للكربون، فالغرافيت والكربون هما شكلين تآصلين للكربون، والأشكال التآصلية هي الأشكال المختلفة للعنصر الواحد، وللغرافيت بناء تساهمي شبكي عملاق كما في الماس، وتختلف بعض خصائص الغرافيت عن الماس والرمل.

يحتوي قلم الرصاص على غرافيت، وعندما نكتب بالقلم فإنه يخلف على الورقة بعض ذرات الكربون.

لننظر إلى الشكل التالي:



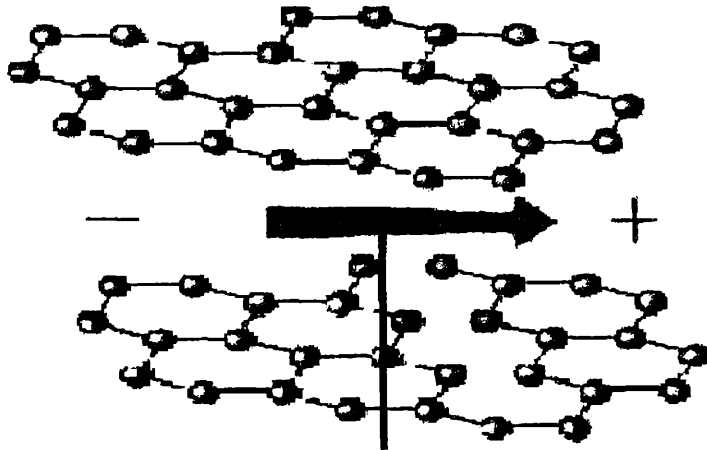
روابط تساهمية قوية بين ذرات الكربون في كل طبقة

قوى تجاذب ضعيفة بين طبقات الغرافيت

البناء التساهمي العملاق في الغرافيت

نلاحظ ذرات الكربون المرتبطة بكل ذرة كربون برابطة تساهمية قوية، فالإلكترون الرابع في كل ذرة كربون يوجد في الفراغات بين الطبقات، وهذه الإلكترونات تعمل على ربط الطبقات فيما بينها بقوى تجاذب ضعيفة. وبسبب وجود قوى تجاذب ضعيفة بين طبقات الغرافيت فإن هذه الطبقات يسهل انزلاقها على بعض، وهذا ما يفسر سبب استخدام الغرافيت في أقلام الرصاص.

والغرافيت من اللافلزات، وهو موصل للتيار الكهربائي ولهذا يستخدم في أقطاب خلايا التحليل الكهربائي، ويوصل الغرافيت التيار بسبب الإلكترونات الحرة بين الطبقات والتي تنتقل على طول المسافة بين الطبقات. والغرافيت لا ينصهر عند تسخينه، ولكن عند رفع درجة حرارته إلى درجة تزيد عن ٣٠٠٠ س يتحول إلى غاز مباشرة.



إلكترونات يمكن أن تنتقل بين طبقات الغرافيت

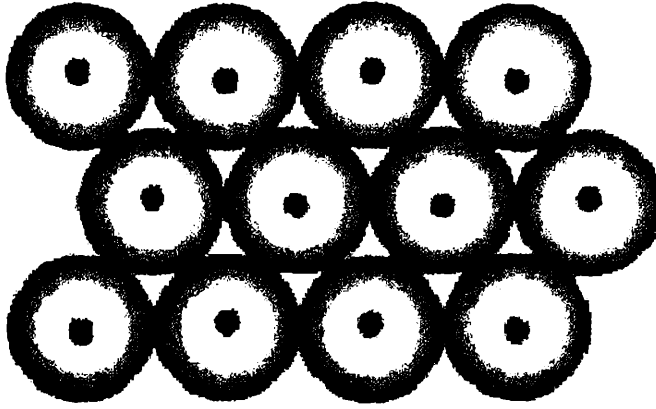
٤ - الأصرة الفلزية:

لقد يسرت المعرفة عن الأصرة الأيونية تفسير صفات مواد أيونية، كما أن الأواصر بين الذرات في الجزيئات قد فسرت صفات المركبات الجزيئية، ولكن هناك مواد لا تستطيع تفسير سلوكها بناء على هذين النوعين من الأواصر،

ومن أبرز هذه المواد: العناصر الفلزية.
ولتفسير سلوك العناصر الفلزية تمّ افتراض وجود نوع من الأواصر يعرف بالآصرة الفلزية، ويدل اسمها على أنها آصرة خاصة بالفلزات.

كيف تتكون الآصرة الفلزية:

تتميز الفلزات بكونها تتكون من أنوية موجبة تسبح في غيمة إلكترونية، وتحمل الأنوية الموجبة زوايا الشبكة البلورية، ويبقى التجمع الصلب متماسكاً بسبب سكون التجاذب الكهربائي بين الأنوية الموجبة وغيمة الإلكترونات السالبة وفي الشكل التالي تمثل الكرات الحمراء الموجبة الأنوية مع الإلكترونات الداخلية، أما الشحنات السالبة فتمثل إلكترونات التكافؤ.



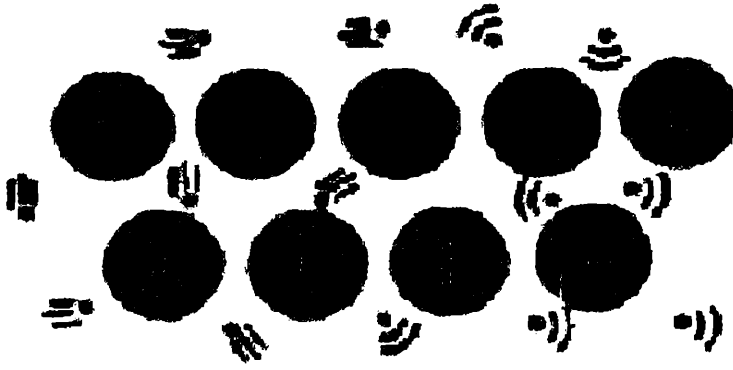
تتكون الفلزات من أيونات موجبة
محاطة ببحر من الإلكترونات السالبة.

تعرف الأواصر من هذا النوع باسم الأواصر الفلزية وتزداد قوتها بازدياد عدد إلكترونات التكافؤ، كما أنه بسبب حرية حركة الإلكترونات، فإن الفلزات تمتاز بكونها:

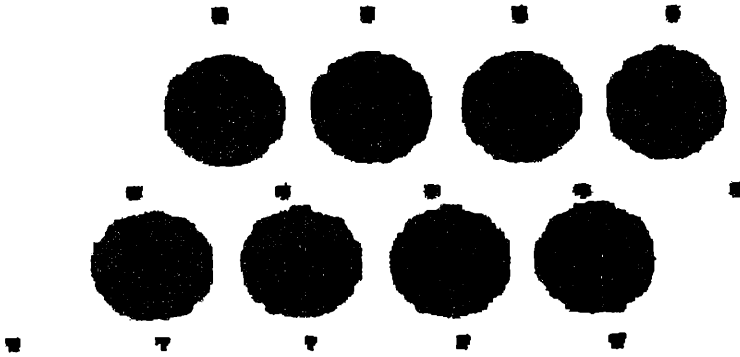
- موصلة جيدة للحرارة والكهرباء.

- لها قابلية للطرق والسحب بسبب حركة الإلكترونات بحرية وفي كل الإتجاهات.

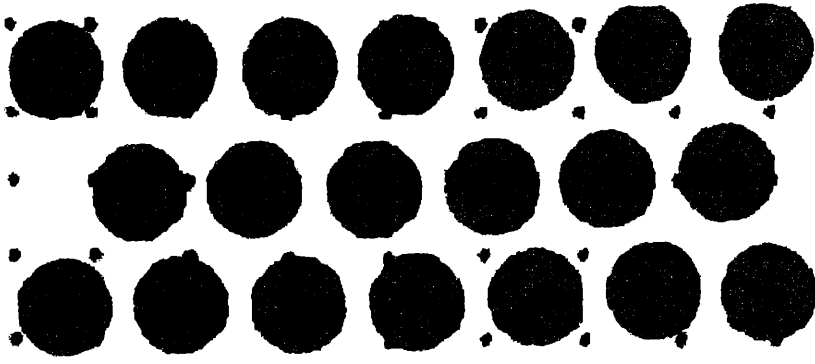
ويستخدم مصطلح طاقة تحرير الذرات لقياس قوة الأصرة الفلزية ويعني: " الطاقة اللازمة لتحرير مول من الذرات في الحالة الصلبة وتحويلها إلى الحالة الغازية " وكلما كانت هذه الطاقة كبيرة كلما كانت الرابطة الفلزية أقوى.



تتحرك الإلكترونات خلال الشبكة حركة عشوائية سريعة ناقله الحرارة بسرعة من جزء إلى آخر.



يمكن لطبقات الشبكة أن تنزلق الواحدة منها على الأخرى بدون أن تتحطم الرابطة الفلزية. إن هذا يفسر قابلية الطرف والسحب عند المعادن.



تتحرك الإلكترونات غير المتمركزة (التي لا تبقى في مواقع ثابتة) ضمن الشبكة وهذا يعني ان تيارا كهربائيات يتحرك

يعود نوع الأواصر بين الذرات إلى إلكترونات مستوى الطاقة الأخير

فيها.

تمتاز ذرات العناصر الفلزية في أن بعض الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأخير ضعيف الارتباط بنواة ذرته ويسهل تحريكه ونقله من حيز ذرته إذا أثرت فيه طاقة، وعندما تتجاوز الذرات في هذه العناصر يمكن لإلكترون ضعيف الارتباط في إحداها أن ينتقل من حيز ذرته إلى حيز الذرة الأخرى نتيجة التجاذب بينه وبين نواتها، أي أن هذه الإلكترونات يمكن أن تسبح من ذرة إلى أخرى بسهولة، وذلك يعني أن ذرة العنصر الفلزي تتكون من إلكترونات مستوى الطاقة الأخير (إلكترونات التكافؤ) وهي سالبة الشحنة، ومن بقية الذرة - النواة وبقية الإلكترونات- وهي موجبة الشحنة (أيون موجب).

إن التجاذب بين مجموع الإلكترونات ومجموع الشحنات الموجبة (الأيونات الموجبة) هو الذي يؤدي إلى التماسك في قطعة الفلز، فالإلكترونات هي التي تجعل الذرات تتماسك مع بعضها البعض، وسهولة حركة الإلكترونات السابحة حول (الأيونات الموجبة) هي التي تعطي الفلز خاصية توصيل التيار الكهربائي، فعندما يدخل تيار كهربائي إلى قطعة الفلز فإن الإلكترونات الداخلة

إلى طرف القطعة ستدفع إلكترونات الفلز لتخرج من الطرف الآخر. ويساعد هذا النموذج المبسط للأصرة الفلزية على تفسير الكثير من صفات الفلزات فبالإضافة إلى تفسيره للتوصيل الكهربائي، وللتماسك القوي بين ذرات العنصر الفلزي فإنه يمكن من تقديم تفسير تقريبي لقابلية الفلزات للطرق والسحب، فعند طرق فلز لتكوين صفيحة رقيقة منه تكون قد أثرت فيه بقوة تمكن جزءاً من (الأيونات الموجبة) من أن تنزلق مبتعدة عن جزء آخر ولكنها جميعها تبقى في نفس مجال الإلكترونات، ومما يساعد هذه الأيونات على الانزلاق كونها جميعاً تحمل الشحنة الموجبة فلا يوجد بينها تجاذب كهربائي قوي إذ أن التجاذب القوي يوجد بين الإلكترونات السابحة وبين الأيونات الموجبة.

٥- الأصرة الهيدروجينية:

هي الأصرة التي تنشأ بين الجزيئات المستقطبة حيث يحصل تجاذب بين طرف جزيئة مستقطبة يحمل شحنة جزيئة سالبة، مع طرف جزيئة مستقطبة أخرى تحمل شحنة جزيئة موجبة.

ويرمز لهذه الأصرة بخط منقط

والأصرة الهيدروجينية هي أصرة ضعيفة مقارنة بالأصرة الأيونية والتساهمية.

**الفصل
السادس
أشكال الجزينات
وصفات الأواصر**

أشكال الجزيئات وصفات الأواصر

ترتبط الذرات في المواد بأواصر سواء أكانت هذه المواد عناصر أم مركبات، فالأواصر تجمع الذرات مع بعضها، ومن المعروف أن أي تجمع للأشياء يكون له شكل ما ق: يكون منتظماً وذو ترتيب معين، أو يكون عشوائياً.

أشكال المركبات الجزيئية:

عند ربط جسمين كرويين ببعضهما فإن شكلاً واحداً ينتج عنهما إذ سيقع مركزي الجسمين على خط واحد، ولكن عند ارتباط ثلاثة أجسام كروية فإن ذلك يعطي عدداً من الأشكال منها ما تكون فيه مراكز الأجسام واقعة على خط واحد، ومنها ما تكون فيه زوايا بين الأواصر، وقد تكون الزاوية صغيرة أو كبيرة. وهناك عدد كبير جداً من الأشكال غير الخطية ولكل منها زاوية معينة بين الأواصر، وفي جميع هذه الأشكال تكون مراكز الأجسام واقعة في مستوى واحد. وكلما ازداد عدد الأجسام التي تشكلها تزداد الأشكال التي يمكن الحصول عليها، فإذا زاد عدد الأجسام عن ثلاثة أصبح بالإمكان بناء أشكال مجسمة لا تنحصر فيها الأجسام في مستوى واحد بل يمكن توزيعها في الفراغ في أكثر من مستوى.

ويمكن صنع أشياء ذات أشكال مختلفة من مادة واحدة وتعتمد استخدامات وصفات كل منها على شكله، فأشكال جزيئات المواد هي التي تقرر سلوكها.

فالكحول الإيثيلي (إيثانول) والإيثر هما مادتان عضويتان تختلفان اختلافاً كبيراً في صفاتهما علماً بأن جزيئات كل منهما تحتوي على نفس نوع وعدد الذرات، فالصيغة الكيميائية لكل منهما هي C_2H_6O ، ويعود اختلاف صفات المادتين (كاختلاف درجة الغليان) إلى اختلاف أشكال جزيئاتهما.

كذلك الاختلافات للجزيئات، فهيكلي الجزيئين مختلفان، ففي الأول ترتبط بالأوكسجين ذرتا كربون، وفي الثاني ترتبط بالأوكسجين ذرة كربون واحدة وآصرة الأوكسجين الثانية هي مع الهيدروجين.

ومن المثل السابق يتبين أهمية الأشكال التي تأخذها جزيئات المواد وعلاقتها بصفات تلك المواد، وهذه الأهمية تعكسها الأعمال والدراسات التي يقوم بها الكيميائيون فأهم مجالات البحث والدراسة في الكيمياء هي تعرف أشكال جزيئات المركبات فعندما يعرف شكل الجزيء يمكن التنبؤ بصفات المادة وأمكن بناؤها وتحضيرها من مواد أخرى.

الصيغة الجزيئية للمادة:

لا يمكن معرفة شكل أي جزيء بدون معرفة الذرات المكونة له وعدد كل نوع منها، فالتحليل الكيميائي التي توصل إلى معرفة أنواع الذرات وأعدادها في الجزيئات هي أول الأعمال التي تجري لدراسة أشكال الجزيئات ولهذا السبب يقوم الكيميائي بالخطوات التالية:

- التحليل الوصفي: وذلك لمعرفة الذرات التي تكون الجزيئات.
- التحليل الكمي: لمعرفة نسبة كل عنصر في الجزيء.
- تعيين الكتلة الجزيئية (الكتلة المولية).

وهذه الخطوات تؤدي إلى معرفة الصيغة الجزيئية للمادة، فالتحليل الوصفي للماء يبين بأن جزيء الماء مكون من الهيدروجين والأوكسجين، والتحليل الكمي يبين أن نسبة ذرات الهيدروجين إلى الأوكسجين هي ٢ : ١ وتعيين كتلته الجزيئية يعطي قيمة هي ١٨,٠٢ وحدة كتلة ذرية، وهي كتلة ذرتين من الهيدروجين وذرة من الأوكسجين، ويبين كل هذا أن الصيغة الجزيئية للماء هي H_2O .

فالخطوة الأولى لمعرفة الصيغة البنائية هي معرفة الصيغة الجزيئية.

الذرة المركزية وأشكال الجزيئات:

يتم تحديد ما يعرف بالذرة المركزية في الجزيء بالنظر إلى الصيغة الجزيئية وبالرجوع إلى إلكترونات مستوى الطاقة الأخير لتلك الذرة (مجموعة العنصر في الجدول الدوري)، فذرة النيتروجين في جزيء الأمونيا NH_3 ترتبط مع ثلاث ذرات من الهيدروجين، أي أن النيتروجين يكون في الأمونيا ثلاث أوامر.

وفي مركب رابع كلوريد الكربون CCl_4 يرتبط الكربون مع 4 ذرات كلور، أي يكون 4 أوامر وتدعى كل من ذرة N ، C في المركبين السابقين بالذرة المركزية.

فالذرة المركزية هي الذرة التي يرتبط بها (يحيط بها) أكبر عدد من الذرات في الجزيء، ويتناسب هذا العدد من الذرات المحيطة بالذرة المركزية مع عدد الأوامر المشتركة الممكنة لها.

ونلاحظ أن عدد الذرات التي تحيط بالذرة المركزية لا يساوي عدد أزواج الإلكترونات المشتركة دائماً، ففي جزيء CO_2 تحيط بذرة الكربون (الذرة المركزية) ذرتا أوكسجين، ولكن عدد أزواج الإلكترونات المشتركة هو أربعة أزواج.

ويمهد عدد الذرات المرتبطة بالذرة المركزية الطريق لمعرفة شكل الجزيء ومن ثم يسهل تمثيله بالرسم.

فالجزيء الذي يتكون من ذرتين لن يكون إلا خطياً، أي أن مركزي ذرتيه تقع على خط واحد، والجزيء الذي يتكون من ثلاث ذرات يكون إما خطياً، أو قد يكون غير خطي، وتكون مراكز ذراته في مستوى واحد فقط، أما الجزيء الذي يتكون من 4 ذرات (واحدة مركزية وثلاث محيطة بها) فقد تكون ذراته في مستوى واحد أو أكثر ولكنها لن تكون على خط واحد، وكذلك الحال

بالنسبة إلى الجزيء الذي يتكوّن من أكثر من ٤ ذرات واحدة منها مركزية. وفي حالة تعدد الأشكال التي يمكن أن تنتج من وجود عدد معين من الذرات حول الذرة المركزية فإنها تواجه بالحاجة إلى تحديد الشكل الأنسب. وهناك معايير معينة يحكم بها على شكل ما بأنه الأنسب. فالمعيار البديهي الذي نتوقعه هو أن يتفق شكل الجزيء مع صفات المادة المعروفة، وهناك شرط آخر يجب تحقيقه في الشكل الذي يمثل الجزيء ويختص بطاقة الجزيء فكما نعلم أن الذرات تتجمع وترتبط ببعضها في جزيئات لكي تصل إلى وضع تكون فيه طاقتها أقل ما يمكن، فكلما انخفضت الطاقة ازداد الثبات، لذلك يجب أن يُظهر الشكل الذي تمثله لجزيئات مادة ما، درجة ثبات تلك المادة، والطاقة المنخفضة (ومن ثم الثبات) تنتج من التجاذب الأكثر والتنافر الأقل بين الذرات، لذلك فإن الذرات تتوزع في الجزيء في شكل بناء يمثل أقصى تجاذب ممكن وأقل تنافر ممكن بين الإلكترونات. ويتحقق ذلك بأن تأخذ الجزيئات شكلاً تكون فيه الزوايا بين الأواصر في الجزيئات أكبر ما يمكن.

أ- أشكال جزيئات تتكون من ثلاث ذرات:

مما سبق يتبين لنا أن الشكل الأكثر ثباتاً للجزيء الذي يتكون من ثلاث ذرات هو الشكل الخطي الذي يجعل الزاوية بين الأواصر أكبر ما يمكن وهي ١٨٠ وهذا ما يجعل جزيء CO_2 يأخذ شكلاً خطياً، كما ينطبق ذلك أيضاً على جزيء $BeCl_2$ في الحالة الغازية.

وبناءً على ما سبق فمن المتوقع أن يكون شكل جزيء الماء خطياً ولكن تبين بالتجربة أن جزيء الماء ليس خطياً وأن الزاوية بين الأصرتين فيه هي ١٠٤,٥ .

وللتوصل إلى الشكل المناسب لأي جزيء فإن تحديد عدد الذرات المرتبطة

بالذرة المركزية لا يكفي، وعلينا أن نأخذ في الأهمية أزواج الإلكترونات غير المشتركة في الأواصر، والتي توجد في مستوى الطاقة الأخير للذرة المركزية، فالأوكسجين في جزيء الماء يحتوي على زوجان من الإلكترونات غير الرابطة، ويحتل هذان الزوجان من الإلكترونات في ذرة الأوكسجين حيزاً، ويتنافران مع الإلكترونات المرتبطة ولذلك نعتبرهما مع الذرات المرتبطة عندما نرغب في معرفة عدد الأشياء المحيطة بالذرة المركزية، ولذلك يكون شكل جزيء الماء منحنياً.

أما في جزيء CO_2 فإننا نجد أن ذرة الكربون فيه لا تحمل أزواجاً من الإلكترونات غير الرابطة في مستوى طاقتها الأخير، فلذلك فإن عدد الأشياء حول الذرة المركزية هو اثنان، وأفضل توزيع هو الذي يضعهما على خط واحد مع الذرة المركزية وكذلك بالنسبة لجزيء $BeCl_2$.

ب- أشكال جزيئات تتكون من أربع ذرات:

قد تتوزع ذرات جزيئات مكونة من أربع ذرات إحداها ذرة مركزية في مستوى واحد، أو في أكثر من مستوى، وقد عرفنا أن الشكل الأنسب هو الذي يمثل الطاقة الأقل ويتحقق ذلك عندما تكون الزوايا بين الروابط أكبر ما يمكن وهي هنا 120° ، ولن يتم ذلك إلا إذا كانت مراكز الذرات الأربع في مستوى واحد.

وهذا الشكل يطلق عليه مثلث متساوي الأضلاع (مثلث مسطح) ومن الجزيئات البارزة التي ينطبق عليها الشكل السابق جزيئات BCl_3 فتركيب لويس لها هو ويظهر في هذا التركيب عدم وجود إلكترونات غير رابطة على الذرة المركزية.

وعند النظر إلى شكل جزيء NH_3 الذي يتكون من 4 ذرات قد نظن للوهلة الأولى أن شكله مثلث متساوي الأضلاع مثل BCl_3 ولكن تركيب لويس

له $H:N:H$ ويظهر فيه وجود زوج من الإلكترونات غير الأصرة على الذرة المركزية، فيكون الشكل المناسب له هرمياً ثلاثياً، والزوايا بين الأصرة $107,3^\circ$.
ج- أشكال جزيئات تتكون من خمس ذرات:

نمسك فوهات أربع بالونات منفوخة ثم نبحت عن أفضل توزيع لها في الفراغ يجعل كلاً منها أبعد ما يمكن عن البالونات الأخرى، دون أن تتفك عن بعضهما، نجد أن البالونات يجب ألا تقع في مستوى واحد بل ستتوزع في شكل يعرف بالشكل رباعي الأوجه، ولكي نمثل هذا الشكل نوصل نهاية كل بالون بنقطة تلاقي فوهات البالونات فنتشكل زوايا بين الخطوط تساوي كل منها $109,5^\circ$ ، فالشكل رباعي الأوجه: هو الذي تكون فيه الزاوية بين الخطوط التي تصل المركز بالرؤوس الأربعة مساوية $109,5^\circ$.

ولمعرفة سبب تسميته (رباعي الأوجه) نصل الرؤوس الأربعة ببعضها بخطوط فنلاحظ أن الشكل الهندسي الذي ينتج يكون له أربعة أوجه (سطوح) وكل سطح له ثلاثة رؤوس.

وهذا هو الشكل الهندسي الأنسب لتوزيع أربعة أشياء حول شيء مركزي، وأبسط الجزيئات النموذجية - التي يناسبها هذا الشكل هو جزيء الميثان CH_4 كما في الشكل (٢-١٩)، ويظهر تركيب لويس لهذا الجزيء أن ذرة الكربون المركزية محاطة (مرتبطة) بأربع ذرات هيدروجين، ولا يوجد عليها أي أزواج من الإلكترونات غير الأصرة، فمجموع الأشياء إذا هو أربعة وعليه يكون الشكل الأنسب هو رباعي الأوجه منتظم.

وقياساً على شكل الميثان يمكن التنبؤ بأن شكل CCl_4 سيكون أيضاً رباعي الأوجه منتظم، وكذلك أي جزيء تكون فيه ذرة الكربون مركزية ومرتبطة بأربع ذرات.

ويتبين من كل ما ورد من أشكال الجزيئات أن الزوايا بين الأواصر تنقص كلما ازداد عدد الذرات أو أزواج الإلكترونات التي تحيط بالذرة المركزية، وهذا أمر طبيعي فالأشياء تحتاج إلى حيز، وكلما زاد عددها نقص الحيز المتاح لكل منها.

ويمكن تلخيص خطوات رسم أشكال الجزيئات بالشكل التالي:

- ١- يتم تحديد الذرة المركزية.
- ٢- نرسم رمز لويس لكل ذرة بالرجوع إلى الجدول الدوري لتحديد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير.
- ٣- نرسم تركيب لويس للجزيء ونحسب عدد الذرات وأزواج الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية.
- ٤- نستنتج الشكل العام للجزيء.
- ٥- نحدد الزوايا بين الأواصر بناء على الشكل العام.
- ٦- نرسم تمثيل للشكل باستخدام رموزاً للعناصر وخطوطاً للأواصر، ونقاطاً للإلكترونات غير الرابطة، ولاستنتاج الشكل العام وتحديد الزوايا نسترشد بالجدول الآتي:

عدد الذرات المركزية	عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة	شكل الجزيء	الزاوية بين الأواصر	نموذج الشكل
٣	-	خطي	١٨٠	
٣	٢	منحني	١٠٤,٥	
٤	-	مثلث متساوي الأضلاع	١٢٠	
٤	١	هرمي ثلاثي	١٠٧,٣	
٥	-	رباعي الأوجه منتظم	١٠٩,٥	

بعض صفات الأواصر:

إن أشكال الجزيئات (رغم أهميتها) ليست وحدها التي تحدد صفات المواد وسلوكها، فأنواع الأواصر تقرر الكثير من صفات المواد، ويؤكد الجدول التالي العلاقة بين نوع الأصرة وصفات المادة.

نوع المادة	توصيل التيار الكهربائي		نوع الأصرة	المادة
	الموصل	العازل		
عالية	توصل	لا توصل	أيونية	أيونية
منخفضة	لا توصل	لا توصل	مشتركة	جزيئية
عالية	توصل	توصل	فلزية	فلزية

ولكن هل تؤدي الأواصر المشتركة جميعها إلى السلوك نفسه؟ وهل للأواصر المشتركة صفات واحدة؟

ذكرنا سابقاً أن صفات المركبات تعتمد على أشكالها، ولكن هناك مركبات كثيرة تتشابه في أشكالها وتختلف في صفاتها فشكل جزيء الماء قريب من شكل جزيء كبريتيد الهيدروجين (H_2S) لكن الثاني يظهر سلوك الحامض بدرجة أقوى بكثير من الماء، كما أن كبريتيد الهيدروجين غاز والماء سائل (في درجة الحرارة العادية) وشكل كل من $SiCl_4$ و CCl_4 رباعي الأوجه منتظم ولكن الأول لا يتفاعل مع الماء والثاني شديد التفاعل مع الماء.

وهناك الكثير من الاختلافات بين المركبات الجزيئية وهذه الاختلافات تعود إلى اختلاف أواصرها المشتركة فطبيعة الأصرة وصفاتها تعتمد على الذرتين المرتبطتين.

١- قطبية الأصرة:

لتوضيح معنى قطبية الأصرة ندرس الأصرة المشتركة بين ذرتي هيدروجين وهي أبسط الأواصر المشتركة، فإلكترونات الأصرة منجذبان نحو

نواتي الذرتين وكلتا النواتين يحتويان نفس العدد من البروتونات الموجبة، وقوتا جذبهما للإلكترونين متساويتان لذا لن يكون اقتراب الإلكترونين من إحدى النواتين أكثر من النواة الأخرى وبذلك لن يكون لجزيء الهيدروجين قطبان كهربائيان، والآصرة بين ذرتيه ستكون غير قطبية.

أي أننا لا نتوقع أن تكون الآصرة بين ذرتين من العنصر نفسه كالهيدروجين قطبية وبتعبير آخر تكون الآصرة غير قطبية بين ذرتين لهما نفس القدرة على جذب الإلكترونين.

وتعتمد قوة جذب الذرة للإلكترونات على عاملين أساسيين هما:

الأول: عدد البروتونات في نواة الذرة ويمثل ذلك مقدار الشحنة الموجبة.

الثاني: بُعد الإلكترونات عن النواة ويمثل ذلك مقدار الشحنة السالبة.

إن عدد بروتونات ذرة الكلور ($_{17}\text{Cl}$) أكبر من عدد بروتونات ذرة الهيدروجين ($_{1}\text{H}$) لكن إلكترونات الآصرة أبعد عن نواة الكلور مقارنة ببعدها عن نواة الهيدروجين فأبي الذرتين أقدر على جذب إلكترونات الآصرة ؟

لقد قام الكيميائيون بدراسة قدرة الذرات النسبية على جذب إلكترونات الأواصر الموجودة بينها وتوصلوا إلى مقياس نسبي، ووضعوا بذلك جدولاً يعرف بجدول الكهروسلبية فوجدوا أن أقدر الذرات على سحب إلكترونات الآصرة هي ذرة الفلور وقاموا بمقارنة بقية الذرات بها.

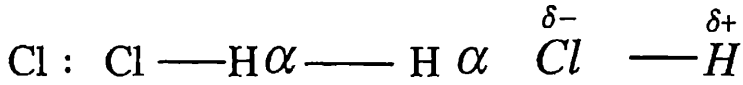
والجدول التالي يعطي قيم الكهروسلبية لعدد من العناصر.

الكهروسلبية	رمز العنصر	الكهروسلبية	رمز العنصر	الكهروسلبية	رمز العنصر
١,٥	Be	٣,٠	N	٤,٠	F
١,٢	Mg	٢,١	P	٣...٠	Cl
١,٠	Li	٢,٥	C	٢,٥	I
٠,٩	Na	١,٨	Si	٢,٥	O
٢,١	H	١,٥	Al	٢,٥	S

إن هذه الأرقام تعطي قيمة نسبية لذلك ليس لها وحدات فهي ليست قوة ولا طاقة إنما تمثل القدرة النسبية على سحب إلكترونات الأصرة، وعند مقارنة ذرتين ببعضهما فإن هذه الأرقام على الذرة التي ستجذب إلكترونات الأصرة نحوها أكثر من الأخرى إن ارتبطتا معاً.

وفي مثال الأصرة بين ذرتي الكلور والهيدروجين فإن كهروسلبية الذرتين تبين إن الكلور أقوى على جذب إلكترونات الأصرة، ولكن هذا الجذب لا يصل إلى حد اكتساب الإلكترون كما في الأصرة الأيونية بين الكلور والصوديوم.

وبناء على ذلك توصف الأصرة بينهما بأنها آصرة مشتركة قطبية حيث تكون منطقة الكلور مركز القطب السالب وتكون منطقة الهيدروجين مركز القطب الموجب، وتمثل مقدار الشحنة بالرموز δ^- ، δ^+ أي أنها شحنة جزئية أقل من شحنة الإلكترون أو البروتون الكاملة.



ويمكن القول بأن الأصرة بين الفلور والهيدروجين هي أيضاً قطبية فالاختلاف بين كهروسلبية الفلور (٤,٠) وكهروسلبية الهيدروجين (٢,١) كبير، ومن المتوقع أن تكون إلكترونات الأصرة في HF قريبة جداً من ذرة الفلور.

وتقاس القطبية في أي جسم قطبي بالعزم القطبي، ويعتمد العزم القطبي

على عاملين أساسيين هما:

• مقدار الشحنة عند كل قطب (δ).

• البعد بين القطبين.

ويزداد العزم بزيادة أي من هذين العاملين.

إن الفارق الأكبر في الكهروسلبية بين الفلور والهيدروجين

$(4,0) - (2,1) = 1,9$ ، مقارنة بالفارق بين الكلور والهيدروجين
 $3,0 - (2,1) = 0,9$ ، سيؤدي إلى تكوّن شحنة أكبر عند القطبين في HF
 ولكن المسافة بين القطبين في HF أقصر منها في HCl.

وتدل الأمثلة السابقة على أن الأصرة المشتركة بين ذرتين مختلفتين في
 كهروسلبيتها هي أصرة قطبية.

إن الأصرة O - H في جزيء الماء هي أصرة قطبية وكذلك الأصرة
 C = O في جزيء CO₂ أصرة قطبية أيضاً، ومع ذلك نجد أن جزيء الماء
 قطبي بينما جزيء CO₂ غير قطبي.

٢- قطبية الجزيئات:

إن وجود أواصر قطبية في الجزيء لا يعني بالضرورة أن يكون ذلك
 الجزيء قطبياً، فالقطبية لجسم ما الممثلة بالعزم القطبي هي كالقوة المؤثرة في
 الجسم، فقد تؤثر قوتان في جسم ولا يتحرك ذلك الجسم أي أن المحصلة تساوي
 صفر وإليك بعض الأمثلة الموضحة.

فقد يكون في جزيء ما أصرتان قطبيتان ويكون عزميهما القطبيين في
 اتجاهين متعاكسين فتلغيان أثر بعضهما إن تساوتا، ويعتمد هذا الأمر على شكل
 الجزيء.

ولو قارنا شكل جزيء الماء بشكل جزيء ثاني أكسيد الكربون نلاحظ
 إن الأول غير خطي، والثاني خطي، لذلك فإن الأصرتين H - O في جزيء
 الماء لن تلغيا أثر بعضهما، وسيكون جزيء الماء قطبياً، ولكن الأصرتين في
 ثاني أكسيد الكربون C = O ستلغيان تأثير بعضهما وسيكون الجزيء غير
 قطبي.

وعلى ذلك فإن التنبؤ بقطبية جزيء ما يحتاج إلى معرفة أمرين أساسيين

هما:

- قطبية كل آصرة.
- شكل الجزيء.

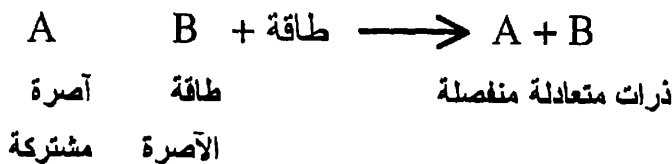
فمثلاً جزيء CH_4 يتكون من أربع أواصر قطبية، لكن الجزيء غير قطبي لأن شكله - رباعي الأوجه منتظم مما يعني أن (محصلة) تأثير هذه الأواصر هي صفر فتأثير الأصرتين (أ) و (ب) يختزل تأثير الأصرتين (ج) و (د).

طاقة الأصرة:

يتصف غاز النيتروجين بالثبات وضعف القابلية للتفاعل بينما الأوكسجين بقدرته على التفاعل مع كثير من المواد، ويتفاعل غاز الفلور بشدة مع غاز الميثان ولكن اليود يكاد لا يتفاعل معه.

وكثير من المواد البلاستيكية كمبلمر متعدد الإيثيلين ومبلمر متعدد كلوريد الفايثيل ثابتة وتقاوم التحلل، في حين تتحلل خيوط الصوف والقطن عند تعرضها طويلاً للظروف البيئية، وحرق الكبريت يعطي حرارة كبيرة ولكن عملية حرق النيتروجين تمتص الطاقة وتكوّن السكر من ثاني أكسيد الكربون والماء يحتاج إلى طاقة ويعطي حرقة طاقة.

إن التفاعل الكيميائي هو عبارة عن كسر أواصر وتكوين أواصر بين الذرات، ويعتمد كسر الأصرة على طاقتها، حيث أن تكون آصرة بين ذرتين يؤدي إلى وضع يكون فيه ثبات أكبر أي تنخفض فيه الطاقة وبالمقابل فإن فصل ذرتين مرتبطتين عن بعضهما يحتاج إلى طاقة، إن مقدار الطاقة التي تلزم لفصل ذرتين مرتبطتين عن بعضهما تعرف بطاقة الأصرة.



إن كمية الطاقة اللازمة لفصل ذرتين تساوي كمية الطاقة الناتجة من ارتباط الذرتين بأصرة مشتركة فإن:



ولذلك نستطيع معرفة مقدار طاقة الأصرة بقياس الطاقة اللازمة لكسر الأصرة، أو الطاقة الناتجة عن تكونها فكلتاها متساويتان في المقدار. ويبين الجدول الآتي معدل طاقة عدد من الأواصر المشتركة:

الطاقة لك جول/مول	الأصرة	الطاقة لك جول/مول	الأصرة	الطاقة لك جول/مول	الأصرة
٧٠٧	C = O	٤٩٤	O = O	٤٣٥	H - H
٤٨٥	C - F	٤٦٣	O - H	٤٣١	H - Cl
٣٣٩	S - H	٩٤١	N - N	٣٦٤	H - Br
٣٢٦	C - Cl	٣٨٩	N - H	٢٤٣	Cl - Cl
٤١٤	H - C	٣٤٧	C - C	١٩٣	Br - Br

**الفصل
السابع
الحالة المكثفة
(السائلة والصلبة)**

الحالة المكثفة (السائلة والصلبة)

المواد الصلبة البلورية والمواد الصلبة عديمة الشكل (اللابلورية):

تتألف المواد الصلبة من دقائق صغيرة تتحرك حركة محدودة جداً — كما عرفنا من نظرية الحركة الجزيئية — وهذا ما يفسر الأشكال الثابتة والمنظمة التي لا تتغير بتغير الأماكن والأوعية التي توضع فيها كما هو الحال مع المواد السائلة والغازية، وتسمى الأشكال الصلبة المنتظمة باسم الأشكال البلورية، وتسمى وحدتها الأساسية بلورة.

ويظهر انتظام أشكال البلورات أحياناً بالعين المجردة وأحياناً يظهر على مستوى مجهري، حيث يظهر التوزيع النظامي لحوافها وطريقة ارتباط الواحدة منها بالأخرى.

ويوجد بالمقابل مجموعة من المواد الصلبة التي تتجمع جزيئاتها بأشكال غير نظامية، ويسمى هذا النوع من المواد الصلبة المواد عديمة الشكل أو المواد اللابلورية مثل الزجاج بأنواعه، وبعض أنواع الصخور، ومثل كل المواد البلاستيكية.

زجاج بركاني — مادة عديمة الشكل (مادة لا بلورية)

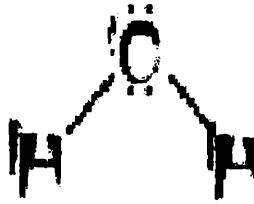




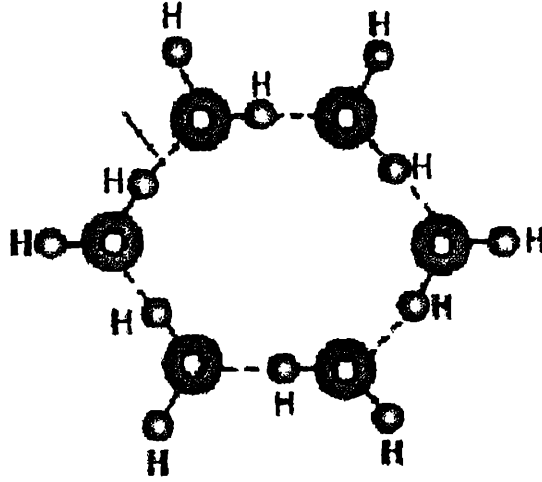
نماذج بلورية لعدة مواد

البلورات:

ذكرنا سابقاً أن المواد الصلبة تتكون من وحدات بنائية هي البلورات وسنتطرق إلى ماهية ونوعية الدقائق الصغيرة التي تتكون منها البلورات ذاتها ولكي يكون الموضوع أكثر وضوحاً سندرس مثلاً مألوفاً ومعروفاً هو بلورات الثلج، إذ أن الدقيقة الصغيرة التي هي وحدة بناء بلورات الثلج هي جزيئة الماء:



تتكون بلورة الثلج في أبسط صورها من ستة جزيئات من هذا النوع ترتبط ببعضها بأواصر هيدروجينية. وهذه الأشكال السداسية يرتبط الواحد منها بالآخر فتشكل شبكات معقدة تعرف باسم الشبكات البلورية، وشبكات الثلج هي شبكات ثلاثية الأبعاد، كما هو الحال في الشبكات البلورية للمواد الصلبة الأخرى.



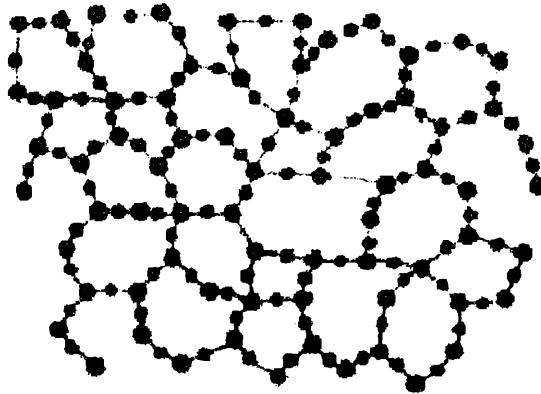
رابطة هيدروجينية

سؤال:

يوجد أكسيد السيليكون SiO_2 في الطبيعة بعدة أشكال منها:
المرو (كوارتز)، والصوان، والرمل الزجاجي، فما هو الفرق بين هذه الأشكال
الثلاثة؟

الجواب:

المرو: يتكون من بلورات منتظمة ترتبط فيها ذرة واحدة من السيليكون
بأربع ذرات من الأوكسجين، ويتكون من وحدات SiO_2 مرتبة ترتيباً منتظماً.
الصوان: يتكون من وحدات SiO_2 ولكنها غير مرتبة، لذلك فالصوان
هو مادة عديمة الشكل.



الوضع البلوري لوحدات SiO_2 في الصوان

الرمال الزجاجي: هو عبارة عن حبيبات صغيرة من المرو.

ويمكن أن تترتب الوحدات البنائية بطريقة نظامية فينتج مادة صلبة لها شكل هندسي محدد أي تتكون من بلورات، أما إذا تترتبت الوحدات البنائية بطريقة غير منتظمة فنتج مادة صلبة عديمة الشكل أي غير متبلورة.
البلورة: مادة صلبة لها شكل هندسي محدد.

الشبكة البلورية: هي عبارة عن نموذج منتظم ومتكرر من النقاط الثابتة تدور حوله وحدات بناء البلورة.

ويعتمد في تصنيف المواد الصلبة على أحد الأساسين التاليين:

أ- نوع الوحدات البنائية هل جزيئات أم أيونات، ولذلك فهناك نوعان من المواد الصلبة مواد صلبة جزيئية (مثل الجليد) ومواد صلبة أيونية (مثل ملح الطعام).

ب- نوع قوى الربط بين الوحدات البنائية، فهناك مواد صلبة يربط بين وحداتها قوى فاندرفال أو قوى قطبية أو أواصر هيدروجينية.

قوى فاندرفالز: هي قوى جذب ضعيفة توجد بين الذرات أو الجزيئات غير المستقطبة مثل (C_2H_6 , H_2 , I_2 , Br_2) وتزداد قوتها بازدياد حجم الذرة أو الجزيئة، وكذلك تزداد قوتها بالضغط والتبريد.

وتتولد قوى تجاذب فاندرفالز نتيجة تأثير دوران الإلكترونات في الجزيئة أو الذرة بدوران الإلكترونات في الجزيئات أو الذرات المجاورة مما يسبب نوعاً من الاستقطاب الآني بين هذه الذرات أو الجزيئات ونتيجة لهذا الاستقطاب الآني تتولد قوى تجاذب فاندرفالز.

أنواع البلورات:

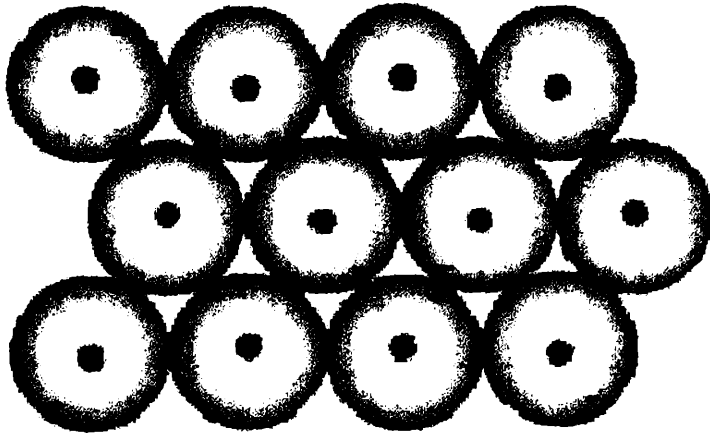
تعتمد الأشكال البلورية على نوعية الوحدات البنائية وعلى طبيعة الربط

بين هذه الوحدات.

إن عدد الطرق التي تترتب فيها الوحدات البنائية في البلورات قليلة
ويمكننا أن نصنف البلورات في أربعة أنواع:
أولاً- البلورات الجزيئية:

إن قوى الربط في البلورات الجزيئية ضعيفة لذلك تكون طاقة الشبكات
البلورية لها صغيرة، ولذلك فهي تتميز عموماً بدرجات انصهار منخفضة.
والبلورات الجزيئية رديئة التوصيل للكهرباء لأن الإلكترونات مرتبطة
بالجزيئات وليست حرة الحركة ضمن المادة الصلبة.
ثانياً- المواد الصلبة الفلزية البلورية:

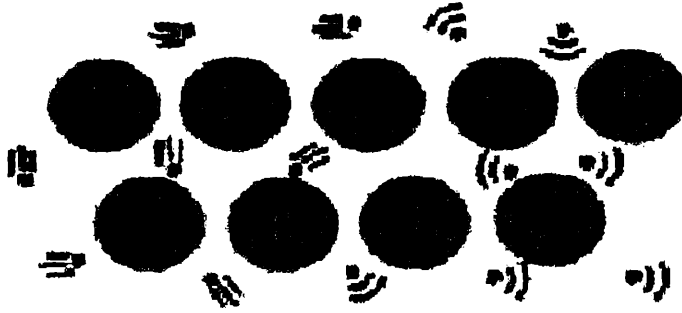
تتميز الفلزات بكونها تتكون من أنوية موجبة تسبح في غيمة إلكترونية،
تحمل الأنوية الموجبة زوايا الشبكة البلورية، ويبقى التجمع الصلب متماسكاً
بسبب التجاذب الكهربائي الساكن بين الأنوية الموجبة وغيمة الإلكترونات
السالبة تمثلها الكرات الحمراء الموجبة الأنوية مع الإلكترونات الداخلية في
الشكل التالي، أما الشحنات السالبة فتمثل إلكترونات التكافؤ.



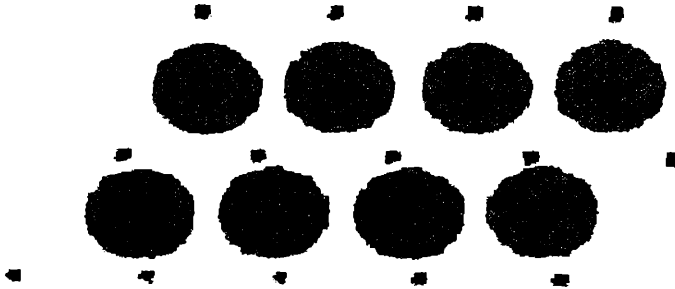
تتكون الفلزات من أيونات موجبة
محاطة بغيمة من الإلكترونات السالبة

تعرف الأواصر من هذا النوع باسم الأواصر الفلزية وتزداد قوتها بازدياد عدد إلكترونات التكافؤ، كما أنه بسبب حرية حركة الإلكترونات تكون الفلزات موصلة جيدة للحرارة والكهرباء، وكذلك نظراً لحركة الإلكترونات بحرية وفي كل الإتجاهات فإن الفلزات قابلة للطرق والسحب.

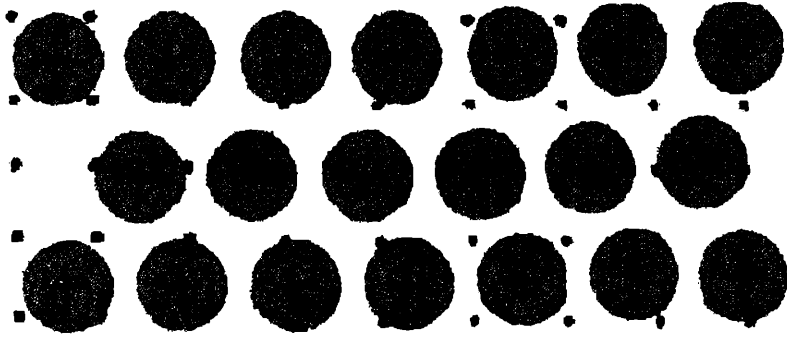
ولقياس قوة الأصرة الفلزية يستخدم مصطلح طاقة تحرير الذرات ويعني: "الطاقة اللازمة لتحرير مول من الذرات في الحالة الصلبة وتحويلها إلى الحالة الغازية" وبالطبع كلما كانت هذه الطاقة كبيرة كلما كانت الأصرة الفلزية أقوى.



تتحرك الإلكترونات خلال الشبكة حركة عشوائية سريعة ناقلة الحرارة بسرعة من جزء إلى آخر.



يمكن لطبقات الشبكة أن تنزلق الواحدة منها على الأخرى بدون أن تتحطم الرابطة الفلزية. إن هذا يفسر قابلية الطرق والسحب عند المعادن.



تتحرك الإلكترونات غير المتمركزة (التي لا تبقى في مواقع ثابتة) ضمن الشبكة وهذا يعني ان تيارا كهربائيا يتحرك

ثالثاً- المواد الصلبة الأيونية البلورية:

من الأمثلة الشائعة لهذه البلورات هي بلورات ملح الطعام، حيث أن الأيونات تحتل زوايا الشبكة البلورية وتكون قوى التجاذب فيما بينها هي قوى كهربائية ساكنة.

وتتحدد نوعية الشبكة الناتجة اعتماداً على حجم الأيونات وشحنتها النسبية، فكلما زادت هذه الشحنة كلما كانت الرابطة أقوى.

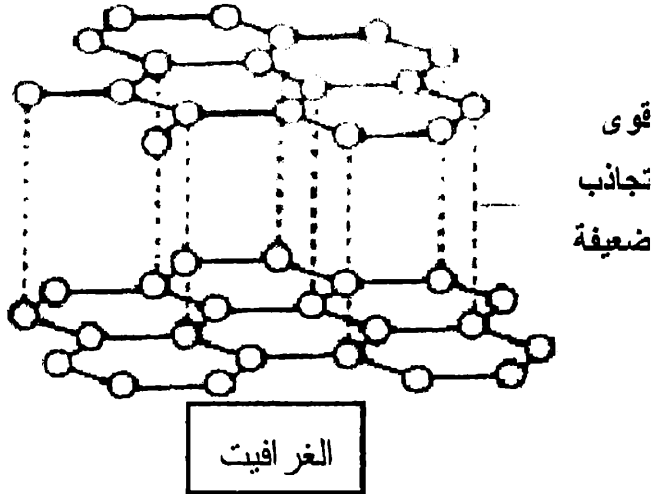
وبالنظر لكون التجاذب الكهربائي الساكن مرتفع في هذه البلورات طاقة الشبكة البلورية تكون عالية، وتكون المواد صلبة ذات درجة انصهار عالية، ولكنها تكون هشة لأنه عند طرق البلورات تنزلق الأيونات على بعضها مما يولد تناقضاً بين الأيونات المتشابهة فتتفصل وتتكرر البلورات.

هذا وبالنظر لثبات الأيونات في مواقعها في الحالة الصلبة فإن هذه المواد تكون غير موصلة للكهرباء ولكنها تصبح موصلة فيما لو تحررت الأيونات ويتم ذلك عندما تذوب مكونة محاليل أو عندما تتصهر.

رابعاً- البلورات التساهمية:

في هذا النوع من البلورات توجد شبكة من الأواصر المشتركة تصل

بين ذرات المادة الصلبة كلها، ومن الأمثلة على هذه المواد الماس حيث ترتبط كل ذرة بأربع ذرات أخرى بأواصر مشتركة ومن أمثلتها الأخرى الغرافيت والكربورانديوم والمرو.

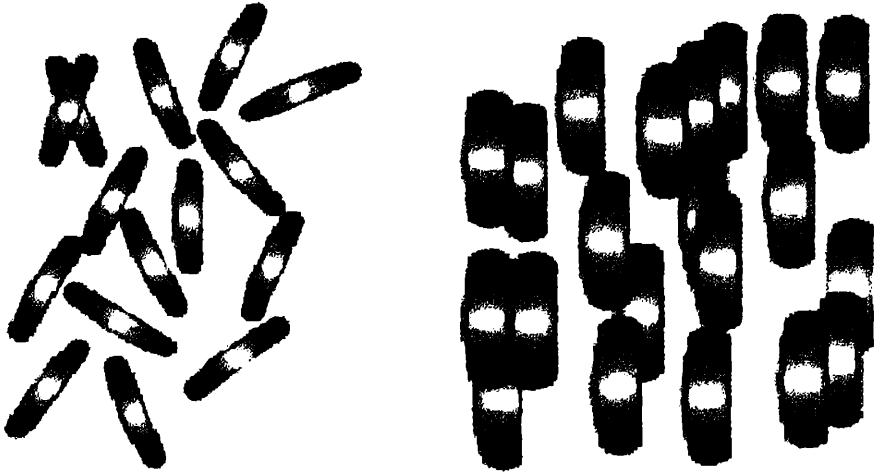


ونظراً للطبيعة المتشابكة من الأواصر التساهمية، فإن البلورات التساهمية تكون درجات انصهارها عالية وتكون شديدة القساوة. والمواد من هذا النوع رديئة التوصيل للكهرباء لأن الإلكترونات مثبتة في الأواصر التساهمية ولا يسمح لها بالحركة. إن القوى الرابطة في هذا النوع من المواد الصلبة كما هو واضح هي أواصر تساهمية.

خامساً- البلورات السائلة:

تبين لنا مما سبق ما تمتاز به المواد الصلبة من ترتيب وتنظيم، ولكن هل يمكن للمواد السائلة أن تتخذ ترتيباً وتنظيماً شبيهاً بالمواد الصلبة على الرغم من حركتها العشوائية؟

قد يحدث هذا الأمر في بعض أنواع السوائل التي يكون شكل جزيئاتها متطاولاً ويشبه عود الثقاب، فهذه الجزيئات يمكن أن تأخذ وضعاً عالياً من الترتيب والتنظيم مع احتفاظها بقدرتها على حرية الحركة.



إن قوى الجذب بين هذه الجزيئات هي قوى فان ديرفال الضعيفة والتي تزداد قوة كلما زاد حجم الجزيئات، وبما أن الجزيئات هنا متطاولة فهي كبيرة الحجم بعض الشيء وحينما تترتب بشكل طولي فإن التجاذب والترابط فيما بينها يكون أقوى.

وبسبب مقدرة الجزيئات في هذه البلورات السائلة على تغيير اتجاهها أمكن استخدامها في تطبيقات مختلفة مثل الآلات الحاسبة والساعات الرقمية والموازين الإلكترونية وغيرها.

الفصل

الثامن

**الجدول الدوري
والتركيب الإلكتروني**

الجدول الدوري والتركييب الإلكتروني

تنظيم العناصر:

واصل الإنسان اكتشافاته للعناصر منذ القدم، فقد عرف منها تسعة عناصر في الأزمنة القديمة، وازداد عددها ليصبح أربعة عشر عنصراً في عام (١٧٠٠)، ثم تجاوز عددها الستين عنصر في مدة قرن ونصف القرن من الزمان.

ومع ازدياد أعداد العناصر المكتشفة، كان الإنسان عاكف على دراسة صفات هذه العناصر وأوجه التشابه والاختلاف بينها، وبناء على الصفات الظاهرة لكل عنصر كمنشأته وتفاعلاته مع الماء والهواء والحوامض تولدت الحاجة إلى تنظيمها ووضع تصنيف لها وبيان العلاقات بينها.

وعندما طرحت النظريات الذرية، وخاصة نظرية دالتون، اعتبر العلماء أن سبب التشابه أو الاختلاف بين العناصر يعود إلى التشابه أو الاختلاف ما بين ذراتها، واعتبرت أهم صفة مميزة للذرة هي الكتلة الذرية، وكان دالتون قد افترض بأن العناصر تختلف في كتل ذراتها، فكان اتجاه النشاط الكيميائي نحو إيجاد الكتل الذرية للعناصر المعروفة، فتوافرت لدى العلماء قيم وأرقام تخص العناصر يمكن مقارنتها ودراسة العلاقات بينها، وبرز عدد من المحاولات لتنظيم العناصر وذلك بالرجوع إلى كتل ذراتها: حيث أصبحت الكتل الذرية المعيار المتبع لتنظيم العناصر وتصنيفها، ومن أبرز المحاولات الأولية التي نالت الاهتمام هي :

١- ثلاثيات دوبر آينر:

من خلال التجارب والدراسات التي قام بها دوبر آينر توصل إلى أن الكتلة الذرية للسترونشيوم تقع بين الكتلة الذرية لعنصري الكالسيوم والباريوم

فمعاصر الكالسيوم والباريوم والسترونشيوم تتشابه إلى حد كبير، وأنها تتدرج في صفاتها الطبيعية وسلوكها الكيميائي، فالسترونشيوم يتوسط في صفاته بين الكالسيوم والباريوم، حيث أن درجة انصهاره (٨٠٠ س) ودرجة انصهار الباريوم (٧١٠ س) ونشاطه في التفاعل مع الماء لإنتاج الهيدروجين أقل من نشاط الباريوم وأكثر من نشاط الكالسيوم.

وكذلك فإن كتلة السترونشيوم الذرية (٨٨) هي وسط ما بين الكتلة الذرية للكالسيوم (٤٠) والكتلة الذرية للباريوم (١٣٧)، وقادت هذه الملاحظات إلى محاولات دوبر آينر في البحث عن مجموعات أخرى تتألف من ثلاثة عناصر تتوسط صفات ثانيها ما بين صفات العنصر الأول وصفات العنصر الثالث.

وفي عام ١٨٢٩ اكتشف دوبر آينر السلوك نفسه لثلاثة عناصر أخرى هي الكلور والبروم واليود، أعقبها اكتشاف ثلاثة أخرى تضم الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم، مما دفع دوبر آينر لاقتراح قانون الثلاثيات، والذي ينص على أن العناصر تنتظم في ثلاثيات، بحيث تكون الكتلة الذرية للعنصر الأوسط تساوي معدل الكتلة الذرية للأول والثالث.

وقد لاقت فكرة الثلاثيات إقبالا لدى العلماء ولكن لسوء الحظ اصطدم العلماء بحقيقة أن قيم الكتل الذرية للعناصر كانت في الغالب غير دقيقة.

٢- ثمانيات نيو لاندرز:

كان العالم الإنكليزي جون نيولاندرز من المهتمين بفكرة تنظيم العناصر في مجموعات (بشكل أعمدة) وفق زيادة كتلتها الذرية، فقد لاحظ نيولاندرز بأن العناصر التي تتشابه خواصها تتكرر بشكل دوري بعد كل سبعة عناصر، أي أن العنصر الأول يشبه العنصر الثامن، والعنصر الثاني يشبه العنصر التاسع، وهكذا، وبذلك رتب العناصر ضمن صفوف أفقية يضم كل صف منها سبعة عناصر، ويقع العنصر الثامن مباشرة تحت العنصر الأول، والتاسع تحت الثاني وهكذا، وسميت مجموعاته بالثمانيات.

وقد نجح هذا الانتظام لأول (١٥) عنصراً معروفاً في ذلك الوقت.

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	Co, Ni
Cu	Zn	Y	In	As	Se	Br
Rb	Sr	La, Ce	Zr	Nb, Mo	Ru, Rh	Pd

ويعتبر تنظيم نيولاندز رائعاً ويتفق تقريباً مع الجدول الدوري الحديث من عنصر الليثيوم إلى عنصر الكالسيوم، حيث أن العناصر التي تقع في العمود الواحد في جدول نيولاندز تقع ضمن مجموعة واحدة في الجدول الدوري الحديث.

إلا أن العناصر التي تلي الكالسيوم في الكتلة الذرية لا يتفق ترتيبها في جدول نيولاندز مع الجدول الدوري الحديث، فمثلاً الحديد يقع ضمن مجموعة الأوكسجين، وهذه المجموعة تختلف كلياً في صفاتها عن صفات الحديد، فالحديد من الفلزات وعناصر الأوكسجين والكبريت من اللافلزات.

٣- تنظيم ماير:

أما العالم ماير فقد استرعى اهتمامه العلاقة ما بين كثافة بعض العناصر وبين كتل ذراتها، فمثلاً: كثافة عنصر السيزيوم (١,٩٠ غ/سم^٣) وكثافة عنصر الباريوم (٣,٧٨) غ/سم^٣ أي ما يقارب ضعفي كثافة عنصر السيزيوم إلا أن كتلتي ذرتي العنصرين متقاربتان (الباريوم ١٣٧,٣، السيزيوم ١٣٢,٩).

ومن خلال هذه الملاحظة استنتج ماير أن حجم ذرة السيزيوم هو تقريباً ضعفي حجم ذرة الباريوم، فوضع ترتيباً للعناصر حسب حجم ذراتها، فتكونت لديه حجوم نسبية للذرات بالإضافة إلى الصفة الأخرى للذرات وهي الكتل

الذرية، وتوافر هاتين الصفتين دعاه إلى أن يبحث عن العلاقة التي تربط بينهما، ووضع رسماً بيانياً لذلك وقد بين هذا الرسم أمران رئيسيان هما :

- وجود خاصية دورية في صفات العناصر، فالليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم تتشابه فيها الصفات وتدرج، حيث أن العنصر الذي يأتي بعد الليثيوم يشبه العنصر الذي يأتي بعد الصوديوم، ويشبه العنصر الذي يأتي بعد البوتاسيوم وهكذا.
- عدد العناصر بين عنصري الليثيوم والصوديوم يساوي عدد العناصر بين عنصري الصوديوم والبوتاسيوم، إلا أن عدد العناصر بين البوتاسيوم والروبيديوم يساوي ضعف العدد السابق لكنه يساوي العدد بين الروبيديوم والسيزيوم.

٤ - تنظيم مندليف:

اهتم العالم مندليف بدراسة العلاقة بين ذرية العناصر والكتلة الذرية، فقد كان العلماء الكيميائيين يعرفون عن ذريات العناصر ويطلقون عليها كلمة "القوة" أو "القدرة" وكانت تعني لهم آنذاك - قدرة ذرات العناصر على الارتباط بالهيدروجين، فقدرة الهيدروجين على الارتباط هي (١)، والأوكسجين (٢)، والنتروجين (٣)، أي أن ذرة الهيدروجين تستطيع الارتباط بذرة واحدة، والأوكسجين يستطيع الارتباط بذرتين وهكذا.

ولاحظ مندليف بأن ذريات العناصر المعروفة لديه تتغير بشكل دوري في القائمة التي يظهر فيها تسلسل الكتل الذرية، حيث أن هذه الذرية تبدأ من (١) وتصل إلى (٤) وتنقص لتصل (١) مرة أخرى، ثم تأتي بداية جديدة من (١)، حيث أن العناصر النبيلة (الخاملة) لم تكن معروفة في ذلك الوقت.

فاستنتج مندليف بأن هناك دورية في ترتيب العناصر، فالدورة الواحدة (المتسلسلة في الكتلة الذرية) تبدأ بالذرية (١)، وتشمل ٧ عناصر، فقام بوضع

جدول يمثل هذه الدورية عرف بجدول مندليف الدوري.

وقد امتاز جدول مندليف بقدرته على التنبؤ بعناصر جديدة وتفسير ما

يستجد فمثلاً:

أ- تمكن من تصحيح قيم الكتل الذرية لبعض العناصر، فالكتلة الذرية للبريليوم كانت سابقاً ١٤ ولكن في جدول مندليف لا يوجد فراغ لمثل هذه الكتلة، فتنبأ بكتلة ذرية للبريليوم تساوي ٩، ووجد فيما بعد أن الكتلة الصحيحة له هي ٩,٠١٣، وهناك قيماً أخرى غير صحيحة كانت معطاة لكل الانديوم واليورانيوم، فقام مندليف بتصحيحها بناء على جدولته.

ب- تمكن من التنبؤ بوجود عناصر جديدة لم تكن مكتشفة أو أن صفاتها لم تكن محددة مسبقاً، فترك لها فراغات في جدولته.

ج- تفسير وجود وسلوك عناصر اكتشفت فيما بعد ولم يتنبأ بها مندليف، لذلك لم يترك لها فراغات في جدولته، فهو لم يتنبأ بوجود مجموعة العناصر التي عرفت بالغازات الخاملة والتي تسمى الآن الغازات النبيلة، إنها لم تعد خاملة تماماً، بل تمكن العلماء من تحضير مركبات لها ما عدا الهيليوم، وعند اكتشاف هذه العناصر ومعرفة خمولها، تبين أن بالإمكان إدخالها في صف مكمل لجدول مندليف، فاحتلت العمود الثامن الذي أعطيت عناصره مجموعة تساوي صفراً (نظراً لخمولها)، وبذلك لم تسبب هذه الإضافة أي خلل في جدول مندليف، بل اعتبر هذا الاكتشاف مؤيداً وداعماً لجدولته.

وفي ضوء المستجدات والحقائق العلمية الجديدة أصبح جدول مندليف بحاجة إلى تعديل وبناء على أسس جديدة، ومن ابرز المستجدات التي توقفت عندها جدول مندليف ولم يتمكن من استيعابها اكتشاف مجموعات من العناصر التي عرفت بالعناصر الترابية النادرة، ولم يكن لها مكان فيه، وكذلك اكتشاف مكونات الذرة، وما تبع ذلك من تفاعلات شملت أنوية الذرات.

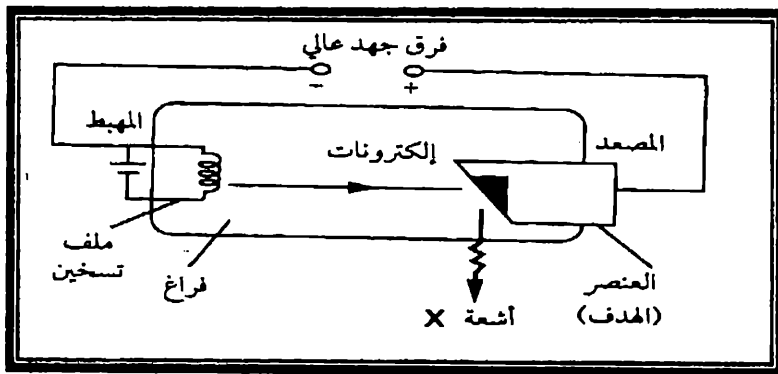
الجدول الدوري الحديث:

كان العلماء في السابق يعتقدون بأن ذرات العنصر الواحد متساوية في الكتلة الذرية، وقد تم اكتشاف نظائر للعناصر الموجودة آنذاك تختلف في الكتلة، مثل عنصر الرصاص الذي يشتمل على ثلاث نظائر كتلتها (٢٠٦)، (٢٠٧)، (٢٠٨)، وجميع هذه النظائر لها نفس الخصائص الكيميائية للرصاص.

١- العدد الذري:

بعد أن توصل العلماء لمكونات الذرة وعرفوا بأن العدد الذري هو عدد البروتونات الموجودة في نواة الذرة، وفي الذرة المتعادلة يكون عدد الإلكترونات الموجودة حول النواة مساوياً لعدد البروتونات في النواة، أي أن العدد الذري يمثل أيضاً عدد الإلكترونات التي تمتلكها ذرة العنصر، ثم توصلوا بعد ذلك إلى معرفة الأعداد الذرية (أعداد البروتونات) للعناصر.

فعندما درس العالم رونجن الأشعة المهبطية في أنابيب التفريغ لاحظ بأن الأشعة المهبطية عند انطلاقها من القطب السالب واصطدامها بالقطب الموجب، تسبب إصدار إشعاعات من هذا القطب الموجب ذات طاقة عالية وقد أطلق عليها اسم أشعة (X). كما في الشكل:



ثم لاحظ الكيميائي الإنكليزي هنري موزلي وهو يدرس عن الأشعة السينية (وهي إشعاعات ضوئية كهرومغناطيسية لها قدرة كبيرة على اختراق

الأجسام) أن طول موجة الإشعاع يتغير بتغير العنصر المستخدم في القطب الموجب، (وهو القطب الذي تصدر عنه الأشعة بعد اصطدام الإلكترونات به)، فالعنصر الأثقل أي الذي كتلة ذراته أكبر، يكون طول موجة شعاعه أقصر (طاقته أعلى) أي أن لكل عنصر أشعة سينية خاصة به.

وقد تمكن موزلي من إيجاد علاقة بين طاقة الأشعة السينية (طول موجتها) وموقع العنصر في الجدول الدوري، حيث أن موقع العنصر وترتيبه في الجدول الدوري المعروف وقتذاك، حسب تسلسل كتلة ذرته، فكان الهيدروجين يتصدر قائمة العناصر، وبعده الهيليوم، وهكذا حتى اليورانيوم في نهاية القائمة. وقد أعطى موزلي كل عنصر رقماً متسلسلاً هو بمثابة رتبة لذلك العنصر، فأعطى للعنصر الذي ينتج أشعة سينية ذات طاقة أقل (طول الموجة أعلى) رقماً أقل، وأطلق على ذلك الرقم: العدد الذري، فالهيدروجين يأخذ الرقم (١) وبعده الهيليوم رقم (٢)، ثم الليثيوم رقم (٣)، وهكذا إلى آخر القائمة المعروفة، وبذلك يتطابق رقم العنصر مع موقعه المتسلسل في الجدول الدوري، فتوصل إلى النتيجة الآتية:

"تظهر الدورية في صفات العناصر إذا رتبت حسب تسلسل أعدادها الذرية".

وتبين لموزلي فيما بعد أن هذا الرقم الذي سمي بالعدد الذري يساوي شحنة النواة التي تمثل عدد البروتونات، لذلك أصبح العدد الذري لأي ذرة يمثل عدد بروتوناتها.

نظرية بور:

في عام (١٩١٣) تمكن العالم الدانماركي بور من وضع نظرية لتفسير سلوك العناصر والصفات الدورية فيها بالاعتماد على توزيع الإلكترونات في الذرات.

وهذه النظرية تعطي تصوراً عن الذرة يشبه مضمونها النظام الشمسي،

ففي الذرة نواة موجبة الشحنة، تدور حولها الإلكترونات في مدارات دائرية محددة تعرف بالمدارات الرئيسية (أو الأغلفة أو الطبقات)، وتبقى في هذه المدارات ولا تغيرها إلا إذا اكتسبت أو فقدت طاقة، فالإلكترون في ذرة الهيدروجين مثلاً يدور في مدار دائري محدد البعد عن النواة، فإذا اكتسبت الذرة طاقة فإن الإلكترون ينتقل إلى مدار دائري آخر أكثر بعداً عن النواة، ولكل مدار أو طبقة سعة محددة من الإلكترونات، فيتسع أقرب مدار لإلكترونين فقط، والثاني لثمانية، والثالث لثمانية عشر إلكترونًا.

الغلاف الرئيس الأول الغلاف الرئيس الثاني الغلاف الرئيس الثالث

سعة الإلكترونات : $\frac{\text{المدار الأول}}{1}$ $\frac{\text{المدار الثاني}}{8}$ $\frac{\text{المدار الثالث}}{18}$

فيكون للهيدروجين وفق هذا النموذج مدار واحد يدور فيه إلكترون واحد، والليثيوم له مداران، الأول ممتلئ بالإلكترونين، والثاني يدور فيه إلكترون واحد، والصوديوم الذي عدده الذري (11) أي أن في ذراته (11) إلكترونًا، فله ثلاث مدارات، الأول ممتلئ بالإلكترونين والثاني ممتلئ بثمانية، والثالث يدور فيه إلكترون واحد.

وعند مقارنة أعداد الإلكترونات المدارات الأخيرة لهذه العناصر الثلاثة نجد أن كلاً منها يحتوي على نفس العدد من الإلكترونات (أي إلكترون واحد) وتقع جميعها في عمود واحد في الجدول الدوري، إذ إن لكل منها ذرية واحدة (قدرة ارتباط) تساوي واحداً، ولها صفات مشتركة (ما عدا الهيدروجين).

وكذلك ذرية البوتاسيوم هي واحد أيضاً، وتشبه صفاته صفات الصوديوم والليثيوم، وموقعه في 'الجدول الدوري في نفس عمودهما (مجموعتهما) وتتوزع إلكتروناته التسعة عشر في أربع مدارات وعلى النحو التالي:

رقم المدار	سعة القسوى من الإلكترونات	عدد الإلكترونات المتواجدة	مدى امتلاء المدار
الأول	٢	٢	كامل
الثاني	٨	٨	كامل
الثالث	١٨	٨	غير كامل
الرابع	٣٢	١	غير كامل

ويتضح من هذا التوزيع ما يأتي :

- أ- عدد الإلكترونات في المدار الأخير (واحد) وهو بذلك يساوي عدد الإلكترونات في المدار الأخير لذرتي الصوديوم والليثيوم.
- ب- المدار الثالث (الذي يسبق المدار الأخير) غير ممتلئ، حيث أن عدد الإلكترونات في هذا المدار هو ثمانية.

وقد توصل بور إلى النتيجة الآتية التي اعتمدها في تفسير الجدول الدوري : "يرتبط موقع العنصر في الجدول الدوري بعدد الإلكترونات الواقعة في مداره الأخير".

وهذه النتيجة توجهنا دائماً لمعرفة عدد الإلكترونات في المدار الأخير في ذرات العناصر، حيث أن عددها هو الذي يقرر موقع العنصر في الجدول الدوري وذراته، كما أنه يحدد سلوك العنصر وخصائصه، لذلك يعرف هذا المدار بمدار الذرية.

وقد ساعد هذا التصور عن الذرات على فهم وتفسير بعض سلوك العناصر، ولكنها واجهت صعوبات في تفسير خواص العناصر وسلوكها، كعدم امتلاء المدار قبل الأخير عند توزيع الإلكترونات في ذرة البوتاسيوم مثلاً.

