



المملكة العربية السعودية
المؤسسة العامة للتدريب التقني والمهني
الإدارة العامة لتصميم وتطوير المناهج



تخصص مختبرات كيميائية

الكيمياء العامة

110 كيم

طبعة ١٤٢٩ هـ

مقدمة

الحمد لله وحده، والصلاة والسلام على من لا نبي بعده، محمد وعلى آله وصحبه، وبعد:

تسعى المؤسسة العامة للتدريب التقني والمهني لتأهيل الكوادر الوطنية المدربة القادرة على شغل الوظائف التقنية والفنية والمهنية المتوفرة في سوق العمل، ويأتي هذا الاهتمام نتيجة للتوجهات السديدة من لدن قادة هذا الوطن التي تصب في مجملها نحو إيجاد وطن متكامل يعتمد ذاتياً على موارده وعلى قوة شبابه المسلح بالعلم والإيمان من أجل الاستمرار قدماً في دفع عجلة التقدم التتموي: لتصل بعون الله تعالى لمصاف الدول المتقدمة صناعياً.

وقد خطت الإدارة العامة لتصميم وتطوير المناهج خطوة إيجابية تتفق مع التجارب الدولية المتقدمة في بناء البرامج التدريبية، وفق أساليب علمية حديثة تحاكي متطلبات سوق العمل بكافة تخصصاته لتلبي متطلباته، وقد تمثلت هذه الخطوة في مشروع إعداد المعايير المهنية الوطنية الذي يمثل الركيزة الأساسية في بناء البرامج التدريبية، إذ تعتمد المعايير في بنائها على تشكيل لجان تخصصية تمثل سوق العمل والمؤسسة العامة للتدريب التقني والمهني بحيث تتوافق الرؤية العلمية مع الواقع العملي الذي تفرضه متطلبات سوق العمل، لتخرج هذه اللجان في النهاية بنظرة متكاملة لبرنامج تدريبي أكثر التصاقاً بسوق العمل، وأكثر واقعية في تحقيق متطلباته الأساسية.

وتتناول هذه الحقيبة التدريبية " الكيمياء العامة " لمتدربي تخصص "مختبرات كيميائية " في الكليات التقنية موضوعات حيوية تتناول كيفية اكتساب المهارات اللازمة لهذا التخصص.

والإدارة العامة لتصميم وتطوير المناهج وهي تضع بين يديك هذه الحقيبة التدريبية تأمل من الله عز وجل أن تسهم بشكل مباشر في تأصيل المهارات الضرورية اللازمة، بأسلوب مبسط يخلو من التعقيد، وبالاستعانة بالتطبيقات والأشكال التي تدعم عملية اكتساب هذه المهارات.

والله نسأل أن يوفق القائمين على إعدادها والمستفيدين منها لما يحبه ويرضاه؛ إنه سميع مجيب الدعاء.

الإدارة العامة لتصميم وتطوير المناهج

تهيد

الكيمياء هو العلم الأساسي الذي يصف تركيب المواد المختلفة وطرق تحليلها كميًا ووصفيًا وطرق تصنيعها في المختبر والمصنع والطبيعة. وباستخدام المعرفة الكيميائية يمكن تصنيع مواد جديدة لا توجد في الطبيعة قد يكون لها تطبيقات مفيدة. ويلزم الحفاظ على البيئة و تطبيق قواعد وممارسات تقوم في جوهرها على المعرفة الكيميائية. والواقع أن أغلب الصناعات تحتاج إلى المهارة الكيميائية، وبخاصة صناعات التعدين والبتروكيمياويات واللدائن والنسيج والحراريات والأغذية والمشروبات. كما تحتاج إلى هذه المهارة أيضا مرافق المياه والكهرباء والغاز و الصرف الصحي ومراكز التحليل الطبي والصيدلي والجنائي والجيولوجي. وللكيمياء لغتها الخاصة للتعبير عن تركيب المواد ولوصف نشاط المواد الكيميائية وسرعته، كذلك لها حسابها الخاص وهو يشبه كثيرا الحساب الرياضي. ومقرر الكيمياء الأساسية هو المدخل لإتقان المعرفة الكيميائية من خلال التعود على الرموز الكيميائية التي تصف تركيب المواد ومعرفة التركيب الدقيق لهذه المواد والذي يعكس نشاطها. كذلك يتدرب الطالب على وصف تفاعلات المواد المختلفة بمعادلات موزونة وحساب طاقة التفاعل. ومن خلال دراسة صور الروابط الكيميائية يستطيع الطالب توقع نشاط الجزيئات وطرق تفاعلاتها بناء على تركيبها الفراغي. ويدرس الطالب أيضا الاتزان الكيميائي وتفكك الإلكتروليتات مما يجعله قادراً على حساب حموضة أو قلوية الوسط حسب تركيبها الكيميائي. ويشمل الكتاب سبع وحدات، و ملاحق عديدة تحتوي على معلومات ضرورية لإتقان المعرفة الكيميائية وإجراءات القياس وجداول ثوابت المواد وقائمة مصطلحات مفيدة للمتدرب. وتشمل الحقيبة أيضا نماذج عديدة، إضافة إلى الأسئلة التي انتهت بها كل وحدة والأمثلة المحلولة. وأضيفت حلول أسئلة الوحدات والنماذج ليتسنى للمتدرب التأكد من الإجابة.

الكيمياء العامة

الحساب الكيميائي

الجدارة: القيام بالحسابات المطلوبة لوصف التفاعلات و الكيمياويات

الأهداف:

- أن يستخدم الطالب وحدات القياس السليمة و يستطيع تحويل الوحدات من النظام الدولي و النظم الأخرى.
- أن يكتب الطالب الصيغ الكيميائية الصحيحة للمواد الكيميائية و يستنتج الصيغ الوضعية و الجزيئية و البنائية و الفراغية.
- أن يكتب الطالب المعادلات الكيميائية و يذكر الشروط و الكميات المرافقة في المعادلات. كذلك يستنتج نوع التفاعل.
- أن يحسب التركيزات بالوحدات المناسبة و يحول طرق التعبير عن تركيز المواد.

الوقت المتوقع للدراسة: أربع ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الجدارة: لا يحتاج الطالب إلى متطلب سابق لدراسة هذه الوحدة.

Chemical Calculus الحساب الكيميائي

وحدات القياس:

للتعبير الكمي عن أي صفة أو خاصية فيزيائية أو كيميائية يلزم استخدام وحدة للقياس متفق عليها من الجميع وهناك نظام متفق على استخدامه يسمى بالنظام الدولي للوحدات ويطلق عليه اختصاراً نظام SI. والوحدات الأساسية في النظام الدولي موجودة في الجدول (1-1).

جدول (1-1): الوحدات الأساسية في النظام الدولي للقياس.

| UNIT | رمز الوحدة | الوحدة | QUANTITY | الكمية |
|----------|------------|----------|------------------------|------------------------|
| Kilogram | kg | كيلوجرام | Mass | الكتلة |
| meter | m | متر | Length | الطول |
| Second | s | ثانية | Time | الزمن |
| mole | mol | مول | Amount of matter | كمية المادة |
| Kelvin | K | كلفن | Temperature | درجة الحرارة |
| Ampere | A | أمبير | Current intensity | شدة التيار الكهربائي |
| Candle | cd | قنديلة | Luminescence intensity | شدة الاستضاءة (الوميض) |

و بمعلومية الوحدات الأساسية يمكن اشتقاق الوحدات الأخرى المطلوبة. ويعرض الجدول

(1-2) بعض الوحدات المشتقة المهمة.

جدول (1-2): وحدات مشتقة من النظام الدولي.

| UNIT | رمز الوحدة (الاشتقاق) | الوحدة | QUANTITY | الكمية |
|--------|-----------------------|--------|-----------|-----------------|
| Joule | $J(kg\,m^2/s^2)$ | جول | Energy | الطاقة |
| Pascal | $Pa(kg/ms^2)$ | باسكال | Pressure | الضغط |
| Newton | $N(kg\,m/s^2)$ | نيوتن | Force | القوة |
| Watt | $W(J/s)$ | وات | Power | القدرة |
| Volt | $V(J/C)$ | فولت | Potential | الجهد الكهربائي |
| - | m^3 | متر | Volume | الحجم |

وعادة ما تكون الكمية المقاسة صغيرة جداً أو كبيرة جداً بحيث لا يكون من المناسب كتابة الوحدة الدولية وللتغلب على ذلك أشتقت مضاعفات للوحدة مشتقة جميعها من العدد عشرة وتضاف في مقدمة رمز الوحدة للدلالة على القيمة الجديدة.

1. مضاعفات الوحدات

$$\text{Kilo(k)} = 10^3$$

$$\text{Miga(M)} = 10^6$$

$$\text{Giga(G)} = 10^9$$

$$\text{Tetra(T)} = 10^{12}$$

مثلاً: بدلاً عن القيمة 1000,000 m يكتب 1 Mm .

وبدلاً عن القيمة 36,000,000,000 s يكتب 36 Gs .

2. أجزاء الوحدات

$$\text{Milli (m)} = 10^{-3}$$

$$\text{Micro (\mu)} = 10^{-6}$$

$$\text{Nano (n)} = 10^{-9}$$

$$\text{Pico (p)} = 10^{-12}$$

مثلاً: بدلاً عن القيمة 0.00000021 g يكتب 0.21 μg .

وهناك بعض المضاعفات والأجزاء لوحدة الطول خاصة مثل

$$\text{Decimeter (dm)} = 0.1\text{m}$$

$$\text{Centimeter(cm)} = 0.01\text{m}$$

كما وما زالت الوحدات المشتقة من النظام المعروف باختصار c.g.s شائعة الاستعمال. في هذا

النظام يقاس الطول بوحدة cm والكتلة بوحدة g والزمن بوحدة s. ومن الوحدات المشتقة من هذا

النظام، وحدة dyne للقوة و erg للطاقة والشغل. والجدول (1-3) يعرض بعض الوحدات الشائعة خارج

النظام الدولي.

جدول (1-3): وحدات شائعة خارج النظام الدولي.

| UNIT | رمز الوحدة | الوحدة | QUANTITY | الكمية |
|------------------------------------|----------------------------|---------------------------------|----------|--------|
| Atmosphere Millimeter Hg bar | atm mm Hg = torr bar | جوي تورش أو ملم زئبقي بار | Pressure | الضغط |
| Liter | L | لتر | Volume | الحجم |

| | | | | |
|----------|-------------------|----------------------|-------------|--------------|
| Celecius | °C | درجة مئوية | Temperature | درجة الحرارة |
| Minute | min | دقيقة | Time | الزمن |
| Hour | h | ساعة | | |
| day | d | يوم | | |
| year | y | سنة | | |
| - | g/cm ³ | جرام/سم ³ | Density | الكثافة |
| dyne | dyne | داين | Force | القوة |
| erg | erg | ارج | Energy | الطاقة |

ومن التحويلات المفيدة بين النظام الدولي والنظم الأخرى:

$$1K = 1^{\circ}C + 273.15$$

لدرجة الحرارة

$$1L = 0.001 m^3$$

للحجم

$$1mm Hg = 1torr$$

للضغط

$$1bar = 10^5 p$$

$$1atm = 101.325kpa = 760 torr = 760mm Hg$$

$$1year = 365.25 d$$

للزمن

$$1day = 24 h$$

$$1h = 60 min$$

$$1min = 60 s$$

$$1J = 10^7 erg$$

للطاقة

$$1Newton = 10^5 dyne$$

للقوة

بعض الكميات المهمة في الكيمياء :

1. الحجم :

هو المكان الذي تشغله المادة في الفراغ ووحدته الدولية (m)

$$\text{الحجم} = \text{المساحة} \times \text{الإرتفاع}$$

و الوحدة الشائعة في الكيمياء هي اللتر وأجزائه، مثل المليلتر mL والميكرو لتر μL . وإذا كان الشكل

منتظم (كرة، مكعب، منشور،....) يمكن حساب حجمه من الأبعاد. كما يمكن استخدام طريقة

إزاحة حجم من الماء بغمر الجسم غير المنتظم لتعيين حجمه.

2. الضغط:

هو القوة المؤثرة على وحدة المساحات، ووحدته الدولية باسكال (Pa)

$$\text{الضغط} = \text{القوة} \div \text{المساحة}$$

والوحدة الشائعة في الكيمياء هي الضغط الجوي (atm) لأهمية معرفة الحاجة للكبس أو التفريغ في المفاعل الكيميائي نسبة إلى الضغط الجوي العادي .

والضغط الجوي يكافئ ارتفاع عمود من الزئبق مساويا 76 cm ومساحة مقطعه 1 cm^2 . كما يشيع استعمال المانومتر الزئبقي لقياس الضغط في الكيمياء، وهنا تكون وحدة mm Hg هي المباشرة.

3. الطاقة :

هي القدرة على بذل الشغل ووحدتها الدولية الجول (J) ، ويعرف الجول بأنه الشغل اللازم لنقل

$$1 \text{ kg} \text{ بتسارع (عجلة) مقدارها } 1 \text{ m/s}^2 \text{ لمسافة } 1 \text{ m}.$$

$$\text{الطاقة} = \text{القوة} \times \text{المسافة}$$

وبينما يُفضل استخدام وحدة J في قياس الشغل الميكانيكي وغيره، فإن الطاقة الحرارية هي الأكثر شيوعا في الكيمياء، وعليه يُفضل استخدام وحدة الطاقة الحرارية وهي السعر الحراري (الكالوري)

$$1 \text{ cal} = \text{calorie} \text{ حيث: } 1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

الصيغ الكيميائية Chemical Formulas :

هي طريقه رمزية للتعبير عن تركيب المواد الكيميائية بحيث يصبح الفهم والتعامل أفضل، مثل استخدام الأعداد عوضا عن كتابتها لغويا. وتصبح هذه الصيغ ضرورية عند كتابة المعادلات المعبرة عن التفاعلات الكيميائية . وبالطبع أفضل الصيغ هي التي تصف التركيب الفراغي للمادة وكيفية ترابط الذرات المكونة للمادة وتسمى هذه بالصيغة التركيبية أو البنائية Structural Formula ، وللوصول إلى هذه الصيغة لا بد أولا من معرفة نسب ذرات العناصر المكونة للمادة، و وزن الجزيء الجرامي mole من المادة، والخواص الكيميائية التي تساعد على إدراك المجموعات الفعالة (الذرات المكونة للروابط) .

1. الصيغة الوضعية Empirical formula :

هي أول الصيغة وأبسطها للوصف الكمي للمادة. بعد التعرف على العناصر المكونة للمادة، يتم تقدير النسب المئوية للمكونات. بالقسمة على 100 يمكن الحصول على نسب الأوزان المكونة لجزيء واحد من المادة. و بالقسمة مرة ثانية لكل مكون على وزنه الذري يمكن الحصول على نسبة أعداد الذرات المكونة للجزيء . أخيرا نقسم النسب على أصغرها فنحصل على صورة مبسطة للصيغة الوضعية.

مثال : حُللت عينة من الماء النقي فُوجدت النسب الآتية للمكونين، الأكسجين و الهيدروجين :

$$11.1\% \text{ H} , 88.9\% \text{ O}$$

أوجد الصيغة الوضعية للماء؟.

الحل :- نحول النسب المئوية إلى جزيء واحد بالقسمة على 100 :

$$\text{ماء} \quad 0.111 \text{ H} + 0.889 = 1.00$$

- نقسم كل مكون على عدده الذري

$$0.111/1 : 0.889/16$$

$$0.111 : 0.0556$$

- نقسم النسبتين على الأصغر منهما

$$0.111/0.0556 : 0.0556/0.0556$$

$$1.996 : 1$$

$$2:1$$

أي أن الصيغة هي 2 هيدروجين إلى 1 أكسجين. ويمكن التعبير عن ذلك بالصيغة الوضعية

H_2O ، حيث يكتب خلف رمز العنصر عدد الذرات (تسمى لاحقة سفلية Subscript).

2. الصيغة الجزيئية Molecular formula :

يلي معرفة الصيغة الوضعية محاولة الوصول إلى العدد الحقيقي من كل ذرة عنصر مكون

للجزيء. لاحظ أن الصيغة الوضعية ليست أكثر من نسب أعداد الذرات المكونة للجزيء. مثلا قد

يكون جزيء الأكسجين H_2O أو H_4O_2 أو H_8O_4 وهكذا. لاحظ أن النسبة $\text{HO}_{1/2}$ أو $\text{H}_{2/3}\text{O}_{1/3}$

غير مقبولة، لأنه لا يوجد كسر من الذرة بل عدد صحيح. يتم الوصول إلى الصيغة الجزيئية بتقدير

الوزن الجزيئي بطريقة مناسبة، مثل مطياف الكتلة mass spectrograph، أو من الخواص الجامعة

colligative properties. وهكذا من محصلة نسب ذرات العناصر والوزن الذري للجزيء يمكن

التوصل إلى الصيغة الصحيحة للجزيء.

مثال : قدر الوزن الجزيئي للماء بمقدار 18.003g، والصيغة الوضعية للماء هي H_2O . أكتب الصيغة

الجزيئية للماء. وزن الماء = وزن الذرات المكونة للماء

$$2\text{H} + \text{O} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18$$

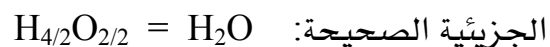
إذا الصيغة الوضعية للماء H_2O هي أيضا الصيغة الجزيئية (18 = 18.003).

نفرض أن الصيغة الوضعية للماء هي H_4O_2

$$4\text{H} + 2 \text{O} = \text{الوزن حسب الصيغة الوضعية}$$

$$4 + 2 \times 16 = 32$$

العدد الناتج هو ضعف الوزن الجزيئي وهكذا يجب أن يقسم عدد الذرات على 2 للحصول على الصيغة

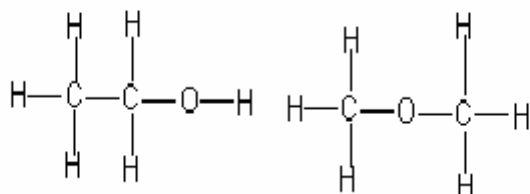


3. الصيغة التركيبية Structural formula :

لا يكفي عادة وخاصة في الكيمياء العضوية معرفة الصيغة الجزيئية لتحديد دقيق للمادة، بل يلزم معرفة كيفية ارتباط الذرات في الجزيء. ولا توجد طريقة وحيدة لذلك، ويحتاج الكيميائي لمهارة عالية وخاصة في الجزيئات الكبيرة المحتوية على عناصر عديدة، مثل الجزيئات البيولوجية (الحيوية) لتحديد الشكل التركيبي للجزيء. ويعتمد في ذلك على الخواص الكيميائية للمجموعات الفعالة في الجزيء، وكذلك بعض الخواص الفيزيائية مثل النشاط الضوئي وامتصاص الضوء والمغناطيسية وغيرها

مثال 1: ما هي الصيغة التركيبية للجزيء C_2H_6O ؟

الحل: هناك جزيئان يمكن أن يكون لهما نفس الصيغة الجزيئية C_2H_6O ، وهما اثيرثنائي الميثيل CH_3OCH_3 والكحول الإيثيلي (الإيثانول) CH_3CH_2OH . ومن الواضح التباين الكبير في السلوك الكيميائي. الصيغ المذكورة للمواد السابقة هي أبسطها. ويمكن زيادة الإيضاح بكتابة المواد السابقة ببيان التفصيل كما يلي:

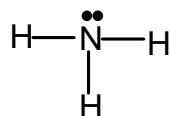


وأخيرا فمن الممكن إعطاء الصيغة التركيبية الفراغية والتي تصف بدقة الشكل الفراغي والزوايا الحقيقية بين الروابط.

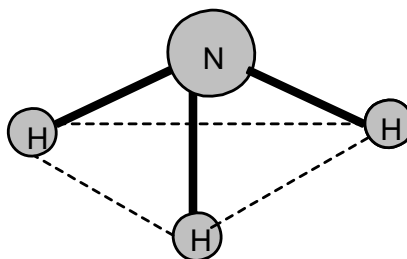
مثال 2: أعطى الصيغة التركيبية و الجزيئية والوضعية لجزيء الامونيا.

الحل: الصيغة الوضعية: NH_3 ، والصيغة الجزيئية: NH_3

و الصيغة التركيبية:



الصيغة الفراغية: شكل هرم ثلاثي الأوجه و الزوايا المجسمة 107° .



مثال 3: أوجد الصيغ الوضعية والجزيئية لحمض الأكساليك المحتوي على جزيئين من الماء.

الحل : الصيغة الوضعية: $C_2H_6O_6$ ، و الصيغة الجزيئية $C_2H_2O_4 \cdot 2H_2O$

أنواع المركبات الكيميائية : Type of chemical compounds

بينما لا تتعدى العناصر الموجودة في الطبيعة المائة، فإن الكيماويات الناتجة عن اتحاد العناصر مع بعضها البعض تعد بالملايين . ويمكن تقسيم المركبات الكيميائية إلى صنفين: الأول هو المركبات العضوية والثاني هو المركبات غير العضوية. والصنف الأول يحتوي على الكربون المرتبط بأربعة روابط مع ذات عناصر أخرى أو مع ذرات كربون أخرى، أما الصنف الثاني فيشمل باقي المركبات الموجودة على الأرض، وأهمها الأكاسيد والأملاح والسيليكات وغيرها من الصخور، بالإضافة إلى الماء و الغازات المختلفة. و يفضل أحيانا تقسيم المركبات الكيميائية حسب الروابط الكيميائية التي تربط الذرات . وعليه فهناك المركبات الأيونية Ionic compounds، وأهمها الأملاح و الزجاجيات والسيراميك (تتكون من أيونات مرتبطة معا بقوة كهروستاتيكية أساسا). وهناك المركبات القطبية polar compounds مثل المذيبات القطبية (الماء و الكحوليات و سيانيد الميثيل والأسيتون وغيرها) وهي القادرة على إذابة المركبات الأيونية غالبا . وأخيرا المركبات غير القطبية non-polar compounds مثل الهيدروكربونات (الميثان والإيثان والبنزين وغيرها) .

ولعل من أهم التقسيمات أيضا تقسيم المركبات إلى إلكتروليات electrolytes ولا إلكتروليات non-electrolytes . وكما سيدرس تفصيلا في الوحدات التالية فإن الإلكتروليت هو مادة كيميائية تستطيع توصيل التيار الكهربائي إذا أذيت في مذيب أو أمكن صهرها. ويعود السبب في التوصيل الكهربائي إلى وجود المادة الإلكتروليتية، إما في صورة أيونات أو انطلاق الأيونات عند الإذابة. ومن الإلكتروليتات : الأملاح والأحماض والقلويات والقواعد العضوية وغيرها. وتعتبر الجزيئات العملاقة macromolecules و البوليمرات polymers قسما مستقلا من المركبات الكيميائية، سواء كانت عضوية أو غير عضوية . وبجانب ضخامة الوزن الجزيئي لهذه المركبات فإنه غير محدد ، كما في المركبات

البسيطة مثل الماء و الأمونيا. وبينما يمكن اعتبار البروتين و النشاء والسليولوز والصوف والحريير جزيئات عملاقة، والبولي اثيلين (الأكياس الشفافة) والبولي ازوبرولين (مطاط صناعي) بلمرات عضوية، فإن الزجاج هو بلمر غير العضوي (يتكون أساسا من أكاسيد السليكون وبعض القلويات والقلويات الأرضية).

المعادلات الكيميائية : Chemical equations

المعادلة الكيميائية هي تعبير كيميائي وكيمي عن التغير (التفاعل) الكيميائي. وتدل كلمة معادلة على خضوع هذا التغير الكيميائي لقواعد الجبر. وهكذا فإن الرمز الكيميائي في المعادلة يكافئ رمز المتغير في المعادلة الجبرية، من حيث معاملته بالعمليات الرياضية، مثل الضرب والقسمة والجمع والطرح. ويطلق على المعادلة المحققة للشروط الرياضية بالمعادلة الموزونة balanced equation.