٢- مستويات الطاقة:

إن النموذج الذري الذي قدمه بور وضع توزيعاً منظماً للإلكترونات، إذ

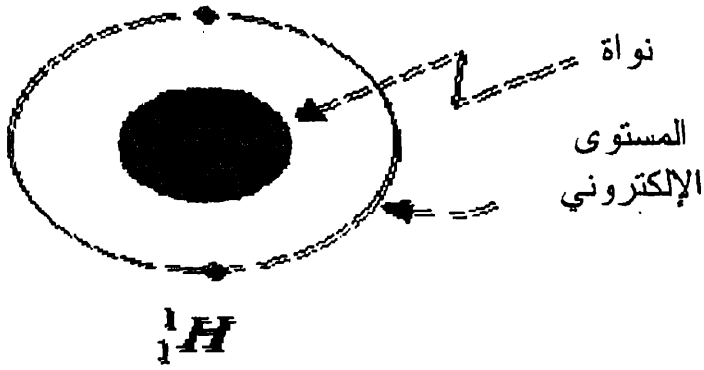
أن لكل إلكترون غلظاً أو مداراً رئيسياً يدور فيه، وتختلف هذه المدارات في بعدها عن النواة، فالمدار الأول قريباً من النواة، ثم يزداد بعدها تباعاً، فالمدار الثاني أبعد من الأول والثالث أبعد من الثاني، وهكذا.

ويكون للإلكترون طاقة محددة في كل مدار تبعاً لبعده عن النواة فكلما كانت طاقة الإلكترون أكثر كان أبعد عن النواة، وتعتمد قوة الجذب بين الإلكترون السالب والنواة الموجبة، وكذلك طاقة وضع الإلكترون، على بعد الإلكترون عن النواة فكلما قل البعد بينهما ازداد التجاذب وكبرت القوة وأصبحت طاقة الوضع أقل، لذلك تكون طاقة وضع الإلكترون في المدار الأول القريب من النواة أقل من طاقة وضع الإلكترون في المدار الثاني.

فالإلكترونات تدور حول النواة في مستويات متتابعة في البعد عنها، وتزداد هذه المستويات في طاقتها وحجمها كلما ابتعدنا عن النواة ويكون أصغرها حجماً وطاقة هو المستوى الأول الأقرب إلى النواة.

المستوى الأول (1) وهو أقربها إلى النواة، والمستوى السابع (II7) وهو أبعدا عن النواة، ويوجد هذا المستوى في عدد قليل من العناصر الثقيلة وأولها عنصر السيزيوم $Cs_{87} I$ وما يليه من عناصر.

لنأخذ مثلاً بسيطاً على تركيب الذرة وهو عنصر الهيدروجين، وهو أخف العناصر على الإطلاق، لذلك يحتل المربع الأول في الجدول الدوري وعدده الذري (1) أي أن نواته تحوي بروتون واحد، وتمتاز ذرة الهيدروجين بأنها الوحيدة، من بين ذرات العناصر المعروفة كلها، التي لا يوجد في نواتها نيوترونات، يوجد مقابل البروتون إلكترون واحد يعادله.



المعالم الرئيسية للجدول الدوري :

رتبت جميع العناصر في الجدول الدوري حسب تزايد أعدادها الذرية، فالعناصر التي لها نفس رقم المدار الأخير رتبت بشكل صفوف أفقية ودعيت (الدورات).

رقم الدورة = رقم المدار الأخير

أما العناصر التي لها نفس العدد من الإلكترونات في المدار الأخير فرتبت بصورة عمودية ودعيت مجموعات (زمر) :

رقم الزمرة (المجموعة) = عدد الإلكترونات في المدار الأخير

أ- الدورات:

تتوالى العناصر في الدورة الواحدة حسب تدرج أعدادها الذرية، فتبدأ الدورة الأولى بالهيدروجين وتنتهي بالهليوم (عنصر نبيل) وفيه عنصران عددهما الذريان (1) و (2) على التوالي، وتتوزع الإلكترونات في ذرتيهما على المدار الأول الذي سعته القصوى إلكترونان.

الدورة الأولى في الجدول الدوري تحوي عنصرين هما الهيدروجين والهليوم، وهي تمثل مستوى الطاقة الذري الأول وهذا المستوى يتسع لإلكترونين لا أكثر، لذلك فهذه الدورة تمثلت تماماً بعنصري الهيدروجين والهليوم.

عدد دوري

الكتلة الذرية

العناصر الانتقالية الرئيسية

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
IA	IIA	IIIA	IIIA	IVB	VB	VIB	VIB	VIB	VIB	IB	IIIB	IIIA	IIIA	VA	VIA	VIA	VIIA	VIIIA
H 1.00794	He 4.00260	Li 6.941	Be 9.012182	B 10.811	C 12.0107	N 14.00643	O 15.999	F 18.9984032	Ne 20.1797	Na 22.98976928	Mg 24.30469	Al 26.9815385	Si 28.0855	P 30.973761998	S 32.065	Cl 35.453	Ar 39.948	
K 39.0983	Ca 40.078	Sc 44.955912	Ti 47.88	V 50.9415	Cr 51.9961	Mn 54.938045	Fe 55.845	Co 58.933195	Ni 58.6934	Cu 63.546	Zn 65.39	Ga 69.723	Ge 72.630	As 74.9216	Se 78.96	Br 79.904	Kr 83.798	
Rb 85.4678	Sr 87.62	Y 88.90584	Zr 91.224	Nb 92.90638	Mo 95.94	Tc 98	Ru 101.07	Rh 102.9055	Pd 106.42	Ag 107.8682	Cd 112.411	In 114.818	Sn 118.710	Sb 121.757	Te 127.6	I 126.90545	Xe 131.29	
Cs 132.90545196	Ba 137.327	La ⁹⁰ 138.90487	Hf 178.49	Ta 180.94788	W 183.84	Re 186.207	Os 190.23	Ir 192.225	Pt 195.084	Au 196.966569	Hg 200.59	Tl 204.3833	Pb 207.2	Bi 208.9804	Po 209	At 210	Rn 222	
Fr 223	Ra 226	Ac ⁸⁹ 227	Rf 261	Hf 263	Sg 263	Ns 262	Hs 261	Mt 260										

العناصر الانتقالية الداخلية

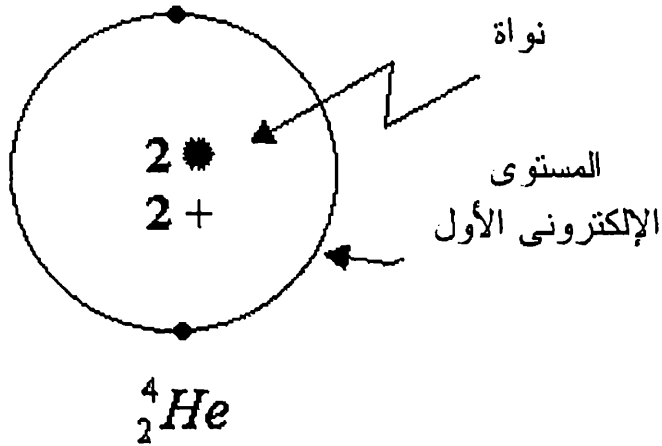
Ce 140.12	Pr 140.90766	Nd 144.24	Pm 145	Sm 150.35	Eu 151.964	Gd 157.25	Tb 158.92534	Dy 162.50	Ho 164.93032	Er 167.259	Tm 168.9304	Yb 173.054688	Lu 174.967
Th 232.0377	Pa 231.036888	U 238.02891	Np 237	Pu 244	Am 243	Cm 247	Bk 247	Cf 251	Es 252	Fm 257	Md 258	No 259	Lr 262

اللانثانيدات

الأكتيونيدات

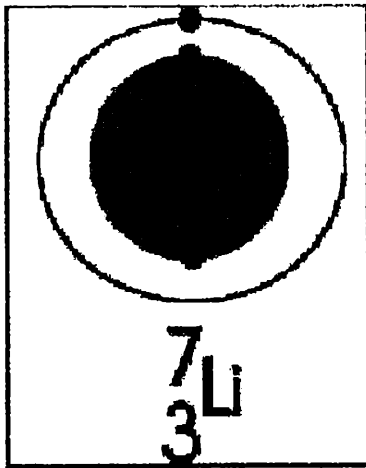
الجدول الدوري

ولنمثل الآن ذرة عنصر الهليوم بالرسم (He)، حيث يمثل الرقم (2) العدد الذري، إذن يوجد في نواة ذرة الهليوم (2) إلكترون.



أما الرقم فيمثل (4) العدد الكتلي الذي هو مجموع عدد البروتونات والنيوترونات الموجودة في النواة، إذن عدد النيوترونات في نواة ذرة الهليوم (4 - 2 = 2) أما في مستوى طاقته الأول فيوجد اثنان من الإلكترونات السالبة يعادلان شحنة البروتونين الموجبين الموجودين في النواة، ونذكر أن شحنة الإلكترون السالبة تعادل شحنة البروتون الموجبة، أما النيوترون فلا يحمل شحنة.

وتبدأ الدورة الثانية بالليثيوم الذي تتوزع

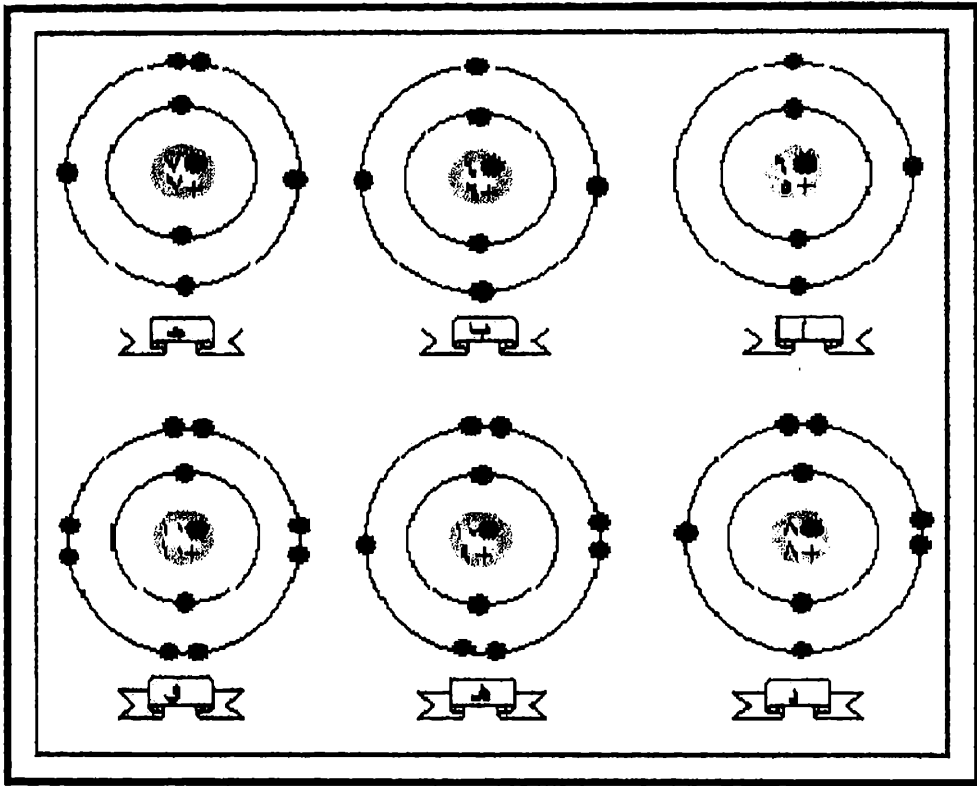


فيه الإلكترونات في مدارين رئيسيين وتنتهي بالنيون وهكذا بالنسبة لبقية الدورات، وتبدأ كل دورة ماعدا الدورة الأولى بعنصر يكون في مستوى الطاقة الأخير لذرتة إلكترون واحد وتنتهي بعنصر يكون في مستوى الطاقة الأخيرة لذرتة ثمانية إلكترونات، وعدد عناصر هذه الدورة هو ثمانية عناصر. ولنمثل الآن برسم بسيط ذرة عنصر الليثيوم Li.

مثل ولونا بالرسم بقية ذرات عناصر الدورة الثانية وهي:

أ	ب	ج	د	هـ	و
B	C	N	O	F	Ne

سنكتشف أن مستوى الطاقة الذري الثاني قد امتلأ تماماً بالالكترونات وحدث هذا الامتلاء الكامل في ذرة عنصر النيون، كما سنكتشف إن الدورة الثانية في الجدول الدوري التي تمثل المستوى الثاني قد وصلت إلى سعتها العظمى وهي ثمانية عناصر.



وتتدرج صفات العناصر في الدورة الواحدة بالتغيير من الصفات الفلزية إلى الصفات اللافلزية، فتبدأ الدورة بعنصر فلزي قوي وبالاجاه إلى يمين الدورة أي بازدياد العدد الذري تقل الخواص الفلزية تدريجياً لتظهر خواص أشباه الفلزات ومن ثم الخواص اللافلزية وتنتهي بعنصر نبيل.

وعند النظر في الجدول الدوري الحديث نجد صفان من العناصر الواقعة خارج الجدول:

- **الصف الأول:** ويشمل أربعة عشر عنصراً تبدأ بعنصر السيريوم Ce_{58} وتنتهي بعنصر اللوتيتيوم Lu_{71} ، ومكان هذه العناصر في الدورة السادسة فلا يوجد متسع لها في الدورة وتسمى أشباه اللانثانيوم (اللانثانيدات) لأنها تتدرج بعده وتشبهه في صفاته.
- **الصف الثاني:** ويشمل أيضاً أربعة عشر عنصراً ومكانها في الدورة السابعة وتسمى أشباه الأكتينيوم (الأكتينيدات).

ب - الزمر (المجموعات):

تتشابه عناصر الزمرة الواحدة في أغلب خواصها الكيميائية فالليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم من عناصر المجموعة الأولى التي تعرف بالعناصر القلوية وهيدروكسيداتنا قواعد قوية (قلويات) مثل $NaOH, KOH$.

وتتشابه صفات هذه العناصر الطبيعية وتفاعلاتها ومركباتها إلى حد كبير ولكنها ليست متطابقة تماماً إذ أن هناك بعض الاختلافات بينها وهي اختلافات متدرجة ومنتظمة فمثلاً:

- تملك جميع هذه العناصر خواص فلزية (توصل التيار الكهربائي).
- لها درجات انصهار منخفضة (مقارنة بالفلزات الأخرى) وتتناقص درجات الانصهار هذه تدريجياً من الليثيوم (١٨١ س) إلى السيزيوم (٢٩ س).
- جميع هذه العناصر ذات نشاط كيميائي عال فهي تتفاعل بشدة مع الماء والهواء وأنشط هذه العناصر السيزيوم وأقلها نشاطاً الليثيوم.
- لها نفس العدد من الإلكترونات في المدار الأخير، وتختلف خصائص

كل عنصر فيها عن الآخر باختلاف عدد مستويات الطاقة، وهذا هو سبب التشابه في أغلب الصفات بين عناصر هذه الزمرة حيث يوجد إلكترون واحد في مستوى الطاقة الأخير وثمانية إلكترونات (معدا الليثيوم) في المستوى قبل الأخير، أي أن ذريتها جميعها هي واحد.



أما التدرج في الصفات كالتزايد التدريجي في النشاط الكيميائي فيعود سبب ذلك إلى زيادة بعد مستوى الطاقة الأخير عن النواة، فالإلكترون الأبعد تكون طاقته أعلى وتسهل زحزحته وإزالته من الذرة.

المجموعات إذا تأملنا في الجدول الدوري نجد أن كل مجموعة أعطيت رقماً واستخدم في ترقيمها الأرقام اليونانية القديمة وهي:

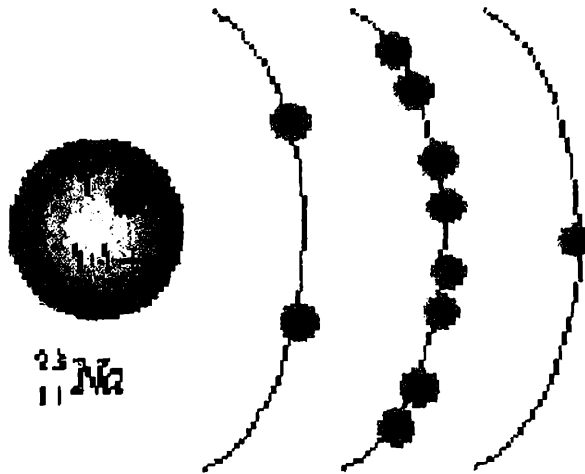
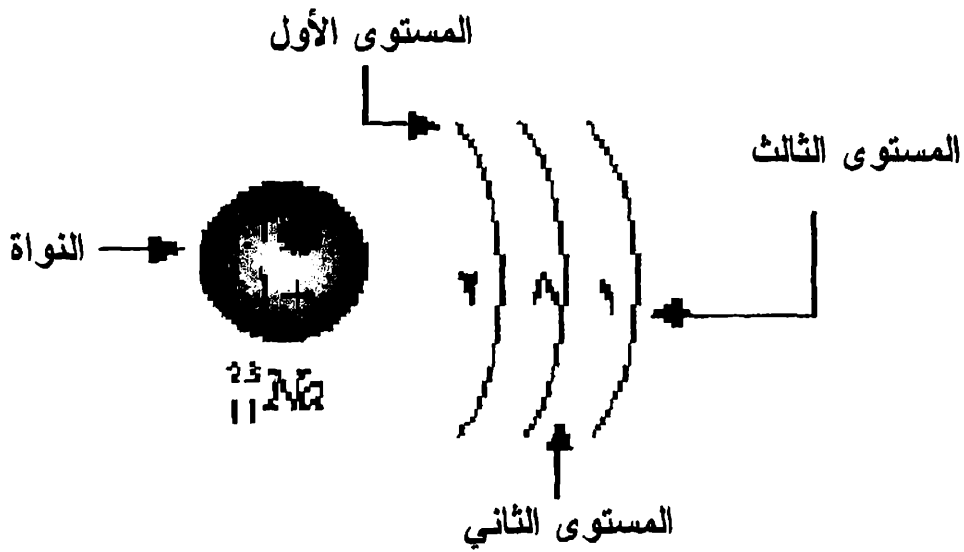
10	9	8	7	6	5	4	3	2	1
X	IX	VII I	VII	VI	V	IV	III	II	I

مع أحد الحرفين الأبجديين A أو B فمثلاً المجموعة التي ينتمي إليها الصوديوم (Na) هي المجموعة IA.

وتقع مجموعات A في الطرفين الأيسر والأيمن للجدول الدوري يفصل بينهما تسمى عناصر مجموعات B عناصر مجموعات A باسم العناصر الممثلة.

المجموعات B إما تقع في وسط الجدول الدوري والمجموعة الثامنة منها تجمع ثلاث عناصر متجاورة في كل دورة Fe, Co, Ni وتعرف باسم الثلاثيات وتسمى عناصر مجموعات (B) كلها باسم العناصر الانتقالية، وتضم أيضاً عناصر الدورتين السادسة والسابعة، اللتين أفرد لهما مكاناً خاصاً أسفل الدورة السابعة في الجدول الدوري.

وينتمي عناصر مجموعات B الكثير من العناصر المشهورة والمألوفة لنا ومنها، الفضة، والخاصين، والكروم، والمنغنيز. وكثيرا ما نمثل توزيع الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الذرية بطرق أبسط من الرسم الكامل وذلك لغرض السرعة، وسنمثل لهذه الطرق السريعة متخذين ذرة الصوديوم كمثل (Na)، وتتكون من (١١) بروتون و(١٢) نيوترون و(١١) إلكترون.



توزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة:

أكبر عدد يمكن أن يستوعبه المستوى من الإلكترونات	اسم المستوى	رقم المستوى
		n
2	s	1
8	p	2
18	d	3
2(n)	n

.....تتدرج مستويات الطاقة من المستوى الأول إلى الثاني فالثالث

المستوى الخارجي للطاقة لا يزيد عدد إلكتروناته عن ٨ و لو اتسع

لأكثر من ذلك:

أمثلة :

الأيون المناسب	ملاحظة	عدد إلكترونات التكافؤ	توزيع الإلكترونات			الذرة
			s	p	d	
Li ⁺	الذرة تفقد إلكترونات	1		1	2	₃ Li
Mg ⁺²		2	2	8	2	₁₂ Mg
Al ⁺³		3	3	8	2	₁₃ Al
F ⁻	الذرة تكتسب إلكترونات	7		7	2	₉ F
O ⁻²		6		6	2	₈ O
P ⁻³		5	5	8	2	₁₅ P

تصنيف العناصر:

يمكن تصنيف العناصر بناء على صفاتها أو سلوكها أو تركيبها ومكونات

ذراتها، ومن هذه التصنيفات التي تساعد على دراسة العناصر:

١- الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات :

تشكل الفلزات ما يقارب ٧٠% من العناصر وتظهر في الجهة اليسرى من الجدول الدوري، أما اللافلزات فتوجد في أعلى الجهة اليمنى من الجدول، ويفصل بينهما عناصر لها صفات بين الفلزات واللافلزات، وتعرف هذه العناصر بأشباه الفلزات وهي عناصر $At, Te, Sb, As, Ge, Si, B$.

وتتدرج خواص الفلزات وكذلك اللافلزات تبعاً لموقعها في الجدول الدوري إذ تقل الخواص الفلزية وتزداد الخواص اللافلزية تدريجياً بالانتقال إلى يمين الدورة الواحدة أي بازدياد العدد الذري لتظهر خواص أشباه اللافلزات ومن ثم الخواص اللافلزية وتنتهي الدورة بعنصر نبيل، أو بالانتقال من الأسفل إلى الأعلى في الزمرة الواحدة.

٢- العناصر الممثلة والعناصر الانتقالية :

يلاحظ في الجدول الدوري أن هنالك نوعان من الزمر تم تصنيفها على أساس التوزيع الإلكتروني الحديث هما B و A وتدعى زمر A العناصر الممثلة، أما زمر B فتدعى العناصر الانتقالية وتختلف صفات عناصر كل من الزمرتين حسب التركيب الإلكتروني لكل عنصر.

٣-العناصر المشعة والعناصر غير المشعة

من بين العناصر المعروفة والمدرجة في الجدول الدوري هناك ثمانية وعشرون عنصراً مشعاً بالإضافة إلى الكثير من نظائر العناصر الأخرى المشعة أيضاً، وقد تم اكتشاف بعض هذه العناصر والنظائر في مكونات الكرة الأرضية وبعضها الآخر تم تحضيرها صناعياً من عناصر أخرى.

ولهذه العناصر المشعة ونظائرها أهمية خاصة في حياة الإنسان ولها علاقة مهمة بمكونات الكون والطاقة، لذلك سنقوم بدراستها وتعريف بعض هذه العناصر وخواصها بشكل مفصل في الفصل التالي.

البناء الإلكتروني والجدول الدوري :

١- تتألف الذرة من نواة في الوسط يحيط بها عدد من الأغلفة (الرئيسية)، ويرمز لكل غلاف رئيسي بالرمز (n) أقرب إلى النواة ثم الغلاف الرئيسي الثاني (L) ثم الثالث (M) ثم الربع (N) وهكذا....

٢- يتكون كل غلاف رئيسي من أغلفة ثانوية، وأن عدد الأغلفة الثانوية الموجودة في أو ضمن الغلاف الرئيسي الواحد يساوي رقم الغلاف الرئيسي.

• الغلاف الرئيسي الأول يتكون من غلاف ثانوي واحد فقط يرمز له (S) .

• الغلاف الرئيسي الثاني يتكون من غلافين هما (S) ، (P) .

• الغلاف الرئيسي الثالث يتكون من ٣ أغلفة ثانوية (S) ، (P) ، (d) .

• الغلاف الرئيسي الرابع يتكون من ٤ أغلفة ثانوية (S) ، (P) ، (d) ، (F) .

٣- يكتب رقم الغلاف الرئيسي إلى يسار رمز الغلاف الثانوي مثل الغلاف

الرئيسي الأول $(1S)$ والغلاف الرئيسي الثاني $2S$ $2P$ والرئيسي الثالث

$3S$ $3P$ $3d$ والرئيسي الرابع $4S$ $4P$ $4d$ $4f$.

٤- يستوعب كل غلاف ثانوي عدداً من الإلكترونات، فالغلاف (S) يستوعب

إلكترون أو إلكترونين.

• الغلاف (P) يستوعب من $(1-6)$ إلكترون.

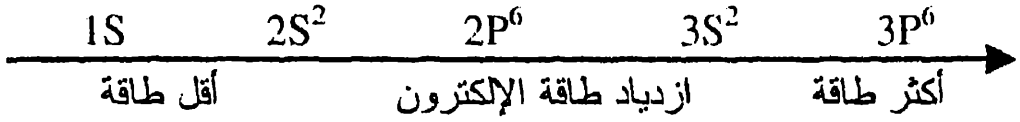
• الغلاف (d) يستوعب من $(1-10)$ إلكترون.

• الغلاف (f) يستوعب من $(1-14)$ إلكترون.

٥- مستويات الطاقة / يكون للإلكترون طاقة محددة في كل غلاف تبعاً

لبعد الغلاف عن النواة فكلما كانت طاقة الإلكترون أكثر كان أبعد عن

النواة.



إن سبب حصول تداخل بين الأغلفة الثانوية التي تعود لأغلفة رئيسية مختلفة هو كلما ازداد تمام الغلاف الرئيسي ازدادت طاقة الإلكترونات الموجودة فيه وقلت المسافة بين غلاف رئيسي وآخر لذلك يحصل تداخل بين الأغلفة الثانوية.

ومثال ذلك: لا يأتي الغلاف الثانوي (3d) بعد الغلاف الثانوي (3P) مباشرة.

وسبب ذلك لأنه عندما يكون 3d فارغاً أو غير ممتلئ بالإلكترونات فإن الغلاف الثانوي (4S) يتداخل بين (3d) (3P)، ولكن بعد الانتهاء من ملئ (3d) بالإلكترونات تنخفض طاقته ليحتل مستوى تحت الغلاف الثانوي (4 S) أي يأتي (3d) بعد (3P).

البنية الإلكترونية:

تحتوي الأغلفة الثانية على الأوربيتالات، والأوربيتال: هو عبارة عن حيز من الفراغ خارج النواة يقضي فيه الإلكترون معظم وقته (أو إلكترونان) ويمكن تمثيل الأوربيتال بمربع أو دائرة.

ملاحظة:

(لا علاقة للشكلين بالشكل الحقيقي للأوربيتال) حيث :

- يحتوي الغلاف الثانوي (S) على أوربيتال واحد.
- يحتوي الغلاف الثانوي (P) على ٣ أوربيتالات.
- يحتوي الغلاف الثانوي (d) على ٥ أوربيتالات.
- يحتوي الغلاف الثانوي (f) على ٧ أوربتالات.

كيفية ملئ الأغلفة بالإلكترونات :

١- تملأ الأغلفة الرئيسية ابتداءً من أقلها طاقة (الغلاف الأول).

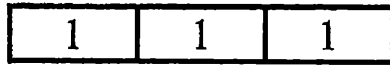
٢- ضمن الغلاف الرئيسي الواحد تملأ الأغلفة الثانوية ابتداءً من S ثم P ثم d.

٣- في حالة الأغلفة الثانوية التي تحتوي على أكثر من أوربيتال واحد تدخل الإلكترونات بصورة منفردة وعندما تمتلئ الأوربيتالات بالإلكترونات المنفردة تدخل الإلكترونات الأخرى مزدوجة مع الإلكترونات المنفردة وهكذا....

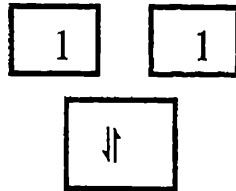


مثال :

لتوزيع الإلكترونات في الغلاف الثانوي 4P بالشكل التالي حيث تدخل الإلكترونات بشكل منفرد في الأوربيتالات أما الإلكترون الرابع فيزدوج مع الإلكترون الأول.



٤- يشار للإلكترون الأول للأوربيتال بسهم قصير متجه للأعلى أو للأسفل وعند وجود إلكترونين في أوربيتال فيشار للإلكترونين بسهمين متعاكسين.



سؤال: ما سبب ما يأتي؟

١- عدم تنافر الإلكترونين الموجودين في نفس الأوربيتال ؟

وذلك للتغلب على التنافر بين شحنتي الإلكترونين ضمن الأوربيتال الواحد حيث يتعاكس اتجاه دوران كل منهما حول محوره مع الآخر مولداً بذلك

مجال مغناطيسي بعكس اتجاه المجال المغناطيسي للإلكترون الآخر فيتجاذب معه مغناطيسياً.

٢- امتلاء الغلاف الثانوي 3P بالإلكترونات بعد امتلاء الغلاف 3S؟

لأن مستوى الطاقة 3S أقل من 3P حيث تملأ الأغلفة الثانوية بالإلكترونات أولاً بأقلها طاقة.

٣- تتوزع الإلكترونات بشكل منفرد على الأوربيبتالات؟ وذلك تجنباً للتنافر الكهربائي بين شحناتها.

كيفية كتابة البنية الإلكترونية للذرة:

لكتابنة البناء الإلكتروني لأي ذرة يجب معرفة العدد الذري للذرة حيث العدد الذري = عدد الإلكترونات في أغلفة الذرة المتعادلة كهربائياً. ويكتب العدد الذري إلى أسفل يسار رمز العنصر. مثل $_{11}\text{Na}$ ، $_{8}\text{O}$ ، $_{1}\text{H}$.

تسلسل مستويات الطاقة لأوربيبتالات الأغلفة المختلفة :

تتسلسل مستويات الطاقة بالشكل التالي:

1S 2S 2P 3S 3P 4S 3d 4P 5S 4d 5P 6S 4f 5d 6P 7S

ملاحظات مهمة:

في حالة امتلاء d بـ ١٠ إلكترونات تنخفض طاقته ليحتل مستوى طاقة تحت 4S ويصبح الترتيب:

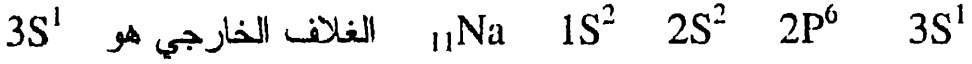
$1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^6$ $3d^{10}$ $4S^2$ $4P^5$

فإذا كان d غير مشبع ممتلئاً بالإلكترونات فيبقى الترتيب الإلكتروني وفق القاعدة بدون تغيير.

كيف تحدد الغلاف الخارجي:

إن الذي يحدد الغلاف الخارجي للذرة هو الغلاف الرئيسي وليس الغلاف الثانوي.

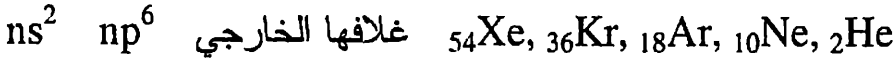
أمثلة:



ترتيب لويس:

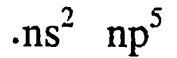
يشير هذا الترتيب إلى إلكترونات الغلاف الخارجي في مستوى الطاقة S ، P فقط، ويكتب رمز العنصر الكيميائي محاطاً بنقاط تمثل كل نقطة إلكترون واحد وكل نقطتين مزدوج إلكترونين حيث يستوعب هذا الترتيب (٨) إلكترونات في كل جهة من الرمز إلكترونين، حيث أن (٨) إلكترونات هي مجموع إلكترونات S، P توزع بشكل انفرادي ثم تزدوج الإلكترونات المنفردة كما في الأوربيبتالات. يحتوي الجدول الدوري على ثمانية زمر (مجموعات) وسبع دورات. الزمرة الثامنة (الأخيرة):

تعطي الرقم صفر (الزمرة صفر) وهي زمرة الغازات النبيلة.



الزمرة السابعة (زمرة الهالوجينات):

وتشتمل على عناصر ${}_{9}\text{F}, {}_{17}\text{Cl}, {}_{35}\text{Br}, {}_{53}\text{I}$ وصيغة غلافها الخارجي



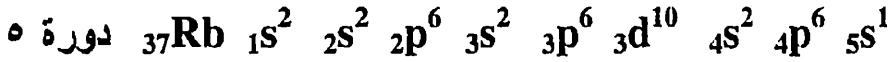
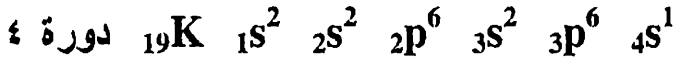
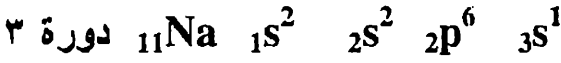
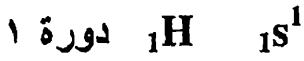
أقسام الجدول الدوري :

الجزء الأول: أقصى يسار الجدول الدوري ويشمل جميع عناصر

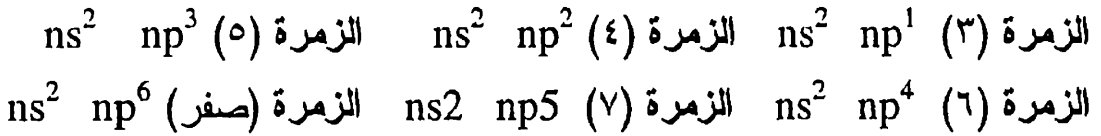
الزمرتين (١،٢) لكافة الدورات، عدا الهليوم ${}_2\text{He}$ الذي يوضع في أقصى يمين الجدول مع عناصر الزمرة الثامنة (صفر).

البنية الإلكترونية الخارجية لعناصر الزمرة الأولى هي ns^1 حيث n رقم الدورة.
البنية الإلكترونية الخارجية لعناصر الزمرة الثانية هي ns^2

إن الاختلاف بين عنصر وآخر في نفس الزمرة هو فقط في عدد الأغلفة الرئيسية الداخلية المشبعة بالإلكترونات - مثال - عناصر الزمرة الأولى.



الجزء الثاني: (أقصى يمين الجدول الدوري ويشتمل على جميع العناصر الزمر (المجموعات)) (٣، ٤، ٥، ٦، ٧، ٨)، البنية الإلكترونية الخارجية والتي يملئ فيها الغلاف الثانوي P بـ (١ - ٦) إلكترون.



تدعى جميع عناصر الجزئين الأول والثاني من الجدول الدوري بالعناصر الممثلة (أي عناصر الزمر الثمانية)، وسميت بهذا الاسم لأن الإلكترون المضاف عند الانتقال من عنصر إلى الذي يليه يدخل ضمن الأوربيتالات s , p فقط.

الجزء الثالث: ويشتمل على العناصر الانتقالية (تقع وسط الجدول الدوري بين الجزئين الأول والثاني) من العناصر الممثلة.

• وتشتمل على ثلاث دورات انتقالية، في كل دورة انتقالية (١٠) عناصر.

• ودورة رابعة تشتمل على ثلاثة عناصر (دورة غير مكتملة).

• البنية الإلكترونية الخارجية لها من نوع $ns(n-1)d$

فالدورة الانتقالية الأولى تقع في الدورة الرابعة من الجدول الدوري $4s$ $3d$ والدورة الانتقالية الثانية تقع في الدورة الخامسة من الجدول الدوري $5s$ $4d$ والدورة الانتقالية الثالثة تقع في الدورة السادسة من الجدول الدوري $6s$ $5d$ ويكون الغلاف الرئيس الخارجي (s, d) غير ممثلين بالإلكترونات، أي يوجد إلكترون واحد أو إلكترونين في الغلاف وعدد من الإلكترونات يتراوح بين ١،١٠ في d.

١- إن عملية إضافة الإلكترونات إلى d لا تتم بصورة منتظمة، وعدم الانتظام هذا لبعض العناصر الانتقالية هو انتقال إلكترون من (S) إلى (d).

٢- في حالة $(n-1)d^4 ns^2$ ليصبح $(n-1)d^5 ns^1$ حيث يصبح nd^5 صف مشبع لاحتوائه على خمسة إلكترونات موزعة على خمسة أوربيتالات وبذلك يكون أكثر استقراراً.

٣- في حالة $(n-1)d^9 ns^2$ ليصبح $(n-1)d^5 ns^1$ حيث يصبح d^{10} مشبع ويكون بذلك أكثر استقراراً.

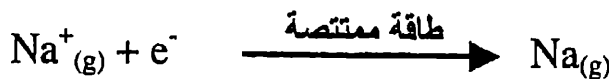
الجزء الرابع: ويشتمل على :

١- عناصر اللانثينات - والتي يملأ فيها الغلاف الثانوي 4f

٢- عناصر الاكتينيدات - والتي يملأ فيها الغلاف الثانوي 5f ويقع في كل منهما ١٤ عنصر.

جهد التأين:

هو أقل طاقة لازمة لانتزاع إلكترون من الذرة في الحالة العازية.



ملاحظة:

هناك حالة استثناء عن القاعدة لجهد التأين (فقط) عندما يكون للذرة

غلاف ثانوي مشبع ns^2 أو نصف مشبع NP^3 فيكون جهد التأين أكبر من جهد التأين الذي يعيدها فقط.

وهناك حالة استثناء أخرى لجهد التأين (عكس القاعدة) جهد تأين ذرة عنصر في الزمرة الثانية أعلى من ذرة تقع في الزمرة الثالثة.
مثال :

العنصران يقعان في نفس الدورة حسب القاعدة $13Al$ أكبر من جهد تأين $12Mg$ لكن هذا التوقع غير صحيح حيث $12Mg <$ جهد تأين $13Al$ بسبب البنية الإلكترونية Mg حيث يمتلك غلاف خارجي مشبع $3S^2$ (مستقر) وهذا يتطلب طاقة انتزاع أكبر للإلكترون الخارجي (أي جهد تأين أعلى). في حين يمتلك Al إلكترون واحد في غلافه p سهل انتزاعه بجهد تأين أقل.
الألفة الإلكترونية:

قابلية ذرة عنصر لجذب الإلكترون من مصدر خارجي ويعبر عنها بدلالة الطاقة المتحررة عند اتحاد ذرة غازية متعادلة في أدنى حالات الطاقة بالإلكترون معطية الأيون السالب الأحادي في أدنى طاقة.



- في الدورة: تزداد الألفة الإلكترونية بزيادة العدد الذري.
- في الزمرة: تقل الألفة الإلكترونية بزيادة العدد الذري.

الكهروسلبية:

هي ميل الذرة الموجودة في جزيئة على جذب الإلكترونات نحوها.

- الدورة: تزداد الكهروسلبية بزيادة العدد الذري.
- الزمرة: تقل الكهروسلبية بزيادة العدد الذري.

ملاحظة:

يكون الفلور ($9F$) أكثر العناصر كهروسلبية بين عناصر الجدول

الدوري. عناصر الزمرة (صفر) الغازات النبيلة وسليبتها صفر.

الخواص الفلزية واللافلزية :

الدورة / تقل الخواص الفلزية بازدياد العدد الذري.

الزمرة / تزداد الخواص الفلزية بازدياد العدد الذري.

١- جميع عناصر الزمرتين (١، ٢) فلزات.

٢- جميع الزمرتين (٧، صفر) لا فلزات.

٣- بقية الزمر تتباين خواصها، الزمرة (٥) النتروجين (لافلز)، الزرنيخ

(شبه فلز)، البزموت (فلز).

٤- في الدورات، الدورة الأولى (الهيدروجين والهليوم) لا فلزات. الدورات

الأخرى (٢، ٣، ٤، ٥) تتدرج خواصها من الفلزية إلى اللافلزية. الدورة

(٦) جميع عناصرها فلزية عدا العنصرين الأخيرين (أستاتين At، رادون

Rn) فهما من العناصر اللافلزية. والدورة السابعة - جميعها فلزات

(عناصر انتقالية وعناصر الانثينيات والأكتينيات).

أعداد التأكسد:

الزمرة الأولى: عدد تأكسدها (+١).

الزمرة الثانية: عدد تأكسدها (+٢).

بقية الزمر: لها أعداد تأكسدية مختلفة باختلاف مركباتها مثل الزمرة الخامسة.

فالنتروجين (N) تتراوح أعداد تأكسده بين (-٣) وإلى (+٥).

: عناصر الزمرة (٦) هي (-٢) مثل الأوكسجين.

: الزمرة (٧) عدد تأكسدها (-١) مثل F^{-1} , Cl^{-1} , Br^{-1} , I^{-1}

: الزمرة (صفر) عدد تأكسدها (صفر) Xe . Kr . Ar . Ne . Hr

ملاحظة:

١- إعداد تأكسد العناصر الحرة = صفر.

٢- مجموع أعداد تأكسد عناصر المركب المتعادل = صفر.

مثال :

تفاعلات عناصر الزمرة السابعة	تفاعلات عناصر الزمرة الثانية
١- عناصر فلزية	١- عناصر فلزية
٢- تميل لاكتساب إلكترون واحد مكونة أيون سالب أحادي الشحنة $X + e \longrightarrow X^{-1}$	٢- تميل لفقدان إلكترونين مكونة أيون موجب ثنائي الشحنة $M \longrightarrow M^{+2} + 2e$
٣- تتحد مع الفلزات مكونة هاليدات $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$	٣- تتفاعل مع الهالوجينات مكونة الهاليدات $Ca + Cl_2 \longrightarrow CaCl_2$
٤- تتفاعل مع حامض الهيدروكبريتيك مكونة حامض هالوجيني $H_2S + Br_2 \longrightarrow 2HBr + S$	٤- تتفاعل مع الأوكسجين مكونة الأكاسيد $2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$
	٥- تتفاعل مع الحوامض المخففة غير المؤكسدة محررة H_2 $Ba + 2HCl \longrightarrow BaCl_2 + H_2$

أسئلة

س ١: علل ما يأتي :

- ١- يقل الحجم الذري بازدياد العدد الذري ؟
- ٢- يزداد الحجم الذري بزيادة العدد الذري ؟
- ٣- يزداد بزيادة العدد الذري لعناصر الدورة الواحدة.
- ٤- يقل جهد التأين بزيادة العدد الذري.
- ٥- جهد تأين ذرة النتروجين 7N أكبر من جهد تأين ذرة الأوكسجين 8O ؟
- ٦- ${}^9F < ({}^7N \text{ ألفة إلكترونية})$
- ٧- الألفة الإلكترونية ${}^8O < {}^{16}S$.

س ٢:

ما العناصر الممثلة ؟

س ٣:

ما الفرق بين الغلاف الثانوي والأوربيتال ؟ وما هو عدد الأوربيتالات

عندما يكون $n = 2$ ؟

أجوبة

ج ١:

١- أن زيادة العدد الذري يعني زيادة عدد الشحنات الموجبة (البروتونات) للنواة، وزيادة الشحنات السالبة (الإلكترونات) مما يؤدي إلى زيادة قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية، أي يصبح الغلاف الخارجي أقرب إلى النواة فيقل نصف القطر وبالتالي يقل الحجم.

٢- بسبب زيادة عدد الأغلفة الإلكترونية حيث يصبح الغلاف الخارجي في موقع أبعد عن النواة فيزداد نصف القطر أي يزداد الحجم الذري.

٣- يعود ذلك إلى نقصان الحجم الذري أو نصف القطر بزيادة العدد الذري وزيادة قوة جذب النواة للإلكترونات الغلاف الخارجي، لذلك فإن الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من الغلاف الخارجي تكون أكبر، أي جهد تأين أعلى.

٤- بزيادة العدد الذري لعناصر الزمرة الواحدة تزداد عدد الأغلفة الإلكترونية وهذا يعني ابتعاد الإلكترونات الخارجية عن تأثيره (قوة) جذب النواة لها، وبذلك تقل الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من الغلاف الخارجي أي يقل جهد التأين.

٥- يقع العنصران في نفس الدورة (الثانية) حيث يزداد جهد التأين بزيادة العدد الذي أي أن $8O < 7N$ ، لكن هذا التوقع غير صحيح بسبب البنية الإلكترونية لذرة النتروجين تحتوي على الغلاف الثانوي $2p$ وبه ثلاث إلكترونات أي أنه نصف مشبع (وهي حالة أكثر استقراراً) مما يتطلب ذلك طاقة انتزاع أكبر للإلكترون الخارجي أي جهد تأين أعلى. في حين أن الأوكسجين يحتوي على أربعة إلكترونات في الغلاف p حيث

- الإلكترون الرابع مزدوج مع الإلكترون الأول، وهذا يعني أن الإلكترون الرابع سهل فقدانه، وبذلك فإن الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة الأوكسجين أي جهد تأين أقل وبذلك يكون جهد تأين $7N < 8O$.
- ٦- لأن الطاقة المتحررة نتيجة اتحاد ذرة فلور مع إلكترون تكون أكبر مما لو اتحدت ذرة نتروجين مع إلكترون.
- ٧- العنصران يقعان في نفس الزمرة حيث تقل الألفة بزيادة العدد الذري.

ج ٢:

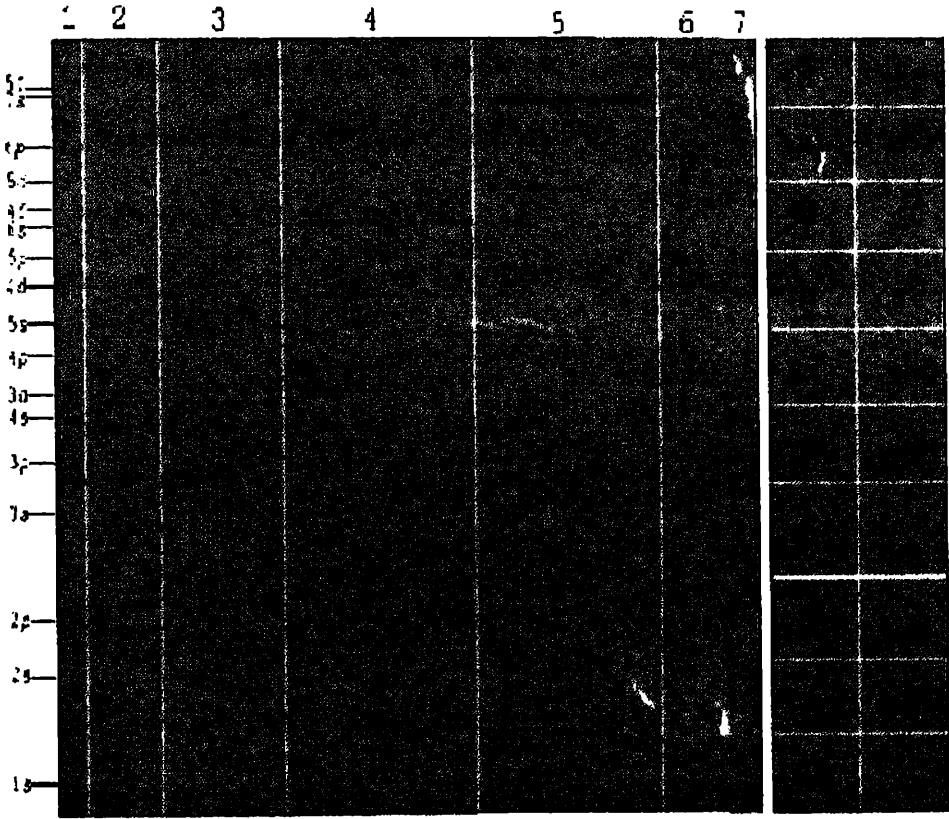
جميع عناصر الجزئين الأول الزمرة (١،٢) والجزء الثاني (الزمر ٣،٤،٥،٦،٧ الزمرة (صفر)) من الجدول الدوري، ذات الترتيب الإلكتروني ns^1 و ns^2 للزمرتين ١،٢ و $ns^2 np^{1-6}$ لعناصر الجزء الثاني.

ج ٣:

الأوربييتال هو حيز من الفراغ يقضي فيه إلكترون أو إلكترونين معظم وقته أو وقتها، أما الغلاف الثانوي فهو مجموعة من الأوربييتالات عددها مختلف بين غلاف ثانوي وآخر فالغلاف S أوربييتال واحد، P (٣)، d (٥)، f (٧).

عدد الأوربييتالات عندما يكون $n = 2$ فهو (٤) أوربييتالات حيث الغلاف الرئيسي الثاني يحتوي على غلافين ثانويين فقط P. S $(3+1) = 4$.

التوزيع الإلكتروني



وقد تم مؤخراً اكتشاف عنصرين جديدين أضيفا إلى الجدول الدوري

هما:

١- وومانيوم.

٢- مانيوم.

ويمتاز كل منهما بالخصائص التالية :

١- وومانيوم:

الخصائص الفيزيائية :

- ناعم بشكل عام.
- له أكثر من شكل ولون.

- يغلي لأي سبب.
- يمكن أن يتجمد في أي وقت.

الخصائص الكيميائية :

- نشيط جداً.
- وغير مستقر.
- يميل بشدة للارتباط مع الذهب والفضة والبلاتين والأحجار الكريمة.
- يصبح عنيفاً إذا ترك لوحده.
- يفقد نعومته ويتجدد إذا ترك لفترة طويلة.

الاستخدامات :

له أهمية بالغة في إنتاج عنصر التشيلدريوم (Ch)، ولا يعرف له استخدامات أخرى.

تحذير:

قابليته للانفجار عالية، ويعتبر عاملاً مساعداً في تدمير الصحة، وإذا تعاطاه شخص ما بطريق الخطأ فإنه يؤدي إلى نوبات من الغضب وتغيرات مفاجئة في ضغط الدم، ويمكن أن يؤدي أحياناً للجلطة.

٢- مانيوم:

الخصائص الفيزيائية :

- صلب في درجة حرارة الغرفة.
- يمكن أن يغير شكله بسهولة.
- لا يمكن أن يوجد بصورة نقية.
- يصدأ بسهولة.

• العينات القديمة منه لا توصل الكهرباء والحرارة بسهولة كما توصل العينات الحديثة.

الخصائص الكيميائية :

يميل للارتباط مع عنصر (Mo) في أي فرصة سانحة، يكون روابط قوية مع نفسه.

الاستخدامات :

يعتبر مصدراً مهماً للدخل القومي.

تحذير :

ينفجر بسهولة إذا تم مزجه لمدة طويلة مع كميات كبيرة من عنصر (Ch)، ولا يمنع ارتباطه مع إحدى ذرات (Wo) من الارتباط مع ذرة أخرى من ذرات العنصر (Wo)، صادف وجودها بقربه.

تفاعلاته :

يمكن أن ترتبط ذرة واحدة من ذرات العنصر (Ma) مع أربع ذرات من العنصر (Wo) كحد أقصى، وينتج من تفاعلها عدد كبير وغير محدد من ذرات العنصر (Ch)، ويمكن تمثيل التفاعل على النحو التالي:



حيث n: عدد غير محدد من الذرات.

الفصل
التاسع
المحائل

المحاليل

المحاليل:

تحيط بنا الكثير من المواد التي نستخدمها كالهواء والحليب وغيرها الكثير، وهي مخاليط يتكون كل منها من مادتين أو أكثر، والمحاليل هي عبارة عن خليط متجانس لمادتين أو أكثر يتعذر فيه التمييز بين الدقائق الممتزجة، وتعتبر المادة الأكبر كمية هي (المذيب) والأقل كمية هي (المذاب) مثل السكر(مذاب) في الماء (مذيب).

المادة النقية والمخلوط:

للمادة النقية تركيب ثابت وصفات محددة، سواء أكانت تلك الصفات طبيعية كاللون، والصلابة، والكثافة ودرجة الانصهار ودرجة الغليان أم كانت صفات كيميائية تصف تغير المادة وتفاعلاتها، وتمكن هذه الصفات من تمييز المادة من غيرها من المواد، والمادة النقية إما أن تكون عنصراً أو مركباً، أما المادة غير النقية فتتكون من عدد من المواد النقية الممزوجة مع بعضها بعضاً بشكل منتظم أو غير منتظم، وتسمى المخلوط، وكل مادة من المواد الممزوجة في المخلوط تحتفظ بصفات الأصلية.

إن معظم المواد المحيطة بنا والتي نستخدمها، كالهواء والحليب وماء البحر والتربة والصخور وغيرها ما هي إلا مخاليط، ويمكن تمييز مكونات بعض هذه المخاليط بينما يصعب تمييز مكونات بعض المخاليط الأخرى، فعند النظر إلى مخلوط مكون من كبريتات النحاس (II) والماء، نجد صعوبة في تمييز دقائق كبريتات النحاس (II) من دقائق الماء، ونلاحظ أن شدة اللون الأزرق تكون متشابهة في جميع أجزاء المخلوط، ويسمى هذا المخلوط وأمثاله مخلوطاً

متجانساً، ويسمى المخلوط المتجانس محلولاً.

كما يمكن تمييز مكونات الصخر بملاحظة اختلاف اللون وحجم الدقائق وتباين توزيعها من جزء لآخر من الصخر، ومثل هذه المخاليط تسمى مخاليط غير متجانسة. فالمحاليل هي مخاليط متجانسة التركيب والخواص، تتكون من مذاب ومذيب.

المحلول الحقيقي:

هو محلول شفاف لا تسبب فيه دقائق المذاب تشتت الضوء الساقط عليه، حيث تتوزع فيه دقائق المذاب (جزيئة أو أيون) توزيعاً متجانساً في أنحاء المذيب.

مميزات المحلول الحقيقي:

- ١- شفاف يخترقه الضوء بسهولة.
- ٢- دقائق المذاب فيه تكون صغيرة الحجم جداً (أقل من ١٠ انكستروم).
- ٣- لا يتخلف منه شيء عند الترشيح أو التركيز، حيث يمر المذاب والمذيب خلال ورقة الترشيح والمرشح الدقيق بسهولة، ولا يمكن فصلهما بالترشيح، كما أنها لا تترسب بالتركيز بتأثير وزنها.
- ٤- دقائق المذاب قدرتها عالية على الانتشار.
- ٥- لا ترى بالعين المجردة ولا حتى بالمجهر الدقيق مثل ملح الطعام.

ذوبان المواد في الماء:

من المعلوم أن الماء مذيب لكثير من المواد، فهو يذيب بلورات السكر وملح الطعام، كما أن له القدرة على إذابة بعض الغازات كالأكسجين. إن ذوبان مادة صلبة في الماء يفسر في ضوء قوى التجاذب الكهربائي الموجودة بين أيونات أو جزيئات و ذرات المادة الصلبة والماء.

ذوبان السكر في الماء	ذوبان بنترات ملح الطعام (كلوريد الصوديوم)
عند ملامسة بلورة السكر لجزيئات الماء فإن جزيئات السكر التي على سطح البلورة سوف تنجذب إلى جزيئات الماء ونتيجة لهذا التجاذب سوف تنفصل جزيئات السكر عن بلورة السكر وتحل في الماء ذائبة فيه حيث تحاط كل جزيئة سكر بعدد من جزيئات الماء مكونة ما يشبه غلافاً يحيط بجزيئة السكر.	يذوب كلوريد الصوديوم في الماء مكوناً أيونات الكلوريد (السالبة الشحنة) وأيونات الصوديوم موجبة الشحنة، حيث يحصل تجاذب كهربائي عند الذوبان بين جزيئات الماء وكل من أيونات الكلوريد Cl^- وأيونات الصوديوم Na^+ الموجودة على سطح البلورة مما يؤدي إلى فصل هذه الأيونات عن بعضها من البلورة وإحاطة كل منها بعدد من جزيئات الماء.

فإذا كان أحد مكونات المحلول مادة سائلة، والمكون الآخر مادة صلبة أو غازية، فالمادة السائلة تعتبر عادة هي المذيب، وتعتبر المادة الأخرى المذاب ففي محلول السكر الماء يعتبر الماء مذيباً والسكر مذاباً، وعند ذوبان سائل في سائل آخر، فالسائل الذي يوجد بنسبة أكبر في المحلول يعتبر المذيب. فمثلاً: عند إذابة ١٠ غم من الإيثانول في ١٠٠ غم ماء، يكون الماء مذيباً والإيثانول مذاباً، ويمكننا الحصول على تسعة أنواع من المحاليل باستخدام أي حالتين من حالات المادة كمذاب ومذيب، كما في الجدول التالي:

حالة المذيب	حالة المذاب	حالة المذيب	حالة المذيب
سائل	غاز	سائل	ثاني أكسيد الكربون في الماء
سائل	سائل	سائل	الأسيتون في الماء
صلب	صلب	سائل	ملح الطعام في الماء
صلب	غاز	صلب	الهيدروجين في البلاطين
سائل	سائل	صلب	الزئبق في الفضة
صلب	صلب	صلب	السبائك كالبرونز، والكروم
غاز	غاز	غاز	الهواء الجوي
سائل	سائل	غاز	قطرات بخار الماء في الهواء
صلب	صلب	غاز	دقائق الغبار في الهواء

ويتبين من الجدول سابقاً أن المحاليل يمكن أن توجد في الحالة السائلة أو الصلبة أو الغازية.

أنواع المحاليل:

١ - المحاليل السائلة:

- تتضمن محاليل اليود.
- صلبة في سائل مثل السكر في الماء.
- غاز في سائل مثل الكحول في الماء.

٢ - المحاليل الغازية:

الغازات في الغازات مثل مكونات الهواء (غاز في غاز).

٣ - المحاليل الصلبة:

هي مواد صلبة مذابة في مواد صلبة كالسبائك ومسكوكات النقود المعدنية.

قابلية الذوبان:

هي تركيز المادة المذابة في محلول مشبع بدرجة ٢٥م.

١ - عملية الذوبان

عندما يتكون المحلول فإن دقائق مادة (المذاب) تنتشر بشكل منتظم بين دقائق مادة (المذيب)، وهذا الانتشار يعتمد على إمكانية حدوث تجاذب بين دقائق (جزيئات أو أيونات) المذاب ودقائق المذيب، ففي المركب الأيوني NaCl مثلاً توجد قوى تجاذب متبادلة بين أيونات Na^+ وأيونات Cl^- في الشبكة البلورية، وعند وضع بلورات NaCl في الماء يحدث الذوبان حيث تتفصل الأيونات عن بعضها البعض إذ أن جزيئات الماء القطبية تهاجم البلورة، فتتجه ذرة الأوكسجين ذات الشحنة الجزئية السالبة نحو الأيونات Na^+ بينما تتجه ذرات الهيدروجين ذات الشحنة الجزئية الموجبة في جزيئة الماء نحو الأيونات

CI، وتنتج من ذلك قوة تجاذب بين جزيئات الماء القطبية والأيونات فتتغلب على قوة التجاذب بين الأيونات في البلورة، وتنفصل الأيونات تبعاً لذلك عن البلورة لتحيط نفسها بجزيئات الماء.

وبشكل عام، تذوب الأملاح الأيونية الصلبة في المذيبات القطبية فمثلاً: يذوب يوديد البوتاسيوم KL (وهو مركب أيوني) في الماء (وهو مذيب قطبي)، بينما لا يذوب يوديد البوتاسيوم في رابع كلوريد الكربون CCl_4 (وهو مذيب غير قطبي)، ولكن الذوبان لا ينحصر في الماء على المركبات الأيونية، إذ أن السكروز $C_{12}H_{22}O_{11}$ يذوب أيضاً في الماء، بالرغم من أن الأواصر بين ذرات O, H, C في جزيئة السكروز هي أواصر مشتركة، وسبب ذلك يعود إلى احتواء تركيب كل من المذاب وهو السكروز، والمذيب وهو الماء على مجموعات هيدروكسيد (OH^-) وهذا يؤدي إلى حدوث أواصر هيدروجينية بين جزيئات كل منهما، مما يعمل على تفكيك بلورة السكروز وتداخلها بين جزيئات الماء.

٢- المحاليل المشبعة والمحاليل غير المشبعة:

عند إذابة ١٠غم من السكر في ١٠٠غم من الماء في درجة حرارة الغرفة، فبإمكاننا أن نزيد كتلة السكر الذائبة بإضافة كتلة أخرى من السكر مع التحريك وهكذا، والمحلول الذي يمكنه إذابة مزيد من المذاب يسمى محلولاً غير مشبع.

المحلول غير المشبع (تحت الإشباع):

هو المحلول الذي يستوعب كميات إضافية من المذاب. وعند إضافة المزيد من السكر إلى المحلول، فسنصل إلى حد لا نستطيع معه زيادة كتلة السكر المذاب مهما حركنا المحلول عند درجة حرارة ثابتة، وعندها تثبت كتلة السكر الذائبة في المحلول، وتثبت أيضاً كتلة السكر المترسبة (غير الذائبة).

ويسمى هذا المحلول محلولاً مشبعاً.

المحلول المشبع:

هو المحلول الذي لا يستوعب أي كمية إضافية من المذاب، أو هو المحلول الذي يستوعب فيه المذيب حداً معيناً من المذاب، حيث الزيادة المضافة من المذاب تبقى غير ذائبة في المحلول.

وإذا تابعنا جزيئات من السكر فمن الممكن أن نجدها على سطح البلورة وفي المحلول، وبعد مدة قد نجدها مدفونة داخل البلورة، لينتقل منها إلى المحلول، وهكذا.

وذلك يعني أن عملية الذوبان في المحلول المشبع تكون مستمرة، فكلما ذابت كتلة من المذاب الزائد، ترسبت كتلة مساوية لها من المذاب في المحلول، أي أن سرعة الذوبان في المحلول المشبع تكون مساوية لسرعة الترسيب، ولذلك تبقى كتلة السكر الذائبة في كتلة معينة من الماء ثابتة.

المحلول فوق الإشباع:

هو المحلول الذي لا تتفصل فيه بلورات المادة المذابة بالرغم من تجاوزه حد الإشباع، مثل الدبس، وينتج المحلول فوق المشبع من تبريد المحلول المشبع حيث تقل قابلية ذوبان (المذاب)، بحيث لا تتفصل بلوراته بالرغم من تجاوزه حد الإشباع.

وهذا الوضع في المحلول المشبع يمثل حالة اتزان دينامي، ولا يعني ثبات مكونات المحلول توقف عمليتي الذوبان والترسيب، وإنما يعني تساوي سرعتيهما، ويمكن تمثيل حالة الاتزان على النحو الآتي:

مذاب (في المحلول) \longleftrightarrow مذاب (صلب)

وتسمى كتلة المذاب اللازمة لتكوين محلول مشبع في كتلة معينة من

المذيب في درجة حرارة معينة بقابلية الذوبان عند تلك الدرجة.

٣ - محاليل المواد الصلبة في السوائل:

إن تركيز محلول المادة الصلبة في الماء عند درجة حرارة معينة يعتبر من الخصائص المهمة للمحلول.

وتعرف قابلية ذوبان المادة في الماء عند درجة حرارة معينة بأنها كتلة من المادة الصلبة التي يمكن أن تذوب في (١٠٠ غم) من الماء عند تلك الدرجة.

العوامل المؤثرة في قابلية الذوبان:

١- طبيعة المذاب.

٢- طبيعة المذيب.

٣- درجة الحرارة.

٤- الضغط.

١- طبيعة المذاب:

تختلف قابلية الذوبان في الماء باختلاف طبيعة المذاب، فقابلية ذوبان كل من نترات الفضة ونترات الأمونيوم في الماء مثلاً عالية وهذا يعتمد على حجم دقائق المذاب حيث يؤثر في قابلية ذوبانه، فكلما كان المذاب (المادة الصلبة) بشكل مسحوق زادت سرعة ذوبانها نتيجة لزيادة مساحة السطح المتعرض لفعل المذيب.

وهناك مركبات أخرى قليلة الذوبان، وبذلك نتوقع أن تكون قوى الأواصر التي تربط أيوناتها أكبر من قوى التجاذب بين الأيونات وجزيئات الماء.

وهكذا نجد أن طبيعة المذاب وتركيبه الكيميائي يؤثران في قابلية ذوبانه. أما الغازات التي تتفاعل مع الماء لتكوين حوامض أو قواعد أو مواد متأينة فهي أكثر ذوباناً فيه، والغازات التي يسهل إيسالته هي أكثر ذوباناً من تلك الغازات التي يصعب إيسالته. مثل غاز CO_2 هو أكثر ذوباناً من غاز O_2

لسهولة إسالة غاز CO_2 .

إن كل من فيتامينات B وفيتامين C يذوبان في الماء، لذلك فهما غير قابلين للتخزين في الجسم مدة مناسبة، لهذا السبب كان من الضروري أن تحتوي الوجبات اليومية عليهما.

بينما فيتامينات (A, D, E, K) تذوب في مذيبات غير قطبية كالأنسجة الدهنية في الجسم، ويخزن بعضها في الجسم مدة طويلة، فنقوم بوقاية الجسم من الإصابة بالأمراض التي يسببها نقص هذه الفيتامينات.

٢- طبيعة المذيب:

وهذا يعتمد على التشابه في التركيب والخواص الكيميائية والخواص الكهربائية لجزيئات المذاب والمذيب، حيث تحدث ذوبانية عالية عندما يكون المذاب (مادة قطبية) والمذيب (مادة قطبية)، مثل الكحول في الماء، أو المذاب (مادة غير قطبية) والمذيب (غير قطبي) مثل النفط الأبيض في البنزين. كذلك فهو مركب صلب (أيوني) تكون ذوبانيته أعلى في مذيب قطبي مثل NaCl في الماء.

أما الاختلاف في الخواص الكهربائية بين المذاب والمذيب فتكون الذوبانية ضعيفة عندما يكون المذاب قطبي (ملح الطعام) والمذيب (غير قطبي) مثل (النفط الأبيض) فإنه لا يذوب، كما أن النفط الأبيض (غير قطبي) لا يذوب في الماء (قطبي).

٣- درجة الحرارة:

تزداد قابلية ذوبان المواد الصلبة بارتفاع درجة الحرارة، ولو نظرنا إلى الذوبانية لعدد من الأملاح عند درجات حرارة مختلفة سنلاحظ أن معظم الأملاح تزداد ذوبانيته بزيادة درجة الحرارة، وذلك يعني أن عملية الذوبان لهذه الأملاح هي عملية ماصة للحرارة.

وهناك أملاح قليلة تكون عملية ذوبانها طاردة الحرارة، أي تقل بزيادة درجة الحرارة.

٤ - الضغط:

لا تتأثر المواد الصلبة والسائلة بالضغط.

محاليل الغازات في السوائل:

تختلط الغازات في بعضها، كالهواء الجوي، كذلك فان الغازات يمكن أن تذوب في السوائل مكونة محلول الغاز في السائل.

وتعرف ذوبانية الغاز في السائل، بأنها كتلة الغاز (بالغرام أو المول)

التي تذوب في كتلة محددة من السائل تحت ضغط معين ودرجة حرارة معينة.

العوامل المؤثرة على ذوبانية الغازات في الماء:

تعتمد ذوبانية الغازات في الماء على عوامل عدة منها:

أ - طبيعة المذاب:

تختلف الغازات في ذوبانيتها في الماء حيث أن ذوبانية الغاز تزداد بزيادة الكتلة المولية، ويعود السبب في ذلك إلى أن قوى التجاذب بين دقائق الغاز وجزيئات المذيب هي قوى لندن الضعيفة التي تزداد بزيادة الكتلة المولية، وترتفع ذوبانية غاز الكلور مع أنه غير قطبي، وذلك بسبب تفاعل غاز الكلور مع الماء وفق المعادلة الآتية:



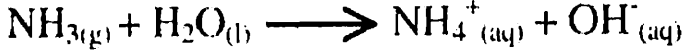
وتعتمد ذوبانية الغازات في الماء على طبيعة الغاز المذاب كما في

الغازات القطبية مثل HCl ، NH_3 ، ويمتاز كل من هذين الغازين بذوبانية

عالية في الماء بسبب حدوث تفاعل بينهما وبين الماء كما في المعادلتين

التاليتين:





ب - درجة الحرارة:

تقل قابلية ذوبان الغازات بارتفاع درجة الحرارة، ولكن هذا النقص في الذوبانية ليس منتظماً في جميع الغازات وللغاز الواحد. وسبب ذلك هو أن جزيئات الغاز تغادر المحلول عند تسخينه وتكون محمولة مع جزيئات بخار المذيب المتكونة.

ج - الضغط:

تزداد ذوبانية جميع الغازات كلما ازداد الضغط الجزئي للغاز فوق المحلول، حيث تتأثر ذوبانية الغاز في سائل بضغط هذا الغاز فوق السائل. وتزداد ذوبانية غاز ثاني أكسيد الكربون في الماء بزيادة ضغط هذا الغاز فوق الماء وقد وجد العالم هنري أن ذوبانية الغاز في سائل تتناسب طردياً مع ضغط هذا الغاز فوق سطحه؛ أي أن:

ذوبانية الغاز \propto ضغط الغاز.

ذوبانية الغاز = ثابت \times ضغط الغاز.

ويسمى هذا المقدار الثابت بثابت هنري، وتعتمد قيمته على نوع الغاز.

تصنيف المخاليط حسب حجم الدقائق:

تطرقنا إلى أن المحاليل هي نوع من المخاليط، وسنتطرق فيما يأتي إلى حجوم الدقائق، ونتعرف إلى أنواع المخاليط تبعاً لحجوم الدقائق فيها:

أنواع المخاليط:

تجربة:

لإجراء هذه التجربة نحتاج إلى:

سكر، وكبريتات النحاس (II) وثيوكبريتات صوديوم، ومحلول حامض الهيدروكلوريك، ومسحوق طباشير، و ٤ أنابيب اختبار، وأوراق ترشيح، وقمع زجاجي.

خطوات التجربة:

١ - نذيب مقداراً من السكر قرابة ٠,٥ غم و ٠,٥ غم من كبريتات النحاس (II) - كلاً على انفراد - في ١٠ مل من الماء.

نلاحظ أن كلاً من بلورات السكر وبلورات كبريتات النحاس (II) قد ذابت تماماً في محلول كلاً منها، بحيث لا نستطيع رؤية دقائق السكر المذابة أو دقائق كبريتات النحاس (II) وهذه المحاليل تسمى (المحاليل الحقيقية).

وقد وجد أن قطر الدقائق المذابة سواء أكانت جزيئات أم أيونات أقل من 10^{-7} فهي متناهية في الصغر ولا ترى بأقوى المجاهر.

٢- نضع من مسحوق الطباشير قرابة ٠,٥ غم في ١٠ مل من الماء ونرج المزيج جيداً.

نلاحظ أن الماء قد أصبح عكراً عند وضع مسحوق الطباشير فيه، ويمكننا تمييز الدقائق المنتشرة في الماء بالعين المجردة، كما أن توزيع الدقائق المنتشرة في الماء غير منتظم، حيث تزداد كثافتها كلما انتقلنا من أعلى الأنبوب إلى أسفله.

٣- نقوم بترشيح المخلوط الناتج.

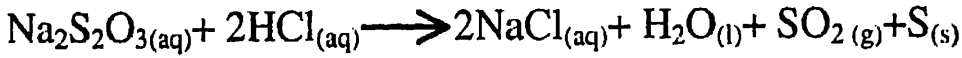
نلاحظ أن الدقائق تستمر بالترسيب بمرور الزمن، وهذا المحلول يسمى (المحلول المعلق) أو العوالق.

العوالق:

هي محاليل لدقائق صلبة يمكن رؤيتها بالعين المجردة، أو بالمجهر، وسميت بالعوالق لأن دقائقها تبقى معلقة عند ترك الخليط ساكناً لا تلبث أن تتجمع بمرور الوقت لتركد في قعر الإناء، كما يمكن فصلها بالترشيح بسهولة مثل مسحوق الطباشير.

وقد وجد أن هذه الحالة تحدث إذا كان قطر الدقائق المنتشرة أكبر من 10^{-6} سم.
 ٤ - نضيف من ثيوكبريتات الصوديوم قرابة ٠,٥ غم إلى ١٠ مل من محلول حامض الهيدروكلوريك نرج المخلوط جيداً.

نلاحظ أن دقائق الكبريت تنتشر في المحلول بشكل منتظم مكونة محلولاً ضبابياً أصفر اللون، وهذه المحاليل تسمى (المحاليل أو الأنظمة الغروية).
 وهناك نوع يعتبر وسطاً بين المحلول الحقيقي والمعلق، وهو ما حدث في هذه الخطوة، إذ يحدث التفاعل الذي تمثله المعادلة الآتية:



المحاليل (الأنظمة الغروية):

وهي أنظمة غير متجانسة تتكون من صنفين على الأقل أحدهما في حالة انتشار (ويسمى بالصنف المنتشر)، والصنف الثاني هو الوسط المستمد (وسط الانتشار)، حيث يكون حجم الأجزاء (الدقائق) فيها وسطاً بين حجم دقائق العوالق وحجم جزيئات وأيونات المذاب في المحاليل الحقيقية، حيث يتراوح قطر الدقائق (الحبيبات) المنتشرة من (١٠ - ١٠٠) انغريستوم، مثل زلال البيض والهيماغلوبين والنشا.

المحاليل الحقيقية	الغرويات	الحوالي
١. قطر الحبيبة تكون فيها أقل من ١٠ انغريستوم	١. قطر الحبيبة تكون فيها (١٠-١٠٠) انغريستوم	١. تكون أكبر من ١٠٠ انغريستوم
٢. تمر الدقائق خلال ورقة الترشيح والمرشح الدقيق.	٢. تمر خلال ورقة الترشيح لكنها لا تمر بالمرشح الدقيق.	٢. لا تمر خلال ورقة الترشيح.
٣. لا ترى بالعين المجردة ولا بالمجهر الدقيق.	٣. لا ترى بالعين المجردة ولكن يمكن رؤيتها بالمجهر الدقيق.	٣. يمكن رؤيتها بالعين المجردة.
٤. قدرتها عالية على الانتشار.	٤. قدرتها ضعيفة على الانتشار.	٤. ليس لها قدرة على الانتشار.

وقد وجد أن أقطار الدقائق المذابة تتراوح بين 10^{-6} سم و 10^{-7} سم. والمحاليل الغروية قد تكون غازية أو سائلة أو صلبة، ومن الأمثلة على هذه المحاليل: الضباب، والدهانات (أملثن)، والدم، والحليب. وتتميز هذه المحاليل الغروية بكبر الدقائق المذابة إلى الدرجة التي تؤدي إلى تشتت الضوء، وهذا التشتت للضوء يسمى ظاهرة تندال.

أسئلة

س ١: علل:

- أ- يعتبر النشا والهيموكلوبين وزلال البيض محاليل غروية.
 ب- تنفصل المادة المذابة عن محلولها المشبع بالتبريد وتترسب.
 ج- الغازات H_2S , SO_2 , NH_3 , CO_2 أكثر ذوباناً في الماء من غازات (N_2, H_2, O_2) .

أجوبة

ج ١:

- أ- بسبب كبر حجم جزيئاتها وأوزانها الجزيئية الكبيرة، تعتبر من المحاليل الغروية.
 ب- بسبب انخفاض قابلية ذوبان المذاب عند تبريد المحلول ينفصل بعض بلوراته من المحلول فتترسب في قعر الإناء. كما يعود انفصال المادة عن المحلول المشبع إلى وجود دقائق الغبار في الهواء التي تستقطب في المحلول حيث تعمل كنواة تتجمع حولها جزيئات المادة المذابة مكونة بلورات تترسب من المحلول.
 ج- لأن الغازات تتفاعل مع الماء مكونة حوامض أو قواعد أو مواد متأينة، بينما هي غازات لا تتفاعل مع الماء.