مثال 1: عبر بمعادلة موزونة عن تكوين الماء من غازي الهيدروجين والأكسجين.

الحل :

1. إيجاد رموز المواد الداخلة والنتيجة من التفاعل

2. جمع أعداد المواد الداخلة في التفاعل ووضعها إلى يسار سهم يشير رأسه إلى جهة اليمين وهي مكان المواد الناتجة مجموعة مع بعضها .

3. وزن المعادلة بحيث يكون عدد ذرات العناصر على اليسار مساويا للعدد على اليمين أو يكون مساويا إحدى الطرفين مساويا للآخر.

التطبيق على تكوين الماء:

1- رموز الكيماويات الداخلة والنتيجة هي H_2, O_2, H_2O

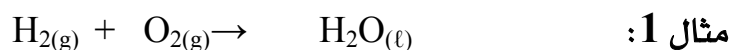
2- كتابة المعادلة $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

3- وزن المعادلة $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$

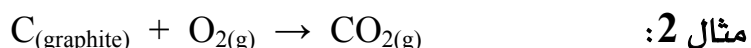
ويمكن أيضا أن يكون $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

لاحظ أن المعادلة الثانية هي الأولى بعد ضرب طرفي المعادلة في 2. إذا كان المطلوب معادلة تكوين جزيء واحد من الماء تصبح المعادلة الأولى هي الأنسب . أما إذا كان المطلوب كتابة معادلة استهلاك جزيء واحد من الأكسجين لتكوين الماء فتكون المعادلة الصحيحة هي الثانية. ويعد وزن المعادلات الكيميائية حجر الزاوية في الحساب الكيميائي ويجب إجادته من خلال التدريب، ولا يوجد طريقة وحيدة مناسبة لوزن المعادلة، بل يعتمد ذلك على المطلوب ونوع التفاعل وأخيرا خبرة ومهارة الدارس.

ولإثراء المعادلة الكيميائية يضاف أحيانا بعض المعلومات التي يمكن الاستفادة منها عند الحساب الكيميائي ومن أهمها : - حالات المواد الداخلية فى التفاعل (غاز، سائل، مذاب فى الماء، صلب، نوع التبلر إن وجد وهكذا). وتكتب عادة كلاحقة سفلية لصيغة الجزيء أو الذرة وتكون بين قوسين مستديرين .



حيث g تعنى غاز gas و l سائل liquid.

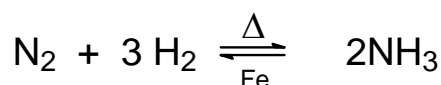


حيث graphite هي الجرافيت (إحدى صور الكربون الصلب) .

كثير من التفاعلات يمكن تسريعها بالحرارة أو إضافة مادة حافزة ويمكن التعبير عن ذلك بالرمز المناسب فوق السهم (أو تحته) .

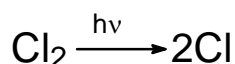
مثال 3: عند تكوين الامونيا يسرع التفاعل بالحرارة (Δ) ويستخدم الحديد كحافز ، عبر عن ذلك .

الحل :



مثال 4: يتم تكسير جزيء الكلور للحصول على ذرات الكلور باستخدام الضوء . عبر عن ذلك .

الحل:



الرمز Δ يعني تسخين (حرارة) والرمز $h\nu$ يعني ضوء .

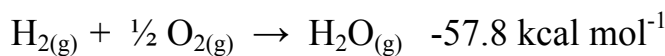
اتجاه التفاعل:

هناك نوعان رئيسيان من التفاعلات، وهما: التفاعل غير العكسي irreversible والتفاعل العكسي reversible ، والنوع الأول يعبر عنه بسهم يشير إلى ناحية النواتج (اليمين)، بينما يعبر عن التفاعل العكسي بسهمين متوازيين يشيران إلى اليمين واليسار، مما يعني إمكانية تحول كلا من النواتج والمواد المتفاعلة إلى بعضهم البعض (كما في حالة تكوين الامونيا).

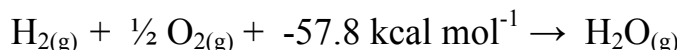
حرارة التفاعل:

عند الحساب الكيميائي قد يحتاج الأمر إلى ذكر حرارة التفاعل (أو أي دالة أو كمية أخرى مثل الطاقة الحرة أو الإنثالبي). عادة يذكر ذلك في أقصى اليمين بعد النواتج ويمكن أن يعتبر كنتاج باستخدام الإشارة (+) . يعامل هذا المقدار أيضا حسب القواعد الرياضية.

مثال : معادلة تكوين الماء عند درجة حرارة 25 مئوية :

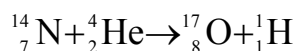


المقدار $-57.8 \text{ kcal mol}^{-1}$ هو كمية الحرارة المنطلقة عند تكوين جزيء واحد من الماء الغازي عند 25°C (الإشارة السالبة تدل على أن التفاعل طارد للحرارة). ويمكن كتابة المعادلة السابقة أيضا إذا احتاج الحساب كما يلي :



التفاعلات النووية: في هذه التفاعلات يكون المهم هو النواة وما تحتويه من بروتونات ونيوترونات. ولما كان اللاحقتان الخلفيتان السفلية والعلوية محجوزتين لبيان عدد الذرات والشحنة، على التوالي، فإن الحاجة قد دعت إلى كتابة رقم الكتلة (عدد البروتونات + عدد النيوترونات) كلاحقة أمامية علوية والعدد الذري (عدد البروتونات) كلاحقة أمامية سفلية لرمز الذرة.

مثال : يتحول النتروجين إلى أكسجين عند قذفه بجسيمات ألفا (He) وفق المعادلة الآتية:



أنواع التفاعلات :

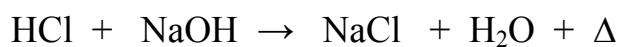
لتسهيل دراسة التفاعلات الكيميائية يمكن تقسيمها إلى أنواع حسب النواتج والمواد الداخلة ومن

الأنواع الهامة:

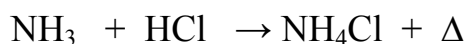
أ. التعادل Neutralization:

هذا تفاعل بين حمض وقاعدة وينتج الملح المقابل، وقد ينتج أيضا ماء وغالبا تنطلق حرارة تسمى حرارة التعادل .

مثال 1: تعادل حمض الكلور (الهيدروكلوريك) مع هيدروكسيد الصوديوم NaOH



مثال 2: تعادل كلوريد الهيدروجين مع الأمونيا يمكن أيضا اعتباره من هذه النوعية .

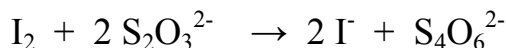


ب. الأكسدة والاختزال Redox reactions:

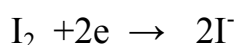
في هذه النوعية من التفاعلات يتم انتقال إلكترون أو أكثر من المادة المؤكسدة إلى المادة

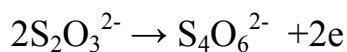
المختزلة. يمكن اعتبار التفاعل محصلة تفاعلين أحدهما تفاعل الأكسدة والآخر تفاعل الاختزال .

مثال 1: اختزال اليود بالثيوكبريتات:

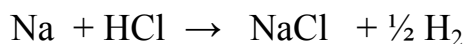


التفاعل محصلة التفاعلين :

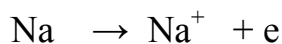
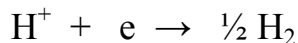




مثال 2: إذابة الصوديوم في حمض الكلور :



التفاعل مجموع التفاعلين

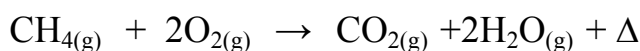


ج. الاحتراق Combustion:

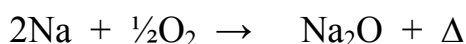
تفاعل الاحتراق هو إضافة الأكسجين أو مكافئ له إلى مادة تسمى الوقود لتكوين الأكاسيد

المقابلة وإطلاق كمية من الحرارة .

مثال 1: احتراق الميثان حسب المعادلة:



مثال 2: احتراق الصوديوم حسب المعادلة:

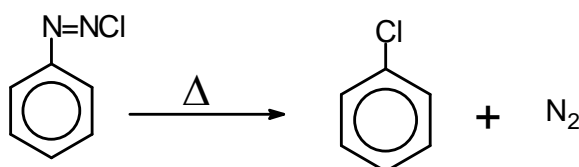


د. الانحلال Decomposition:

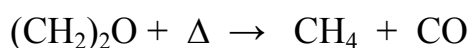
هو تفكك جزيء من المادة إلى جزيئات أبسط ويمكن اعتبار تفاعلات نزع الماء أو الأمونيا أو

ثاني أكسيد الكربون منها .

مثال 1: انحلال ملح ثنائي اوزونيوم البنزين بالحرارة



مثال 2: انحلال أكسيد الإثيلين بالحرارة

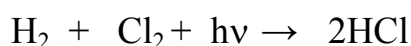


ه. تكوين المركبات من عناصرها:

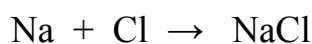
أحيانا تتكون المركبات من عناصرها وهي أبسط صور التكوين و خاصة للجزيئات البسيطة .

وتساعد هذه التفاعلات على حساب طاقة تكوين المركب مباشرة .

مثال 1: تكوين كلوريد الهيدروجين



مثال 2: تكوين ملح الطعام



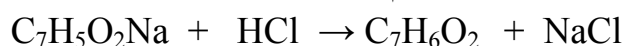
مثال 3: لا يمكن تكوين الميثان عمليا حسب المعادلة الآتية :



و بينما لا يمكن تكوين أغلب المواد العضوية مباشرة من عناصرها، فإن النبات يمكنه تصنيع كثير من المواد العضوية من ثاني أكسيد الكربون والماء بواسطة الكلوروفيل وفي وجود الضوء .
و. التبادل المزدوج والترسيب :

تشأ كثير من الرواسب من تفاعلات التبادل الأيوني المزدوج للأملاح. والراسب هو غالبا ملح (أو قاعدة أو حمض) شحيح الذوبان في الماء. وهذه التفاعلات مهمة في الكيمياء التحليلية، وفي بعض التطبيقات، مثل تنقية المياه وتنقية المواد عموما. ويتكون الراسب عادة عند مزج المحاليل المناسبة .

مثال 1: ترسيب حمض البنزويك من بنزوات الصوديوم



ما يحدث هو تبادل الأيونات :



لاحظ أن أيوني الصوديوم و الكلوريد دخلا وخرجا من التفاعل. يمكن كتابة التفاعل السابق بطريقة أكثر مباشرة كما يلي:



نستفيد من المعادلة السابقة أن المطلوب للحصول على حمض البنزويك هو إحدى أملاح الحمض الذائبة في الماء وحمض مناسب.

مثال 2: ترسيب كلوريد الفضة



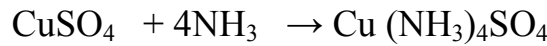
يلزم فقط ملح يحتوي على الكلوريد وملح يحتوي على أيون الفضة (كلا الملحين يجب أن يكون قابل للذوبان في الماء).

ز. تكوين المتراكبات Complex formation:

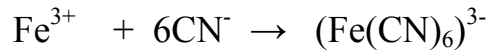
تكوين المتراكبات هي من مميزات بعض المواد الكيميائية التي لم تصل بعد إلى الحد الأقصى من التشبع الإلكتروني على الرغم من كونها قد أنهت التفاعل الأولي. ويتم في تكوين المتراكبات انتقال كلي أو جزئي للإلكترونات بين المعطى ويسمى عامل تكوين متراكبات Complexing agent، والمستقبل وهو مكون المتراكب Complex forming، وتعد أيونات العناصر الانتقالية من أشهر الأيونات المكونة للمتراكبات. كما تعد أيونات السيانيد، CN^- ، والفلوريد F^- ، و الامونيا NH_3 ، وحتى الماء

H₂O، و غاز CO، وكثير من المواد العضوية من عوامل تكوين المتراكبات وقد تسمى أحيانا بالمواد المخلبية Ligands .

مثال 1: تكوين متراكب كبريتات رباعي أمين النحاسيك



مثال 2: تكوين أيون سداسي سيانيد الحديدك $(\text{Fe}(\text{CN})_6)^{3-}$



تفاعلات خاصة بالعضوية :

هناك أنواع متخصصة شائعة في الكيمياء العضوية ومنها تفاعلات الاستبدال Substitution و الإضافة Addition و البلمرة Polymerization و إعادة الترتيب Rearrangemen والاسترة Esterification ونزع الماء Dehydration ونزع الهيدروجين Dehydrogenation ونزع ثاني أكسيد الكربون Decarboxylation وغيرها كثير يفضل دراستها في مقرر الكيمياء العضوية في السياق .

التعبير عن كمية المواد الكيميائية :

للتعبير عن كمية مادة كيميائية في تفاعل ما يلزم معرفة الحالة الفيزيائية العامة للتفاعل وهي إما الحالة الغازية (تفاعل يتم بين غازات وتنتج غازات) أو الحالة السائلة (تفاعل يتم بين مواد ذائبة في المحلول). إذا تواجدت مواد صلبة غير ذائبة في الحالتين السابقتين فإن سطحها فقط هو الذي يمكن أن يشارك في التفاعل ويمكن افتراض ثباته خلال التفاعل وبالتالي عدم الالتفاف إليه عند الحساب.

1. التفاعل الغازي Gaseous reaction:

يعبر عن كميات المواد المتفاعلة بالضغط الجزئية لها. وعموما فإن أي عدد من الغازات وبأي نسبة تعد محلولاً. والضغط الجزئي للغاز المتفاعل يعطى من قانون دالتون :

$$P_i = (n_i / \sum n_i) P_t$$

حيث P_i الضغط الجزئي للغاز، n_i هو عدد جزيئات الغاز i و $\sum n_i$ هو مجموع جزيئات جميع الغازات الموجودة في التفاعل .

2. تفاعل المحلول Solution reaction:

يتكون المحلول من مادتين أو أكثر في حالة امتزاج (للسوائل) أو ذوبان تام (إذا تواجدت مواد صلبة). ويطلق عادة على المادة السائلة (وهي غالباً أكثر في الكمية) اسم المذيب solvent، بينما المادة أو المواد الذائبة اسم المذاب solute. وغالباً ما يكون المذاب هو المادة المتفاعلة ولذلك يعبر عن كميتها بالتركيز concentration. وهناك صور عديدة تستخدم حسب الحاجة للتعبير عن تركيز مادة. عموماً هناك طريقتان: وزن المادة إلى وزن المذيب أو وزن المادة في حجم معين من المحلول. والطريقة الثانية أسهل

وأكثر شيوعاً في الكيمياء ولكن الطريقة الأولى يجب استخدامها إذا درس التفاعل عند درجات حرارة مختلفة وذلك لأن الحجم (وبالتالي التركيز) يتغير عندئذ . ويلخص الجدول (1-4) أهم وحدات التركيز الشائعة في الكيمياء :

نفرض أن المذيب هو A والمذاب B والأخير هو المطلوب التعبير عن تركيزه بالطرق المختلفة .

$$W_B\% = 100 \times W_B / (W_A + W_B) \quad \text{- النسبة المئوية للوزن:}$$

حيث W_B وزن B و W_A وزن A .

$$W_B = W/V \quad \text{النسبة المئوية (وزن / حجم) \%} \quad \text{الموجودة في 100 مليلتر من المحلول}$$

المولالية m:

$$m = 1000 \times W_B / W_A M_{w,B}$$

حيث $M_{w,B}$ هي الوزن الجزيئي للمادة B .

المولارية M:

$$M = 1000 \times W_B / V M_{w,B}$$

حيث V هو الحجم بوحدة ml .

العيارية N:

$$N = 1000 \times W_B / V E_{w,B}$$

حيث $E_{w,B}$ هو الوزن المكافئ للمادة.

كسر الجزيئ:

$$X_B = (W_B / M_{w,B}) / \{ (W_B / M_{w,B}) + (W_A / M_{w,A}) \}$$

حيث $M_{w,A}$ هو الوزن الجزيئي للمادة A.

جدول (1-4): وحدات التركيز الشائعة في الكيمياء.

| Unit | Symbol | Concentration | التركيز |
|----------------------|--------|-----------------------|----------------------------|
| g/g | W% | Weight percent | النسبة المئوية للوزن |
| g/100cm ³ | W/V% | Weight volume percent | النسبة المئوية (وزن / حجم) |
| Mol/L | M | Molarity | المولارية |

| | | | |
|----------------|---|--------------|-----------|
| Mol/kg | m | molality | المولالية |
| g-equivalent/L | N | Normality | العيارية |
| - | X | Mol fraction | كسر الجزئ |

و من العلاقات المفيدة للتحضير من المحاليل المركزة:

$$N = 10 \times \text{percent} \times \text{density} / E_{w,B}$$

$$M = 10 \times \text{percent} \times \text{density} / M_{w,B}$$

مثال : احسب النسبة المئوية للوزن والنسبة المئوية (وزن/حجم) و المولارية و العيارية و المولالية وكسر

الجزئي لحمض الكبريت (الكبريتيك) تركيز 80%. علما بان كثافة هذا الحمض 1.721 g cm^3 .

الحل : النسبة المئوية للوزن = 80% حمض كبريت.

من تعرف الكثافة :

$$100 \text{ cm}^3 \rightarrow 172.1 \text{ g (حمض + ماء)}$$

$$100 \text{ cm}^3 \rightarrow 0.8 \times 172.1 \text{ g (حمض فقط)}$$

$$137.7\% = 0.8 \times 172.1 / 100 = \text{النسبة المئوية (وزن / حجم)}$$

المولارية

$$M = (1000 \times 0.8 \times 172.1) / 98 \times 100 = 14.05 \text{ mol L}^{-1}$$

$$H_2SO_4 = 2 + 32 + 4 \times 16 = 98 \quad \text{حيث إن الوزن الجزيئي لحمض الكبريت:}$$

العيارية

$$N = 1000 \times 0.8 \times 172.21 / 49 \times 100 = 7.02 \text{ g equivalent L}^{-1}$$

حيث إن حمض الكبريتيك له وزن مكافئ يساوي نصف الوزن الجزيئي .

المولالية

$$m = (1000 \times 0.8 \times 172.1) / (172.1 \times 0.2 \times 98) = 40 \text{ mol kg}^{-1}$$

امتحان ذاتي

1. عبر عن المقادير الآتية بأقرب وحدة مناسبة :

ا- 0.32000 g ب- 0.000072 s ج- 36000 m

د- 6000000 bytes ه- 0.000000003 kg و- 70300 m

2. احسب عدد الجولات المقابلة لأربعة سعرات (4 cal).

3. اكتب الصيغة الوضعية للمركب الذي يحتوي على 58.5%C و 7.3%H والباقي نتروجين

4. اكتب الصيغة الوضعية للمركب المحتوي على 35.8%C و 4.5%H والباقي أكسجين . أظهرت

التجارب أنه أنيون . هل يمكن كتابة صيغته التركيبية ؟

5. وجد من تحليل العناصر أن نسبة ذرات الكربون إلى الهيدروجين في مركب هيدروكربون هي

1:2 على الترتيب . عين الوزن الجزيئي ووجد مساويا 28 . هل يمكن كتابة الصيغة الجزيئية

والصيغة التركيبية لهذا الهيدروكربون ؟

6. ما هي درجة الحرارة المطلقة عند درجة الحرارة 25°C.

7. اكتب معادله كيميائية معبرة عن تكوين الميثان من عناصره .

8. يمكن حل الأمونيا على حافز مثل الموليبدنيوم (Mo) إلى عنصري الهيدوجين والنيتروجين ونحتاج

أيضا للحرارة وتكون المواد الداخلة والخارجة من التفاعل في الحالة الغازية .

9. اكتب معادلة موزونة تعبر عن تعادل حمض الخل مع هيدروكسيد البوتاسيوم .

10. احسب مولارية محلول من كلوريد الصوديوم تم تحضيره بإذابة 10.5g من كلوريد الصوديوم في

80 ml من الماء .

11. ما هي عيارية محلول من حمض الكبريت (H₂SO₄) نسبة الحمض فيه 20% ، علما بأن

كثافة المحلول 1.213 gcm⁻³.

12. احسب الكسر الجزيئي لمحلول من هيدروكسيد الصوديوم يحتوي على قلوي 40%.

13. احسب مولالية محلول من نترات الصوديوم تم تحضيره بإضافة 30.7g من الملح إلى 120g من

الماء .

إجابة الامتحان الذاتي

1- الوحدات المناسبة كما يلي:

أ) 320.00 mg ب) 72 μ s ج) 36 km

د) 6 Mbyte هـ) 3 ng و) 70.3 km

2- من المعلوم أن cal = 4.184J

وعليه فإن 4 كلوري تساوي $4.184 \times 4 = 16.736$ جول

3- المتوصل إلى الصيغة الوضعية للمركب نجمع النسبتين المئوية للكربون و الهيدروجين ونطرح من

100 لنحصل على النسبة المئوية للنيتروجين

$$N \% = 100 - (58.5 + 7.3) = 34.2 \%$$

تحويل النسب المئوية إلى الوحدة

$$0.585 C : 0.073 H : 0.342 N$$

يُقسم على الوزن الذري لكل عنصر فنحصل على

$$0.0487 C : 0.073 H : 0.0244 N$$

يُقسم على أصغر النسب

$$1.99 C : 2.99 H : 1 N$$

وعليه تكون الصيغة الوضعية: C_2H_3N

4- للتوصل على الصيغة الوضعية للمركب نجمع النسبتين المئويتين للكربون والهيدروجين ثم نطرح

من 100 للحصول على النسبة المئوية للأكسجين

$$O \% = 100 - (35.8 + 4.5) = 48 \%$$

$$0.358 C : 0.045 H : 0.48 O$$

نحول إلى الوحدة :

نقسم على الوزن الذري فنحصل على

$$0.029 C : 0.045 H : 0.029 O$$

نقسم على أصغر النسب فنحصل على : 1 C : 1.5 H : 1 O

هذا الأيون $C_2H_3O_2$ وأقرب أيون للصيغة هو أيون الخلات $CH_3 COO$

5- الصيغة المعطاة هي CH_2

وحيث إن الوزن الجزيئي يساوي 28 فيجب أن تكون الصيغة الجزيئية هي ضعف الصيغة الوضعية ،

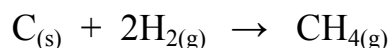
بمعنى أن $C_2H_4 = 2(CH_2)$ هي الصيغة الجزيئية . وبمحاولة الوصول للصيغة التركيبية يمكن التوصل

إلى الصيغة التركيبية: $CH_2=CH_2$ وهي صيغة الايثلين.

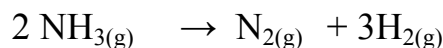
6- درجة الحرارة المطلقة المقابلة لدرجة الحرارة المئوية 25 درجة هي

$$T K = 25 + 273 = 298 K$$

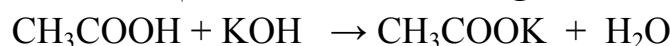
-7 معادلة تكوين الميثان من عناصره



-8 المعادلة المعبرة عن تكوين الأمونيا :



-9 معادلة تعادل حمض الخليك مع هيدروكسيد البوتاسيوم



-10 المولارية تحسب وفق المعادلة

$$M = 1000 \times W_B / V \times M_{w,B}$$

حيث W_B و $M_{w,B}$ هما وزنا المادة المذابة ووزنها الجزيئي، وهي كلوريد الصوديوم في حالتنا:

$$M = 1000 \times 10.5 / 80 \times 58.5 = 2.24 \text{ mol / l}$$

-11 من العلاقات المفيدة يمكن حساب العيارية لحمض الكبريت والذي يحتوى على أيوني هيدروجين

بدولين:

$$N = 10 \times P \times d / E_w$$

حيث P هي النسبة المئوية الوزنية للحمض و d الكثافة و E_w الوزن المكافئ.

$$N = 10 \times 20 \times 1.213 / 49$$

$$= 5.02 \text{ equivalent / L}$$

-12 حسب التعريف

$$X_B = (W_B / W_{w,B}) / \{ (W_B / W_{w,B}) + (W_A / W_{w,A}) \}$$

حيث A هو المذيب (الماء) و B هي المذاب وهي هيدروكسيد الصوديوم في حالتنا. الوزن الجزيئي

$W_{w,B}$ يساوى 40، والوزن الجزيئي $W_{w,A}$ يساوى 18. وهكذا يمكن أن نفترض أن الوزن

هو 100 جرام منها 20 جرام هيدروكسيد الصوديوم والباقي 80 جرام ماء.

$$X_B = (20 / 40) / \{ (20 / 40) + (80 / 18) \} = 0.10$$

-13 حسب التعريف المولالية m تُعطى بالعلاقة

$$m = 1000 W_B / W_A M_{w,B}$$

حيث A هو المذيب و B هو المذاب وهي نترات الصوديوم مع حالتنا. بالتعويض المباشر

$$m = 1000 \times 30.7 / 120 \times 85 = 4.41 \text{ mol kg}^{-1}$$

حيث الوزن الجزيئي لنترات الصوديوم $NaNO_3$ يساوي 85.

الكيمياء العامة

التركيب الذري

الجدارة: استخلاص الخواص الكيميائية للعناصر من ترتيب الإلكترونات في الذرة.

الأهداف :

- أن يحسب الطالب الطول الموجي و الطاقة اللازمة لإثارة الإلكترونات في ذرة الهيدروجين.
- أن يحسب الطالب الطول الموجي للضوء بدلالة التردد و سرعة الضوء.
- أن يتعرف الطالب على مكونات الذرة الأساسية.
- أن يرتب الطالب الإلكترونات في ذرات العناصر و الأسس المتبعة و الاستثناءات.
- أن يحدد الطالب أشكال المدارات و مغناطيسية ذرة العنصر.
- أن يحدد الطالب أكثر الحالات ثباتا للعناصر الكيميائية.
- أن يتوصل الطالب إلى استنتاج أرقام الكم لكل إلكترون في الذرة.

الوقت المتوقع للدراسة: أربع ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الدراسة: دراسة الحساب الكيميائي في الوحدة الأولى.

التركيب الذري

ملخص بدايات علم الكيمياء :

- قانون لافوازييه Antoine Lavoisier أو قانون حفظ المادة :

من حرق القصدير عام 1774م، والوزن قبل وبعد الحرق، استنتج العالم أن المادة لا تبنى ولا تستحدث وإنما تتحول من شكل إلى آخر.

- قانون النسب الثابتة للعالم جوزيف بروسث Joseph Proust :

يحتوي أي مركب كيميائي نقي دائماً على عناصره المكونة له بنسب وزنية ثابتة مهما اختلفت طرق تحضيره.

- النظرية الذرية لدالتون John Dalton :

▪ تتكون المادة من جسيمات دقيقة غير قابلة للتجزئة وتسمى ذرات.

▪ ذرات العنصر الواحد تتماثل في جميع الصفات ولكنها تختلف عن ذرات العناصر الأخرى.

▪ يمكن لذرات العناصر المختلفة أن تتحد كيميائياً مع بعضها بنسب عددية بسيطة مكونة

المركبات.

- قانون النسب المتضاعفة لجوزيف بروسث :

إذا اتحد عنصران وتكون عدة مركبات كيميائية فإن نسبة كتلة العنصر الأول في جميع

المركبات المتكونة إلى كتلة العنصر الآخر هي نسبة عددية بسيطة.

مثل الماء وفوق أكسيد الهيدروجين فإن نسبة الأكسجين في الماء إلى فوق أكسيد الهيدروجين هي 1 : 2

- قانون الحجم المتحد :

تتحد الغازات مع بعضها بنسب حجمية ثابتة تحت نفس ظروف الضغط ودرجة الحرارة.

مثال : هيدروجين + كلور ← كلوريد الهيدروجين

1 : 1 : 2

- فرض دالتون و برزيليوس Dalton and Berzelius :

تحتوي الحجم المتساوية من الغازات المختلفة على نفس العدد من الذرات عند نفس ظروف الضغط

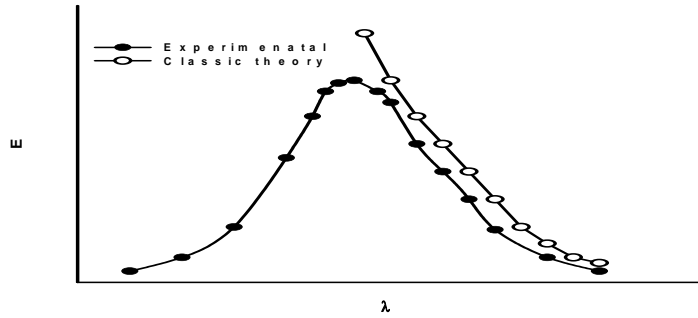
ودرجة الحرارة. لا يستطيع هذا الافتراض تفسير تكون كلوريد الهيدروجين.

- افتراض أفوجادرو Avogadro (اقتراح الجزئ) :

الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي على نفس عدد الجزيئات عند نفس ظروف الضغط ودرجة الحرارة. وهذا القانون يستطيع تفسير تكون كلوريد الهيدروجين.

- نظرية الكم لماكس بلانك Max Plank (تفسير إشعاع الجسم الأسود) :

اقترح بلانك فكرة الكم ليفسر شكل منحنى طيف إشعاع الجسم الأسود ، وكانت الأفكار التقليدية السائدة تستطيع تفسير الجزء الهابط من المنحنى عند طول موجي λ أعلى ، وتفشل في تفسير الجزء الصاعد عند أطوال موجية قصيرة (انظر الشكل 2-1).



شكل (2-1): تغيير الطاقة الممتصة E من الجسم الأسود مع الطول الموجي λ للإشعاع الممتص.

وتتص الفكرة على أن " الطاقة E لا تمتص ولا تشع من المذبذبات باستمرار ولكن عند توفر مقدار (كم Quantum) معين أو مضاعفاته.

$$E = n h \nu , \quad h = 6.620 \times 10^{-34} \text{ J.s} \quad (2-1)$$

حيث ν تردد الطاقة الممتصة أو المشعة و h ثابت يسمى ثابت بلانك و n عدد صحيح موجب.

ومما يتماشى مع تلك النظرية أطياف الذرات والتي تحدث عند أطوال موجية معينة خاصة بكل عنصر.

تفسير الضوء :

نيوتن Newton :

اقترح أن يكون الضوء عبارة عن جسيمات دقيقة تسير بسرعة عالية ، ولا يمكن تفسير بعض

خواص الضوء حسب هذه الفكرة وبخاصة التداخل.

هيجنيز:

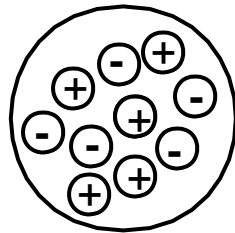
اقترح فكرة أن الضوء عبارة عن موجات مستعرضة، وبينما يمكن تفسير كثير من خواص الضوء بهذه الفكرة، مثل الانكسار والانعكاس والتداخل، فإنها لا تستطيع تفسير الظاهرة الكهروضوئية.

أينشتين Einstein :

مزج بين الفكرتين السابقتين مع فكرة الكم التي اقترحها بلانك ليتمكن من تفسير الظاهرة الكهروضوئية. وهي خروج الإلكترونات من سطح مهبط cathode مصنوع من بعض المعادن، ثم تحركها في دائرة كهربائية تحت تأثير أشعة الضوء. وحسب فكرة انشتين فإن للضوء المكون من فوتونات photons طبيعة مزدوجة، بحيث تسلك كموجات أثناء التداخل والانكسار و الحيوود وتسلك كجسم قادر على تبادل الطاقة مع الإلكترونات في الذرات، وبالتالي إعطاء إلكترونات التكافؤ طاقة كافية للهروب من المدارات، وبعض طاقة الحركة لانتاج الكهرباء في الخلايا الكهروضوئية. ويجب الإشارة إلى أن الضوء المرئي المعروف هو جزء صغير مما يسمى الطيف الكهرومغناطيسي electromagnetic spectrum، و يمثل الطاقة التي يمكن للذرات والجزيئات التفاعل معها لانتماء الحركات الانتقالية للإلكترونات في مداراتها أو لذنبذبة الذرات أو دوران الجزيئات.

- النظرية الذرية حسب طومسون Thomson :

تمكن هذا العالم باستخدام أنبوب أشعة المهبط من إثبات أن للإلكترون كتلة $e = 1.26 \times 10^{-8}$ C/g بجانب كونه يحمل شحنة كهربائية سالبة. وحسب اقتراح طومسون فإن الذرة مكونة من كرة من الكهربائية الموجبة مغروسا فيها عدداً من الإلكترونات التي تكفي لتحقيق التعادل الكهربائي (انظر الشكل 2-2).

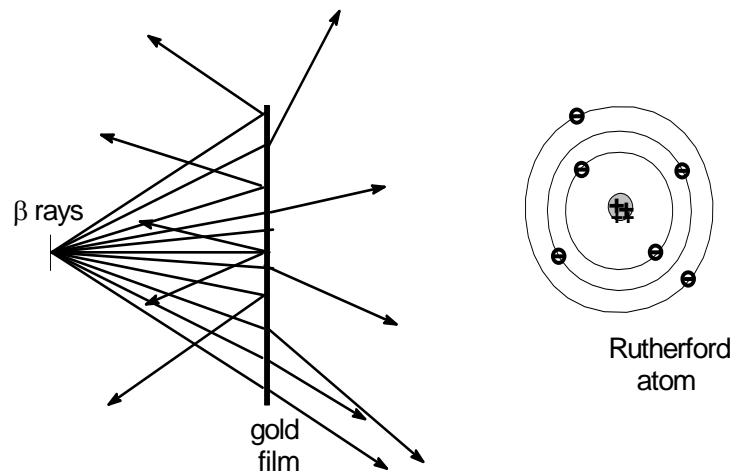


شكل (2-2): نموذج ذرة تومسون.

- نظرية رذرفورد Rutherford :

قام هذا العالم بتجربة مهمة (انظر الشكل 2-3) عبارة عن تعريض رقاقة من الذهب لسيل من أشعة ألفا الموجبة. واكتشف من النتائج أن أغلب حجم الذرة فراغ وإن النواة الموجبة محاطة بالإلكترونات السالبة. وحسب النظرية فإن :

- تتكون ذرة كل عنصر من نواة تحمل شحنات موجبة وتمثل معظم كتلة الذرة ويمكن إهمال كتلة الإلكترونات .
- الذرة في حالة تعادل كهربائي.
- تدور الإلكترونات حول النواة كما الكواكب والشمس.



شكل (2-3): تجربة رذرفورد و الذرة المستخلصة من نموذج رذرفورد.

- تعيين شحنة الإلكترون (تجربة ميليكان Millikan):
تمكن هذا العالم من تعيين شحنة الإلكترون عملياً. وبهذا أمكن معرفة شحنة و كتلة الإلكترون (شحنة الإلكترون $1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$ وكتلته $9.1 \times 10^{-28} \text{ g}$).

- البروتون والنيوترون :

أطلق رذرفورد على نواة ذرة الهيدروجين اسم البروتون وقد تم معرفة الشحنة الموجبة على أنوية الذرات بواسطة الأشعة السينية من قبل العالم موسيلي Mosely، وكذا استخدام أنبوب الأشعة الموجبة من قبل العالم جولدشتين. أما النيوترون فقد اكتشفه العالم شادويك 1932م بعد قذف البريليوم بأشعة جاما γ والتي على أثرها انطلقت أشعة ذات سرعة عالية وقدرة اختراق عالية ولا تتأثر بالمجالين الكهربائي أو المغناطيسي، وكتلتها تقارب كتلة البروتون أي أنه جسيم نووي متعادل كهربياً.

مكونات الذرة :

تتكون الذرة من ثلاثة جسيمات أساسية (بالإضافة إلى جسيمات أخرى لا نحتاج إليها في دراسة الكيمياء العامة) وهي الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات. وكل ذرة تحتوي على نفس العدد من الإلكترونات و البروتونات حتى تكون متعادلة كهربياً، بالإضافة إلى عدد قريب من عدد البروتونات من النيوترونات.

- النظائر Isotopes :

هي ذرات لعنصر واحد ولكن بها عدد مختلف من النيوترونات. وبالتالي فإن وزن الذرة يكون مختلف، ولكن خواصها الكيميائية واحدة. مثال: الهيدروجين له ثلاثة نظائر هي الهيدروجين H و الديتريوم D والتريليوم T ، حيث عدد النيوترونات واحد و اثنان و ثلاثة ، على الترتيب.

- العدد الذري atomic number : هو عدد البروتونات أو الإلكترونات في ذرة العنصر وهو عدد صحيح موجب.

- رقم الكتلة mass number : هو عدد يساوي مجموع البروتونات والنيوترونات في الذرة (عدد صحيح موجب).

- الوزن الذري atomic weight : مجموع أوزان مكونات الذرة لعنصر ما ، نسبةً لوزن نظير الكربون والذي يساوي 12. و لما كان للعنصر أكثر من نظير في الطبيعة ، في أغلب الحالات ، فإن الوزن الذري للعنصر هو محصلة الوزن الذري لكل نظير مضروب في الكسر المعبر عن نسبة وجوده في الطبيعة.

تفاعل المادة والطاقة :

هناك عمليتان متضادتان لتفاعل الذرة والضوء ، وهما الامتصاص Absorption من قبل الذرة لضوء له طول موجي معين ، ثم الانبعاث أو الإشعاع Emission لهذا الضوء مرة أخرى من قبل الذرة. ويقال هنا أن الذرة تمت إثارتها من الحالة المستقرة إلى الحالة المثارة عند الامتصاص. وتعود الذرة من حالة الإثارة إلى حالة الاستقرار عند الانبعاث.

طيف الانبعاث في ذرة الهيدروجين :

عند إثارة الإلكترون الموجود في ذرة الهيدروجين بإمرار تيار كهربائي في أنبوب يحتوي على غاز الهيدروجين فإن الذرات المثارة ينبعث منها طيف مميز في صورة خطوط سوداء عند أطوال موجية معينة. وكل عنصر له طيف مميز ، ولكنه يتعقد أكثر عند وجود أكثر من إلكترون. وتوجد في كل منطقة من طيف الهيدروجين حزمة أو سلسلة معينة يطلق عليها اسم إحدى العلماء الذين درسوا هذه المنطقة. و يعرض الجدول (2-1) لهذه السلاسل.

جدول (2-1): سلاسل الانبعاث الطيفي لذرة الهيدروجين.

| السلسلة | المنطقة الطيفية | مستويات طاقة الإثارة |
|---------------|-----------------|--------------------------------------|
| ليمان Lyman | فوق البنفسجية | $n_1 \rightarrow n_2, \dots, \infty$ |
| بلمر Palmer | الضوء المرئي | $n_2 \rightarrow n_3, \dots, \infty$ |
| باشين Paschen | تحت الحمراء | $n_3 \rightarrow n_4, \dots, \infty$ |

| | | |
|---------------------------------------|---------------------|---------------|
| $n_4 \rightarrow n_{5,\dots, \infty}$ | تحت الحمراء البعيدة | براکت Bracket |
| $n_5 \rightarrow n_{6,\dots, \infty}$ | تحت الحمراء البعيدة | فونڈ Pfund |

وقد توصل رايدبيرج Rhydberg للمعادلة العامة لكل السلاسل :

$$W = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad R_H = 109,677.6 \text{ cm}^{-1} \quad (2-2)$$

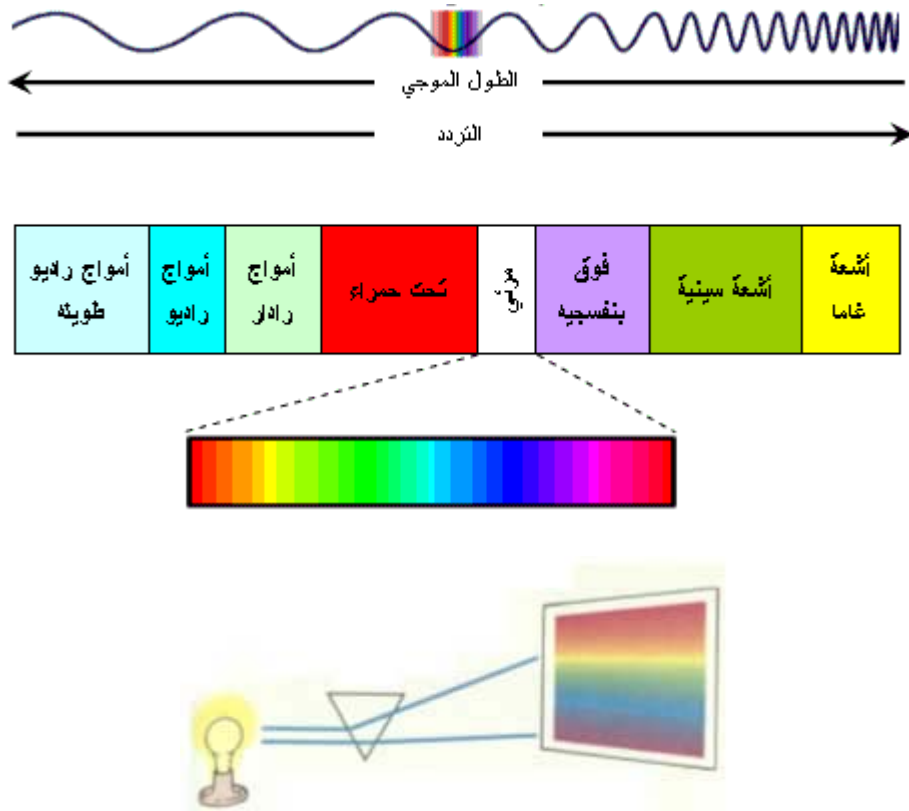
حيث العدد الموجي $W = \frac{1}{\lambda}$. عند العودة مرة أخرى إلى الحالة الثابتة تخرج الطاقة الضوئية المكتسبة بذات الطول الموجي. وإذا أخذنا حالة امتصاص الإلكترونات في مداراتها الخارجية للضوء وانبعث هذا الضوء مرة ثانية، فإن الجزء المطلوب من الطيف الكهرومغناطيسي هو المقابل للضوء المرئي بالإضافة إلى الأشعة فوق البنفسجية ($\lambda = 200 \text{ nm} - 800 \text{ nm}$). و يعرض الجدول (2-2) لمكونات الطيف الكهرومغناطيسي.

جدول (2-2): الطيف الكهرومغناطيسي.

| التأثير | طول الموجة | الأشعة |
|---|---------------------------|----------------|
| تفاعلات في النجوم | 10^{-4} \AA | الأشعة الكونية |
| ترابط النواة | 10^{-2} \AA | أشعة جاما |
| إثارة الإلكترونات الداخلية في الذرة | 1 \AA | أشعة أكس |
| إثارة إلكترونات التكافؤ | 2000 \AA | فوق البنفسجية |
| إثارة إلكترونات التكافؤ | $4000 - 8000 \text{ \AA}$ | الضوء المرئي |
| إثارة حركة الذرات والجزيئات التذبذبية و الدورانية | 10.000 \AA | تحت الحمراء |
| إثارة الحركة الدورانية للإلكترونات | 0.1 cm | الأشعة القصيرة |
| إثارة الحركة الدورانية لأنوية الذرات | 100 cm | موجات الراديو |

تحليل الضوء :

هي عملية فصل الأطوال الموجية المكونة للضوء وتحتاج إلى جهاز معين، مثل المنشور الثلاثي أو محزوز الحيود. والضوء ذو الطول الموجي الواحد يسمى ضوء أحادي اللون monochromatic وهو ضروري في دراسة عملية إثارة الذرات للحصول على طيف الانبعاث أو الامتصاص.



شكل (2-4) : تحليل الطيف الكهرومغناطيسي بالمنشور الزجاجي

نظرية بوهر لذرة الهيدروجين :

الافتراضات:

- تتكون ذرة الهيدروجين من نواة تحتوي على بروتون موجب الشحنة وإلكترون سالب الشحنة يدور حول النواة في مدارات تبعد مسافة محددة. قوة التجاذب الكهربائي بين الشحنتين متعادلة بقوة الطرد المركزي الناتجة من دوران الإلكترون حول نفسه.
- الطاقة الكلية للإلكترون ثابتة لأي مدار يمكن أن يأخذه الإلكترون حول النواة.
- المدارات الممكنة للإلكترون هي تلك التي تحقق كمية تحرك زاوية مقدارها $h/2\pi$ ($\pi = 3.14$).
- ينتقل الإلكترون بين المدارات الممكنة عندما تتوفر كمية طاقة مقدارها $\Delta E = h\nu$ ، حيث ν تردد الضوء الممتص أو المشع.

من الحساب أمكن التوصل إلى معادلة طاقة الإلكترون (E بوحدة J) في مداره :

$$E = -2.18 \times 10^{-18} (1/n^2), \quad n = 1, 2, 3, \dots \quad (2-3)$$

وعند تنقل الإلكترون بين مستويي طاقة n_1 و n_2 ، فإن فرق الطاقة ΔE يعطى بالعلاقة

$$\Delta E = -2.18 \times 10^{-18} (1/n_2^2 - 1/n_1^2) \quad (2-4)$$

حيث n_1 هي الحالة الأولى و n_2 هي الحالة النهائية. في حالة التأين تكون $n_2 = \infty$ و طاقة التأين :

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} (1/n_1^2) \quad (2-5)$$

حيث ΔE هي الطاقة اللازمة لتأين ذرة الهيدروجين في أي حالة من حالات الإثارة n_1 .

- مساهمة دي برولي DeBroglie (الطبيعة الموجية للأجسام):

كما في الضوء اقترح دي برولي أن كل جسم، مثل الإلكترون، يكون مصحوبا بحركة

موجية، يمكن حساب طولها الموجي بمعرفة سرعة تحرك الجسم وفق الأجراء الآتي:-

حسب نظرية النسبية لإنشتين فإن:

$$E = mc^2 \quad (2-6)$$

حيث m و c هما كتلة و سرعة فوتون الضوء. و حسب نظرية بلانك (نظرية الكم) أيضا:

$$E = hv = h c / \lambda \quad (2-7)$$

إذا:

$$hv = m c^2 \quad (2-8)$$

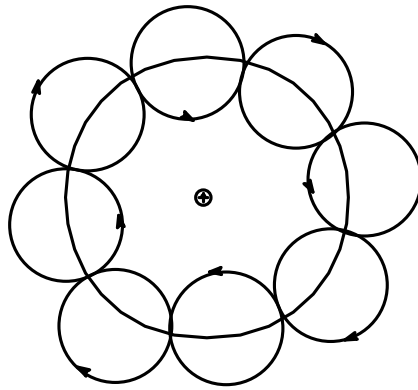
و نستنتج أن:

$$\lambda = h / m c \quad (2-9)$$

ولأي جسم له سرعة v بدلاً من الضوء c فإن:

$$\lambda = h / m v \quad (2-10)$$

وعليه فلن يكون للإلكترون حركة موجية بناءة، يجب أن يكون عدد الأطوال الموجية للإلكترون في مداره عدد صحيح، و إلا حدث تداخل هدام. الشكل (2-5) يصور التداخل البناء للإلكترون في مداره حول النواة.



شكل(2-5): التداخل البناء للموجة المصاحبة لحركة الإلكترون حول النواة وفق دي برولي.