الفصل العاشر

تركيز المعاليل
وخواصها الطبيعية

تركيز المحاليل وخواصها الطبيعية

طرق التعبير عن تركيز المحاليل:

تتغير خواص المذيب النقي عند إذابة مادة فيه، فالماء النقي يتجمد عند درجة صفر[°]س، ولكن عند إذابة مادة فيه تنخفض درجة تجمده دون الصفر، فكما نعلم أن حلوة محلول سكري تعتمد على كتلة السكر المذابة فيه، وكذلك تختلف ملحوة مياه البحر الميت عن ملحوة البحار الأخرى بسبب تفاوت نسبة كل الأملاح الذائبة في حجوم متساوية منها.

وتعتمد صفات المحلول على الكتل النسبية من المذاب والمذيب التي تكون ذلك المحلول، وقد أطلق الكيميائيون مصطلح التركيز للإشارة إلى هذه الكتل النسبية، وطوروا طرقاً عدة للتعبير عن تركيز المحاليل أهمها الآتي:
التركيز: هو كمية المادة المذابة والمذيبة في المحلول.

ولمعرفة مكونات محلول ما وتحديد نسبته الداخلة في تكوينه، نتبع الطرق التالية لقياس هذه النسب:

١- النسبة المئوية الوزنية:

وهي عدد غرامات المادة المذابة في ١٠٠ غم من المحلول.

$$\text{النسبة المئوية الوزنية} = \frac{\text{وزن المذاب (غم)}}{\text{وزن المذاب (غم) + وزن المذيب (غم)}} \times 100$$

$$(\text{وزن المذاب} + \text{وزن المذيب} = \text{وزن المحلول})$$

مثال:

محلول يحتوي على ٤٠ غم ماء و ١٠ غم سكر الطعام، احسب النسبة الوزنية للسكر في المحلول.

$$100 \times \frac{10}{50} = 100 \times \frac{10 \text{ غم}}{10 \text{ غم} + 40 \text{ غم}} = \text{النسبة المئوية الوزنية} = 20\% .$$

ومن الملائم عندما نعبر عن تركيز محاليل السوائل في السوائل أن نستخدم النسبة المئوية للمذاب بالحجم، حيث أن محلول مائي من الكحول تركيزه 30% بالحجم يعني أن 100 مل من المحلول يحتوي على 30 مل كحول 70% مل ماء.

وتهتم دراسة خواص المحاليل بعدد الدقائق (جزيئات أو أيونات) المذابة في المحلول، فإذا قارنا محلولاً تركيزه 10% للسكر $C_{12}H_{22}O_{11}$ وكتلته 1000 غم بمحلول تركيزه 10% من ملح كلوريد الصوديوم NaCl كتلته 1000 غم أيضاً، فأنا نجد أن كلاهما يحتوي على 100 غم من المادة المذابة.

فعلى الرغم من تساوي كتلة المذاب في الحالتين (100 غم)، إلا أن عدد الدقائق غير متساو نظراً لاختلاف الكتلة المولية لكل من السكر وكلوريد الصوديوم.

النسبة المئوية للمذاب بالكتلة:

ذكرنا سابقاً أن كمية المادة يعبر عنها بوحدة المول، وهذا المفهوم مهم جداً في الكيمياء، فالمواد النقية - عناصر أو مركبات - تتكون من دقائق هي: الذرات أو الجزيئات أو الأيونات، ومهما كان نوع المادة، فالمول الواحد منها يشير إلى عدد معين لا يتغير من الدقائق.

وهذا العدد هو عدد أفوكادرو ويساوي $6,022 \times 10^{23}$ ، فمثلاً: غاز الهيدروجين يتكون من ذرات H، فالمول الواحد منه يحتوي على $6,022 \times 10^{23}$ ذرة هيدروجين، ويتكون الماء من جزيئات H_2O ، فالمول الواحد منه يحتوي على $6,022 \times 10^{23}$ جزيئة ماء، وملح الطعام يتكون من أيونات Na^+ وأيونات Cl^- ،

ويحتوي المول الواحد من NaCl على $10 \times 6,022 \times 10^{23}$ أيون Na^+ و $10 \times 6,022 \times 10^{23}$ أيون Cl^- .

ويعبر عن كتلة مول من الذرات بالكتلة الذرية المولية، وهي مساوية عددياً للكتلة الذرية النسبية (الموجودة في الجدول الدوري) معبراً عنها بوحدة الغرام.

فالكتلة المولية للصوديوم Na = كتلة $10^{23} \times 6,022 \times 10^{23}$ ذرة صوديوم ≈ 23 غم/مول.
والكتلة المولية لذرات الهيدروجين H = كتلة $10 \times 6,022 \times 10^{23}$ ذرة هيدروجين = 1 غم/مول.
ولكن الكتلة المولية لجزيئات الهيدروجين $2H_2$ = كتلة $10 \times 6,022 \times 10^{23}$ ذرة هيدروجين = 2 غم/مول.
ويمكن حساب الكتلة المولية للمركب من معرفتنا لصيغته الكيميائية، حيث أن كتلة المول الواحد من مركب ما تساوي كتلته الجزيئية معبراً عنها بالغرام، فمثلاً:

الكتلة المولية لغاز CO_2 = كتلة 2 مول من ذرات O + كتلة 1 مول من ذرات C
= (16×2) (غم/مول) + (12×1) (غم/مول) = 44 غم/مول.
أما الكتلة المولية للسكر $C_{12}H_{22}O_{11}$ = كتلة 11 مول من ذرات O + كتلة 22 مول من ذرات H + كتلة 12 مول من ذرات C
 $= 11 \times 16 + 22 \times 1 + 12 \times 12 = 342$ غم/مول.

ويمكن معرفة الكتلة المولية لمادة ما من حساب عدد المولات الموجودة في كتلة معينة منها أو حساب كتلة عدد معين من مولاتها:

$$\frac{\text{كتلة المادة (غم)}}{\text{الكتلة المولية (غم/مول)}} = \text{عدد مولات المادة}$$

٢- الكسر المولي:

الكسر المولي (لأحد مكونات محلول): هو نسبة عدد مولات المذاب

(أو المذيب) إلى المجموع الكلي لمولات مكونات المحلول.

$$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{عدد مولات المحلول}} = \text{الكسر المولي للمذاب}$$

$$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{عدد مولات المحلول}} = \text{الكسر المولي للمذيب}$$

$$\text{النسبة المئوية} = \text{الكسر المولي} \times 100$$

مثال:

أذيب ٣٤,٢ غم من السكر $C_{12}H_{22}O_{11}$ في ١٨٠ غم ماء، أوجد الكسر المولي لكل من السكر والماء والنسبة المولية لهما، علماً أن الوزن الذري لـ O (١٦)، H (١)، C (١٢).

الحل:

$$\text{الوزن الجزيئي } C_{12}H_{22}O_{11} = 12 \times 12 + 1 \times 22 + 16 \times 11 = 342 \text{ غم/مول}$$

$$\text{النسبة المئوية الوزنية للسكر} = \frac{\text{و}}{\text{و ج}} = \frac{34,2 \text{ غم}}{342 \text{ غم/مول}} = 0,1 \text{ مول}$$

$$\text{النسبة المئوية الوزنية للماء} = \frac{180}{16 + 1 \times 2} = 10 \text{ مول}$$

$$\text{ن الكلي} = \text{ن السكر} + \text{ن الماء} = 10 + 0,1 = 10,1 \text{ مول}$$

$$\text{الكسر المولي للسكر} = \frac{0,1}{10,1} = 0,0099$$

$$\text{النسبة المئوية للسكر} = 100 \times 0,0099 = 0,99\%$$

$$\text{الكسر المولي للماء} = \frac{10}{10,1} = 99,01\%$$

$$\text{النسبة المئوية للماء} = 100 \times 99 = 99\%$$

٣- المولارية (التركيز المولي الحجمي):

نتعامل في أغلب الأحيان مع المواد الكيميائية في صورة محاليل لذلك نحتاج إلى طريق للتعبير عن تركيز المحلول من معرفة عدد المولات في حجم معين منه ومن هذه الطرق المولارية.

فالمولارية: هي عدد المولات من المذاب في لتر واحد من المحلول، وتوضع صيغة المركب بين قوسين [] للدلالة على تركيزه في المحلول بالمول/لتر. أي أن:

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

ويمكن أن نكتب العلاقة السابقة بالصورة التالية:

$$\text{عدد مولات المذاب} = \text{مولارية المحلول} \times \text{حجم المحلول باللتر}$$

وعند تخفيف المحلول فإن تركيزه يقل ويزداد حجمه ولكن كتلة المادة

المذابة تبقى ثابتة، أي أن عدد مولاتها يبقى ثابتاً لا يتغير، أي أن:

$$\text{عدد المولات قبل التخفيف} = \text{عدد المولات بعد التخفيف}$$

$$\text{ولكن عدد المولات} = \text{الحجم} \times \text{التركيز}$$

فإذا رمزنا لحجم المحلول وتركيزه قبل التخفيف بالرمز ح_١، ج_١ على

التوالي، ولحجمه وتركيزه بعد التخفيف ح_٢، ج_٢ فإن:

$$ح_١ \times ج_١ = ح_٢ \times ج_٢$$

ملاحظة:

عند تحضير المحاليل المخففة للحوامض المركزة وبالأخص حامض

الكبريتيك فإن الحامض يضاف إلى الماء ببطء مع التحريك المستمر، ومن الخطأ

إضافة الماء إلى الحامض لأن الحرارة الناتجة تكفي لغليان الماء على سطح

الحامض، وهذا يؤدي إلى فوران الحامض وتناثره خارج الإناء المستخدم

للتخفيف مسبباً الأذى.

٤- المولالية (التركيز المولي الكتلي):

التركيز المولالي: هو عدد مولات المادة المذابة في الكغم (١٠٠٠غم) من المذيب وتقاس بوحدة مول/كغم.

$$\text{مولالية المحلول} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (كغم)}}$$

ويشير هذا التعبير إلى النسبة بين عدد دقائق المذاب والمذيب في المحلول، وهو تعبير أكثر من مجرد معرفة عدد دقائق المذاب في حجم معين فيه كما في المولارية.

فإذا أخذنا محلولين بنفس التركيز المولالي، فإن النسبة بين عدد الدقائق للمذاب والمذيب فيهما تكون واحدة.

مثال (١):

محلول محضر من ٣٦ غم من سكر الكلوكوز مذاب في ٣٦٠ غم ماء، احسب مولالية السكر في هذا المحلول علماً أن الوزن الجزيئي للسكر = ١٨٠ غم/مول.

الحل:

يمكن هذا المثال بطريقتين:

١- طريقة مباشرة:

$$\begin{aligned} \text{المولالية} &= \frac{\text{و}}{\text{و ج}} \times \frac{١٠٠٠}{\text{كتلة الماء (غم)}} \\ \text{المولالية} &= \frac{٣٦}{١٨٠} \times \frac{١٠٠٠}{٣٦٠ \text{ غم}} = ٠,٥٥ \text{ مول/كغم} \end{aligned}$$

٢- وطريقة غير مباشرة:

$$\text{ن السكر} = \frac{\text{و}}{\text{و ج}} = \frac{٣٦}{١٨٠} = ٠,٢ \text{ مول}$$

$$\text{المولالية} = \frac{\text{ن}}{\text{كتلة (كغم)}} = \frac{0,2 \text{ مول}}{0,36 \text{ كغم}} = 0,55 \text{ مول/لتر}$$

مثال (٢):

أذيب ٩ غم من سكر الكلوكوز بقليل من الماء المقطر في قنينة حجمية سعتها لتر، وأكمل حجم القنينة بالماء إلى ١٠٠٠ مل، احسب مولارية المحلول، علماً أن و ج للسكر ١٨٠ غم/مول.

$$\text{ن السكر} = \frac{\text{و}}{\text{و ج}} = \frac{9}{180} = 0,05 \text{ مول/لتر}$$

$$\text{المولارية} = \frac{\text{ن للسكر}}{\text{حجم المحلول (لتر)}} = \frac{0,05}{1 \text{ لتر}} = 0,05 \text{ مول/لتر}$$

$$\text{أو مولارية} = \frac{9}{180} \times \frac{1000}{1000} = 0,05 \text{ مول/لتر}$$

خواص المحاليل:

تأثير المذاب على بعض صفات المذيب:

عند إذابة مادة مذابة غير متطايرة وغير متأيونة (لا كهربية) أي توجد في المحلول على هيئة جزيئات (مثل السكر) في مذيب (مثل الماء) فإن ذلك يؤدي إلى تأثير صفات المذيب السائل، فالماء يتميز كغيره من المواد النقية بدرجة غليان ودرجة انصهار ثابتتين، فالماء يغلي عند درجة حرارة ١٠٠ س وينجمد عند درجة صفر س عندما يكون الضغط الجوي ٧٦٠ ملم زئبق (عند مستوى سطح البحر)، فعندما تذاب فيه مادة كالسكر مثلاً فإنه يؤثر في صفات المذيب فتتغير بعض خواصه الطبيعية أي يسبب:

١- انخفاض الضغط البخاري للمذيب: لأن جزيئات المذاب (السكر) تعرقل

هروب جزيئات المذيب من سطح السائل.

٢- ارتفاع درجة غليان المذيب: لأن المذاب يقلل من الضغط البخاري للمذيب وهذا يحتاج إلى حرارة أكثر من الحرارة التي يحتاجها المذيب النقي حتى تتساوى الضغوط البخارية، وبذلك ترتفع درجة حرارة غليان السائل (المذيب)، بوجود المذاب عند ثبوت الضغط الواقع عليه.

ويعتمد الارتفاع في درجة الغليان على تركيز المذاب (عدد الدقائق)، فقد وجد بالتجربة إن هذا الارتفاع يتناسب طردياً مع تركيز المذاب معبراً عنه بالمولالية، أي أن:

الارتفاع في درجة الغليان = ثابت × تركيز المحلول بالمول/كغم

$$\Delta t = K \times M$$

حيث ك غ:

ثابت الارتفاع في درجة الغليان للمذيب السائل (ويساوي الارتفاع في درجة غليان المذيب عند إذابة ١ مول من مادة (غير متطايرة وغير أيونية) في ١ كغم من ذلك المذيب).

ويمكن التوصل إلى وحدة هذا الثابت من العلاقة السابقة:

$$\Delta t = K \times M$$

$$س = ك \times م / كغم$$

$$∴ ك غ = س كغم / مول$$

٣- انخفاض درجة انجماد المذيب: لأن وجود دقائق المذاب بين جزيئات المذيب (السائل) يعرقل من تقارب جزيئات السائل المذيب لكي يتجمد، ففي درجة انجماد الماء الاعتيادية تعمل دقائق المذاب على إبعاد جزيئات الماء عن بعضها وبذلك لا يتجمد الماء.

ولتقريب جزيئات الماء أكثر من بعضها يجب خفض درجة الحرارة إلى أقل من درجة الانجماد الاعتيادية، حيث أن درجة تجمد الماء النقي هي صفر° س.

وفي الفصول الباردة يحرص الناس على إذابة مادة غلايكول الإيثيلين في الماء الموجود في مشع السيارة (الراديوتر)، فعندما تنخفض درجة الحرارة إلى عدة درجات تحت الصفر فإننا نتوقع تجمد الماء في المحرك مسبباً حدوث أضرارٍ كبيرة، فعند إذابة ١ مول من غلايكول الإيثيلين في ١ كغم من الماء فإن المحلول الناتج سيتجمد عند درجة حرارة - ٨٦،٨٦ أس، وبهذا تكون درجة انجماد المحلول أقل من درجة انجماد المذيب النقي.

إن الانخفاض في درجة التجمد لا يعتمد على طبيعة المادة المذابة فالمحلول الذي ينتج من إذابة ١ مول من مادة (غير متطايرة وغير متأينة) في ١ كغم من الماء سيتجمد عند ٨٦،٨٦ أس ويعتمد هذا الانخفاض في درجة تجمد المحلول الناتج من إذابة مادة غير متطايرة فيه وغير متأينة على تركيز هذه المادة ويعبر عنه بالمولالية:

الانخفاض في درجة التجمد = ثابت × التركيز بالمولالية

$$\Delta t = K \times m$$

حيث ك ت:

ثابت الانخفاض في درجة الانجماد للمذيب السائل (ويساوي الانخفاض في درجة تجمد المذيب عند إذابة ١ مول من مادة (غير متطايرة وغير متأينة) في ١ كغم من ذلك المذيب).

وتساوي قيمة هذا الثابت للماء ٨٦،٨٦ أس. كغم/مول.

ملاحظة:

إن مقدار الضغط (الانخفاض) في الضغط البخاري لمذيب يعتمد على عدد الجزيئات (المولات) المذابة، وليس على الطبيعة الكيميائية للمذاب أي عند إذابة كميات جزيئية (مولات) متساوية من مواد غير إلكتروليتيّة مختلفة في أوزان متساوية في مذيب معين يحصل انخفاض متساوي في الضغط البخاري للمذيب.

ولظاهرة الانخفاض في درجة تجمد المحاليل تطبيقات عديدة منها:

- إضافة غلايكول الإيثيلين إلى الماء في مشع السيارة لخفض درجة انجماد الماء فيه.
- نثر الأملاح مثل $CaCl_2$ في بعض البلدان الباردة على الطرقات لمنع حدوث الانجماد وتجنب الانزلاقات عليها.
- إضافة الملح إلى الثلج لخفض درجات الحرارة في عمليات التبريد.

ومن العلاقة بين الانخفاض في درجة تجمد المذيب وتركيز المذاب يمكن تعيين الكتل المولية لمادة صلبة وهذه الطريقة أكثر تطبيقاً من طريقة ارتفاع درجة الغليان وخاصة للمحاليل المائية وذلك لأن ثابت الانخفاض في درجة التجمد أكبر من ثابت الارتفاع في درجة الغليان.

خواص محاليل المواد المتأينة (الكهرلية):

بما أن خواص المحلول تعتمد على عدد دقائق المادة المذابة فإن مقدار الانخفاض في درجة تجمد محلول $NaCl$ سيكون ضعفي مقداره بالنسبة لمحلول من السكر بنفس التركيز أي أن:

$$\Delta t = 2 \times 0,186 = 0,372 \text{ س}$$

ويرجع ذلك إلى أن $NaCl$ هي مادة متأينة قوية تتفكك كلياً إلى أيونات

وفق المعادلة التالية:



فإذا كان تركيز محلول من $\text{NaCl} = 0,1$ مول/كغم فإن:

تركيز $\text{Na}^+ = 0,1$ مول/كغم وتركيز $\text{Cl}^- = 0,1$ مول/كغم.

التركيز الكلي للأيونات $= 0,1 + 0,1 = 0,2$ مول/كغم، أي أن:

الانخفاض المتوقع في درجة التجمد $\Delta t = 0,2 \times 1,86 = 0,372$ س.

وقد وجد بالتجربة أن قيمة الانخفاض في درجة الانجماد تساوي

$0,347$ س، أي أن مقدارها يقل قليلاً عن القيمة المتوقعة ($0,372$ س) وتفسير

ذلك هو أن الأيونات ليست حرة الحركة تماماً، لأن قوة التجاذب بينها وبين

الأيونات المخالفة لها بالشحنة يقيد حركتها.

حساب مقدار الارتفاع بدرجة غليان أو الانخفاض بدرجة انجماد مذيب (سائل)

بوجود مذاب:

مقدار الارتفاع بدرجات غليان مذيب سائل يتغير طردياً مع التركيز

المولالي للمحلول.

مقدار الارتفاع \times درجة الغليان = ثابت \times التركيز المولالي للمحلول.

حيث أن (الثابت) هو الثابت المولالي لارتفاع درجة الغليان ويتغير تبعاً

لتغير المذيب.

وعندما يكون المذيب ماء فإن قيمة الثابت $0,52$ م لارتفاع درجة

الغليان.

ملاحظة:

إن قيمة $0,52$ م هي مقدار الارتفاع في درجة الغليان الناتج من إذابة

وزن جزيئي واحد من المذاب \times كيلو غرام واحد (1000 غم) من الماء.

∴ درجة غليان المحلول = ١٠٠ + مقدار الارتفاع × درجة الغليان.

مثال:

أوجد درجة غليان محلول السكر الذي تركيزه ٠,٤ مولالي؟

الحل:

$$\text{مقدار الارتفاع بدرجة الغليان} = ٠,٤ \times ٠,٥٢ = ٠,٢٠٨ \text{ م.}$$

$$\text{درجة غليان المحلول} = ١٠٠ + ٠,٢٠٨ \times ١٠٠ = ١٠٠,٢٠٨ \text{ م.}$$

كذلك فإن درجة انجماد محلول تتغير طردياً مع تركيزه المولالي، أي أن

مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد ∝ التركيز المولالي للمحلول.

مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد = ثابت × التركيز المولالي للمحلول.

حيث أن (ثابت) هو الثابت المولالي لانخفاض درجة انجماد محلول.

وعندما يكون المذيب ماء فإن قيمة الثابت ١,٨٦ م لانخفاض درجة

انجماد الماء، وهو مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد الناتج من إذابة وزن جزيئي

واحد من المذاب في كيلو غرام واحد من الماء.

درجة انجماد محلول = صفر - مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد.

ملاحظة:

بصورة عامة يعتمد ارتفاع درجة غليان وانخفاض درجة انجماد محلول

على طبيعة المذيب وتركيز دقائق المذاب.

مثال:

أوجد درجة انجماد محلول يحتوي على ٢ غرام من سكر الطعام مذاب

في ١٠٠ غرام من الماء علماً أن و ج الغرامي للسكر = ٣٤٢,٣ غم/مول.

$$\text{التركيز المولالي} = \frac{\text{و}}{\text{و ج}} \times \frac{١٠٠٠}{\text{ك ماء غم}}$$

$$0,0584 \text{ مول/كغم} = \frac{1000}{100} \times \frac{2}{342.3} =$$

مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد = ثابت \times التركيز المولالي

$$0,1086 = 0,0584 \times 1,86 =$$

درجة انجماد المحلول = صفر - $0,1086 = -0,1086$ م.

**الفصل
الحادي عشر
الحسابات
الكيميائية**

الحسابات الكيميائية

أهمية الحسابات الكيميائية:

في حياة الإنسان أنشطة كثيرة تتطلب تحديد كميات المواد التي سوف يستهلكها أو ينتجها، فالمرأة في البيت تستخدم مكابيل بسيطة، كالمعلقة، والفنجان والكأس لتحديد مقادير المواد التي تستخدمها في الطبخ بحيث لا تزيد هذه الكميات ولا تنقص عن الحد الذي يؤدي إلى تلف الطعام.

وفي المصانع، يحتاج الكيميائيون إلى الدقة لتحديد كميات المواد اللازمة لتحضير مادة معينة بالموصفات المطلوبة لضمان تحقق الهدف من إنتاجها، فيجب أن لا تزيد نسب المواد المتفاعلة عن مقادير معينة حتى تخرج السلعة بالموصفات المرغوب فيها.

فكيف نحسب كميات المواد اللازمة لإنتاج سلعة معينة بالموصفات المطلوبة؟

إن المرجع الأساس الذي يستخدمه الكيميائي في حساباته هو المعادلة الكيميائية الموزونة، التي تصف التفاعل بدقة وتبين المواد المتفاعلة والنتيجة وكمياتها، والعلاقات بين هذه الكميات، بحيث تبين نسبة إعداد الذرات أو الجزيئات أو الأيونات التي تدخل في التفاعل وتنتج منه، مما يوفر للكيميائي معلومات أساسية تساعده على إجراء حساباته.

التفاعل الكيميائي:

هو العمل الأساسي في الكيمياء، حيث يؤدي إلى تحولات للعنصر أو للمركب الكيميائي، ينتج تحول العنصر من التغير الذي يطرأ على الطبقات الإلكترونية الخارجية أثناء التفاعل.

ولكي يحدث ذلك لابد أن يتضمن التفاعل الكيميائي الحادث تفسير

الروابط بين الذرات المكونة للمواد المتفاعلة، وتكوين روابط جديدة مختلفة عما كانت عليه ذرات العناصر المتفاعلة.

١- قانون حفظ المادة:

إن أعداد وأنواع الذرات في المواد المتفاعلة يساوي أعداد وأنواع الذرات في المواد الناتجة، وهذا الاستنتاج هو حقيقة ثابتة في كل التفاعلات الكيميائية، وقد عبر عنها الكيميائيون بقانون يعرف " بقانون حفظ المادة ".
ولو حصلنا على عينات نقية من ملح الطعام سواء من تبخير ماء البحر أو من التفاعل:



ولو حللناها لوجدنا أنها تتكون من اتحاد ٢٣ غم صوديوم مع ٣٥,٥ غم من الكلور تقريباً وينتج عن ذلك ٥٨,٥ غم من الملح تقريباً، وهذه النسبة أو أحد أجزائها أو مضاعفاتها هي التي نحصل عليها دائماً وذلك حسب كمية عينة الملح المدروسة صغيرة أم كبيرة.

وقد اكتشف العلماء هذه الحقيقة في مطلع القرن التاسع عشر وتوصلوا نتيجة لهذا الاكتشاف إلى قانونين هامين أصبحا الآن في عداد المسلمات (وهما):

١- قانون حفظ المادة.

٢- قانون النسب الثابتة.

"عند حدوث التغيرات الكيميائية فإن مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي مجموع كتل المواد بعد نهاية التفاعل".

مثال:

عند تفاعل ٣ غم من الكربون ٨ غم من الأوكسجين ينتج ١١ غم من ثاني أوكسيد الكربون.

ولو تفاعل ٣ غم من C مع ١٥ غم من O₂ فإنه ينتج عن ذلك ١١ غم CO₂ وبقي ٧ غم من O₂ كما هي دون تغيير، أي أن كمية الأوكسجين الزائد

بقيت كما هي من حيث الكتلة والنوع.

٢- قانون النسب الثابتة:

تتحد العناصر مع بعضها لتكوين المركبات بنسبة عددية بسيطة لا تتغير لكل نوع منها، وقد ظهر لنا هذا بوضوح من معالجتنا لأمثلة كثيرة بدأت بالماء وانتهت بثاني أكسيد الكربون.

مثال:

يتحد النيتروجين مع الهيدروجين لتكوين غاز الأمونيا بنسبة وزنية ثابتة هي ٣ وحدات وزنية من H_2 إلى ١٧ وحدة وزنية من N_2 ، فلو مزجنا النيتروجين والهيدروجين بغير هذه النسبة وقمنا بتأمين الشروط المناسبة للتفاعل، سيحدث التفاعل وينتج غاز الأمونيا حسب النسبة المذكورة أعلاه وتبقى الكمية الزائدة سواء أكانت من غاز الهيدروجين أو النيتروجين دون تفاعل.

المول:

إن الكتلة الحقيقية للذرة متناهية في الصغر حوالي (١٠^{-٢٤} - ١٠^{-٢٢} غم)، لذلك فنحن لا نستطيع أن نزن الكتل الحقيقية للذرات في المختبر والمصنع.

ولحل هذه المشكلة استخدم العلماء ما أسموه الكتلة الذرية النسبية للذرة، حيث أعتبر العلماء الكتلة الذرية النسبية للكربون (^{12}C) اثنتي عشرة وحدة كتل ذرية، وقاسوا كتل ذرات المواد الأخرى بالنسبة إليها.

وبذلك تكون:

$$\frac{\text{كتلة ذرة العنصر}}{\frac{1}{12} (\text{كتلة ذرة الكربون})} = \text{الكتلة الذرية النسبية لذرة أي عنصر}$$

ويبين الجدول التالي بعض العناصر وكتلتها النسبية:

العدد الذري	الكتلة النسبية	العنصر	العدد الذري	الكتلة النسبية	العنصر
٢٨	٢٨,٠٨٥	Si	١	١,٠٠٨	H
٣١	٣٠,٩٧٤	P	١٢	١٢,٠٠١	C
٣٢	٣٢,٠٦	S	١٤	١٤,٠٠٧	N
٣٥,٥	٣٥,٥٩٩	Cl	١٦	١٥,٩٩٩	O
٣٩	٣٩,٠٩٨	K	٢٣	٢٢,٩٨٩	Na
٤٠	٤٠,٠٩٨	Ca	٢٤	٢٤,٣٠٥	Mg
٥٦	٥٥,٨٤٦	Fe	٢٧	٢٦,٩٨١	Al

وهذه المقادير تمثل الكتل النسبية لذرات العناصر (المذكورة في الجدول) ولا تمثل الكتل الحقيقية لها، فالمقدار ١,٠٠٨ يمثل الكتلة النسبية لذرة الهيدروجين ولكن لا يعني أن كتلة ذرة الهيدروجين ١,٠٠٨ غم، كذلك فإن المقدار ٣٥,٥ لا يعني أن كتلة ذرة الكلور ٣٥,٥ غم، كذلك فإن باقي المقادير الأخرى تمثل كتلاً نسبية ولا تمثل كتلاً معينة بوحدات الكتلة (غم، كغ)، وهذا يعني أننا لا نستطيع استخدام الكتل النسبية لأخذ كميات محددة من المواد لأغراض التفاعلات الكيميائية أو الصناعة أو لأغراض الحياة بشكل عام.

وإذا تذكرنا أن الكتل الحقيقية للذرات صغيرة جداً وهذا ما يجعلنا غير قادرين على قياسها والتعبير عنها بوحدات الكتلة المألوفة لدينا (غم، كغ)، ولحل هذه المشكلة توصل العلماء إلى مقدار أسموه (المول) وهو يمثل كمية معينة من المادة، كما يمثل عدداً معيناً (يسمى عدد أفوغادرو ويساوي $6,022 \times 10^{23}$) من دقائق المادة.

فالمول:

هو وحدة كيميائية تستخدم تعبيراً لعدد (الجزيئات، الذرات، الأيونات) في

المادة بحيث أن:

١ مول لأي مادة = عدد أفوكادرو
 $= 6,02 \times 10^{23}$ ذرة أو جزيء أو أيون
 وعدد أفوكادرو قيمة ثابتة لا تتغير بتغير نوع المادة.
 ١ مول لأي مادة = كتلتها الذرية النسبية = عدد أفوكادرو
 أي أن ١ مول من المادة = $6,02 \times 10^{23}$ جزيء أو ذرة
 الكتلة المولية = كتلتها الذرية بوحدة الغرام.
مثال:

احسب كتلة ١ مول من H_2O إذا علمت أن الكتلة المولية لـ $O = 16$
 غم، $H = 1$
الحل:

١ مول = الكتلة المولية للمادة
 $=$ عدد ذرات $O \times$ كتلتها المولية + عدد ذرات $H \times$ كتلتها المولية
 $= 1 \times 16 + 2 \times 1 = 18$ غم / مول.
 ١ مول من $H_2O = 18$ غم = $6,02 \times 10^{23}$ جزيء H_2O

استخدام المعادلة الموزونة في الحسابات الكيميائية:

تعتمد الحسابات الكيميائية بشكل رئيسي على المعادلة الكيميائية الموزونة
 فالكيميائيون يعبرون عن التفاعل الكيميائي بمعادلة موزونة، تبين المواد المتفاعلة
 والمواد الناتجة ونسبة كل منهما إلى الأخرى، والمعادلة الموزونة هي مرجعنا
 الأساس في الحسابات الكيميائية، فمنها نشق علاقات كمية مفيدة بين المواد
 المتفاعلة والمواد الناتجة، تسهل علينا إجراء الحسابات، ولنبين كيف تستخدم
 المعادلة الكيميائية في إجراء الحسابات، ندرس الأمثلة التالية:
مثال (١):

يتفاعل الكبريت والمغنيسيوم لإعطاء كبريتيد المغنيسيوم، ويمكن تمثيل

التفاعل بالمعادلة التالية:



احسب كتلة الكبريت اللازمة بالغرام للتفاعل مع ٤٨ غم مغنيسيوم.

الحل:

بالنظر إلى المعادلة الموزونة نجد أن: مولاً من Mg تتفاعل مع مولاً من S أي أن:

١مول (١٠×٦,٠٢٢ ذرة) Mg يتفاعل مع ١مول (١٠×٦,٠٢٢ ذرة) S
وأن ٢٤غم Mg تتفاعل مع S.

أي أن ١ غم Mg تتفاعل مع $\frac{32}{24}$ غم S

إذن ٤٨ غم Mg تتفاعل مع $64 + 48 \times \frac{32}{24}$ غم

متطلبات مسبقة لدراسة الحسابات الوزنية الكيميائية:

دراسة موضوع الحسابات الوزنية الكيميائية يتطلب الإلمام بما يلي من حقائق ومفاهيم.

١- الفرق بين الكتلة والوزن:

قبل الخوض في موضوع الحسابات الوزنية الكيميائية وما تتضمنه بالضرورة من استخدام لمصطلحي الكتلة والوزن وما يشتق منهما ويرتبط بهما، من المهم أن نشير إلى أننا في هذا الموضوع كله سنستخدم مصطلح كتلة ووزن بشكل متبادل بحيث يستعمل الواحد منهما عوضاً عن الآخر دون الدخول في تفاصيل الفروق بين مفهوم الكتلة ومفهوم الوزن.

الوزن:

هو مقدار جذب الأرض الذي تخضع له الكتلة. أي أن الوزن تابع للكتلة يزيد بزيادتها وينقص بنقصها.

وفي حياتنا اليومية العادية نستخدم وحدات الكتلة في التعبير عن الوزن، فالكيلوغرام وأجزاؤه ومضاعفاته تستخدم للدلالة على الوزن بالرغم من أنها الوحدة الدولية للكتلة.

وتساعد الحسابات الوزنية الكيميائية في:

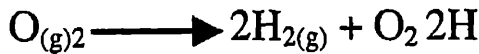
- ١- معرفة رموز العناصر الشائعة وعددها حوالي خمسين عنصراً.
- ٢- معرفة مفهوم الصيغة أو القانون الجزيئي وكتابة صيغ المركبات الشائعة.
- ٣- قراءة وفهم المعادلة الكيميائية وتحديد المواد المتفاعلة والناجمة.
- ٤- إجراء العمليات الحسابية البسيطة بطريقة صحيحة وخاصة تلك التي ترتبط بموضوع النسبة والتناسب.

١- معرفة رموز العناصر الشائعة وعددها حوالي خمسين عنصراً:

ولحسابات كتل المواد المتفاعلة والناجمة في التفاعلات الكيميائية أهمية كبيرة في الأنشطة الحياتية والصناعية، فمثلاً: تستخدم هذه الحسابات لتحديد الكتل المتفاعلة من الأوكسجين والهيدروجين لإنتاج الطاقة اللازمة لإطلاق المركبات الفضائية، كما يستخدمها الكيميائيون في المصانع والمختبرات لتحديد الكميات المناسبة من المواد المتفاعلة للحصول على كميات محددة من النواتج المهمة في حياتنا، كالصابون؛ والعطور، والأدوية، والأسمدة، وغيرها.

المعادلة الموزونة أساس الحسابات الكيميائية:

عند التدقيق في المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



نفهم من هذه الأرقام أن جزيئين من 2H_2 يحتاجان إلى جزيء واحد من O_2 لإنتاج جزيئين من $2\text{H}_2\text{O}$.

أي أن تفاعل (٢س) من جزيئات الهيدروجين مع (س) من جزيئات الأوكسجين ينتج (٢س) من جزيئات الماء.

يتبين لنا من ذلك أن المعادلة الموزونة تشير إلى نسب أعداد الجزيئات المتفاعلة والناجمة من التفاعل، ولكنك نتعامل عند إجراء التفاعلات الكيميائية مع كتل المواد مقدرة بالغرام أو مضاعفاته وليس مع أعداد الذرات أو الجزيئات، فكيف تجعل المعادلة الموزونة تمثل علاقة بين كتل المواد ؟

نفرض أن العدد (س) هو عدد أفوكادرو، أي $6,022 \times 10^{23}$ فيصبح

لدينا:

$2 \times 6,022 \times 10^{23}$ جزيء H_2 يتفاعل مع $6,022 \times 10^{23}$ جزيء O_2 فينتج بذلك $2 \times 6,022 \times 10^{23}$ جزيء H_2O .

وكما نعلم أن كتلة المادة التي تحتوي على عدد أفوغازو

($6,022 \times 10^{23}$) هي مول واحد من تلك المادة، وبذلك يمكنك القول أن:

2مول من الهيدروجين + 1 مول من الأوكسجين ← 2مول من الماء

وهذه النتيجة مهمة، فهي تدل على أن المعادلة الموزونة تشير أيضاً إلى

نسب أعداد المولات للمواد المتفاعلة والناجمة، والمول الواحد لمادة ما يمثل الكتلة

المولية لتلك المادة، وبناء على ذلك يمكن حساب نسب كتل المواد المتفاعلة

والناجمة من نسب أعداد المولات في المعادلة الموزونة، أي أن:

$2 \times$ كتلة مول من H_2 + كتلة مول من O_2 ← $2 \times$ كتلة مول من H_2O

2×2 (غم) H_2 + 23 غم O_2 ← 2×18 (غم) H_2O

نلاحظ أن مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي كتلة المادة الناتجة، وهذا

يتفق مع قانون حفظ المادة الذي تعبر عنه المعادلة الموزونة.

الحسابات الوزنية المبنية على الكتلة:

لقد اعتمدت الحسابات الوزنية الكيميائية على كتلة إحدى المواد

مقدرة بالمول، فكيف تجرى الحسابات إذا كانت الكتلة معبراً عنها

بالغرامات؟

مثال:

احسب كتلة أكسيد المغنيسيوم MgO الناتج من تفاعل شريط من المغنيسيوم كتلته ٦غم في الهواء (الكتلة المولية للمغنيسيوم = ٢٤غم/مول، وللأوكسجين = ١٦غم/مول).

الحل:

الخطوة الأولى: نكتب أولاً معادلة التفاعل الموزونة، لأنها المرجع الأساس لإجراء الحسابات الكيميائية:



الخطوة الثانية: تشير المعادلة إلى علاقة إعداد مولات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، فلا بد من تحويل كتلة المغنيسيوم إلى مولات مغنيسيوم: الكتلة المولية للمغنيسيوم = ٢٤غم/مول.

$$\text{إذا عدد مولات Mg المتفاعلة} = ٦ \text{غم} \times \frac{١ \text{ مول}}{٢٤ \text{ غم}} = ٠,٢٤ \text{ مول Mg}$$

الخطوة الثالثة: نحدد النسبة بين مولات المادة المطلوبة (MgO) إلى مولات Mg المعروفة من معادلة التفاعل الموزونة:

$$\frac{\text{مولات المادة المطلوبة}}{\text{مولات المادة المعروفة}} = \frac{٢ \text{ مول MgO}}{٢ \text{ مول Mg}}$$

الخطوة الرابعة: تحويل مولات Mg إلى ما يقابلها من مولات MgO باستخدام النسبة السابقة:

$$\text{مولات MgO الناتجة} = ٠,٢٥ \text{ مول Mg} \times \frac{٢ \text{ مول MgO}}{٢ \text{ مول Mg}} = ٠,٢٥ \text{ مول Mg}$$

الخطوة الخامسة: نحول كتلة MgO بالمولات إلى كتلة بالغمات:

$$\text{الكتلة المولية لـ MgO} = ١٦ + ٢٤ = ٤٠ \text{ غم/مول}$$

$$\text{كتلة MgO الناتجة} = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة المولية}$$

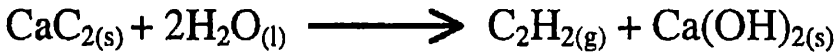
$$\text{MgO} = 0,25 \text{ مول} \times \frac{40 \text{ غم}}{1 \text{ مول}} = 10 \text{ غم MgO}$$

الحسابات المبنية على أساس المادة المحددة:

عند إجراء التفاعلات الكيميائية بين مادتين أو أكثر قد يتم خلط كتل من المواد المتفاعلة بنسب تختلف عن النسب التي تحددها المعادلة الموزونة فقد تتوفر مادة بمقدار يزيد على ما يلزم للتفاعل.

مثال:

يحضر غاز الإيثانين (الأسيتلين) المعامل لأغراض لحام الفلزات وقطعها من تفاعل كربيد الكالسيوم CaC_2 والماء كما توضحه المعادلة التالية:



جد:

- المادة المحددة للتفاعل عند إضافة 100 غم من الماء إلى 100 غم من CaC_2 .؟
- كتلة C_2H_2 الناتجة من التفاعل وكتلة الماء اللازم للتفاعل.

الحل:

نقوم أولاً بتحويل الكتل المعطاة بوحدة الغرام في المعادلة الموزونة إلى مولات باستخدام الكتل المولية لتلك المواد:

الكتلة المولية للماء = 18 غم/مول.

الكتلة المولية لكربيد الكالسيوم = 64 غم/مول

$$\text{عدد مولات H}_2\text{O} = 100 \text{ غم H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ مول}}{18 \text{ غم}} = 5,56 \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات CaC}_2 = 100 \text{ غم CaC}_2 \times \frac{1 \text{ مول}}{16 \text{ غم}} = 1,56 \text{ مول}$$

$$\frac{\text{CaC}_2 \text{ مول } 0,281}{\text{H}_2\text{O} \text{ مول } 1} = \frac{\text{CaC}_2 \text{ مول } 1,56}{\text{H}_2\text{O} \text{ مول } 5,56} = \text{نسبة المولات الموجودة}$$

$$\frac{\text{CaC}_2 \text{ مول } 1}{\text{H}_2\text{O} \text{ مول } 2} = \text{نسبة المولات المطلوبة في المعادلة الموزونة}$$

$$\frac{\text{CaC}_2 \text{ مول } 0,5}{\text{H}_2\text{O} \text{ مول } 1} =$$

نلاحظ من معادلة التفاعل الموزونة أن 1 مول من الماء يحتاج فقط إلى 0,5 مول من CaC_2 ، ولكن من نسبة المولات الموجودة نلاحظ وجود 0,281 مول CaC_2 فقط لكل 1 مول من الماء، وعليه فإن CaC_2 هي المادة المحددة للتفاعل، إذ أن كتلتها الموجودة (1,56 مول) تحدد كتل المواد الناتجة، بينما يكون الماء المادة الفائضة.

وتعتبر معرفة المادة المحددة للتفاعل أمر ضروري لأن بقية الحسابات تعتمد على معرفة الكتلة الموجودة منها.

ونلاحظ من المعادلة الموزونة السابقة أن عدد مولات CaC_2 = عدد

مولات C_2H_2

$$\therefore \text{كتلة } \text{C}_2\text{H}_2 \text{ الناتجة} = 1,56 \text{ مول} \times 26 \text{ غم/مول} = 40,56 \text{ غم}$$

عدد مولات H_2O = ضعف عدد مولات C_2H_2 (من المعادلة الموزونة)

$$= 1,56 \text{ مول} \times 2 = 3,12 \text{ مول}$$

$$\therefore \text{كتلة الماء اللازم للتفاعل} = 3,12 \text{ مول} \times 18 \text{ غم/مول} = 56,16 \text{ غم}$$

$$\text{كتلة الماء الفائض من التفاعل} = 100 \text{ غم} - 56,16 \text{ غم} = 43,84 \text{ غم}$$

الردود المتوي للتفاعل:

يحضر مركب الميثانول CH_3OH صناعياً حسب المعادلة التالية:



ف عند تفاعل ١٠٠ غم من H_2 مع كمية وافرة من CO ، يمكن حساب كتلة الميثانول المتوقع الحصول عليها بالطريقة المتبعة حسب التسلسل الآتي:

$$\text{عدد مولات } H_2 = \frac{100}{2} = 50 \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات } CH_3OH = \frac{1}{3} \times \text{عدد مولات } H_2 \text{ (من المعادلة الموزونة)} = 25 \text{ مول}$$

كتلة CH_3OH = عدد المولات \times الكتلة المولية = ٢٥ مول \times ٣٢ غم/مول = ٨٠٠ غم
وهذه الكتلة المتوقعة من المركب CH_3OH تمثل أكبر كتلة يمكن الحصول عليها من كتلة معلومة من إحدى المواد المتفاعلة، وتسمى هذه الكتلة الناتج النظري للميثانول، وقد وجد عملياً أن الكتلة الفعلية (الناتج الفعلي) من الميثانول أقل من الناتج النظري، فإذا كان الناتج الفعلي للميثانول في المثال السابق ١٠٠ غم فإن:

$$\text{المردود المئوي للميثانول في التفاعل} = \frac{\text{الناتج الفعلي}}{\text{الناتج}} \times 100\%$$

$$= \frac{600 \text{ غم}}{800 \text{ غم}} \times 100\% = 75\%$$

وعند حساب المردود الفعلي لناتج تفاعل ما، فإننا نفترض بأن التفاعل يستمر حتى يتم استهلاك جميع المواد المتفاعلة، إلا أن تفاعلات كيميائية كثيرة لا تصل إلى نهايتها، وبذلك تبقى كميات من المواد دون تفاعل.

كما يتوقع أن يكون المردود المئوي لمادة ما ١٠٠% (على افتراض انتهاء جميع المواد المتفاعلة) إذا اقتصر التفاعل على إنتاج تلك المادة دون غيرها، أما إذا كان التفاعل مترافقاً بحدوث تفاعلات جانبية أخرى فإن ذلك يؤدي إلى نواتج جانبية تقلل الناتج النظري للمادة المطلوبة.

النسب المئوية لمكونات مادة:

سبق أن عبرنا عن المركبات الكيميائية بصيغ معينة مثل:

$\text{NH}_3, \text{H}_2\text{O}, \text{NaCl}$ الخ.

وقد توصل العلماء إلى هذه الصيغ عن طريق معرفة عدة أشياء منها النسب المئوية للعناصر المكونة للمركب، ففي أحيان كثيرة يحتاج إلى معرفة النسبة المئوية الكتلية للعنصر في أحد مركباته، فعند استخراج الفلزات من خاماتها يجب الاهتمام بمعرفة نسبة الفلز في الخام لتقدير كتل الفلز المتوافرة في منطقة ما، ويمكن إيجاد هذه النسب بأخذ عينة نقية من المركب المجهول وتحليلها في المختبر لمعرفة العناصر المكونة لها ومقادير هذه العناصر.

مثال:

عند تحليل عينة نقية كتلتها ٤,٤ غم من مركب مجهول وجد أنها تتكون من ١,٢ غم كربون والباقي أوكسجين.

فما كتلة الأوكسجين في العينة وما نسبة الكربون في العينة؟ وما نسبة الأوكسجين في العينة؟

الحل:

بما أن كتلة العينة النقية ٤,٤ غم، وكتلة الكربون فيها ١,٢ غم، وهي تتكون من كربون وأوكسجين فقط.

إذن:

$$١ - \text{كتلة الأوكسجين في العينة} = ٤,٤ - ١,٢ = ٣,٢ \text{ غم}$$

$$٢ - \text{نسبة الأوكسجين في العينة} = \frac{\text{كتلة الأوكسجين}}{\text{كتلة العينة}} \times ١٠٠\%$$

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

$$٣ - \text{نسبة الكربون في العينة} = \frac{١,٢}{٤,٤} \times ١٠٠\% = ٢٧\%$$

ونستفيد من هذه النسب في الوصول إلى صيغة المركب، فإذا قيل لنا أن

المركب الموجود في العينة يمكن أن يمثل بإحدى الصيغتين CO و CO₂، فكيف نقرر أيهما هو المركب المقصود ؟

لكي نقرر ذلك، نحسب نسبة كل من الكربون C والأوكسجين O في كل من الصيغتين، ونجد في أي الصيغتين تكون النسب مطابقة للنسب المحسوبة من العينة.

فيما يتعلق بـ CO نلاحظ أن ١ جزيء CO يتكون من:

١ ذرة أوكسجين O.

١ ذرة كربون C.

أي أن مول من CO يتكون من:

١ مول من ذرات الأوكسجين O وكتلتها = 16 × 1 = 16 غم.

١ مول من ذرات الكربون C وكتلتها = 12 × 1 = 12 غم.

إن:

$$\text{نسبة الأوكسجين في CO} = \frac{16}{12 + 16} \times 100\%$$

$$= \frac{16}{28} \times 100\% = 57\%$$

$$\text{نسبة الكربون في CO} = \frac{12}{28} \times 100\% = 43\%$$

$$\text{أو } 43\% = 57\% - 100\%$$

نلاحظ أن هذه النسب لا تتطابق مع النسبة المحسوبة من العينة.

إذن فالصيغة CO لا تمثل المركب.

فيما يتعلق بالصيغة CO₂ نلاحظ أن:

(١) جزيء CO₂ يتكون من (٢) ذرة أوكسجين، (١) ذرة كربون أي أن (١)

مول CO₂ يتكون من (٢) مول من ذرات الأوكسجين وكتلتها = 16 × 2 = 32

غم (١) مول من ذرات الكربون وكتلتها = 12 × 1 = 12 غم.

إنن:

$$\%100 \times \frac{32}{32 + 12} = \text{نسبة الأوكسجين في } CO_2$$

$$73 = \%100 \times \frac{32}{44} =$$

$$\%27 = \%100 \times \frac{12}{44} = \text{نسبة الكربون في } CO_2$$

$$\%27 = \%73 - \%100 \text{ أو}$$

وهذه النسب تطابق النسب المحسوبة من العينة، إذن نقرر إن المركب الموجود في العينة هو ثاني أوكسيد الكربون CO_2 .

الحسابات المتعلقة بالتفاعلات الأيونية في المحاليل المائية:

في الأمثلة السابقة تعرفنا الحسابات التي تكون فيها كتل المواد معبراً عنها بالغرام والكيلوغرام، ولكن هناك تفاعلات متعددة تتم بين الأيونات في المحاليل المائية، وهذه التفاعلات تتعامل عادة مع محاليل بتركيز معلومة، وقد ذكرنا سابقاً في وحدة المحاليل عن المولارية كونها طريقة تعبير عن تركيز المحلول بوحدة المول/لتر.

التركيز المولاري (المولارية):

هو عدد مولات المذاب في لتر واحد (ديسمتر³) من المحلول ويحسب كما يأتي: (حيث 1 مل = 1 سم³)

$$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{الحجم المول باللتر}} = \text{التركيز المولاري (المولارية)}$$

$$\frac{1000}{\text{حجم المحلول (سم}^3 \text{ أو مل)}} \times \frac{\text{وزن المذاب}}{\text{وزنه الجزيئي}} = \text{أو المولارية}$$

$$\frac{و}{ج} = \frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن الجزيئي}} = \text{حيث عدد المولات}$$

وهذه العلاقة تمكننا من حساب عدد المولات من المادة المذابة في حجم معين من المحلول بتركيز معلوم، حيث أن حساب عدد المولات الموجودة في المحلول يعتبر منطلقاً لإجراء الحسابات المتعلقة بالتفاعلات التي تجري في المحاليل.

مثال:

احسب كتلة المغنيسيوم اللازمة للتفاعل تماماً مع محلول حجمه ٥٠ مل من حامض الهيدروكلوريك HCl ذي التركيز ١,٥ مول/لتر حسب المعادلة الأيونية التالية:



الحل:

نحسب عدد مولات H^{+} المتفاعلة (الناتجة من تأين الحامض):

عدد مولات H^{+} = الحجم بالتر × التركيز (مول/لتر)

$$= ٠,٠٥ \text{ لتر} \times \frac{١,٥ \text{ مول}}{\text{لتر}} = ٠,٠٧٥ \text{ مول}$$

ومن معادلة التفاعل الموزونة نجد أن (١) مول من Mg يلزم للتفاعل مع (٢) مول من H^{+} أي أن:

$$\text{عدد مولات Mg} \times ٠,٠٧٥ \text{ مول } \text{H}^{+} = \frac{١ \text{ مول Mg}}{٢ \text{ مول } \text{H}^{+}} \times ٠,٠٣٧٥ \text{ مول Mg}$$

وبما أن الكتلة المولية لـ Mg = ٢٤ غم/مول

$$\therefore \text{كتلة Mg اللازمة} = ٠,٠٣٧٥ \text{ مول Mg} \times \frac{٢٤ \text{ غم}}{١ \text{ مول}} = ٠,٩ \text{ غم من Mg}$$

ومن التفاعلات المهمة التي تجري في المحاليل المائية: تفاعلات

الترسيب وتعادل الأحماض والقواعد.

١- تفاعلات الترسيب:

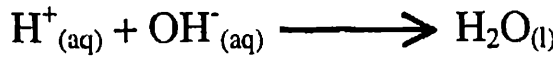
عند خلط محلولين لمالحين أيونيين قد يؤدي إلى تكوين مادة قليلة الذوبان

(راسب)، مثل: تكون راسب أبيض من كلوريد الفضة عند خلط محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم.

ولا تختلف طبيعة الحسابات الكيميائية في تفاعلات الترسيب عما ورد سابقاً، غير أن الفرق الأساسي هو استخدام الكتلة المولية لتحويل كتلة المادة بوحدة الغرام إلى مول أو العكس، أما في المحاليل فيستخدم التركيز المولاري (المولارية) للربط بين حجم المحلول ومولات المادة المذابة فيه.

٢- تعادل الأحماض والقواعد:

إن عملية تعادل الحامض والقاعدة هي عملية تفاعل أيونات $H^+(aq)$ مع أيونات $OH^-(aq)$ ، فتفاعل حامض الهيدروكلوريك مع محلول هيدروكسيد الصوديوم مثلاً يمكن أن يمثل بالمعادلة الأيونية التالية:



والحسابات المتعلقة بكتل المواد في تفاعلات التعادل لا تختلف عن حسابات تفاعلات الترسيب.

الحسابات المتعلقة بحجوم الغازات:

لقد عرفنا أن هناك نسباً محددة لأعداد مولات المواد الداخلة في التفاعلات الكيميائية، وكذلك وجد أن التفاعلات الكيميائية التي تتم بين الغازات تحدث بنسب حجمية محددة، إذا ما قيس حجم الغازات المتفاعلة في نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة، فمثلاً عند تفاعل حجمين من غاز الهيدروجين مع حجم واحد من غاز الأوكسجين تفاعلاً تاماً، ينتج من ذلك حجمان من بخار الماء، وكذلك يتفاعل حجم واحد من غاز الكلور مع حجم واحد من غاز الهيدروجين لإنتاج حجمين من غاز كلوريد الهيدروجين.

فمثلاً إذا كان حجم غاز الكلور لتراً واحداً فإنه يحتاج إلى لتر واحد من غاز الهيدروجين للتفاعل معه، وينتج بذلك لتران من غاز كلوريد الهيدروجين،

تحت نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة.

إن النسبة بين أعداد المولات هي نفسها النسبة بين الحجم، فبما أن المول الواحد من أي غاز يحتوي على نفسه من الجزيئات (عد أفوكادرو)، فإن المول الواحد من أي غاز سيكون له نفس الحجم (تحت نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة).

لقد توصل العلماء عملياً إلى أن حجم المول الواحد من أي غاز يساوي ٢٢,٤ لتراً في الظروف القياسية للتفاعل (درجة حرارة صفر° س وضغط جوي واحد)، وقد سمي هذا الحجم بالحجم المولي وهو مقدار ثابت لجميع الغازات. ولوجود علاقة بين حجم الغاز وعدد مولاته فمن المناسب استخدام حجوم الغازات في التفاعلات الغازية للتعبير عن كتلتها بدلاً من استخدام وحدة الغرام.

الطاقة في التفاعلات الكيميائية:

أهمية الطاقة:

تعتبر الشمس المصدر الرئيسي للطاقة على الأرض، وتختزن هذه الطاقة في الوقود والخشب والنبات وغيرها.

وتعتمد جميع مصادر الطاقة على التفاعلات الكيميائية، فمثلاً احتراق الوقود بوجود الأوكسجين هو تفاعل كيميائي، وكذلك احتراق غاز الميثان تفاعل كيميائي كما تمثله المعادلة التالية:



وتستخدم الطاقة في مجالات الحياة المختلفة.

الطاقة في التفاعلات الكيميائية:

التفاعلات الطاردة للطاقة:

هناك نوعان من التفاعلات الكيميائية، تنتج طاقة وتسمى التفاعلات

الطاردة للطاقة ويمكن تمثيل هذا النوع من التفاعلات بالمعادلة التالية:



وتفاعلات تستهلك طاقة وتسمى التفاعلات الماصة للطاقة، ويمكن تمثيل

هذا النوع من التفاعلات بالمعادلة التالية:



وهناك أشكال أخرى من الطاقة بالإضافة إلى الطاقة الحرارية ترافق

التفاعلات الكيميائية مثل:

- الطاقة الناتجة من احتراق الكيروسين في المصباح.
- الطاقة الناتجة من البطارية الكهربائية في المصباح اليدوي حيث نلاحظ أن الطاقة الضوئية يمكن أن تنبعث أو تمتص في أثناء التفاعل الكيميائي.
- امتصاص طاقة ضوئية مثل عملية تحلل بروميد الفضة التي تطلّى بها الأفلام الفوتوغرافية.
- امتصاص طاقة كهربائية: مثل عملية التحليل الكهربائي.

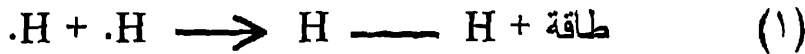
إذاً أنواع الطاقة الأخرى هي:

أ- طاقة انبعاث ضوء وكهرباء.

ب- طاقة امتصاص ضوء وكهرباء.

طاقة (الآصرة) الرابطة الكيميائية:

تترابط الذرات مع بعضها بواسطة الأواصر، والآصرة هي قوة تجاذب تربط ذرتين أو أيونين معاً، وكلما زادت قوة التجاذب هذه كانت الرابطة أقوى، ويصاحب تكون الآصرة انبعاث طاقة، كما يتضح بالأمثلة التالية:



وطاقة الأصرة الكيميائية هي مقدار الطاقة الناتجة عند تكون المادة أو الطاقة المكتسبة عند تفكك المادة. ويختلف مقدار الطاقة الناتجة باختلاف أنواع الذرات المرتبطة، وبالتالي فإن مقدار الطاقة الناتجة يختلف باختلاف أنواع الأواصر الناتجة.

وإذا أردنا كسر الأصرة (قوة التجاذب) بين ذرتين (كالأصرة بين ذرتي الهيدروجين في جزيء H_2 مثلاً) فهل يعطي الجزيء H_2 طاقة أم يؤخذ منه طاقة؟.

ولكي نبين ذلك نكتب معادلة التفاعل العكسي الممثل بالمعادلة رقم (١)



نلاحظ في المعادلة رقم (٣) أن كسر الأصرة يستهلك طاقة، فإذا أردنا كسر الأصرة بين ذرتي الهيدروجين في جزيء H_2 فإننا نحتاج مقداراً من الطاقة يسمى طاقة الأصرة $H - H$ ، وإذا أردنا كسر الأصرة بين ذرتي الكلور في جزيء Cl_2 فإننا نحتاج مقداراً آخر من الطاقة يسمى طاقة الأصرة $Cl - Cl$.

وكل نوع من أنواع الأواصر له طاقة آصرة خاصة به وذلك بسبب اختلاف الذرات المرتبطة، وكلما كانت قوة التجاذب بين الذرتين أكبر كان مقدار الطاقة اللازم لكسر الأصرة أكبر. ويبين الجدول التالي قيم الطاقة اللازمة لكسر بعض الأواصر بالكيلو جول/مول.

الطاقة بالكيلو جول/مول	الأصرة	الطاقة بالكيلو جول/مول	الرابطة
١٣٨	O-O	٤٣٦	H-H
١٥٨	F-F	٤١٣	H-C
٢٤٣	Cl-Cl	٣٨٩	H-N
١٩٢	Br-Br	٤٦٤	H-O
١٥١	I-I	٥٦٥	H-F
٣٤٧	C-C	٣٣٩	H-S
٢٩٣	C-N	٤٣١,٨	H-Cl
٤٩٨	O=O	٣٦٨	H-Br
٣٥٨	C-O	٢٩٧	H-I
٧٩٩	C=O	١٥٩	N-N
٩٤١	NN		

أسئلة على الجدول:

١- أي أصرة هي الأقوى ؟.

ج- الأصرة $N \equiv N$ لأنها تحتاج طاقة أكبر لكسرها.

٢- أي ذرتين قوى التجاذب فيها أكبر ؟.

ج- NN

٣- أي أصرة تحتاج لمقدار طاقة أقل لتكسرها ؟.

ج - I-I

٤- ما مقدار الطاقة اللازمة لكسر الأصرة $O=O$ في مول من جزيئات الأوكسجين ؟.

ج - ٤٩٨ كيلو جول/مول.

٥- أيهما تنتج طاقة أكبر، تكون الأصرة (H-S) أم (H-O) ؟.

ج - H-O أكبر لأن قيمتها ٤٦٤ كيلو جول/مول.

٦- أي الأصرتين تحتاج طاقة أقل لكسرها $N-N$ أم $N \equiv N$ ، ولماذا ؟.

ج - $N-N$ تحتاج طاقة أقل لأن قوى التجاذب بينها ناتجة من إلكترونين

فقط بينما $N \equiv N$ ناتجة من ٦ إلكترونات والتغلب على ثلاثة

أواصر أصعب من أصرة واحدة.

ويتضمن التفاعل الكيميائي كسر أواصر وتكوين أواصر جديدة، والسؤال

هنا هو هل إن طاقة الأواصر في المواد الناتجة تساوي طاقة الأواصر في المواد

المتفاعلة أم تختلف عنها ؟ وإذا اختلفت طاقة الأواصر في المواد الناتجة عنها

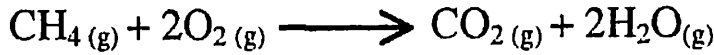
في المواد المتفاعلة، فما مصير الفرق في الطاقة بينهما ؟ وللإجابة عن ذلك

سندرس المثالين الآتيين:

مثال (١):

عند حرق الميثان CH_4 في كمية كافية من غاز الأوكسجين O_2 ينتج

غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 ، وبخار الماء H_2O ، ويمكن تمثيل التفاعل بالمعادلة التالية:

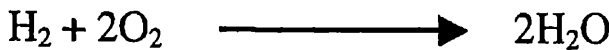


ولمعرفة هل إن هذا التفاعل ماص أم طارد للطاقة، وأيهما أكبر طاقة الأواصر في المواد المتفاعلة ($CH_4 + 2O_2$)، أم في المواد الناتجة ($CO_2 + 2H_2O$)؟، وكيفية إيجاد مقدار الطاقة المرافقة لهذا التفاعل نقوم بحساب طاقة الأواصر في كل من المواد الناتجة والمواد المتفاعلة ونجد الفرق بينهما كما يلي:

الأواصر التي تكوّنت	الأواصر المصروفة في كسر الأواصر (كيلو جول/مول)	الأواصر الناتجة عن تكوين الأواصر (كيلو جول/مول)
$2(O=O)$	498×2	799×2
$4(O-H)$	413×4	464×4
	<u>٢٦٤٨ كيلو جول</u>	<u>٣٤٥٤ كيلو جول</u>

نلاحظ كما في الجدول، أن الطاقة الناتجة عن تكون الأواصر في النواتج (٣٤٥٤ كيلو جول)، أكبر من الطاقة المصروفة في كسر الأواصر في المواد المتفاعلة (٢٦٤٨ كيلو جول)، والفرق بينهما (٨١٢ كيلو جول)، يظهر بشكل طاقة منبعثة مرافقة للتفاعل، ويسمى التفاعل في هذه الحالة، طارداً للطاقة.
مثال (٢):

يتحلل الماء H_2O المحمّض، عند تمرير تيار كهربائي مناسب فيه، ويمكن تمثيل تفاعل التحلل هذا بالمعادلة التالية:



هل هذا التفاعل ماص أم طارد للطاقة؟ وأيهما أكبر طاقة الأواصر في المواد الناتجة أم في المواد المتفاعلة؟.

نحسب طاقة الأواصر في كل من المواد الناتجة والمواد المتفاعلة ونجد الفرق بينهما في الجدول التالي:

الطاقة الناتجة عن تكوين الأواصر (كيلو جول/مول)	المواد الناتجة (الأواصر التي تتكون)	الطاقة المصروفة في كسر الأواصر (كيلو جول/مول)	الأواصر التي تتكون
436×2 $498+$ $1370 =$	$2(H-H)$ $O=O$	464×4 $1856 =$	$(O-H)$ 4

نلاحظ أن الطاقة الناتجة في المواد الناتجة (١٣٧٠ كيلو جول)، أقل من الطاقة المصروفة في كسر الأواصر في المواد المتفاعلة (١٨٥٦ كيلو غرام)، والفرق بينهما (٤٨٦ كيلو جول) يزيد به التفاعل على شكل طاقة ممتصة للتفاعل، ويسمى التفاعل في هذه الحالة، تفاعلاً ماصاً للطاقة.

تمثيل الطاقة في التفاعلات الكيميائية:

تعتمد كمية الحرارة الناتجة من احتراق الفحم أو النفط على كمية المادة المحترقة، ولذلك لا بد من كتابة المعادلة الموزونة لأي تفاعل لكي يسهل حساب كمية الطاقة المنبعثة أو الممتصة من التفاعل بدقة.

فالمعادلة الموزونة التي تمثل التفاعل تبين العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، كما تبين كمية الطاقة المرافقة للتفاعل الكيميائي، فالطاقة هي جزء من المعادلة وتعامل كما تعامل المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، فعندما تنتج طاقة عن التفاعل فإنها تكتب مع المواد الناتجة وإذا استهلكت طاقة أثناء التفاعل فإنها تكتب مع المواد المتفاعلة.

مثال (١): تفاعل طارد للطاقة:



وهذا يعني أن احتراق مول واحد من الهيدروجين (H_2) يعطي طاقة

مقداراً ٢٨٥,٦ كيلو جول.

مثال (٢): تفاعل ماص للطاقة:



وهذا يعني أن تفكيك مول واحد من أكسيد المغنيسيوم يحتاج إلى طاقة

مقدارها ٦٠٢ كيلو جول.

**الفصل
الثاني عشر
التفاعل الكيميائي
والمعادلة الكيميائية**

التفاعل الكيميائي والمعادلة الكيميائية

مفهوم التفاعل الكيميائي:

التفاعل الكيميائي:

هو أي تغير يحدث على مادة أو مجموعة مواد مؤدياً إلى تغييرها وإنتاج مادة أو مواد من نوع جديد. أو هو تغير يتضمن كسر أو اصر موجودة في جزيئات المواد المتفاعلة وتكوين أو اصر جديدة في جزيئات المواد الناتجة. وتكتسب التفاعلات الكيميائية أهمية كبرى في حياتنا، فالتغيرات المختلفة على المادة تحدث أمام ناظرينا كل لحظة كالغازولين الذي يحترق في محرك السيارة لتوليد طاقة تحركها، وغذاء النبات ينتج من عملية البناء الضوئي بتفاعل ثاني أكسيد الكربون والماء، والأنواع المختلفة من الأدوية والألياف الصناعية والأسمدة، وصدأ الحديد، وتعفن الخبز، وتكسير الخشب وحرقه، والإنسان يمضغ الطعام ويهضمه، وورقة الشجرة تصنع السكر والنشا من مواد بسيطة.... الخ ما هي إلا بعض الأمثلة على نواتج بعض التفاعلات الكيميائية. فالبيئة المادية التي نعيش فيها مليئة بالتغيرات، ومن هذه التغيرات ما هو بسيط يمكن التعبير عنه ببضع كلمات أو بمعادلة رمزية واحدة، ومنها ما هو معقد يصعب وصفه وتحليله.

وبالنظر لهذا التنوع الكبير في التغيرات فقد قام الكيميائيون بتصنيفها إلى أنواع بغرض تسهيل دراستها، وسنعرض لاحقاً بعضاً من هذه التغيرات باستخدام رموز العناصر وصيغ المركبات فيما يعرف بالمعادلة الكيميائية.

صيغ المركبات الأيونية:

هنالك علاقة وثيقة بين موقع العنصر في الجدول الدوري والأيونات التي

تكونها ذراته ويبين الجدول الآتي بعض الأيونات الموجبة والأيونات السالبة الأكثر ثباتاً لبعض العناصر.

IA	IIA	IIIA	VA	VIA	VIIA	المجموعة
١+	٢+	٣+	٢-	٢-	١-	الشحنة
Li ⁺ Na ⁺ K ⁺ Rb ⁺ Cs ⁺	Mg ⁺² Ca ⁺² Sr ⁺² Ba ⁺²	AL ⁺³	N ⁻³ P ⁻³	O ⁻² S ⁻² Se ⁻² Te ⁻²	F ⁻ Cl ⁻ Br ⁻ I ⁻	أمثلة

بعض الأيونات الموجبة والأيونات السالبة الأكثر ثباتاً لبعض العناصر

وهناك الكثير من المركبات الأيونية التي تتكون من أيونات بعضها متعدد الذرات (مكون من أكثر من ذرة واحدة) مثلاً هيدروكسيد الصوديوم NaOH يستخدم في كثير من الصناعات، (كالصابون، والحرير الصناعي)، فهو مركب يتكون في حالة الصلابة من أيونات الصوديوم Na⁺ وأيونات الهيدروكسيد OH⁻ وعند إذابته في الماء يتفكك إلى الأيونات المكون منها:



وعند التدقيق في صيغة الأيون OH⁻ تجد أنه مكون من أكثر من ذرة، فعلاوة على الآصرة الأيونية بين Na⁺ و OH⁻، فإن الذرتين في الأيون OH⁻ ترتبطان بآصرة مشتركة.

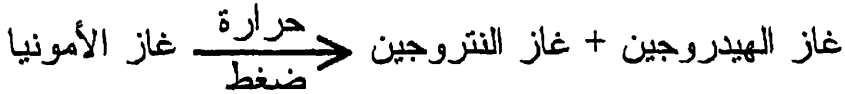
وتسمى ذرات العناصر التي تتحد مع بعضها بأواصر مشتركة وتحمل شحنة موجبة أو سالبة المجموعة الذرية.

ولكتابة الصيغ الكيميائية للمركبات التي تحتوي على المجموعات الذرية، فإننا نستخدم الطريقة نفسها المتبعة في كتابة صيغ المركبات الأيونية الثنائية.

المعادلة الكيميائية:

إذا أردنا التحدث عن أحد التفاعلات الكيميائية ووصفه بدقة، فعلىنا أن نبين نوعية المواد المتفاعلة والنتيجة، بالإضافة إلى تركيبها وكمياتها وحالاتها الفيزيائية، والشروط السائدة في أثناء التفاعل مثل كدرجة الحرارة والضغط، والعوامل المساعدة.

ويمكن وصف التفاعل بدقة وبايجاز بكتابة المعادلة الكيميائية الخاصة به خذ مثلاً تفاعل غازي الهيدروجين والنيتروجين لإنتاج غاز الأمونيا يمكن تمثيل هذا التفاعل على النحو الآتي:



ويبين التمثيل السابق نوعية المواد المتفاعلة والنتيجة، بالإضافة إلى ظروف التفاعل، ولكنه لا يبين تركيب جزئيات المواد أو النسبة بين أعداد الجزيئات المتفاعلة أو الناتجة، ويمكن توضيح ذلك بكتابة معادلة التفاعل، وذلك بوضع صيغ الجزيئات بدلاً من أسمائها:

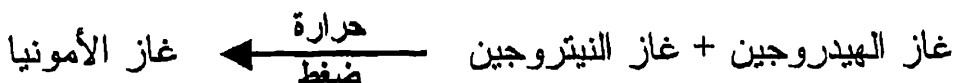


ضغط:

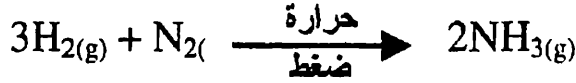
فالمعادلة الكيميائية تعتبر طريقة مثالية لوصف التفاعل الكيميائي برموز، ووصف الظروف التي تم فيها التفاعل، ووصف الحالة الفيزيائية للمتفاعلات والنواتج.

مثال:

يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز النيتروجين بوجود الضغط والحرارة لإنتاج غاز الأمونيا.



ويمكن كتابة معادلة كيميائية توضح التفاعل الذي يحدث:



- إن المعادلة الكيميائية أكثر تبسيطاً من وصف التفاعل نفسه، ونلاحظ ذلك من خلال المعلومات التي يمكن استنتاجها من معادلة التفاعل:
- ١- المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في الحالة الغازية.
 - ٢- يحتاج التفاعل إلى حرارة وضغط لكي يحدث.
 - ٣- لإنتاج جزيئين من الأمونيا (NH_3) يجب أن يتفاعل جزيء من النيتروجين (N_2) مع ثلاثة جزيئات من الهيدروجين (H_2).
 - ٤- تتكسر الروابط الكيميائية بين كل من ذرات الهيدروجين، وذرات النيتروجين، وتتكون روابط جديدة بينها.

مثال:

أدرس المعادلة الآتية، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



- ١- ما العامل المساعد المستخدم في التفاعل؟
- ٢- ما حالته الفيزيائية؟
- ٣- ما الهدف من استخدام عامل مساعد في تفاعل ما؟
- ٤- ما الحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة؟
- ٥- ما الحالة الفيزيائية للنواتج؟
- ٦- ما عدد ذرات الأوكسجين في كل من المتفاعلات والنواتج؟
- ٧- كيف يمكن الاستدلال على حدوث التفاعل؟

الحل:

- ١- العامل المساعد هو (MnO_2) الصلب.

٢- يهدف العامل المساعد إلى زيادة سرعة التفاعل.

٣- محلول مائي، ويعني أن فوق أوكسيد الهيدروجين H_2O_2 مذاب في الماء.

٤- (H_2O) في الحالة السائلة و (O_2) في الحالة الغازية.

٥- (٤) ذرات في المتفاعلات، و (٤) في النواتج.

٦- تصاعد غاز الأوكسجين.

كتابة المعادلة الكيميائية بصورة صحيحة:

لكتابة المعادلة الكيميائية بصورة صحيحة يتطلب التالي:

١- معرفة المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.

٢- معرفة الرموز الصحيحة للعناصر والصيغ الكيميائية للمركبات المتفاعلة والناتجة.

٣- معرفة رموز الحالة الفيزيائية كما هي موضحة في الجدول التالي:

رمزها	الحالة الفيزيائية
(g)	غاز
(l)	سائل
(s)	صلب
(aq)	محلول مائي

٤- مراعاة قانون حفظ المادة عند موازنة المعادلة.

مثال (١):

اكتب معادلة موازنة تمثل تفاعل الألومنيوم مع غاز الأوكسجين لإنتاج أوكسيد الألومنيوم الصلب.

الحل:

أولاً: نحدد المواد المتفاعلة والمواد الناتجة:

المتفاعلات
ألمونيوم + غاز الأوكسجين

النواتج
أكسيد الألمنيوم

وعليه يمكن كتابة معادلة لفظية للتفاعل:

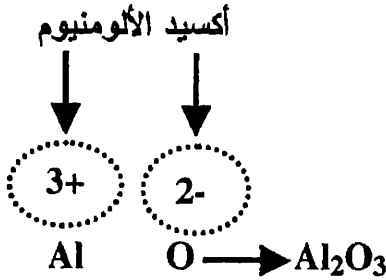
أوكسجين + ألمونيوم ← أكسيد الألمنيوم

ثانياً: نكتب صيغ العناصر والمركبات الداخلة في التفاعل.

أوكسجين: O_2 (تعلم أن الأوكسجين يوجد على شكل جزيئات ثنائية الذرة).