وعليه فإن طول المدار $2\pi r$ يجب أن يكون مساوياً لعدد صحيح من الأطوال الموجية $n\lambda$.

$$n \lambda = 2 \pi r \quad (2-11)$$

وهكذا، فإن:

$$\lambda = 2\pi r / n = h / mv \quad (2-12)$$

$$mvr = nh / 2\pi \quad (2-13)$$

و المعادلة الأخيرة تحقق ما افترضه بوهر في نظريته.

حساب بوهر لطاقة إلكترون ذرة الهيدروجين :

1. توازن الطرد المركزي مع التجاذب

$$mv^2 / r = e^2 / r \quad (2-14)$$

2. الطاقة الكلية للإلكترون (E): طاقة الوضع (PE) + طاقة الحركة (KE)

$$E = PE + KE \quad (2-15)$$

$$= -e^2 / r + \frac{1}{2} mv^2 = -e^2 / 2r \quad (2-16)$$

3. كمية التحرك الزاوية يجب أن تكون:

$$mvr = nh / 2\pi \quad (2-17)$$

بالتعويض عن قيمة v من المعادلة (2-14) نحصل على:

$$r = n^2 h^2 / 4\pi^2 m e^2 \quad (2-18)$$

بالتعويض عن قيمة r في المعادلة (2-16) نحصل على طاقة الإلكترون:

$$E = -2\pi^2 m e^4 / n^2 h^2 \quad (2-19)$$

$$= -2.18 \times 10^{-18} (1/n^2) \quad (2-20)$$

و الطاقة اللازمة لإثارة الإلكترون من المستوى الأول إلى المستوى الثاني تعطى العلاقة الآتية:

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} (1/n_1^2 - 1/n_2^2) \quad (2-21)$$

وبينما تنجح نظرية بوهر في تفسير طيف ذرة الهيدروجين فإنها تفشل في باقي الذرات، ولا تستطيع تفسير

تأثير المجال المغناطيسي على الطيف، وحسب قاعدة الشك لهيزنبرج Heisenberg uncertainty

principle فإن مكان الإلكترون لا يمكن معرفته بدقة كما هو مفترض في ذرة بوهر، بالإضافة إلى

أن الذرة ليست مستوية مثل نظام شمسي كما يرى بوهر.

ميكانيكا الكم quantum mechanics:

بسبب فشل نظرية بوهر في تفسير أطيايف باقي العناصر و الذرات، فإن معادلة عامة جديدة قائمة

على فكرة الحركة الموجية للإلكترون في مدارات الذرات قدمت بواسطة العالم

شوريدانجر Schrodinger و آخرين، حيث يمكن حساب طاقة الإلكترون بحل معادلة شوريدانجر

بشروط معينة. وقد أنتجت حلول معادلة شوريدانجر ما يعرف بأرقام الكم، وهي عبارة عن أربعة أرقام

لكل إلكترون في الذرة بحيث لا يكون لأكثر من إلكترون واحد نفس قيم الأرقام الأربعة (عدد الكم

الرئيسي و عدد الكم الثانوي و عدد الكم المغناطيسي و عدد الكم المغزلي).

عدد الكم الرئيسي (n) : principle quantum number (n) : $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$

يحدد هذا الرقم قيمة طاقة الإلكترون في مداره وكذا بعده عن النواة.

عدد الكم الثانوي (l) : Azimuthal quantum number (l)

يُعطى الرمز l ، وهو يصف شكل المدار وتدل قيمته على نوع المدار :

المدار الكروي $l = 0 \rightarrow s$

المدار البيضاوي $l = 1 \rightarrow p$

المدار $l = 2 \rightarrow d$

المدار $l = 3 \rightarrow f$

ويرتبط عدد الكم الثانوي بعدد الكم الرئيسي بحيث تكون أعلى قيمة $l = n - 1$ وعدد المدارات هو نفس عدد الكم الرئيسي.

فإذا كانت $n = 1$ فإن $l = n - 1 = 0$

وعليه فهناك شكل مداري واحد هو $l = 0$ والذي يعني المدار الكروي s.

وإذا كانت $n = 3$ فإن

$l = n - 1 = 3 - 1 = 2$

أي $l = 0, 1, 2$. أي هناك مدارات s, p, d.

عدد الكم المغناطيسي (m_l) : magnetic quantum number (m_l)

هو عدد يدل على اتجاه المدار في الفراغ وينتج في وجود مجال مغناطيسي، وهو مرتبط بعدد الكم

الثانوي ويعطى الرمز m_l ويوجد منه $m_l = 2l + 1$ ويأخذ قيم هي $l, \dots, 0, \dots, -l$.

مثال $l = 2 \Leftarrow m_l = 2 \times 2 + 1 = 5$

إذا هناك 5 مدارات مغناطيسية تأخذ القيم : $2, 1, 0, -1, -2$.

عدد الكم المغزلي (m_s) : spin quantum number (m_s)

يدل على اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه في مداره، ويسمى m_s ، ولما كان هناك احتمالان فإنه

يعطى $-\frac{1}{2}$ أو $+\frac{1}{2}$ بحيث لا يكون في المدار أكثر من إلكترون له نفس الأربعة أعداد n, l, m_l, m_s .

وعليه فإن كل مدار مغناطيسي يحتمل 2 إلكترون كحد أقصى. و يعطى الجدول (2-3) أرقام الكم

الممكنة لكل رقم كم أساسي حتى $n = 4$:

جدول (2-3): أرقام الكم الأربعة و أسماء المدارات.

| m_s | m_l | اسم المدار | l | n |
|-------------------|---|----------------------|------------------|-----|
| $\pm \frac{1}{2}$ | 0 | 1s | 0 | 1 |
| $\pm \frac{1}{2}$ | 0 -1, 0, 1 | 2s 2p | 0 1 | 2 |
| $\pm \frac{1}{2}$ | 0 -1, 0, 1 -2, -1, 0, +1, +2 | 3s 3p 3d | 0 1 2 | 3 |
| $\pm \frac{1}{2}$ | 0 -1, 0, 1 -2, -1, 0, +1, +2 -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 | 4s 4p 4d 4f | 0 1 2 3 | 4 |

طاقة المدارات :

في ذرة الهيدروجين و وفق نظرية بوهر فإن n هو فقط المحدد لطاقة الإلكترون وعليه فإن :

-----3s -----3p-----3d

-----2s -----2p

-----1s

أما في الذرات الأخرى للعناصر فإن الترتيب (نتيجة تفاعل الإلكترونات مع بعضها) :

-----4s -----3d

-----3p

-----3s

-----2p

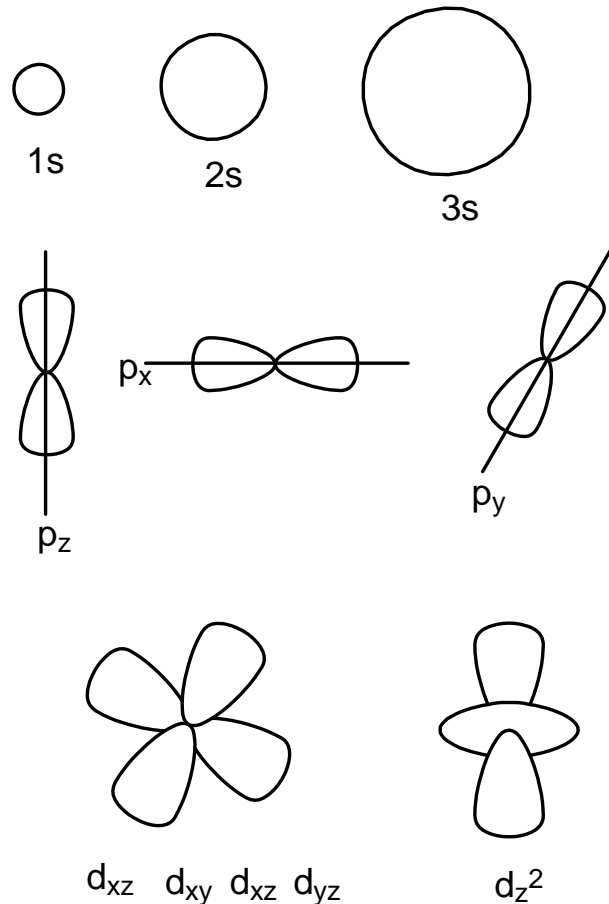
-----2s

-----1s

بمعنى أن طاقة المدارات تزيد كما يلي: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d$

أشكال المدارات :

- المدار s كروي منتظم يزيد في الحجم كلما زاد عدد الكم الرئيسي.
 - المدار p يظهر حول محورين من المحاور الثلاثة الأساسية x, y, z ، في صورة فصلين.
 - المدار d وله أكثر من فصلين يختلف موقعهم وشكلهم حسب الحالة.
- يعرض الشكل (2-6) أشكال المدارات المختلفة من الأنواع s و p و d.



شكل (2-6): أشكال المدارات لأرقام الكم الثلاثة الأول.

التركيب الإلكتروني لذرات العناصر:

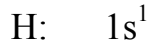
يتم ترتيب إلكترونات ذرة العنصر في مستويات الطاقة حسب القواعد الآتية :

1. يشغل الإلكترون أقل مستوى طاقة ممكن $n=1$ ثم $n=2$ ، و هلم جرا.
2. لا يجب أن يكون في الذرة أكثر من إلكترون واحد له نفس أرقام الكم الأربعة (m_s, m_l, l, n) ، وهذا يسمى مبدأ استثناء باولي Pauli exclusion principle.
3. عند تساوي مستويات الطاقة تفضل الإلكترونات الدوران المغزلي المتوازي عن الدوارون المغزلي المعاكس ، وهذه هي قاعدة هوند Hund's rule.
4. باستثناء ذرة الهيدروجين فإن الإلكترونات تشغل المدار s قبل p قبل d قبل f لنفس رقم الكم الأساسي (n).

تطبيق قواعد التركيب الإلكتروني على عناصر الجدول الدوري:

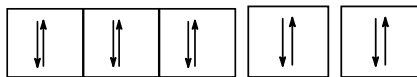
يمثل التركيب الإلكتروني للعنصر بذكر رقم الكم الأساسي متبوع بالرمز المعبر عن شكل

المدار (s, p, d, f) ثم يكتب عدد الإلكترونات كأس (قوة) للمدار كما يلي:



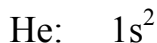
حيث يشير الرقم الأول "1" إلى مستوى الطاقة الأساسي (n)، ثم شكل المدار وهو "s"، ثم عدد الإلكترونات التي يشغلها المدار. ويمكن تصوير ذلك بمربع يشغله سهم متجه إلى أعلى أو أسفل، والأخير مفيد في بيان الخواص المغناطيسية للعنصر. والمغناطيسية تنشأ من الدوران المغزلي للإلكترون وهي من نوعين رئيسيين: بارامغناطيسية ودايا مغناطيسية paramagnetism and diamagnetism، والأول بارا يختص بالدوران المغزلي للإلكترون واحد أو أكثر يدور في نفس الاتجاه بمعنى دوران مغزلي متوازي parallel spin، وتترتب الذرات بحيث تكون محصلة العزم المغناطيسي موجبة. أما الدايا مغناطيسية فتنشأ عندما يكون عدد الإلكترونات التي تدور في اتجاه عقارب الساعة مساويا لعدد الإلكترونات التي تدور ضد عقارب الساعة، بمعنى دوران مغزلي معاكس opposite spin. وما يحدث هنا هو أنه المجال المغناطيسي الذي يولده الدوران في اتجاه معين يلاشيه المجال المغناطيس الذي يولد الدوران في الاتجاه الآخر، وعلى ذلك فإن البارامغناطيسي يلزمها محصلة إيجابية لعزم المغناطيسية، بينما الدايا مغناطيسية تكون عندما تكون المحصلة صفر. ونتوقع أن تزيد قيمة البارامغناطيسية كلما زاد عدد الإلكترونات ذات الدوران المتوازي. وفي العناصر الانتقالية مثل الحديد والكوبالت والنيكل تنشأ الفرو مغناطيسية ferromagnetism (مغناطيسية ذات عزم أعلى كثيرا من البارامغناطيسية) لزيادة عدد الإلكترونات ذات الدوران المنفرد. ويجب التنبه إلى أن تصنيف العنصر كبارا أو كدايا مغناطيسي يعتمد على الحالة الكيميائية الموجود عليها العنصر (ذرات أو أيونات أو جزيئات). ومن الحالات التي يسهل استنتاج حالتها المغناطيسية الغازات الخاملة المكتملة المدارات وهي جميعا دايا مغناطيسية. كذلك المركبات الأيونية التي تتخذ التركيب الإلكتروني للغازات الخاملة.

مثال 1 : استنتاج مغناطيسية العنصر الذي تركيبه الإلكتروني:



الحل : جميع الأزواج معاكسة وهكذا فالعنصر دايا مغناطيسية.

للعنصر الثاني هو الهليوم ورمزه He

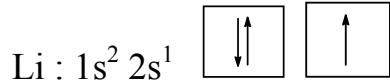


سؤال : لماذا لا يمثل التركيب الإلكتروني للهليوم بسهمين يدوران في نفس الاتجاه.

الحل : حسب القواعد لا يوجد أكثر من إلكترون واحد له أرقام الكم الأربعة. عند الحساب للإلكترون الأول تكون الأرقام : $1, 0, 0, -\frac{1}{2}$. ويجب أن يكون الثاني : $1, 0, 0, +\frac{1}{2}$ وإلا كانت الأربعة أرقام

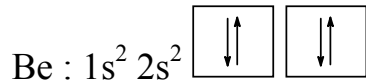
متشابه للإلكترونين و هو مخالف للقواعد. و هكذا يجب أن يكون دوران الإلكترونين في المدار معاكس دائما. لا حظ أن العنصر له دايا مغناطيسية.

العنصر الثالث هو الليثيوم ورمزه Li

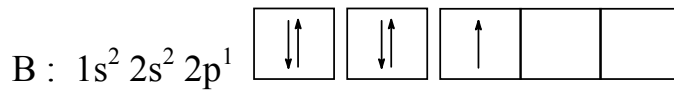


عند اكتمال مستوى الطاقة الأول $n=1$ ، والذي له مدار وحيد هو "s" يشبعه حسب القواعد الكترونية فإن مستوى الطاقة الثاني $n=2$ تم فتحه وشغل أول مداراته "s" بالإلكترون الثالث. لاحظ أن عنصر الليثيوم له محصلة عزم دوران مغناطيسي إيجابية و كمعدن فهو من النوع بارا مغناطيسي. وللتسهيل فقط رسم المربع الثاني في نفس مستوى المربع الأول وليس فوقه كما يجب من حيث الطاقة.

العنصر الرابع هو البريليوم ورمزه Be

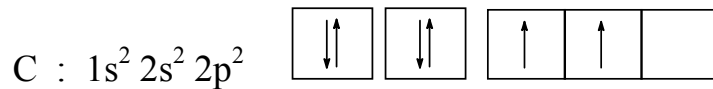


العنصر الخامس هو البورون ورمزه B



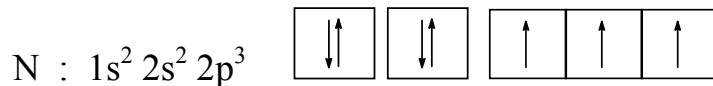
بعدها اكتمال المدار الأول من مستوى الطاقة الثاني (2s)، فُتح المدار الثاني (2p) وهو يتكون من ثلاثة مدارات فرعية يُملئ كل منها بإلكترونين، وهكذا فإن أقصى عدد إلكترونات يشغل المدارات من النوع p هو 6 إلكترونات. وقد مُثلت المدارات الفرعية للمدار p بثلاث مربعات متلاصقة للتدليل على تساويهم في الطاقة وفي فرصة شغل الإلكترون لأي منها.

العنصر السادس هو الكربون ورمزه C



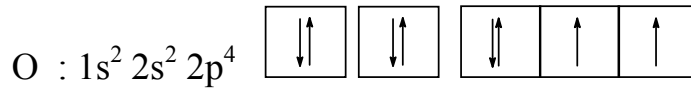
حسب القاعدة الثالثة فضل الإلكترون الجديد أن يدور مغزليا في نفس اتجاه الإلكترون السابق له في المدار p وهكذا يكتب السهم الجديد في المربع الثاني ويرسم راس في نفس اتجاه راس السهم السابق.

العنصر السابع هو النيتروجين ورمزه N



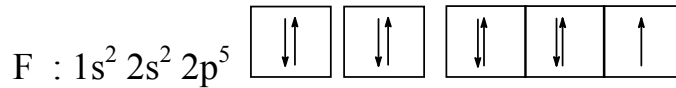
لاحظ أن الإلكترون الجديد يدور أيضا في نفس اتجاه دوران الإلكترونين السابقين و هذا مفضل وفق قاعدة هوند.

العنصر الثامن هو الأكسجين ورمزه O

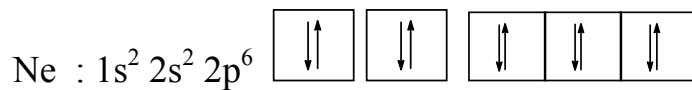


أخيرا اضطر الإلكترون الجديد إلى الازدواج مع إحدى الإلكترونات الذي يشغل المدارات الفرعية من p.

العنصر التاسع هو الفلور ورمزه F



العنصر العاشر هو النيون ورمزه Ne



بهذا يكون مستوى الطاقة الثاني، $n=2$ ، قد اكتمل بهذا العنصر. لاحظ أن مستوى الطاقة الأول قد اكتمل بعنصر الهليوم. عنصر النيون دايا مغناطيسي كما يمكن الاستنتاج.

النشاط الكيميائي و الترتيب الإلكتروني:

لعل من المناسب قطع الترتيب الإلكتروني مؤقتا والبحث عن علاقة الترتيب الإلكتروني بالنشاط الكيميائي للعناصر. في الواقع يساعد سلوك العنصر الكيميائي على إدراك الترتيب الإلكتروني للعنصر، وكذلك يمكن استنتاج السلوك الكيميائي للعنصر من ترتيبه الإلكتروني.

سؤال : مالذي يحدد النشاط الكيميائي للعنصر ؟ وما المقصود بالنشاط الكيميائي ؟

الإجابة : الذي يحدد النشاط الكيميائي للعنصر أساسا هو المدار الرئيسي الأخير، أي رقم الكم الأساسي الأخير. أما المدارات ذات قيمة n الأقل (الداخلية) فلا يلعب دور يذكر في الكيمياء. والنشاط الكيميائي ينشأ من محاولة العنصر إكمال مداره الرئيسي الأخير أو التخلص النهائي منه.

سؤال : كيف عرفنا أن العنصر يحاول إكمال مداره الرئيسي الأخير ؟

الإجابة : بالدراسة والفحص للنشاط الكيميائي للعناصر وجد أن أقل العناصر نشاطا هي الغازات النبيلة أو الخاملة، مثل الهليوم والنيون والأرجون، ويصعب جدا تكوين مركبات منها، وتوجد في الطبيعة في الحالة الذرية. وهكذا اعتبر التركيب الإلكتروني لهذا الذرات مثال للكمال المطلوب الوصول إليه من قبل ذرات العناصر الآخرى. وبالنسبة للعناصر العشرة السابقة الذكر فمن السهل معرفة الحالة أو الحالات الأكثر ثباتا في الطبيعة، والتي تشبه أقرب غاز خامل في الترتيب الإلكتروني. هنا نلاحظ أن هناك شحنة على الذرة، أي توجد الذرة في صورة أيون. وفي أحيان أخرى تساهم الذرة وتشارك بعدد من الإلكترونات، وتعطي ذرات أخرى عدد من الإلكترونات بحيث يكون المجموع عدد مساوي لأقرب غاز خامل.

مثال 1: الهيدروجين يوجد في صورة أيونية مثل أيون الهيدروجين أو البروتون H^+ ، وهكذا لا يوجد الإلكترونات حول النواة، وهذه الحالة مفضلة من ذرة الهيدروجين. وقد يوجد الهيدروجين في صورة أيونية أخرى تسمى هيدريد H^- ، وهنا يكون الهيدروجين قد اكتسب شحنة سالبة (الإلكترون) و أصبح تركيبه الإلكتروني مشابه لغاز الهليوم. وقد يساهم الإلكترون مع آخر من ذرة أخرى و يتكون غاز الهيدروجين. وهنا يبدو كما لو كان كلا الذرتين مشابه لغاز الهليوم. وفي المركبات الهيدروكربونية مثلا يساهم إلكترون ذرة الهيدروجين مع إلكترون من ذرة الكربون و يصبح التركيب الإلكتروني للهيدروجين مثل الهليوم.

مثال 2: العناصر التالية وهي الهليوم و الليثيوم و البريليوم و البورون تفقد عدد الإلكترونات الآتية لتصبح مثل أقرب غاز حامل وهو الهليوم : صفر و واحد و اثنان و ثلاثة ، بمعنى $He, Li^+, Be^{2+}, B^{3+}$ ، وهي الشكل الثابت لهذه العناصر في الطبيعة.

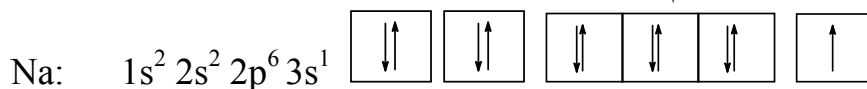
مثال 3 : عنصر الكربون يوجد في كثير من المركبات المسماة بالمركبات العضوية وهي مركبات يدخل في تركيبها الأساسي عنصر الكربون مظهرا تكافؤا رباعيا، حيث يساهم الكربون بأربعة إلكترونات و يساهم عنصر آخر مثل الهيدروجين بالأربعة الأخرى ليكون حول نواة ذرة الكربون ثماني إلكترونات، وهكذا يشبه عنصر النيون البالغ الثبات في الترتيب الإلكتروني.

مثال 4: عنصر النيتروجين يلي الكربون، ولما كان هذا العنصر يحتاج إلى فقد خمسة إلكترونات ليُمائل غاز الهليوم أو اكتساب 3 إلكترونات ليُمائل غاز النيون، فيفضل النيتروجين المساهمة بالإلكترونات ليحقق الإحاطة بثمانية إلكترونات، كما في مركبات نتروجينية مثل غاز النتروجين N_2 و النشادر NH_3 و شق الأمين $-NH_2$. وفي هذه المركبات يساهم النتروجين بثلاثة إلكترونات و يتبقى إلكترونان لا يساهما في الربط. وتأتي الثلاثة إلكترونات الأخرى من الذرة أو الذرات الأخرى.

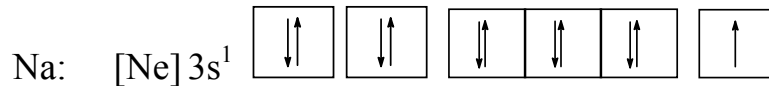
مثال 5: يأتي بعد النيتروجين عنصر الأكسجين ثم يليه الفلور وقدرة كليهما على اكتساب إلكترونات أكثر من فقد عدد أكبر من الإلكترونات ، وهكذا يوجد الأكسجين في الطبيعة غالبا كأيون O^{2-} بينما يوجد الفلور في صورة الفلوريد F^- .