ألمونيوم: Al (تعلم بأن الألمونيوم فلز، لذا فهو يكتب على شكل ذرات مستقلة بدون أرقام).

أوكسيد الألمونيوم:



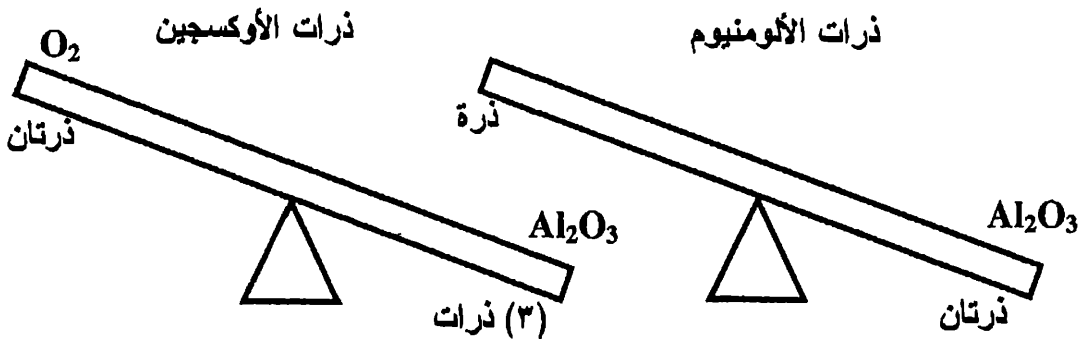
وعليه يمكن تحويل المعادلة اللفظية السابقة إلى معادلة رمزية على النحو التالي:



ثالثاً: نضع رموز الحالة الفيزيائية:



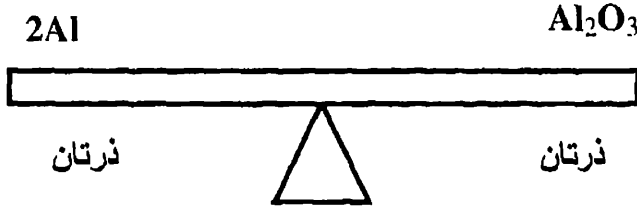
رابعاً: نحقق قانون حفظ المادة بموازنة المعادلة. ننظر إلى عدد الذرات قبل الموازنة.



ولموازنة ذرات الألومنيوم، نضرب ذرات الألومنيوم في المواد المتفاعلة في (٢) نتذكر دائماً أنه أثناء موازنة المعادلة الكيميائية لا يجوز تغيير الصيغ الكيميائية للمواد، ولذلك توضع المعاملات على يسار الصيغة.



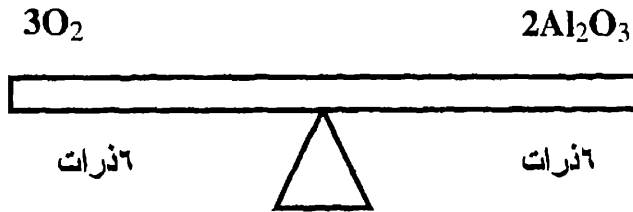
نلاحظ أن ذرات الألومنيوم أصبحت موزونة.



إلا أن عدد الذرات لا زالت غير موزونة، ولتحقيق الموازنة نضرب الأوكسجين في (٣) وأكسيد الألومنيوم في (٢) لتصبح المعادلة:



نلاحظ أن عدد ذرات الأوكسجين أصبحت موزونة:



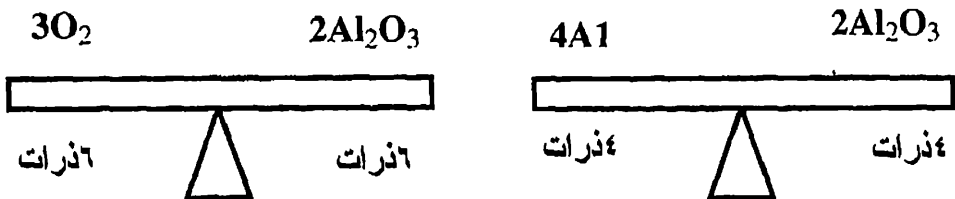
3O₂ تعني (٣) جزيئات O₂ + O₂ + O₂

ولكن ذرات الألومنيوم اختلف عددها عند موازنة الأوكسجين، وعليه نعود

لموازنة الألومنيوم بضرب (Al₂) في (٢) لتصبح المعادلة:



التحقق من الموازنة:

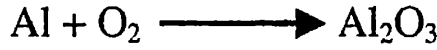


وتسمى عملية الموازنة بهذه الطريقة باسم طريقة المحاولة والخطأ.

سؤال:

في المعادلة الكيميائية غير الموزونة التي تمت موازنتها في المثال

السابق، وهي:



لو تمت الموازنة على النحو التالي:



فهل تحقق المعادلة الآن قانون حفظ المادة؟ وهل أن المعادلة صحيحة؟

الحل:

لقد حققت المعادلة قانون حفظ المادة، فعدد ذرات الأوكسجين والألمنيوم

في كل من المتفاعلات والنواتج موزونة، إلا أن المعادلة غير صحيحة فصيغة

أوكسيد الألمنيوم ليست Al_2O_2 .

مثال (٢):

الهيدرازين N_2H_4 مركب سام، وسائل عند درجة حرارة الغرفة،

ويستخدم وقوداً في صواريخ ارتياد الفضاء، عند مزج الهيدرازين بأوكسيد

النيتروجين $\text{N}_2\text{O}_4(\text{IV})$ فإنهما يتفاعلان بشدة ليكونا غاز النيتروجين والماء

الوسائل، مثل هذا التفاعل بمعادلة موزونة.

الحل:

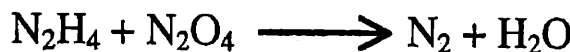
المعادلة اللفظية:

هيدرازين + أوكسيد النيتروجين (IV) ← نيتروجين + ماء

المعادلة الرمزية:



بإضافة رموز الحالة الفيزيائية:



نلاحظ أن النيتروجين يتكرر (٣) مرات في المعادلة، لذا يفضل تأجيل موازنته في آخر خطوة.

أولاً: موازنة الأوكسجين

نضرب H_2O في المعامل (٤) لتصبح المعادلة:



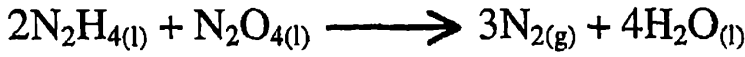
ثانياً: موازنة الهيدروجين:

نضرب N_2H_4 في المعامل (٢) لتصبح المعادلة:

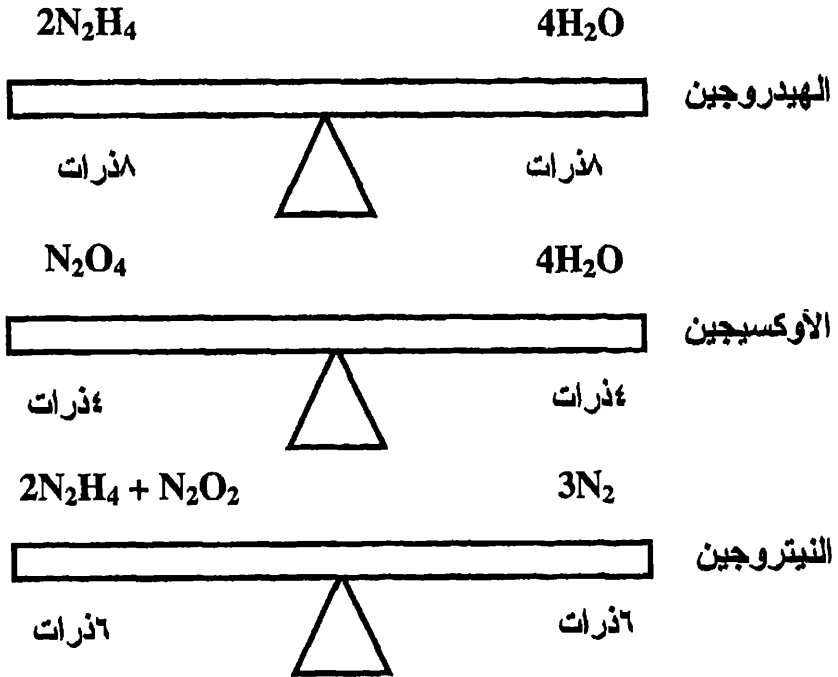


ثالثاً: موازنة النيتروجين:

نضرب N_2 في المعامل (٣) لتصبح المعادلة:



التأكد من الموازنة:



نوزن أولاً الذرات الأقل تكراراً في المعادلة

مثال:

يُحضّر غاز الكلور في المختبر من تفاعل أكسيد المنغنيز (IV) الصلب مع محلول حامض الهيدروكلوريك لينتج فضلاً عن غاز الكلور، الماء وكلوريد المنغنيز (II) اكتب المعادلة الموزونة لهذا التفاعل.

الحل:

المعادلة اللفظية:

أكسيد المنغنيز (IV) + حمض الهيدروكلوريك ← غاز الكلور + كلوريد المنغنيز (IV)
المعادلة الرمزية:



رموز الحالة:



خطوات الموازنة:

أولاً: موازنة المنغنيز

موزونة لأنه عدد ذرات المنغنيز على يسار المعادلة يساوي عدد ذراته على يمين المعادلة.

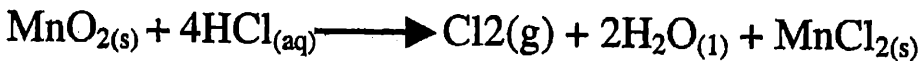
ثانياً: موازنة الاوكسجين

نضرب H_2O في المعامل (٢) لتصبح المعادلة:



ثالثاً: موازنة الهيدروجين

نضرب HCl في المعامل (٤) لتصبح المعادلة:



رابعاً: موازنة الكلور

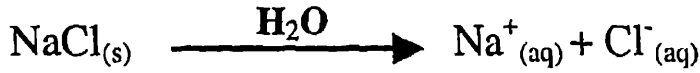
عدد ذرات الكلور متساوٍ في طرفي المعادلة.

المعادلات الأيونية:

تحدث كثير من التفاعلات الكيميائية في المحاليل المائية بين الأيونات، فعند إذابة كثير من المواد في الماء فإنها تتفكك إلى أيونات وكما نعلم بأن المواد الأيونية تنتج من تجاذب أيونين متعاكسين في الشحنة.

مثال:

ينتج كلوريد الصوديوم الصلب من تجاذب أيون صوديوم موجب (Na^+) مع أيون كلوريد سالب (Cl^-)، ويرتبطان فيما بينها برابطة أيونية قوية، ولكن عند إذابة كلوريد الصوديوم في الماء، تتفكك هذه الأيونات كما توضح المعادلة التالية:



لذا يمكن التعبير عن محلول كلوريد الصوديوم بالصيغة $\text{NaCl}_{(aq)}$ وتعني هذه الصيغة أن لدينا محلولاً لكلوريد الصوديوم يحتوي على أيوني Na^+ ، Cl^- منفصلين، ولكن كيف يحدث التفاعل عند خلط محاليل مواد أيونية معاً. لننظر إلى المثال التالي:

عند إضافة محلول مائي لحامض الهيدروكلوريك إلى محلول مائي لهيدروكسيد الصوديوم يحدث تفاعل ينتج عنه الماء وكلوريد الصوديوم.

المعادلة اللفظية للتفاعل هي:

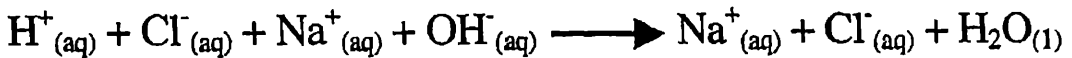
حمض الهيدروكلوريك + هيدروكسيد الصوديوم \longleftarrow ماء + كلوريد الصوديوم

المعادلة الرمزية هي:

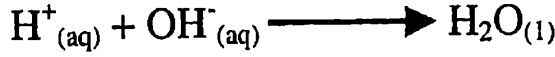


وبما أن المواد الأيونية تتفكك في الماء، لذا يمكن تمثيل المعادلة الرمزية

السابقة على الصورة الآتية، والتي تسمى المعادلة الأيونية الإجمالية:



نلاحظ من خلال المعادلة السابقة أن كل من أيوني Na^+ ، Cl^- لم يطرأ عليهما أي تغيير، ولم تشترك في التفاعل، لذا يمكن حذفهما من التفاعل لتصبح المعادلة على النحو التالي:



تسمى هذه المعادلة بالمعادلة الأيونية الصافية. وتسمى الأيونات التي لم تشارك في التفاعل بالأيونات المتفرجة.

لتكوين معادلة أيونية صافية نفكك المواد الذائبة في الماء، ونحذف الأيونات المتفرجة.

صيغة مركب أيوني:

نتبع الخطوات التالية:

١- نحدد الأيونين المكونين للمركب الأيوني



٢- نجمع بين الأيونين مع مراعاة الحياد أو التعادل الكهربائي



٣- والمركب يكتب كالتالي:

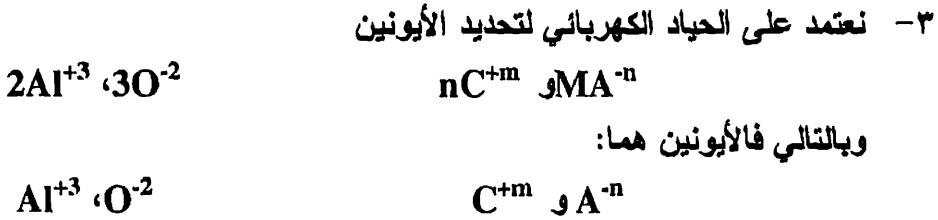
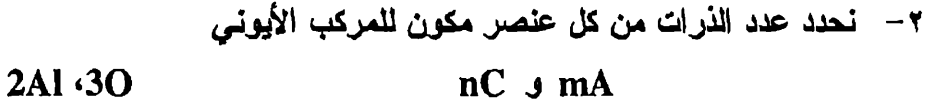
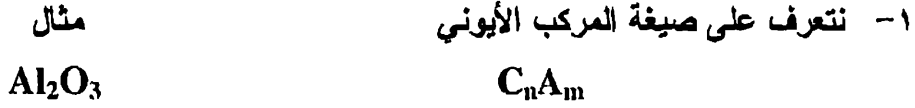


أمثلة أخرى:

اسم المركب الأيوني	صيغة المركب	التحديد الكهربائي	أيون السالبة	أيون الموجبة
هيدروكسيد الصوديوم	Na_2O	$2(\text{Na}^+, \text{O}^{2-})$	O^{2-}	Na^+
كلورور الحديد II	FeCl_2	$(\text{Fe}^{2+}, 2\text{Cl}^-)$	Cl^-	Fe^{2+}
كبريتات الألمنيوم	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_2$	$2(\text{Al}^{3+}, 3\text{SO}_4^{2-})$	SO_4^{2-}	Al^{3+}

الأيونات المكونة لمركب أيوني:

نتبع الخطوات التالية:



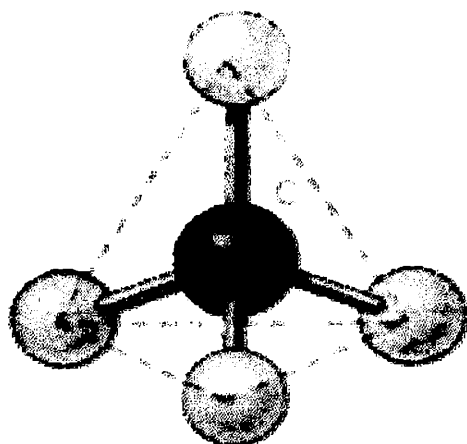
أمثلة أخرى:

اسم المركب	صيغة المركب الأيوني	الأيون		عدد الذرات من كل عنصر		المركب الأيوني
		الأيون السالب	الأيون الموجب			
كلورور الصوديوم	(Na^+, Cl^-)	Cl^-	Na^+	Cl	Na	NaCl
كلورور الحديد II	$(Fe^{2+}, 2Cl^-)$	Cl^-	Fe^{2+}	Cl_2	Fe_1	$FeCl_2$
كبريتور الحديد III	$2(Fe^{3+}, 3S^{2-})$	S^{2-}	Fe^{3+}	S_3	Fe_2	Fe_2S_3

الجزئيات:

نتبع الخطوات التالية:

- ١- نتعرف على الذرات المكونة للجزئية المراد تحديدها.
- ٢- بعد توزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة نحدد عدد إلكترونات التكافؤ.
- ٣- نستنتج عدد الإلكترونات التي يمكن أن تشارك بها كل ذرة على حدة.
- ٤- نستنتج الأواصر الممكنة أن ترتبط بها كل ذرة.
- ٥- نحدد الصيغ المنشورة و الإجمالية للجزئية.



مثال:

نحدد الصيغ المنشورة والإجمالية لجزيئة مكونة من ذرة كربون وذرة
أوكسجين وعدد من ذرات الهيدروجين.

استنتاج	الأواصر الممكنة ان ترتبط بها			ممكّن أن تساهم بها	عدد الإلكترونات التكافؤ	توزيع الإلكترونات			الذرات
	ثلاثية	ثنائية	بسيطة			s	p	d	
الهيدروكربون دائمسا يكون أصرة تساهمية بسيطة واحدة فقط			x	1	1			1	H ₁
		x	x	2	6		6	2	O ₈
	x	x	x	3	5		5	2	N ₇
	x	x	x	4	4		4	2	C ₆

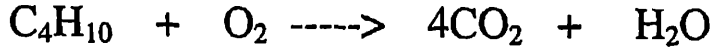
طريقة موازنة معادلة كيميائية:

- ١- نتعرف على المتفاعلات و النواتج.
- ٢- تحديد صيغ المتفاعلات و النواتج و حالاتها الفيزيائية.
- ٣- كتابة المعادلة متوازنة علما أن نفس عدد الذرات من عنصر معين جهة المتفاعلات مطابق لعدد ذرات نفس العنصر جهة النواتج.

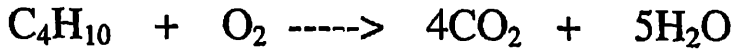
مثال:



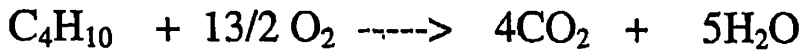
العدد المولاري	عدد الذرات في المتفاعلات	عدد الذرات في النواتج	العنصر
٤	١	٤	C



العدد المولاري	عدد الذرات في المتفاعلات	عدد الذرات في النواتج	العنصر
٥	٢	١٠	H

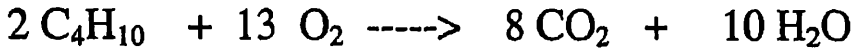


العدد المولاري	عدد الذرات في المتفاعلات	عدد الذرات في النواتج	العنصر
٢/١٣	٢	١٣ = ٥,١ + ٤,٢	O



المعادلات لا تقبل سوى معاملات صحيحة وبالتالي فالمعادلة تكتب على

الشكل التالي:



أنواع التفاعلات الكيميائية:

لا يمكن حصر أنواع التفاعلات الكيميائية ولغرض تسهيل دراسة التغيرات الكيميائية وتخفيف الكثير من التفاصيل، قام العلماء بتصنيف التفاعلات الكيميائية اعتماداً على مشاهداتهم وأبحاثهم والظواهر التي تحدث أمامهم بطريقة مبسطة، ونورد بعضاً منها:

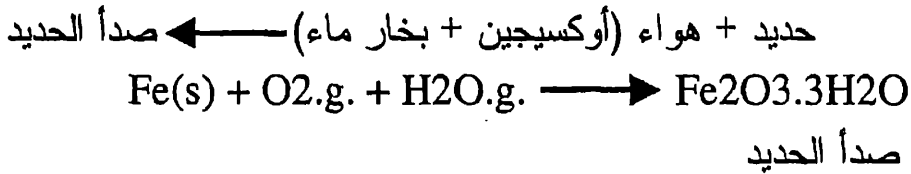
(١) تفاعلات الاتحاد أو الضم.

(٢) تفاعلات التفكك أو التحلل.

- ٣) تفاعلات التبادل البسيط أو الإحلال الأحادي.
 ٤) تفاعلات التبادل المزدوج أو الإحلال المزدوج.
 ٥) تفاعلات التأكسد والاختزال أو الأكسدة والإرجاع.

أولاً: تفاعلات الاتحاد أو الضم:

من التفاعلات البسيطة التي نعرفها ونشاهد آثارها صدأ الحديد، ويتم هذا التفاعل بين الحديد والهواء الرطب (يحتوي الهواء على الأوكسجين وبخار الماء وهما اللذان يتفاعلان مع الحديد وينتج عن هذا التفاعل صدأ الحديد)، ويمكن أن نمثل الأمر بطريقة بسيطة كما يلي:



ولندرس المعادلات الآتية جيداً، ثم نحاول أن نجد صفة مشتركة بينها:

- 1- $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)}$
- 2- $2\text{Na}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{NaCl}_{(s)}$
- 3- $2\text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{MgO}_{(s)}$
- 4- $\text{CO}_{2(g)} + \text{MgO}_{(s)} \longrightarrow \text{MgCO}_{3(s)}$
- 5- $\text{N}_2\text{O}_{5(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow 2\text{HNO}_{3(aq)}$
- 6- $\text{BaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow \text{Ba(OH)}_{2(aq)}$

نلاحظ أن المعادلات السابقة جميعها تشتمل على تفاعل مادتين ويكون الناتج مادة واحدة إما أن تكون أوكسيداً فلزياً أو أوكسيداً لافلزياً أو ملحاً.
 تفاعل الاتحاد: تفاعل يتم بين مادتين أو أكثر لتكوين مادة واحدة جديدة.

الصيغة العامة لتفاعل الاتحاد:



وتأخذ تفاعلات الاتحاد الشكل العام الآتي:



مثال (١):

عند إضافة الماء إلى أوكسيد الكالسيوم (الجير الحي) CaO ينتج مركب هيدروكسيد الكالسيوم (الجير المطفأ أو الشيد) الذي يستخدم في البناء وطلاء سيقان الأشجار.

١- أكتب معادلة رمزية تمثل التفاعل.

٢- ما نوع التفاعل.

الحل:



٢- تفاعل اتحاد.

نلاحظ أن تفاعل أوكسيد فلزي مع الماء يعطي قاعدة.

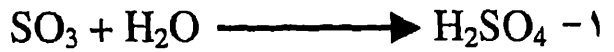
مثال (٢):

يتفاعل غاز أكسيد الكبريت (VI) مع الماء ليعطي حامض الكبريتيك.

١- اكتب معادلة رمزية تمثل التفاعل.

٢- ما نوع التفاعل؟

الحل:

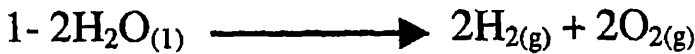


٢- تفاعل اتحاد.

نلاحظ أن تفاعل أوكسيد لا فلزي مع الماء يعطي حامضاً.

ثانياً: تفاعلات التحلل:

لندرس المعادلات الآتية جيداً، ثم نحاول أن نجد صفة مشتركة بينها:





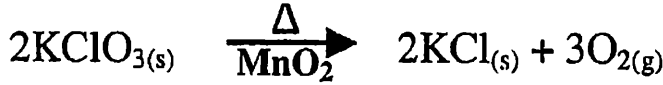
نلاحظ أن المعادلات السابقة جميعها تشتمل على تحلل أو تفكك مركب واحد إلى مادتين أو أكثر وقد تكون النواتج عناصر أو مركبات.

تفاعل التحلل: تفاعل يتم فيه تحلل مركب واحد إلى مادتين أو أكثر، ويحتاج حدوثه - في الغالب - إلى حرارة.

الصيغة العامة لتفاعل التحلل:



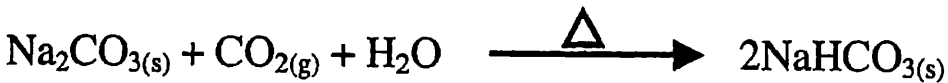
وقد يتحلل المركب إلى عنصر ومركب واحد أو أكثر، مثل تحلل كلورات العناصر القلوية مثل كلورات البوتاسيوم (KClO_3) بالحرارة إلى كلوريد الفلز والأوكسجين كما في المعادلة التالية:



ولهذا تستخدم كلورات البوتاسيوم لتحضير غاز الأوكسجين في المختبر. وقد ينتج من تحلل المركب مركبان أو أكثر، مثل تحلل كربونات الفلز مثل كربونات الكالسيوم (الحجر الجيري) بالحرارة إلى أوكسيد الكالسيوم (الجير الحي) ويتحرر غاز ثاني أوكسيد الكربون:



أما كربونات الفلزات الهيدروجينية مثل كربونات الصوديوم الهيدروجينية (NaHCO_3) (مسحوق الخبيز) فإنها تحلل بالحرارة إلى كربونات الصوديوم وغاز ثاني أوكسيد الكربون وبخار الماء.



ويمكن استنتاج القاعدتين التاليتين من خلال تفاعلات التحلل:

١- تحلل كربونات الفلزات بالحرارة يعطي أوكسيد الفلز وغاز ثاني أوكسيد

الكربون.

٢- تحلل كربونات الفلزات الهيدروجينية بالحرارة يعطي كربونات الفلز وغاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء.

مثال (١):

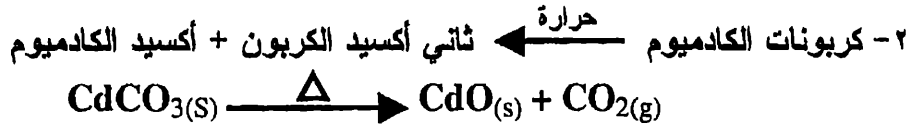
ما نواتج كل من تفاعلات التحلل الآتية ؟ مثل هذه التفاعلات بمعادلات

لفظية ورمزية موزونة:

١- تحلل كربونات المغنيسيوم الهيدروجينية بالحرارة.

٢- تحلل كربونات الكاديوم $CdCO_3$ بالحرارة.

الحل:

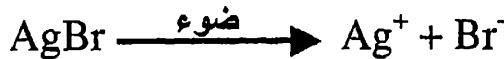


مثال (٢):

يتحلل بروميد الفضة $AgBr$ (المستخدم في طلاء الأفلام الفوتوغرافية)

بوجود الضوء إلى عناصره. أكتب معادلة موزونة لهذا التفاعل، ثم حدد نوع التفاعل.

الحل:

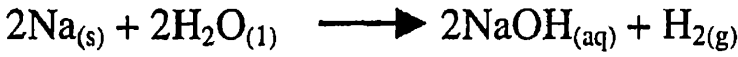


نوع التفاعل: تحلل.

ثالثاً: تفاعلات الإحلال الأحادي:

لندرس المعادلات الآتية جيداً، ثم نحاول أن نجد صفة مشتركة بينها:





نلاحظ أن المعادلات السابقة جميعها تشتمل على إحلال عنصر نشيط محل عنصر آخر أقل نشاطاً في مركب:



ففي المعادلة الأولى نلاحظ أن:

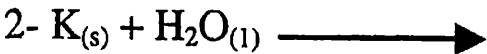
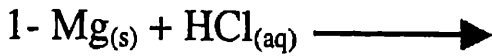
الخاصين حل محل الهيدروجين في حامض الهيدروكلوريك، ومثل هذه التفاعلات تعرف بتفاعلات الإحلال الأحادي، ومنها تفاعل بعض العناصر مع الماء أو الأحماض أو بعض العناصر مع محاليل مركبات عناصر أخرى.

تفاعل الإحلال الأحادي: هو تفاعل يتم فيه إحلال عنصر نشط محل عنصر آخر أقل نشاطاً في أحد مركباته، الصيغة العامة لتفاعل الإحلال الأحادي:



مثال (١):

أكمل معادلات التفاعلات الآتية، ووازنها، واذكر اسم العنصر النشط والعنصر الأقل نشاطاً الذي حل محله.

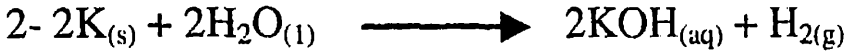


الحل (١):



العنصر النشط: Mg

العنصر الأقل نشاطاً: H



العنصر النشط: K

العنصر الأقل نشاطاً: H



العنصر النشط: Fe

العنصر الأقل نشاطاً: Cu

مثال (٢):

يتفاعل النحاس مع محلول نترات الفضة مكوناً بلورات فضية.

١- أكتب معادلة موزونة تمثل التفاعل.

٢- أكتب معادلة أيونية إجمالية تمثل التفاعل.

٣- أكتب معادلة أيونية صافية تمثل التفاعل.

٤- ما نوع التفاعل.

الحل:



أهمية تفاعلات الإحلال الأحادي:

تكمن أهمية تفاعلات الإحلال الأحادي في استخدامها لتحضير

العناصر من مركباتها، فمثلاً يعتبر تفاعل الفلزات النشطة مع الأحماض مثل

(H₂SO₄, HCl) من الطرق الشائعة لتحضير غاز الهيدروجين في

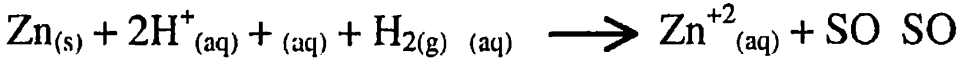
المختبر.

فعند وضع الخارصين في محلول حامض الكبريتيك فإن الخارصين يحل

محل الهيدروجين كما في المعادلة التالية:



ويمكن كتابة المعادلة السابقة على الصورة الأيونية الآتية:



وبإهمال أيونات الكبريتات SO_4^{2-} غير المتفاعلة نحصل على المعادلة الأيونية الصافية التالية:

ويمكن تحضير البروم عند إمرار غاز الكلور في محلول يحتوي على

أيونات البروميد مثل محلول بروميد النحاس، كما في المعادلة التالية:



المعادلة الأيونية الصافية.



رابعاً: تفاعلات الإحلال المزدوج:

يحدث هذا النوع من التفاعلات عند مزج محلولين لمركبين أيونيين ،

حيث تتبادل الأيونات في المركبين أوضاعهما مكونة مواد جديدة تظهر على شكل مواد مترسبة أو غازات.

تفاعل الإحلال المزدوج:

تفاعل يتم بين مركبين، بأن يحل الأيون الموجب من أحدهما محل الأيون

الموجب في الآخر. والصيغة العامة لتفاعل الإحلال المزدوج:



تقسم تفاعلات الإحلال المزدوج إلى ثلاثة أقسام:

(أ) تفاعلات الترسيب:

وتحدث عند مزج محلولين لمركبين أيونيين، فينتج من تفاعلها مركب

أيوني غير ذائب يترسب في وعاء التفاعل.

مثال:

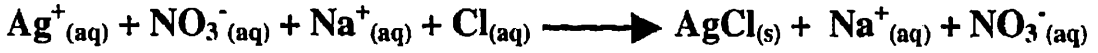
تكوّن راسب من كلوريد الفضة عند مزج محلولي نترات الفضة وكلوريد

الصوديوم كما في المعادلة:

المعادلة الرمزية:



المعادلة الأيونية الإجمالية:



(ب) تفاعلات التعادل:

تفاعلات الأحماض مع القواعد هي الأخرى تفاعلات إحلال مزدوج.

(ج) تفاعلات تؤدي إلى انطلاق غازات:

هناك تفاعلات إحلال مزدوج تؤدي إلى انطلاق غاز، مثل تحضير غاز

CO₂ في المختبر من تفاعل حامض الهيدروكلوريك مع كربونات الكالسيوم

حسب المعادلة:



خامساً: تفاعلات التأكسد والاختزال أو الأكسدة والإرجاع:

بدأ مفهوم الأكسدة تاريخياً عندما أطلقه العلماء على اتحاد الأوكسجين

بالعناصر الأخرى، فمثلاً في التفاعل:



تأكسد الكبريت، ولكن المفهوم سرعان ما اتسع وتطور ليشمل تفاعلات

لا يشارك فيها الأوكسجين وربط به مفهوم آخر مترافق معه دائماً هو مفهوم

الاختزال.

مفهوم الأكسدة والاختزال:

لقد تطور هذا المفهوم وتعديل، شأنه في ذلك شأن المفاهيم والحقائق

العلمية الأخرى التي تخضع للتبدلات والتغيرات، فبعد اكتشاف مكونات الذرة،

وتحديد مفهوم الذرية، لم تعد تفاعلات الأكسدة والاختزال ترتبط بإضافة

الأوكسجين أو نزعها، بل أصبحت تشير إلى أي تفاعل يحدث فيه تبادل إلكتروني

بين بعض المواد المتفاعلة مما يؤدي إلى تغير في ذرياتها وظهورها بشكل جديد

في النواتج.

ولتوضيح ذلك، لندرس تفاعل اتحاد الصوديوم والكلور لتكوين ملح

الطعام:



ولو أردنا أن نحدد نوع هذا التفاعل، لقلنا بلا تردد إنه تفاعل اتحاد مباشر وهذا صحيح، ولكن لننظر إلى الموضوع من زاويةٍ أخرى، ففي هذا التفاعل تمنح كل ذرة من ذرات الصوديوم إلكترونًا لكل ذرة من ذرات الكلور، وهكذا تتغير ذرية الصوديوم فبعد أن كانت تساوي صفر عندما كان الصوديوم لوحده $\text{Na}(s)$ وقبل أن يدخل في تفاعل مع الكلور، أصبحت ذريته $+1$ في أثناء وبعد دخوله التفاعل أي أنه أصبح أيون Na^{+1} .

إن ذرة الصوديوم ازدادت عددياً من المواد المتفاعلة إلى النواتج وهذا واضح من أن $+1$ أكبر من صفر، وهذا ما اتفق العلماء على تسميته تأكسداً.

أما ذرة الكلور فبعد أن أخذت الإلكترون من ذرية الصوديوم تحولت إلى أيون الكلوريد السالب Cl^{-1} ، لقد نقصت ذرية الكلور عددياً من المواد المتفاعلة إلى النواتج وهذا واضح من أن -1 أصغر من صفر، وهذا ما اتفق العلماء على تسميته اختزالاً (إرجاعاً).

نلاحظ أن كل ذرة صوديوم تمنح إلكترونًا تجد من يأخذه منها حالاً وهو ذرة الكلور، وليس هنالك أي إلكترونات تضيع أثناء هذه العملية المتواقتة، فكلما تأكسدت ذرة صوديوم اختزلت مقابله ذرة كلور، وهكذا فالأكسدة والاختزال عمليتان مترافقتان ولا يمكن أن تحدث إحداهما دون حدوث الأخرى.

لقد تحدثنا أعلاه عن مفهوم الذرية، فهو أساس في تفاعلات الأكسدة والاختزال، ويرتبط مفهوم الذرية بكسب وخسارة الإلكترونات وبالأواصر، والنقطة المرجعية في تحديد ذرية العنصر هي ذرة واحدة من العنصر، فذرية الصوديوم $+1$ لأن ذرة واحدة منه تمنح إلكترونًا واحداً وذرية الكلور -1 لأن ذرة واحدة منه تقبل إلكترونًا واحداً.

وهناك أيضاً مصطلح آخر مرادف لمصطلح الذرية وهو رقم الأكسدة (أو عدد التأكسد) وعلى الرغم من وجود اختلافات بين مفهوم الذرية ومفهوم عدد التأكسد إلا أننا نستخدمهما كمترادفين فلا تستغرب إذا وجدتنا نستخدم الواحد منهما بدلاً عن الآخر.

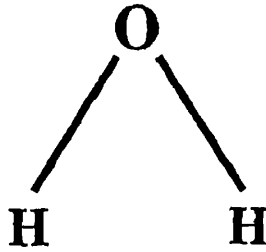
الذرية:

هي عدد الأواصر التي تعملها ذرة واحدة من العنصر حينما تدخل في اتحاد كيميائي مع ذرة أخرى.

ونستخدم مصطلح الذرية عادةً مع المركبات التساهمية (ذات الأواصر المشتركة) التي يكون طرفاها أو أطرافها من اللافلزات مثل الماء وحامض الكبريتيك H_2SO_4 .

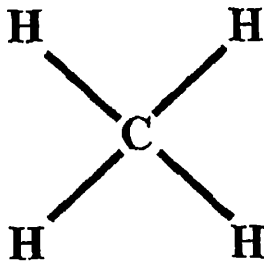
تدريب (١):

جد بنفسك ذرية كل من الهيدروجين والأكسجين في الماء.



تدريب (٢):

جد أيضاً ذرية كل من الهيدروجين والكربون في الميثان.



رقم الأكسدة (عدد التأكسد):

هو عدد الشحنات الموجبة أو السالبة التي يفترض أن تحملها الذرة ضمن جزيئة المركب أو التي يحملها الأيون، وأن عدد تأكسد العنصر الحر = صفر فهو لم يتفاعل (لم يفقد أو يكتسب إلكترونات) مثل:
 Cu^{+2} و Cl^{-} و Zn^0 أو Zn .

ويستخدم مصطلح رقم الأكسدة في حالة المركبات الأيونية التي تجمع بين فلزٍ ولا فلزٍ أو بين فلزٍ ومجموعةٍ سالبةٍ مثل KNO_3 ، $NaCl$ ، CaS و $Mg(OH)_2$.

التأكسد:

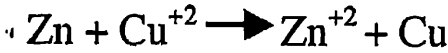
هي عملية فقدان إلكترون أو أكثر مصحوبة بزيادة في عدد التأكسد مثل:



الاختزال:

هي عملية اكتساب إلكترون أو أكثر مصحوبة بنقصان في عدد التأكسد

مثل:



وقد مررنا في تفاعل الإحلال الأحادي الذي يحدث بين الخارصين

وحامض الهيدروكلوريك الذي تمثله المعادلة التالية:



ولكن كيف تتحول ذرات Zn إلى أيونات Zn^{+2} ؟ وكيف يتحول الأيون

H^{+} إلى غاز H_2 ؟

من المعروف أن الذرة المتعادلة تتحول إلى أيون موجب عندما تفقد

الإلكترونات، وذرة الخارصين لديها الميل لفقد إلكترونين، فتتحول ذرة Zn إلى أيون Zn^{+2} على النحو التالي:



ويتم اكتساب هذان الإلكترونان من قبل أيونات الهيدروجين حيث يكون لديها الميل لاكتساب الإلكترونات، حيث يكتسب أيون الهيدروجين H^{+} إلكترونًا واحدًا متحولاً بذلك إلى ذرة هيدروجين، وتتحد كل ذرتين منهما مكونتين جزيء الهيدروجين H_2 على النحو التالي:



أي أن هناك عمليتي تفاعل متلازمتين، تحدثان في وقت واحد إحداهما يتم فيها فقدان إلكترونات وتسمى عملية التأكسد، والأخرى يتم فيها اكتساب إلكترونات وتسمى عملية الإختزال.

كما تسمى تفاعلات الاتحاد التي يتحد فيها عنصران لتكوين مركب أو التي يتحد فيها عنصر ومركب لتكوين مركب جديد تفاعلات التأكسد والاختزال. قواعد حساب عدد التأكسد:

القواعد الآتية يجب أن تؤخذ بالاعتبار عند تحديد عدد تأكسد العنصر في المركب:

١ - عدد تأكسد العناصر النقية يساوي صفراً.

العناصر النقية هي التي تتكون من نوع واحد من الذرات بغض النظر عن عددها.

أمثلة:

- عدد تأكسد الصوديوم Na يساوي صفراً.
- عدد تأكسد الفوسفور P_4 يساوي صفراً.
- عدد تأكسد الكلور Cl_2 يساوي صفراً.
- عدد تأكسد الكبريت S_8 يساوي صفراً.

٢- عدد التأكسد لأيون البسيط يساوي العدد الذي يحمله في المقدار وفي الإشارة.

الأيون البسيط هو الأيون المكون من ذرة واحدة.

مثال:

عدد تأكسد أيون المغنيسيوم Mg^{+2} هو $(+2)$.

٣- عدد تأكسد الأوكسجين غالباً يساوي (-2) :

أمثلة:

الماء (أوكسيد الهيدروجين) H_2O ، أوكسيد الصوديوم Na_2O ، أوكسيد

المغنيسيوم MgO .

باستثناء الحالتين:

أ- فوق الأكاسيد يكون عدد تأكسد الأوكسجين فيها، هو (-1) .

أمثلة: فوق أوكسيد الهيدروجين H_2O_2 ، فوق أوكسيد الصوديوم Na_2O_2 ،

فوق أوكسيد المغنيسيوم MgO_2

ب- إذا اتحد الأوكسجين مع الفلور يكون عدد تأكسد الأوكسجين هو $(+2)$ في

مركب فلوريد الأوكسجين OF_2 نلاحظ أن المركب OF_2 يسمى فلوريد

الأوكسجين والمقطع (يد) في المركبات يضاف لأيون السالب، إن عدد تأكسد

الأوكسجين موجب والفلور سالب في هذا المركب لأن الفلور أعلى كهروسالبية

من الأوكسجين (أي أن ميله لكسب الإلكترونات أعلى من الأوكسجين).

٤- عدد تأكسد الهيدروجين هو $(+1)$:

أمثلة: الماء H_2O ، هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$

عدا حالة واحدة يكون عدد تأكسد الهيدروجين فيها (-1) وذلك إذا اتحد

مع عنصر أقل كهروسلبية فيه كما في هيدريدات الفلزات.

أمثلة: هيدريد الصوديوم NaH ، هيدريد المغنيسيوم MgH_2 .

٥- عدد تأكسد الفلزات دائماً موجب، لأن الفلزات دائماً تميل لفقد الإلكترونات.

٦- عدد تأكسد فلزات عناصر المجموعة (IA) دائماً هو (+1).

Li								
Na								
K								
Rb								

٧- عدد تأكسد عناصر المجموعة (IIA) دائماً هو (+2).

	IIA						
	Be						
	Mg						
	Ca						
	Ba						

٨- مجموع أعداد التأكسد للذرات في المركب المتعادل يساوي صفراً.

المركب المتعادل لا يحمل أي شحنة ظاهرة.

٩- مجموع أعداد التأكسد للأيون عديد الذرات يساوي شحنة الأيون في

المقدار والإشارة.

الأيون عديد الذرات (الأيون المعقد) هو الأيون الذي يحتوي على أكثر من ذرة

ويحمل شحنة ظاهرة مثل $Cr_2O_7^{-2}$.

الصيغ الكيميائية لأهم الأيونات المعقدة (المجموعات الكيميائية)		
شحنة الأيون	صيغة الأيون	اسم الأيون
١+	NH ₄	الأمونيوم
١-	NO ₃	النترات
١-	OH	الهيدروكسيد
١-	MnO ₄	البيرمنغنات
٢-	Cr ₂ O ₂	الدايكرومات
٢-	SO ₄	الكبريتات
٢-	CO ₃	الكربونات
٣-	PO ₄	الفوسفات

مثال:

احسب عدد تأكسد الكبريت في حمض الكبريتيك H_2SO_4 ؟

(عدد تأكسد S \times عدد ذراته) + (عدد تأكسد O \times عدد ذراته) + (عدد تأكسد

H \times عدد ذراته) = صفر

(عدد تأكسد الكبريت \times 1) + ($4 \times 2-$) + ($2 \times 1+$) = صفر

عدد تأكسد الكبريت = $6+$

مثال:

احسب عدد تأكسد الكروم في أيون الدايكرومات $Cr_2O_7^{2-}$

(عدد تأكسد الكروم \times عدد ذراته) + (عدد تأكسد الأوكسجين \times عدد ذراته) = $2-$

(عدد تأكسد الكروم \times 2) + ($7 \times 2-$) = $2-$

عدد تأكسد الكروم = $6+$

سؤال:

احسب أعداد تأكسد الذرات المشار إليها بخط في المركبات والأيونات الآتية:

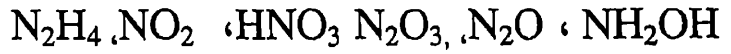
AsO_4^- ، MnO_4^- ، Na_2UO_4 ، $C_6H_{12}O_6$ ، F_2O ، NH_4^+ ، $HClO_3$ ، K_2O_2

$H_3IO_6^{-2, 3}$

المركبات أو الأيونات	أعداد التأكسد
NH_4^+	-3
AsO_4^-	+5
F_2O	+2
$H_3IO_6^{-2, 3}$	+7
$HClO_3$	+5
Na_2UO_4	+6
$C_6H_{12}O_6$	صفر
K_2O_2	-1
MnO_4^-	+7

سؤال:

في أي المركبات الآتية يُظهر النيتروجين أعلى حالة تأكسد ؟



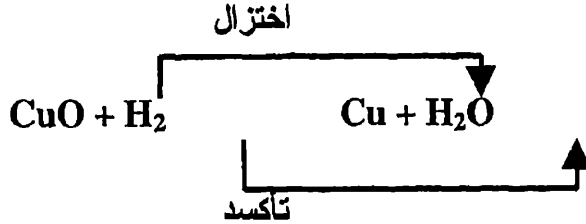
الجواب:

هو HNO_3 وعدد تأكسد النيتروجين فيه (+5)

معنى التأكسد والاختزال:

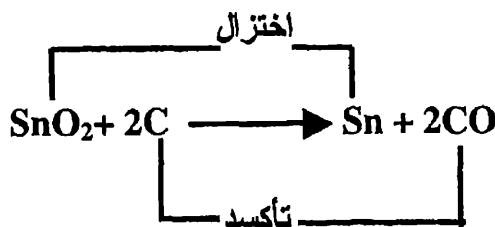
١- المعنى الأول:

أطلق مفهوم التأكسد في الأصل على عملية اتحاد المادة مع الأوكسجين، والاختزال على عملية نزع الأوكسجين من المادة. فالتأكسد: عملية اتحاد المادة مع الأوكسجين، والاختزال: عملية نزع الأوكسجين من المادة.
مثال:



الهيدروجين اتحاد مع الأوكسجين فالعملية تأكسد. النحاس نزع منه الأوكسجين فالعملية اختزال.
مثال:

حدد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت في المعادلة الآتية:



ذرة Sn اختزلت.

ذرة C تأكسد

٢ - المعنى الثاني:

هنالك تفاعلات لا تحتوي على أوكسجين ومع ذلك تعتبر من تفاعلات التأكسد والاختزال، ولهذا تم تطوير مفهوم التأكسد والاختزال ليشمل عملية انتقال الإلكترونات بين المواد المتفاعلة، ليصبح معناها على النحو الآتي:

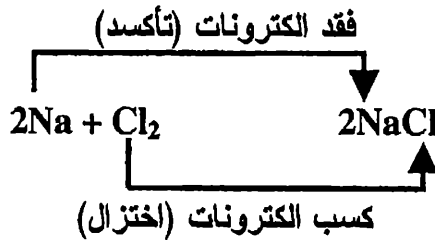
التأكسد: عملية فقدان الإلكترونات.

الاختزال: عملية كسب الإلكترونات.

سؤال:

عدد تأكسد كل من الصوديوم Na والكلور Cl_2 على يسار التفاعل (صفر).

لماذا ؟.



الجواب:

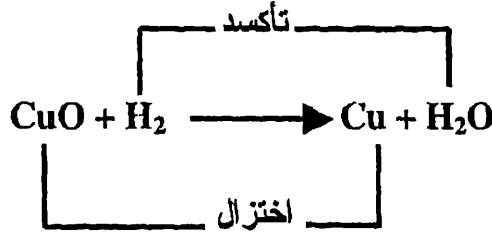
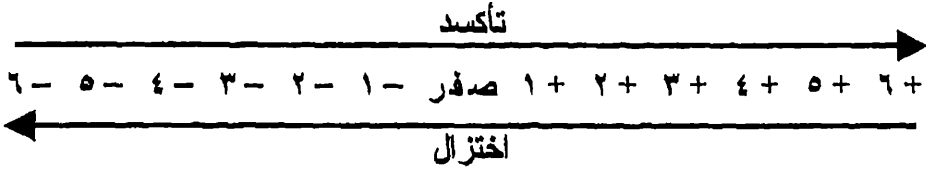
عند اتحادهما معاً تفقد كل ذرة من ذرات الصوديوم إلكترونات واحداً، بينما تكتسب كل ذرة كلور إلكترونات واحداً من كل ذرة صوديوم. كلاهما مادتان نقيتان القاعدة رقم (١) من قواعد حساب عدد التأكسد.

٣ - المعنى الثالث:

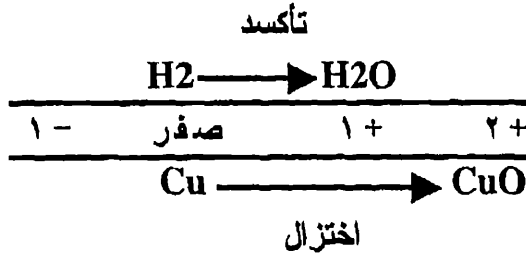
يمكن استخدام مفهوم عدد التأكسد لبيان معنى آخر للتأكسد والاختزال.

التأكسد: الزيادة في عدد التأكسد.

الاختزال: النقصان في عدد التأكسد.

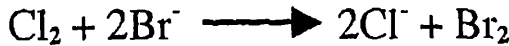


فالهيدروجين زاد عدد تأكسده من (صفر) إلى (1+) فالعملية تأكسد.
والنحاس نقص عدد تأكسده من (2+) إلى (صفر) فالعملية اختزال.



سؤال:

حدد الذرات التي تأكسدت و التي أختزلت في كل من المعادلتين الآتيتين:



في المعادلة الثانية

في المعادلة الأولى

Sn: اختزال.

Cl₂: اختزال

C: تأكسد.

Br⁻: تأكسد

العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة:

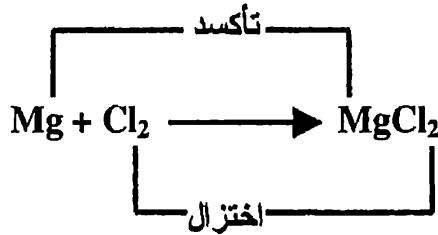
العامل المؤكسد:

المادة التي تَحْتَزِلُ وتسبب تأكسداً لمادة أخرى.

العامل المختزل:

المادة التي تتأكسد وتسبب اختزالاً لمادة أخرى.

ويمكن توضيح ذلك من خلال المعادلة:



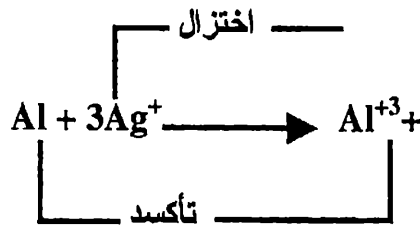
يكون المغنيسيوم العامل المختزل لأنه تسبب في اختزال الكلور، بينما يمثل الكلور العامل المؤكسد لأنه سبب تأكسداً للمغنيسيوم.

العامل المؤكسد بحاجة للتفاعل مع عامل مختزل. العامل المختزل

بحاجة للتفاعل مع عامل مؤكسد.

مثال:

الألومنيوم تأكسد (عامل مختزل)، لذا فهو بحاجة لعامل مؤكسد (Ag^+)



ويعتبر الأكسجين O_2 أكثر العوامل المؤكسدة شيوعاً فالأوكسجين يدخل في تفاعلات الاحتراق، وهي تفاعلات تأكسد واختزال يكون فيها الأوكسجين

عاملاً مؤكسداً.

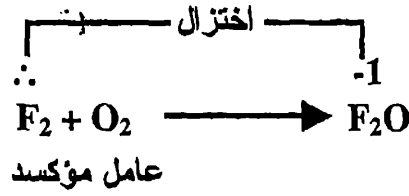
مثال:



عامل مؤكسد:

ويعتبر عنصر الفلور أقوى العوامل المؤكسدة وذلك لميله الشديد لكسب الإلكترونات وارتفاع قيمة كهروسلبتيته.

مثال:



ويمكن أن تسلك المواد كعوامل مؤكسدة في ظروف معينة، و كعوامل مختزلة في ظروف أخرى.

مثال:

يسلك الهيدروجين كعامل مختزل إذا تفاعل مع عامل مؤكسد أقوى منه:



ويسلك الهيدروجين كعامل مؤكسد إذا تفاعل مع عامل مختزل أقوى منه.



تفاعلات التأكسد والاختزال:

يسمى التفاعل الذي يتضمن انتقال إلكترونات بين المواد المتفاعلة (أو

تلك التي يزداد فيها عدد التأكسد أو يقل) تفاعل تأكسد واختزال.

يتضمن تفاعل التأكسد والاختزال نصفين هما:

أ- نصف التفاعل / التأكسد:

وتوضع فيه الإلكترونات مع النواتج، ويُعبّرُ عن عملية فقدان الإلكترونات.

ب- نصف التفاعل / الاختزال:

وتوضع فيه الإلكترونات مع المتفاعلات، ويُعبَّرُ عن عملية كسب الإلكترونات.

لا يمكن أن تحدث عملية التأكسد دون حدوث عملية اختزال، لأن المادة التي تتأكسد تقابلها مادة تميل للاختزال.
مثال:

التفاعل الآتي يعد مثالا على تفاعلات التأكسد والاختزال:



ويتضمن هذا التفاعل نصفين:

نصف التفاعل / التأكسد:



نصف التفاعل / الاختزال:



الكلور قل عدد تأكسده من (صفر إلى -1) فالعملية تدعى اختزالاً.

اليود زاد عدد تأكسده من (-1 إلى صفر) فالعملية تدعى تأكسداً. (لذا يسمى هذا التفاعل تفاعل تأكسد واختزال).

تأكسد



1- صفر 1+ 2+

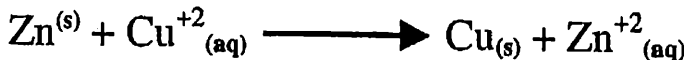


اختزال

مثال:

عند وضع صفيحة من الخارصين في محلول كبريتات النحاس (II) يحدث

التفاعل وفق المعادلة الآتية:



أكتب نصف التفاعل / التأكسد والاختزال.

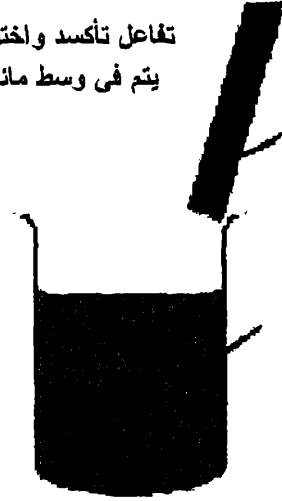
تفاعل تأكسد واختزال
يتم في وسط مائي



صفحة من
الخارصين

محلول
كبريتات
النحاس
(II)

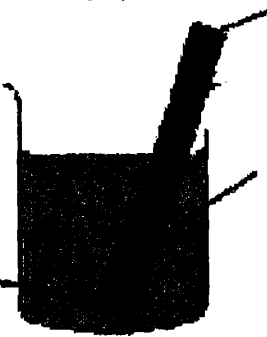
تفاعل تأكسد واختزال
يتم في وسط مائي



صفحة من
الخارصين

محلول
كبريتات
النحاس
(II)

تفاعل تأكسد واختزال
يتم في وسط مائي

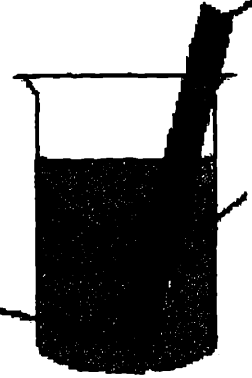


صفحة من
الخارصين

محلول
كبريتات
النحاس
(II)

راسب من
النحاس

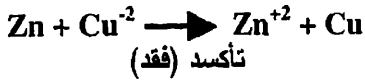
تفاعل تأكسد واختزال
يتم في وسط مائي



صفحة من
الخارصين

محلول
كبريتات
النحاس
(II)

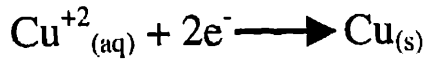
راسب من النحاس



نصف التفاعل التأكسد:



نصف التفاعل الاختزال:



وبالجمع ينتج تفاعل تأكسد واختزال:



تفاعلات التأكسد والاختزال الذاتي:

وهي التفاعلات التي تسلك فيها المادة كعامل مؤكسد ومختزل في التفاعل

نفسه.

مثال:

عند إمرار الكلور في محلول قاعدي، يحدث تفاعل التأكسد والاختزال

الذاتي التالي:



زاد عدد تأكسد الكلور من (صفر) إلى (+1)



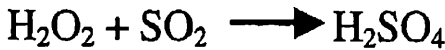
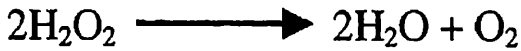
قل عدد تأكسد الكلور من (صفر) إلى (-1)



سؤال:

المعادلات a، b، c تمثل تفاعلات تأكسد واختزال ذاتي. المعادلة d لا

تمثل.



تطبيقات عملية لتفاعلات التأكسد والاختزال:

أولاً: قصر الألوان:

تستخدم عدة مواد لقصر الألوان منها:

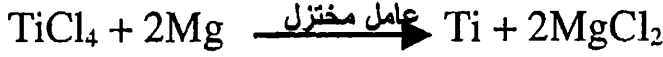
١- فوق أوكسيد الهيدروجين H_2O_2 :

يعتمد عمل H_2O_2 على خواصه كعامل مؤكسد للمواد الملونة وتحويلها

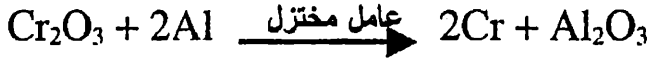
إلى ناتج غير ملون.

أمثلة:

- يتم استخلاص التيتانيوم من خامه عن طريق مفاعله مع عامل مختزل مناسب مثل المغنيسيوم.

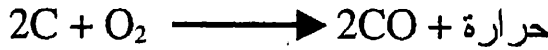


- يتم استخلاص الكروم من خامه عن طريق مفاعله مع عامل مختزل مناسب مثل الألومنيوم.



- يعتبر استخلاص الحديد من خام الهيماتيت Fe_2O_3 في الفرن اللاص من الأمثلة على تفاعلات التأكسد والاختزال والتي تتم وفق عدد من الخطوات خلاصتها:

١- إنتاج أول أكسيد الكربون من تفاعل الفحم C مع الأوكسجين O_2 :



٢- يتم اختزال خام الحديد Fe_2O_3 إلى الحديد.



صدأ الحديد:

نعلم بأن الحديد يتآكل عند تعرضه للهواء الرطب، وتسمى عملية تآكل الحديد عند تعرضه للهواء الرطب بالصدأ، ويتحول فيها الحديد إلى الأوكسيد. تحتاج عملية تكون الصدأ إلى وجود الماء والأكسجين، فالحديد لا يصدأ في الهواء الجاف أو في ماء خالٍ من الأكسجين. وتتم العملية وفق الخطوات التالية:

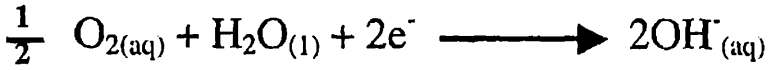
الخطوة الأولى:

يتأكسد الحديد عند ملامسته للماء وفق المعادلة التالية:



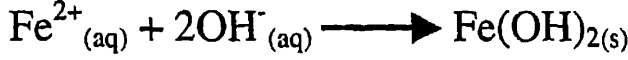
الخطوة الثانية:

يُختزل الأوكسجين الذائب في الماء بفعل الإلكترونات الناتجة من تأكسد الحديد، وتتحول إلى أيونات الهيدروكسيد:



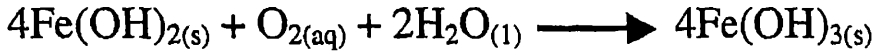
الخطوة الثالثة:

تنتقل أيونات الحديد Fe^{2+} إلى أيونات OH^- عن طريق الماء، ويتفاعلان معاً مكونين هيدروكسيد الحديد (II):



الخطوة الرابعة:

يتأكسد هيدروكسيد الحديد (II) بسهولة إلى هيدروكسيد الحديد (III) بوجود الأوكسجين والماء:



الخطوة الخامسة:

تنتزع بعض جزيئات الماء من هيدروكسيد الحديد (III) لتتكون الصيغة $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ وهي الصيغة المتعارف عليها للصدأ:

كيفية حماية الحديد من الصدأ:

هنالك عدة طرق لحماية الحديد من الصدأ، أهمها:

الطريقة الأولى:

عزل الحديد عن عوامل تكون الصدأ، ويتم ذلك بطلاء الحديد بطبقة من الطلاء، أو دهنه بطبقة من الشحم.

الطريقة الثانية:

طلاء الحديد بطبقة من فلز آخر أكثر ميلاً للتأكسد منه، مثل المغنيسيوم فيتأكسد بدلاً من الحديد، وتسمى هذه العملية بالحماية المهبطية Cathodic Protection.

ومن الأمثلة الأخرى على الحماية المهبطية عملية تسمى غلفنة الحديد، حيث يغمس الحديد أو الفولاذ في مصهور الخارصين، فيتأكسد السطح الخارجي للخارصين ويكون طبقة من كربونات الخارصين القاعدية الناتج عن وجود غاز

CO₂ في الجو، فتمنع هذه الطبقة من استمرار تأكسد الخارصين، فيحمي نفسه ويحمي الحديد.

موازنة تفاعلات التأكسد والاختزال:

المعادلة الكيميائية الموزونة:

لكي تكون المعادلة موزونة يجب أن تحقق شرطين هما:

١- قانون حفظ المادة: يجب أن يكون عدد ذرات المواد المتفاعلة والنتيجة متماثلاً.

٢- قانون حفظ الشحنة الكهربائية: يجب أن يكون مجموع الشحنات الكهربائية الظاهرة على المواد المتفاعلة مساوياً لمجموع الشحنات الكهربائية الظاهرة على المواد الناتجة.

المعادلة الكيميائية الموزونة:

هي المعادلة التي تحقق قانوني حفظ المادة وحفظ الشحنة الكهربائية.

مثال:



المعادلة هي معادلة غير موزونة، لماذا؟ لأنها لم تحقق قانون حفظ الشحنة الكهربائية.

سؤال:

يتأكسد العنصر X عند وضعه في محلول يحتوي على أيونات Ag وفق

المعادلة الموزونة التالية:



ما مقدار شحنة الأيون X^{n+II}

الإجابة: ٢+

موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة المحاولة والخطأ:

توازن معادلات التأكسد والاختزال بطريقة المحاولة والخطأ لتفاعلات التأكسد والاختزال البسيطة.

مثال:

زن معادلة التفاعل $\text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{NaCl}$ بطريقة المحاولة والخطأ؟

الحل:

بمجرد النظر نلاحظ أنه يلزم ضرب Na ، NaCl في (٢) لتصبح المعادلة موزونة، وبالتالي:



سؤال:

زن معادلتى التفاعل الآتيتين بطريقة المحاولة والخطأ:



لا تصلح طريقة المحاولة والخطأ للتفاعلات الأكثر تعقيداً لذا توزن

المعادلات بطريقة نصف التفاعل:

الجواب:



موازنة المعادلات بطريقة نصف التفاعل (أيون-إلكترون):

توزن معادلة التأكسد والاختزال التي لا تحتوي على أوكسجين بالخطوات الآتية:

١- يكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال بصورة مستقلة.

٢- القيام بإجراء الخطوتين الآتيتين على كل نصف:

أ- توازن ذرات العناصر.

ب- توازن الشحنات بإضافة إلكترونات.

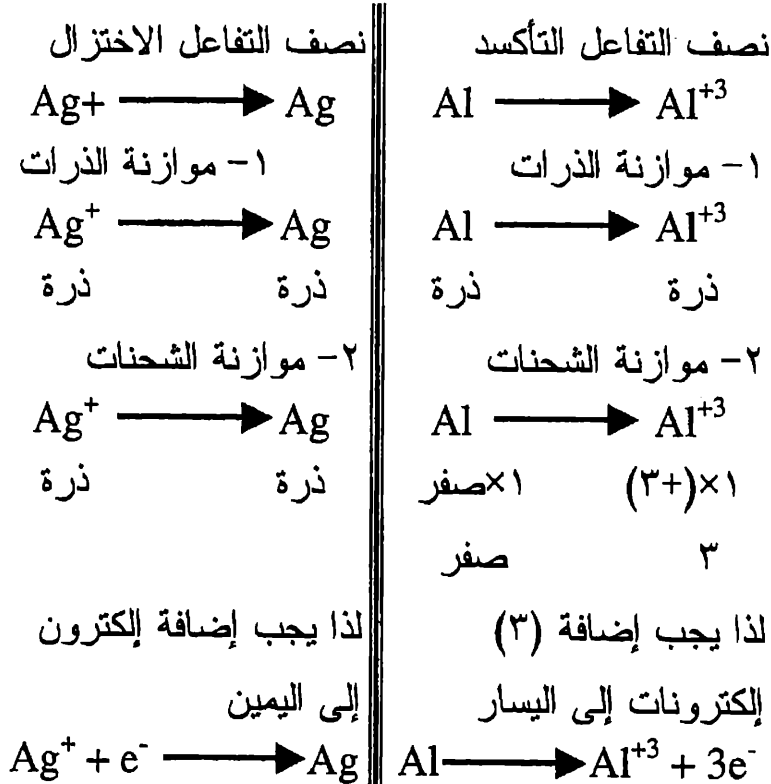
- ٣- يساوى عدد إلكترونات نصف تفاعل التأكسد بعدد إلكترونات نصف تفاعل الاختزال بالضرب التبادلي إن لزم الأمر.
- ٤- يجمع نصفي التفاعلين المتساويين في عدد الإلكترونات (باختصار الإلكترونات من الطرفين).
- ٥- التحقق من صحة الموازنة بواسطة قانوني حفظ الشحنة الكهربائية وحفظ المادة.

مثال:

وازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل:

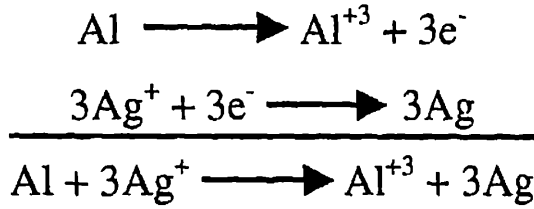


الحل:

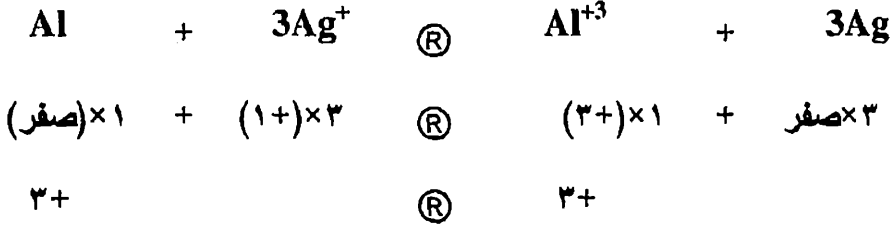


وبناءً على ما سبق، نضرب نصف تفاعل الألومنيوم في (١) ونصف

تفاعل الفضة في (٣) ثم نجمع النصفين:



وللتحقق من صحة الموازنة:



إذا المعادلة موزونة لأنها حققت قانوني حفظ المادة وحفظ الشحنات

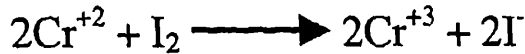
الكهربائية.

سؤال:

وازن معادلة التفاعل التالية بطريقة نصف التفاعل:



الجواب:



خطوات موازنة التفاعلات في الوسط الحمضي بطريقة نصف التفاعل:

توزن معادلة التأكسد والاختزال التي تتم في وسط حامضي بالخطوات الآتية:

١- تقسم المعادلة إلى نصفين يدل أحدهما على التأكسد والآخر على الاختزال.

٢- القيام بإجراء الخطوات الآتية على كل نصف:

أ- توازن ذرات العناصر ما عدا الأوكسجين والهيدروجين.

ب- توازن ذرات الأوكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف الذي يعاني نقصاً في ذرات الأوكسجين.

ج- توازن ذرات الهيدروجين إلى الطرف الذي يعاني نقصاً في ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات H.

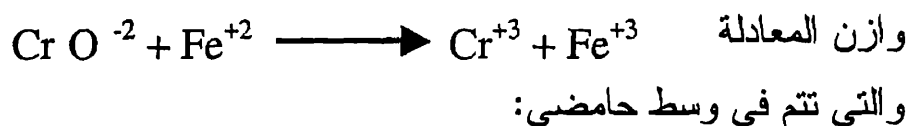
د- توازن الشحنات الكهربائية بإضافة عدد من الإلكترونات لأحد طرفي المعادلة بحيث يصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفي المعادلة متساوي.

٣- يجعل عدد الإلكترونات المفقودة في نصف تفاعل التأكسد مساوياً لعدد الإلكترونات المكتسبة في نصف تفاعل الاختزال بالضرب التبادلي إن لزم الأمر.

٤- يجمع نصفي التفاعل (اختصر الإلكترونات من الطرفين، ويمكن اختصار الماء وأيونات الهيدروجين).

٥- تحقق من صحة الموازنة بموازنة الذرات والشحنات.

مثال:



الحل:

نصف تفاعل التأكسد	نصف تفاعل الاختزال
$\text{Fe}^{+2} \longrightarrow \text{Fe}^{+3}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow \text{Cr}^{+3}$

١- موازنة الذرات:



٢- موازنة الأوكسجين بإضافة الماء:



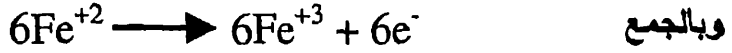
٣- موازنة الهيدروجين بإضافة H^+ :



٤- موازنة طرفي المعادلة:



وبناءً على ما سبق، نضرب نصف الاختزال في (١) ونصف تفاعل التأكسد في (٦).



التحقق من موازنة الشحنات:



$$(٢-)١ + (١+)١٤ + (٢+)٦ \quad (٣+)٢ + (٣+)٦ + (صفر)٧$$

$$٢٤+$$

$$٢٤+$$

خطوات موازنة التفاعلات في الوسط القاعدي بطريقة نصف التفاعل:

وازن المعادلة كما لو كانت في وسط حمضي:

١- نقسم المعادلة إلى نصفين يدل أحدهما على التأكسد والآخر على الاختزال.

٢- نقوم بإجراء الخطوات الآتية على كل نصف:

أ- نوازن ذرات العناصر ما عدا الأوكسجين والهيدروجين.

ب- نوازن ذرات الأوكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف الذي يعاني نقصاً في ذرات الأوكسجين.

ج- نوازن ذرات الهيدروجين إلى الطرف الذي يعاني نقصاً في ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات H^+ .

د- نوازن الشحنات الكهربائية بإضافة عدد من الإلكترونات لأحد طرفي المعادلة بحيث يصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفي المعادلة

متساوي.

٣- نجعل عدد الإلكترونات المفقودة في نصف تفاعل التأكسد مساوياً لعدد الإلكترونات المكتسبة في نصف تفاعل الاختزال بالضرب التبادلي إن لزم الأمر.

٤- نجمع نصفي التفاعل (اختصر الإلكترونات من الطرفين، ويمكن اختصار الماء وأيونات الهيدروجين).

٥- نتحقق من صحة الموازنة بموازنة الذرات والشحنات.

- نضيف أيونات OH^- بعدد أيونات H^+ إلى طرفي المعادلة.
- نجمع أيوني OH^- ، H^+ على شكل جزيئات ماء.
- نحذف جزيئات الماء الزائدة من طرفي المعادلة، وإذا كانت في نفس الاتجاه تجمع.
- نتحقق من صحة الموازنة، بموازنة الذرات والشحنات الكهربائية.

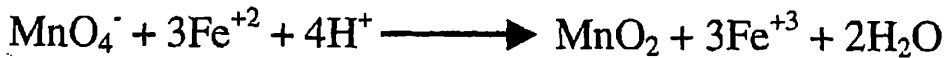
مثال:

وازن معادلة التفاعل الآتي بطريقة نصف التفاعل علماً بأن التفاعل يتم

في وسط قاعدي:



نزن المعادل كما لو كانت في وسط حمضي:



إضافة 4OH^- إلى طرفي المعادلة:



جمع أيوني H^+ ، OH^- :



حذف الماء الزائد من طرفي المعادلة:



الفصل
الثالث عشر
الخلايا
الكهروكيميائية

الخلايا الكهروكيميائية

تمهيد:

تعرف الخلايا الكهروكيميائية على أنها الأجهزة التي يتم فيها تفاعل تأكسد واختزال يصاحبه انطلاق طاقة كهربائية أو امتصاصها. وتقسم الخلايا الكهروكيميائية حسب تحولات الطاقة فيها إلى قسمين:

١- الخلايا الكلفانية:

وهي خلايا كهروكيميائية يتم فيها تفاعل تأكسد واختزال يصاحبه انطلاق طاقة كهربائية. وتتحول فيه الطاقة من طاقة كيميائية إلى طاقة كهربائية.



٢- خلايا التحليل الكهربائي:

وهي خلايا كهروكيميائية يتم فيها تفاعل تأكسد واختزال يصاحبه امتصاص طاقة كهربائية، وتتحول فيه الطاقة من طاقة كهربائية إلى طاقة كيميائية.

١- الخلايا الكلفانية:

الخلية الكلفانية:

هي جهاز يتم فيه توليد تيار كهربائي نتيجة لحدوث تفاعل تأكسد واختزال، وتتحول فيها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية.

أمثلة على الخلايا الكلفانية:

- الخلايا الجافة (البطاريات).

- المركم الرصاصي (بطارية السيارة).
- خلايا الوقود (الخلايا المستخدمة لتوليد الطاقة الكهربائية في المركبات الفضائية).

طرق الحصول على الخلايا الكلفانية:

الطريقة الأولى:

وضع العامل المؤكسد والعامل المختزل في وعاء واحد، وفي هذه الطريقة تنتقل الإلكترونات مباشرة من العوامل المختزلة إلى العوامل المؤكسدة (دائرة داخلية).

العامل المؤكسد: المادة التي تختزل وتسبب تأكسداً لمادة أخرى.
العامل المختزل: المادة التي تتأكسد وتسبب اختزالاً لمادة أخرى.

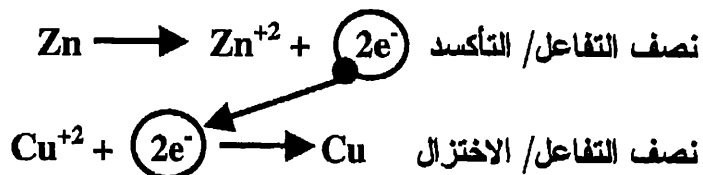
مثال:

عند وضع صفيحة خارصين Zn في محلول كبريتات النحاس CuSO_4 يحدث تفاعل تأكسد واختزال نتيجة لانتقال الإلكترونات من صفيحة الخارصين Zn (العامل المختزل) إلى أيونات النحاس Cu^{+2} (العامل المؤكسد).

ويحدث التفاعل وفق معادلة التفاعل الكلي الآتية:



وفي هذا التفاعل يحدث تأكسد لذرات الخارصين Zn من الصفيحة وتتحول إلى أيونات موجبة Zn^{+2} وتدخل المحلول، وأثناء ذلك تتجه الإلكترونات الخارجة من الخارصين إلى أيونات النحاس الموجبة Cu^{+2} الموجودة في المحلول وتحولها إلى ذرات نحاس متعادلة Cu.