متابعة التركيب الإلكتروني للعناصر:

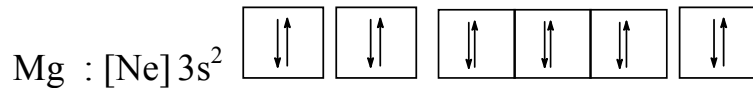
العنصر الحادي عشر هو الصوديوم و رمزه Na



من السهل الآن توقع الآتي : يفقد الصوديوم إلكترون، ويصبح أيون الصوديوم Na^+ و هو الشكل الوحيد للصوديوم في الطبيعة. عنصر الصوديوم باراً مغناطيسي. لاحظ أن سلوك الصوديوم يشابه كثيراً عنصر الليثيوم بسبب فقد كلا منهما لإلكترون وتكوين أيون يحمل شحنة واحدة موجبة ويشكل الليثيوم مع الصوديوم و البوتاسيوم و السيزيوم و الروبيديوم ما يعرف بالمجموعة الأولى في الجدول الدوري للعناصر، وهي عناصر تفضل فقد إلكترون واحد، وتصبح أيونات أحادية الشحنة الموجبة: Li^+ , Na^+ , K^+ , Cs^+ , Rb^+ . وللتسهيل في كتابة التركيب الإلكتروني يمكن كتابة التركيب في صورة قلب للذرة (هو أقرب غاز خامل للعنصر وأصغر في عدد الإلكترونات) ثم مدار التكافؤ وهو آخر رقم كم أساسي. وهكذا في حالة الصوديوم يصبح التركيب:

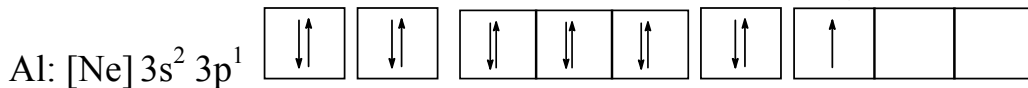


العنصر الثاني عشر هو الماغنسيوم و رمزه Mg



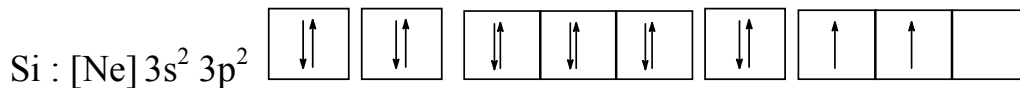
يوجد العنصر في الطبيعة في صورة Mg^{2+} ، ويشكل العنصر مع البريليوم والكالسيوم و الاسترانشيوم و الباريوم المجموعة الثانية في الجدول الدوري و توجد جميعاً في صورة أيونات ثنائية الشحنة الموجبة: Be^+ , Mg^+ , Ca^+ , Sr^+ , Ba^+ . ويمكن تطبيق نفس القواعد على المجموعة التالية.

العنصر الثالث عشر هو الألمنيوم ورمزه Al

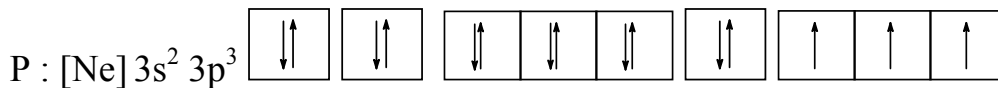


يوجد العنصر في الطبيعة على صورة Al^{3+}

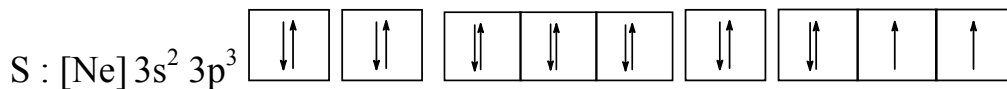
العنصر الرابع عشر هو السيلكون ورمزه Si



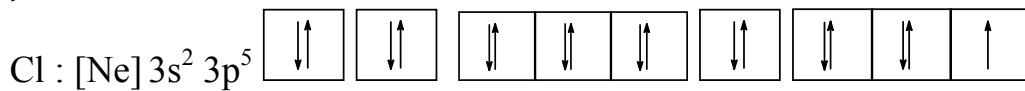
العنصر الخامس عشر هو الفسفور ورمزه P



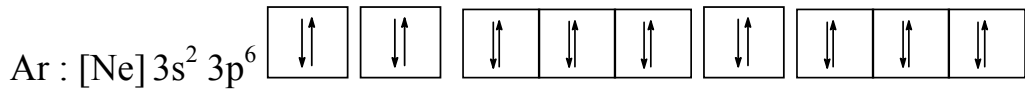
العنصر السادس عشر هو الكبريت ورمزه S



العنصر السابع عشر هو الكلور ورمزه Cl

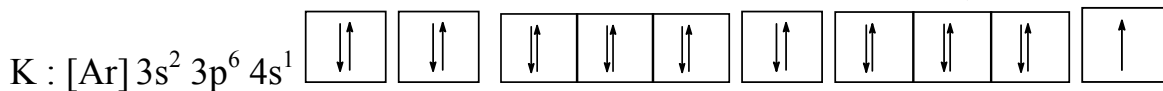


العنصر الثامن عشر هو الأرجون ورمزه Ar



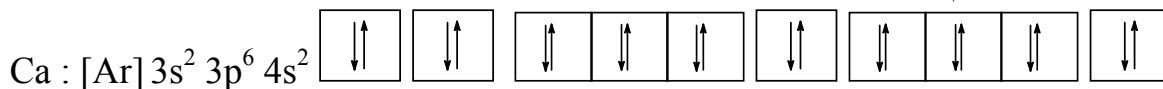
الأرجون غاز خامل مثل الهليوم والنيون. لا حظ أن مستوى الطاقة الثالث يحتوي على ثلاثة أنواع من المدارات هي: s, p, d، وقد وصلنا إلى الغاز الخامل الثالث على الرغم من أن المدار d لم يمتلئ بأي إلكترون.

العنصر التاسع عشر البوتاسيوم ورمزه K



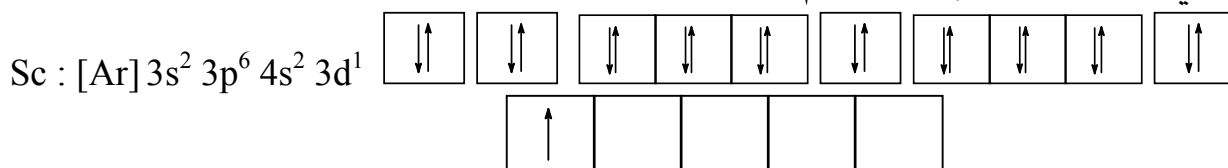
دلت الخواص الكيميائية لهذا العنصر على تشابه عظيم مع الصوديوم و الليثيوم، وهكذا اضطررنا إلى إدخال الإلكترون الجديد في المدار 4s وليس 3d كما يجب حسب الترتيب المُراعى مع العناصر السابقة.

العنصر العشرون هو الكالسيوم ورمزه Ca



تشابه خواص العنصر الكيميائية مع البريليوم والماغنسيوم حتمت أن يدخل الإلكترون الجديد في المدار 4s وليس 3d مثل عنصر البوتاسيوم.

العنصر الحادي والعشرون هو الإسكانديوم ورمزه Sc



لاحظ أن المدار 3d المنسي مؤقتاً في حالة البوتاسيوم والكالسيوم عاد للامتلاء. وبهذا العنصر تبدأ ما تعرف بالعناصر الانتقالية، وهي عناصر تتميز بخواص كيميائية إضافية مثل القدرة على تكوين المركبات متعددة التكافؤات. وتستمر هذه العناصر حتى اكتمال المدارات d وتحتاج هذه المدارات إلى 10 إلكترونات. بعد ذلك يدخل الإلكترون الجديد في المدار 4p ويستمر التركيب حتى اكتمال الدورة عند الغاز الخامل "كربتون Kr". ويمكن كتابة الترتيب الإلكتروني للعناصر الباقية بنفس القواعد مع استثناءات قليلة تنشأ عند وجود المدارات من النوع d وبعد ذلك النوع f.

إختبار ذاتي

1. احسب الطول الموجي لضوء تردده 21×10^{14} Hz.
2. احسب طاقة الفوتون لضوء أحمر طول موجته 760 nm.
3. احسب عدد الفوتونات الممتصة من جسم زادت طاقته 3.5×10^{-10} J ، عندما سقط عليه ضوء بنفسجي طول موجته 300 nm.
4. احسب الطاقة المنطلقة من تحول 10^{-20} kg من مكونات النواة.
5. احسب الطول الموجي للضوء المطلوب لانتقال إلكترون ذرة الهيدروجين من المستوى المستقر إلى المستوى الرابع.
6. احسب الطول الموجي للضوء المطلوب لخط الإثارة الثالث من سلسلة بلمر.
7. احسب تردد ضوء خط الإثارة الأول في سلسلة فوند.
8. احسب الطاقة الممتصة لخط الإثارة الرابع في سلسلة ليمان.
9. احسب الطاقة المطلوبة لتأين ذرة الهيدروجين من الحالة المستقرة.
10. احسب الطول الموجي المصاحب لجسم كتلته 3×10^{-10} g يتحرك بسرعة 2.5×10^6 m/s.
11. احسب عدد وقيم واسم الأرقام الثانوية (ℓ) عند رقم الكم الأساسي الثالث.
12. احسب عدد وقيم الأرقام المغناطيسية m_ℓ عند الرقم الازموتي $\ell = 5$.
13. اذكر أقصى عدد الإلكترونات يمكن أن يأخذ القيم الآتية :
(أ) $n = 4$ (ب) $n = 1$ ، $\ell = 1$ (ج) $n = 1$ ، $\ell = 4$ ، $m_s = -1/2$ (د) $n = 3$ ، $\ell = 1$ ، $m_\ell = -1$ ، $m_s = 1/2$
14. اذكر الترتيب الإلكتروني للذرات الآتية واذكر الحالات الأكثر ثباتا في الطبيعة:
a- Na b- F c- N
d- Cl e- B f- He

إجابة الاختبار الذاتي

1. الطول الموجي يحسب من العلاقة

$$\lambda = 3 \times 10^8 / 21 \times 10^{14} = 143 \times 10^{-9} \text{ m}$$

$$= 143 \text{ nm}$$

2. طاقة الفوتون يحسب من معادلة بلانك :

$$E = 6.625 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8 / 760 \times 10^{-9}$$

$$= 26.15 \times 10^{-20} \text{ J}$$

3. ليتمكن حساب عدد الفوتونات من معادلة بلانك في الصورة

$$E = nhc / \lambda$$

$$n = E \lambda / h c$$

$$= 3.5 \times 10^{-10} \times 300 \times 10^{-9} / 6.625 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8$$

$$= 52.8 \times 10^7 \text{ photons}$$

4. يمكن حساب الطاقة المنطلقة من تحول الكتلة من معادلة انيشتاين:

$$E = m c^2$$

$$= 10^{-20} \times (3 \times 10^8)^2$$

$$= 9 \times 10^{-4} \text{ J}$$

5. نطبق معادلة ريديرج

$$W = 109667.6 (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

$$= 109667.6 (1/1 - 1/4^2)$$

$$= 102813.378 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = 1/W = 97.26 \text{ nm}$$

6. نطبق معادلة ريديرج (سلسلة بلمر $n_1=2$)

$$W = 109667.6 (1/2^2 - 1/5^2)$$

$$= 23020.196 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = 1/W = 434.21 \text{ nm}$$

7. نطبق معادلة ريديرج (سلسلة فوند $n=5$)

$$W = 10966.6 (1/5^2 - 1/6^2)$$

$$= 1340.381 \text{ cm}^{-1} = 100 \times 1340.381 \text{ m}^{-1}$$

$$v = 1/\lambda \times c = W \times c$$

$$= 1340.381 \times 3 \times 10^8 \times 10^2$$

$$= 40.21 \times 10^{12} \text{ Hz}$$

8. من معادلة ريديرج يمكن حساب الطول الموجي للطاقة ومن معادلة بلانك

يمكن حساب الطاقة عند الطول الموجي المصاحب (ليمان $n_1=1$)

$$W = 1/\lambda$$

$$E = h v = h c / \lambda$$

$$\begin{aligned}
 E &= h c (\bar{w}) \\
 &= h c \times R (1/n_1^2 - 1/n_2^2) \\
 &= 6.625 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8 \times 109667.6 \times 100 (1/1 - 1/4^2) \\
 E &= 2.09 \times 10^{-18} \text{J}
 \end{aligned}$$

9. طاقة تأين ذرة الهيدروجين من الحالة المستقرة تعطى من معادلة بوهر

$$\begin{aligned}
 E &= 2.18 \times 10^{-18} (1/n_1^2 - 1/n_2^2) \\
 &= 2.18 \times 10^{-18} (1/1 - 1/\infty) \\
 E &= 2.18 \times 10^{-18} \text{J}
 \end{aligned}$$

10. من معادلة دي برولي يمكن حساب الطول الموجي المصاحب لحركة جسم

$$\begin{aligned}
 \lambda &= h / m v \\
 &= 6.625 \times 10^{-34} / 3 \times 10^{-10} \times 10^{-3} \times 2.5 \times 10^6 \\
 &= 8.83 \times 10^{-27} \text{ m}
 \end{aligned}$$

11. عدد الأرقام الازموتية (ℓ) يعطى بالعلاقة $\ell = 3$ ، $n = \ell$

قيم الأرقام الازموتية هي $0, 1, 2, \dots, n-1$ ، وهكذا تكون القيم $0, 1, 2$

اسم الرقم الازموتي ℓ يساوي صفه هو s ، اسم الرقم الازموتي ℓ يساوي واحد هو p

اسم الرقم الازموتي ℓ يساوي اثنان هو d

12. أعداد الأرقام المغناطيسية تعطى بالعلاقة

$$\begin{aligned}
 m_\ell &= 2\ell + 1 \\
 m_\ell &= 2 \times 5 + 1 = 11
 \end{aligned}$$

قيم الأرقام تعطى بالعلاقة

$$-\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$$

وهكذا تكون القيم :

$$-5, -4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4, 5$$

13.

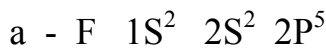
أ- أقصى عدد إلكترونات هو 32

ج- أقصى عدد إلكترونات هو 9

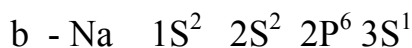
ب- أقصى عدد إلكترونات هو 6

د- أقصى عدد إلكترونات هو واحد

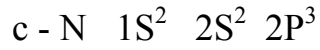
14.



الحالة الأكثر ثباتا F^-



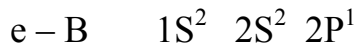
الحالة الأكثر ثباتا Na^+



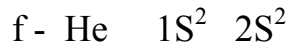
الحالة الأكثر ثباتا N^{3-} , N^{5+}



الحالة الأكثر ثباتا Cl^-



الحالة الأكثر ثباتا B^{3+}



الحالة الأكثر ثباتا He

الكيمياء العامة

الجدول الدوري

الجدارة: استتباط الخواص الكيميائية للعنصر من موقعه في الجدول الدوري للعناصر.

الأهداف :

- أن يستخلص الطالب الخواص الكيميائية و الفيزيائية الدورية للعناصر حسب موقعها في الجدول الدوري.
- أن يرتب الطالب العناصر حسب حجمها و طاقة تأينها و ألفتها الإلكترونية و سالبيتها الكهربائية، و يستنتج ما يتبع ذلك من خواص كيميائية.
- أن يتعرف الطالب على العناصر المعدنية و غير المعدنية و أشباه المعادن.
- أن يتعرف الطالب على المجموعات الرئيسية في الجدول و العناصر الانتقالية.

الوقت المتوقع للدراسة: أربع ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الجدارة: اتقان الحساب الكيميائي و ترتيب الإلكترونات في ذرات العناصر.

: Periodic Table of Elements الجدول الدوري للعناصر

تاريخ الجدول الدوري للعناصر:

مع تراكم المعرفة الكيميائية نشأت ضرورة وجود شكل يُمثل تدرج الصفات والخواص الكيميائية للعناصر، بحيث تصبح الدراسة أكثر نظاماً وفهماً. ومن أهم من حاول عمل جدول للعناصر 1. دوبرينر Dobereiner:

أول كيميائي حاول تكوين مجموعات من العناصر، تحتوي كل مجموعة على ثلاثة عناصر triads، مثال: مجموعة الكلور والبروم واليود. ومع تقدم الكيمياء اتضح محدودية هذه الطريقة. 2. نيولاندس Newlands:

متأثراً بفكرة الاوكتاف octaves المأخوذة عن النوتة الموسيقية، رتب هذا العالم العناصر في أوكتيفات، أي ثمانيات. ومع الوقت اتضح أيضاً عدم نجاح هذا النموذج. 3. ماندليف وماير Mendeleev-Mayer:

وضع العالمان جدولين مستقلين للعناصر، و يشبه جدولهما الجدول الحديث المستخدم حالياً. ويُصنّف جدول ماندليف وماير العناصر في صفوف تتدرج فيها الخاصية الكيميائية وتسمى دورات، وأعمدة تضم العناصر المتشابهة وتسمى مجموعات. وروعي في صف العناصر أن يزيد الوزن الذري للعنصر كلما تقدمنا في الدورة من اليسار إلى اليمين، وفي المجموعة من أعلى إلى أسفل. ويعرض الشكل (1-3) صورة لهذا الجدول. يلاحظ في هذا الجدول أن الخاصية الكيميائية المبني عليها الجدول هي تكوين الأكسيد. فعلى سبيل المثال المجموعة الأولى ويرمز لها بالرمز R_2O ، حيث R هو العنصر. و يتضح أن تكافؤ العنصر في هذه المجموعة هو أحادي. المجموعة الثانية RO تكافؤ عناصرها ثنائي. المجموعة السابعة R_2O_7 تكافؤ عناصرها سباعي. المجموعة الثامنة RO_4 تكافؤها ثماني، وهذه المجموعة لا توجد في الجدول الحديث، ولكن تم وضعها مع بعض العناصر الأخرى تحت اسم العناصر الانتقالية. ولعل أهم عيوب جدول ماندليف أن الوزن الذري للعناصر غالباً عدد غير صحيح مما يفقد الترتيب حتميته، كما يصبح الترتيب في حالات معينة غير الترتيب حسب الخواص الكيميائية.

جدول (3-1): صورة مبسطة من جدول مندليف.

| Period | I - R ₂ O | II - RO | III - R ₂ O ₃ | IV RH ₄ RO ₂ | V RH ₃ R ₂ O ₅ | VI RH ₂ RO ₃ | VII RH R ₂ O ₇ | VIII - RO ₄ |
|--------|----------------------------|---------------|---|--|---|--|--|------------------------------|
| 1 | H=1 | | | | | | | |
| 2 | Li=7 | Be=9.4 | B=11 | C=12 | N=14 | O=16 | F=19 | |
| 3 | Na=23 | Mg=24 | Al=27.3 | Si=28 | P=31 | S=32 | Cl=35.5 | |
| 4 | K=39 | Ca=40 | | Ti=48 | V=51 | Cr=52 | Mn=55 | Fe=55, Co=59 Ni=59, Cu=63 |
| 5 | Cu=63 | Zn=65 | | | As=75 | Se=78 | Br=80 | |
| 6 | Rb=85 | Sr=87 | Y=88 | Zr=90 | Nb=94 | Mo=96 | | Ru=104, Rh=104 |
| 7 | Ag=108 | Cd=112 | In=113 | Sn=118 | Sb=122 | Te=125 | I=127 | Pd=106, Ag=108 |
| 8 | Cs=133 | Ba=137 | Di=138 | Ce=140 | | | | |
| 9 | | | | | | | | |
| 10 | | | Er=178 | La=180 | Ta=182 | W=184 | | |
| 11 | Au=199 | Hg=200 | Tl=204 | Pb=207 | Bi=208 | | | Os=195, Ir=197 |
| 12 | | | | Th=231 | | U=240 | | Pt=198, Au=199 |

4. الجدول الدوري الحديث:

يبني الجدول الحديث على نفس فكرة جدول مندليف وماير من حيث تدرج الخواص و دوريتها، ولكن بدلا عن الوزن الذري يأخذ العدد الذري (عدد البروتونات أو إلكترونات). وينقسم الجدول إلى صفوف (دورات) وأعمدة (مجموعات). و لما كان العدد الذري رقم صحيح فإن ترتيب العناصر يصبح حتمي، وعند اقتفاء عنصر ما يمكن التنبؤ بوجوده في الطبيعة أو تصنيعه في المختبر النووي. ويحتوي الجدول على مجموعتين رئيسيتين هما المجموعة A (الأساسية)، والمجموعة B وهي مخصصة للعناصر الانتقالية (عناصر يلعب المدار d أو المدار f دورا في النشاط الكيميائي). يعرض الشكل (3-1) للجدول الدوري الحديث.

| group | Legend | | | | | | | | | | | | | | | | 18 | | | | | | | | | |
|-------|---------------|----|-----------------------|------|-------------------|------|------|------|------|------|------|------|-------|------|--------------|------|-----------------|------|-------------|--|-------|--|-------|---|-----|------|
| 1+ | alkali metals | | alkaline earth metals | | transition metals | | | | | | | | | | other metals | | other nonmetals | | noble gases | | VIIIb | | | | | |
| 1a | IIa | | IIIa** | | IVa | | Vb | | VIa | | VIIa | | VIIIa | | VIIIb | | IXa | | Xa | | VIIb | | VIIIb | | | |
| 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 | He | |
| 2 | Li | Be | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | 10 | Ne |
| 3 | Na | Mg | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | 18 | Ar |
| 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr | | | | | | | 36 | Kr |
| 5 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe | | | | | | | 54 | Xe |
| 6 | Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn | | | | | | | 86 | Rn |
| 7 | Fr | Ra | Ac | **** | **** | **** | **** | **** | **** | **** | **** | **** | **** | **** | **** | **** | **** | **** | **** | | | | | | 112 | **** |
| | | | 58 | 59 | 60 | 61 | 62 | 63 | 64 | 65 | 66 | 67 | 68 | 69 | 70 | 71 | | | | | | | | | | |
| | | | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu | | | | | | | | | | |
| | | | 90 | 91 | 92 | 93 | 94 | 95 | 96 | 97 | 98 | 99 | 100 | 101 | 102 | 103 | | | | | | | | | | |
| | | | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr | | | | | | | | | | |

شكل (1-3): الجدول الدوري الحديث.

- المجموعات A:

تضم ثمانية أعمدة (مجموعات) هي المجموعات السبع الأولى بالإضافة إلى مجموعة الغازات الخاملة. يلاحظ أن رقم المجموعة هو عدد إلكترونات التكافؤ في الذرة. مثلاً: المجموعة الأولى تركيبها الإلكتروني: ns^1 ، حيث $n=1$ للدورة الأولى هو الهيدروجين، و $n=2$ لليثيوم، و $n=3$ للصوديوم، هكذا. أيضاً المجموعة السابعة تركيبها الإلكتروني مدارات التكافؤ هو ns^2np^5 حيث $n=2$ للفلور و $n=3$ للكلور، وهكذا. وتتميز مجموعة الغازات الخاملة باكتمال مدارات التكافؤ ns^2np^6 ، حيث $n=1$ للهيليوم، و $n=2$ للنيون، وهكذا. ولما كان النشاط الكيميائي للذرة يعزى في العموم لمحاولة العناصر التشبه بالغازات الخاملة في التركيب الإلكتروني فإن توقع حالة العنصر في الطبيعة يمكن إدراكها. فمثلاً الصوديوم و البوتاسيوم وجميع أفراد المجموع الأولى (باستثناء الهيدروجين) يمكن أن تصبح مثل الغاز الخامل السابقة عليه في الترتيب (العدد الذري) إذا فقد إلكترون واحد. وهكذا نجد هذه العناصر على صورة كاتيون أحادي الشحنة (أيون موجب له شحنة موجبة واحدة (H^+ , Li^+ , Na^+ , K^+ , ...)). بينما تفضل عناصر المجموعة السابعة مثل الفلور والكلور والبروم اكتساب إلكترون واحد وتصبح مثل الغاز الخامل التالي لها في العدد الذري، أي تكون: F^- , Cl^- , Br^- , I^- .

- المجموعات B:

تم وضع هذه المجموعات المعقدة في الجدول الدوري بين المجموعة الثانية والثالثة ($2A, 3A$) وذلك للمحافظة على الترتيب عبر الدورات والمجموعات. وتبدأ هذه المجموعات في الظهور عند العنصر

سكانديوم (Sc)، والذي يبدأ عنده المدار 3d في الامتلاء (الدورة الرابعة) ونخرج منها ثانيا عندما يبلغ عدد إلكترونات المدار 3d عشر إلكترونات (اكتمال المدار) وندخل في المجموعة 3A. تسمى العناصر الموجودة في المجموعات B الثلاث الأولى (دورة 4-6) بالعناصر الانتقالية أو عناصر القطاع d-block elements وهي عشرة أعمدة تم ترتيبها بحيث يكون رقم المجموعة متماشياً قدر الإمكان مع تكافؤ العنصر. هكذا يعطى للعدد التاسع من هذه العناصر الرقم 1B وهي تشمل النحاس والفضة والذهب والتي يسود فيها التكافؤ الأحادي (Ag^+, Cu^+, Au^+) كما يعطى العمود العاشر الرقم 2B ويشمل Zn, Hg, Cd, والتي يسود فيها التكافؤ الثنائي (Zn^{2+}, Cd^{2+}, Au^+) وهكذا. وقد أعطى للأعمدة 6-8 رقم واحد هو 8B لكل من Fe, Co, Ni في الدورة الرابعة و Ru, Rh, Pd في الدورة الخامسة، و Os, Ir, Pt في الدورة السادسة. بالإضافة إلى عناصر القطاع d يوجد أيضا عناصر القطاع f-block elements ويكتف عادة بذكر العنصر الأول من كل دورة (اللانثانيوم La في الدورة السادسة و الاكتينيوم Ac في الدورة السابعة)، مع ذكر العناصر المنتهية لكل عنصر في صورة شريط تحت الجدول الدوري. هناك مجموعتان لعناصر الطوق f هي اللانثانيدات والاكثينيدات، وتضم كل مجموعة 14 عنصر. وتتميز المجموعتان السابقتان بالذكر باحتواء مدارات التكافؤ على المدار f.

دورية الخواص الذرية:

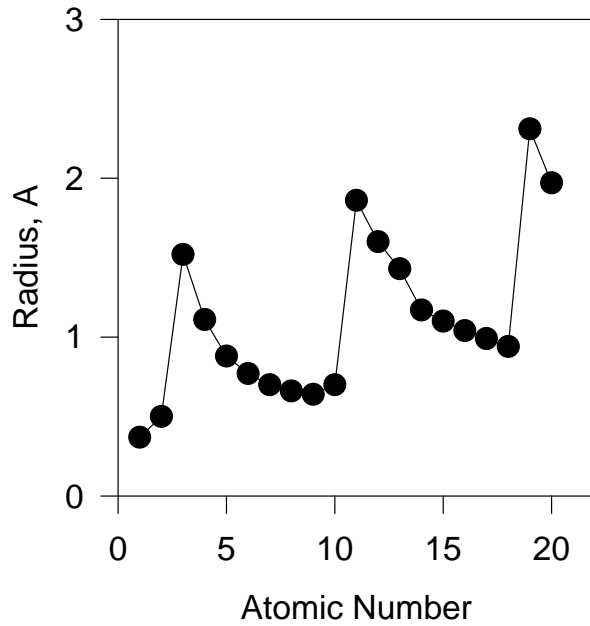
يقصد بدورية الخاصية الذرية تغير الصفة في اتجاه معين (زيادة أو نقص) عبر الدورة ثم العودة مرة ثانية للتغير بنفس المظهر عبر الدورات التالية. ولا شك أن دورية الخاصية تنشأ من تمثيل تركيب إلكترونات التكافؤ في المجموعة الواحدة وتغيرها نسبياً عبر الدورة. وهناك عدة عوامل عامة يجب التنبيه إليها لفهم تغير الخاصية:

1. كلما زاد رقم الكم الأساسي n بُعدت إلكترونات التكافؤ عن النواة (زيادة حجم الذرة)، وهكذا فالإلكترون التكافؤ في ذرة Na أبعد من إلكترون التكافؤ في ذرة Li (أي حجم Na أكبر من Li).
2. كلما زاد العدد الذري تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات، حيث يزيد عدد البروتونات الموجبة. ويظهر هذا بوضوح عبر الدورة حيث لا يحدث تغير كبير في حجم الذرة (نفس رقم الكم الأساسي n). وهكذا نتوقع أن يزيد اقتراب الإلكترون الأخير (أو إلكترونات التكافؤ) من النواة، أي صغر حجم الذرة عبر الدورة.
3. تعمل الإلكترونات الداخلية كحاجب للشحنة الموجبة للنواة بالنسبة للإلكترونات الخارجية. ويعتمد قدرة المدار على حجب شحنة النواة على شكل المدار وعدد الإلكترونات فيه. يزيد حجب الإلكترونات الداخلية في الترتيب: $s > p > d > f$

4. تنشأ قوة تنافر عند ازدواج الإلكترونات في المدارات، وهكذا تصبح عملية نزع إلكترون مزدوج أسهل من نزعه إذا كان منفردا.

الحجم الذري Atomic size :

للتسهيل يمكن اعتبار الذرات كرات يتناسب حجمها مع نصف قطر الكرة. يمثل الشكل (2-3) تغير قيمة نصف القطر مع العدد الذري لعناصر المجموعات A الثمانية. نلاحظ دورية الحجم الذري حيث يقل عموماً عبر الدورة من اليسار إلى اليمين ثم يعود للزيادة عند المجموعة الأولى في الدورة الثالثة ثم يقل تدريجياً حتى نهاية الدورة وهكذا. لاحظ أن الحجم يزيد عبر المجموعة من أعلى إلى أسفل في كل الحالات. هناك استثناءات قليلة بسبب عدم حظية تغير الخاصية، مثلاً: حجم الهليوم أكبر من حجم الهيدروجين، حيث يبدو أن قوة التنافر بسبب ازدواج إلكترون الهليوم تسود في تحديد اتجاه تغير الخاصية.

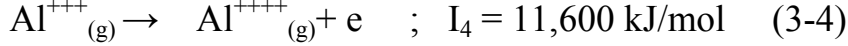
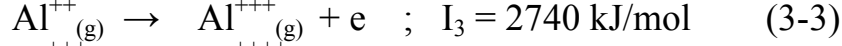
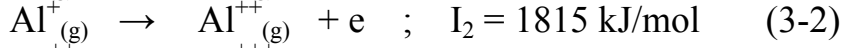
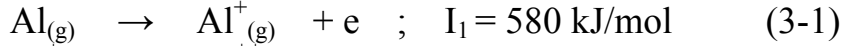


شكل (2-3) : تغير نصف قطر الذرة مع العدد الذري للدورات الثلاث الأولى.

طاقة التأين (I) Ionization energy :

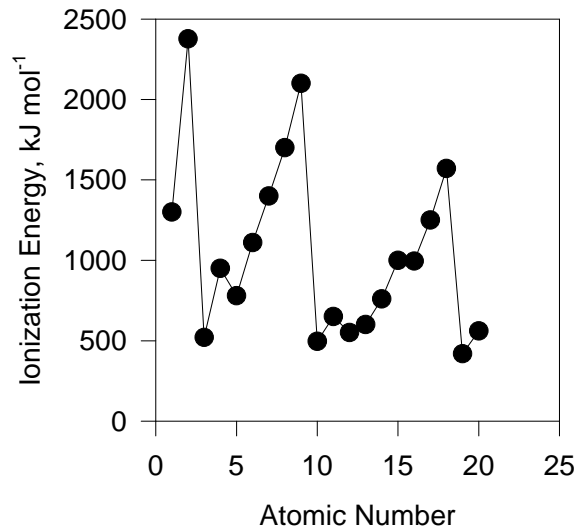
هي كمية الطاقة اللازمة لنزع إلكترون ذرة ما من الحالة المستقرة ($n=1$) في الحالة الغازية. وكقاعدة عامة تزيد كمية الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الثاني عن الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون

السابق، و هكذا. ويطلق اسم طاقة التأين الأولى على عملية النزاع الأولى وطاقة التأين الثانية على نزاع الإلكترون الثاني، وهكذا . مثال: طاقات تأين الألمونيوم



لاحظ ازدياد قيمة طاقة التأين مع زيادة رقم الإلكترون المطلوب نزعها و بعد الوصول إلى Al^{3+} تزيد جدا وذلك لأن الإلكترون الرابع ينزع من إلكترونات القلب، بينما الثلاثة الأولى عبارة عن إلكترونات تكافؤ مع نزعها يصل الألمونيوم إلى الحالة الأثبت (حالة الغاز الخامل). يعرض الشكل (3-2) لتغير قيمة طاقة التأين مع العدد الذري للدورات الثلاث الأولى . و من الرسم البياني يمكن استخلاص ما يلي :

- 1- أقل طاقة تأين هي للمجموعة الأولى المحتوية على إلكترون واحد في مدارات التكافؤ. 2- أعلى طاقة تأين هي للغازات الخاملة المكتملة التكافؤ. 3- تقل طاقة التأين عبر المجموعة من أعلى إلى أسفل لبعدهم الإلكترون عن النواة أكثر. 4- تزيد طاقة التأين عبر الدورة من اليسار إلى اليمين لزيادة عدد البروتونات (جذب النواة) ودون تغير في رقم الكم الأساسي. 5- هناك قطعان عبر الدورة الثانية، و آخران عبر الدورة الثالثة، حيث تقل طاقة تأين البورون عن البريليوم، والألمونيوم عن المغنسيوم في القطع الأول. ويحدث القطع الثاني عندما تقل طاقة تأين الأكسجين عن النتروجين، والكبريت عن الفسفور.

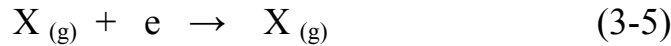


شكل (3-3) : تغير طاقة التأين الأولى مع العدد الذري للدورات الثلاث الأولى.

ويعزى القطع الأول إلى حجب المدار المكتمل للإلكترون المضاف إلى المدار وبالتالي سهولة نزعها. أما القطع الثاني فينشأ عن ازدواج إلكترونين في المدار بعد أن كان المدار نصف ممتلئ بثلاثة إلكترونات تدور في نفس الاتجاه.

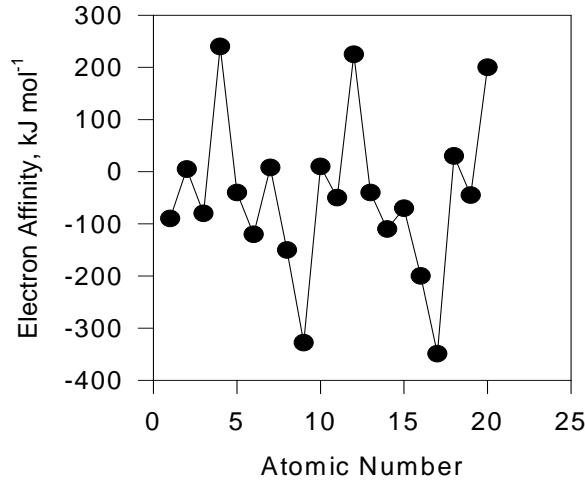
الألفة الإلكترونية Electron affinity :

هي كمية الطاقة المطلقة أو الممتصة عند إضافة إلكترون للذرة في الحالة الغازية



القيمة الموجبة لهذه الطاقة تعني امتصاص طاقة، بينما القيمة السالبة تعني طرد طاقة. وبالطبع تزيد الألفة كلما زادت سالبية المقدار ويعرض الشكل (3-4) التغير في الألفة الإلكترونية مع العدد الذري للدورات الثلاث الأولى. ويلاحظ اعتماد الألفة الإلكترونية على العدد الذري، حتى عبر نفس الدورة، وإن كان من الممكن استنتاج ما يلي :

1. عبر الدورة تزيد عموماً الألفة الإلكترونية، باستثناء عناصر المجموعة الأولى (لاكمال المدار s)، والمجموعة الخامسة (لبدأ ازدواج إلكترونين)، ومجموعة الغازات الخاملة (لاستقرار حالة الذرة العالي).
2. أقل العناصر في الألفة الإلكترونية هي المجموعة الثانية (Be, Mg, Ca, ...)، نظراً لبدأ امتلاء المدار p، بينما عناصر المجموعة السابعة أكبرها في الألفة الإلكترونية لتحويلها إلى شكل العناصر الخاملة التالية لها في العدد الذري.
3. عبر المجموعة تقل عموماً الألفة الإلكترونية قليلاً بسبب سهولة إضافة إلكترون كلما بعدنا عن النواة مع جود استثناءات عديدة .



شكل (3-4) : تغير الألفة الإلكترونية مع العدد الذري للدورات الثلاث الأولى.

السالبية الكهربية أو الكهروسالبية Electronegativity:

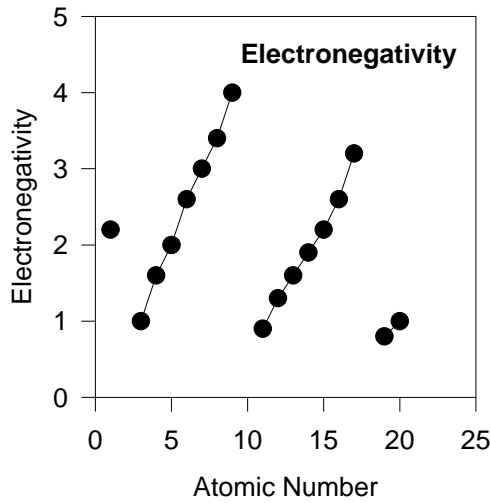
هي المقدار النسبية لذرة في جزيء على جذب الإلكترونات إليها. وتقوم طريقة بولنج Pouling

لتقدير السالبية الكهربية على حسابات طاقة الرابطة bond energy لمعرفة الفرق في السالبية الكهربية

للذرتين x-y المكونين للرابطة y-x. ويمكن استخدام المعادلة الآتية:

فرق السالبية الكهربية = طاقة الرابطة x-y المقاسة - طاقة الرابطة x-y المتوقعة

طاقة الرابطة x-y المتوقعة = (طاقة الرابطة x-x + طاقة الرابطة y-y) ÷ 2



شكل (3-5) : تغيير السالبية الكهربية مع العدد الذري للعناصر العشرين الأول.

وبأخذ السالبة الكهربائية للفلور كمرجع اختياري مساويا 4، يمكن حساب قيم السالبة الكهربائية لأي عنصر. يطور الشكل (3-5) اعتماد السالبة الكهربائية على العدد الذري للعناصر العشرين الأول. وقد تم حذف العناصر الخاملة لصعوبة تكوين روابط مع هذه الذرات. يلاحظ الزيادة الاطرادية في السالبة الكهربائية مع زيادة العدد الذري عبر الدورات ثم دورية هذا السلوك عبر الدورة الثانية. عموما تقل السالبة الكهربائية مع زيادة العدد الذري عبر المجموعة الواحدة. عند اشتراك عنصرين في تكوين الروابط يمكن التعبير عن ذلك بوضع شحنة سالبة على العنصر الأعلى في السالبة الكهربائية وشحنة موجبة على العنصر الأقل. إذا كان الفرق صغيرا تستبدل الشحنة الموجبة بالرمز (+ δ) والسالبة بالرمز (- δ)، وأخيرا فإن تماثل العنصرين يحتم عدم وجود شحنات.

مثال: يمكن كتابة كلوريد الصوديوم و كلوريد الهيدروجين والكلور حسب السالبة الكهربائية كما يلي:

فرق كبير جدا $Na^+ Cl^-$ ، فرق محدود $H^{\delta+}-Cl^{\delta-}$ ، لا فرق $Cl-Cl$.

المعادن واللامعادن وأشباه المعادن :

يمكن تقسيم عناصر الجدول الدوري حسب الصفات المعدنية إلى ثلاثة مجموعات أساسية هي المعادن و اللامعادن و أشباه المعادن .

1. المعادن:

تشمل عناصر المجموعتين 1A و 2A وجميع العناصر الانتقالية ذات المجموعات B،

بالإضافة إلى بعض عناصر المجموعات 3A و 4A و 5A وأهم الصفات المعدنية :

- جودة التوصيل الكهربائي والحراري .
- التواجد في الحالة الصلبة (باستثناء الزئبق).
- التبلور في شكل بلوري محدد لكل عنصر معدني.
- عدم الشفافية لقدرة المعادن العالية على امتصاص الضوء.
- ارتفاع الكثافة مقارنة بباقي العناصر.
- جودة الخواص الميكانيكية عموما مثل قابلية الطرق والسحب والتشكيل ومقاومة الصدمات والخدش والمرونة.
- ترابط الأيونات الموجبة بسيل من الإلكترونات غير ثابتة التواجد وتسمى نوعية الترابط بالرابطة المعدنية.
- التأكسد في وجود الأكسجين أو العوامل المؤكسدة وتكوين الأكاسيد المعدنية (باستثناء الذهب).

- تفضل فقد الإلكترونات والتحول إلى كاتيونات.

2. اللامعادن:

تشمل الغازات الخاملة و الهالوجينات (فلور و كلور و بروم و يود) والهيدروجين و الأكسجين والكبريت والنتروجين والفسفور والكربون والسليسيوم. وهي قد تكون غازات، مثل أغلب العناصر سابقة الذكر أو صلبة مثل العناصر: كربون و كبريت و سيلينوم , فسفور و أو سائل وحيد هو البروم .

ويعكس المعادن تكون صفات اللامعادن كما يلي:

- ضعف التوصيل الكهربائي والحراري.

- ضعف الصفات المعدنية مثل الهشاشة وعدم مقاومة الصدمات أو الخدش.

- انخفاض الكثافة.

- كثير منها يفضل اكتساب إلكترونات والتحول (أو المشاركة) في تكوين الشقوق الحمضية (الكلوريد والكبريتات والنترات والفسفات).

3. أشباه المعادن:

وتقع بين المجموعتين السابقتين في الجدول الدوري، وتشمل الألمونيوم و البورون و السليكون والجرمانيوم والانتيمون والزرنيخ والتيلوريوم. وعموماً تظهر هذه العناصر بعض صفات المعادن وبعض صفات اللامعادن. مثلاً يمكن إذابتها في وسط حمضي وتكوين شقوق قاعدية منها (Al^{3+} و Sb^{3+} و As^{3+} و Si^{4+} و B^{3+}). كما يمكن إذابتها في القلويات لتكوين شقوق حمضية مثل الامونت AlO_2^- و الانتمونات SbO_2^- و الزرنيخات AsO_3^{2-} و البورات $B_4O_7^{2-}$. وتوصيلها الكهربائي غالباً بين المعادن واللامعادن، وعلى ذلك تسمى بعض عناصرها وأهمها السليكون والجرمانيوم بأشباه الموصلات.

إختبار ذاتي

- 1- على أي أساس بنى مندليف وماير جدولهما ؟
- 2- على أي أساس بنى الجدول الحديث للعناصر ؟
- 3- ما هي أقسام الجدول الدوري الأساسية ؟
- 4- ما هي مميزات الجدول الحديث مقارنة بجدول مندليف ؟
- 5- ما المقصود بدورية وتدرج الخواص الكيميائية في الجدول الدوري ؟
- 6- رتب العناصر الآتية حسب حجم ذراتها : C , Be, F, Li, H
- 7- رتب العناصر الآتية حسب طاقة تأينها الأولى : N, O, B, Ne
- 8- رتب العناصر الآتية حسب الألفة الإلكترونية : N, O, F, Mg
- 9- رتب العناصر الآتية حسب السالبية الكهربية : F, N, Be, B
- 10- أي من العناصر الآتية معدن : H, Li, O, N, K
- 11- أي من العناصر الآتية لا معدن : Li, Ca, He, S, C
- 12- أي من العناصر الآتية شبه معدن : Na, Ne, Al, P, Cl
- 13- أي من العناصر الآتية غاز خامل : O, Cl, Ar, N, H
- 14- لماذا تقل طاقة تأين الأكسجين عن النتروجين ؟
- 15- لماذا تقل طاقة تأين البورون عن البريليوم.
- 16- لماذا تتواجد عناصر المجموعة الأولى في صورة كاتيونات أحادية الشحنة ؟

إجابة الاختبار الذاتي

1. بنى مندليف و ماير جدولهما على أساس دورية الصفات الكيميائية مثل الحمضية والقاعدية مع زيادة الوزن الذري. حيث تزيد الحمضية عبر الدورات وتقل القاعدية، بينما تزيد القاعدية أو تقل الحمضية عموماً كلما زاد الوزن الذري عبر المجموعات.
2. بني الجدول الدوري الحديث على أساس صف العناصر في صفوف وأعمدة حسب الخواص الكيميائية والترتيب الإلكتروني لمدارات تكافؤ الذرات مع تدرج الخواص عبر الدورات والمجموعات. المجموعات تتشابه فيها الخواص و التكافؤ بينما تتدرج الخواص عبر المجموعة ، حيث تزيد الحموضة مع العدد الذري عبر الدورة بينما تقل عبر المجموعة . مما يميز الجدول الدوري الحديث هو أن كل عنصر يمثل بعدد صحيح وليس كسر مثل جدول مندليف.
3. ينقسم الجدول الدوري الحديث إلى صفوف تسمى دورات وعددها سبع دورات وأعمدة تسمى مجموعات ، وتنقسم المجموعات إلى قسمين :
المجموعات A الأساسية والمجموعات B للعناصر للانتقالية . عدد المجموعات الأساسية هي سبع مجموعات 1A,2A,3A,4A,5A,6A,7A بالإضافة إلى الغازات الخاملة . عدد المجموعات للعناصر الانتقالية هي ثمانية 1B, 2B, 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B والمجموعة B تتكون من ثلاثة مجموعات فرعية .
4. يتميز الجدول الدوري الحديث بأن كل عنصر يشغل مكانه الصحيح حسب خواصه وعدده الذري وليس هناك أخطاء في ترتيب الخواص حسب الوزن الذري و الذي هو كسر من الصعب إدراك مكان العنصر بوضوح فيه.
5. المقصود بدورية وتدرج الخواص الكيميائية هو إيجاد نموذج متدرج لسلوك العناصر ومعه عددها الذري عبر كل دورة . مثلاً تزيد السالبية الكهربائية مع العدد الذري عبر كل دورة وكذلك يزيد الحجم عبر كل مجموعة.
6. حسب الحجم : $Li > Be > C > F > H$
7. حسب طاقة التأين الأولى : $Ne > N > O > B$
8. حسب الألفة الإلكترونية : $F > O > N > Mg$
9. حسب السالبية الكهربائية $F > N > B > Be$
10. العناصر المعدنية هي: Li , K
11. العناصر الامعدنية هي : He , S , C

12. العناصر شبه المعدنية هي : Al
13. الغازات الخاملة هي : Ar
14. تقل طاقة تأين الأكسجين عن النتروجين بسبب طاقة التناظر المتولدة من ازدواج زوج من الإلكترونات في ذرة الأكسجين مقارنة بشغل المدارات بالإلكترونات منفردة في ذرة النتروجين. بسبب التناثر يكون من السهل طرد إلكترون (تأين) من ذرة الأكسجين.
15. تقل طاقة تأين البورون عن البريليوم بسبب حجب إلكترون المدار 2s لشحنة النواة عن الإلكترون الموجود في المدار 2p في ذرة البورون ، مما يسهل الخروج من الذرة مقارنة بذرة البريليوم.
16. تتواجد كاتيونات المجموعة الأولى مثل K^+ , Na^+ , Li^+ في صورة كاتيونات أحادية الشحنة الموجبة حيث يصبح التركيب الإلكتروني لها مثل الغازات الخاملة المقابلة.

الكيمياء العامة

الربط الكيميائي

الجدارة: إيجاد و وصف الروابط الكيميائية للجزيئات المختلفة.

الأهداف :

- أن يفرق الطالب بين أنواع الروابط الكيميائية و يستنتج الخواص حسب نوع الربط.
- أن يكتب الطالب الصيغ الكيميائية للجزيئات في صورها الجزيئية و البنائية و الفراغية.
- أن يحسب الطالب التغير في الطاقة عند تكوين المركبات بالحساب الكيميائي.
- أن يترجم الطالب أسماء المركبات إلى الصيغ الكيميائية السليمة.