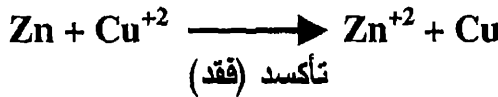
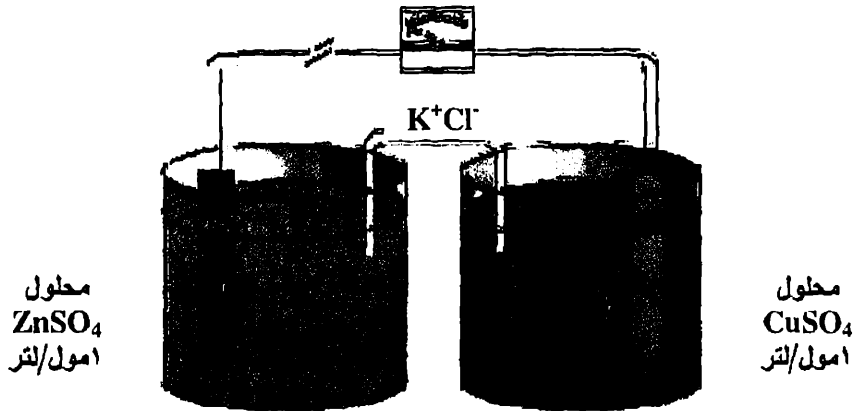


الطريقة الثانية:

وضع العامل المؤكسد والعامل المختزل في وعاءين منفصلين ودون اختلاط المواد المتفاعلة، وبهذه الطريقة تنتقل الإلكترونات من العامل المختزل إلى العامل المؤكسد عبر موصل (دائرة خارجية).

مثال:

عند وضع صفيحة نحاس Cu في محلول كبريتات النحاس CuSO_4 ، ووضع صفيحة خارصين في محلول كبريتات الخارصين ووصل الصفيحتين بسلك، ثم وصل المحلولين بقنطرة ملحية تحتوي على محلول ملحي. وتعمل هذه الخلية وفق المعادلة الآتية:

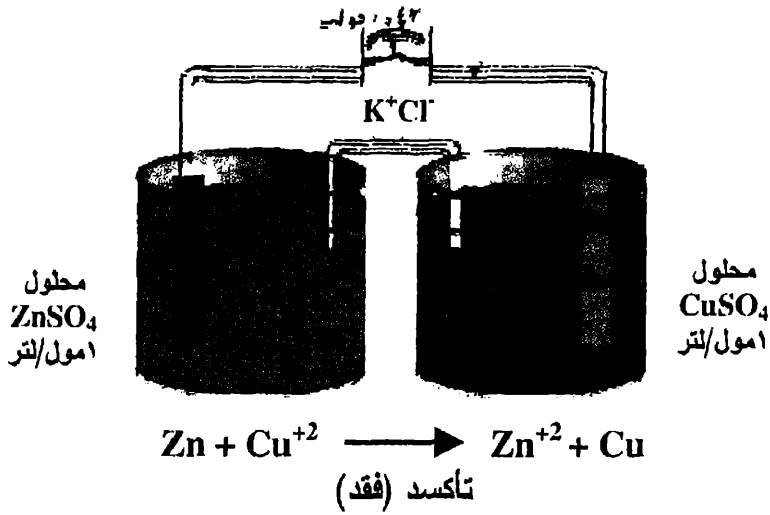


١- يحدث تأكسد لذرات الخارصين Zn من الصفيحة وتتحول إلى أيونات خارصين موجبة Zn^{+2} تدخل إلى المحلول.

نصف تفاعل / التأكسد

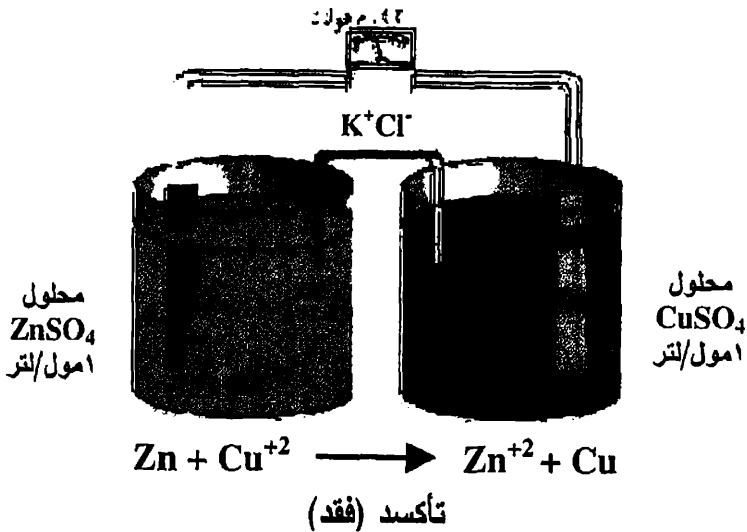
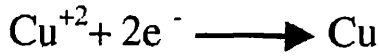


٢- تنتقل الإلكترونات من صفيحة الخارصين Zn باتجاه صفيحة النحاس Cu عبر السلك.

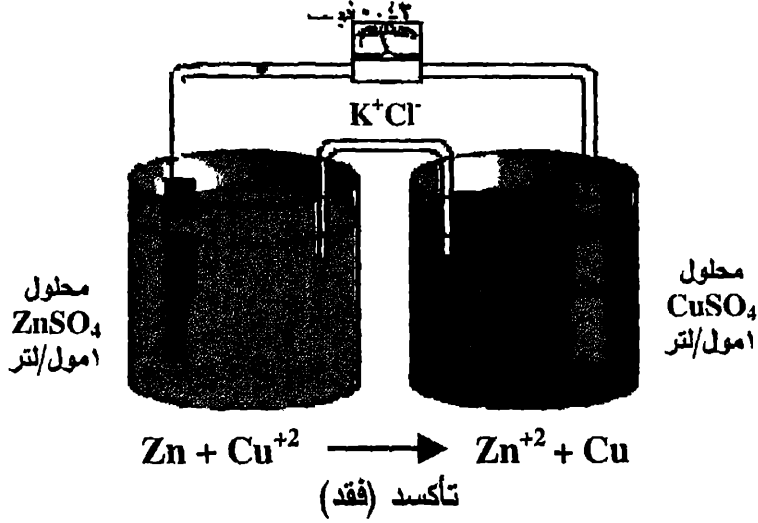


٣- تمرر صفيحة النحاس Cu الإلكترونات القادمة من صفيحة الخارصين Zn إلى أيونات النحاس الموجبة Cu²⁺ الموجودة في المحلول فتتعرض بذلك للاختزال.

نصف التفاعل / الاختزال



طرق الحصول على الخلايا الغلفانية



أجزاء الخلية الكلفانية:

١- قطبا الخلية:

أ. المصعد (-):

وهو القطب الذي تحدث عنده عملية التأكسد، ويكتسب شحنة سالبة نتيجة تجمع إلكترونات سالبة الشحنة عليه.

ب. المهبط (+):

وهو القطب الذي تحدث عنده عملية الاختزال، ويكتسب شحنة موجبة نتيجة سريان الإلكترونات نحوه في الدارة الخارجية.

٢- دارة خارجية:

وتتكون من سلك يعمل على نقل الإلكترونات من المصعد إلى المهبط، ويمكن وصله بفولتميتر لبيان اتجاه الإلكترونات المتقلبة ومقدار فرق الجهد.

٣- قنطرة ملحية:

وهي أنبوب على شكل حرف (U) وتحتوي على محلول مشبع من مادة متأينة مثل ملح كبريتات الصوديوم، وتعمل على إغلاق الدارة الكهربائية، وعند إزالتها يتوقف سريان التيار، ويمكن استخدام ورقة ترشيح مبللة بمحلول مادة متأينة كبديل عن الأنبوب.

أهمية القنطرة الملحية:

أ- إغلاق الدارة الكهربائية في الخلية الغلفانية.

ب- منع التماس المباشر بين المواد المتفاعلة.

حتى لا تنتقل الإلكترونات من العامل المختزل للعامل المؤكسد مباشرة

فتتكون دارة داخلية كما في الخلايا الكلفانية التي تحدث في وعاء واحد.

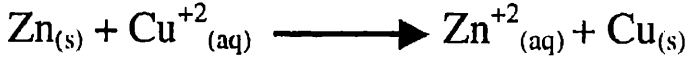
ج- مستودع للأيونات الموجبة والسالبة اللازمة لوصول المحلولين في

نصفي الخلية إلى حالة التوازن.

آلية عمل الخلايا الكلفانية:

لتوضيح آلية عمل الخلايا الكلفانية نتبع الخطوات الآتية في خلية

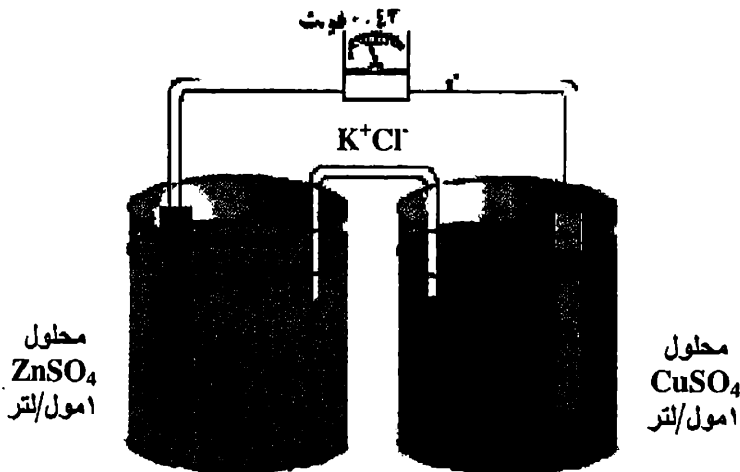
(خارصين - نحاس) والتي تعمل وفق المعادلة الآتية:



١- عند إغلاق الدارة ينحرف مؤشر الفولتميتر، مما يدل على مرور تيار

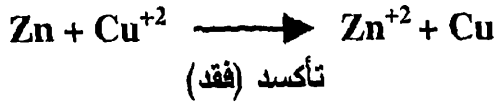
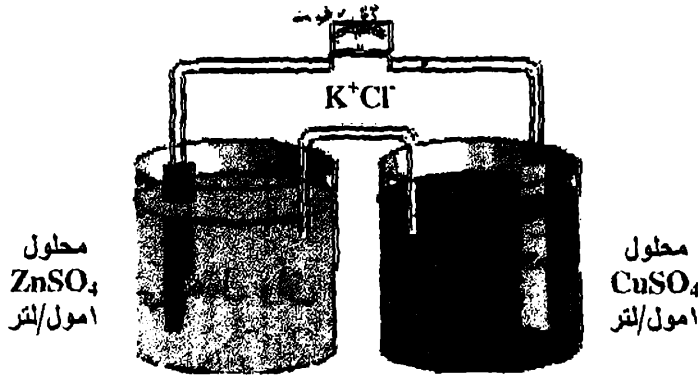
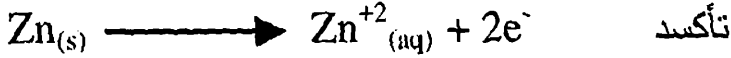
كهربائي. ويشير اتجاه المؤشر إلى أن الإلكترونات تسري من صفيحة

(قطب) الخارصين باتجاه صفيحة (قطب) النحاس عبر الدارة الخارجية.

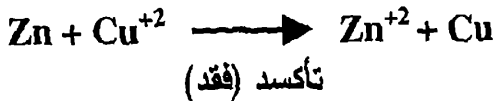
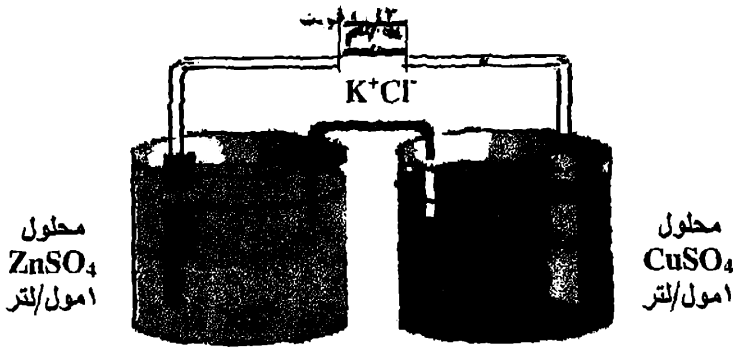
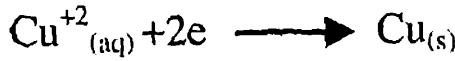


يسمى قطب الخارصين الذي تحدث عنده عملية التأكسد المصعد، ويحمل إشارة سالبة. ويسمى قطب النحاس الذي تحدث عنده عملية الاختزال المهبط، ويحمل إشارة موجبة.

٢- تتأكسد بعض ذرات صفيحة الخارصين لتتحول إلى أيون Zn^{+2} وتنتشر في محلول نصف خلية الخارصين وتقل كتلة صفيحة الخارصين.



٣- تنتقل الإلكترونات الناتجة من تأكسد الخارصين عبر السلك إلى صفيحة النحاس، وتختزل أيونات Cu^{+2} عليها وتتحول إلى ذرات نحاس متعادلة وتزداد كتلة صفيحة النحاس.



٤- يؤدي استمرار التفاعل إلى نقص تركيز أيونات Cu^{+2} في نصف خلية النحاس وزيادة نسبية في أيونات SO_4^{-2} وكذلك زيادة تركيز أيونات Zn^{+2} في نصف خلية الخارصين، ونقصان نسبي لأيونات SO_4^{-2} فيحدث اختلال في التوازن الكهربائي في كل من نصفي الخلية.

٥- يستعاد التوازن الكهربائي عندما تتحرك أيونات Cl^- في القنطرة الملحية باتجاه نصف خلية الخارصين لكي تعادل أيونات Zn^{+2} الزائدة، وكذلك تتحرك أيونات SO_4^{-2} الزائدة في نصف خلية النحاس باتجاه القنطرة الملحية، كما تنتشر بعض أيونات Zn^{+2} الزائدة باتجاه القنطرة الملحية وتخرج بعض أيونات K^{+1} من القنطرة الملحية لتتعادل مع أيونات SO_4^{-2} الزائدة في نصف خلية النحاس.

مثال (١):

تمثل المعادلة الآتية التفاعل الذي يحدث في إحدى الخلايا الكلفانية:



- ١- أي القطبين يمثل المهبط، وما شحنته.
- ٢- اكتب معادلة نصف التفاعل الذي يحدث عند كل قطب.
- ٣- وضح اتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية.
- ٤- وضح اتجاه حركة الأيونات السالبة في المحاليل وعبر القنطرة الملحية.
- ٥- أي القطبين سوف تقل كتلته.
- ٦- أي القطبين سوف تزداد كتلته.
- ٧- ماذا سيحدث لتركيز أيونات النيكل في نصف خلية النيكل.
- ٨- ماذا سيحدث لتركيز أيونات الكادميوم في نصف خلية الكادميوم.

الحل:



١- قطب النيكل (+) .



٣- من قطب الكاديوم (Cd) إلى قطب النيكل (Ni).

٤- من نصف خلية النيكل إلى نصف خلية الكاديوم عبر القنطرة الملحية.

٥- قطب الكاديوم.

٦- قطب الكاديوم.

٧- تقل.

٨- تزداد.

مثال (٢):

الشكل أدناه يمثل خلية (خارصين - فضة). تأمل الشكل ثم أجب عن

الأسئلة الآتية:

١- أي القطبين يمثل المصعد، وما شحنته؟.

٢- أي القطبين يمثل المهبط، وما شحنته؟.

٣- اكتب معادلة نصف التفاعل الذي يحدث عند كل قطب.

٤- اكتب معادلة موزونة تمثل التفاعل الكلي.

٥- أي القطبين سوف تقل كتلته؟.

٦- أي القطبين سوف تزداد كتلته؟.

٧- ماذا سيحدث لتركيز أيونات الفضة في نصف خلية الفضة؟.

٨- ماذا سيحدث لتركيز أيونات الخارصين في نصف خلية الخارصين؟.

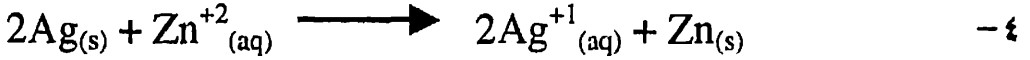
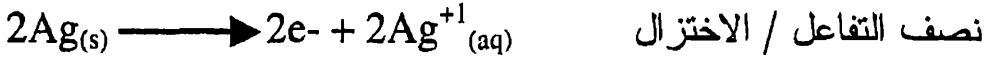
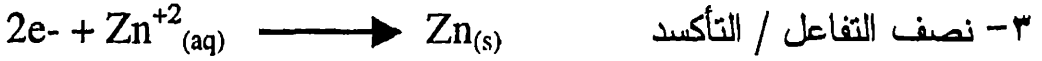
٩- وضح اتجاه حركة الأيونات السالبة في المحاليل وعبر القنطرة الملحية؟.

١٠- وضح اتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية.

الحل:

١- الخارصين (Zn)، وشحنته سالبة.

٢- الفضة (Ag)، وشحنته موجبة.



٥- قطب الخارصين.

٦- قطب الفضة.

٧- ثقل.

٨- تزداد.

٩- من نصف خلية الفضة إلى نصف خلية الخارصين.

١٠- من قطب الخارصين إلى قطب الفضة.

جهد الخلية الكلفانية:

تنتج الخلايا الكلفانية تياراً كهربائياً نتيجة لانتقال الإلكترونات من المصعد إلى المهبط عبر الدارة الخارجية، ويحتاج انتقال الإلكترونات إلى قوة تدفعها في سلك التوصيل تعرف بالقوة الدافعة الكهربائية (وتسمى هذه القوة فرق جهد الخلية) ويستخدم لقياسها جهاز الفولتميتر وتقاس بوحدة الفولت.

فرق جهد الخلية:

القوة الدافعة الكهربائية التي يسجلها الفولتميتر بين قطبي خلية كلفانية.

ولكل خلية كلفانية فرق جهد يعتمد على نوع أقطابها.

العوامل التي تعتمد عليها قيمة فرق جهد الخلية الكلفانية:

١- تراكيز الأيونات.

٢- درجة الحرارة.

٣- ضغوط الغازات المشتركة في التفاعل (إن وجدت).

والمقارنة بين فرق جهد الخلايا الكلفانية المختلفة اتفق العلماء على

اختيار ظروف موحدة تعرف بالظروف المعيارية:

تركيز ١ مول / لتر للأيونات	درجة حرارة ٢٥°س.	ضغط جوي واحد للغازات.
----------------------------	------------------	-----------------------

ويسمى فرق جهد الخلية المقاس في الظروف المعيارية جهد الخلية

المعياري ويرمز له بالرمز E° .

ويعتبر جهد الخلية المعياري مقياساً لقدرة الخلية على إنتاج تيار

كهربائي، ويمثل قابلية تفاعل التأكسد والاختزال للحدوث، وكلما زاد جهد الخلية

المعياري زاد ميل نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحدوث.

سؤال:

جهد الخلية المعياري لخلية (خارصين - نحاس) ١,١ فولت، و لخلية

(خارصين - فضة) ١,٥٦ فولت فإذا كان الخارصين هو المصعد في

الخليتين، فأيهما أكثر ميلاً للاختزال: أيونات Cu^{+2} أم Ag^{+1} .

الجواب:

أيونات الفضة Ag^{+} .

جهد القطب المعياري:

لا يمكن قياس جهد نصف تفاعل ما بمفرده إلا إذا اقترن بنصف تفاعل

آخر له جهد معلوم. لماذا؟

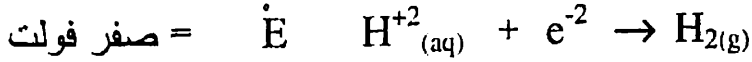
لأن نصف تفاعل التأكسد لا يحدث إلا بوجود نصف تفاعل الاختزال.

وقد تم اتخاذ قطب الهيدروجين المعياري أساساً لقياس جهود أنصاف

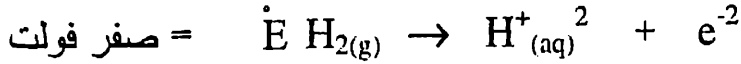
التفاعلات الأخرى، وتم اعتبار جهد نصف التفاعل التأكسد والاختزال له يساوي

صفرًا في الظروف المعيارية.

جهد اختزال الهيدروجين:



جهد تأكسد الهيدروجين:



يتكون قطب الهيدروجين المعياري من قطب من البلاتين مغموس في محلول حامضي يكون فيه تركيز أيون الهيدروجين H^{+1} (١ مول/لتر)، ويمر فوقه بصورة مستمرة تيار من الهيدروجين تحت ضغط جوي واحد وعند درجة حرارة ٢٥°س.

ف عند اقتران قطب الهيدروجين المعياري مع نصف تفاعل آخر في خلية كلفانية، يمكن أن تسير الإلكترونات في أي من الاتجاهين تبعاً لميل نصف التفاعل الآخر للاختزال، ويعرف هذا الميل بجهد الاختزال.

ولتحديد جهد الاختزال المعياري لنصف تفاعل ما يوضع في ظروف معيارية ويربط بقطب الهيدروجين المعياري، وبتحديد المصعد والمهبط وقراءة جهد الخلية المعياري بحسب جهد الاختزال للقطب المجهول من العلاقة التالية:

$$\text{جهد الخلية المعياري (E)} = \text{جهد الاختزال للمهبط} - \text{جهد الاختزال للمصعد}$$

مثال (١):

تم وصل نصف خلية من الخارصين مكونة من صفيحة خارصين في محلول كبريتات الخارصين بتركيز (١ مول/لتر) ودرجة حرارة (٢٥°س) مع قطب الهيدروجين المعياري، فتبين أن الإلكترونات تسري من نصف خلية الخارصين إلى نصف خلية الهيدروجين، وأن قراءة الفولتمتر تساوي (٠,٧٦ فولت).

لاحظ كيف نحسب جهد اختزال الخارصين.



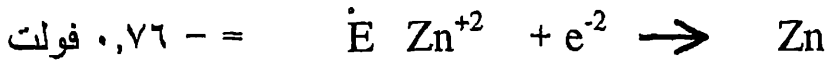
تشير قراءة الفولتمتر إلى أن جهد الخلية المعياري = ٠,٧٦ فولت.

جهد الخلية المعياري (E°) = جهد الاختزال للمهبط - جهد الاختزال للمصعد.

جهد الخلية المعياري (E°) = جهد اختزال الهيدروجين - جهد اختزال الخارصين.

$$0,76 = \text{صفر} - E^\circ \text{ للخارصين}$$

جهد اختزال الخارصين = -٠,٧٦ فولت

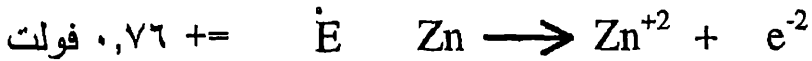


تعني الإشارة السالبة لجهد اختزال الخارصين أن الخارصين أكثر ميلاً

للتأكسد من الهيدروجين. أو أن الهيدروجين أكثر ميلاً للاختزال من الخارصين.

ولكتابة نصف تفاعل التأكسد للخارصين نعكس المعادلة السابقة مع عكس

إشارة الجهد.



مثال (٢):

تم وصل نصف خلية من النحاس مكونة من صفيحة نحاس في محلول

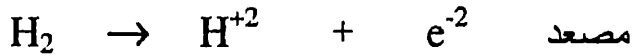
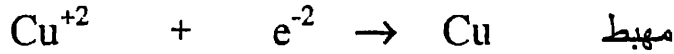
كبريتات النحاس بتركيز (١ مول / لتر) ودرجة حرارة (٢٥° س) مع قطب

الهيدروجين المعياري، فتبين أن الالكترونات تسري من نصف خلية

الهيدروجين إلى نصف خلية النحاس، وأن قراءة الفولتمتر تساوي (٠,٣٤

فولت).

لاحظ كيف نحسب جهد اختزال النحاس.



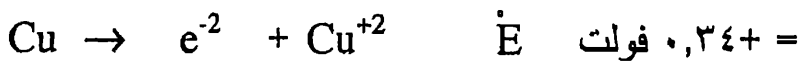
تشير قراءة الفولتمتر تشير إلى أن جهد الخلية المعياري = ٠,٣٤ فولت.

جهد الخلية المعياري (E) = جهد الاختزال للمهبط - جهد الاختزال للمصعد.

جهد الخلية المعياري (E) = جهد اختزال النحاس - جهد اختزال الهيدروجين

$$E = ٠,٣٤ \text{ للنحاس} - \text{صفر}$$

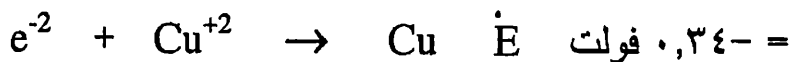
جهد اختزال النحاس = +٠,٣٤ فولت.



تعني الإشارة الموجبة لجهد اختزال النحاس أن النحاس أكثر ميلاً للاختزال من الهيدروجين. أو أن الهيدروجين أكثر ميلاً للتأكسد من النحاس.

ولكتابة نصف تفاعل التأكسد للنحاس نعكس المعادلة السابقة مع عكس

إشارة الجهد.



يلاحظ من خلال المثالين السابقين أنه:

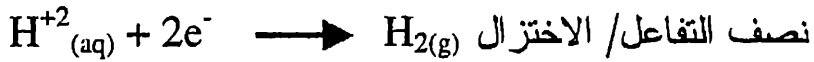
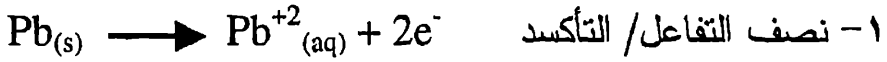
- كلما زاد جهد الاختزال زاد الميل للاختزال.
- كلما زاد جهد التأكسد زاد الميل للتأكسد.

سؤال (١):

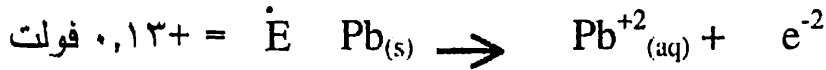
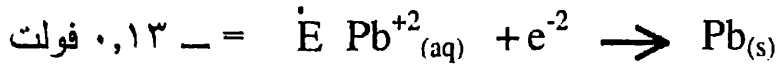
تم ربط قطب الهيدروجين المعياري بقطب رصاص مغموس في محلول PbSO_4 (١ مول / لتر) ويتصل المحلولان بقنطرة ملحية، وقد تبين عملياً أن جهد الخلية المعياري ٠,١٣ فولت وأن الإلكترونات تتحرك من قطب الرصاص إلى قطب الهيدروجين المعياري.

- ١- اكتب معادلة نصف التفاعل الذي يحدث عند كل قطب.
- ٢- أي القطبين المصعد وما شحنته.
- ٣- أي القطبين المهبط وما شحنته.
- ٤- ماذا يحدث لتركيز أيونات Pb^{+2} في المحلول.
- ٥- وضح اتجاه حركة الإلكترونات السالبة في الدارة الخارجية.
- ٦- وضح اتجاه حركة الأيونات السالبة عبر القنطرة الملحية.
- ٧- احسب جهد اختزال الرصاص.
- ٨- اكتب نصفي تفاعل الاختزال والتأكسد للرصاص، مبيناً قيمة جهد تأكسده واختزاله.

الجواب:



- ٢- الرصاص وشحنته سالبة.
- ٣- الهيدروجين وشحنته موجبة.
- ٤- تزداد.
- ٥- من قطب الرصاص إلى قطب الهيدروجين.
- ٦- من نصف خلية الهيدروجين إلى نصف خلية الرصاص.
- ٧- جهد الخلية المعياري = جهد اختزال المهبط - جهد اختزال المصعد
= جهد اختزال الهيدروجين - جهد اختزال الرصاص
- ٨- جهد اختزال الرصاص = - ٠,١٣ فولت.



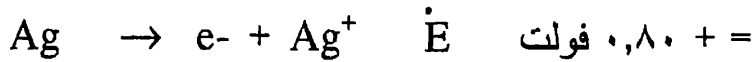
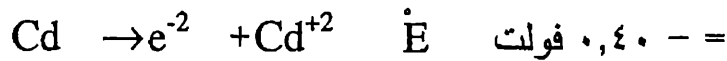
سؤال (٢):

وضح اتجاه حركة الإلكترونات وبين المصعد والمهبط وشحنة كل منهما وذلك عند ربط قطب الهيدروجين المعياري بكل من:

١- الكاديوم.

٢- الفضة.

إذا علمت أن أنصاف تفاعل الاختزال، وجهدي الاختزال لهما هو:



الجواب:

١- الكاديوم (المصعد) وإشارته سالبة.

الهيدروجين (المهبط) وإشارته موجبة.

تتجه الإلكترونات من الكاديوم للهيدروجين.

٢- الفضة (المهبط) وإشارته موجبة.

الهيدروجين (المصعد) وإشارته سالبة.

تتجه الإلكترونات من الهيدروجين للفضة.

السلسلة الكهروكيميائية

للمقارنة بين أنصاف التفاعلات المختلفة من حيث ميلها للتأكسد والاختزال، تم الاتفاق على أن تكتب أنصاف التفاعلات جميعها على الصورة الاختزالية وترتيبها في جدول خاص، يسمى السلسلة الكهروكيميائية.

السلسلة الكهروكيميائية:

ترتيب للمواد وفق نشاطها الكيميائي، أي قدرتها على كسب الإلكترونات وفقدتها بالاعتماد على جهود الاختزال المعيارية. ومن السلسلة يلاحظ أنه كلما زاد جهد الاختزال رياضياً زاد الميل للاختزال.

نصف التفاعل	E° (فولت)
$Al^{+3}(aq) + 3e^{-} \rightarrow Al(s)$	١,٦٦ -
$Zn^{+2}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Zn(s)$	٠,٧٦ -
$Cr^{+3}(aq) + 3e^{-} \rightarrow Cr(s)$	٠,٧٤ -
$Fe^{+2}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Fe(s)$	٠,٤٤ -
$Cd^{+2}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Cd(s)$	٠,٤٠ -
$Ni^{+2}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Ni(s)$	٠,٢٥ -
$Pb^{+2}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Pb(s)$	٠,١٣ -
$2H^{+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow H_2(g)$	صفر
$Cu^{+2}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Cu(s)$	٠,٣٤ +
$Ag^{+}(aq) + e^{-} \rightarrow Ag(s)$	٠,٨٠ +
$Br_2(l) + 2e^{-} \rightarrow 2Br^{-}(aq)$	١,٠٦ +
$Cl_2(g) + 2e^{-} \rightarrow 2Cl^{-}(aq)$	١,٣٦ +
$F_2(g) + 2e^{-} \rightarrow 2F^{-}(aq)$	٢,٨٧ +

زيادة قوة العامل المؤكسد

زيادة قوة العامل المختزل

ويستخدم جدول جهود الاختزال المعيارية (السلسلة الكهروكيميائية):

- لحساب جهد الخلية المعياري.
- لمقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة.
- للتنبؤ بحدوث التفاعلات.

حساب جهد الخلية الكلفانية:

حساب جهد الخلية E' :

لحساب جهد الخلية المعياري نتبع الخطوات الآتية:

- نقوم باستخراج أنصاف التفاعلات وقيم E' لها والخاصة بالتفاعل الخلوي من الجدول.
- نقلب نصف التفاعل المعبر عن التأكسد مع عكس إشارة E' المرافقة له.
- نساوي عدد الإلكترونات في نصفي تفاعل التأكسد والاختزال بالضرب التبادلي إن لزم الأمر دون المساس بقيمة E' ، إذ أن جهود الاختزال من الخواص النوعية للمادة، وهذه الخواص لا تعتمد على كمية المادة.
- نجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال، واجمع في الوقت نفسه الجهود المرافقة لها.

أو يمكننا استخدام العلاقة الرياضية التالية:

جهد الخلية المعياري (E) = جهد الاختزال للمهبط - جهد الاختزال للمصعد

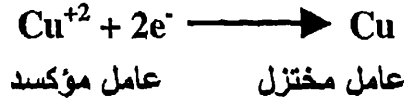
مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة:

نعلم بأن المادة التي تتأكسد تعتبر عاملاً مختزلاً، والمادة التي تختزل تعتبر عاملاً مؤكسداً.

فإذا كان لدينا أنصاف تفاعلات على الصورة الإختزالية، تكون المواد الموجودة على يسار أنصاف التفاعلات عوامل مؤكسدة لأنها تميل للإختزال،

وتكون المواد الموجودة على يمين أنصاف التفاعلات عوامل مختزلة لأنها تميل للتأكسد.

لننظر إلى نصف التفاعل الآتي:



ولمقارنة المواد حسب قوتها كعوامل مؤكسدة أو مختزلة، ننظر إلى جهود إختزالها، فكلما زاد جهد الاختزال زاد الميل للإختزال، وزادت قوة المادة كعامل مؤكسد، وكلما قل جهد الاختزال زاد الميل للتأكسد وزادت قوة المادة كعامل مختزل.

ويعتبر الفلور (F_2) أكثر ميلاً للاختزال فهو أقوى العوامل المؤكسدة مقارنة بالأيونات (Li^+ ، Zn^{+2} ، H^+ ، Cu^{+2}) وبالمثل فإن الليثيوم (Li) أكثرها ميلاً للتأكسد فهو أقوى العوامل المختزلة مقارنة بكل من (Zn ، H ، Cu_2 ، F^-) وهذا يعني أن:

$\text{F}_2 > \text{Cu}^{+2} > \text{H}^+ > \text{Zn}^{+2} > \text{Li}^{+1}$	قوة العوامل المؤكسدة
$\text{Li} > \text{Zn} > \text{H}_2 > \text{Cu} > \text{F}^-$	قوة العوامل المختزلة

التنبؤ بالتفاعلات:

يمكن التنبؤ بإمكانية حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال عن طريق حساب جهد التفاعل E فإذا كانت قيمة E الناتجة من الحسابات ذات قيمة موجبة دل ذلك على إمكانية حدوث التفاعل تلقائياً، أما إذا كانت قيمة E سالبة فالتفاعل لا يحدث تلقائياً، ويمكن حدوثه إذا أعطي طاقة تزيد عن قيمة E المحسوبة. ولتحقيق ذلك نتبع الخطوات الآتية:

١- نحدد عمليتي التأكسد والاختزال في التفاعل الكلي.

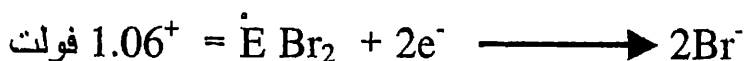
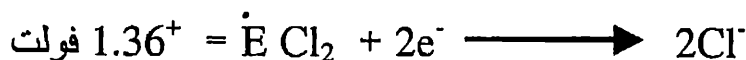
- ٢- نرتب أنصاف التفاعلات بحيث تتفق مع التفاعل الكلي.
- ٣- نساوي عدد الالكترونات في النصفين بالضرب التبادلي إن لزم الأمر.
دون المساس بقيمة جهد الاختزال.
- ٤- نجمع النصفين مع جمع جهديهما.
- ٥- إذا كان مجموع الجهدين موجباً فالتفاعل يحدث بشكل تلقائي، وإذا كان سالباً لا يحدث بشكل تلقائي، ولكي يحدث يجب تزويده بفرق جهد يزيد عن القيمة المحسوبة.

مثال (١):

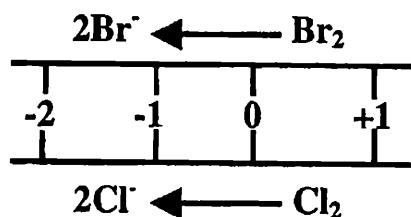
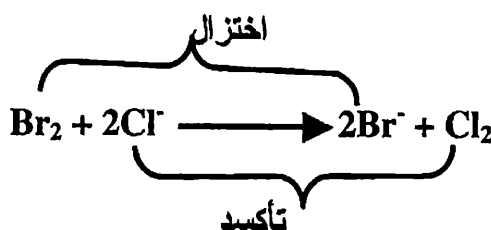
وضح مدى إمكانية حدوث التفاعل الآتي في الظروف المعيارية:



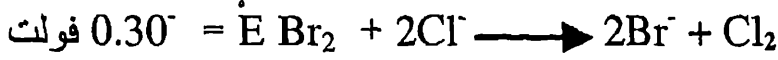
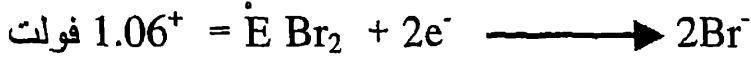
علماً بأن:



من التفاعل الكلي يلاحظ أن البروم قد تعرض للاختزال، وأن أيونات الكلور قد تعرضت للتأكسد.

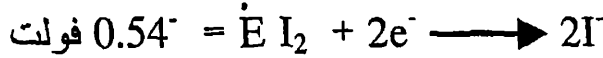
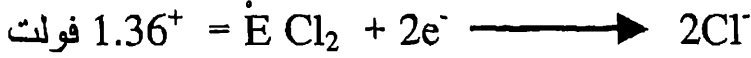


وعليه يجب عكس نصف تفاعل الكلور وجمع المعادلتين الناتجتين:



وبما أن (E) للتفاعل له قيمة سالبة فهذا يعني أن التفاعل لا يحدث تلقائياً، أي لا يمكن تحضير Cl_2 بأكسدة أيونات (-Cl) بواسطة البروم (Br_2).
مثال (٢):

هل يمكن تحضير (I_2) بأكسدة أيونات (I^-) بواسطة Cl_2 كعامل مؤكسد؟
ما قيمة (E) المتوقعة لهذا التفاعل (إن حدث) إذا علمت أن:

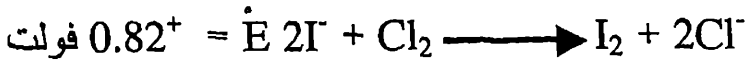
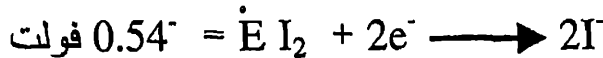
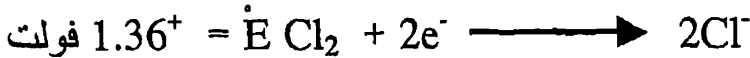


الحل:

نكتب التفاعل الخلوي:



بعكس نصف تفاعل (اليود) وجمع التفاعلين:



وبما أن (E) للتفاعل له قيمة موجبة فهذا يعني أن التفاعل يحدث بصورة تلقائية.

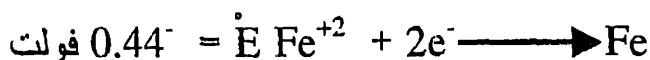
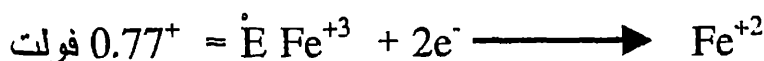
مثال (٣):

هل يستطيع الحديد (Fe) اختزال أيون الحديد (Fe^{+3}) إلى (Fe^{+2}) وفق

المعادلة الآتية:

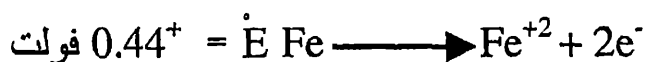
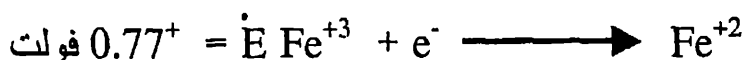


إذا علمت أن:

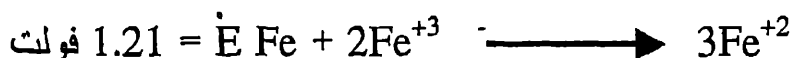
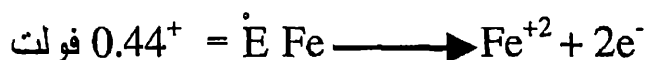
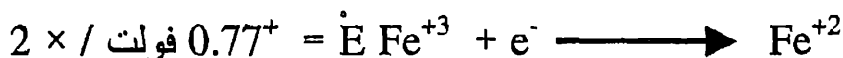


الحل:

نعكس نصف التفاعل الثاني ونعكس إشارته:



وبضرب نصف التفاعل الثاني في (٢) وجمعها ينتج:



وبما أن (E) للتفاعل له قيمة موجبة، فإن التفاعل قابل للحدوث في الظروف المعيارية.

تطبيقات عملية للخلايا الكلفانية:

إن عمل الخلايا الكلفانية بأنواعها يعتمد على فكرة تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية، وتختلف فيما بينها في نوع التفاعلات الكيميائية التي تولد الطاقة الكهربائية، ومن الأمثلة عليها:

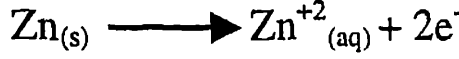
١- الخلايا الجافة:

وهي البطارية التي تستخدم على نطاق واسع في مصابيح اليد والآلات التسجيل وغيرها، تتكون الخلية الجافة من مهبط يتألف من قضيب غرافيت

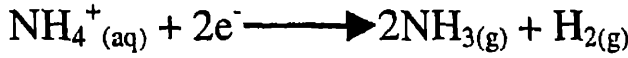
(كربون) تحيط به عجينة من مسحوق الغرافيت وأكسيد المنغنيز (IV) MnO_2 وكلوريد الأمونيوم، أما المصعد فيتألف من صفيحة مكشوفة من الخارصين.

والتفاعلات التي تحدث على الأقطاب هي على النحو التالي:

المصعد (-): يحدث تأكسد للخارصين



المهبط (+): يحدث اختزال لأيون الأمونيوم



يتأكسد H_2 الناتج بواسطة MnO_2 إلى ماء، أما الأمونيا الناتجة فتذوب

في ماء العجينة.

٢- البطارية العادية:

يتكون قطبيها من الخارصين والكربون.

استخداماتها:

- مصابيح اليد.
- آلات التسجيل.
- ألعاب الأطفال.
- بعض الأجهزة البسيطة.

٣- بطارية الزئبق:

وهي نوع من الخلايا الجافة التي تتميز بصغر حجمها، وتستخدم في

ساعات اليد والآلات الحاسبة وغيرها.

وتتكون بطارية الزئبق من مصعد من الخارصين (Zn)، ومهبط من

أكسيد الزئبق (HgO).

تحدث التفاعلات في الوسط القاعدي على النحو التالي:

المصعد (-): يحدث تأكسد للخارصين:



المهبط (+): يحدث اختزال لأكسيد الزئبق:



أما التفاعل الكلي فهو:



ونلاحظ أن الزئبق يتكون في التفاعل الكلي، وهو من المواد السامة

والضارة بالبيئة.

المهبط (+): أكسيد الزئبق HgO

المصعد (-): خارصين Zn

استخداماتها:

لصغر حجمها تستخدم في:

- ساعات اليد.
- الآلات الحاسبة.
- مقومات السمع.

مساوي بطارية الزئبق:

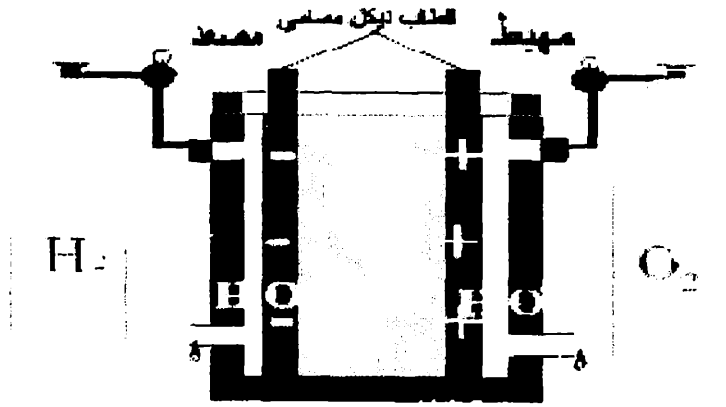
بسبب احتوائها على الزئبق الذي يسبب مشاكل بيئية خطيرة إذ أن الزئبق ومركباته من المواد السامة، والإجراء المناسب هو إعادة استخلاص الزئبق من البطارية التالفة.

٤- خلايا الوقود:

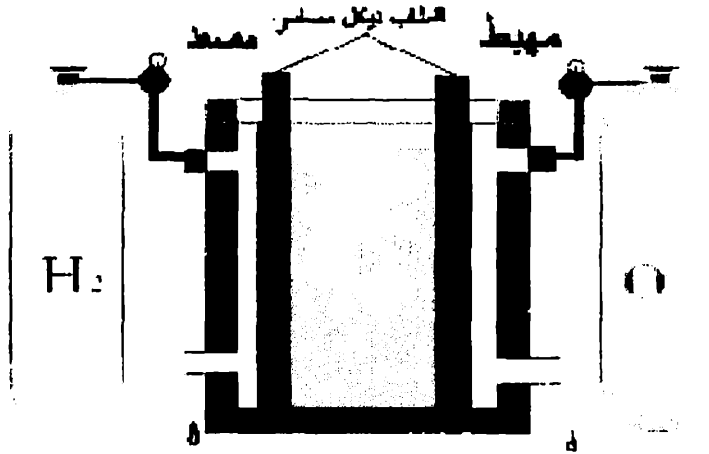
المهبط: هو قطب من الغرافيت المسامي يحتوي على نيكل، يحدث عليه اختزال للأوكسجين.

المصعد: هو قطب من الغرافيت المسامي يحتوي على نيكل، يحدث عليه تأكسد للهيدروجين.

ويتصل القطبان بمحلول مركز وساخن من هيدروكسيد البوتاسيوم.

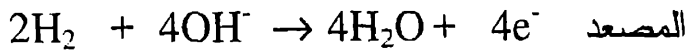


خلية وقود من الأكسجين والهيدروجين

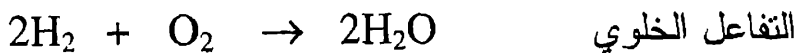
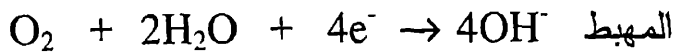


خلية وقود من الأكسجين والهيدروجين

التفاعلات التي تحدث على الأقطاب:



يُدفع غاز الأكسجين إلى المهبط



إيجابيات خلايا الوقود:

- ١- ارتفاع إنتاج الطاقة مقارنة مع الحرق المباشر للوقود.
 - ٢- تستخدم كمصدر للطاقة في السفن الفضائية.
 - ٣- يمكن الاستفادة من الماء الناتج بعد تكثيفه في تزويد رواد الفضاء بالماء الصالح للشرب.
- ولهذه الأسباب يتوقع أن تلعب خلايا الوقود دوراً هاماً في مستقبل بدائل الطاقة.

سلبيات خلايا الوقود:

- ١- ارتفاع كلفتها.
- ٢- كبر حجمها.

بطارية الخزن (نيكاد):

تتكون هذه البطارية من قطب الكادميوم (Cd) الذي يشكل المصعد في هذه البطارية، بينما يشكل NiO₂ يمثل المهبط فيها.

التفاعلات التي تحدث على الأقطاب فهي على النحو التالي:

المصعد (-): يحدث تأكسد للكادميوم في الوسط القاعدي ويتحول إلى الهيدروكسيد.



المهبط (+): يحدث اختزال لأكسيد النيكل.



أما التفاعل الكلي فهو:



وتمتاز هذه البطارية بأنها تخدم لفترة زمنية طويلة ويمكن إعادة شحنها

عدة مرات، وتستخدم في الحاسبات، ووحدات التصوير الضوئية.

المركم الرصاصي:

وهي من البطاريات التي يمكن إعادة شحنها فهي إحدى الأمثلة على خلايا التخزين، وتستخدم في السيارات.

تحتوي هذه البطارية عادة على ست خلايا تعطي قوة دافعة كهربائية مقدارها ١٢ فولت تقريباً.

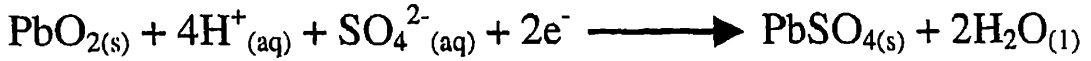
يتألف المركم الرصاصي من قطب الرصاص الإسفنجي (المصعد)، وقطب من أكسيد الرصاص (IV) (المهبط) وترتب الأقطاب بشكل متناوب، وتغمس في محلول حمض الكبريتيك المخفف.

والتفاعلات التي تحدث على الأقطاب هي:

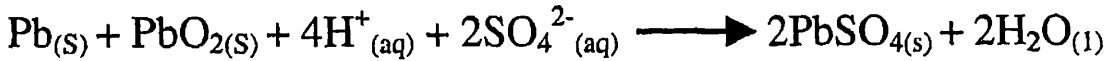


المصعد (-): يحدث تأكسد للرصاص.

المهبط (+): تنتقل الإلكترونات من المصعد إلى قطب أكسيد الرصاص (IV) ويحدث له اختزال:



أما التفاعل الكلي فهو:



ويمكن إعادة شحن المركم الرصاصي عند تزويده بمصدر للتيار فينعكس

التفاعل الكلي.

التحليل الكهربائي:

هو استخدام الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل تأكسد واختزال غير قابل

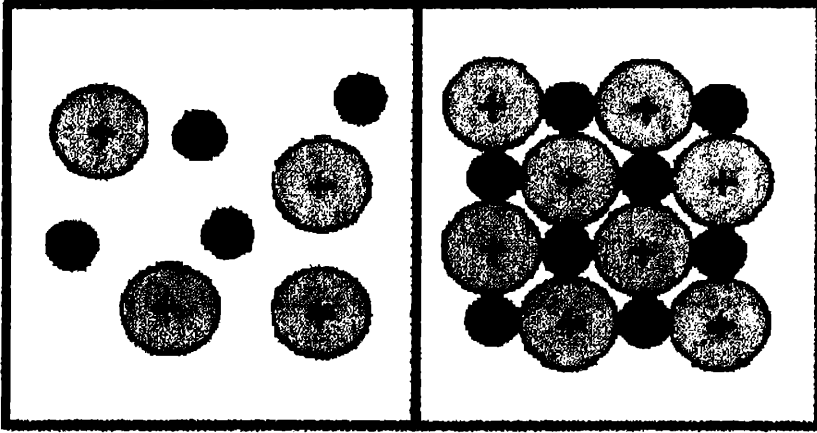
للحدوث تلقائياً وتحدث في خلايا تسمى خلايا التحليل الكهربائي.

التوصيل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية ومصاهيرها:

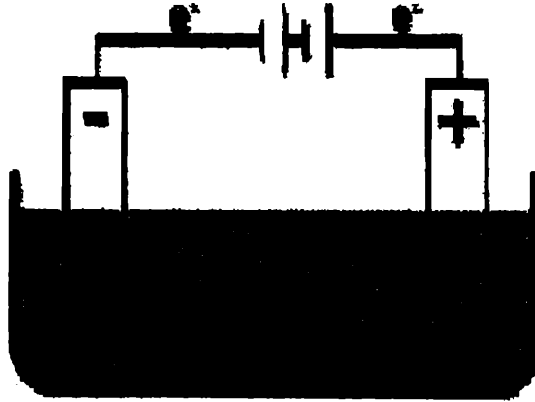
إن المركبات الأيونية الصلبة لا توصل التيار الكهربائي لأنها تتكون من

أيونات موجبة وأيونات سالبة مقيدة الحركة بسبب قوة التجاذب بينها.

وعند إذابتها في الماء أو صهرها بالحرارة، فإن الأيونات تصبح حرة الحركة في جميع الاتجاهات.



وعند تمرير التيار الكهربائي من بطارية أو مصدر تيار مستمر (D.C) خلال مصهور أو محلول مادة أيونية، فإن الأيونات تتحرك باتجاه الأقطاب المخالفة لها في الشحنة، وعليه فإن حركة الأيونات الموجبة والسالبة في اتجاهين متعاكسين هي المسؤولة عن نقل التيار.



أجزاء خلية التحليل الكهربائي:

١- قطبا الخلية:

المصعد (+): وهو قطب مصنوع من الغرافيت أو البلاتين ويتصل بالقطب الموجب من البطارية، وتتحرك نحوه الأيونات السالبة في المحلول أو المصهور،

ويحدث لها تأكسد عند هذا القطب.

المهبط (-): وهو قطب خامل من الغرافيت أو البلاتين ويتصل بالقطب السالب من البطارية، وتتحرك نحوه الأيونات الموجبة في المحلول أو المصهور، ويحدث لها اختزال عند هذا القطب.

ملاحظة:

الأقطاب المصنوعة من الغرافيت أو البلاتين، لا تشارك في عملية التحليل الكهربائي، ولكن عند استخدام أقطاب مصنوعة من مادة غير البلاتين أو الغرافيت فإن الأقطاب في عملية التحليل.

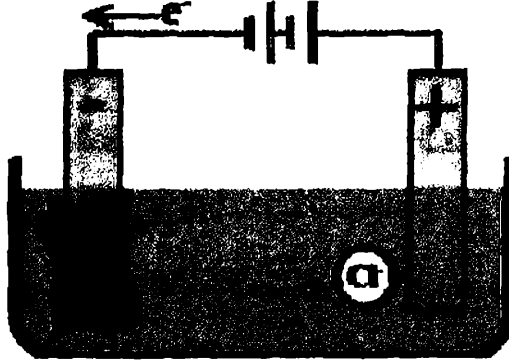
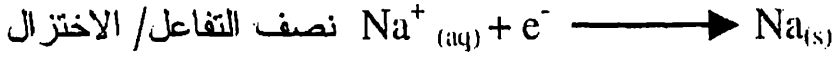
١- محلول أو مصهور مادة أيونية.

٢- مصدر تيار مستمر (C.D) أو بطارية: وتقوم بدفع الإلكترونات في الدارة الخارجية، وتحريك الأيونات المختلفة نحو الأقطاب المخالفة لها في الشحنة مما يسبب حدوث تفاعلي تأكسد واختزال، لكي يستمر التوصيل الكهربائي والمحافظة على تعادل المحلول كهربائياً في جميع أجزائه.

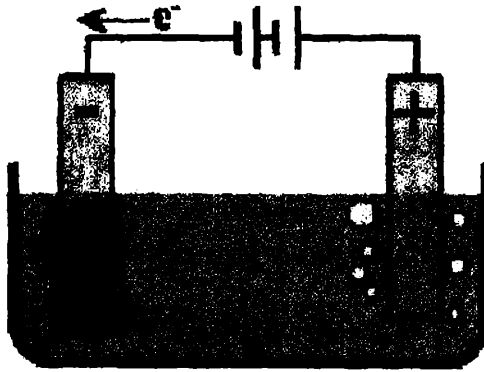
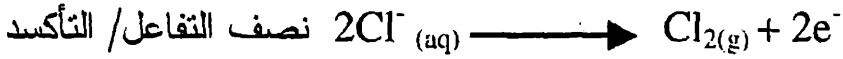


يحدث اختزال للأيون الموجب على المهبط

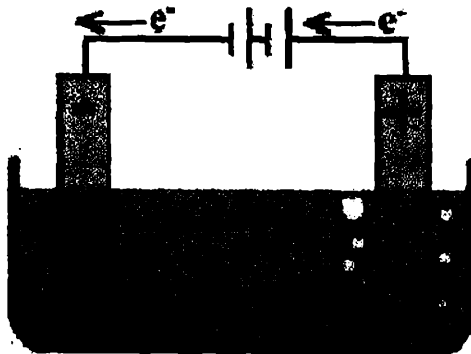
٣- يتجه أيون الصوديوم إلى المهبط ويحدث له اختزال بفعل الإلكترونات القادمة من البطارية ويتجمع على المهبط.



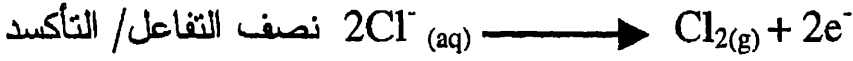
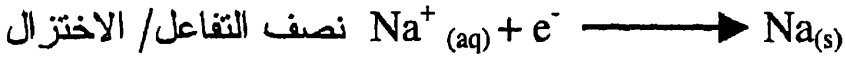
٤- يحدث تأكسد للأيون السالب على المصعد حيث يتجه أيون الكلوريد إلى المصعد ويحدث له تأكسد، وتتحد كل ذرتين منها لتكون جزيئاً من جزيئات الكلور، وتتصاعد على المصعد.



٥- تخرج الإلكترونات من المصعد وتعود إلى البطارية مرة ثانية وتكمل دورتها.



فالتفاعلات التي تحدث على كل قطب تكون كالآتي:

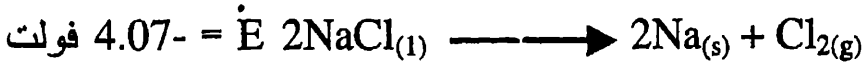
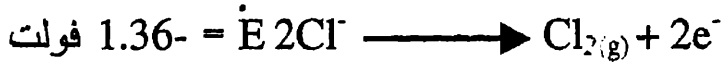
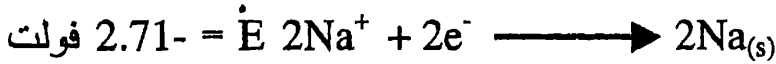


ولمعرفة كل من التفاعل الخلوي، وجهد الخلية، نستخرج قيم جهود

الاختزال من السلسلة الكهروكيميائية.

وعند ضرب نصف تفاعل الإختزال في (٢)، وجمع نصفي التفاعل

نحصل على معادلة التفاعل الخلوي:



وتكون نواتج التحليل الكهربائي:

١- تصاعد غاز الكلور على المصعد.

٢- تكون الصوديوم على المهبط.

٣- نلاحظ أن إشارة جهد التفاعل (E) سالبة، أي أن التفاعل غير تلقائي، ولا

يمكن حدوثه إلا بتزويد التفاعل بفرق جهد يزيد عن ٤,٠٧ فولت.

إن التحليل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية لا يختلف من حيث المبدأ

مع التحليل الكهربائي لمصاهير المواد الأيونية، ولكنها أكثر تعقيداً من

المصاهير لوجود جزيئات الماء التي تزيد من احتمال تأكسدها عند المصعد،

واختزالها عند المهبط.

معادلة تأكسد الماء:

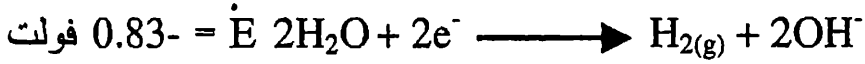


نواتج تأكسد الماء:

١- تصاعد غاز الأوكسجين.

٢- تكون وسط حامضي.

معادلة اختزال الماء:



نواتج اختزال الماء:

١- تصاعد غاز الهيدروجين.

٢- تكون وسط قاعدي.

ويتم تحليل محلول أي مادة أيونية وفق الخطوات التالية:

١- يعمل الماء على تفكيك المركب الأيوني إلى أيونات موجبة أيونات سالبة.

٢- تقوم البطارية بدفع الإلكترونات إلى المحلول عن طريق القطب السالب.

٣- تتحرك الأيونات المختلفة نحو الأقطاب المخالفة لها في الشحنة.

٤- يحدث اختزال للأيون الموجب أو للماء على المهبط.

٥- يحدث تأكسد للأيون السالب أو للماء على المصعد.

٦- تخرج الإلكترونات من المصعد ثم تعود إلى البطارية مرة ثانية لتكمل

دورتها.

في عملية التحليل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية، هنالك احتمال تأكسد

الأيون السالب أو جزيئات الماء على المصعد، واحتمال اختزال الأيون الموجب

أو جزيئات الماء على المهبط.

نظرياً:

- يحدث على المصعد تفاعل التأكسد الذي يمتلك جهد تأكسد أكبر.
- يحدث على المهبط تفاعل الإختزال الذي يمتلك جهد اختزال أكبر.
- قد تخالف التجربة العملية في بعض الأحيان ما هو متوقع رياضياً.

مثال (١):

وجد بالتحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم NaCl باستخدام

أقطاب من الغرافيت:

تصاعد غاز الكلور عند المصعد، تصاعد غاز الهيدروجين عند

المهبط.

١- اكتب التفاعلات التي تحدث على كل قطب.

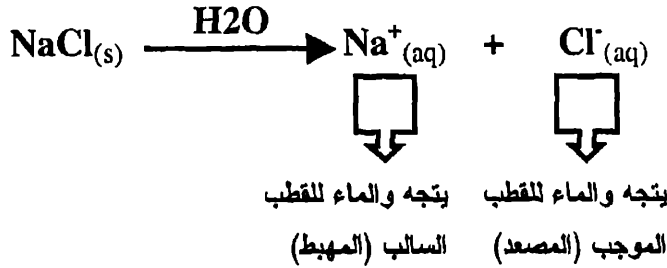
٢- احسب جهد التفاعل (E).

٣- ما نواتج التحليل الكهربائي.

جهد اختزال الماء -٠,٨٣ فولت، جهد اختزال الصوديوم -٢,٧١

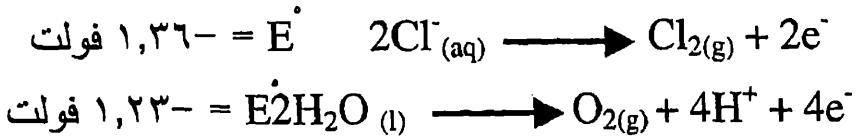
فولت. جهد تأكسد الماء -١,٢٣ فولت، جهد تأكسد الكلور -١,٣٦ فولت.

الحل:



وهناك احتمال لحدوث أي من تفاعلي التأكسد التاليين على قطب

المصعد:



ويلاحظ من خلال جهدي تأكسد الماء والكلور بأن جهد تأكسد الماء أعلى

من جهد تأكسد أيون الكلوريد، ففي هذه الحالة يتوقع أن يكون ميل الماء للتأكسد

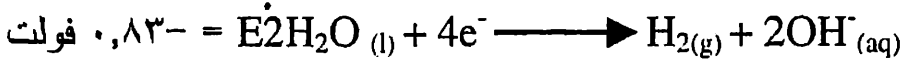
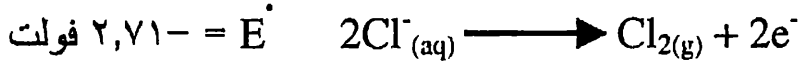
أكبر من ميل أيون الكلوريد.

وينص السؤال على تصاعد غاز الكلور عند المصعد، وهذا يعني أن

أكسدة أيون الكلوريد Cl^- أسهل من أكسدة جزيئات الماء H_2O (على الرغم

من مخالفة ذلك لقيم E°).

وهناك احتمال لحدوث أي من تفاعلي الاختزال التاليين على المهبط:

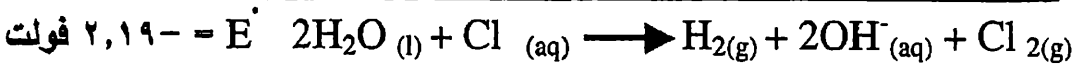
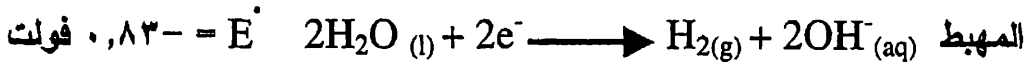


ويلاحظ من خلال جهدي اختزال الماء وأيون الصوديوم أن جهد اختزال الماء أعلى من جهد اختزال أيون الصوديوم، لذلك يتوقع أن يكون ميل الماء للاختزال أكبر من ميل أيون الصوديوم.

وبما أن السؤال ينص على تصاعد غاز الهيدروجين عند المهبط، فإن الماء أسهل اختزالاً من أيون الصوديوم Na^+ (وهذا يتفق مع جهود الاختزال).

لذلك يكون نصفي تفاعل التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم

كالآتي:



نواتج التحليل:

١- يتصاعد غاز الكلور Cl_2 عند قطب المصعد نتيجة لتأكسد أيون الكلوريد.

٢- يتصاعد غاز الهيدروجين H_2 عند المهبط نتيجة لاختزال الماء.

٣- يتكون محلول قاعدي من هيدروكسيد الصوديوم لوجود أيونات OH^-

وأيونات Na^+ في المحلول لم يطرأ عليها تغيير.

مثال (٢):

عند إجراء تحليل كهربائي لمحلول مائي من كبريتات الصوديوم

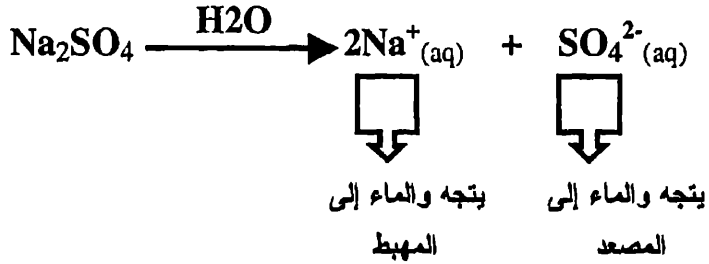
Na_2SO_4 باستخدام أقطاب خاملة يلاحظ:

أ- تصاعد غاز O_2 عند المصعد.

ب- تصاعد غاز H_2 عند المهبط.

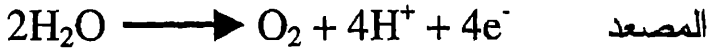
اكتب المعادلات التي تحدث على كل قطب واكتب التفاعل الخلوي.

الحل:



بما أن غاز الأوكسجين يتصاعد عند المصعد، فهذا يعني أن تأكسد

جزيئات الماء أسهل من تأكسد أيون الكبريتات:



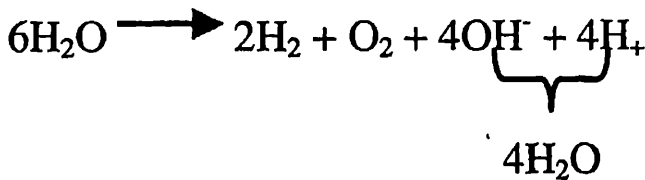
ويتصاعد غاز الهيدروجين عند المهبط، وهذا يعني أن اختزال جزيئات

الماء أسهل من اختزال أيون الصوديوم:



بضرب نصف تفاعل الاختزال في (٢) وجمع نصفي التفاعل نحصل

على التفاعل الكلي:



التفاعل الخلوي

ويصبح التفاعل الكلي لتحليل محلول كبريتات الصوديوم كهربائياً بعد اختصار الماء الزائد:



١- الحصول على بعض العناصر والمركبات المفيدة كتحضير الكلور Cl_2 وهيدروكسيد الصوديوم NaOH والهيدروجين من محلول كلوريد الصوديوم.

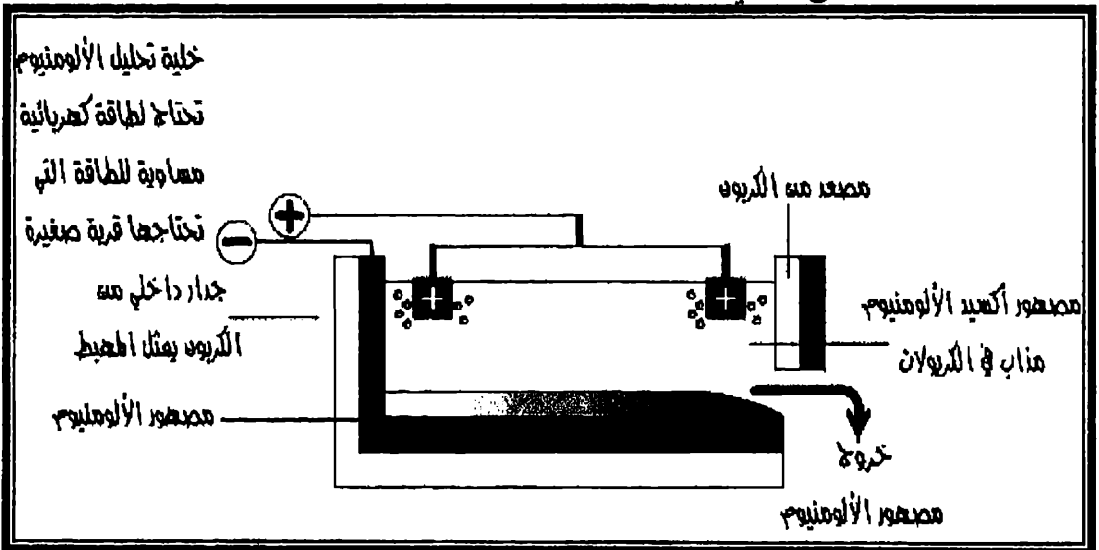
٢- الحصول على الألمنيوم Al من التحليل الكهربائي لمصهور الألومينا Al_2O_3 .

- يتم الحصول على الألمنيوم من خام البوكسيت (أوكسيد الألمنيوم المائي) $\text{H}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ النقي.

- لتخفيض درجة انصهار أوكسيد الألمنيوم يخلط بمادة الكريولايت Na_3AlF_6 .

- تتكون خلية التحليل من وعاء من الحديد مبطن من الداخل بطبقة من الغرافيت كمهبط، أما المصعد فيتكون من عدة قضبان من الغرافيت متصلة مع بعضها ومغمورة في المصهور.

- يتكون الألمنيوم في هذه الخلية عند المهبط حيث تختزل أيونات Al^{+3} ، ويسحب مصهور الألمنيوم الناتج من مخرج خاص في أسفل الخلية.



- تحضير الصوديوم Na والمغنيسيوم Mg من التحليل الكهربائي لمصاهير كلوريداتها NaCl ، MgCl_2 .
- ٣- تنقية النحاس من الشوائب.
- ٤- الطلاء الكهربائي مثل:
 - طلاء الحديد بالكروم لوقايته من الصدأ.
 - الطلاء بالفضة والذهب لأغراض الزينة.

**الفصل
الرابع عشر
البنية
الإلكترونية للذرة**

البنية الإلكترونية للذرة

النموذج الميكانيكي الموجي للذرة:

لدراسة أي موضوع علمي لا بد من إلمام الدارس ببعض المسلمات والمفاهيم والحقائق المرتبطة بالموضوع والتي بدونها لا يمكن فهمه، ولكي يتمكن الدارس من فهم النموذج الميكانيكي الموجي للذرة لابد من فهم الحقائق الأساسية اللازمة لهذا الموضوع في البداية.

المسلمات والحقائق الأساسية:

١- ضرب أو قسمة كمية ما على الواحد الصحيح لا يغير من قيمتها. تذكر

أن الواحد الصحيح يمكن أن يستخدم في أشكال لا حصر لها مثلاً:

$$١، \frac{٧}{٧}، \frac{١٠٠}{١٠٠}، \frac{٦,٠٢٣ \times ١٠^{٢٢} \text{ ذرة}}{١ \text{ مول}}، \dots \text{ الخ.}$$

٢- عند ضرب الأعداد الأسية تجمع الأسس وعند قسمتها تطرح الأسس.

أمثلة:

$$أ- ١٠ = ١٠ \times ١٠$$

$$ب- ١٠^{-٦} = ١٠^{-٤} \times ١٠^{-٢}$$

$$ج- ١٠^٢ = ١٠^٠ \times ١٠^٢$$

$$د- ١٠^{-٣} = ١٠^{-٤} \times ١٠^{-٧}$$

$$هـ- ١ = ١٠^{-٩} \times ١٠^٩ \text{ صفر}$$

$$و- ١٠^٢ = ١٠^{-٣} = \frac{١٠^٥}{١٠^٣}$$

$$ح- ١٠^{-٣} = (١٢)^{-١٥} = \frac{١٠^٥}{١٠^٣}$$

$$z - ١٠ = ٢ - ٤ - ١٠ = \frac{٤ - ١٠}{٣ - ١٠}$$

٣- الوحدات الدولية الأساسية للقياس هي:

- كيلو غرام (كغم): للكتلة.
- المتر (م) للمسافة.
- الثانية (ث) للزمن.
- الأمبير لشدة التيار.
- المول لكمية المادة.

• درجة الحرارة المطلقة كلفن لدرجة الحرارة.

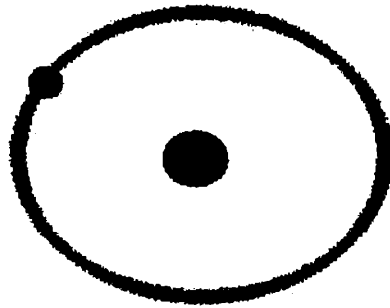
أما وحدات القياس الأخرى فجميعها مشتقة من هذه الوحدات الأساسية.

٤- مصطلح دقيقة وجمعها دقائق وتعني جسيم لا متناهي في الصغر مثل

الذرة، والإلكترون، والبروتون... إلخ.

٥- تتكون ذرة أي عنصر من قسمين رئيسيين هما:

- النواة: صغيرة الحجم وموجبة الشحنة وثقيلة نسبياً وتحوي النواة نوعان من الدقائق هي البروتونات وهي موجبة الشحنة والنيوترونات وهي متعادلة الشحنة أي لا تحمل شحنة.
- المحيط الخارجي: ويتكون من مجموعة مستويات وهو كبير الحجم وسالب الشحنة وخفيف، وتسكن الإلكترونات في هذه المستويات وهي سالبة الشحنة.



٦- هناك شكل واحد لكل من البروتونات والنيوترونات والإلكترونات التي تتكون منها الأنواع المختلفة من المواد الموجودة على الأرض.

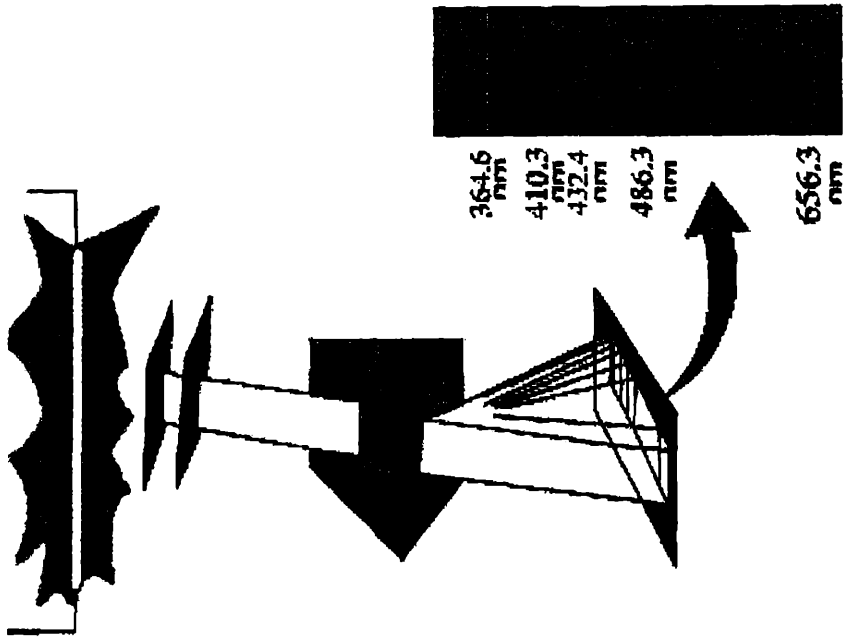
٧- لا يمكن رؤية الذرة أو أي من مكوناتها بالعين المجردة أو حتى بالمجهر.