الوقت المتوقع للدراسة: ست ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الجدارة: وصف الترتيب الإلكتروني لذرات العناصر و معرفة الخواص الجزيئية.

الربط الكيميائي Chemical bonding :

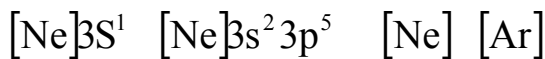
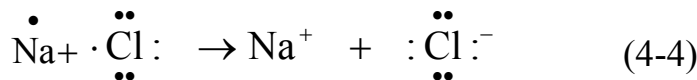
حيث إن أغلب المواد تعد من المركبات، فإن طريقة الربط بين الذرات تحدد إلى حد كبير سلوك المادة الكيميائية، فمثلا ملح الصوديوم عند إذابته في الماء يستطيع توصيل التيار الكهربائي لأنه مكون من أيونات موجبة (Na^+) وأيونات سالبة (Cl^-)، بينما يعجز الكلوروفورم CH_3Cl عن توصيل الكهرباء لأنه لا يتشكل من أيونات ولا يستطيع التأين. وبينما يُذيب الماء كثير من المواد، فإن البنزين لا يستطيع إذابة الإلكتروليتات لأنه مذيب غير قطبي. ولما كان هدف الربط الكيميائي هو وصول التركيب الإلكتروني للذرات إلى حالة الغازات الخاملة غالبا، فإن ذلك يمكن تحقيقه إما بانتقال كامل للإلكترونات من ذرة إلى أخرى (هنا تنشأ الرابطة الأيونية) أو مشاركة الإلكترونات بين الذرات المتجاورة (هنا تنشأ الرابطة التساهمية). وبالطبع تزيد قطبية الرابطة التساهمية كلما زاد الفرق في السالبية الكهربائية للذرتين المكونتين للرابطة.

الرابطة الأيونية Ionic bond :

عندما يتفاعل عنصر من المجموعات 1A,2A,3A مع عنصر من المجموعة 7A,6A حيث إن هناك فرق كبير في السالبية الكهربائية بين العنصرين، فغالبا ما يتم انتقال كامل الإلكترونات من عنصر المجموعة الأقل سالبية كهربية إلى عنصر المجموعة عالية السالبية الكهربائية، وبهذا تتكون الأيونات ومنها تتكون المركبات الأيونية. مثال:



المركبات الناتجة في المثال هي في الواقع : Na^+Cl^- ، $\text{Al}^{+++}(\text{F}^-)_3$ ، $\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$ ، ومن الواضح أن هذه المركبات تستطيع توصيل التيار الكهربائي عبر هجرة الأيون إلى القطب المعاكس لشحنة الأيون. الأيون الموجب ويسمى كاتيون يهاجر نحو المهبط (الكاثود)، بينما يهاجر الأيون السالب وهو الانيون نحو المصعد (الأنود). ويمكن التعبير عن تكوين كلوريد الصوديوم كما يلي:



يصور التركيب الإلكتروني تحول الذراتين Na و Cl إلى التركيب الإلكتروني للغازين الخاملين Ne و Ar. وحيث إن هناك شحنات مختلفة فإن الرابطة هي في الواقع تجاذب كهربائي ساكن يخضع لقانون كولوم. ويمكن تقدير طاقة التجاذب وفق هذا القانون:

$$E = 2.31 \times 10^{-19} (q^+ q^- / r) \quad (4-5)$$

حيث E هي طاقة التجاذب بوحدة الجول (J) و r هي المسافة بين مركزي الأيونين بوحدة nm و q^+ و q^- هما القيمتان العدديتان لشحنتين الكتيون والأيون.

مثال: احسب الطاقة المنطلقة عند تكوين جزيء واحد من كلوريد الصوديوم من ذرتي الكلور والصوديوم، علما بأن نصف قطر أيونا الكلور والصوديوم هما 0.95 \AA و 1.81 \AA .

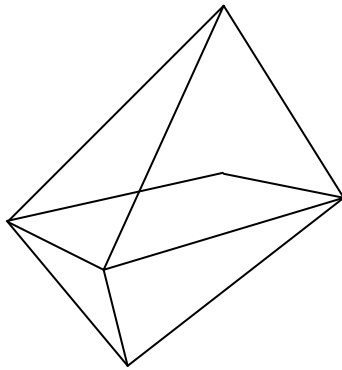
الحل:

$$r = 0.095 + 0.181 = 0.276 \text{ nm}$$

$$q^+ = 1, \quad q^- = -1$$

$$E = 2.31 \times 10^{-19} q^+ q^- / r \\ = 2.31 \times 10^{-19} \times (+1) \times (-1) / 0.276 = -8.37 \times 10^{-19} \text{ J}$$

تمثل طاقة الشبكة Lattice Energy جزء من الطاقة المنطلقة عند تكوين الأيونات، وتكون شبكة بلورية Crystal lattice معينة حسب نوع المركب الأيوني. ملح كلوريد الصوديوم مثلا يوجد على صورة بلورات يحاط فيها أيون الصوديوم بستة أيونات من الكلور وبالمثل يحاط أيون الكلوريد بستة أيونات من الصوديوم، وعلى ذلك نحصل على الشكل المعروف بثماني الأوجه Octahedral، وهو عبارة عن هرمين رباعيين متحدا القاعدة، شكل (4-1). وبسبب قوة التجاذب بين الأيونات ترتفع درجة انصهار وغليان المركبات الأيونية.

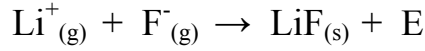


شكل (4-1): الشكل البلوري لمُح كلوريد الصوديوم.

حساب طاقة الشبكة للمركبات الأيونية الثنائية:

طاقة الشبكة (E) هي كمية الطاقة المنطلقة عند تكوين البلورة الصلبة من أيوناتها في الحالة

الغازية.



مثال:

يمكن من قانون كولوم حساب طاقة الشبكة:

$$E = K q^+ q^- / r \quad (4-6)$$

حيث E هي طاقة الشبكة و K ثابت يعتمد على تركيب البلورة و التركيب الإلكتروني للأيونات.

ومن الواضح أن E دائما للمركبات تكون سالبة، لأن ناتج $q^+ q^-$ يجب أن يكون سالب .

مثال: طاقة الشبكة لبعض المركبات الأيونية:

| | |
|------|--------------|
| NaCl | -789 kJ/mol |
| MgCl | -2570 kJ/mol |
| MgO | -3890 kJ/mol |

وبالطبع تتناسب طاقة الشبكة مع حجم الأيونين عكسيا. مثال:

طاقة الشبكة لفلوريد الليثيوم -1047 kJ/mol حيث $r = 0.196 \text{ nm}$

ولكلوريد الصوديوم -789 kJ/mol حيث $r = 0.276 \text{ nm}$

ومن الحساب الكيميائي يمكن أيضا استخلاص طاقة الشبكة كما في المثال التالي:

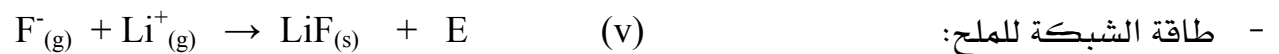
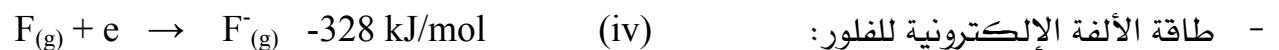
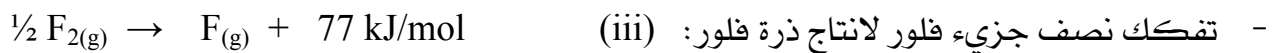
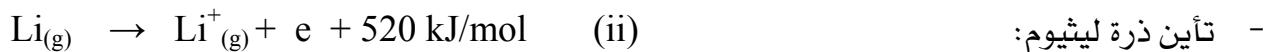
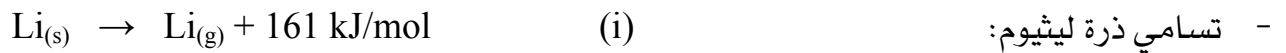
مثال: احسب طاقة الشبكة لمالح LiF، علما بأن طاقة تأين الليثيوم 250 kJ/mol وطاقة تسامي

(تصاعد) الليثيوم (أي تحوله إلى غاز) هي 161 kJ/mol وطاقة تفكك الفلور إلى ذرات 154 kJ/mol

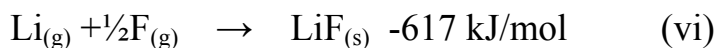
والألفة الإلكترونية للفلور -328 kJ/mol وطاقة تكوين LiF من عناصره في الحالة الطبيعية: $\text{Li}(\text{s})$ و F_2

، هي -617 kJ/mol .

الحل: يمكن التعبير عن تكوين ملح LiF بالخطوات الآتية:



مجموع المعادلات السابقة هي معادلة تكون $\text{LiF}(\text{s})$ من عنصري $\text{Li}(\text{s})$ و $\text{F}_2(\text{g})$ حسب المعادلة:



من المعادلات (i-vi) يمكن حسب نتيجة E المجهولة.

التركيب الإلكتروني للإيونات :

سبقت الإشارة إلى أن الأيونات تتكون عندما تحاول الذرات التشبه بالتركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل. ويعرض الجدول (4-1) للإيونات التي تأخذ تركيبة الغاز الخامل . و مع ظهور العناصر الانتقالية ذات المدار d تبدأ بعض مظاهر الحيود عن تركيبة الغاز الخامل .
جدول (4-1) : أيونات بعض عناصر المجموعات الرئيسية في الجدول الدوري للعناصر.

| | | | | | |
|-----------------|------------------|------------------|-----------------|------------------|-----------------|
| 1+ | 2+ | 3+ | 3- | 2- | 1- |
| Li ⁺ | Be ²⁺ | Al ³⁺ | N ³⁻ | O ²⁻ | F ⁻ |
| Na ⁺ | Mg ²⁺ | | P ³⁻ | S ²⁻ | Cl ⁻ |
| K ⁺ | Ca ²⁺ | | | Se ²⁻ | Br ⁻ |
| Kb ⁺ | Sr ²⁺ | | | Te ²⁻ | I ⁻ |
| Cs ⁺ | Be ²⁺ | | | | |

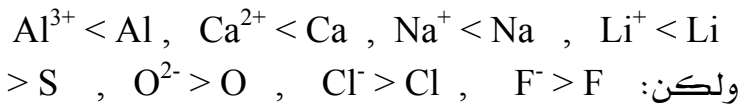
وبعض الأيونات المكتملة المدار d تظهر ثباتا ملحوظا على الرغم من عدم تحقيق تركيبة الغاز الخامل ومن هذه الأيونات : Tl^{3+} , In^{3+} , Ga^{3+} , Hg^{2+} , Cd^{2+} , Zn^{2+} , Au^{+} , Ag^{+} , Cu^{+} ، وجميعها لها التركيب الإلكتروني $ns^2 np^6 nd^{10}$ في المدار الأخير، وتسمى بتركيب الغاز الخامل الكاذب Pseudo-noble gas configuration . وهناك بعض الأيونات عالية الثبات عند امتلاء نصف المدار d مثل Mn^{2+} , Fe^{3+} ،

وأخيرا فهناك أيونات لا تحقق أي من الثلاث التركيبات السالفة الذكر ومنها :

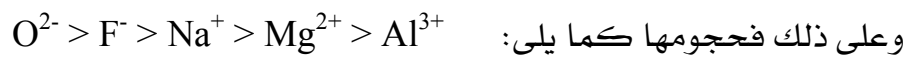


حجم الأيون Ionic size :

يعتمد حجم الأيون على موقعه في الجدول الدوري من حيث الدورة والمجموعة، وكذلك عدد الإلكترونات المنزوعة أو المضافة للذرة. عموما عند نزع الإلكترونات نتوقع أن يكون حجم الأيون أصغر من الذرة، بينما نتوقع زيادة الحجم مع إضافة الإلكترونات . فمثلا:



و كما في حالة الذرة فإن الحجم يزيد كلما اتجهنا أسفل المجموعة. فمثلا: $Li^{+} < Na^{+} < K^{+} < Cs^{+}$ و $F^{-} < Cl^{-} < Br^{-} < I^{-}$. ولكن عند المقارنة عبر الدورات يجب أن يكون عدد الإلكترونات متساوي في الأيونات isoelectronic ions . وحيث إن عدد البروتونات يزيد مع العدد الذري فمن المتوقع أن يقل الحجم مع زيادة العدد الذري . فمثلا للإيونات الآتية التركيب الإلكتروني للنيون : Al^{3+} , Mg^{2+} , Na^{+} , F^{-} , O^{2-} ،



الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية:

لكتابة الصيغة الكيميائية لمركب أيوني تُراعى ما يلي:

1. يكتب الشق القاعدي (الكيتون) أولاً من جهة اليسار ثم يليه الشق الحامضي (الانيون).
2. نختار نسب الكتيونات و الانيونات، بحيث يكون العدد الكلي للشحنات الموجبة مساويا لعدد الشحنات السالبة، وذلك لأن الجزيء متعادل كهربياً.
3. عندما تكون إحدى الشحنتين متكونة من أكثر من ذرة تعامل عند الحساب كما لو كان رمزا واحدا وعند الحاجة يوضع بين قوسين.
4. تُكتب نسبتا الشقوقين كلاحقة خلفية سفلية دائماً.

مثال: الصيغة الكيميائية لكوريد الكالسيوم هي CaCl_2 لأن Ca^{2+} و Cl^- ، فاللوزن نحتاج 2Cl^- ليتعادل المركب.

مثال: الصيغة لكبريتات الألمنيوم $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ وذلك لأن Al^{3+} مع SO_4^{2-} يتحقق التعادل عند 2Al^{3+} و 3SO_4^{2-} .

مثال: الصيغة الكيميائية لكبريتات الأمونيوم هي $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ لأن NH_4^+ مع SO_4^{2-} يتحقق التعادل عندما يكون 2NH_4^+ مع SO_4^{2-} .

سؤال : استنتج صيغة المركب الأيوني من الماغنسيوم والفسفور.

الحل : الأيونات المتكونة هي P^{3-} و Mg^{2+} ، ولتحقق التعادل الكهربائي يلزم أخذ 3Mg^{2+} مع 2P^{3-} . وعلى ذلك :



الأيونات عديدة الذرات Polyatomic ions :

الأيونات عديدة الذرات تتكون من ترابط عدد من الذرات بروابط تساهمية و تكون شحنة الأيون موزعة على الأيون ككل. ومن أمثلة هذه الأيونات ، وأغلبها أنيونات، الأيونات المذكورة في الجدول (4-2).

جدول (2-4): أيونات عديدة الذرات شائعة في المختبرات الكيميائية.

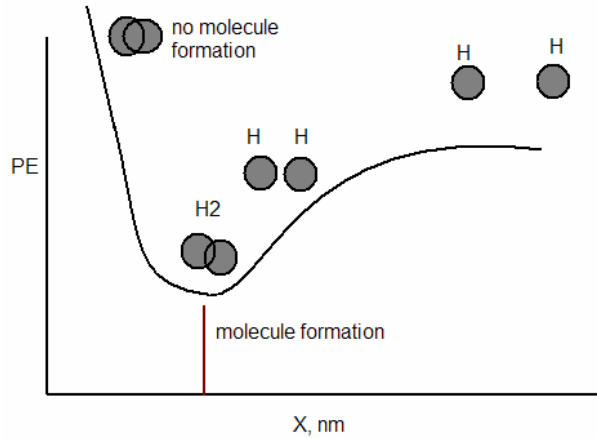
| صيغة الأيون | Ion | الايون |
|------------------------------|--------------|-----------|
| NH_4^+ | Ammonium | امونيوم |
| H_3O^+ | Hydronium | هيدرونيوم |
| CO_3^{2-} | Carbonate | كربونات |
| HCO_3^- | Bicarbonate | بيكربونات |
| NO_2^- | Nitrite | نيتريت |
| NO_3^- | Nitrate | نترات |
| SO_4^{2-} | Sulphate | كبريتات |
| S^{2-} | Sulphite | كبريتيد |
| ClO_4^- | Perchlorate | بريكلورات |
| CH_3COO^- | Acetate | خلات |
| $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ | Dichromate | ديكرومات |
| MnO_4^- | Permanganate | برمنجنات |

الرابطة التساهمية covalent bond :

تنشأ هذه الرابطة عندما تشارك ذرة مع أخرى بإلكترون أو أكثر في محاولة الوصول إلى التركيبة الإلكترونية للغاز الخامل لكلا الذرتين. وتكون الرابطة التساهمية نقية pure covalent عندما تشارك ذرتان من نفس العنصر في تكوين الرابطة مثل الهيدروجين في H_2 والأكسجين في O_2 و الكلور في Cl_2 وهكذا. عندما تشارك ذرتان مختلفتان في تكوين الرابطة تكون الرابطة تساهمية قطبية polar covalent مثل الهيدروجين و الكلور في HCl . وكقاعدة عامة فإن تكوين الروابط الكيميائية يكون مصحوبا بانخفاض في طاقة الوضع أي أن طاقة وضع الجزيء أقل من طاقة وضع الذرات.

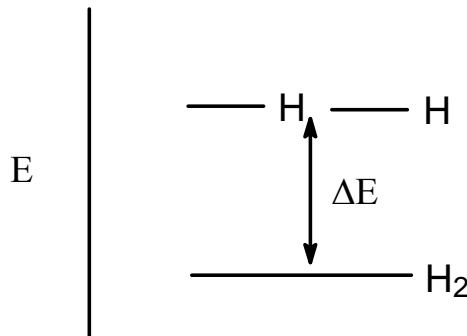
مثال: صف عملية تكوين جزيء الهيدروجين من ذرتي هيدروجين ؟

الحل: يصور الشكل (2-4) عملية تكوين جزيء الهيدروجين من ذرتين من الهيدروجين.



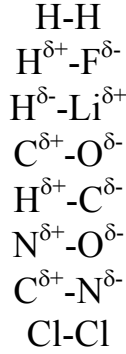
شكل (2-4) : عملية تكوين جزيء الهيدروجين من ذرتيه

الوضع من اليمين هو بداية تجاذب ذرتي الهيدروجين وما ينتج عن ذلك من اقتراب الذرتين وانخفاض طاقة الوضع (Potential Energy = PE)، يزيد التجاذب عند الوضع الثاني، وبالتالي يزيد انخفاض PE حتى الوصول إلى أقل PE وهو الموضع الذي يتكون عنده الجزيء. في حالة جزيء الهيدروجين تكون المسافة بين النواتين حوالي 0.74 \AA . إذا تخيلنا زيادة انضغاط الذرتين أكثر عند الوضع الأخير نلاحظ زيادة طاقة الوضع عن حالة الذرات وهو ما يعنى عدم تكوين جزيئات. ويعزى الوضع الأخير إلى زيادة قوى التنافر عن التجاذب. ويمكن التعبير بيانياً عن تكون H_2 من ذرات الهيدروجين بالرسم المبسط في الشكل (3-4):



شكل (3-4) : رسم يوضح فرق الطاقة المنطلقة عند تكوين جزيء هيدروجين من ذرتين من الهيدروجين. حيث يمثل المقدار ΔE كمية الطاقة المنطلقة عند تكوين H_2 من ذراته. وفي جزيء H_2 يتركز الإلكترونان بين نواتي الذرتين. ويعبر عن الرابطة التساهمية بخط يصل الرمزتين المعبرين عن الذرتين المكونتين للرابطة: $H-H$ $H-F$ $H-Cl$ $Cl-Cl$.

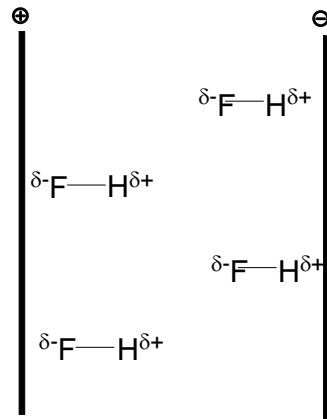
وتُحدد قيمة السالبية الكهربائية قطبية الرابطة، حيث تزيد القطبية كلما زاد الفرق في السالبية الكهربائية. و يعبر عن قطبية الرابطة بكتابة $(\delta+)$ أو $(\delta-)$ فوق الذرة المشاركة في الرابطة حسب السالبية الكهربائية مقارنة بالذرة الأخرى. أمثلة :



لاحظ أن اشتراك ذرتين من نفس النوع لا يسمح للرابطة بأي درجة من القطبية. والواقع أن الجزيء القطبي polar molecule يمكن التعرف عليه من تفاعله مع المجال الكهربائي. يدل تفاعل الجزيء مع المجال الكهربائي على قطبية الجزيء، بينما لا يستجيب الجزيء غير القطبي للمجال الكهربائي. يقصد بالتفاعل مع المجال الكهربائي هنا اتجاه قطبي الجزيء القطبي نحو القطب الكهربائي المعاكس، كما يبين الشكل (4-4). و في غياب المجال الكهربائي تتوزع الجزيئات بعشوائية في الفراغ.

سؤال: أي الرابطين أكثر قطبية N-O أم C-O؟

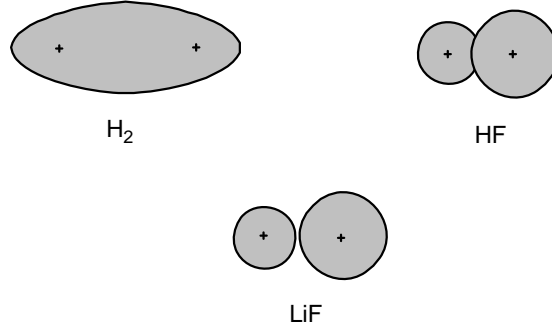
علما بأن السالبية الكهربائية لذرات O, N, C هي : 2.6 و 3.0 و 3.6 .



شكل (4-4): تفاعل جزيء فلوريد الهيدروجين مع المجال الكهربائي.

الحل : قطبية الرابطة يحددها الفرق بين السالبية الكهربائية للذرة مقارنة بالذرة الأخرى. للرابطة N-O الفرق هو $3.6 - 3.0 = 0.6$ ، للرابطة C-O الفرق هو $3.0 - 2.6 = 1.0$. إذاً الرابطة C-O أكثر قطبية من الرابطة N-O. في الرابطة التساهمية القطبية يتم توزيع كثافة الإلكترونات المشتركة في تكوين الرابطة.

حسب فرق السالبية الكهربائية. ويمكن تمثيل كثافة الإلكترونات حسب نوع الرابطة كما في الشكل (4-5):



شكل (4-5) : أشكال ثلاثة جزيئات مختلفة في نوع الرابطة حسب السالبية الكهربائية لذرتي كل جزيء. طاقة الرابطة Bond Energy :

عند تكوين الروابط المشتركة في تكوين الجزيء من ذرات العناصر نلاحظ دائماً انطلاق طاقة (غالباً في صورة حرارة). نحتاج إلى هذا المقدار من الطاقة إذا أردنا تحويل الجزيء إلى ذرات العناصر المكونة له. وهذا إحدى قوانين الكيمياء الوضعية الهامة التي تساعد كثيراً في الحساب الكيميائي.

مثال:

عند تكوين الميثان CH₄ من ذرة كربون غازية وأربع ذرات هيدروجين تتطلق طاقة مقدارها 1652 kJ لكل جزيء ميثان. ولتكسير جزيء الميثان إلى ذرة كربون وأربع ذرات هيدروجين نحتاج إلى 1652 kJ. ولما كان الميثان يتكون من أربعة روابط متماثلة من النوع C-H فمن الممكن توقع أن الطاقة المنطلقة عند تكوين C-H أو الطاقة الممتصة عند تكسيده هي $1652/4 = 413$ kJ. يسمى المقدار 413 kJ بطاقة الرابطة C-H، وينطلق هذا المقدار عند تكوين الرابطة ونحتاج إلى إضافته عند تكسير الرابطة. وبالحساب الكيميائي أمكن حساب طاقة الرابطة لكثير من الروابط، كما في الجدول (4-3).