الضوء وأثره في كشف البنية الذرية للعناصر:

لاحظ العلماء أنه عندما يمر شعاع من الضوء الأبيض العادي من خلال شق صغير ويسقط على منشور ثلاثي، فإنه يخرج منه على شكل طيف متصل بلا انقطاع رغم اختلاف ألوانه السبعة، وسمي الطيف الناتج باسم الطيف الكهرومغناطيسي، وهو طيف مرئي تتراوح أطوال موجات الضوء فيه ما بين ٣,٨ - ٧,٥ × ١٠^{-٧} م، وهذه الأطوال الموجية هي التي يمكن للعين البشرية رؤيتها، فإذا زادت أو نقصت عن هذه القيم أصبحت خارج مجال الرؤية.

ونظراً لهذا المقدار اللامتناهي في الصغر في أطوال الموجات، فقد وجد العلماء أن من الأنسب قياسها بوحدة صغيرة هي وحدة النانوميتر وهي وحدة تساوي جزء من بليون من المتر أي بالأرقام ١ نانوميتر = ١٠^{-٩} م أو أن ١ م = ١٠^٩ نانوميتر، وعلى ذلك فإن أطوال موجات الضوء المرئي تتراوح بين ٣٨٠ - ٧٥٠ نانوميتر.

وقد أجرى العلماء ذات التجربة على الضوء الصادر من غاز الهيدروجين الموجود في أنبوب تفريغ كهربائي، فظهر طيف ضوئي أيضاً ولكنه كان طيفاً متقطعاً يظهر فيه مسافة بين لون وآخر، وعند استبدال غاز الهيدروجين بغاز آخر ظهر طيف متقطع ولكن بألوان أخرى، وهكذا ظهر أن العناصر المختلفة يمكن تمييزها بأطيافها، ولقد اكتشف عنصر الهليوم بواسطة هذا التحليل الطيفي حيث عثر عليه في ضوء الشمس قبل أن يكتشف على الأرض.



الطيف الذري:

وقد أثارت هذه الظاهرة اهتمام العلماء وعكفوا على دراستها واعتقدوا أن سبب الاختلاف في أطيف العناصر (الأطيف الذرية) الواحد منها عن الآخر يعود إلى تركيب ذراتها وتوزيع إلكتروناتها حول النواة، وقد كانت هذه هي البداية التي أدت إلى ظهور نظرية الكم التي أحدثت الثورة العلمية، والإلكترونية في نهاية القرن العشرين.

فبدأ العلماء بدراسة الطيف الذري لغاز الهيدروجين لأن ذرته هي الأخر والأبسط من بين ذرات كل العناصر المعروفة، ولذلك فمن المتوقع أن يكون لها أبسط بنية وأبسط طيف.

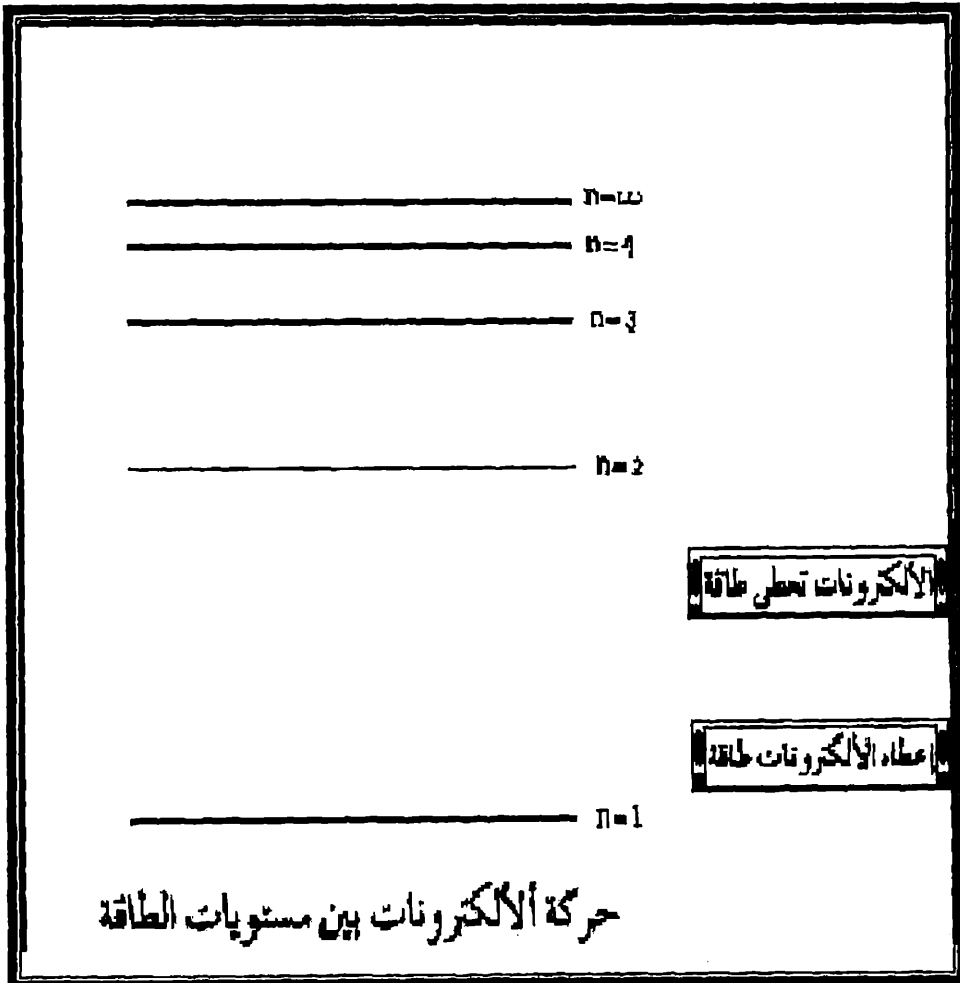
تهيج الذرات:

من المعلوم بأن طاقة وضع الإلكترون تتحدد ببعد المستوى الذي يحتله عن النواة، وتكون الذرة مستقرة إذا كانت إلكتروناتها موزعة بالترتيب على المدارات ذات المستوى الأقل.

فمثلاً ذرة الهيدروجين المكونة من بروتون واحد وإلكترون واحد، يكون

الإلكترون في حالة الاستقرار فيها موجوداً في مستوى الطاقة الأول، ولكن إذا امتصت هذه الذرة طاقة فإن طاقة وضع الإلكترون تزداد وينتقل إلى مستوى أعلى قد يكون الثاني أو الثالث أو الرابع... إلخ.

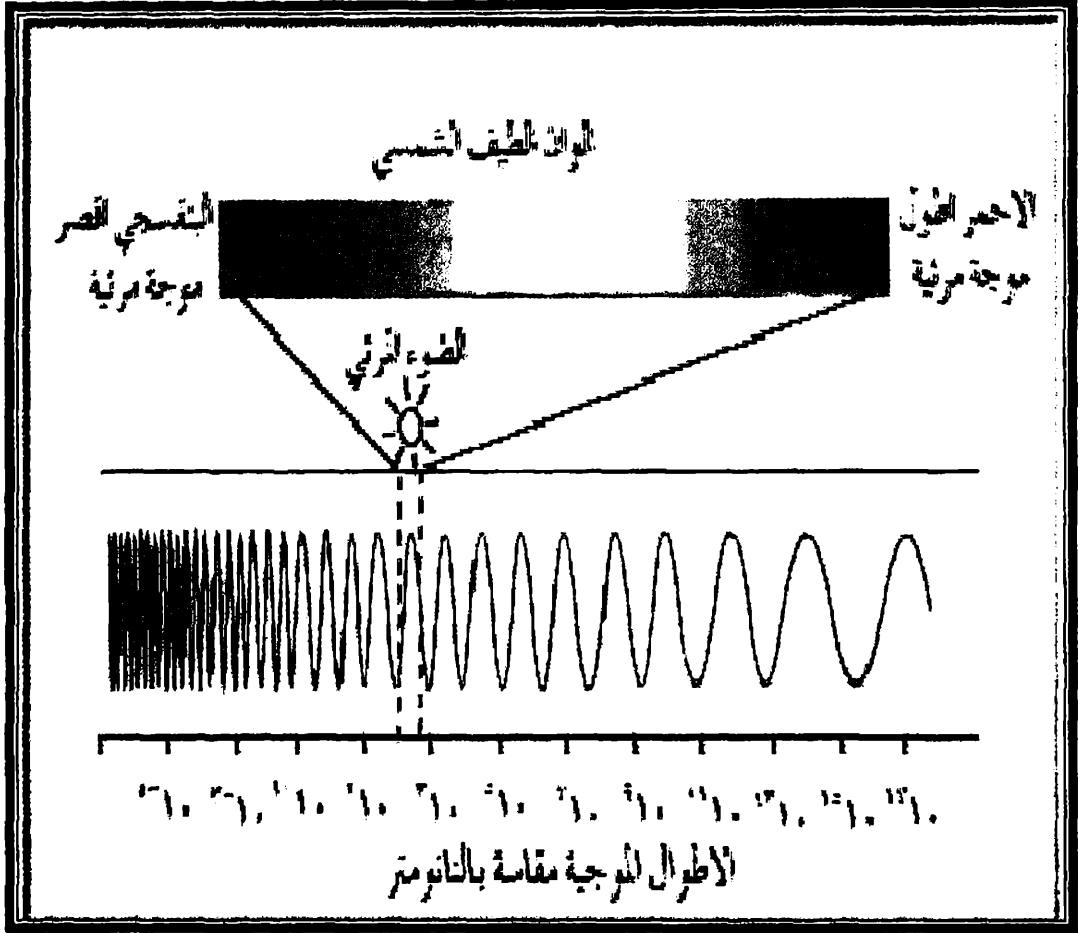
وتسمى الذرة في هذه الحالة باسم الذرة المثيجة، وقد تنهيج الذرات إجبارياً إذا سقط عليها ضوء، أو إذا تأثرت بطاقة كهربائية أو غيرها من أشكال الطاقة، كما قد يهيجها العلماء أثناء التجارب لأغراض الدراسات والأبحاث التي تقود للاكتشافات والاختراعات، ومن الأمثلة المعروفة في هذا المجال ظاهرة الفسفرة التي تنتج عن عنصر الفوسفور عندما يتعرض لضوء عادي.



الضوء وأثره في كشف البنية الذرية للعناصر

الطيف الكهرومغناطيسي:

يتألف هذا الطيف من مجموعة من مناطق تختلف في أطوال موجاتها وبعضها يقع ضمن مجال رؤية العين البشرية ويعرف باسم الطيف المرئي والقسم الأكبر يقع خارج مجال الرؤية ويعرف بالطيف غير المرئي.



وفي كل الأحوال فإن:

سرعة الضوء = طول الموجة المعنية × التردد

$$\frac{ل \times \text{عدد الموجات}}{\text{ث}} = 3 \times 10^8 \text{ م/ث}$$

حيث (ل) تعني طول الموجة بالأمتار، أما التردد فهو عدد الموجات في

الثانية الواحدة ويقاس بوحدة هيرتز.

مثال:

إذا كان تردد موجة كهرومغناطيسية 10^{14} هيرتز فما طول هذه الموجة؟

الحل:

سرعة الضوء (سرعة الموجات الكهرومغناطيسية).

$$\frac{c}{\lambda} = \text{طول الموجة في التردد.}$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

$$\lambda = \frac{3 \times 10^8 \text{ م}}{10^{14} \text{ هرتز}}$$

$$= 3 \times 10^{-6} \text{ م}$$

$$= 3 \times 10^{-6} \text{ م}$$

وتقاس الموجات القصيرة جدا بوحدة نانومتر وهي وحدة تساوي 10^{-9} م

أو بطريقة أخرى $1 \text{ م} = 10^9 \text{ نانومتر}$.

وعلى ذلك فإن طول الموجة في السؤال السابق يكون:

$$\frac{3 \times 10^{-6} \text{ م}}{10^9 \text{ نانومتر}} \times \frac{10^9 \text{ نانومتر}}{1 \text{ م}}$$

$$= 3 \times 10^{-6} \text{ نانومتر}$$

$$= 3 \text{ نانومتر}$$

الطيف الذري:

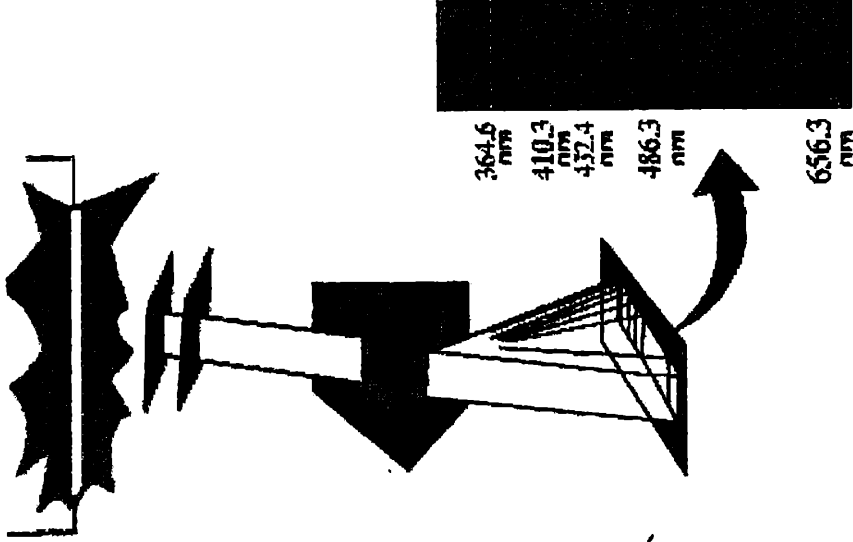
هو ذلك الطيف المرئي الذي يصدر عند عودة إلكترونات ذرات عنصر

متهيجة في الحالة الغازية من مستويات طاقة عالية إلى مستويات طاقة أدنى

منها.

لقد كان الطيف الذري هو المفتاح الذي أمكن بواسطته حل لغز التركيب

الإلكتروني للذرة وبعبارة أخرى توزع إلكترونات الذرة على مستويات الطاقة. فمن دراسة خطوط الطيف الذري للعنصر أمكن تحديد بنيته. وقد بدأ العلماء بدراسة الطيف الذري لعنصر الهيدروجين لأنها الذرة الأخف والأبسط تركيباً ومن المؤكد أن يكون طيفها أبسط الأطياف وكذلك بنيتها، وتابع العلماء دراستهم للأطياف الذرية لمختلف العناصر بعد ذلك.



تفسير الطيف الذري:

عندما تتعرض ذرات العنصر وهو في الحالة الغازية إلى طاقة تؤدي إلى تهيجها، فإن إلكتروناتها الخفيفة والسريعة تتأثر بهذه الطاقة وتنتقل إلى مستويات ذات طاقة أعلى، إن وضع الذرة المثيجة هو وضع غير مستقر، لذلك تحاول الذرة أن تعود لوضعها الطبيعي أي أن الإلكترون (أو الإلكترونات) تعود إلى مستوياتها الأقل طاقة وبذلك تفقد مقادير مختلفة من الطاقة تظهر على شكل موجات ضوئية. وتمثل المناطق المعتمدة في الطيف الخطي للعنصر أطوال موجات لم يصدرها العنصر.

لقد أثار الطيف الذري المتقطع للهيدروجين (والعناصر الأخرى التي درست أطيافها) تساؤلاً متوقفاً هو: لماذا يكون الطيف متقطعاً؟ وقد جاء الجواب

من العالم بلانك الذي قال بأن الضوء هو ذو طبيعة موجية ومادية في وقت واحد، فالضوء ينبعث على شكل وحدات مادية تسمى الواحدة منها فوتون. ولكل فوتون كمية محددة من الطاقة تتناسب مع تردده.

وقد ضع بلانك معادلة الطاقة للفوتون على الشكل التالي:

$$\text{الطاقة} = \text{ثابت بلانك} \times \text{التردد}$$

وقد اكتشف بلانك الثابت تجريبيا وقيمه بالتقريب هي:

$$1.0 \times 6.63 \times 10^{-34} \text{ جول. ث.} , \text{ أما التردد فوحدته هيرتز (موجة / ثانية).}$$

مثال:

إذا علمت أن تردد الضوء الأحمر يساوي 4.6×10^{14} هيرتز، فاحسب طاقة فوتون الضوء الأحمر.

الحل:

تحسب الطاقة حسب معادلة بلانك:

$$\text{الطاقة} = \text{ثابت بلانك} \times \text{التردد}$$

$$= 6.63 \times 10^{-34} \text{ جول. ث.} \times 4.6 \times 10^{14} \text{ ث}^{-1}$$

$$= 3.0498 \times 10^{-19} \text{ جول}$$

$$= 3.0498 \times 10^{-19} \text{ جول}$$

$$= 3.05 \times 10^{-19} \text{ جول}$$

$$= \frac{1.0 \times 10^{-19} \times 3.05}{1.0} \text{ جول}$$

1.0

$$1.0 \times 10^{-19} \times \frac{3.05}{1.0} = \left(\frac{1.0}{1.0} \text{ في } \right)$$

الفصل
الخامس عشر
الحالة الغازية

الحالة الغازية

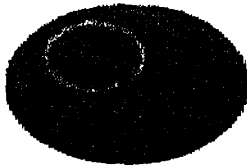
نظرية الحركة الجزيئية:

من المعلوم أن المادة هي كل شيء يحيط بنا، وأنها في حالة تغير دائم وأن الظواهر الطبيعية كلها تحدث على المادة وتؤثر وتتأثر بها، وقد عكف العلماء منذ الأزل على دراسة وتفسير سلوك المادة وحالاتها وتغيراتها، وبناءً على ما تراكم لديهم عبر هذه الأزمان الطويلة وضعوا نظرية، مقبولة حتى الآن، هي نظرية الحركة الجزيئية التي تدرس وتفسر كل ما يحدث في هذا الكون الواسع من ظواهر مهما كانت وتتضمن هذه النظرية ما يأتي:

أ- تتكون أي مادة من دقائق صغيرة لا يمكن رؤيتها بالعين المجردة، وتختلف أنواع الدقائق باختلاف أنواع المواد، فبعض المواد تكون دقائقها عبارة عن ذرات مثل غاز الهليوم، وبعضها عبارة عن جزيئات مثل الماء، وأخرى عبارة عن أيونات مثل ملح الطعام، وقد أطلق العلماء على الدقائق الصغيرة التي تتكون منها المواد اسم الجزيئات.

ب- دقائق المادة (أي جزيئاتها) في حركة مستمرة ولا تتوقف أبداً، ويزداد معدل الطاقة الحركية بازدياد درجة الحرارة.

ج- تتناسب سرعة حركة الدقائق (أي الجزيئات) عكسياً مع ثقلها، فالجزيئات الأثقل تتحرك بشكل أبطأ من الجزيئات الخفيفة.



ذرة كبيرة



ذرة صغيرة

مقارنة بين حالات المادة الثلاث حسب نظرية الحركة الجزيئية للمادة

حالة الغازية	حالة السائلة	حالة الصلبة	مقارنة
كبير جداً، أكبر بكثير ن حجم الجزيئات نفسها	صغيرة، أكبر قليلاً مما هي في الحالة الصلبة	صغيرة إلى حد كبير	المسافات بين الجزيئات
لا شكل لها، فهي تتوزع عشوائياً في الأوعية التي تحويها	متغير حسب شكل الوعاء الذي توضع فيه	ثابت	الشكل
متغير فيمكن نقل الغاز من وعاء كبير إلى وعاء صغير بسهولة	ثابت	ثابت	الحجم
كلها شفافة بالرغم من أن الكثير منها له لون.	كالمواد الصلبة	قد تكون شفافة أو نصف شفافة أو معتمة	الشفافية
تتحرك حركة عشوائية وفي جميع الاتجاهات.	تتحرك الجزيئات حركة إنزلاقية على بعضها البعض	تتحرك الجزيئات حول نقطة ثباتها حركة محدودة جداً	الحركة
قوى التجاذب صغيرة جداً ونعتبرها في حالة الغاز المثالي معدومة وهذا يفسر عدم وجود شكل وحجم ثابت لها	كبيرة وهذا يفسر ثبات حجمها أما تغير شكلها فمرده إلى انزلاق الجزيئات على بعضها دون انفلاتها	كبيرة جداً وهذا يفسر ثبات شكلها وحجمها	قوى التجاذب بين الجزيئات
تمتزج الغازات كلها ببعضها بجميع النسب، فهي لا تعرف حدوداً كالمواد الصلبة والسائلة	بعض أنواعها يمتزج بجميع النسب، وبعضها الآخر بنسبة محددة، وبعضها لا يتمزج	يصعب امتزاجها إذا كانت على شكل حبيبات كبيرة، وتحتاج إلى قوة لمزجها عندما تكون حبيباتها صغيرة	قابلة لامتزاج المواد الواحدة بالأخرى

نظرية الحركة الجزيئية وحالات المادة:

(١) يمكن للمادة وهي في الحالة الصلبة أن تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه إذا كانت على شكل مسحوق ناعم الحبيبات.

(٢) تجمع الغازات والسوائل معاً تحت اسم الموائع وذلك لأنه:

- لا يوجد شكل ثابت للسوائل والغازات.
- تتمتع الجزيئات في كلا النوعين بحرية الحركة وإن كانت الغازات تتمتع بحرية حركة شبه مطلقة مقارنة مع حرية حركة السوائل الإنزلاقية المحدودة.

(٣) تجمع المواد الصلبة والسائلة معاً تحت اسم الحالة المكثفة وذلك بسبب:

- ثبات الحجم للمواد الصلبة والسائلة.
- تأثير الضغط العالي ضعيف على المواد الصلبة والسائلة ولكنها عموماً غير قابلة للانضغاط.

القياسات المتعلقة بالغازات:

لوصف حالة الغاز الموجود في وعاء ما يلزمنا أربع كميات:

كتلة الغاز (عدد مولاته).

أ- حجمه.

ب- ضغطه.

ج- درجة حرارته.

قوانين الغازات:

عند دراسة العلماء لخواص وسلوك الغازات تجريبياً توصلوا إلى مجموعة

من القوانين التي تحكمها، وسنوضحها تباعاً في ما يلي:

١- القانون الأول:

ماذا يحدث لضغط كمية محددة من الغاز عندما يتغير حجمها مع بقاء درجة الحرارة ثابتة؟

لقد درس العلماء غازات كثيرة لإيجاد علاقة ما بين حجم الغاز وضغطه تحت نفس درجة الحرارة، وكان العالم الإنكليزي بويل أحد من قاموا بذلك وتوصل إلى وضع القانون المعروف باسمه "يتناسب حجم كمية من الغاز المحصور تناسباً عكسياً مع ضغطه عند بقاء درجة الحرارة ثابتة".

ويعبر عن قانون بويل رياضياً بعدة أشكال منها:

$$\text{حجم الغاز المحصور} \times \text{ضغطه} = \text{مقداراً ثابتاً}$$

$$\frac{\text{ضغط الغاز في الحالة الثانية}}{\text{ضغط الغاز في الحالة الأولى}} = \frac{\text{حجم الغاز في الحالة الأولى}}{\text{حجم الغاز في الحالة الثانية}}$$

فإذا اتفقنا على وضع الرمز ح للدلالة على الحجم والرمز ض للدلالة على الضغط أمكننا أن نكتب:

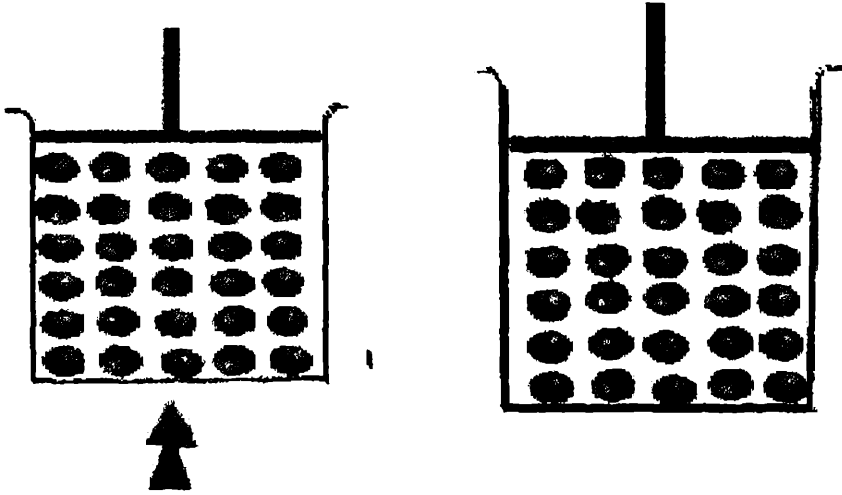
$$\frac{\text{ح}_2}{\text{ح}_1} = \frac{\text{ض}_1}{\text{ض}_2}$$

$$\frac{\text{ض}_2}{\text{ض}_1} = \frac{\text{ح}_1}{\text{ح}_2}$$

$$\text{أو ح}_1 \text{ض}_1 = \text{ح}_2 \text{ض}_2 \text{ الخ.}$$

٢- القانون الثاني:

ما العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته تحت ضغط ثابت ؟



تجربة - القانون الثاني:

العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته تحت ضغط ثابت.

متطلبات مسبقة: أنظمة قياس درجة الحرارة المستخدمة دولياً:

أ- درجة تجمد الماء في النظام المئوي أو نظام سلسيوس صفر.

ب- درجة غليان الماء في نفس النظام السابق 100.

ج- درجة تجمد الماء في النظام المطلق والذي نسميه أيضاً نظام

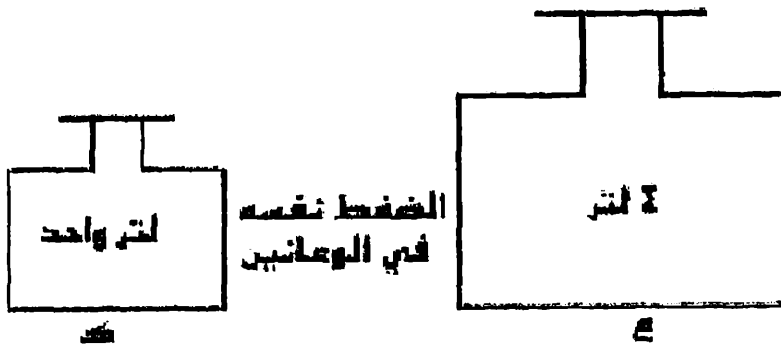
كلفن 273,15.

د- ما درجة غليان الماء في نظام كلفن 373.

هـ- هي الوعاءين نفس كمية الغاز (أي نفس عدد المولات)، أما الكمية

الأخرى (غير الحجم) التي يختلف فيها الغاز في الوعاء ع عنه في الوعاء

ك في درجة الحرارة حيث تكون مختلفة في الوعاءين.



١-يزيد حجم الغاز كلما ازدادت درجة الحرارة.

٢-إذا انخفضت درجة الحرارة يقل حجم الغاز.

لقد وضع العالم الفرنسي شارل (نتيجة لدراسة طويلة) قانوناً يربط بين الحجم ودرجة حرارته المطلقة للغاز "يتناسب حجم كمية من الغاز تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة".

يعبر عن قانون شارل رياضياً بالعلاقة الرياضية التالية:

$$\text{مقدار ثابت} = \frac{\text{الحجم}}{\text{درجة الحرارة المطلقة}}$$

٣- القانون الثالث:

درس العالم غاي لوساك العلاقة بين ضغط الغاز ودرجة حرارته المطلقة بثبوت الحجم وتوصل إلى وضع قانون عرف فيما بعد بقانون غاي - لوساك وينص على: "يتناسب ضغط كمية من الغاز تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبوت الحجم".

$$\text{مقدار ثابت} = \frac{\text{ضغط الغاز}}{\text{درجة الحرارة المطلقة}}$$

١- عينة من الهواء الجوي محصورة في وعاء تحت درجة حرارة ٢٧ أس، إذا برد الوعاء إلى درجة ٢٧ أس، فكم يصبح ضغط الهواء داخله علماً بأن ضغط الهواء داخل الوعاء قبل التبريد كان ٨ جوي؟

القانون الثالث:

ما العلاقة بين ضغط الغاز ودرجة حرارته المطلقة مع بقاء حجمه ثابتاً؟
يمكنك أن تسأل نفسك الأسئلة التالية أو غيرها لتستنتج العلاقة.

١- ماذا يحدث لدرجة الحرارة إذا انخفض الضغط؟
تتخفض.

٢- ماذا يحدث للضغط إذا ارتفعت درجة الحرارة؟
يرتفع ضغط الغاز بارتفاع درجة الحرارة.

٣- ابحث عن علاقة ثابتة بين الضغط ودرجة الحرارة؟
إذا درست الأعمدة بعناية تجد فيها جميعاً أن:

$$\frac{50}{1} = \frac{\text{ض}}{\text{ط}} \quad \text{أو} \quad \frac{1}{50} = \frac{\text{الضغط (ض)}}{\text{درجة الحرارة (ط)}}$$

٤- درجة الحرارة في العمود (٥) = ١٠٠ K.

٥- الضغط في العمود (٦) = ٨ جوي.

$$\frac{1}{50} = \frac{\text{ض}}{\text{ط}}$$

طبعاً الأرقام تحصل عليها من العلاقة الثابتة

في الحالات المدروسة والمعطاة في الجدول.
تحليل المسألة الحسابية.

كم درجة الحرارة الأصلية في الوعاء؟
- (١٢٧ س).

كم ضغط الهواء في الحالة الأولى وقبل التبريد؟
- (٨ جوي).

ماذا عملنا على الوعاء؟

- (تم تبريده إلى الدرجة ٢٧ س).

ماذا يحدث للضغط إذا انخفضت درجة الحرارة؟
ينخفض الضغط حسب قانون غاي لوساك.

تطبيق العلاقة الطردية بين الضغط ودرجة الحرارة يتم إذا كانت درجة

الحرارة مطلقة.

كم درجة الحرارة المطلقة في الحالة الأولى: $273 + 127 = 400 \text{ K}$

الثانية: $273 + 27 = 300 \text{ K}$

ضغط الهواء داخل الوعاء بعد التبريد ؟

$$\frac{\text{ض}}{300} = \frac{8}{400}$$

$$\text{الضغط الجديد} = \frac{300 \times 8}{400} = 6 \text{ جوي.}$$

قوانين الغازات:

القانون الرابع وهو يأخذ شكلين نستعرضهما تباعاً

(١) القانون الجامع للغازات:

لنشق هذا القانون اعتماداً على قانونين سابقين:



(٢) قانون بويل:

١- وبالكلام يتناسب.....الغاز المحصور تناسباً.....مع ضغطه عند ثبوت درجة الحرارة.

٢- قانون شارل ح ط وبالكلام يتناسب حجم الغاز تناسباً طردياً مع..... المطلقة عند ثبوت الضغط.

٣- ومن الناحية العملية فان حجم الغاز يتغير بتغير الضغط ودرجة الحرارة معاً، فإذا جمعنا القانونين السابقين معاً حصلنا على:

$$ح \text{ , } \frac{\text{ض}}{\text{ط}} : \text{ يمكن أن نكتب: } ح = \frac{\text{ض}}{\text{ط}} \text{ ثابت}$$

فإذا وضعنا الثابت موضوع القانون حصلنا على: الثابت =

٤- ويمكن كتابة العلاقة السابقة (التي حصلنا عليها في ٣) عندما نقارن بين حالتين على الشكل:

$$\frac{ح٢ ض٢}{ط٢} = \frac{ح١ ض١}{ط١}$$

اكتب شكلين آخرين للعلاقة السابقة.

٥- اكمل العبارة التالية: يتناسب حجم كمية من الغاز تناسباً..... مع درجة الحرارة المطلقة وتناسباً..... مع الضغط الواقع عليه.

٦- حجم كمية من الغاز ١٠سم^٣ تحت ٣ جوي ودرجة حرارة ٦٧°س، كم يصبح حجمها إذا تغير الضغط وأصبح ٥ جوي وأصبحت درجة الحرارة ٢٧°س؟

٧- كمية من الغاز حجمها ٤٩٠ لترأ، كم يصبح حجمها إذا تضاعف الضغط الواقع عليها سبع مرات وتضاعفت درجة حرارتها المطلقة ثلاث مرات.

٤- القانون الرابع:

(١) القانون الجامع للغازات:

١- حجم ، عكسياً.

٢- درجة حرارته.

٣- الثابت = _____

٤- الشكل:

$$\frac{ح١ ض١}{ح٢ ض٢} = \frac{ط١}{ط٢} \quad \text{أو} \quad \frac{ح١}{ح٢} = \frac{ط١}{ط٢} \frac{ض١}{ض٢}$$

أو $ح١ ض١ ط١ = ح٢ ض٢ ط٢$ أو
 ٥- طردياً ، عكسياً.

٦- نطبق العلاقة _____ = _____ بعد أن نحول درجة الحرارة من

النظام (س) إلى النظام المطلق (نظام كلفن):

$$K \text{ ٣٤٠} = ٦٧ + ٢٧٣ = \text{ط}_١$$

$$K \text{ ٣٠٠} = ٢٧ + ٢٧٣ = \text{ط}_٢$$

الآن:

$$\frac{٥ \times \text{ح}}{٣٠٠} = \frac{٣ \times ٥١٠}{٣٤٠}$$

وبالضرب التبادلي: ح $\times ٢ = ٣٤٠ \times ٥ \times ٣$ وبالضرب التبادلي:
والآن:

$$\text{ح} = \frac{٣٠٠ \times ٣ \times ٥١٠}{٣٤٠ \times ٥}$$

وبعد الاختصار ح $= ٢٧٠$ سم^٣ الحجم في الشروط الجديدة.

٧. كم حجم الغاز؟

- (٤٩٠ لترًا).

ماذا حدث للضغط؟

- تضاعف ٧ مرات أي إذا كان الضغط الأولى س جوي فإنه أصبح ٧ س جوي.

ما التغير الذي حدث على درجة الحرارة؟

- تضاعف ثلاث مرات أي إذا كانت درجة الحرارة ط^١ K أصبحت ٣ ط^٢ K.
والآن نطبق العلاقة:

$$\frac{\text{ح}_١ \text{ ض}_١}{\text{ط}_١} = \frac{\text{ح}_٢ \text{ ض}_٢}{\text{ط}_٢}$$

$$\frac{\text{ح}_٢ \times ٧ \text{ س}}{\text{ط}_٢} = \frac{٤٦٠ \times \text{س}}{\text{ط}_١}$$

وبالضرب التبادلي:

$$\text{ح}_٢ \times ٧ \times \text{س} \times \text{ط}_١ = \text{ط}_٢ \times ٤٦٠ \times \text{س} \times ٣$$

$$C = \frac{490 \times S \times 3}{50 \times P}$$

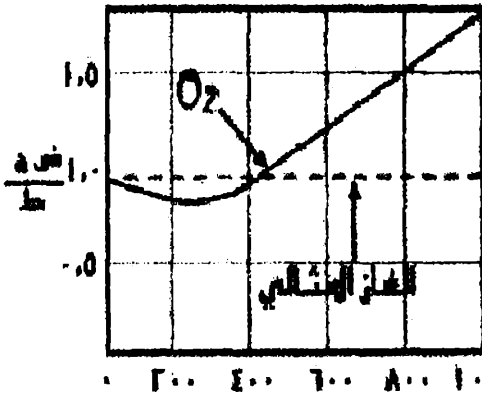
وبالاختصار = 210 لترا الحجم الجديد.

قوانين الغازات:

القانون الرابع:

(٢) قانون الغاز المثالي:

تعرف من البند السابق أن C/P تساوي مقداراً ثابتاً. لقد أجرى العلماء اختبارات كثيرة وعلى غازات عديدة فوجد أن C/P لا يساوي مقداراً ثابتاً.



ادرس الشكل التالي الذي

يربط بين الضغط (على المحور

السيني) والمقدار C/P (على

المحور الصادي)، من الواضح أن

C/P ليست مقداراً ثابتاً وأنها

تشذ كثيراً كلما ازداد الضغط المطبق

على الغاز.

ولو درسنا المقدار C/P وعلاقته بدرجة الحرارة المطلقة سنجد أن

هذا المقدار أبعد ما يكون عن الثبات خاصة عند درجات حرارة منخفضة.

تختلف الغازات في شذوذها عن قوانين الغازات من نوع لآخر. فغاز

الهيليوم مثلاً يكاد يكون غازاً مثالياً تنطبق عليه قوانين الغازات في كل

الظروف، بينما غاز مثل CO_2 وبخار الماء يبتعدان كثيراً جداً عن قوانين

الغازات. ان علينا ان نتذكر ان الكثير من الغازات لا تبقى في الحالة الغازية

عندما نطبق عليها ضغطاً عالياً وعندما نخفض درجة حرارتها، بل تتحول إلى

الحالة السائلة وذلك بسبب التجاذب بين جزيئاتها.

إن يمكن أن نقول أن الغاز المثالي، هو غاز ينطبق عليه قانون بويل وشارل وقوانين الغازات الأخرى عند جميع الضغوط ودرجات الحرارة. أما الغاز الحقيقي فهو غاز ينطبق عليه قانونا بويل وشارل وقوانين الغازات الأخرى عند درجات حرارة وضغوط ليست عالية جداً وليست منخفضة جداً، أما عند ضغوط عالية ودرجات حرارة منخفضة فيكون سلوك الغازات شاذاً كثيراً أو قليلاً عن هذه القوانين وذلك تبعاً لخواص الغاز نفسه.

قوانين الغازات:

القانون الرابع:

(٢) الغاز المثالي

الغاز المثالي: هو غاز افتراضي لا يمكن تسويله وذلك لأنه لا يوجد قوى.

.....بين جزيئاته.

أيهما أقرب إلى سلوك الغاز المثالي غاز CH₄؛ أم غاز HCl ؟ فسر.

معادلة الحالة للغازات: لنعد قليلاً إلى قوانين الغازات التي درسناها وهي:

$$١- \text{ح} \propto \frac{1}{\text{ض}} \text{ (قانون بويل).}$$

$$٢- \text{ح} \propto \text{ط} \text{ (قانون شارل).}$$

$$٣- \text{ح} \propto \text{الكتلة (أي مع عدد المولات)} \text{ وهذه حقيقة بديهية لا تحتاج إلى}$$

إثبات (قانون أفوجادرو).

لنعط عدد المولات الرمز ع. إذن ح \propto ع فإذا جمعنا العلاقات الثلاث

السابقة معاً حصلنا على:

$$\text{ح} \propto \frac{\text{ع} \times \text{ط}}{\text{ض}}$$

فإذا رمزنا للثابت بالرمز (ر):

$$\text{ح} = \frac{\text{ع} \times \text{ط}}{\text{ض}} \text{ ثابت}$$

فان ح ض = ط ع ر وهذه تعرف بمعادلة الحالة للغازات وهي تجمع بين الحجم والضغط، ودرجة الحرارة، وعدد المولات، فإذا عرفنا قيم ثلاثة منها أمكننا حساب قيمة الرابع بسهولة اعتماداً عليها.

أما قيمة الثابت (ر) فقد حسبت مخبرياً ونتيجة التطبيق على أكثر من غاز، والمثال التالي يوضح ذلك:

في إحدى التجارب المخبرية تبين أن حجم مول واحد من أحد الغازات ١١,٨ لتر، عند الدرجة صفر س وضغط ١,٩٠ جوي. من هذه المعلومات احسب قيمة الثابت (ر) الحل:

$$\begin{aligned} \text{الحجم} \times \text{الضغط} &= \text{عدد المولات} \times \text{درجة الحرارة المطلقة} \times \text{ر} \\ \text{درجة الحرارة المطلقة} &= 273 + 0 \\ K \cdot 273 &= \end{aligned}$$

$$11,8 \text{ لتر} \times 1,90 \text{ جوي} = 1 \text{ مول} \times 273 \text{ K} \times \text{ر}$$

$$0,821 = \frac{11,8 \text{ لتر} \times 1,9 \text{ جوي}}{K \cdot 273 \times 1 \text{ مول}} \cdot k$$

سؤال:

- استخدم قيمة ر التي حسبتها في السؤال السابق لحساب حجم المول الواحد من الغاز في الظروف المعيارية.
- حدد المقصود بالظروف المعيارية قبل ان تحل السؤال.

القانون الرابع:

قانون الغاز المثالي:

١- تجاذب.

٢- غاز CH_4 فالربط بي جزيئاته هو قوى فان ديرفال، أما في حالة HCl

فالرابطة قطبية أقوى بكثير من قوى فان ديرفال. ضعف قوة الترابط

يقرب الغاز من الحالة المثالية.

سؤال:

الظروف المعيارية:

كان على العلماء أن يعتمدوا قيماً مرجعية للضغط ودرجة الحرارة عند دراسة الغازات والمقارنة بينها، وقد اختاروا لذلك ضغطاً جويّاً نظامياً واحداً (٧٦٠ ملم زئبق عند سطح البحر)، ودرجة الحرارة صفر س أي ٢٧٣ K .
 إذن يكون الغاز في الظروف المعيارية عندما يكون الضغط ١ جوي ودرجة الحرارة صفر س أو ٢٧٣ K .

تحليل السؤال:

١- كم عدد مولات الغاز؟

- مول واحد.

٢- كم مقدار الضغط؟

- ضغط جوي واحد.

٣- كم درجة الحرارة؟

- ٢٧٣ K .

٤- كم مقدار الثابت؟

- $R = ٠,٠٨٢١$ لتر. جوي/مول. K .

٥- ما المطلوب في السؤال؟

- المطلوب حساب حجم المول من الغاز في الظروف المعيارية.

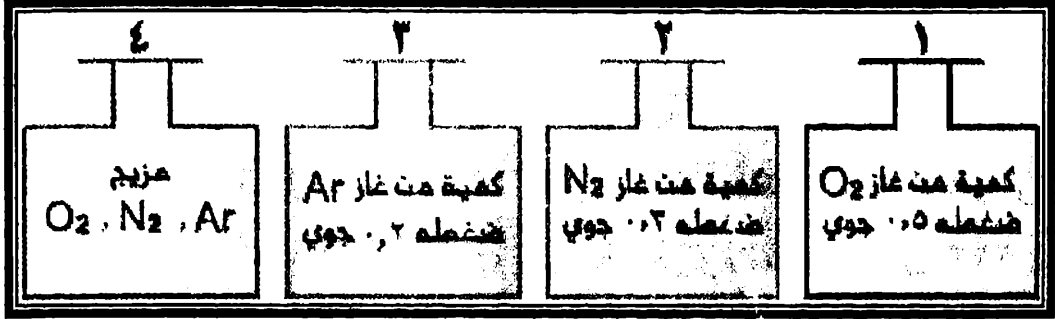
-٦

$$\text{الحجم} = \frac{ع \times ط \times و}{ض}$$

$$= \frac{٠,٠٨٢١ \times ٢٧٣ \times ١}{١} = ٢٢,٤١٣٣ \text{ لتر} \quad (٢٢,٤ \text{ لتر لمنزلة عشرية واحدة})$$

قوانين الغازات:

٥- القانون الخامس: قانون دالتون للضغوط الجزئية



حجم كل وعاء من الأوعية الأربعة = ١ لتر .

إذا نقلت محتويات الأوعية ١، ٢، ٣ إلى الوعاء ٤ فكم يكون الضغط داخله (درجة الحرارة متشابهة في كل الأوعية ولم يحدث عليها تغيير).

الضغط داخل الوعاء (٤) = لاحظ أن الحجم لم يتغير

$$\text{ضغط } O_2 + \text{ضغط } N_2 + \text{ضغط } Ar =$$

$$= ٠,٥ \text{ جوي} + ٠,٣ \text{ جوي} + ٠,٢ \text{ جوي}$$

$$= ١ \text{ جوي}$$

لاحظ لو كان O_2 يملأ الوعاء لوحده لكان ضغطه ٠,٥ جوي

N_2 يملأ الوعاء لوحده لكان ضغطه ٠,٣ جوي

Ar يملأ الوعاء لوحده لكان ضغطه ٠,٢ جوي

ينص قانون دالتون:

على أن مجموع الضغوط الجزئية = الضغط الكلي داخل وعاء الخليط.

١- مزجت عينة من غاز He حجمها ٥٠٠ سم^٣ وضغطها ١٢٠ ملم زئبق، مع

كمية من غاز الكريبتون حجمها ٤٠٠ سم^٣ وضغطها ٢٧٠ ملم زئبق، في

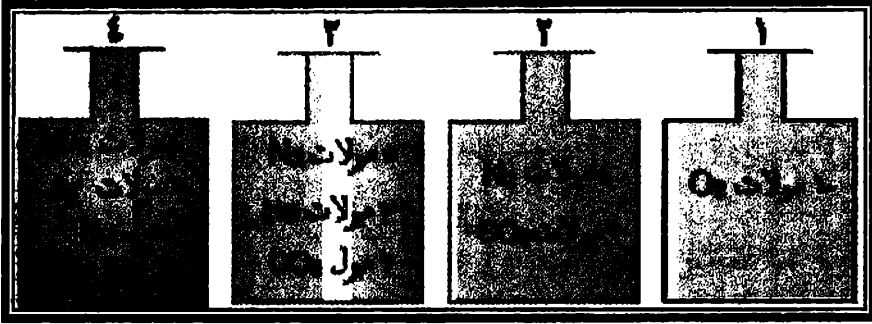
وعاء حجمه ٦٠٠ سم^٣، فإذا كانت درجة الحرارة في الأوعية الثلاثة

نفسها ولم تتغير، فما الضغط في الوعاء الذي يحوي المزيج.

٢- شكل آخر لقانون دالتون للضغوط الجزئية:

ما العلاقة بين عدد مولات غاز موجود في مزيج غازي والضغط الذي يحدثه هذا الغاز؟

للإجابة عن هذا السؤال ادرس الشكل التالي ثم اجب عن الأسئلة التي تليه، ان إجابتك ستساعدك في الإجابة عن السؤال المطروح.



الأوعية الأربعة كلها من نفس النوع ولها نفس الحجم. درجة الحرارة في الأوعية الأربعة متساوية. عدد مولات الغاز أو الغازات في الأوعية الأربعة = ١٠ مولات. قيس الضغط في الأوعية الأربعة فوجد انه متساو فيها جميعاً. يؤكد هذا المثال وأمثلة أخرى كثيرة شبيهة مبدأ تشابه سلوك الغازات بغض النظر عن نوعها، ففي المثال أعلاه يعتمد الضغط على..... المولات وليس على نوعها.

يعطينا هذا المثال صورة أخرى لقانون دالتون للضغوط الجزئية ملخصها:

"يتناسب ضغط أحد الغازات الموجود ضمن مزيج غازي طردياً مع كسره المولي"

يعني:

$$\frac{\text{عدد مولات الغاز}}{\text{عدد مولات المزيج الغازي كلها}} = \text{الكسر المولي للغاز}$$

أ- اجب عما يلي.

(١) كم الكسر المولي لغاز He في الوعاء الثالث؟

(٢) أي الغازين ضغطه أعلى في الوعاء الثاني؟ فسر كيف عرفت؟

(٣) أي غاز له أقل ضغط في الوعاء الرابع؟

(٤) افرض (في مثالنا أعلاه) أن الضغط الكلي داخل كل وعاء = ١٠٠٠

ملم زئبق. فالمطلوب حساب الضغط الجزئي لغاز.

أ- SO_2 في الوعاء الثاني.

ب- CO_2 في الوعاء الثالث.

ج- Ar في الوعاء الرابع.

القانون الخامس: قانون دالتون للضغوط الجزئية

أ- ماذا حدث لدرجة الحرارة في السؤال؟

- لم يحدث أي تغيير.

ب- ما دامت درجة الحرارة لم تتغير إذن تبقى العلاقة المؤثرة هي علاقة

الحجم بالضغط.

ج- بالنسبة لغاز He فإن $120 \times 500 = 600 \times \text{ض}$

إذن الضغط (ض) للهيليوم في وعاء المزيج = $\frac{120 \times 500}{600} = 100$ ملم زئبق.

د- وبطريقة مشابهة ضغط غاز الكريبتون في وعاء المزيج = ١٨٠ ملم

زئبق.

هـ- الضغط الكلي في وعاء المزيج = ضغط He + ضغط Kr

$$= 100 + 180 = 280 \text{ ملم زئبق}$$

أجب عما يلي:

١- الكسر المولي لغاز He في الوعاء الثالث = $\frac{3}{10} = 0,3$

٢- الأعلى في ضغطه في الوعاء الثاني هو غاز SO_2 لأن عدد مولاته ٦

وهي أكبر من عدد مولات N_2 (عددتها ٤).

٣- أقلها في ضغطه هو أقلها في عدد مولاته وهذا ينطبق على غاز الهيليوم

في الوعاء الرابع.

أ- ضغط SO_2 في الوعاء الثاني = الكسر المولي للغاز \times الضغط الكلي

$$= \frac{3}{11} \times 1000 = 600 \text{ ملم زئبق.}$$

ب- ضغط CO_2 الجزئي في الوعاء الثالث = $\frac{3}{11} \times 1000 = 200$ ملم زئبق

ج- الضغط الجزئي للأرجون في الوعاء الرابع = $\frac{3}{11} \times 1000 = 300$ ملم زئبق

قوانين الغازات:

٦- القانون السادس: قانون غراهام للانتشار والتدفق

كثيراً ما تنتشر الغازات من فتحة صغيرة كما يحدث عندما يتسرب الهواء من ثقب صغير في إطار سيارة، أو حينما يتسرب غاز الوقود من اسطوانته، حيث نعرف عن تسربه من الرائحة، والرائحة هي نتيجة غاز يضاف لمزيج غازات الوقود لغرض التنبيه. وقد تبين للعلماء انه حينما يتسرب مزيج غازات من فتحة صغيرة، فإن الغاز المتسرب (أي المتدفق) لا يكون له نفس تركيب المزيج داخل الوعاء الذي يتسرب منه، وهذا يعني أن تدفق غازات المزيج لا يحدث بنفس السرعة، وأن السرعة تزداد كلما كان الغاز أخف. لقد درس العالم غراهام موضوع تدفق الغاز من فتحة صغيرة تجريبياً وقد تبين له أن سرعة انتشار أي غاز تتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لكثافته، وبكلام آخر أسرع الغازات تدفقاً من مزيج غازي هو أخفها أي اقلها كثافة أو اقلها كتلة مولية.

سؤال (١):

بفرض ان الهواء يتكون من مزيج من الغازات التالية: N_2 ، O_2 ، CO_2 ،

(بخار الماء) H_2O . فرتبها حسب سرعة انتشارها من فتحة صغيرة في إطار

سيارة.

سؤال (٢):

مزيج غازي من SO_2 ، O_2 موجود في وعاء ويتسرب متدفقاً من فتحة صغيرة في الوعاء. قارن بين سرعة تدفق الغازين.

القانون السادس: قانون غراهام للانتشار والدفق

سؤال (١):

ترتيب من الأسرع تدفقاً إلى الأبطأ.

- ١- بخار الماء (H_2O) كتلة المول منه ١٨ غم.
- ٢- غاز النيتروجين (N_2) كتلة المول منه ٢٨ غم.
- ٣- غاز الأوكسجين (O_2) كتلة المول منه ٣٢ غم.
- ٤- غاز الأرجون (Ar) كتلة المول منه ٤٠ غم.
- ٥- غاز ثاني أوكسيد الكربون (CO_2) كتلة المول منه ٤٤ غم.

سؤال (٢):

تتناسب سرعة تدفق الغاز تناسباً عكسياً مع الجذر التربيعي لكتلته

المولية؟

١- كم كتلة المول من O_2 ؟

- = ٣٢ غم.

٢- كم كتلة المول من SO_2 ؟

- = (١٦ × ٣) + ٣٢ = ٤٨ + ٣٢ = ٨٠ غم.

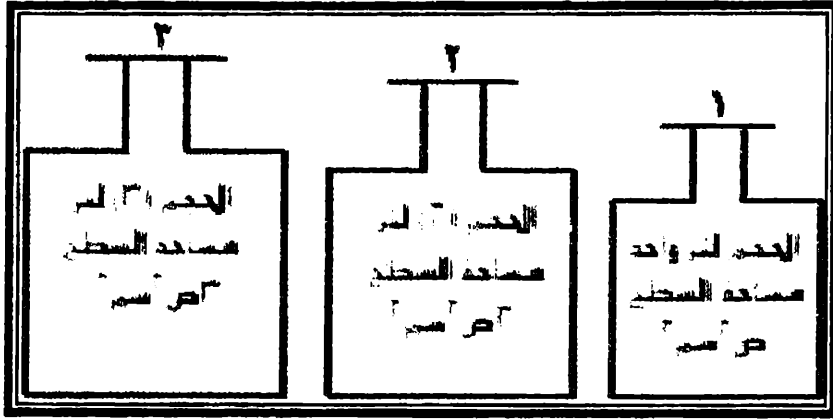
$$\sqrt{\frac{٨٠}{٣٢}} = \frac{\text{سرعة تدفق } \text{O}_2}{\text{سرعة تدفق } \text{SO}_2}$$

وهذا معناه أن سرعة خروج O_2 تفوق سرعة خروج SO_2 بأكثر من

مرة ونصف.

قوانين الغازات:

تفسير قوانين الغازات حسب نظرية الحركة الجزيئية.



الأوعية الثلاثة أعلاه يحوي الواحد منها ٠,١ مول من غاز rN وعند نفس درجة الحرارة. اجب عما يلي:

١- قارن بين عدد الجزيئات في الوعاء الأول والوعاء الثاني والوعاء الثالث.

٢- لو فرضنا أن عدد التصادمات بين جزيئات الغاز وسطح الوعاء الأول = س صدمة في الثانية الواحدة، فكم يكون عدد التصادمات في الثانية الواحدة في الوعاء الثاني؟

٣- ان عدد التصادمات التي يحدثها الغاز على جدران الوعاء هي مقياس.....

٤- اذن يكون ضغط الغاز في الوعاء الأول مثلي ضغط الغاز في الوعاء.....

٥- ويكون ضغط الغاز في الوعاء الثالث ثلثي ضغط الغاز في الوعاء.....

٦- يفسر ما ناقشناه أعلاه قانون..... الذي يربط بين حجم الغاز المحصور وضغطه.

٧- لو فرضنا أننا سخنا الغاز في الوعاء الثالث وهو مغلق فماذا يحدث للطاقة الحركية للجزيئات؟

٨- إن تسخين الغاز والوعاء مغلق يعني أن الغاز لم يتغير.
٩- نتيجة لزيادة الطاقة الحركية للجزيئات يزداد عدد وقوة التصادمات مع جدران الوعاء وهذا يعني زيادة في الغاز.

١٠- يفسر هذا المثال قانون الذي يربط بين درجة حرارة الغاز وضغطه عند ثبات حجمه.

١١- إذا رفعنا غطاء الوعاء الثاني وتركناه مفتوحاً ليصبح الضغط داخله مماثلاً للضغط الخارجي، ثم سخناه بعد ذلك قليلاً (وهو مفتوح)، فماذا يحدث للغاز في الوعاء من حيث:

أ- ضغطه

ب- حجمه

ج- عدد جزيئاته.

١٢- يفسر هذا المثال قانون الذي يربط بين الحجم ودرجة الحرارة تحت ضغط ثابت.

تفسير قوانين الغازات حسب نظرية الحركة الجزيئية:

١. عدد الجزيئات فيها جميعاً نفسه. ٧. تزداد

٢. — ٨. حجم

٣. للضغط. ٩. ضغط

٤. الثاني ١٠. غاي لوساك.

٥. الثاني ١١.

٦. بويل أ. لا يتغير.

ب. يزداد حجمه ويخرج الفائض منه.

ج. تقل نتيجة خروج بعضها.

١٢. شارل.

**الفصل
السادس عشر
سرعة التفاعلات
الكيميائية**

سرعة التفاعلات الكيميائية

التركيز المولاري (المولارية):

هو عدد مولات المذاب في لتر واحد (ديسمتر³) من المحلول. . ويحسب كما يأتي: (حيث 1 مل = 1 سم³).

$$\text{أما: المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب (مول)}}{\text{حجم المحلول باللتر (لتر)}}$$

$$\text{أو: المولارية} = \frac{\text{وزن المذاب}}{\text{وزنه الجزيئي}} \times \frac{1000}{\text{حجم المحلول سم}^3 \text{ أو مل}}$$

$$\text{حيث عدد المولات} = \frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن الجزيئي}} \quad \text{أي } n = \frac{w}{j}$$

ملاحظات:

$$1 - 1 \text{ لتر} = 1000 \text{ سم}^3 = 1000 \text{ مل} = 1 \text{ دسم}^3.$$

2- تقاس المولارية (مول 1 لتر) أو (مول.لتر⁻¹) أو (مولاري) أو M ويرمز لها [] قوس مربع.

3- قانون التخفيف:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2 \text{ قبل التخفيف} = \text{بعد التخفيف}$$

حيث ح = الحجم، ت = التركيز.

4- الوزن الجزيئي لمركب = عدد ذرات العنصر الأول × وزنه الذري

+

عدد ذرات العنصر الثاني × وزنه الذري الخ.

مثال (١):

أذيب ٥,٣ غم من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 في الماء المقطر ثم أكمل الحجم إلى ربع لتر، احسب مولارية المحلول، علماً أن الأوزان الذرية $\text{Na} = ٢٣$ ، $\text{O} = ١٦$ ، $\text{C} = ١٢$.

الحل:

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 = ١٦ \times ٣ + ١٢ + ٢٣ \times ٢ = ١٠٦ \text{ غم/مول}.$$

$$\text{أما المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المول باللتر}} = \frac{\frac{٥,٣}{١٠٦}}{\frac{١}{٤}} = ٠,٢ \text{ مول/لتر}$$

$$\therefore ١ \text{ لتر} = ١٠٠٠ \text{ مل الحجم} = ١٠٠٠ \times \frac{٤}{١} = ٢٥٠ \text{ مل}.$$

$$\text{أو } M = \frac{١٠٠٠}{\text{ح مل}} \times \frac{٥,٣}{١٠٦} = ٠,٢ \text{ مول/لتر}.$$

مثال (٢):

احسب مولارية محلول يحتوي ١٠٠ ميليلتر منه على ٠,٠٠١ مول من

KOH.

الحل:

$$\text{أما: المولارية} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم (لتر)}} = \frac{٠,٠٠١}{١٠٠٠/١٠٠} = ٠,٠١ \text{ M}.$$

$$\text{أو: } M = \frac{١٠٠٠}{\text{ح مل}} \times \frac{٠,٠٠١}{١٠٠} = ٠,٠٠١ \text{ مولاري}.$$

$$= ٠,٠٠١ \times \frac{١٠٠٠}{١٠٠} = ٠,٠٠١ \text{ مولاري}.$$

مثال (٣):

كم مل من حامض HCL بتركيز ١٠ مولاري يجب إضافته إلى لتر من

الماء المقطر لجعل تركيز المحلول ٠,٠١ مولاري.

الحل:

$$ح_١ \times ت_١ \text{ قبل التخفيف} = ح_٢ \times ت_٢ \text{ بعد التخفيف، } ١ \text{ لتر} = ١٠٠٠ \text{ مل.}$$

$$ح_١ \times ١٠ = ٠,٠١ \times ١٠٠٠ \Rightarrow ح_١ = ١ \text{ مل.}$$

سرعة التفاعل:

هي مقدار التغير في تركيز أحد المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن، والغاية الأساسية من دراستها:

١- للتعرف على مسالك التفاعل (خطواته أو تفاعلاته الثانوية).

٢- لاختيار المسلك الذي يزيد الناتج المطلوب وحجب المسالك الأخرى غير المرغوب فيه.

قياس سرعة التفاعل:

$$\text{سرعة استهلاك متفاعل} = \frac{\Delta (\text{متفاعل})}{\Delta ن} = - \frac{(\text{النهائي}) - (\text{الابتدائي})}{\Delta ن}$$

حيث $\Delta ن =$ التغير في الزمن

$$\text{سرعة تكوين ناتج} = + \frac{\Delta (\text{متفاعل})}{\Delta ن}$$

$$= + \frac{\Delta (\text{ناتج})}{\Delta ن} = + \frac{(\text{النهائي}) - (\text{الابتدائي})}{\Delta ن}$$

$$\Delta ن = ٢ ن_١ \text{ ثا أو دقيقة.}$$

وحدات السرعة:

(مول/لتر. ثا أو مول. لتر. ثا) أو (مول/لتر. دقيقة أو مول.

لتر. دقيقة) أو مولاري. ثا أو مولاري. دقيقة.

تطبيق للتفاعل:



$$\frac{{}_1[\text{Cl}_2]}{\Delta \text{ن}} - = \text{س } [\text{Cl}_2] \quad \frac{{}_1[\text{H}_2]}{\Delta \text{ن}} - = \text{س } [\text{H}_2]$$

$$\text{صفر في بداية التفاعل.} \quad \frac{{}_1[\text{HCl}]}{\Delta \text{ن}} + = \text{س } [\text{HCl}]$$

السرعة العامة للتفاعل = معدل استهلاك H_2 = معدل استهلاك Cl_2 .

$$= \frac{1}{2} \text{ معدل تكوين HCl}$$

لذلك نستنتج أنه يمكن قياس سرعة التفاعل بدلالة عدد المولات في المعادلة:

$$\frac{\text{سرعة التفاعل بدلالة تركيز مادة أخرى}}{\text{عدد مولاتها في المعادلة}} = \frac{\text{سرعة التفاعل بدلالة تركيز مادة}}{\text{عدد مولاتها في المعادلة}}$$

$$\text{أو} \quad \frac{\text{س } 1}{\text{ن } 1 \text{ بالمعادلة}} = \frac{\text{س } 2}{\text{ن } 2 \text{ بالمعادلة}} \quad \text{الخ.}$$

مثال:



$$\frac{\text{س } D}{d} = \frac{\text{س } C}{c} = \frac{\text{س } B}{b} = \frac{\text{س } A}{a}$$

فمثلاً:



$$\frac{\text{س } \text{NH}_3}{2} = \frac{\text{س } \text{H}_2}{3} = \frac{\text{س } \text{N}_2}{1} \quad \text{نجد أن}$$

ملاحظات:

لا يشترط أن تكون سرعة التفاعل بدلالة تركيز مادة مساوية لسرعة التفاعل بدلالة تركيز مادة أخرى في نفس التفاعل، وذلك لأن:

١- هناك تفاعلات سريعة: كتفاعلات الاحتراق أو حوامض مع قواعد أو Ag^+ مع Cl^- لتكوين $AgCl$.

وهناك تفاعلات بطيئة كتفاعل حامض الخليك مع كحول الإيثيل أو تفاعل H_2 مع O_2 الذي يصبح سريعاً جداً لحد الانفجار عند إمرار شرارة كهربائية. ٢- في معظم الحالات: المعادلة الكيميائية المتوازنة تعطينا فكرة عامة لما تفاعل ونتج من مواد في التفاعل ولا تعطينا تصوراً كاملاً لما حصل فعلاً في التفاعل، فالمعادلة غالباً هي حصيلة جمع عدة خطوات تفاعلية تدعى المسالك.

٣- نلاحظ في التفاعل $H_2 + I_2 \longrightarrow 2HI$ أن سرعة التفاعل تتغير بمرور الزمن مع التغير الذي يحصل على تراكيز المواد المتفاعلة الناتجة فإن $[HI] =$ صرف في بداية التفاعل، وبمرور الزمن يزداد تركيزه تدريجياً على حساب نقصان تراكيز H_2 و I_2 .

إن تغير التراكيز يكون سريعاً في بداية التفاعل ثم ينخفض بمرور الزمن بسبب انخفاض تراكيز المواد المتفاعلة وتحولها إلى HI .

مثال:

احسب سرعة التفاعل الغازي الآتي إذا علمت أنه في درجة الحرارة

الثابتة:

أ- تغير تركيز I_2 من ٠,٠٢ إلى ٠,٠١ مول.لتر^{-١} بمرور ١٠ ثا.

ب- للمدة نفسها تغير تركيز HI من ٠,٠٢ إلى ٠,٠٤ مول.لتر^{-١}.

الحل:

$$س [I_2] = \frac{[I_2]_1 - [I_2]_2}{\Delta t} = \frac{0,02 - 0,01}{10} = \frac{0,01}{10} = 0,001 \text{ مول.لتر}^{-1} \cdot \text{ثا}^{-1}$$

$$\frac{0,02}{10} + \frac{0,004}{10} = \frac{[HI]_1 [HI]_2}{\Delta n} = [HI] \text{ س}$$

$$= 0,02 \text{ مول. لتر}^{-1} \text{ ثا}^{-1}$$

نلاحظ أن $[HI] = 2 \times [I_2]$ لأن عدد مولات HI = ضعف عدد مولات I_2 في المعادلة.

مثال:

إنشاء التفاعل الغازي الآتي حجمه 2 لتر بدرجة حرارة معينة، انخفض عدد مولات A من 0,20 مول إلى 0,14 مول خلال نصف دقيقة.



ب- الزمن اللازم لاستهلاك جميع [A].

الحل:

$$\text{أ- المولارية} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} \quad \text{إذن } [A]_1 = \frac{0,20}{2} \text{ M.100}$$

$$\text{و } [A]_2 = \frac{0,14}{2} \text{ M } 0,07$$

$$\text{س [A]} = \frac{0,06}{0,5} = 0,12 \text{ مول. لتر}^{-1} \text{ دقيقة}^{-1}$$

$$\text{و } \frac{\text{س [C]}}{\text{ن C}} = \frac{\text{س [A]}}{\text{ن A}} \Rightarrow \frac{\text{س C}}{1} = \frac{0,06}{2}$$

$$= 0,03 \text{ مول. لتر}^{-1} \text{ دقيقة}^{-1}$$

$$\text{ب- س [A]} = \frac{[A]_1 [A]_2}{\Delta n} = 0,06 \Rightarrow \frac{\text{صفر } 0,10}{\Delta n}$$

$$\therefore \Delta n = 1,6 \text{ دقيقة}$$

مثال:

وضعت كمية من غاز O_2 مع كمية من غاز NO في وعاء حجمه ٤ لتر بدرجة حرارة معينة وبعد مرور دقيقة و ٤٠ ثانية على بدء التفاعل الغازي الآتي أصبح عدد مولات O_2 ٤,٢ مول وعدد مولات NO_2 ٩,٦ مول. احسب عدد مولات O_2 الأولية التي وضعت في الأثناء قبل التفاعل.

الحل:

الزمن = ٦٠ + ٤٠ = ١٠٠ ثانية (يمكننا حساب المولارية أثناء الحل أو

قبل الحل).

$$\frac{9,6 - \text{صفر}}{100} = \frac{{}_1[NO_2] \quad {}_2[NO_2]}{\Delta \text{ن}} = \text{س } [NO_2]$$

$$= 0,024 \text{ مول.لتر}^{-1} \cdot \text{ثا}^{-1}$$

$$\frac{0,024}{2} = \frac{\text{س } O_2}{1} \Leftrightarrow \frac{[NO_2] \text{ س}}{NO_2 \text{ ن}} = \frac{[O_2] \text{ س}}{O_2 \text{ ن}}$$

$$= 0,012 \text{ مول.لتر}^{-1} \cdot \text{ثا}^{-1}$$

$$\frac{{}_1[O_2] - \frac{2,4}{4}}{100} = 0,012 \Leftrightarrow \frac{{}_1[O_2] \quad {}_2[O_2]}{\Delta \text{ن}} = \text{س } [O_2]$$

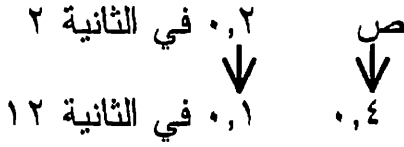
$$\therefore [O_2] = 0,81 \text{ M}$$

$$\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم (لتر)}} = \text{المولارية} = 1,8 = \frac{\text{ص}}{4} \text{ ص} = 2,7 \text{ مول } O_2$$

مثال:

للتفاعل الغازي الآتي لو افترضنا أن تركيز O_2 قد تغير من ٠,٢ مول.لتر^{-١} في الثانية ٢ من بدء التفاعل وأصبح ٠,١ مول.لتر^{-١} في الثانية ١٢،

كما تغير تركيز CO_2 في الفترة نفسها وأصبح ٠,٤ مول.لتر^{-١} في الثانية فما تركيز CO_2 في الثانية الثانية من بدء التفاعل؟.



الحل:

$$\Delta n = n_2 - n_1 = 2 - 12 = 10 \text{ ثا.}$$

$$\text{س} = \frac{[O_2]_1 - [O_2]_2}{\Delta n} = \frac{0,2 - 0,1}{10} = 0,01 \text{ مول.لتر}^{-1}\text{.ثا}^{-1}$$

$$\text{س} \frac{O_2}{1} = \text{س} \frac{CO_2}{2} \Rightarrow \text{س} \frac{CO_2}{2} = \frac{O_2}{1}$$

$$\therefore \text{س} CO_2 = 0,02 \text{ مول.لتر}^{-1}\text{.ثا}^{-1}$$

$$\text{س} CO_2 = \frac{[CO_2]_1 - [CO_2]_2}{\Delta n} = \frac{0,4 - \text{ص}}{10}$$

$$\therefore \text{ص} = 0,2 \text{ مول/لتر} [CO_2] \text{ في الثانية ١٢}$$

مثال:

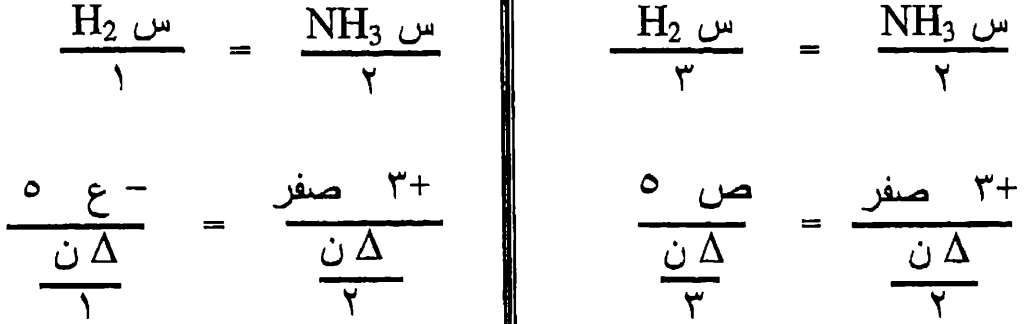
وضع ١,٢٥ مول من كل من H_2 و N_2 في إناء مغلق حجمه ربع لتر وبعد مرور فترة زمنية من بدء التفاعل تكون ٠,٧٥ مول من غاز الأمونيا، احسب تركيز H_2 و N_2 المتبقي.

الحل:

$$\frac{1,25}{1} = [H_2] = [N_2] \leftarrow \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \text{المولارية}$$

= ٥ مول/لتر قبل التفاعل.

$$= \frac{0,75}{\frac{1}{4}} = 3 \text{ مول/لتر بعد التفاعل. } [NH_3]$$



إذن ع = ٣,٥ مول/لتر $[N_2]$

إذن ص = ٠,٥ مول/لتر $[H_2]$

مثال:

يتفاعل ٠,٠٣ غم من كمية وافرة من Cl_2 في إناء حجمه ربع لتر فإذا علمت أنه يتبقى ٠,٠١ غم من H_2 في الإناء بعد مرور ١ دقيقة على بدء التفاعل، جد:

١- السرعة العامة للتفاعل.

٢- وزن HCl المتكون بعد تلك الفترة الزمنية علماً أن الأوزان الذرية $H = ١$ ، $Cl = ٣٥,٥$.



الحل:

$$H_2 = 1 \times 2 = 2 \text{ غم/مول. } M = \frac{9}{ج} \times \frac{1000}{ح \text{ مل}} = 2 \text{ غم/مول.}$$

$$[H_2]_1 = \frac{1000}{250} \times \frac{0,03}{2} = 0,06 \text{ مول/لتر.}$$

$$[H_2]_2 = \frac{1000}{250} \times \frac{0,01}{2} = 0,02 \text{ مول/لتر.}$$

$$[H_2] \text{ س} = \frac{0,06 - 0,02}{1} = 0,04 \text{ مول.لتر}^{-1} \text{ دقيقة}^{-1}$$

$$\frac{\text{س HCl}}{2} = \frac{0,04}{1} \leftarrow \frac{\text{س HCl}}{2} = \frac{\text{س H}_2}{1}$$

$$\therefore \text{س HCl} = 0,04 \times 2 = 0,08 \text{ مول.دقيقة.لتر}^{-1}$$

$$\text{ج HCl} = 36,5 + 1 = 37,5 \text{ غم/مول}$$

$$M = \frac{1000}{\text{ح مل}} \times \frac{\text{و}}{\text{ج}}$$

$$0,08 = \frac{1000}{250} \times \frac{\text{و}}{37,5}$$

$$\therefore \text{و} = 0,73 \text{ غم وزن HCl}$$

متى يتوقف التفاعل؟

تتوقف عمليات التفاعل عند استهلاك إحدى المادتين المتفاعلتين أو

كليهما أي عندما يصبح التركيز النهائي صفر وكما يلي:

١- إذا كانت التراكيز متساوية والسرعة مختلفة يتوقف التفاعل بعد استهلاك

المادة الأسرع كما في أدناه:



$$0,1 \quad 0,1$$

يتوقف التفاعل بعد استهلاك H_2 .

٢- إذا كانت التراكيز مختلفة والسرعة متساوية يتوقف التفاعل بعد استهلاك

المادة الأقل تركيزاً كما في أدناه:



٠,٢ ٠,١

يتوقف التفاعل بعد استهلاك Cl_2 .

٣- إذا كانت التراكيز مختلفة والسرعة مختلفة يتوقف التفاعل بالزمن الأقل

(نحسب زمن استهلاك كل منهما) كما في أدناه.



٠,٤ ٠,٢

يتوقف التفاعل بالزمن الأقل.

مثال:

وضع ١,٢ مول من مادة A في إناء حجمه ٢ لتر وبعد فترة زمنية كانت

سرعة التفاعل بدلالة B تساوي ٠,٠٢ مول/لتر.ثا، احسب الزمن اللازم لتوقف التفاعل.

الحل:

$$M = \frac{N}{\text{ح لتر}} = \frac{١,٢}{٢} = ٠,٦ \text{ M [A] قبل التفاعل.}$$

س B = س A = ٠,٠٢ M^{-١}ثا بسبب تساوي عدد المولات في معادلة التفاعل

$$\text{حيث } \frac{\text{س A}}{١} = \frac{\text{س B}}{١}$$

$$\text{س A} = \frac{-(\text{ت}_٢ - \text{ت}_١)}{\Delta \text{ن}} = ٠,٠٢ \leftarrow \frac{-(\text{صفر} - ٠,٦)}{\Delta \text{ن}}$$

∴ $\Delta \text{ن} = ٣٠$ ثانية زمن توقف التفاعل.

مثال:

للتفاعل الغازي $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{SO}_3$ وفي إناء حجمه ٢ لتر

وضع ٥ مول من كل من O_2 و SO_2 فإذا علمت أن السرعة العامة للتفاعل $٠,٠٢$ مول/لتر^{-١}. دقيقة^{-١}، جد تركيز كل منهما بعد مرور ٢ دقيقة ثم جد الزمن اللازم ليتوقف التفاعل.

الحل:

$$M = \frac{N}{C \text{ لتر}} = \frac{٥}{٢} = ٢,٥ \text{ مول التركيز الابتدائي لكل من } SO_2 \text{ و } O_2$$

السرعة العامة للتفاعل = سرعة التفاعل بدلالة (O_2).

$$س_{O_2} = \frac{ت_٢}{\Delta ز} = ٠,٠٢ = \frac{ت_٢}{٢}$$

$$ت_٢ = ٢,٤٦ \text{ مول/لتر } [O_2]$$

$$\frac{س_{SO_2}}{٢} = \frac{٠,٠٢}{١} \Leftrightarrow \frac{س_{SO_2}}{٢} = \frac{س_{O_2}}{١}$$

$$\therefore س_{SO_2} = ٠,٠٤ \text{ مول/لتر} \cdot \text{دقيقة}^{-١}$$

$$س_{SO_2} = \frac{ت_٢}{٢} = ٠,٠٤ \Leftrightarrow \frac{ت_٢}{٢} = ٠,٠٤$$

$$ت_٢ = ٢,٤٢ \text{ مول/لتر } [SO_2]$$

وبما أن التراكيز متساوية والسرعة مختلفة إذن يتوقف التفاعل بعد

استهلاك SO_2 لأنه أسرع.

$$س_{SO_2} = \frac{ت_٢}{\Delta ز} = ٠,٠٤ \Leftrightarrow \frac{ت_٢}{\Delta ز} = ٠,٠٤$$

$$\Delta ز = ٦٢,٥ \text{ دقيقة ليتوقف التفاعل.}$$

قانون سرعة التفاعل:

هو علاقة توضح اعتماد سرعة التفاعل على تراكيز المواد، ولا يمكن

تكهنه من المعادلة الكيميائية المتوازنة وإنما من خلال التجربة فقط.

فمثلاً للتفاعل: ناتج $\rightarrow aA + bB$ نجد أن:
 $s \propto [A]^q [B]^l$

∴ $s = k [A]^q [B]^l$ قانون سرعة التفاعل

$s =$ سرعة التفاعل

(ق، ل) = مرتبة التفاعل بدلالة A ، B على التوالي وهما لا يساويان
 a, b اللذان يساويان عدد مولات للموازنة.

ث = ثابت السرعة: وهو مقدار ثابت بدرجة حرارة ثابتة لا يعتمد على
 تراكيز المواد المتفاعلة.

ملاحظات:

١- إذا كانت ق = ١ فإن التفاعل من المرتبة الأولى بدلالة A.

إذا كانت ل = ٢ فإن التفاعل من المرتبة الثانية بدلالة B.

∴ المرتبة العامة للتفاعل = ق + ل = ١ + ٢ = ٣.

∴ التفاعل من المرتبة الثالثة.

٢- إن قيم مراتب التفاعل بدلالة A, B (ق، ل) والمرتبة العامة للتفاعل قد
 تكون أعداد صحيحة موجبة، سالبة، أو كسوراً، أو صفراً فالمرتبة العامة
 تكون كسراً موجباً عند تفاعل البروم مع الهيدروجين وسالبة عند تحلل
 الأوزون و صفراً عند الانحلال الإشعاعي.

٣- أسس التراكيز (ق، ل) يتم التوصل إليها عن طريق التجارب العملية
 لقياس سرعة التفاعل وليس من معادلة التفاعل المتوازنة.

المرتبة العامة للتفاعل وأهميتها:

المرتبة العامة للتفاعل:

هي مجموع أسس التراكيز في قانون سرعة التفاعل (ق + ل) اللذان

يمثلان اعتماد السرعة على تراكيز A , B وهي مهمة في:

١- معرفة حساسية التفاعل عند تغير تراكيز المواد المتفاعلة.

٢- تساعد في اقتراح مسالك التفاعل.

استنتاج قانون سرعة التفاعل ومراتبه:

١- نختار أي تجربتين فيهما تركيزي أحد المواد المتفاعلة مختلفين بينما

تركيز المادة الأخرى ثابتاً وسرعة التفاعل مختلفتين.

٢- نطبق قانون سرعة التفاعل على هاتين التجربتين ثم نقسم قيم إحدى

التجربتين على قيم الأخرى (الكبير على الصغير من الأفضل لتحاشي

الكسور).

٣- نعيد نفس الخطوات على تجربتين لمادة متفاعلة أخرى ثم نكتب قانون

السرعة بالتعويض عن الأسس ثم نحسب المرتبة العامة للتفاعل.

٤- لحساب ث نعوض قيم إحدى التجارب في قانون السرعة، وتحسب

وحدات ث إما بالاختصار أو بتطبيق القانون التالي:

$$\text{وحدات ث} = (\text{وحدات التركيز المولاري})^{n-1} \times (\text{وحدة الزمن})^{-1}$$

حيث ن = المرتبة العلمية للتفاعل = ١ أو ٢ أو ٣.

أو بالحفظ:

وحدات ث		المرتبة العلمية
إذا الزمن دقائق	إذا الزمن ث	
مول ^{-٢} . لتر ^٢ . دقيقة ^{-١}	مول ^{-٢} . لتر ^٢ . ث ^{-١}	٣
مول ^{-١} . لتر. دقيقة ^{-١}	مول ^{-١} . لتر. ث ^{-١}	٢
دقيقة ^{-١}	ث ^{-١}	١

ملاحظات:

١- بعد الاختصار في الفقرة ٢ أعلاه يمكن الوصول والاستعانة بأحد

القانونين:

$$\left[\begin{array}{l} \text{أس معين} \\ \frac{\text{التركيز النهائي}}{\text{التركيز الابتدائي}} = \frac{\text{السرعة النهائية}}{\text{السرعة الابتدائية}} \end{array} \right]$$

أو مضاعفات السرعة = (مضاعفات التركيز) أس معين

٢- حساسية التفاعل لتغير تركيز أحد المواد المتفاعلة:-

أ- إذا كان أس التركيز = صفر فإن تغير هذا التركيز لا يؤثر في سرعة التفاعل التي لا تعتمد على تركيز هذه المادة، والتي لا تظهر في قانون السرعة بالرغم من ظهورها في معادلة التفاعل (حيث أي رقم اسه صفر = ١).

ب- إذا كان أس التركيز = ١ فإن تغير هذا التركيز يؤدي إلى تغير مماثل في سرعة التفاعل فمثلاً عند مضاعفة هذا التركيز تتضاعف السرعة وإذا زاد التركيز ٣ مرات تزداد السرعة ٣ مرات وعند خفض التركيز إلى النصف تنخفض السرعة إلى النصف .. وهكذا.

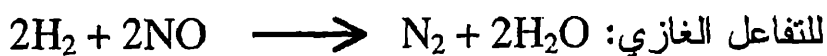
ج- إذا كان أس التركيز = ٢ فإن تغير هذا التركيز يؤدي إلى تغير السرعة بمقدار مربع تغير التركيز، فمثلاً عند مضاعفة هذا التركيز تزداد السرعة ٤ مرات وإذا زاد التركيز ٣ مرات تزداد السرعة ٩ مرات وعند خفض التركيز إلى الثلث تنخفض السرعة إلى التسع وهكذا.

د- أما إذا كان أس التركيز = ٣ فإن تغير السرعة سيكون مكعب تغير التركيز فعند مضاعفة هذا التركيز تزداد السرعة ٨ مرات وهكذا.

ملاحظة:

تظهر في بعض التفاعلات مادة في معادلة التفاعل ولا تظهر في قانون سرعته، لأن أس تركيز هذه المادة = صفر، وأن أي رقم اسه صفر = ١ لذلك لا تظهر في قانون السرعة.

مثال:



وجدت النتائج المختبرية في درجة حرارة معينة كما في الجدول المقابل أحسب ما يأتي:

أ- استنتج قانون سرعة التفاعل ومراتب التفاعل.

ب- احسب ثابت سرعة التفاعل.

ج- جد سرعة التفاعل في اللحظة التي يكون فيها $[\text{NO}] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ M}$ و

$$[\text{H}_2] = 4,2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

رقم التجربة	$[\text{H}_2]$	$[\text{NO}]$	سرعة التفاعل بدلالة N_2 مول/لتر/ثانية
١	3×10^{-3}	1×10^{-3}	3×10^{-4}
٢	3×10^{-3}	2×10^{-3}	12×10^{-4}
٣	3×10^{-3}	3×10^{-3}	27×10^{-4}
٤	6×10^{-3}	1×10^{-3}	12×10^{-4}
٥	6×10^{-3}	2×10^{-3}	48×10^{-4}
٦	6×10^{-3}	3×10^{-3}	81×10^{-4}

الحل:

ملاحظة: السرعة تتناسب مع التركيز المتغير وليس مع التركيز الثابت.

أ- في التجارب (١، ٢، ٣) $\alpha [\text{NO}]^q$ لأنه متغير.

نطبق قانون السرعة: $\text{س} = \text{ت} \times [\text{NO}]^q [\text{H}_2]^l$ على تجربة (١) و (٢) و (٣)

ونقسم ٢ على ١:

$$\frac{\text{س}_2}{\text{س}_1} = \frac{\text{ت}_2 \times [\text{NO}]_2^q \times [\text{H}_2]_2^l}{\text{ت}_1 \times [\text{NO}]_1^q \times [\text{H}_2]_1^l} = \frac{12 \times 10^{-4}}{3 \times 10^{-4}} = 4$$

$$4 = \frac{2^q \times 2^l}{1^q \times 3^l} \Rightarrow 4 = 2^q \times 2^l \Rightarrow 4 = 2^{q+l}$$

$$\therefore q = 2$$

إذن التفاعل من المرتبة الثانية بدلالة NO ويمكننا التحقق بقسمة س_٣

على س_١ في التجارب (٤،٥،٦): س α [H₂]^٢ لأنه متغير.

$$\frac{0,40}{0,20} \leftarrow \frac{س_٥}{س_٤} = \frac{ت_٥ [NO]^٢ [H_2]^٢}{ت_٤ [NO]^٢ [H_2]^٢}$$

$$٢ = ٢ \leftarrow \frac{٢(٣-١,٠ \times ٢)}{٢(٣-١,٠ \times ١)} =$$

$$\therefore ل = ١$$

∴ التفاعل من المرتبة الأولى بدلالة H₂ ويمكننا التحقق بقسمة س_٦ على س_٤.

∴ قانون السرعة: س = ت [NO]^٢ [H₂]^١ والمرتبة العامة = ٢ + ١ = ٣

∴ التفاعل من المرتبة الثالثة.

ب- لحساب ث نعوض في قانون السرعة من قيم إحدى التجارب ولتكن الأولى
مثلاً:

$$س = ت [NO]^٢ [H_2]^١ = ٠,٠٣ \leftarrow ت = \frac{٠,٠٣}{(٣-١,٠ \times ١)^٢ (٣-١,٠ \times ٦)^٢}$$

$$\leftarrow ت = ١٠ \times ٥ \text{ مول}^{-٢} \cdot \text{لتر}^{-٢} \cdot \text{دقيقة}^{-١}$$

$$\text{ج- س} = ١٠ \times ٥ = (٣-١,٠ \times ١,٥)^٢ (٣-١,٠ \times ٤,٢)^٢ = ٤٧,٢٥ \text{ مول}^{-٢} \cdot \text{لتر}^{-٢} \cdot \text{دقيقة}^{-١}$$

$$\text{مول}^{-٢} \cdot \text{لتر}^{-٢} \cdot \text{دقيقة}^{-١}$$

مثال:

من المعلومات التجريبية المثبتة في الجدول التالي جد قانون السرعة

ومراتب التفاعل:

رقم التجربة	[A]	[B]	[C]	سرعة التفاعل مول/لتر · ث
١	٠,٢	٠,٢	٠,٠٣	^٢ ١,٠ × ١,٥٦
٢	٠,١	٠,٢	٠,٠٣	^٢ ١,٠ × ١,٥٦
٣	٠,١	٠,٠١	٠,٠٤	^٢ ١,٠ × ٠,٧٨
٤	٠,١	٠,٠١	٠,٠١	^٢ ١,٠ × ٠,٢٦

الحل:

من تجربتي ١ و ٢ نلاحظ أن تراكيز B و C ثابتة بينما تركيز A متغير والسرعة ثابتة، نستنتج أن تغير تركيز A لا يؤثر في سرعة التفاعل، أس تركيز A = صفر، فالتفاعل من المرتبة صفر بدلالة [A] لذلك لا يظهر في قانون السرعة: $s = k [B]^q [C]^l$

في التجربتين ٢ و ٣ نجد أن $s \propto [B]^q$ نطبق قانون السرعة عليهما ونقسم:

$$\frac{1.0 \times 1.06}{1.0 \times 0.78} \leftarrow \frac{k [C]^l [B]^q \times \text{ث}}{k [C]^l [B]^q \times \text{ث}} = \frac{s_2}{s_3}$$

$$= \frac{(0.02)^q}{(0.01)^q} \quad q = 2$$

∴ $q = 2$

∴ التفاعل من المرتبة الأولى بدلالة B.

في التجربتين ٣ و ٤ نجد أن $s \propto [C]^l$ نطبق قانون السرعة عليهما ونقسم:

$$\frac{1.0 \times 0.78}{1.0 \times 0.26} \leftarrow \frac{k [C]^l [B]^q \times \text{ث}}{k [C]^l [B]^q \times \text{ث}} = \frac{s_3}{s_4}$$

$$= \frac{(0.03)^l}{(0.01)^l} \quad l = 3$$

∴ $l = 3$

∴ التفاعل من المرتبة الأولى بدلالة C.

∴ قانون السرعة: $s = k [B] [C]$ والمرتبة العامة للتفاعل

$$= \text{صفر} = 1 + 1 + 2$$

مثال:

للتفاعل الغازي المتجانس: $A + 2B \rightarrow 2C$ بدرجة حرارة

معيونة م الحصول على نتائج التجارب كما في الجدول:

رقم التجربة	[A]	[B]	سرعة التفاعل بداية [A] مول. ل ⁻¹ ث ⁻¹
١	٠,٠١	٠,٠١	١٢×١٠^{-٤}
٢	٠,٠١	٠,٠٤	٤٨×١٠^{-٤}
٣	٠,٠٢	٠,٠١	٢٤×١٠^{-٤}

احسب:

- ١- ثابت سرعة التفاعل.
- ٢- تركيز المادة C في التجربة الأولى بعد مرور ١٠٠ ثانية على بدء التفاعل.

الحل:

نطبق القانون: $س = ث \times [A]^ق \times [B]^ل$ ونقسم:

$$\frac{٤^{-١٠} \times ٤٨}{٤^{-١٠} \times ١٢} \leftarrow \frac{ث \times [A]^ق \times [B]^ل}{ث \times [A]^ق \times [B]^ل} = \frac{س٢}{س١}$$

$$٤ = ٤ \leftarrow \frac{ل(٠,٠٤)}{ل(٠,٠١)} \leftarrow$$

$$\therefore ل = ١$$

$$\therefore س١ \propto [B]$$

$$\frac{٤^{-١٠} \times ٢٤}{٤^{-١٠} \times ١٢} \leftarrow \frac{ث \times [A]^ق \times [B]^ل}{ث \times [A]^ق \times [B]^ل} = \frac{س٣}{س١}$$

$$١ = ٢ \leftarrow \frac{ق(٠,٠٢)}{ق(٠,٠١)} =$$

$$\therefore س١ \propto [A]$$

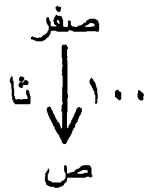
$$\therefore \text{القانون: } س = ث \times [A]^١ [B]^١ \times ث = ١٢ \times ١٠^{-٤} \leftarrow (٠,٠١) (٠,٠١)$$

$$ث = ١٢ \text{ لتر. مول}^{-١} \cdot \text{ث}^{-١}$$

$$\frac{10^{-1} \times 12}{1} = \frac{س}{2} \leftarrow \frac{[A]_{س}}{[A]_{ن}} = \frac{[C]_{س}}{[C]_{ن}} \quad (2)$$

∴ $C = 10^{-1} \times 24 = 2.4$ مول. لتر⁻¹. ثا⁻¹.

$$\frac{ص \text{ صفر}}{100} = 10^{-1} \times 24 \leftarrow \frac{1[C]_{1} + 2[C]_{2}}{ن \Delta} = [C]_{س}$$



∴ $ص = 2 - 10 \times 24 = 0.24$ مولاري.

مثال:

في التفاعل الغازي المتجانس الآتي:



وجد ما يأتي:

أ- عند زيادة [NO] 3 مرات بثبوت [H₂] تزداد السرعة 9 مرات.

ب- عند مضاعفة [H₂] بثبوت [NO] تتضاعف السرعة، جد قانون السرعة

والمرتبة العامة.

الحل:

طريقة (1):

السرعة	[H ₂]	[NO]	التكرار
س	ب	أ	1
9 س	ب	3 أ	2
18 س	2 ب	3 أ	3

$$\frac{\text{س}^9}{\text{س}} \leftarrow \frac{\text{ث} \times [\text{NO}]^2 \times [\text{H}_2]^2}{\text{ث} \times [\text{NO}] \times [\text{H}_2]} = \frac{\text{س}^2}{\text{س}^1}$$

$$9 = 3 \text{ ق} \leftarrow \frac{\text{ل} (3)}{\text{ل} (1)} =$$

$$\therefore \text{ق} = 2$$

$$\frac{\text{س}^{18}}{\text{س}^9} \leftarrow \frac{\text{ث} \times [\text{NO}]^3 \times [\text{H}_2]^3}{\text{ث} \times [\text{NO}]^2 \times [\text{H}_2]^2} = \frac{\text{س}^2}{\text{س}^1}$$

$$2 = 2 \text{ ل} \leftarrow \frac{\text{ل} (2)}{\text{ل} (2)} =$$

$$\therefore \text{ل} = 1$$

∴ القانون: $\text{س} = \text{ث} \times [\text{NO}]^2 \times [\text{H}_2]^3$ المرتبة العامة هي الثالثة (3=1+2).

طريقة (2):

$$\frac{\text{س}^9}{\text{س}} \leftarrow \left[\frac{\text{التركيز النهائي لـ NO}^{\text{ق}}}{\text{التركيز الابتدائي لـ NO}^{\text{ق}}} \right] = \frac{\text{السرعة النهائية}}{\text{السرعة الابتدائية}}$$

$$9 = 3 \text{ ق} \leftarrow \left[\frac{\text{ث}^3}{\text{ث}} \right] =$$

$$\therefore \text{ق} = 2$$

ثم نطبق نفس العلاقة بالنسبة لـ H_2 فنحصل:

$$2 = 2 \text{ ل} \leftarrow \frac{\text{ث}^2}{\text{ث}} = \frac{\text{س}^2}{\text{س}}$$

$$\therefore \text{ل} = 1$$

نكتب القانون والمرتبة كما في طريقة (1).

طريقة (٣):

مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز NO) $ق = ٩ = ٣ ق$

$$\therefore ق = ٣$$

مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز H_2) $٢ = ٢ ق$

$$\therefore ق = ١$$

نكتب القانون والمرتبة كما في طريقة (١).

مثال:

في التفاعل بين A و B إذا علمت أن المرتبة بالنسبة لكل من A

و B = ١ ضع في الفراغ ما يناسبه في الجدول الآتي:

سرعة التفاعل	[B]	[A]
٠,١	٠,٠٥	٠,٢
-----	٠,٠٥	٠,٨
٠,٨	-----	٠,٤

الحل:

نطبق قانون السرعة $س = ث [A] \times [B]$ على التجربة الأولى

لحساب ث $٠,١ = ث \times ٠,٢ \times ٠,٠٥ \Rightarrow ث = ١٠$ مول^{-١}. لتر. ثا^{-١} أو

دقيقة^{-١} نطبق القانون على التجربة الثانية: $س = ١٠ \times ٠,٨ \times ٠,٠٥ = ٠,٤$

مول^{-١}. لتر. ثا^{-١} أو دقيقة^{-١}

نطبق القانون على التجربة الثالثة: $٠,٨ = ١٠ \times ٠,٤ [B]$

$$\therefore [B] = ٠,٢ \text{ مول/لتر.}$$

مثال:

استنتج قانون سرعة التفاعل الغازي $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$ ومرتبته العامة.

السرعة (ل/ث)	[CO]	[O ₂]	التجربة
٦٠	٠,٠٤	٠,٠٢	١
٧٢٠	٠,٠٨	٠,٠٦	٢
٢٨٨٠	٠,١٦	٠,٠٦	٣

الحل:

نبدأ بقسمة تجربة (٣) على تجربة (٢) باعتبار [CO] ثابت فيهما.

$$ل٢ = ٤ \leftarrow \frac{ل (٠,١٦) \times ق (٠,٠٦) \times ث}{ل (٠,٠٨) \times ق (٠,٠٦) \times ث} = \frac{٢٨٨٠}{٧٢٠}$$

∴ ل ٢ أس تركيز O₂

ثم نعود لقسمة تجربة (٢) على تجربة (١) فنحصل على:

$$٢٢ \times ق٢ = ١٢ \leftarrow \frac{٢ (٠,٠٨) \times ق (٠,٠٦) \times ث}{١ (٠,٠٤) \times ق (٠,٠٢) \times ث} = \frac{٧٢٠}{٦٠}$$

$$\frac{١٢}{٤} = ق٣ \leftarrow$$

∴ ق٣ = ٣

∴ ق = ١

∴ القانون: س = ث × [CO] [O₂]^٢ والتفاعل من المرتبة الثالثة.

ملاحظة:

عند تغير كل من المادتين المتفاعلتين دون ثبوت إحداهما فيجب أن نكرر مجموعة التراكيز أو مجموعة مضاعفات التراكيز فتصبح العلاقة:

$$\text{مضاعفات السرعة} = (\text{مضاعفات تركيز المادة الأولى})^ق \times (\text{مضاعفات تركيز المادة لثانية})^ل$$

مثال:

التفاعل الآتي من المرتبة الثالثة:



لوحظ عند خفض [NO] إلى نصف ما كان عليه تنخفض سرعة التفاعل

إلى ربع ما كانت عليه بثبات [O₂] جد:

١- قانون سرعة التفاعل.

٢- كم مرة تزداد سرعة التفاعل عند مضاعفة [NO] وخفض [O₂] إلى

النصف.

الحل:

طريقة (١):

س = ث × [O₂]^ق [NO]^ل، نشكل جدول:

س	[NO] ^ل	[O ₂] ^ق	ث
س	ب	أ	١
س / ٤	ب / ٢	أ	٢

$$\leftarrow \frac{\frac{1}{4} \text{س}}{\text{س}} \leftarrow \frac{\text{ث} \times [\text{O}_2]^{\text{ق}} \times [\text{NO}]^{\text{ل}}}{\text{ث} \times [\text{O}_2]^{\text{ق}} \times [\text{NO}]^{\text{ل}}} = \frac{2\text{س}}{1\text{س}}$$

$$\left[\frac{\frac{1}{4} \text{ب}}{\text{ب}} \right] \therefore \frac{\text{ل} (1)}{2} = \frac{1}{4}$$

$$\therefore \text{ل} = 2 \quad \text{ق} = 2 + 3$$

$$\therefore \text{ق} = 1$$

$$\therefore \text{القانون: س} = \text{ث} \times [\text{O}_2] \times [\text{NO}]^2$$

طريقة (٢):

$$\text{نعوض من الجدول فنحصل:} \quad \frac{2\text{س}}{1\text{س}} = \frac{\text{ث} \times [\text{O}_2] \times [\text{NO}]^2}{\text{ث} \times [\text{O}_2] \times [\text{NO}]^2}$$

تجربة	[O ₂]	[NO]	سرعة التفاعل
١	أ	ب	س _١
٢	١/٢ أ	٢ب	س _٢

$$\frac{س_٢}{س_١} = \frac{٢(ب) \times (١/٢ أ)}{١(ب) \times أ} = \frac{س_٢}{س_١} = ٤ \times \frac{١}{٢} = ٢ \text{ مرة}$$

∴ تزداد سرعة التفاعل إلى الضعف (أي تتضاعف السرعة).

طريقة (٢):

يمكن حل فرع (١) بطريقة:

$$\begin{aligned} \text{مضاعفات السرعة} &= (\text{مضاعفات تركيز NO})^١ \text{ وفرع (٢) باستعمال:} \\ \text{مضاعفات السرعة} &= (\text{مضاعفات تركيز O}_2\text{)}^٢ \times (\text{مضاعفات تركيز NO})^١ \\ &= ٢ \times ٢ = ٤ \text{ مرة.} \end{aligned}$$

كما يمكن حل فرع (٢) بطريقة ثالثة وهي باستعمال قانون السرعة.

$$س = ث \times [NO]^٢ [O_2] = ٢ \times ٢ \times \frac{١}{٢} \times ث = ٢ \text{ ث أي تتضاعف السرعة.}$$

مثال:

اختر من بين القوسين ما يلائم العبارة الآتية:

إذا كان قانون السرعة = ث × [A]^٢ [B] وجعلنا تركيز كل من A و B ضعف ما كان عليه تزداد سرعة التفاعل (مرتين، ٤ مرات، ٦ مرات، ٨ مرات، ١٠ مرات).

الحل:

$$\begin{aligned} \text{مضاعفات السرعة} &= (\text{مضاعفات تركيز A})^٢ \times (\text{مضاعفات تركيز B}) \\ &= ٢ \times ٢ = ٤ \text{ مرات. ويمكننا الحل بطريقة أخرى وهي عمل جدول.} \end{aligned}$$

مثال:

للتفاعل الغازي الآتي $2\text{NOCl} \longrightarrow 2\text{NO} + \text{Cl}_2$ أمكن الحصول على المعلومات الآتية:

سرعة التفاعل مول ⁻¹ لتر ⁻¹ ثا ⁻¹	[NOCl]
$10^{-1} \times 3,6$	0,3
$10^{-1} \times 14,4$	0,6

١- ما قيمة ثابت سرعة التفاعل.

٢- كم مرة تزداد سرعة التفاعل عندما يزداد [NOCl] من 0,3 مولاري إلى 0,9 مولاري.

الحل:

$$2 \text{ س} = 4 \text{ س} \Leftrightarrow \frac{\text{ث} \times (0,6)}{\text{ث} \times (0,3)} = \frac{10^{-1} \times 14,4}{10^{-1} \times 3,6} = \frac{2 \text{ س}}{1 \text{ س}}$$

$$\therefore \text{ق} = 2$$

$$\therefore \text{القانون: س} = \text{ث} \times [\text{NOCl}]^2$$

$$\text{نعوض في القانون لحساب ث: } 10^{-1} \times 3,6 = \text{ث} \times (0,3)^2$$

$$\therefore \text{ث} = 4 \times 10^{-1} \text{ مول}^{-1} \text{ لتر. ثا}^{-1}$$

(٢):

$$9 = \frac{2 \text{ س}}{1 \text{ س}} \Leftrightarrow \left[\frac{0,9}{0,3} \right]^2 = \frac{2 \text{ س}}{1 \text{ س}} \Leftrightarrow \left[\frac{\text{ث}}{\text{ث}} \right]^2 = \frac{2 \text{ س}}{1 \text{ س}}$$

$$\therefore 9 \text{ س} = 2 \text{ س}$$

أي تزداد السرعة ٩ مرات.

$$\text{طريقة ثانية: } \frac{\text{التركيز النهائي}}{\text{التركيز الابتدائي}} = \frac{0,9}{0,3} = 3 \text{ مضاعفات التركيز}$$

مضاعفات السرعة = (مضاعفات التركيز)² = 3² = 9 مرات.

مثال:

التفاعل الآتي (نتائج \rightarrow A) من المرتبة الثانية، سرعة تفاعله

$$= 1 \times 10^{-3} \text{ مول. لتر}^{-1} \text{ ث}^{-1} \text{ عندما يكون } [A] = 0,1 \text{ M احسب:}$$

١- ثابت سرعته.

٢- الزمن اللازم لاستهلاك جميع [A].

٣- كم تصبح سرعته عند مضاعفة [A].

٤- كم تصبح سرعته عند سحب 0,05 مول من A وكان الحجم 10 لتر.

٥- كم تصبح سرعته بعد إضافة 0,2 مول من A وكان الحجم 1 لتر.

الحل:

القانون: $s = k[A]^2$

$$1 \times 10^{-3} = k(0,1)^2$$

$$\therefore k = 0,1 \text{ مول}^{-1} \text{ لتر}^{-1} \text{ ث}^{-1}.$$

(٢):

$$s = \frac{k[A]^2}{\Delta t} = 1 \times 10^{-3} = \frac{\text{صفر } 0,1}{\Delta t}$$

$$\therefore \Delta t = 100 \text{ ثانية.}$$

(٣):

التركيز الجديد = $0,1 \times 2 = 0,2$ مول/لتر.

$$s = k[A]^2 = 0,1 \times (0,2)^2 = 4 \times 10^{-3} \text{ مول}^{-1} \text{ لتر}^{-1} \text{ ث}^{-1}$$

(٤):

التركيز الجديد = $0,1$ مول/لتر = $0,05$ مول/لتر.

$$s = k[A]^2 = 0,1 \times (0,05)^2 = 25 \times 10^{-6} \text{ مول}^{-1} \text{ لتر}^{-1} \text{ ث}^{-1}$$

(٥):

التركيز الجديد = ٠,١ + ٠,٢ = ٠,٣ مول / لتر

$$س = ث \times [A] = ٠,١ \times (٠,٣) = ٩ \times ١٠^{-٣} \text{ مول}^{-١} \text{ لتر}^{-١} \cdot \text{ث}^{-١}$$

مثال:

للتفاعل الغازي $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{SO}_3$ وجد أن مضاعفة تركيز

O_2 بثبوت تركيز SO_2 سيضاعف سرعة التفاعل، وأن إضافة ٣ أمثال (SO_2) إلى تركيزه الأصلي مع إضافة ضعف (O_2) إلى تركيزه الأصلي سيزيد سرعة التفاعل ٤٨ مرة.

استنتج قانون سرعة التفاعل موضحاً كيف تتغير سرعة التفاعل عند

زيادة (SO_2) ٣ مرات وخفض (O_2) إلى ثلث تركيزه الأصلي.

الحل:

إما بعمل جدول أو بطريقة المضاعفات: مضاعفات السرعة =

$$(مضاعفات تركيز \text{O}_2)^ق \Leftarrow ٢ = ٢^ق$$

$$\therefore ق = ١$$

$$٣ = ١ + ٢ \text{ مضاعفات تركيز } \text{SO}_2$$

$$\therefore \text{مضاعفات السرعة} = (مضاعفات \text{SO}_2)^ل \times (مضاعفات \text{O}_2)^ق$$

$$\frac{٤٨}{٣} = ل^١ \Leftarrow ١٦ = ل^١$$

$$١٦ = ل^٤ \Leftarrow ل = ٢$$

$$\therefore ل = ٢ \text{ أس تركيز } \text{SO}_2$$

$$\therefore \text{قانون سرعة التفاعل س} = ت \times [\text{SO}_2]^٢ [\text{O}_2]^١$$

$$\text{مضاعفات السرعة} = (مضاعفات [\text{SO}_2])^٢ \times (مضاعفات [\text{O}_2])^١$$

$$٣ = \frac{١}{٣} \times ٢^٣ = \text{مضاعفات السرعة}$$

∴ تزداد سرعة التفاعل ٣ مرات

(كما يمكن حل الفرع الثاني بطريقة الجدول).

مسالك (ميكانيكية) التفاعلات الكيميائية:

وهي خطوات أو تفاعلات وسطية يمر بها التفاعل الكيميائي للوصول إلى الناتج، فالمعادلة الكيميائية المتوازنة غالباً هي محصلة أو مجموع هذه الخطوات والتفاعلات.

الخطوة المحددة للسرعة (الخطوة البطيئة):

وهي الخطوة الأبطأ سرعة والتي تحدد سرعة التفاعل والتي ينطبق عليها قانون السرعة.

خطوات اقتراح (تنبؤ، تكهن) مسالك التفاعل:

١- كتابة الخطوة البطيئة:

هي الخطوة الأولى في المسالك والتي تمثل مرحلة الاختناق في التفاعل ونتعرف عليها من قانون سرعة التفاعل حيث: أسس التراكيز في القانون = عدد جزيئات (أو عدد مولات) المواد المتفاعلة في الخطوة المحددة للسرعة، ونكتب المادة الوسطية مع الناتج ثم نوازن.

٢- كتابة الخطوة السريعة:

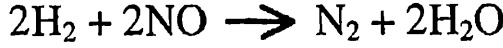
تفاعل المادة الوسطية مع المتبقي أن وجد من تفاعلات المعادلة الأصلية ونوازن المعادلة، وللتحقيق نجمع المعادلات ونختصر المتشابهات من الطرفين فنحصل على المعادلة الأصلية (إذا كان التفاعل بخطوة واحدة فهي البطيئة).

∴ الأسس = عدد مولات المعادلة

مثال:

إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل الغازي الآتي:

$$[H_2]^2 [NO] \times \text{ث} = \text{س}$$



فاقتراح مسلكاً لهذا التفاعل على فرض تكوين أوكسيد النتروز N_2O

كمادة وسطية.

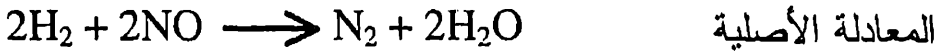
الحل:

من القانون نستنتج الخطوة البطيئة (المحددة للسرعة) تتضمن تفاعل

جزئيتين من NO مع جزئية واحدة من H_2 .



وسطي



مثال:

إذا علمت أن الخطوة البطيئة (المحددة للسرعة) التفاعل الغازي:



تتضمن تفاعل جزئية واحدة من HBr مع جزئية واحدة من NO_2 تتبأ

مسالك هذا التفاعل على فرض تكوين $HONO$ الوسطي.

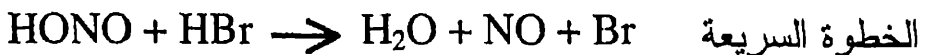
الحل:

في حالة وجود ذرة غاز في ناتج الخطوة البطيئة وكذلك السريعة بينما

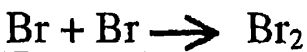
توجد جزئية نفس الغاز في المعادلة الأصلية فيجب اقتراح معادلة ثالثة:



الوسطي



متبقي وسطي



مثال:

للتفاعل الغازي $2A + B_2 + C \longrightarrow A_2B + BC$ وجد أن الخطوة المحددة لسرعة التفاعل تتضمن تفاعل جزيئة من C مع جزيئة من A وأن سرعة التفاعل $= 1,125 \times 10^{-6}$ مولاري. ثا⁻¹ في اللحظة التي يكون فيها $[A] = 0,15$ مولاري و $[B_2] = 0,35$ مولاري و $[C] = 0,125$ مولاري. احسب سرعة التفاعل بعد استهلاك 0,05 مول/لتر من A.

الحل:

القانون: $س = ث [A] [C] \times 1$ ولم تظهر المادة B_2 في قانون السرعة لأنها لم تذكر في الخطوة المحددة.

∴ أس $[B_2] =$ صفر

$$1,125 \times 10^{-6} = ث \times (0,125) (0,15)^2$$

$$ث = 4 \times 10^{-4} \text{ لتر}^2 \cdot \text{مول}^{-2} \cdot \text{ثا}^{-1}$$

$[A]$ المستهلك = 0,05 مولاري.

∴ $[C]$ المستهلك = $2/0,05 = 0,025$ مولاري.

∴ $[A]$ الجديد = 0,15 - 0,05 = 0,1 M و $[C] = 0,125 - 0,025 = 0,1$

0,1 M (نعوض)

$$س = ث [A] [C] \times 1 = 4 \times 10^{-4} = 2 (0,1) (0,1) = 4 \times 10^{-6} \text{ مول} \cdot \text{لتر}^{-1} \cdot \text{ثا}^{-1}$$

مثال:

للتفاعل الغازي الآتي: $2NO + Br_2 \longrightarrow 2NOBr$ وجد

أن مضاعفة تركيز NO بثبوت تركيز Br_2 يضاعف سرعة التفاعل فإذا علمت أن التفاعل من المرتبة الثانية.

أجب عما يأتي:

١- اكتب قانون سرعة التفاعل.

٢- هل يتم هذا التفاعل بخطوة واحدة أم على خطوات.

الحل:

مضاعفات السرعة = مضاعفات تركيز (NO) ق

$$٢ = ٢ ق \quad \Leftarrow \quad \therefore ق = ١$$

$$ق + ل = ٢ \quad \therefore ل = ١$$

∴ القانون: س = ث × [Br₂] [NO]

∴ أسس التركيز في قانون لا تساوي تماماً عدد الجزيئات في المعادلة.

∴ التفاعل يتم على خطوات.

مثال:

في التفاعل التالي وجد أن قانون سرعة التفاعل $2NO + F_2 \longrightarrow 2ONF$ هو

س = ك × [NO] [F₂] تكهن مسالك التفاعل وعين الخطوة المحددة للسرعة،

موضحاً كيف تتغير سرعة التفاعل عند خفض حجم إناء التفاعل إلى النصف.

الحل:

الخطوة المحددة للسرعة $NO + F_2 \longrightarrow ONF + F$

الخطوة السريعة $F + NO \longrightarrow ONF$

بالجمع $2NO + F_2 \longrightarrow 2ONF$

إن خفض حجم الإناء إلى النصف سيضاعف تركيزي NO و F₂

مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز NO) × (مضاعفات F₂) = ٢ × ٢ = ٤

∴ تزداد السرعة ٤ مرات.

نظريات سرع التفاعل:

أولاً: نظرية التصادم:

وهي أكثر شيوعاً في الغازات وتفترض ما يأتي:

١- إن التفاعل يحصل نتيجة لتصادم جزيئات المواد المتفاعلة مع بعضها وتعتمد سرعة التفاعل على معدل الاصطدامات الجزيئية هذه.

٢- ليس بالضرورة أن تقود جميع الاصطدامات إلى تفاعل فهناك اصطدامات قد لا يحصل تفاعل أثناء حصولها، تدعى بالاصطدامات غير المنتجة وأخرى يحصل تفاعل أثناء حصولها فتدعى بالاصطدامات المنتجة.

٣- الاصطدامات المنتجة: وهي الاصطدامات التي تؤدي لحصول تفاعل والتي تتطلب شرطين هما:

أ- أن يكون للجزيئات المتصادمة طاقة حركية عالية تساوي أو تفوق الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحصول التفاعل والتي تدعى طاقة التنشيط.
ب- أن يكون للجزيئات المتصادمة وضعاً فضائياً مناسباً لحدوث التفاعل وتوليد نواتجه.

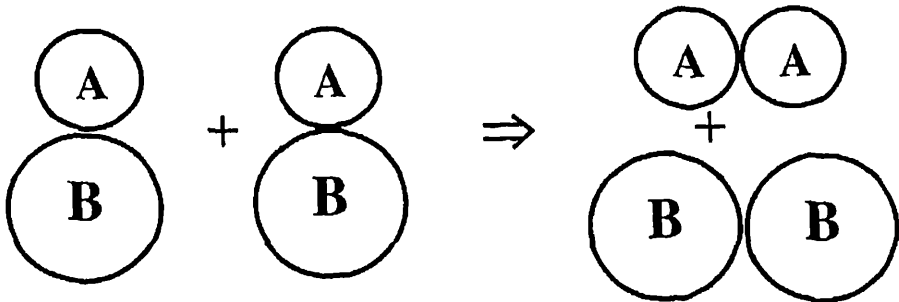
٤- الاصطدامات غير المنتجة: وهي الاصطدامات التي لا تؤدي لحصول تفاعل والتي لا تعطي ناتجاً إما لأن الجزيئات لا تمتلك طاقة تساوي أو تفوق طاقة التنشيط أو أنها لا تمتلك وضعاً فضائياً مناسباً أو لكلا السببين معاً.

طاقة التنشيط (حسب نظرية التصادم):

وهي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحصول التفاعل.

مثال:

تصادم منتج لأن الوضع الفضائي مناسب. صورة رقم (١):

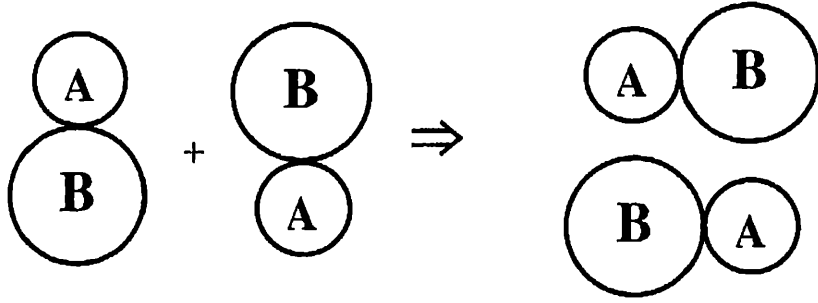


مواد متفاعلة

مواد ناتجة

مثال:

تصادم غير منتج لأنه يؤدي إلى تكوين نفس المواد المتفاعلة لأن الوضع الفضائي غير مناسب. صورة رقم (٢):

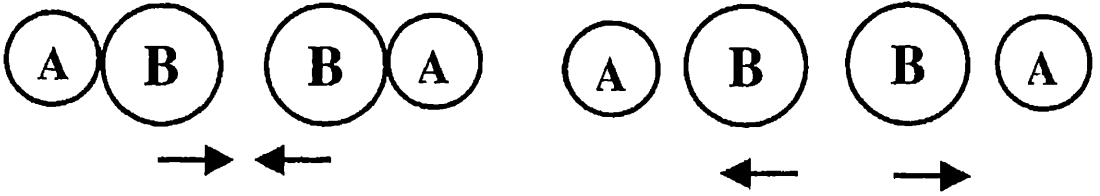


مواد متفاعلة

نفس المواد المتفاعلة

مثال:

تصادم غير منتج حيث تقترب B من B لكن A تبقى بعيدة عن A فلا يحصل تفاعل ولا تتكون A_2 و B_2 لأن الوضع الفضائي غير مناسب. صورة رقم (٣):



اقتراب المواد المتفاعلة

ابتعاد نفس المواد المتفاعلة

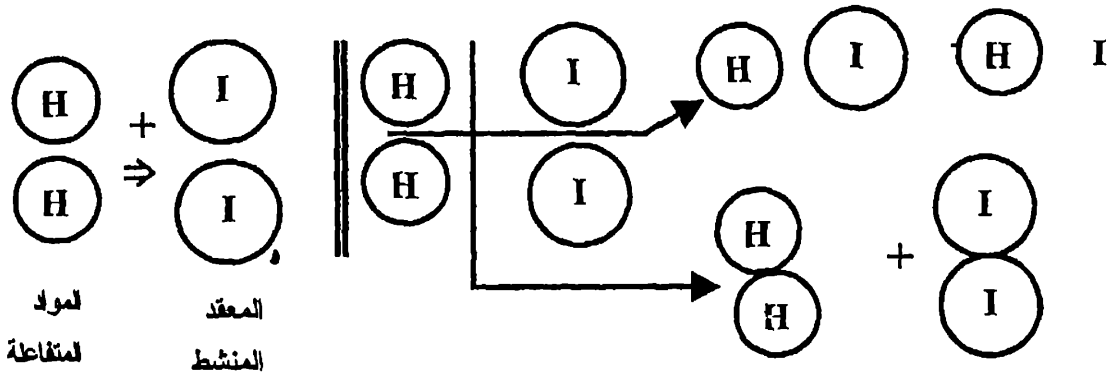
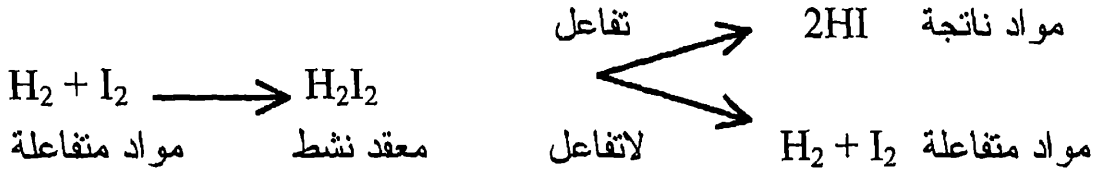
ثانياً: نظرية الحالة الانتقالية:

نفترض ما يلي:

١- أن اقتراب دقائق المواد من بعضها يؤدي إلى ترتيب فضائي مؤقت يدعى بالمعقد المنشط.

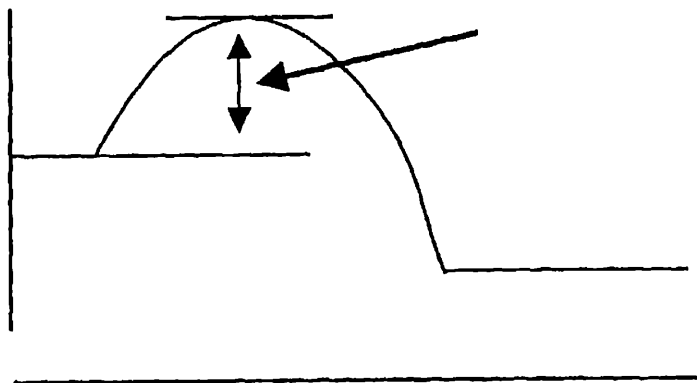
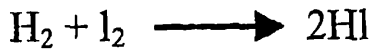
٢- المعقد المنشط: هو تكوين غير مستقر بسبب طاقته العالية سرعان ما يتفكك إما إلى المواد المتفاعلة فلا يحدث تفاعل أو إلى المواد الناتجة فيحدث تفاعل.

٣- إن طريقة التفكك تعتمد على كيفية تكسر الأواصر المؤقتة المتكونة بين ذرات المعقد المنشط كما يتضح فيما يأتي: صورة رقم (٤):



طاقة التنشيط:

حسب نظرية الحالة الانتقالية: هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لتكوين المعقد المنشط وتمثل الفرق بين طاقة المعقد المنشط وطاقة المواد المتفاعلة، كما يتضح بالمخطط الذي يوضح مستويات الطاقة للمواد المتفاعلة والمعقد المنشط والمواد الناتجة للتفاعل: صورة رقم (٥):



ملاحظات في نظريتي سرعة التفاعل:

نجد في كلا النظريتين أن العلاقة بين طاقة تنشيط التفاعل وسرعة التفاعل علاقة عكسية حيث أن:

١- التفاعلات ذوات طاقة التنشيط الواطئة تكون سريعة لأن نسبة الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية تساوي أو تفوق طاقة التنشيط نسبة كبيرة.

٢- التفاعلات ذوات طاقة التنشيط العالية تكون بطيئة لأن نسبة الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية تساوي أو تفوق طاقة التنشيط هي نسبة صغيرة.

٣- حرارة التفاعل ΔH = الفرق بين طاقة المواد الناتجة τ وطاقة المواد المتفاعلة σ أي أن: $\Delta H = \tau - \sigma$ أو $\Delta H = H_2 - H_1$ فإذا كانت:

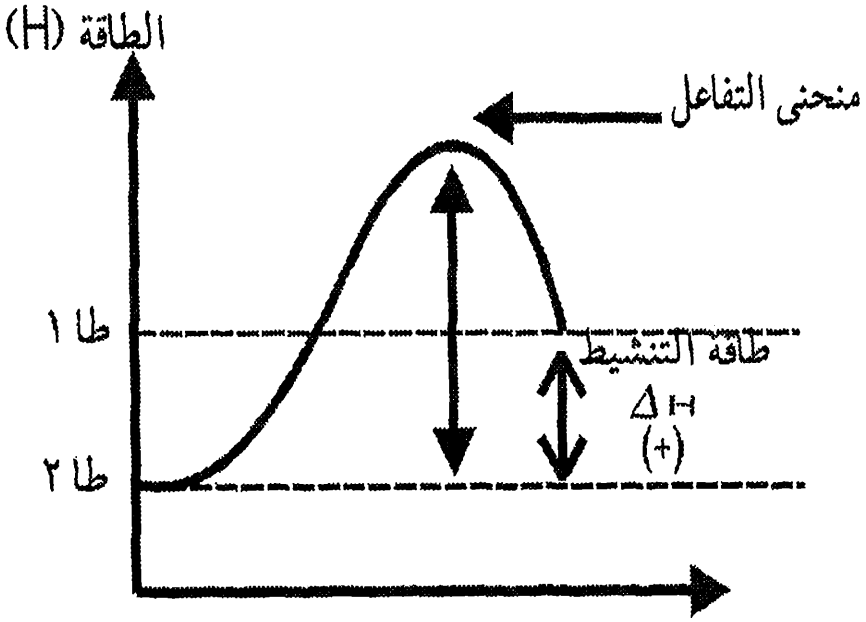
أ- $\tau > \sigma$ أكبر من σ فإن إشارة حرارة التفاعل ΔH ستكون موجبة ويكون التفاعل ماصاً للحرارة.

ب- $\tau < \sigma$ أصغر من σ فإن إشارة حرارة التفاعل ΔH سيكون سالبة ويكون التفاعل باعثاً للحرارة.

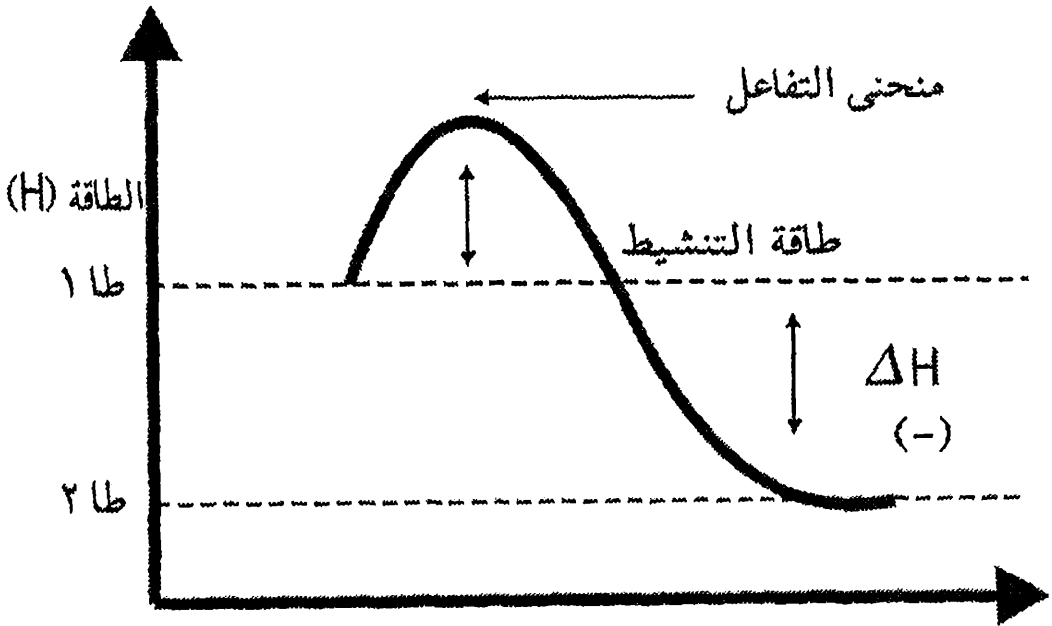
٤- في الشكلين المجاورين: نجد أن الفرق بين ارتفاع قمة منحنى التفاعل وطاقة المواد المتفاعلة σ يمثل طاقة التنشيط التي تفسر:

أ- بموجب نظرية التصادم: تمثل الحد الأدنى من الطاقة اللازم توفرها للجزيئات كي تتفاعل.

ب- بموجب نظرية الحالة الانتقالية: تمثل الحد الأدنى من الطاقة اللازم توفرها لتكوين معقد منشط. صورة رقم (٦)، وصورة رقم (٧):



سير التفاعل
منحنى التفاعل ومستويات الطاقة لتفاعل
ماص للحرارة



سير التفاعل
منحنى التفاعل ومستويات الطاقة لتفاعل
باعث للحرارة

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل:

(إن التفاعلات المختلفة تجري بسرعات مختلفة وإن كانت الظروف التي

تجري فيها متشابهة)، وتتأثر سرعة التفاعلات بالعوامل التالية:

١- نوعية المواد المتفاعلة: تختلف سرعات التفاعلات المتشابهة باختلاف

نوعية المواد المتفاعلة، فمثلاً تفاعل غازي الهيدروجين والفلور سريع جداً

لحد الانفجار بينما تفاعل غاز الهيدروجين مع اليود أقل سرعة وأقل حدة

تحت نفس الظروف.

٢- الهيئة الفيزيائية للمادة: تحدد سرعة التفاعل فمثلاً احتراق مسحوق

المغنيسيوم أشد من احتراق شريطه (ج) لأن المساحة السطحية للمسحوق

المعرضة للتفاعل تكون أكبر بكثير مما للشريط.

٣- تركيز المواد المتفاعلة: تزداد عدد الاصطدامات بين دقائق المواد

المتفاعلة بازدياد تراكيز هذه المواد في وحدة الزمن فتزداد سرعة

التفاعل.

٤- درجة الحرارة: يؤدي رفع درجة الحرارة إلى:

أ- زيادة الطاقة الحركية للجزيئات فيزداد عدد الاصطدامات فيما بينها في

وحدة الزمن.

ب- زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة تساوي أو تفوق طاقة التنشيط

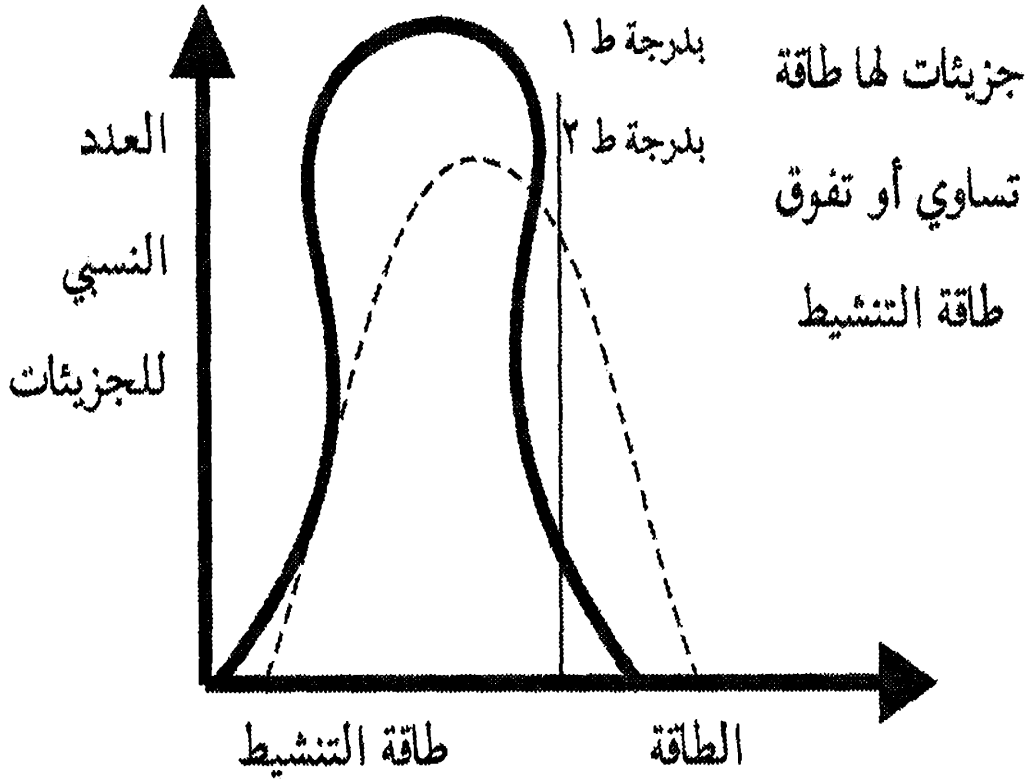
فتزداد سرعة التفاعل وعموماً زيادة عشر درجات حرارية يؤدي إلى

مضاعفة سرعة بعض التفاعلات الغازية، ويتضح من المخطط التالي

أن في درجة ط_١ يكون عدد الجزيئات التي تحمل طاقة حركية مساوية

أو تفوق طاقة التنشيط محدوداً، وعند رفع درجة الحرارة إلى ط_٢

يزداد عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية تساوي أو تفوق طاقة التنشيط، فتزداد سرعة التفاعل. صورة رقم (٨):

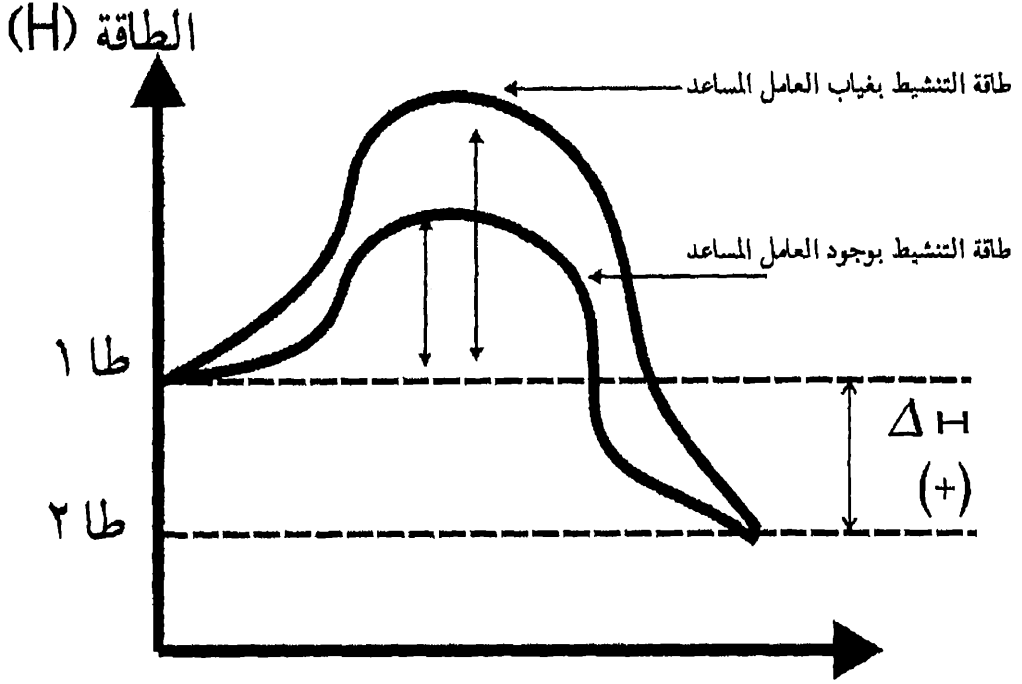


مخطط تأثير درجة الحرارة على الطاقة الحركية للجزيئات

٥- العامل المساعد (المحفز): يكون تأثير العامل المساعد كما يلي:

أ- تأثيره حسب نظرية الحالة الانتقالية:

- يغير مسالك التفاعل فيعطي معقد منشط جديد يختلف عن المعقد المتكون بغياب العامل المساعد.
- يخفض من طاقة التنشيط فيزداد عدد الجزيئات التي تمتلك ما يساوي أو يفوق طاقة التنشيط المخفضة، فتزداد سرعة التفاعل. صورة رقم (٩):



مخطط تأثير العامل المساعد في سرعة التفاعل

ب- تأثيره حسب نظرية التصادم:

يخفض من طاقة التنشيط فيزداد عدد الجزيئات التي تمتلك ما يساوي أو يفوق طاقة التنشيط المنخفضة فتزداد سرعة التفاعل.
ملاحظة:

لا تتغير قيمة ΔH عند إضافة عامل مساعد وذلك لأن:

$\Delta H = ط ٢ - ط ١$ وأن العامل المساعد لا يؤثر في $ط ٢$ ولا $ط ١$ وإنما يؤثر في طاقة التنشيط فقط فلا تتغير قيمة ΔH .

التوازن الكيميائي:

التفاعلات غير الانعكاسية (\rightarrow):

وهي التفاعلات التي تستمر في اتجاه واحد والتي لا تتوقف إلا إذا تم استهلاك إحدى المادتين المتفاعلتين أو كليهما.

مثال:

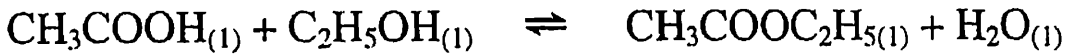


التفاعلات الانعكاسية (\rightleftharpoons):

وهي التفاعلات التي تستمر في اتجاهين والتي عند خلط موادها المتفاعلة تبدأ سرعة تفاعلها بالتباطؤ تدريجياً إلى أن تصل إلى سرعة ثابتة لا تتغير مع أن المواد المتفاعلة لم تستهلك كلياً.

أمامي (طردي)

مثال:



خلفي (عكسي)

ماء خلات الاثيل (استر) كحول الاثيل (إيثانول) حامض الخليك

أنواع التفاعلات من حيث الطور:

التفاعلات المتجانسة:

وهي التفاعلات التي تكون فيها جميع المواد المتفاعلة والنتيجة من طور واحد، كأن تكون جميعها غازات أو سوائل أو صلبة.

مثال:



في الطور الغازي، والتفاعل أعلاه في طور سائل.

الطور:

هو الحالة الفيزيائية للمادة صلبة أو سائلة أو غازية (s, l, g).

التفاعلات غير المتجانسة:

وهي التفاعلات التي تكون موادها متعددة الأطوار، مثال:



حالة التوازن:

هي حالة توازن حركي (ديناميكي) أي ليست حالة توازن سكوني (ستاتيكي) التي تظهر بها التفاعلات وكأنها متوقفة لكن الحقيقة أنها مستمرة في كلا الاتجاهين الأمامي والخلفي، بنفس السرعة، حيث تبقى التراكيز ثابتة بدرجة حرارية معينة، والشكل يوضح معدل استهلاك المتفاعلات ومعدل تكوين النواتج للتفاعل:

١س

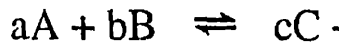


٢س

قانون فعل الكتلة:

تتناسب سرعة التفاعلات الكيميائية في اتجاه معين في خليط التوازن طردياً مع حاصل ضرب التراكيز الفعالة للمواد المتفاعلة كل منها مرفوع إلى أس يساوي عدد المولات التي تظهر فيه تلك المادة في معادلة التفاعل المتوازنة.

١س



٢س

$$[A]^a [B]^b \propto \alpha \quad ١س$$

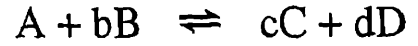
$$[D]^d [C]^c \propto \alpha \quad ٢س$$

ملاحظة:

سنفترض في حساباتنا المبسطة أن التراكيز الفعالة تساوي تقريباً المولارية.

اشتقاق علاقة ثابت التوازن:

من قانون فعل الكتلة أعلاه نحصل على:



$$س_1 = ث_1 [A]^a [D]^b$$

$$س_2 = ث_2 [C]^c [D]^d$$

س₁ = س₂ عند التوازن

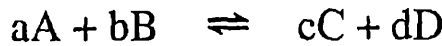
$$\therefore ث_1 [A]^a [B]^b = ث_2 [C]^c [D]^d$$

$$\frac{ث_1}{ث_2} = \frac{[D]^d [C]^c}{[B]^b [A]^a}$$

تراكيز المتبقي من المتفاعلات

$$\therefore \frac{ث_1}{ث_2} = \frac{[D]^d [C]^c}{[B]^b [A]^a} = ك \text{ أو } م \text{ ويدعى ثابت التوازن.}$$

التعبير عن ثابت التوازن:



$$ك = م = \frac{[D]^d [C]^c}{[B]^b [A]^a}$$

$$ك = \frac{\text{ص } C^c \times \text{ص } D^d}{\text{ص } A^a \times \text{ص } B^b} = \frac{\text{ضغوط الغازات الناتجة عند التوازن}}{\text{ضغوط الغازات المتفاعلة عند التوازن}}$$

ك = م = ثابت التوازن بدلالة التراكيز ك ص = ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية وللغازات فقط.

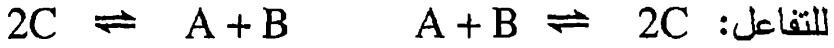
كل اجو = ٧٦٠ ملمم (تور) الضغط الكلي لخليط غازي = مجموع الضغوط الجزئية للغازات.

ثابت التوازن ك أو م:

هو عدد ثابت يمثل صفة مميزة للتفاعل لا تتغير قيمته إلا بتغير درجة الحرارة، ويمثل النسبة بين حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة إلى حاصل

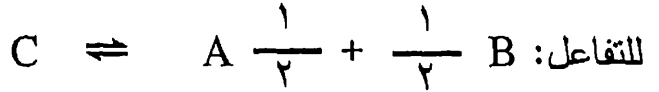
ضرب تراكيز المتبقي من المواد المتفاعلة في خليط التوازن (عند التوازن) كل منها مرفوع إلى أس يمثل عدد المولات في معادلة التفاعل المتوازنة.

اعتماد علاقة ثابت التوازن على طريقة كتابة معادلة التفاعل:



$$K_1 = \frac{[C]^2}{[A][B]} = K_1$$

$$K_2 = \frac{1}{K_1} = \frac{1}{K_1} = \frac{[A][B]}{[C]^2}$$



$$K_3 = \frac{[A]^{1/2}[B]^{1/2}}{[C]} = \sqrt{K_1}$$

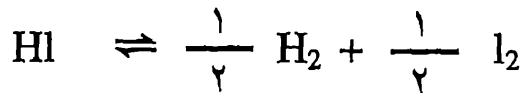
١- عندما نعكس المعادلة تنقلب قيمة ك.

٢- عندما نقسم معادلة على ٢ تنجذر قيمة ك تربيعاً بينما عند ضربها $\times 2$

تتربع.

مثال:

للتفاعل الغازي: $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ وجد أن قيمة ك م = ٤٩ احسب قيمة ك م للتفاعل.



الحل:

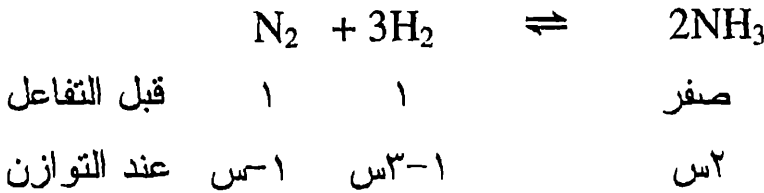
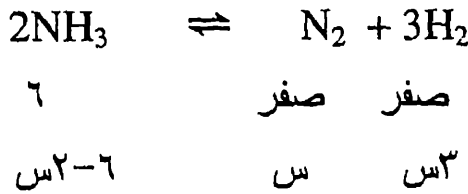
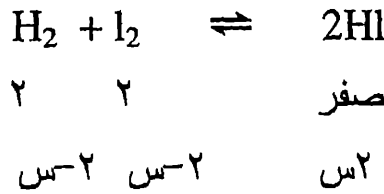
∴ المعادلة الثانية هم، معكوس، نصف الأصلية.

$$\therefore K_2 = \frac{1}{K_1} = \frac{1}{49} = \frac{1}{7}$$

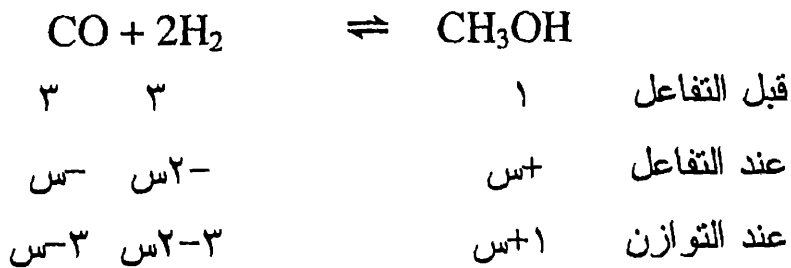
ملاحظات لحل أسئلة التوازن الكيميائي:

- ١- نكتب معادلة التفاعل المتوازنة ونكتب الفرضية لمرحلة قبل التفاعل (خليط التفاعل) ولمرحلة عند التوازن (خليط التوازن) بالمولات أو بالمولارية، ولكن لا يجوز تطبيق علاقة ثابت التوازن إلا بالمولارية فقط.
- ٢- نفرض تغير المولات أو المولارية بالحرف (س) ونكتبه مضروباً \times عدد مولات المادة في المعادلة أثناء جمعه أو طرحه في الفرضية ثم نطبق علاقة ك.

إذا الفرضية بمرحلتين:

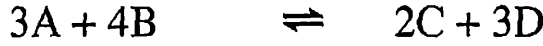


إذا الفرضية بثلاث مراحل:





قبل التفاعل	صفر	صفر	٣
عند التفاعل	+س	+٢س	-٢س
عند التوازن	س	٢س	-٣س



قبل التفاعل	٢	٢	٥	٥
عند التفاعل	+٢س	+٣س	-٤س	-٣س
عند التوازن	+٢س	+٣س	-٥س	-٣س

تطبيقات علاقة ثابت التوازن على التفاعلات المتجانسة:

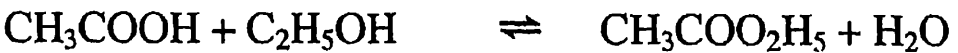
مثال:

تفاعل ٦ مول من حامض الخليك مع ٦ مول من كحول الايثيل في محلول حجمه ٢ لتر بدرجة حرارة ثابتة وبعد الوصول إلى حالة التوازن وجد أن عدد مولات خلاص الايثيل المتكونة ٤مول. احسب ثابت التوازن لهذا التفاعل بنفس الدرجة الحرارية.

الحل:

الطريقة الأولى:

$$\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \text{الفرضية بالمولات والتطبيق بالمولارية}$$



قبل التفاعل	٦	٦	صفر	صفر
عند التفاعل	-٦س	-٦س	س	س

$$\frac{\frac{4}{2} \times \frac{4}{2}}{\frac{2}{2} \times \frac{2}{2}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]} = \text{ك م}$$

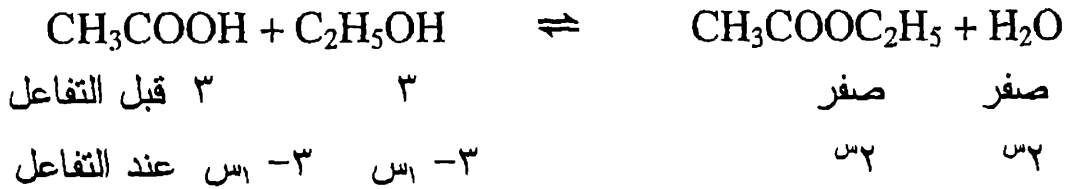
$$\epsilon = \frac{2 \times 2}{1 \times 1} =$$

الطريقة الثانية:

الفرضية بالمولارية والتطبيق بالمولارية أيضاً.

$$[\text{الحامض}] = [\text{الكحول}] = \frac{6}{2} = 3 \text{ مول لتر قبل التفاعل}$$

$$[\text{الخلات}] = [\text{الماء}] = \frac{4}{2} = 2 \text{ مول/لتر عند التوازن}$$



$$\epsilon = \frac{2 \times 2}{1 \times 1} = \text{ك م}$$

مثال:

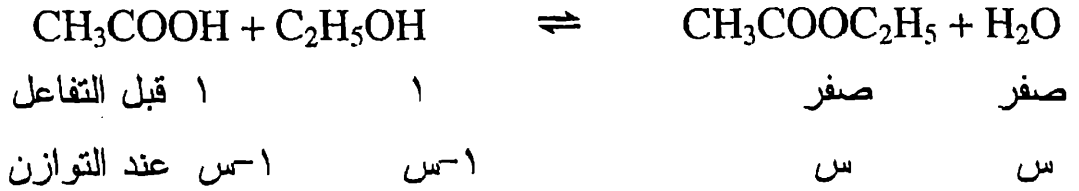
تفاعل مول واحد من حامض الخليك مع مول واحد من كحول الأيثيل في درجة حرارة معينة في محلول حجمه 1 لتر، احسب عدد مولات خلاات الأيثيل والماء الناتجة عند التوازن إذا علمت أن ثابت التوازن = 4 .

الحل:

الحجم 1 لتر .

∴ عدد المولات المعطاة = المولارية

$$\text{أو يمكننا استعمال المولارية} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{1}{1} = 1 \text{ مول لتر.}$$



$$\frac{\text{س} \times \text{س}}{(\text{س}-١)(\text{س}-١)} = \epsilon \rightleftharpoons \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]} = \text{ك م}$$

$$\epsilon = \frac{\text{س}^2}{(\text{س}-١)^2}$$

$$\frac{\text{س}}{\text{س}-١} = ٢ \leftarrow \text{نجد}$$

$$\text{س} = \frac{٢}{٣} = \text{مول خلات أو ماء عند التوازن.}$$

حاصل التفاعل:

هو ناتج قسمة حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة على حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة في خليط التفاعل (قبل التفاعل) كل منها مرفوع إلى أس يمثل عدد المولات في المعادلة المتوازنة ويستعمل للتعرف على اتجاه سير التفاعل حيث نقارن الحاصل بقيمة ك فإذا:

١- كان حاصل التفاعل أقل من قيمة ك فإن محصلة سير التفاعل تكون باتجاه النواتج أمامي لحين الوصول إلى حالة التوازن (الحاصل = ك).

٢- كان حاصل التفاعل أكبر من قيمة ك فإن محصلة سير التفاعل تكون باتجاه خلفي لحين الوصول إلى حالة التوازن (الحاصل = ك).

٣- كان حاصل التفاعل يساوي قيمة ك فإن التفاعل في حالة توازن (\rightleftharpoons) أي أن سرعة التفاعل الأمامي = سرعة التفاعل الخلفي.

$$\frac{\left(\frac{s+2}{c}\right) \left(\frac{s+2}{c}\right)}{\left(\frac{s-5}{c}\right) \left(\frac{s-5}{c}\right)} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]} = \text{ك}$$

$$\frac{s+2}{s-5} = 2$$

∴ $s = \frac{2}{3} = 2$ مول التغيير في عدد المولات عند التوازن

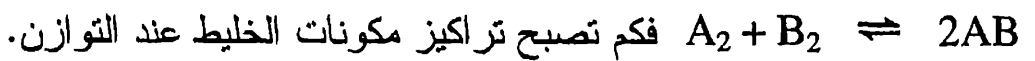
نعوض $2 = \frac{2}{3} + 2 = 4$ مول ماء أو خلاص عند التوازن.

$5 - 2 = \frac{2}{3} = 2$ مول حامض أو كحول عند التوازن.

مثال:

وضع ٠,٨ مول من AB و ٠,٢ مول من كل من B₂ و A₂ في وعاء

حجمه لتر واحد بدرجة حرارة معينة فإذا علمت أن ك = ٤ للتفاعل:



فكم تصبح تراكيز مكونات الخليط عند التوازن.

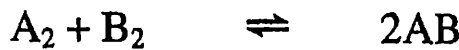
الحل:

الحجم ١ لتر.

∴ عدد المولات المعطاة = المولارية.

أعطيت مولارية النواتج قبل التفاعل لذا نحسب حاصل التفاعل للتعرف

على سير اتجاه التفاعل.



٠,٢ ٠,٢

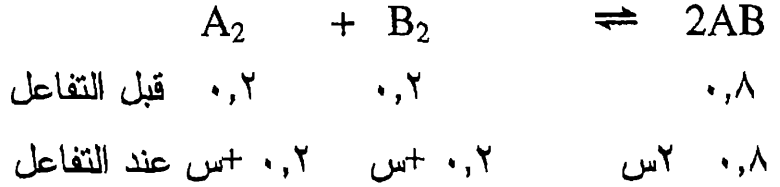
٠,٨ قبل التفاعل

$$16 = \frac{^2(0,8)}{0,2 \times 0,2} = \frac{^2[AB]}{[A_2][B_2]} = \text{حاصل التفاعل}$$

∴ حاصل التفاعل أكبر من ك م سير التفاعل باتجاه المتفاعلات.

الطريقة الأولى:

ن بقي المعادلة ون بقي قيمة ك فتكون الفرضية كما يأتي:



$$\frac{^2[AB]}{[A_2][B_2]} = \text{حاصل التفاعل}$$

$$\frac{0,8 + 2س}{0,2 + س} = 2 \leftarrow \frac{^2(0,8 + 2س)}{(0,2 + س)} = 4$$

∴ س = 0,1 مول/لتر التغير عند التوازن. (نعوض بالفرضية).

$$0,8 = 0,1 \times 2 + 0,6 \text{ مول/لتر عند التوازن}$$

$$0,2 = 0,1 + 0,3 \text{ مول/لتر عند التوازن}$$

$$0,2 = 0,1 + 0,3 \text{ مول/لتر عند التوازن}$$

الطريقة الثانية:

نعكس المعادلة ونقلب قيمة ك م.

مثال:

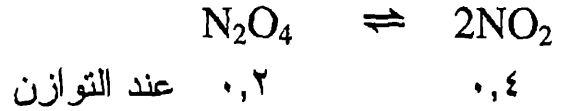
وعاء حجمه 2 لتر يحتوي على 0,2 مول من غاز N_2O_4 و 0,4 مول

من غاز NO_2 في حالة التوازن، ما قيمة ثابت التوازن عند درجة حرارة معينة

لتفكك N_2O_4 .

الحل:

الخليط في حالة التوازن، ∴ الحل مباشر.

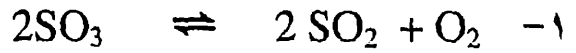


$$0,4 = \frac{0,04}{0,1} = \frac{2(0,2)}{0,1} = \frac{2\left(\frac{0,4}{2}\right)}{\left(\frac{0,2}{2}\right)} = \frac{2[\text{NO}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = K$$

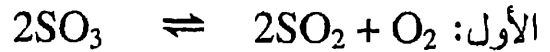
مثال:

خليط من الغازات في حالة توازن كيميائي عند درجة حرارة معينة يحتوي على ثلاثي أكسيد الكبريت وثنائي أكسيد الكبريت والأكسجين بضغط جزئية (٢، ١، ١) جو على التوالي.

احسب ك ص لكل من التفاعلين الآتيين.



الحل:



عند التوازن ٢ ١ ١

$$\frac{1}{4} = \frac{2 \times 1 \times 1}{2 \times 2} = \frac{\text{ص SO}_2^2 \times \text{ص O}_2}{\text{ص SO}_3^2} = \text{ص}$$

الحل الثاني:



عند التوازن ٢ ١ ١

$$\frac{1}{2} = \frac{1 \times \frac{1}{2} \times 1}{2} = \frac{\text{ص SO}_2 \times \text{ص O}_2^{\frac{1}{2}}}{\text{ص SO}_3} = \text{ص ك}$$

يمكننا حساب ك ص للثاني باعتبار أن المعادلة الثانية ناتجة من قسمة

الأولى على ٢

∴ تنجزر ك ص تربيعياً.

$$ك ص للثاني = \sqrt{\frac{1}{4}} = \frac{1}{2}$$

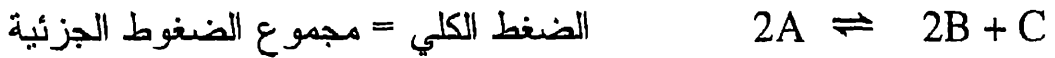
مثال:

للتفاعل الغازي: $2A \rightleftharpoons 2B + C$ وضعت كمية من المادة A في

وعاء وكان ضغطها ٣ جو، وعند بلوغ التفاعل حالة التوازن وجد أن الضغط

الكلي = ٤ جو، احسب ك ص لهذا التفاعل.

الحل:



الضغط الكلي = مجموع الضغوط الجزئية
 صفر صفر ٣ جو قبل التفاعل ٤ = ص + ٢ص + (٣-٢ص)

ص ٢ص ٣-٢ص عند التوازن ص = ١ جو ضغط غاز C

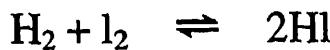
٢ = ١ × ٢ جو ضغط غاز B.

٣ = ١ × ٢ = ١ جو ضغط غاز A.

$$ك ص = \frac{ص C \times ص B^2}{ص A^2} = \frac{١ \times ٢ \times ٢}{١} = ٤$$

مثال:

للتفاعل الغازي:



سخن ٢,٢٥ مول من H_2 و ١,٣٧٥ مول I_2 لدرجة ٤٥٠م فوجد أن عدد

مولات HI المتكونة عند التوازن ٢,٥ مول، ما قيمة ك ص لهذا التفاعل؟.

ثم احسب ك م للتفاعل:



الحل:



	قبل التفاعل	صفر	
2,25	1,375		
عند التوازن	2س		
2,25 س	1,375 س		
		2س = 2,5	

∴ س = 1,25 مول التغيير. (نعوض)

2,25 1,25 = 1 مول H₂ عند التوازن.

1,375 1,25 = 0,125 مول I₂ عند التوازن.

لم يعطى في السؤال فيمكننا فرض ح لتر أو التعويض بدون ح.

$$K_c = \frac{6,25}{0,12} = \frac{2 \left(\frac{2,5}{c} \right)}{\left(\frac{1}{c} \right) \left(\frac{0,125}{c} \right)} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = K_c$$

بما أن التفاعل الثاني هو مقلوب ضعف الأول.

$$\frac{1}{2500} = \frac{1}{2(50)} = \frac{1}{(\text{ك م})^2 \text{ للأول}} = K_c \text{ للتاني}$$

مثال:

تم خلط 0,84 مول من PCl₅ و 0,18 من PCl₃ في وعاء حجمه لتر

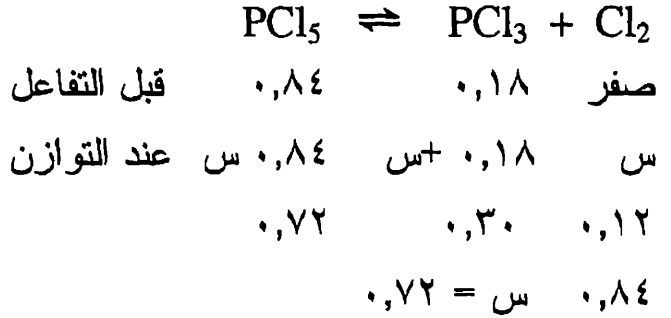
واحد عند درجة حرارة معينة وبعد الوصول إلى حالة التوازن الغازي:



وجد أن عدد مولات $\text{PCl}_5 = 0,72$ مول احسب ك م للتفاعل.

الحل:

الحجم ١ لتر \therefore عدد المولات = المولارية



\therefore س = 0,12 مول/لتر = $[\text{Cl}_2]$ عند التوازن

$[\text{PCl}_3] = 0,18 + 0,12 = 0,30$ مول/لتر عند التوازن

$$0,05 = \frac{0,3 \times 0,12}{0,72} = \frac{[\text{PCl}_3] [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \text{ك م}$$

مثال:

وضع 80 غم من SO_3 في وعاء مغلق حجمه ١ لتر بدرجة حرارة معينة وعند وصول التفاعل الغازي الآتي: $2\text{SO}_3 \rightleftharpoons 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ حالة التوازن وجد أن الوعاء يحتوي 38,4 غم SO_2 احسب ثابت توازن تكوين SO_3 علماً أن $16 = \text{O}$ ، $32 = \text{S}$

الحل:

$$\text{ج } \text{SO}_3 = 32 + 16 \times 3 = 80 \text{ غم/مول.}$$

$$\text{ن} = \frac{\text{و}}{\text{ج}} = \frac{80}{80} = 1 \text{ مول } \text{SO}_3 \text{ عند التوازن.}$$

$$\text{ج } \text{SO}_2 = 32 + 16 \times 2 = 64 \text{ غم/مول.}$$

$$\text{ن} = \frac{\text{و}}{\text{ج}} = \frac{38,4}{64} = 0,6 \text{ مول } \text{SO}_2 \text{ عند التوازن.}$$

الحجم ١ لتر ∴ عدد المولات = المولية



صفر صفر ١ قبل التفاعل

س ٢س ١-٢س عند التوازن

$$٢س = ٠,٦$$

∴ س = ٠,٣ مول/لتر [O₂].

$$١ = [SO_3] \quad ٠,٣ \times ٢ = ٠,٤ \text{ M}$$

$$٠,٦٧٥ = \frac{٢(٠,٦) \times ٠,٣}{١(٠,٤)} = \frac{٢[SO_2][O_2]}{[SO_3]} = \text{ك م}$$

∴ معادلة تكوين SO₃ هي معكوس المعادلة الأصلية



$$\text{ك م} = \frac{١}{٠,٦٧} = \frac{١}{\text{ك م للتفاعل}} = ١,٤٨ \text{ لتكوين } SO_3$$

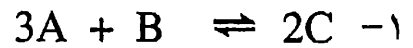
مثال:

للتفاعل الغازي المفترض $3A + B \rightleftharpoons 2C$ بدرجة حرارة معينة كان: ك م = ٩.

١- هل بإمكان مزيج من ٢ مول من كل من A.B.C أن يكون متوازناً بإثناء حجمه لتر واحد.

٢- لو افترضنا أن المزيج أعلاه متوازن ما حجم الإناء؟

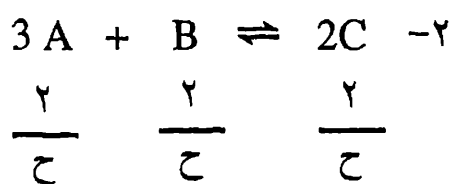
الحل:



٢ ٢ ٢ قبل التفاعل

$$\frac{١}{٤} = \frac{٢ \times ٢}{٢ \times ٢} = \text{حاصل التفاعل}$$

$$K_c = \frac{[C]^2}{[A][B]}$$



⊖ حاصل التفاعل ≠ ك_س م

∴ المزيج غير متوازن.

نفرض حجم الإناء = ح لتر

حاصل التفاعل = ك_م

∴ المزيج غير متوازن

$$\frac{\frac{4}{C}}{\frac{8}{C} \times \frac{2}{C}} = \frac{\left(\frac{2}{C}\right)^2}{\left(\frac{2}{C}\right)\left(\frac{2}{C}\right)} = 9$$

$$\frac{4}{C} = 3 \leftarrow \text{نجدد } \frac{\frac{4}{C}}{16} = 9$$

∴ ح = 6 لتر حجم الإناء.

مثال:

وضعت كمية من الأمونيا في وعاء حجمه 2 لتر وبعد التسخين إلى درجة حرارة معينة والوصول إلى حالة التوازن وجد أن عدد مولات الهيدروجين المتكونة 0,6 مول، ما عدد مولات الأمونيا التي وضعت في الوعاء؟ علماً أن ك_م = 0,27 للتفاعل الغازي الآتي:



الحل:



صفر صفر
ص مول قبل التفاعل
ص ٣ ص ٣
ص ٢ مول عند التوازن
ص ٣ = ٠,٦

∴ ص = ٠,٢ مول عند التوازن

∴ عدد مولات $\text{N}_2 = ٠,٢$ مول.

عدد مولات $\text{NH}_3 = \text{ص} = ٠,٢ \times ٢ = \text{ص} = ٠,٤$ مول

$$\frac{\left(\frac{٠,٢}{٢}\right) \times \left(\frac{٠,٦}{٢}\right)}{\left(\frac{٠,٤-ص}{٢}\right)^2} = ٠,٢٧ \leftarrow \frac{[\text{H}_2][\text{N}_2]}{[\text{NH}_3]^2} = \text{ك م}$$

$$\frac{٠,٠٠٢٧}{٠,٢٧} = \left(\frac{٠,٤-ص}{٢}\right)^2 \leftarrow \frac{٠,١ \times (٠,٣)^2}{\left(\frac{٠,٤-ص}{٢}\right)^2} = ٠,٢٧$$

$$٠,١ = \frac{٠,٤-ص}{٢} \leftarrow \text{نجد } \frac{١}{١٠٠} = \frac{(٠,٤-ص)^2}{٢}$$

∴ ص = ٠,٦ مول أمونيا قبل التفاعل.

العلاقة بين ك م و ك ص:

$$\text{ك م} = \text{ك ص} \times (\text{ر ط})^{-\Delta \text{ن}}$$

ك م = ثابت التوازن بدلالة المولارية، ك ص = ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية للغازات.

ر = ثابت الغاز = ٠,٠٨٢ لتر. جو.مول^{-١}. مطلقة^{-١}

(ط = م + ٢٧٣ = درجة الحرارة المطلقة).

Δ ن التغير في عدد المولات.

Δ ن = ن نواتج ن متفاعلات (للغازات فقط).

١- تستعمل هذه العلاقة للتفاعلات المتجانسة الغازية وللتفاعلات غير المتجانسة التي تحتوي على غاز.

٢- Δ ن = الفرق بين عدد مولات الغازات الناتجة وعدد مولات الغازات المتفاعلة فإذا كان:

ن نواتج = ن متفاعلات

فإن قيمة:

Δ ن = صفر، وبالتعويض في العلاقة نحصل على:

$$ك م = ك ص \times (ر ط) \text{ صفر}$$

$$ك م = ك ص \text{ لأن } (ر ط) \text{ صفر} = ١$$

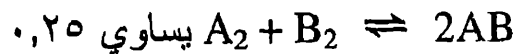
٣- لتحويل الضغط الجزئي لغاز إلى المولارية أو بالعكس نستعمل بالعلاقة التالية:

$$\text{المولارية} = \frac{\text{ص}}{\text{ر ط}} \text{ المشتقة من } \text{ح ص} = \text{ن ر ط}$$

مثال:

للتفاعل الغازي $2AB \rightleftharpoons A_2 + B_2$ وبدرجة حرارة معينة وجد أن

المستكون من كل من A_2, B_2 في حالة التوازن = ٠,٤ مول. جد عدد مولات AB التي وضعت في الإناء قبل التفاعل علماً أن ك ص للتفاعل:



الحل:

المعادلة الأولى هي معكوس الثانية

$$\therefore \text{ك ص للأولى} = \frac{1}{٠,٢٥} = ٤$$

$$\Delta n = n \text{ نواتج} - n \text{ متفاعلات} = 2 - 2 = \text{صفر}$$

$$\therefore K_c = K_p = 4$$



قبل التفاعل	صفر	صفر	ص
عند التوازن	س	س	ص-2س
	0,4	0,4	ص-2×0,4

$$K_c = \frac{[A_2][B_2]}{[AB]^2}$$

$$\text{نجد} \frac{(0,4)^2}{(0,8-ص)^2} = 4$$

$$0,4 = 1,6 - 2ص$$

$$0,4 = 1,6 - 2ص \quad \leftarrow \quad \frac{0,4}{0,8-ص} = 2$$

$$\therefore 2ص = 2$$

ملاحظة:

يمكن فرض الحجم لتر ثم يختصر من البسط والمقام.

\therefore ص = 1 مولاري أو مول AB قبل التفاعل.

مثال:

للتفاعل الغازي الآتي $2HBr \rightleftharpoons H_2 + Br_2$ وضع مول واحد من

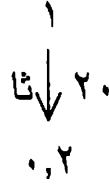
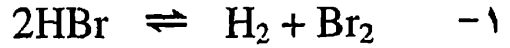
HBr في وعاء حجمه 1 لتر، وفي درجة حرارة معينة وبعد مرور 20 ثانية بلغ

التفاعل حالة التوازن فوجد أن المتبقي من بروميد الهيدروجين (0,2) مول

احسب:

(١) سرعة التفاعل بدلالة $[Br_2]$

(٢) ك ص



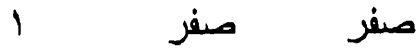
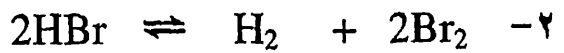
$$K = \frac{[H_2][Br_2]}{[HBr]^2} = \frac{1 \cdot 0.2}{2.0^2} = 0.05$$

$$= 0.04 \text{ مول. لتر}^{-1} \cdot \text{ثا}^{-1}$$

$$\frac{\text{س } Br_2}{\text{عدد مولاتها}} = \frac{\text{س } HBr}{\text{عدد مولاتها}}$$

$$\frac{\text{س } Br_2}{1} = \frac{0.04}{2} = 0.02$$

$$\therefore \text{س } Br_2 = 0.02 \text{ مول. لتر}^{-1} \cdot \text{ثا}^{-1}$$



$$\text{س } H_2 = 0.02 \text{ مول. لتر}^{-1} \cdot \text{ثا}^{-1}$$

الحجم اللتر " عدد المولات = المولارية

$$0.02 = \frac{0.02}{1} \Rightarrow 0.02 = 0.02 \text{ مول. لتر}^{-1} \cdot \text{ثا}^{-1}$$

$$\therefore \text{س } H_2 = 0.04 \text{ مول. لتر}^{-1} \cdot \text{ثا}^{-1}$$

$$K = \frac{[H_2][Br_2]^2}{[HBr]^4} = \frac{0.04 \times 0.04^2}{(0.2)^4} = 0.05$$

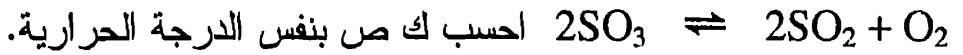
$$\Delta n = \text{ن نواتج} - \text{ن متفاعلات} = 2 - 2 = 0$$

$$K_m = K_v \times (R \cdot T)^{\Delta n} = K_v \times (R \cdot T)^{\Delta n}$$

$$\therefore K_m = K_v = 4$$

مثال:

وضع ٠,١ مول من SO_3 في وعاء سعته لتر واحد وسخن إلى ٨٠٠ م وجد عندها أن ٠,٠٥ مول من SO_3 قد تفكك عند بلوغ حالة التوازن:



احسب K_v بنفس الدرجة الحرارية.

الحل:



صفر صفر ٠,١ قبل التفاعل

س ٢س ٠,١ ٢س عند التوازن

$$[SO_3] \text{ المتفكك} = 2س = ٠,٠٥ \text{ مول/لتر}$$

$$\therefore س = ٠,٠٢٥ \text{ مول/لتر} = \text{التغير} [O_2]$$

$$[SO_2] = ٠,٠٢٥ \times ٢ = ٠,٠٥ \text{ مول/لتر عند التوازن}$$

$$[SO_3] \text{ المتبقي} = ٠,١ = ٠,٠٢٥ \times ٢ = ٠,٠٥ \text{ مول/لتر عند التوازن}$$

$$K_m = \frac{[SO_2]^2 [O_2]}{[SO_3]^2} = \frac{(٠,٠٥)^2 \times ٠,٠٢٥}{(٠,٠٥)^2} = ٠,٠٢٥$$

$$\Delta n = \text{ن نواتج} - \text{ن متفاعلات} = ٣ - ٢ = ١$$

$$P = ٨٠٠ + ٢٧٣ = ١٠٧٣ \text{ مطلقة}$$

$$K_m = K_v \times (R \cdot T)^{-\Delta n}$$

$$٠,٠٢٥ = K_v \times (١٠٧٣ \times ٠,٠٨٢)^{-١}$$

$$٠,٠٢٥ = K_v \times (٨٧,٩٨٦)^{-١}$$

$$\frac{K_v}{٨٧,٩٨٦} = ٠,٠٢٥$$

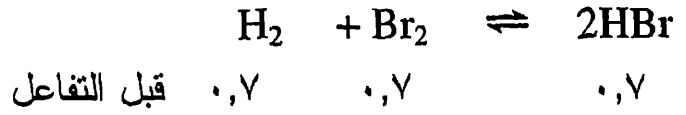
$$\therefore \text{ك ص} = 87,986 \times 0,025 = 2,2$$

مثال:

في إناء حجمه ٢ لتر سخن ١,٤ مول من كل من الغازات (HBr, H₂, Br₂) إلى درجة حرارة معينة حتى وصل التفاعل حالة التوازن، فإذا علمت أن ثابت توازن تكوين HBr من غازي H₂, Br₂ بدلالة الضغوط الجزئية = ٩/١ فما عدد مولات المواد الناتجة والمتبقية في الإناء عند التوازن.

الحل:

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد}}{\text{المولات}} = \frac{1,4}{2} = 0,7 \text{ مولاري.}$$



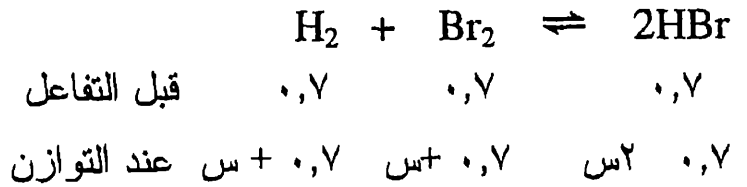
$$1 = \frac{[0,7]^2}{0,7 \times 0,7} = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2] [\text{Br}_2]} = \text{حاصل التفاعل}$$

$$\text{قيمة } \Delta \text{ ن} = 2 \quad 2 = \text{صفر}$$

$$\therefore \text{ك م} = \text{ك ص} =$$

$$\ominus \text{ حاصل التفاعل} < \text{ك م}$$

\therefore التفاعل يتجه نحو اليسار



$$\text{نجد} \quad \frac{[0,7 \text{ س}]^2}{[0,7 \text{ س}]^2} = \frac{1}{9} \leftarrow \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2] [\text{Br}_2]} = \text{ك م}$$

$$\leftarrow \frac{0,7 \text{ س}^2}{\text{س} + 0,7} = \frac{1}{3}$$

$$\begin{aligned} \therefore \text{س} &= 0,2 \text{ مول/لتر التغير عند التوازن} \\ [\text{HBr}] &= 0,7 = 0,2 \times 2 = 0,3 \text{ مول/لتر} \\ [\text{Br}_2] = [\text{H}_2] &= 0,2 + 0,7 = 0,9 \text{ مول/لتر} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} &= \text{المولارية} \\ \frac{\text{ن}}{2} &= 0,9 \quad \text{و} \quad \frac{\text{ن}}{2} = 0,3 \end{aligned}$$

$$\therefore \text{ن} = 0,6 \text{ مول HBr}, \therefore \text{ن} = 1,8 \text{ مول H}_2, \text{Br}_2$$

مثال:

ثابت التوازن ك ص للتفاعل الغازي $2A \rightleftharpoons 3B$ يساوي 0,125 جو عند 27م وأن ضغط الغاز $A = 8$ جو عند التوازن احسب:
 ١- ضغط الغاز B.
 ٢- ك م لهذا التفاعل عند تلك الدرجة الحرارية.

الحل:

$$\begin{aligned} &2A \rightleftharpoons 3B \\ &\text{ص} \quad \quad \quad \text{ص} \\ &8 \quad \quad \quad \text{عند التوازن} \\ \text{ك ص} &= \frac{\text{ص}^3 \text{ B}}{\text{ص}^2 \text{ A}} = 0,125 \leftarrow \frac{\text{ص}^3}{8} \end{aligned}$$

$$\therefore \text{ص}^3 = 64 \times 0,125 = 8 \text{ نجد تكعيباً}$$

$$\text{ص} = 2 \text{ جو ضغط B}$$

$$\Delta \text{ن} = 3 - 2 = 1$$

$$\text{ط} = 27 + 273 = 300 \text{ مطلقة}$$

$$\text{ك م} = \text{ك ص} \times (\text{ر ط})^{\Delta \text{ن}}$$

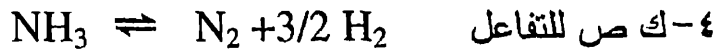
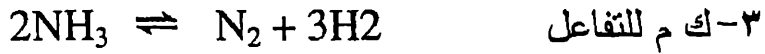
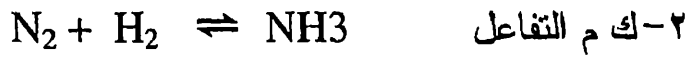
$$\text{ك م} = 0,125 = (300 \times 0,082)^{-1}$$

$$ك م = 0,125 \times (24,6)^{-1}$$

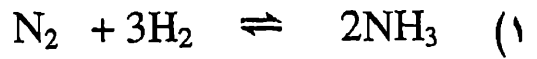
$$ك م = \frac{0,125}{24,6} = 0,005$$

مثال:

يتفاعل غاز النيتروجين N_2 مع غاز الهيدروجين H_2 لتكوين غاز الأمونيا بدرجة 227م وقد وجد أن الضغوط الجزئية في حالة التوازن (3, 20, 0, 7) جو على التوالي، احسب:



الحل:



عند التوازن 3 20 0,7

$$ك ص = \frac{ص^2 NH_3}{ص^3 H_2 \times ص N_2} = \frac{3^2}{0,7 \times 20^3} = 0,0016$$

$$\Delta ن = 2 = 4 - 2$$

$$ط = 227 + 273 = 500 \text{ مطلقة}$$

$$ك م = ك ص (ر ط)^{\Delta ن}$$

$$ك م = 0,0016 \times (0,082 \times 500)^{-2} = 2,7$$

(2) \ominus المعادلة الثانية نصف المعادلة الأصلية

$$\therefore ك م = \sqrt{2,7}$$

(3) المعادلة الثالثة ناتجة من عكس المعادلة الأصلية

$$\therefore K_m = 1/2,7$$

٤) المعادلة الرابعة ناتجة من عكس المعادلة الأصلية وقسمتها على ٢

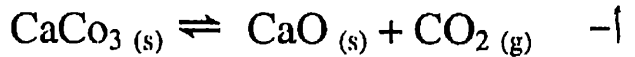
$$\therefore K_v = \frac{1}{0,04} = \frac{1}{0,0016} = 25$$

تطبيقات علاقة ثابت التوازن على التفاعلات غير المتجانسة:

تكون فعالية المواد الصلبة النقية ثابتة أي أن تراكيزها تكون ثابتة مهما تغيرت تراكيز المواد الأخرى، وبذلك فإنها لا تؤثر في علاقة ثابت التوازن ولكون تراكيز المواد الصلبة النقية ثابتة وضغوطها الجزئية ضئيلة جداً لذا تهمل من الحسابات، كما تهمل حتى من حساب Δn وللغازات سنعتبر ضغوطها = الفعالية، أما السوائل النقية والمواد الصلبة النقية نعتبر أن فعاليتها = ١

مثال:

عبر عن K_m و K_v لكل من التفاعلين الآتيين:



$$K_m = \frac{[\text{CaO}] [\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]} = [\text{CO}_2] = \text{فعالية CO}_2$$

$$K_v = \frac{\text{ص CO}_2 \times \text{ص CaO}}{\text{ص CaCO}_3} = \text{ص CO}_2 \text{ فعالية CO}_2$$



$$K_m = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^4}{[\text{H}_2]^4} = \text{بينما } K_v = \frac{\text{ص H}_2\text{O}^4}{\text{ص H}_2^4}$$

مثال:

احسب ك م للتحويل الآتي:



عند ٢٧ م إذا علمت أن ضغط بخار الماء = ٣,٥ × ١٠^{-٢} جو.

الحل:



$$٣,٥ \times ١٠^{-٢} \text{ يهمل}$$

$$\text{ك ص} = \text{ص} = \text{H}_2\text{O}_{(g)} = ٣,٥ \times ١٠^{-٢}$$

$$\Delta \text{ن} = ١ \quad \text{صفر} = ١$$

$$\text{ط} = ٢٧٣ + ٢٧ = ٣٠٠ \text{ مطلقة}$$

$$\text{ك م} = \text{ك ص} \times (\text{ر ط})^{-\Delta \text{ن}}$$

$$٣,٥ \times ١٠^{-٢} = \text{ك م} \times (٣٠٠ \times ٠,٠٨٢)^{-١} \quad \text{ك م} = ٣,٥ \times ١٠^{-٢} \times ٣٠٠ \times ٠,٠٨٢ = ١,٤٢$$

$$١,٤٢ = \frac{٣,٥ \times ١٠^{-٢}}{٢٤,٦}$$

مثال:

في درجة حرارة معينة وضع ٣,٦ مول من بخار الماء مع الحديد الساخن في إناء التفاعل وعند وصول التفاعل حالة التوازن، وجد أن عدد مولات H₂ المتكون = ٢,٤ احسب ك ص للتفاعل بنفس درجة الحرارة.



الحل:



$$\text{قبل التفاعل} \quad ٣,٦ \quad \text{صفر}$$

$$\text{عند التوازن} \quad ٤ - ٣,٦ \quad ٤$$

$$١,٢ = ٢,٤ \quad ٣,٦ \quad ٢,٤$$

$$16 = \frac{2}{\text{ح}} = \frac{4 \left(\frac{2,4}{\text{ح}} \right)}{4 \left(\frac{1,2}{\text{ح}} \right)} = \frac{[H_2]}{[H_2O]} = \text{ك م}$$

$$\Delta \text{ ن} = 4 = \text{ع} = \text{صفر}$$

$$\text{ك م} = \text{ك ص} \times (\text{ر ط}) - \Delta \text{ ن}$$

$$16 = \text{ك ص} \times (\text{ر ط}) \text{ صفر}$$

$$\therefore \text{ك ص} = 16$$

قاعدة لي شاتلية:

تنص هذه القاعدة على إنه: "إذا كانت مجموعة مواد في حالة توازن فالتغير الذي يحصل على واحد من العوامل التي يعتمد عليها التوازن سيؤدي إلى تغير في اتجاه التوازن بطريقة ما بحيث يسبب تقليل أو إزالة هذا التغير والعودة للتوازن".

العوامل المؤثرة في التوازن الكيميائي:

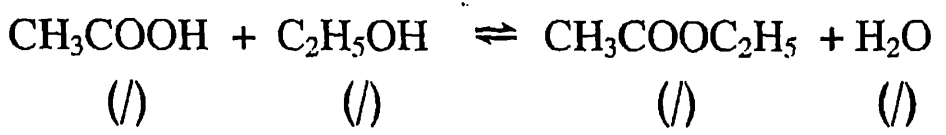
١- تأثير تغير التراكيز في التوازن الكيميائي: حيث تتأثر حالة التوازن ولا تتأثر قيمة ك.

أ- إن زيادة تراكيز مادة في طرف معادلة سيؤدي إلى إخلال في حالة التوازن مما يرجح التفاعل (تزداد سرعته) نحو الطرف الآخر لغرض استهلاك جزء من الزيادة لإزالة أو تقليل تأثيرها والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية، ولا تتغير قيمة ك.

ب- إن نقصان تراكيز مادة من طرف معادلة سيؤدي إلى إخلال في حالة التوازن مما يرجح التفاعل (تزداد سرعته) نحو نفس الطرف لغرض تعويض جزء من النقصان لتقليل أو إزالة تأثيره والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير قيمة ك.

مثال:

وضح تأثير تغير التراكيز في حالة التوازن وقيمة ك للتفاعل:



الجواب:

يحدث خلال حالة التوازن حيث أن:

- زيادة تركيز الحامض أو الكحول سيرجح التفاعل الأمامي (يزيد سرعته) للتصريف والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.
- نقصان تركيز الحامض أو الكحول سيرجح التفاعل الخلفي (يزيد سرعته) للتعويض والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.
- زيادة تركيز الخلات أو الماء سيرجح التفاعل الخلفي (يزيد سرعته) للتصريف والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.
- نقصان تركيز الخلات أو الماء سيرجح التفاعل الأمامي (يزيد سرعته) للتعويض والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.

٢- تأثير تغير الضغط في التوازن الكيميائي: للغازات فقط في إناء مغلق:

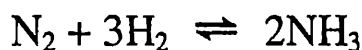
- أ- إذا كان عدد مولات الغازات الناتجة \neq عدد مولات الغازات المتفاعلة: أي أن $\Delta n \neq$ صفر) فإن بتغير الضغط تكون الخلاصة (تتأثر حالة التوازن ولا تتأثر قيمة ك).

- ١- إن زيادة الضغط سيؤدي إلى إخلال في حالة التوازن مما يرجح التفاعل نحو الحجوم أو عدد مولات أقل لتقليل أو إزالة تأثير الضغط والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير قيمة ك.

٢- إن نقصان الضغط سيؤدي إلى إخلال في حالة التوازن مما يرجح التفاعل نحو الحجم أو عدد مولات أكبر لتقليل أو إزالة تأثير نقصان الضغط والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير قيمة ك.

مثال:

يبين تأثير تغيير الضغط في حالة التوازن وقيمة ثابت التوازن (ك) للتفاعل الغازي: (Δ ن \neq صفر)



أو قد يكون منطوق المثال:

عند زيادة الضغط على خليط غازي متوازن Δ ن له = -٢ يؤدي إلى ترجيح التفاعل

الجواب:

أ- يحدث إخلال في حالة التوازن لهذا التفاعل عند تغيير الضغط حيث أن:

- زيادة الضغط سيرجح التفاعل الأمامي نحو الحجم الأقل لتقليل أو إزالة تأثير الزيادة ثم العودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.
- نقصان الضغط سيرجح التفاعل الخلفي نحو الحجم الأكبر لتقليل أو إزالة تأثير النقصان ثم العودة حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.

ب- إذا كان عدد مولات الغازات الناتجة = عدد مولات الغازات المتفاعلة فإن بتغيير الضغط (لا تتأثر حالة التوازن ولا تتأثر قيمة ك).

إن تغيير الضغط المسلط (زيادة أو نقصان) سيكون تأثيره متساوياً على جانبي التفاعل وبذلك فإن موقع التوازن لا يتغير لذلك، أي لا تتأثر حالة التوازن ولا تتأثر قيمة ك.

مثال:

بين تأثير تغير الضغط في حالة التوازن وقيمة ك للتفاعل الغازي



الجواب:

لا يحدث إخلال في حالة التوازن لأن تأثير تغير الضغط سيكون متساوياً على جانبي التفاعل فلا يتغير موقع التوازن ولا تتأثر حالة التوازن ولا قيمة ك بسبب تساوي حجوم النواتج مع المتفاعلات.

سؤال:

ما تأثير زيادة كل من الضغط وتركيز O_2 على التفاعل الغازي:



انتخب الجواب الأنسب: إذا كان ن نواتج = ن متفاعلات فإن حالة التوازن لا تتأثر عند تغيير (التركيز، الضغط، الحرارة، ليس له علاقة).

ملاحظة:

إن $\Delta H =$ طاقة النواتج طاقة المتفاعلات فإذا كانت موجبة فالتفاعل ماص للحرارة وإذا كانت سالبة فالتفاعل باعث للحرارة، ونظراً لأن قيمة ΔH تخص التفاعل الأمامي دائماً من اليسار وإلى اليمين فإذا كانت موجبة فالتفاعل الأمامي ماص والتفاعل الخلفي باعث وإذا سالبة فالتفاعل الأمامي باعث للحرارة والتفاعل الخلفي ماص للحرارة وبالعكس.

تأثير تغير درجة الحرارة في التوازن الكيميائي:

يحدث إخلال في حالة التوازن: تأثير حالة التوازن كما تتأثر قيمة ك:

أ- إن التسخين يرجح التفاعل الماص للحرارة لامتصاص زيادة الحرارة والعودة إلى حالة توازن جديدة حسب قاعدة لي شاتلية وتغيير ك.

ب- إن التبريد يرجح التفاعل الباعث للحرارة لتعويض نقصان الحرارة والعودة إلى حالة توازن جديدة حسب قاعدة لي شاتلية وتغيير قيمة ك أيضاً.

ملاحظة:

لا نلاحظ أي تغيير في الحرارة للتفاعلات التي تكون في حالة توازن وذلك لأن سرعة التفاعل الأمامي = سرعة التفاعل الخلفي لذا فالحرارة المنبعثة في أحدهما = الحرارة الممتصة في الآخر.

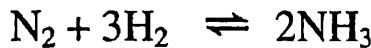
تتأثر سرعة التفاعل الأمامي والتفاعل الخلفي عند تغيير درجة الحرارة تأثيراً مختلفاً عند الوصول إلى حالة توازن جديدة، فعند ترجيح التفاعل الأمامي بتغيير درجة الحرارة ستكبر قيمة ك بسبب زيادة تراكيز النواتج ونقصان تراكيز المتفاعلات وبالعكس، فعند تراجع التفاعل الخلفي بتغيير درجة الحرارة ستصغر قيمة ك بسبب نقصان تراكيز النواتج وزيادة تراكيز المتفاعلات.

$$\text{نواتج} \rightleftharpoons \text{متفاعلات} \quad \text{ك} = \frac{[\text{النواتج}]}{[\text{المتفاعلات}]}$$

مثال:

وضح تأثير تغيير درجة الحرارة في حالة التوازن وقيمة ك للتفاعل:

$$\Delta H = -91,5 \text{ كيلو جول}$$



الحل:

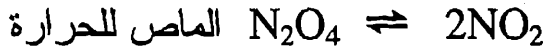
$\Delta H \ominus$ تخص التفاعل الأمامي دائماً، وهي سالبة.

∴ التفاعل الأمامي باعث للحرارة والتفاعل الخلفي ماص للحرارة.

$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ فالتسخين سيرجح التفاعل الخلفي الماص لتصرف زيادة الحرارة وستصغر قيمة ك حسب قاعدة لي شاتلية، والتبريد سيرجح التفاعل الأمامي الباعث لتعويض نقصان الحرارة وستكبر قيمة ك حسب لي شاتلية.

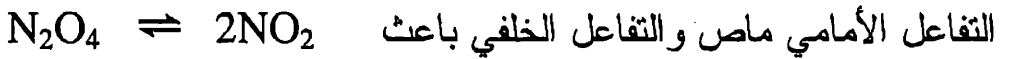
مثال:

ما تأثير تغيير درجة الحرارة في حالة التوازن وقيمة ك للتفاعل.



قهوائي أصفر

⊕ التفاعل ماص للحرارة فالمقصود التفاعل الأمامي (لأن المعلومة تعطى للأمامي دائماً).



قهوائي أصفر

فالتسخين سيرجح التفاعل الأمامي الماص لامتصاص الحرارة الزائدة حسب قاعدة لي شاتلية وستكبر قيمة ك (ويزداد اللون القهوائي).
أما التبريد فسيرجح التفاعل الخلفي الباعث لتعويض الحرارة المفقودة حسب قاعدة لي شاتلية وستصغر قيمة ك (ويزداد اللون الأصفر).

العوامل المساعدة وحالة التوازن:

العوامل المساعدة لا تؤثر في حالة التوازن ولا في قيمة ك لكنها تؤثر في سرعة التفاعل فقط حيث يصل التفاعل إلى التوازن بصورة أسرع.

العوامل	تأثيره في حالة التوازن	تأثيره في قيمة ك
تغير التراكيز	يؤثر	لا يؤثر
تغير الضغط	يؤثر: إذا كان ن نواتج \neq ن متفاعلات أي عندما تكون Δ ن \neq صفر. ولا يؤثر إذا كان ن نواتج = ن متفاعلات أي عندما تكون Δ ن = صفر.	لا يؤثر
تغير درجة الحرارة	يؤثر	يؤثر
العوامل المساعدة	لا تؤثر	لا يؤثر

مثال:

للتفاعل الغازي $\Delta H = -189$ كيلو جول $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ وضح

تأثير كل من العوامل الآتية على حالة التوازن وقيمة ثابت التوازن:

١- زيادة $[O_2]$.

٢- رفع درجة الحرارة.

٣- خفض الضغط المسلط.

٤- إضافة عامل مساعد.

٥- إضافة غاز نبيل

الحل:

١- يختل التوازن ويرجح التفاعل الأمامي للتصريف والعودة إلى حالة

التوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير قيمة ك.

٢- يختل التوازن ويرجح التفاعل الخلفي الماص لتصريف زيادة الحرارة

والعودة إلى حالة توازن جديدة وحسب قاعدة لي- شاتلية وستقل قيمة ك.

٣- يختل التوازن وسيروح التفاعل الخلفي نحو الحجوم الأكبر لإزالة أو

تقليل خفض الضغط والعودة إلى حالة التوازن حسب قاعدة لي- شاتلية

ولا تتغير قيمة ك.

٤- لا يؤثر في حالة التوازن، ولا يؤثر في قيمة ك لكنه يؤثر في سرعة

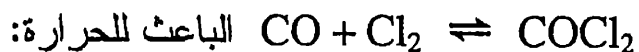
التفاعل فقط فهو يؤثر في سرعة التفاعل الأمامي بنفس نسبته، وتأثيره في

سرعة التفاعل الخلفي أيضاً فيصل التفاعل إلى التوازن بصورة أسرع.

٥- لا يؤثر في حالة التوازن ولا قيمة ك فهو لا يتفاعل.

مثال:

عند 27°C م ك $10 \times 5 = 10^9$ للتفاعل الغازي الآتي:



١- احسب ك ص عند نفس الدرجة للتفاعل: $\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{Cl}_2$

٢- ما تأثير التسخين على حالة التوازن وقيمة ثابت التوازن للتفاعل الأخير.

الحل:

للتفاعل الأول: $\Delta n = 1 - 2 = -1$

$$ط = 127 + 273 = 400 \text{ مطلقة}$$

$$ك م = ك ص \times (ر ط)^{\Delta n}$$

$$١٠ \times ٥ = ك ص (٤٠٠ \times ٠,٠٨٢)^{-1}$$

$$١٠ \times ٥ = ك ص \times ٣٢,٨$$

$$ك ص = \frac{١٠ \times ٥}{٣٢,٨}$$

⊖ التفاعل الثاني معكوس الأول.

$$\therefore ك ص \text{ للتاني} = \frac{٣٢,٨}{١٠ \times ٥} = ٦,٥٦ \times ١٠$$

مثال:

وضع ٣,٥ مول من A في وعاء مغلق حجمه لتر واحد فإذا علمت أن

قيمة ثابت التوازن ك للتوازن الغازي الآتي $2A \rightleftharpoons B + C$ بدرجة حرارة معينة = ٠,٠٤ احسب:

أ- تراكيز مكونات الخليط عند استتباب حالة التوازن.

ب- تراكيز مكونات الخليط بعد سحب ٠,٥ مول من المادة A من خليط التوازن.

ج- تراكيز مكونات الخليط بعد إضافة ٠,٥ مول من المادة A إلى إناء التوازن الأول.

الحل:



صفر صفر ٣,٥ قبل التفاعل

س س ٣,٥-٢س عند التوازن

$$K = \frac{[B][C]}{[A]^2} = 0,04 \leftarrow \frac{\text{س}}{\text{س}^2} = 0,2$$

$$\frac{\text{س}}{\text{س}^2} = 0,2$$

∴ س = ٠,٥ مول/لتر التغيير بالتركيز عند التوازن.

∴ [A] = ٣,٥ = ٠,٥ × ٢ + ٢,٥ مول/لتر.

[B] = [C] = ٠,٥ مول/لتر عند التوازن

ب- سحب A:



٠,٥ ٠,٥ ٠,٥ عند التوازن الأول

٠,٥- سحب

٠,٥- س ٠,٥- س ٢+٢س عند التوازن الثاني

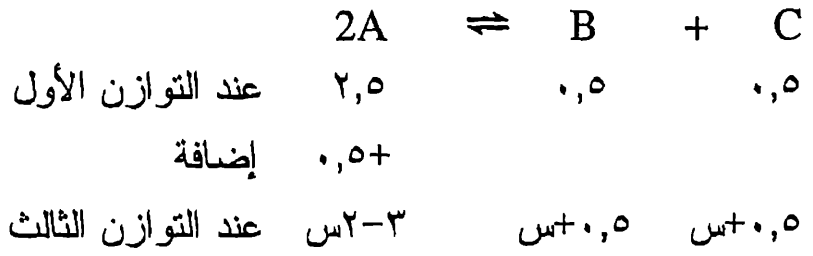
$$K = 0,04 = \frac{\text{س}^2}{\text{س}^2(2+2)}$$

∴ س = ٠,٠٧ مول/لتر التغيير عند التوازن الثاني.

∴ [A] = ٢,١٤ = ٠,٠٧ × ٢ + ٢ مول/لتر.

[B] = [C] = ٠,٥ = ٠,٠٧ مول/لتر.

ج- إضافة A



$$\frac{{}^2(٠,٥ \text{ س})}{{}^2(٢ + ٢ \text{ س})} = ٠,٠٤$$

∴ س = ٠,٠٧ مول/لتر التغير عند التوازن الثالث.

مثال:

وضع ٣ مول من كل من A و B في إناء التفاعل وبدرجة حرارة معينة

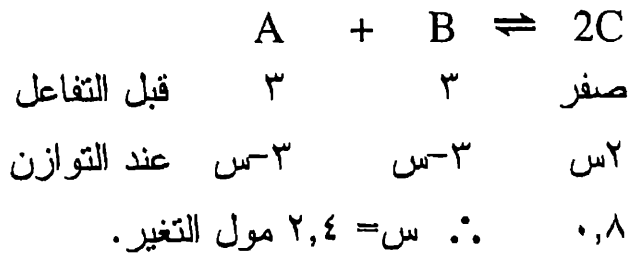
وعند وصول التفاعل $A + B \rightleftharpoons 2C$ حالة التوازن وجد أن الإناء يحتوي

٤,٨ مول من C جد:

١- ثابت التوازن.

٢- عدد مولات C التي تضاف إلى خليط التوازن للحصول على ٠,٩ مول

من كل من A و B.



∴ س = ٢,٤ مول التغير.

٤,٩ = ٢,٤ - ٣ = ٠,٦ مول A و B.

$$٦٤ = \frac{{}^2\left(\frac{٤,٨}{٣}\right)}{{}^2\left(\frac{٠,٦}{٣}\right)} = \frac{{}^2[C]}{[A][B]} = \text{ك م}$$

	A	+	B	⇌	2C
مول عند التوازن الأول	٠,٦		٠,٦		٤,٨
الإضافة	+س		+س		+ص
التغيير	+س		+س		-٢س
مول عند التوازن الثاني	٠,٩		٠,٩		
					٠,٩ = س + ٠,٦

∴ س = ٠,٣ مول التغيير عند التوازن الثاني

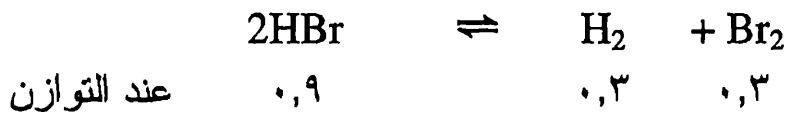
$$\frac{ص + ٤,٢}{٠,٩} = ٨ \leftarrow \frac{٢ \left(\frac{ص + ٤,٢}{س} \right)}{٢ \left(\frac{٠,٩}{س} \right)} = ٦٤$$

$$٧,٢ = ص + ٤,٢ \leftarrow$$

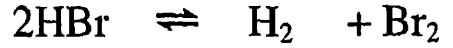
ص = ٣ مول من المادة ٢ يجب أن يضاف إلى خليط التوازن.
مثال:

للتفاعل الغازي الآتي $2\text{HBr} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{Br}_2$ كان عدد مولات المواد
HBr, H₂, Br₂ هي (٠,٩, ٠,٣, ٠,٣) مول على التوالي في وعاء حجمه ١
لتر في حالة التوازن، كم نسحب من Br ليصبح [H₂] عند التوازن بعد السحب
٠,٢٨ مول/لتر.

الحل:



$$\frac{١}{٩} = \frac{٠,٣ \times ٠,٣}{٢(٠,٩)} = \frac{[\text{H}_2][\text{Br}_2]}{[\text{HBr}]^2} = \text{ك م}$$



عند التوازن	٠,٣	-	٠,٣	٠,٣
٠,٢٨ = س	٠,٩	ص -	٠,٣	٠,٣
السحب				
٠,٠٢ = س				
التغير س	٠,٢	ص +	٠,٢	٠,٢
عند التوازن الثاني	٠,٩٤	ص -	٠,٢٨	٠,٢٨

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{Br}_2]}{[\text{HBr}]^2} = \frac{1}{9} = \frac{1}{9} = \frac{1}{9} = \frac{1}{9}$$

نجد أن فنحصل ص = ٠,١ مول يجب أن نسحب من HBr.

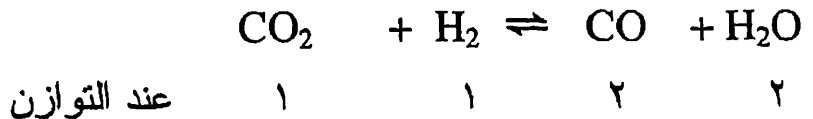
مثال:

وعاء التوازن الغازي الآتي $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ حجمه ٤ لتر ويحتوي ١ مول من كل من CO_2 و H_2 و ٢ مول من CO و H_2O بدرجة حرارة معينة.

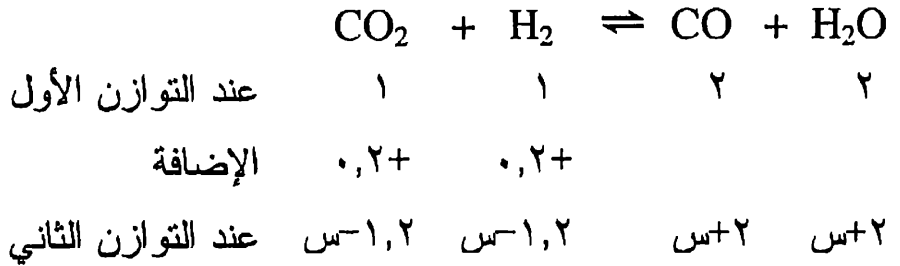
أ- احسب تراكيز مكونات الخليط الغازي بعد إضافة ٠,٢ مول من كل من CO_2 و H_2 إلى النظام المتوازن.

ب- إذا أزلنا عدداً متساوياً من المولات من CO_2 و H_2 وأصبح عدد مولات CO ١,٦ مول في وعاء التوازن فاحسب عدد مولات CO_2 و H_2 المزلة من وعاء التوازن الأول.

الحل:



$$\xi = \frac{\frac{2}{4} \times \frac{2}{4}}{\frac{1}{4} \times \frac{1}{4}} = \frac{[\text{CO}] [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] [\text{H}_2]} = \text{ك م}$$



$$\frac{\left(\frac{س+2}{4}\right) \left(\frac{س+2}{4}\right)}{\left(\frac{س-1,2}{4}\right) \left(\frac{س-1,2}{4}\right)} = \xi$$

بالتجذير س = 0,13 مول التغير عند التوازن الثاني (نعوض)

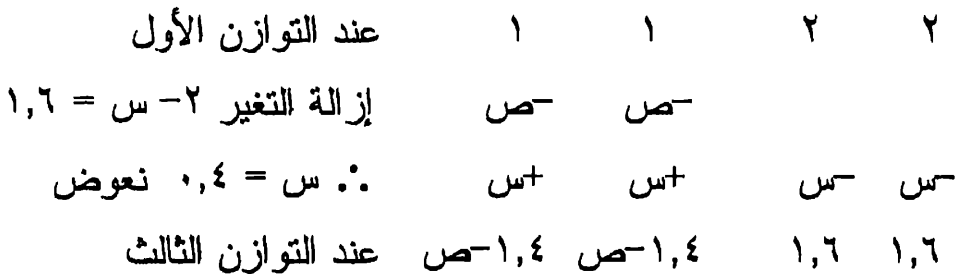
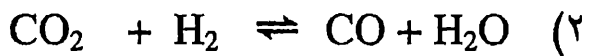
2,13 = 0,13 + 2 مول $\text{CO}_2\text{H}_2\text{O}$ عند التوازن الثاني

1,2 0,13 1,07 = مول CO_2, H_2 عند التوازن الثاني

المولارية = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$

$$0,53 = \frac{2,13}{4} = [\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] \text{ مول/لتر}$$

$$0,267 = \frac{1,07}{4} = [\text{H}_2] = [\text{CO}_2] \text{ مول/لتر عند التوازن الثاني}$$



$$\text{نجذر} \leftarrow \frac{\left(\frac{1,6}{4} \right) \left(\frac{1,6}{4} \right)}{\left(\frac{1,4}{4} \right) \left(\frac{1,4}{4} \right)} = 4$$

$$\frac{1,6}{1,4 - \text{ص}} = 2$$

ص = 0,6 مول يجب أن نزيل.

ملاحظة:

يمكننا إعادة الحل بحساب المولارية من البداية وفي كل الخطوات.

مثال:

للتفاعل الغازي $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$ وجد أن خليط التوازن يتكون من 0,4 مول AB و 0,2 مول من كل من A_2 و B_2 جد عدد مولات AB في خليط التوازن بعد سحب 0,1 مول كل من A_2 و B_2 و AB.

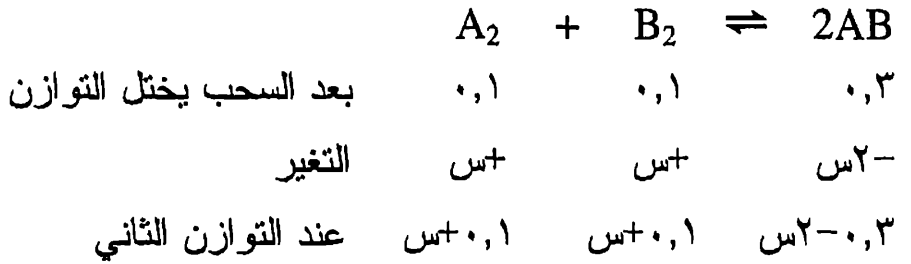
الحل:

	A_2	+	B_2	\rightleftharpoons	$2AB$
عند التوازن	0,2		0,2		0,4

$$K = \frac{\left(\frac{0,4}{C} \right)^2}{\left(\frac{0,2}{C} \right) \left(\frac{0,2}{C} \right)} = \frac{[AB]^2}{[A_2][B]} = K$$

	A_2	+	B_2	\rightleftharpoons	$2AB$
عند التوازن الأول	0,2		0,2		0,4
السحب	-0,1		-0,1		-0,1
بعد السحب (يختل التوازن)	0,1		0,1		0,3

$$\text{حاصل التفاعل} = \frac{P(0,3)}{0,1 \times 0,1} = 9 < K \quad \therefore \text{التفاعل خلفي}$$



$$\text{نجذر} \quad \frac{P(2s \quad 0,3)}{P(s+0,1)} = \epsilon \quad \leftarrow \quad \frac{P[AB]}{[A_2][B_2]} = K = م$$

$$\frac{2s \quad 0,3}{s+0,1} = 2$$

$\therefore s = 0,025$ مول التغير عند التوازن الثاني.

عدد مولات $AB = 0,3 = 0,025 \times 2 = 0,25$ مول.

مثال:

للتفاعل الغازي $aA \rightleftharpoons B$ وجد بدرجة 27°م أن $K = 4,1$ و K

$v = 0,1$ احسب قيمة a .

الحل:

$$\Delta n = \text{ن نواتج} - \text{ن متفاعلات} = 1 - a$$

$$P = 227 + 273 = 500 \text{ مطلقة}$$

$$K = م = K \text{ ص} \times (P)^{-\Delta n}$$

$$4,1 = (0,1) \times (0,082 \times 500)^{-(a-1)}$$

$$41 = (41)^{-(a-1)}$$

$$1 = a + 1 -$$

∴ $2 = a$ عدد مولات A في المعادلة.

المصادر

١- المصادر الأجنبية:

- 1-Durrant, General a. Inorganic Chemistry, London 1964.
- 2-Nevill, General a. Inorganic Chemistry, New York 1967.
- 3-Wood a. Holliday Inorganic Chemistry, London 1976.
- 4-Atkins, P. W., etal, Chemistry: Principles and Applications, Longman I., New York, 1998.
- 5- Hart, H., Organic Chemistry, A Short Course, 8th. Edition., Houghton Mifflin Company, 1991.
- 6-Ebbing, D.D., and Wrighton M.S., General Chemistry, 5th. Edition, Houghton Mifflin Company, London, 1996.
- 7- Olmsted, J. and Williams, G.M., Chemistry, Mosby, 1994.
- 8-Beady, J.E., General Chemistry; Principles and Structure, 5th. Edition, John Wiley and sons. New York, 1990.

٢- المصادر العربية :

- ١- صلاح يحيوي وآخرون ، حالات المادة وتحولاتها ، الجزء الثاني، المنظمة العربية للثقافة والعلوم ، تونس، ١٩٨٧م.
- ٢- إبراهيم الزامل وآخرون ، التفاعلات الكيميائية ، الجزء الثاني ، تونس ، ١٩٨٧م .
- ٣- عادل جرار وآخرون، الإنسان والكيمياء ، الجزء الخامس ، المنظمة العربية للثقافة والعلوم، تونس ، ١٩٨٨م.
- ٤- ك.جلادكوف، بنية الذرة ، موسكو ، ١٩٧٣م.
- ٥- د. محمد جعفر الحسناوي ، الكيمياء التحليلية ، الجزء الأول ، وزارة الثقافة والإعلام ، بغداد، ١٩٩٩م.
- ٦- الدكتور لهيب التميمي ، مبادئ الكيمياء العامة ، دار العلوم العامة ، جامعة البصرة، ٢٠٠٠م.
- ٧- الدكتور فائق حسن الألوسي ، الكيمياء العامة ، وزارة التربية والتعليم ، بغداد ، ١٩٩٨م.
- ٨- د. زيدون الموسوي ، المدخل إلى علم الكيمياء ، وزارة التعليم العالي والبحث العلمي ، بغداد ، ١٩٩٧م.
- ٩- منصور موسى ، الكيمياء الفيزيائية والنوية ، دار الثقافة والعلوم والبحوث، جامعة الكوفة ، ١٩٩٣م.
- ١٠- د. لهيب التميمي، كيمياء الطاقة والذرة ، جامعة البصرة ، ١٩٩٦م.
- ١١- مرتضى جليل ، العناصر والجدول الدوري ، حلب ، ١٩٩٠م.
- ١٢- حسنين عبد المعطي، الكيمياء التحليلية والعضوية، القاهرة ، ١٩٩٣م.

الفهرس

الموضوع	الصفحة
المقدمة.....	٣

الفصل الأول

المادة.....	٦
مم تتكون المادة؟.....	٦
حالات المادة.....	٦
التجاذب بين الجزيئات والصفات الفيزيائية للمواد.....	٦
العوامل المؤثرة في قوى التجاذب بين الجزيئات.....	٧
خصائص حالات المادة.....	٧
تغير الحالة الفيزيائية.....	٨
تفسير بعض خصائص المادة.....	٩
صفات المادة.....	١٠
١ - الانتشار.....	١٠
٢ - التبلور.....	١١
الفرق بين المواد المتبلورة والمواد غير المتبلورة.....	١١
٣ - التسامي.....	١٢
خواص المادة.....	١٢

- ١ - الخواص الفيزيائية ١٢
- ٢ - الخواص الكيميائية ١٢
- التغيرات الفيزيائية ١٣
- التغيرات الكيميائية ١٣
- مقارنة بين التغيرات الفيزيائية والتغيرات الكيميائية ١٣
- المادة النقية ١٤
- المادة غير النقية ١٤
- المخلوط ١٥
- المركب ١٥
- الفرق بين المركب والمخلوط ١٦
- الذرة ومكوناتها ١٧
- الذرة ١٧
- أقسام الذرة ومكوناتها ١٧
- ١ - النواة ١٧
- ٢ - المحيط الخارجي ١٧
- العنصر ١٨
- الفلزات واللافلزات ١٩
- أشباه الفلزات ١٩
- المعادلة الكيميائية ١٩
- الرمز والصيغة الكيميائية ٢٠
- المعادلة الكيميائية الرمزية ٢١
- العناصر النبيلة ٢٢

- الأيون ٢٢
- التأين ٢٣
- الفرق بين الذرة والأيون ٢٣

الفصل الثاني

- القوانين الأساسية الكيميائية ٢٦
- تمهيد ٢٦
- تجارب ومشاهدات ٢٦
- بعض قوانين الاتحاد الكيميائي ٢٧
- أولاً- قوانين النسب الوزنية ٢٧
- أ- قانون لافوازييه أو مبدأ حفظ الكتلة ٢٧
- ب- قانون النسب المعينة (قانون النسب الثابتة) أو قانون بروست ٢٨
- ج- قانون دالتون أو قانون النسب المتضاعفة ٢٩
- د- قانون النسب المتبادلة ٣٠
- ثانياً- قوانين النسب الحجمية للغازات ٣١
- أ- قانون غي لوساك للحجوم الغازية المتفاعلة ٣١
- تفسير قانون غي لوساك في ضوء النظرية الذرية لدالتون ٣٣
- ب- قانون شارل ٣٣
- ج - قانون دالتون ٣٤
- د- قانون أفوكادرو ٣٤
- هـ- قانون غراهام في الانتشار ٣٦

٣٦	و- النظرية الحركية.....
٣٨	إسالة الغازات.....
٤٠	النظرية الذرية لدالتون.....
٤٠	فرضيات نظرية دالتون الذرية.....
٤١	الذرة.....
٤١	الجزيء.....
٤١	جزيء جسم بسيط.....
٤٢	جزيء جسم مركب.....

الفصل الثالث

٤٤	التجاذب بين الجزيئات.....
----	---------------------------

الفصل الرابع

٤٧	البناء الذري للمادة.....
٤٨	تاريخ الذرة.....
٥١	اكتشاف مكونات الذرة.....
٥١	١- الإلكترون: رمزه العلمي (e).....
٥٤	٢- البروتون: رمزه العلمي (p).....
٥٨	٣- النيوترون: رمزه العلمي (n).....
٥٩	العدد الذري والعدد الكتلي.....
٦١	العلاقة بين e, n, p.....

- ٦١..... المدارات الرئيسية (مستويات الطاقة) في الذرة
- ٦٣..... المراتب الجزيئية
- ٦٣..... الكتلة الذرية وتعيينها
- ٦٤..... سلم الكتل الذرية الكيميائية
- ٦٤..... سلم الكتل الذرية الفيزيائية
- ٦٥..... الذرة الغرامية
- ٦٥..... الكتلة الجزيئية
- ٦٥..... الجزيء الغرامي
- ٦٥..... قاعدة دولنغ وبتي

الفصل الخامس

- ٦٨..... الأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات
- ٦٨..... لماذا ترتبط الذرات؟
- ٧٠..... الأصرة الكيميائية
- ٧١..... شروط تكون الأواصر
- ٧١..... أنواع الأواصر
- ٧٣..... تكون الأصرة الأيونية
- ٧٦..... كيف تمثل تكوّن الأيونات؟
- ٨٥..... ١- الأصرة المشتركة الأحادية
- ٨٧..... الروابط المشتركة الثنائية والثلاثية
- ٨٨..... الرابطة بين الهيدروجين والكلور

- ٨٩..... الرابطة بين الهيدروجين والأكسجين في جزيء H_2O
- ٩٠..... الأصرة بين الكربون والأكسجين في جزيء CO_2
- ٩٠..... ٢- الأصرة التساهمية المستقطبة
- ٩١..... ٣- الأصرة التساهمية التناسقية (التعاضية)
- ٩٢..... البناء التساهمي الشبكي العملاق
- ٩٤..... ٤- الأصرة الفلزية
- ٩٥..... كيف تتكون الأصرة الفلزية
- ٩٨..... ٥- الأصرة الهيدوجينية

الفصل السادس

- ١٠٠..... أشكال الجزيئات وصفات الأواصر
- ١٠٠..... أشكال المركبات الجزيئية
- ١٠١..... الصيغة الجزيئية للمادة
- ١٠٢..... الذرة المركزية وأشكال الجزيئات
- ١٠٧..... بعض صفات الأواصر
- ١٠٧..... الصلب
- ١١١..... طاقة الأصرة

الفصل السابع

- ١١٤..... الحالة المكثفة (السائلة والصلبة)
- ١١٤..... المواد الصلبة البلورية والمواد الصلبة عديمة الشكل (اللابلورية)

- ١١٥ البلورات
 ١١٧ أنواع البلورات

الفصل الثامن

- ١٢٤ الجدول الدوري والتركيب الإلكتروني
 ١٢٤ تنظيم العناصر
 ١٢٩ الجدول الدوري الحديث
 ١٣٤ المعالم الرئيسية للجدول الدوري
 ١٤١ توزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة
 ١٤١ تصنيف العناصر
 ١٤٣ البناء الإلكتروني والجدول الدوري
 ١٤٤ البنية الإلكترونية
 ١٤٥ كيفية ملئ الأغلفة بالإلكترونات
 ١٤٦ كيفية كتابة البنية الإلكترونية للذرة
 ١٤٦ تسلسل مستويات الطاقة لأوربيتالات الأغلفة المختلفة
 ١٤٧ ترتيب لويس
 ١٤٧ الزمرة الثامنة (الأخيرة)
 ١٤٧ أقسام الجدول الدوري
 ١٤٩ جهد التأين
 ١٥٠ الألفة الإلكترونية
 ١٥٠ الكهروسلبية

- ١٥١..... الخواص الفلزية واللافلزية
- ١٥١..... أعداد التأكسد

الفصل التاسع

- ١٦٠..... المحاليل
- ١٦٠..... المادة النقية والمخلوط
- ١٦١..... المحلول الحقيقي
- ١٦١..... مميزات المحلول الحقيقي
- ١٦١..... ذوبان المواد في الماء
- ١٦٢..... ذوبان بلورات ملح الطعام
- ١٦٢..... غاز
- ١٦٢..... صلب
- ١٦٣..... أنواع المحاليل
- ١٦٣..... قابلية الذوبان
- ١٦٤..... المحلول غير المشبع (تحت الإشباع)
- ١٦٥..... المحلول المشبع
- ١٦٥..... المحلول فوق الإشباع
- ١٦٦..... العوامل المؤثرة في قابلية الذوبان
- ١٦٨..... محاليل الغازات في السوائل
- ١٦٨..... العوامل المؤثرة على ذوانية الغازات في الماء
- ١٦٩..... تصنيف المخاليل حسب حجم الدقائق

- أنواع المخاليط..... ١٦٩
- العوالق..... ١٧٠

الفصل العاشر

- تركيز المحاليل وخواصها الطبيعية..... ١٧٣
- طرق التعبير عن تركيز المحاليل..... ١٧٤
- خواص المحاليل..... ١٨٠
- تأثير المذاب على بعض صفات المذيب..... ١٨٠
- خواص محاليل المواد المتأينة (الكهرلية)..... ١٨٣

الفصل الحادي عشر

- الحسابات الكيميائية..... ١٨٨
- أهمية الحسابات الكيميائية..... ١٨٨
- التفاعل الكيميائي..... ١٨٨
- ١- قانون حفظ المادة..... ١٨٩
- العنصر..... ١٩١
- فالمول..... ١٩١
- متطلبات مسبقة لدراسة الحسابات الوزنية الكيميائية..... ١٩٣
- الوزن..... ١٩٣
- الحسابات الوزنية المبنية على الكتلة..... ١٩٥

- ١٩٧..... الحسابات المبنية على أساس المادة المحددة.
- ١٩٩..... النسب المئوية لمكونات مادة.
- ٢٠٢..... الحسابات المتعلقة بالتفاعلات الأيونية في المحاليل المائية.
- ٢٠٢..... التركيز المولاري (المولارية).
- ٢٠٤..... ٢- تعادل الأحماض والقواعد.
- ٢٠٤..... الحسابات المتعلقة بحجوم الغازات.
- ٢٠٥..... الطاقة في التفاعلات الكيميائية.
- ٢٠٥..... أهمية الطاقة.
- ٢٠٥..... الطاقة في التفاعلات الكيميائية.
- ٢٠٥..... التفاعلات الطاردة للطاقة.
- ٢٠٦..... طاقة (الآصرة) الرابطة الكيميائية.
- ٢١٠..... تمثيل الطاقة في التفاعلات الكيميائية.

الفصل الثاني عشر

- ٢١٢..... التفاعل الكيميائي والمعادلة الكيميائية.
- ٢١٢..... مفهوم التفاعل الكيميائي.
- ٢١٢..... التفاعل الكيميائي.
- ٢١٢..... صيغ المركبات الأيونية.
- ٢١٤..... المعادلة الكيميائية.
- ٢١٤..... ضغط.
- ٢١٦..... كتابة المعادلة الكيميائية بصورة صحيحة.

- ٢٢٢ المعادلات الأيونية
- ٢٢٤ الأيونات المكونة لمركب أيوني
- ٢٢٤ الجزيئات
- ٢٢٦ أنواع التفاعلات الكيميائية
- ٢٣٢ أهمية تفاعلات الإحلال الأحادي
- ٢٣٣ تفاعل الإحلال المزدوج
- ٢٣٤ مفهوم الأكسدة والاختزال
- ٢٣٦ الذرية
- ٢٣٧ رقم الأكسدة (عدد التأكسد)
- ٢٣٧ التأكسد
- ٢٣٧ الاختزال
- ٢٤٢ معنى التأكسد والاختزال
- ٢٤٥ العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة
- ٢٤٥ العامل المؤكسد
- ٢٤٥ العامل المختزل
- ٢٤٦ تفاعلات التأكسد والاختزال
- ٢٤٩ تفاعلات التأكسد والاختزال الذاتي
- ٢٥١ صدأ الحديد
- ٢٥٢ كيفية حماية الحديد من الصدأ
- ٢٥٣ موازنة تفاعلات التأكسد والاختزال
- ٢٥٣ المعادلة الكيميائية الموزونة
- ٢٥٤ موازنة المعادلات بطريقة نصف التفاعل (أيون - إلكترون)

الفصل الثالث عشر

- ٢٦٢..... الخلايا الكهروكيميائية
- ٢٦٢..... تمهيد
- ٢٦٢..... ١- الخلايا الكلفانية
- ٢٦٢..... ٢- خلايا التحليل الكهربائي
- ٢٦٧..... أهمية القنطرة الملحبة
- ٢٧١..... جهد الخلية الكلفانية
- ٢٧١..... فرق جهد الخلية
- ٢٧٢..... جهد القطب المعياري
- ٢٧٨..... السلسلة الكهروكيميائية
- ٢٧٩..... حساب جهد الحلية الكلفانية
- ٢٧٩..... مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة
- ٢٨٠..... التنبؤ بالتفاعلات
- ٢٨٣..... تطبيقات عملية للخلايا الكلفانية
- ٢٨٧..... إيجابيات خلايا الوقود
- ٢٨٧..... سلبيات خلايا الوقود
- ٢٨٧..... بطارية الخزن (نيكاد)
- ٢٨٨..... المركم الرصاصي
- ٢٨٨..... التحليل الكهربائي
- ٢٨٨..... التوصيل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية ومصاهيرها
- ٢٨٩..... أجزاء خلية التحليل الكهربائي

نواتج التحليل ٢٩٥

الفصل الرابع عشر

- ٣٠٠ البنية الإلكترونية للذرة.....
- ٣٠٠ النموذج الميكانيكي الموجي للذرة.....
- ٣٠٠ المسلمات والحقائق الأساسية.....
- ٣٠٢ الضوء وأثره في كشف البنية الذرية للعناصر.....
- ٣٠٣ الطيف الذري.....
- ٣٠٣ تهيج الذرات.....
- ٣٠٥ الطيف الكهرومغناطيسي.....
- ٣٠٦ الطيف الذري.....
- ٣٠٧ تفسير الطيف الذري.....

الفصل الخامس عشر

- ٣١٠ الحالة الغازية.....
- ٣١٠ نظرية الحركة الجزيئية.....
- ٣١٢ نظرية الحركة الجزيئية وحالات المادة.....
- ٣١٢ القياسات المتعلقة بالغازات.....
- ٣١٢ قوانين الغازات.....
- ٣٣٠ تفسير قوانين الغازات حسب نظرية الحركة الجزيئية.....

الفصل السادس عشر

- ٣٣٢ سرعة التفاعلات الكيميائية
- ٣٣٢ التركيز المولاري (المولارية)
- ٣٣٤ سرعة التفاعل
- ٣٣٤ قياس سرعة التفاعل
- ٣٣٤ وحدات السرعة
- ٣٤١ متى يتوقف التفاعل؟
- ٣٤٣ قانون سرعة التفاعل
- ٣٤٤ المرتبة العامة للتفاعل وأهميتها
- ٣٤٥ استنتاج قانون سرعة التفاعل ومراتبه
- ٣٦٠ مسالك (ميكانيكية) التفاعلات الكيميائية
- ٣٦٠ الخطوة المحددة للسرعة (الخطوة البطيئة)
- ٣٦٠ خطوات اقتراح (تنبؤ، تكهن) مسالك التفاعل
- ٣٦٠ ١- كتابة الخطوة البطيئة
- ٣٦٠ ٢- كتابة الخطوة السريعة
- ٣٦٣ نظريات سرع التفاعل
- ٣٦٣ أولاً: نظرية التصادم
- ٣٦٤ طاقة التنشيط (حسب نظرية التصادم)
- ٣٦٥ ثانياً: نظرية الحالة الانتقالية
- ٣٦٦ طاقة التنشيط

- ٣٦٧ ملاحظات في نظريتي سرعة التفاعل
- ٣٦٩ العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل
- ٣٧١ التوازن الكيميائي
- ٣٧١ التفاعلات غير الانعكاسية
- ٣٧٢ التفاعلات الانعكاسية
- ٣٧٢ المتفاعلات المتجانسة
- ٣٧٢ الطور
- ٣٧٢ التفاعلات غير المتجانسة
- ٣٧٣ حالة التوازن
- ٣٧٣ قانون فعل الكتلة
- ٣٧٣ اشتقاق علاقة ثابت التوازن
- ٣٧٤ التعبير عن ثابت التوازن
- ٣٧٤ ثابت التوازن ك أو ك م
- ٣٧٥ اعتماد علاقة ثابت التوازن على طريقة كتابة معادلة التفاعل
- ٣٧٦ ملاحظات لحل أسئلة التوازن الكيميائي
- ٣٧٧ تطبيقات علاقة ثابت التوازن على التفاعلات المتجانسة:
- ٣٧٩ حاصل التفاعل
- ٣٩٧ تطبيقات علاقة ثابت التوازن على التفاعلات غير المتجانسة
- ٣٩٩ قاعدة لي شاتلية
- ٣٩٩ العوامل المؤثرة في التوازن الكيميائي
- ٤٠٢ تأثير تغير درجة الحرارة في التوازن الكيميائي

٤٠٤ العوامل المساعدة وحالة التوازن

٤١٥ المراجع

٤١٧ الفهرس