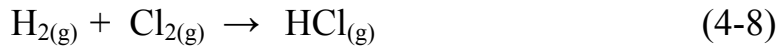
جدول (3-4): طاقة الروابط الكيميائية الشائعة.

| Bond | E/kJ mol ⁻¹ | Bond | E/kJ mol ⁻¹ | Bond | E/kJ mol ⁻¹ |
|-------|------------------------|------|------------------------|------|------------------------|
| H-H | 432 | H-C | 413 | C=C | 614 |
| C-C | 347 | H-Cl | 431 | C≡C | 839 |
| Cl-Cl | 239 | H-N | 386 | N≡N | 941 |
| N-N | 160 | H-O | 459 | O=O | 495 |
| O-O | 146 | N=N | 418 | C-O | 358 |
| N-Cl | 200 | | | C-N | 705 |

ويمكن حساب طاقة التفاعل بمعلومية قيم الروابط، مثل طاقة تكوين الجزيئات أو طاقة تكسيدها. وهذا الحساب مهم جدا من الناحية التطبيقية لمعرفة مقدار الطاقة المنطلقة، والتي يمكن الاستفادة منها في إنتاج البخار والكهرباء مثلا.

سؤال: احسب كمية الطاقة عند تكوين جزيء HCl من الهيدروجين و الكلور.

الحل: التفاعل يمكن كتابته كما يلي :



التفاعل يطلق طاقة عند تكوين الرابطة H-Cl ويحتاج نصف طاقة تكسير الرابطة Cl-Cl،

ويحتاج أيضا نصف طاقة تكسير الرابطة H-H.

كمية الطاقة عند التكوين (ΔH) = الطاقة الممتصة - الطاقة المنطلقة

$$\Delta H = \frac{1}{2} E (\text{H-H}) + \frac{1}{2} E (\text{Cl-Cl}) - E (\text{H-Cl}) \quad (4-9)$$

$$= \frac{1}{2} (432+239) - 431 = -95.45 \text{ kJ}$$

سؤال 2: احسب كمية التغير في الطاقة للتفاعل الآتي



التفاعل يشمل تكوين 6(C-H) و C-C (طاقة بإشارة سالبة) وتكسير 4(C-H) و C=C و H-H (طاقة بإشارة موجبة).

التغير في الطاقة (ΔH) = الطاقة المنطلقة (بإشارة سالبة) + الطاقة الممتصة (بإشارة موجبة)

$$\Delta H = -6E(\text{C-H}) - E (\text{C-C}) + E (\text{C=C}) + 4E (\text{C-H}) + (\text{H-H}) \quad (4-11)$$

$$= -6 \times 413 - 347 + 614 + 4 \times 413 + 432 = -127 \text{ kJ}$$

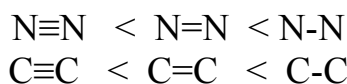
و يقال للرابطة إنها أحادية Single bond إذا شارك في تكوينها زوج واحد من الإلكترونات، وثنائية double bond إذا شارك زوجان و ثلاثية triple bond إذا شارك ثلاثة أزواج.

أمثلة: C-O H-C H-H روابط أحادية.

N=N C=O C=C روابط ثنائية

C≡C N≡N روابط ثلاثية

وكما يتضح من الجدول السابق، فإن الرابطة الثلاثية (لنفس الذرات) أقوى من الثنائية و الرابطة الثنائية أقوى من الأحادية. وعموما تقصر المسافة بين مركزي نوّاتي الذرتين المكونتين للربط كلما زاد عدد الروابط بين الذرتين :



نظريات الربط التساهمي Covalent bonding theories:

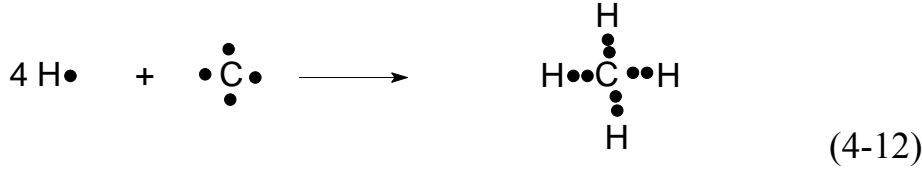
هناك نظريتان (نموذجان) تصفا الربط التساهمي، هما نظرية المدارات الجزيئية Molecular orbital theory ونظرية الإلكترون المحلي Localized electron theory وتسمى الأخيرة أيضا نظرية رابطة التكافؤ Valence bond theory. وتستخدم النظرية الأولى ميكانيكا الأمواج، وفيها يعامل الإلكترون على أنه يشغل ما يسمى بالمدار الجزيئي Molecular orbital عوضا عن مداره الذري Atomic orbital. وتعطى هذه النظرية نتائج جيدة لطاقة الإلكترون وشكل مداراته . ويعيب هذه النظرية صعوبة الحساب ووضع نماذج للجزيء. النظرية الثانية تقوم على أن الجزيئات تتكون من مشاركة إلكترونات الذرات من خلال مداراتها الذرية في تكوين الربط . وتفترض النظرية أن إلكترونات التكافؤ إما توجد في ذرة ما أو توجد في الفضاء بين الذرات المشاركة في الرابطة. وتسمى أزواج الإلكترونات غير المشاركة في تكوين الرابطة بالأزواج الوحيدة Lone Pairs، أما الأزواج المشاركة فتسمى الأزواج الرابطة Bonding pairs. وهذه النظرية شائعة الاستعمال في الكيمياء وخاصة في وصف تفاعلات الكيمياء العضوية ولا تحتاج إلى مهارة رياضية عالية. ويعيب النظرية كونها وصفية وليست كمية مثل النظرية الأولى. والاستخدام الناجح لنظرية الإلكترون المحلي يحتاج إلى ثلاثة مراحل: المرحلة الأولى هي وصف ترتيب إلكترونات تكافؤ الذرات المكونة للروابط بتركيب لويس Lewis structure. المرحلة الثانية هي استنتاج الشكل الفراغي للجزيء وأخيرا تطبيق مبدأ تهجين المدارات حسب الحاجة.

أ. تركيب لويس لوصف الجزيئات:

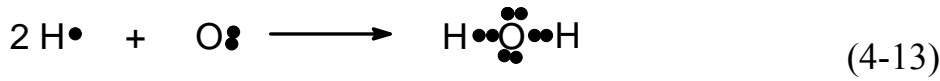
تقوم الطريقة على وصف ترتيب إلكترونات تكافؤ ذرات الجزيء بحيث ينتج ترتيب إلكترونات الغاز الخامل الأقرب للذرة. وباستثناء الهيدروجين الليثيوم، فإن أغلب الذرات تحاول أن تحيط نفسها بثمانية إلكترونات لتصبح مثل النيون أو الأرجون. وتسمى هذه القاعدة بقاعدة الثمانية Octet rule. وفي الطريقة تستخدم النقاط للتعبير عن الإلكترونات ، ويمكن استخدام أي رمز آخر لمزيد من التوضيح . مثال: جزيء الهيدروجين H••H أو H:H . لاحظ أن كل ذرة تصبح مثل الهليوم.

مثال 2: جزيء الكلور Cl_2 أو $ClOCl$. لاحظ أن كل ذرة بإضافة إلكترون الذرة الأخرى تصبح مثل الغاز الخامل أرجون المحتوي 8 إلكترونات في المدار الأخير (مدار التكافؤ).

مثال 3: كون من الهيدروجين والكربون غاز الميثان حسب طريقة لويس. الحل:

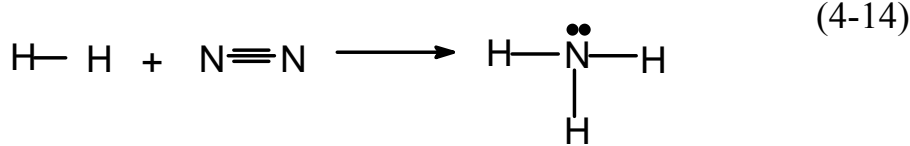


مثال 2 : كون الماء من الهيدروجين و الأكسجين حسب طريقة لويس. الحل:



لاحظ أن الأكسجين استخدم زوج واحد لتكوين الرابطين مع ذرتي الهيدروجين وهناك زوجان وحيدان لم يشاركا في الربط. مجموع إلكترونات التكافؤ لذرة الأكسجين هي : 4 غير مشارك + 4 مشاركا = 8 إلكترونات وهو مثل الغاز الخامل Ne.

مثال 5: كون الأمونيا من الهيدروجين والنيتروجين حسب طريقة لويس. الحل:

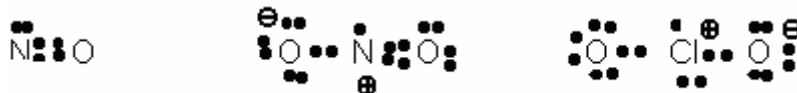


لاحظ أن ذرة النيتروجين استخدمت ثلاثة أزواج لتكوين ثلاثة روابط وظل زوج وحيد. مجموع إلكترونات التكافؤ لذرة النيتروجين هي : 2 غير مشاركا + 6 مشاركا = 8 إلكترونات، وهو مثل الغاز الخامل Ne. استثناءات من قاعدة الثمانية:

هناك بعض الذرات التي لا تحقق قاعدة الثمانية في تركيبها الإلكتروني وبخاصة بعض عناصر الدورة الثالثة وما بعدها في الجدول الدوري . والواقع أن كثير من الجزيئات التي بها مثل تلك الذرات تكون نشطة كيميائياً ويمكن أن تتحول إلى جزيئات أكثر ثباتاً. ومن أنواع الاستثناءات:

أ- جزيئات الإلكترون المفرد Odd-electron molecules:

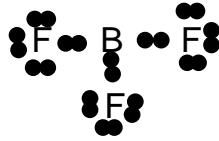
ومن الواضح أن الذرة التي يكون بها الإلكترونات المشاركة وغير المشاركة فيها فردي لا يمكن أن تحقق قاعدة الثمانية. ومن الأمثلة أكسيد النيتريك NO وثاني أكسيد النيتروجين NO₂ وثاني أكسيد الكلور ClO₂ :



لاحظ أن النيتروجين في NO_2 عليها شحنة موجبة حيث إنها تشارك بالكترونين وليس واحد وبالعكس يبدو على الأكسجين شحنة سالبة لأنه لا يشارك بأي إلكترون في تكوين الرابطة. بالمثل على ذرة الكلور شحنة موجبة وعلى إحدى ذرتي الأكسجين شحنة سالبة.

ب- الثمانية غير المكتملة Incomplete Octet:

يقال للجزيء الذي يحاط بأقل من ثمانية إلكترونات (باستثناء الهيدروجين الليثيوم) بأنه جزيء ذو فقر إلكتروني electronic deficient ويتوقع من تلك الجزيئات نشاطا كيميائيا بهدف إكمال الإلكترونات إلى ثمانية. ومن الأمثلة المعروفة BF_3 ثالث فلوريد البورون:



ج- الثمانية المتسعة expanded octet :

بعكس المجموعة (ب) يمكن لبعض الذرات أن تحاط بأكثر من ثمانية إلكترونات في الجزيء

ومنها جزيء سادس فلوريد الكبريت SF_6 وأيون ثلاثي اليوديد I_3^- :



الرنين Resonance :

يقصد بهذه الكلمة في الكيمياء وجود أكثر من شكل متكافئ لوصف تركيب الجزيء،

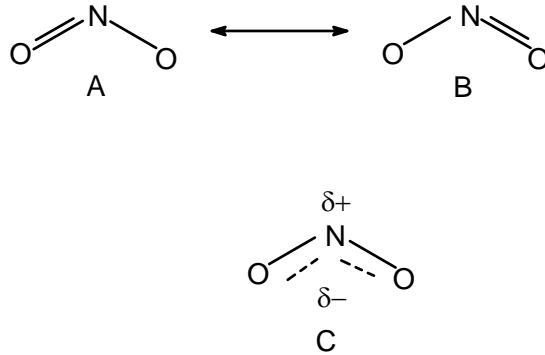
وتسمى هذه الأشكال بأشكال الرنين Resonance forms ويكون التركيب الحقيقي للجزيء هو

هجين من أشكال الرنين. وقد أدخل هذا المبدأ في الكيمياء بعد أن اتضح أن خواص الجزيئات لا تتمشى

مع تركيب لويس لهذه الجزيئات. مثلا تركيب لويس لثاني أكسيد النيتروجين، انظر (أ) من قاعدة

الثمانية، يتكون من ربطتين: ربطة $\text{N}=\text{O}$ وربطة $\text{N}-\text{O}$. وقد دلت الدراسات مثل طول الرابطة وطاقة

الرابطة أن الربطتين متماثلتان، فما الحل؟. نطبق مبدأ الرنين فنحصل على شكلين لهذا الجزيء كما

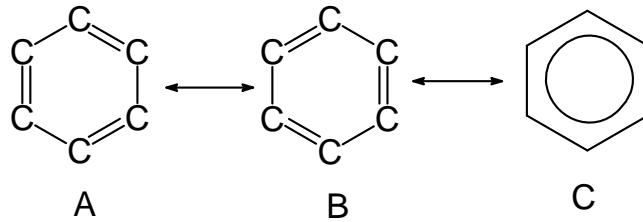


شكل (4-6): أشكال الرنين لجزيء ثاني أكسيد النيتروجين.

في الشكل (4-6). حسابيا تبدو الرابطةان متساويتان، حيث نصف الجزيئات لها الشكل A والنصف الآخر له الشكل B. والواقع أن التركيب الحقيقي لجزيء ثاني أكسيد النيتروجين ليس A أو B ولكنه حالة وسطية بين الاثنين تتمثل في توزيع الرابطة الشائئية (تسمى الرابطة باي π) بالتساوي بين الربطتين N-O كما في الشكل (C).

سؤال: اكتب أشكال الرنين للبنزين واستنتج الشكل الحقيقي .

الحل: تركيب لويس للبنزين يمثل بأحد الشكلين A أو B في الشكل (4-7) أما التركيب الحقيقي فهو هجين من الاثنين وهو C.



شكل (4-7) : أشكال الرنين للبنزين العطري.

التركيب الفراغي للجزيئات Geometry of molecules :

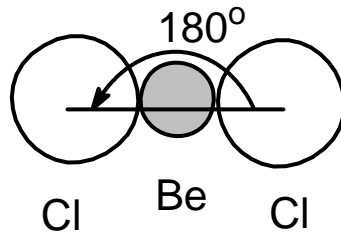
يلي التعبير عن الجزيء بتركيب لويس المناسب محاولة معرفة التركيب الفراغي (الهندسي) للجزيء. ونستخدم لذلك نظرية تنافر أزواج إلكترونات مدارات التكافؤ Valence Shell Electron Pair Repulsion. وتتلخص هذه النظرية في أن أزواج إلكترونات التكافؤ حول ذرة ما تترتب في الفراغ بحيث يكون التنافر فيما بينها أقل ما يمكن. لاحظ أن إلكترونات التكافؤ تشمل الأزواج الوحيدة والأزواج المشاركة في الرابطة. ولتسهيل التعامل سنفرض أن الرابطة عبارة عن خط سميك يربط ذرتين ممثلتين بكرتين. ويمكن إهمال أبسط الحالات وهي الجزيئات الشائئية حيث لا يمكن أن تكون إلا خطية Linear (حالة زوج واحد مشترك) مثل H-H و H-Cl.

أ- حالة زوجان مشاركان Two bonding pairs :

تحدد الذرة المركزية شكل الجزيء.

مثال: جزيء كلوريد البريليوم Cl-Be-Cl

يوجد زوجان من الإلكترونات حول البريليوم وأفضل ترتيب للأزواج (أقل تنافر) عندما تكون الزاوية بين الرابطين Cl-Be-Cl مقدارها 180° ، وعليه فالجزيء يكون خطي Linear .

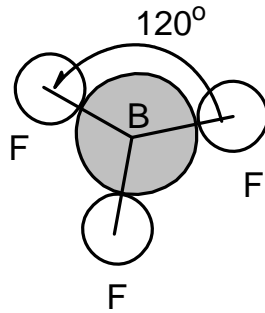


شكل (4-8) : الشكل الفراغي لجزيء كلوريد البريليوم.

ب- حالة ثلاثة أزواج ربط Three bonding pairs :

الذرة المركزية حولها ثلاثة أزواج (روابط).

مثال: ثلاثي فلوريد البورون BF_3 أفضل ترتيب للأزواج يكون عندما تقع الروابط في نفس المستوى وبين كل رابطتين 120° ، ويسمى الشكل الهندسي ثلاثي الأضلع مستوي trigonal planar .



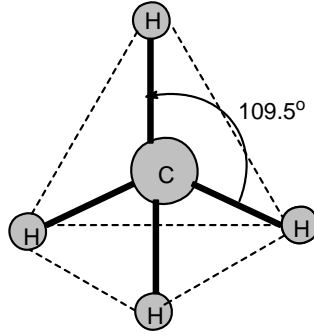
شكل (4-9) : الشكل الفراغي لجزيء فلوريد البورون.

ج- حالة أربعة أزواج ربط Four bonding pairs :

الذرة المركزية حولها أربع روابط وأفضل ترتيب للأزواج (لرابط) هو الترتيب رباعي الأوجه

tetrahedral والزاوية المجسمة بين أي رابطتين هي 109.5° .

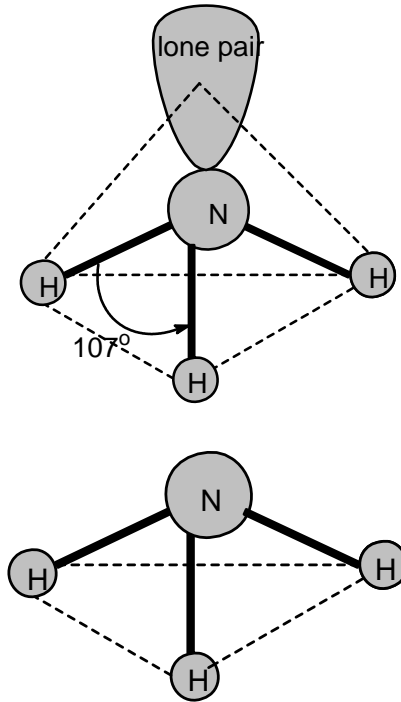
مثال: الميثان CH_4 و الهيدروكربونات المشبعة (البرافينات paraffins) مثل الإيثان و البروبان و الهكسان و كذلك مشتقات الهيدروكربونات المشبعة ، مثل الكلوروفورم و رابع كلوريد الكربون.



شكل (4-10) : الشكل الفراغي لجزيء الميثان.

د- حالة أربعة أزواج (3 رباط + زوج وحيد) :

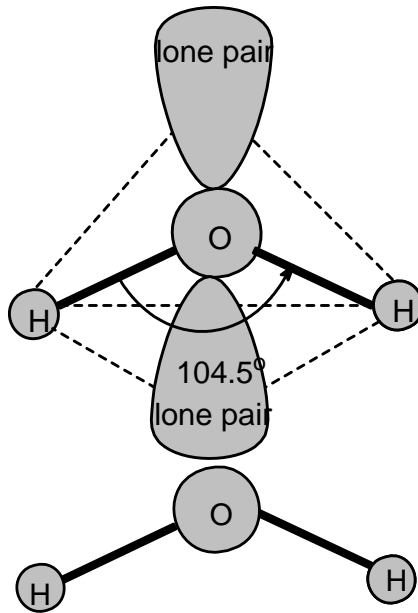
الذرة المركزية حولها 3 روابط وعليها زوج وحيد غير مشارك. لاحظ أن الجزيء يحدد شكله الروابط، بينما تؤثر الأزواج الوحيدة على الشكل النهائي للروابط. مثال: الأمونيا NH_3 ، وفي هذه الحالة الأزواج تترتب مثل الميثان في رباعي الأوجه tetrahedral ولكن الجزيء يظهر في صورة هرم ثلاثي الأوجه trigonal pyramid. ودور الزوج الوحيد هو كبس أوجه الهرم لتصبح الزاوية أقل (حوالي 107°) وذلك لأن الزوج الوحيد ينتشر في الفراغ أكثر من الزوج المكون للرابطة.



شكل (4-11) : الشكل الفراغي لجزيء الأمونيا.

هـ- حالة أربعة أزواج (زوجان ربط + زوجان وحيدان) :

الذرة المركزية حولها رابطتين وعليها زوجين وحيدين غير مشاركين. لاحظ أن الجزيء يحدده الروابط، بينما تؤثر الأزواج الوحيدة على الشكل النهائي للروابط. مثال: الماء H_2O ، وفي هذه الحالة الأزواج تترتب مثل الميثان في رباعي الأوجه ولكن الجزيء يظهر في صورة خط منكسر bent. ودور الزوجين الوحيديين هو كبس الخط المنكسر لتصبح الزاوية أقل (حوالي 104°) وذلك لأن الزوجين الوحيديين ينتشرا في الفراغ أكثر من الزوج المكون للربطة.



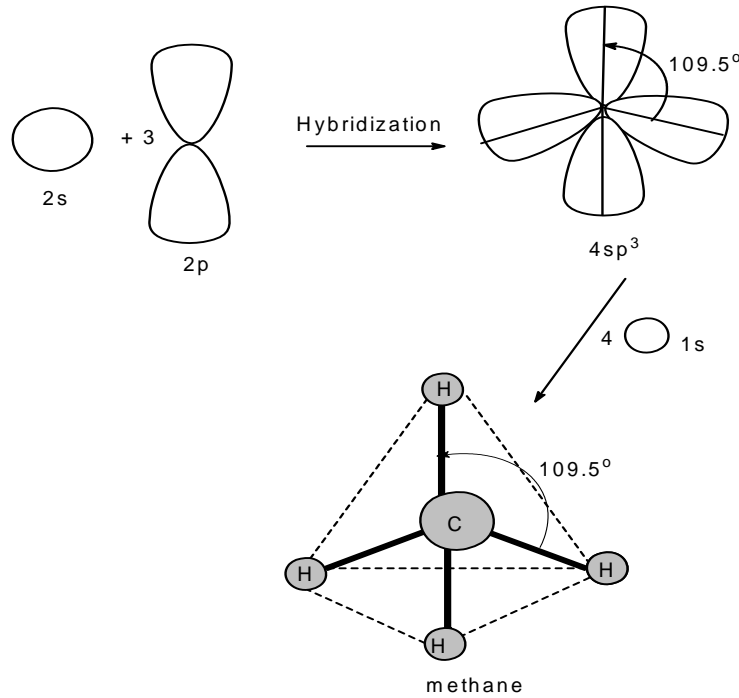
شكل (4-12) : الشكل الفراغي لجزيء الماء.

تهجين المدارات Hybridization of orbitals :

اقترحت هذه الفكرة لتفسير تماثل الروابط التساهمية على الرغم من نشوئها من مدارات إلكترونية مختلفة الشكل. فمثلا الأربعة روابط C-H في الميثان متماثلة تماما على الرغم من تكوينها من مساهمة إلكترونات من المدار $2s$ وإلكترونين آخرين من المدار $2p$ في ذرة الكربون. فكيف حدث ذلك؟ حسب نظرية الإلكترون المحلي، افترض أن الأربعة مدارات $2p+2s$ في ذرة الكربون تدخل عملية وهمية من التهجين Hybridization لانتاج أربعة مدارات مهجنة متماثلة، هي التي تدخل (عوضا عن المدارات الأصلية) في تكوين الروابط التساهمية. وللأهمية القصوى لمركبات الكربون في الكيمياء العضوية فسنتقصر المناقشة على صور تهجين مدارات ذرة الكربون، وبالطبع يكمن التعميم على الذرات الأخرى حسب الحال. يمكن لذرة الكربون تهجين مداراتها الإلكترونية على ثلاثة صور حسب نوع الرابطة (أحادية أو ثنائية أو ثلاثية).

أ- التهجين لروابط أحادية :

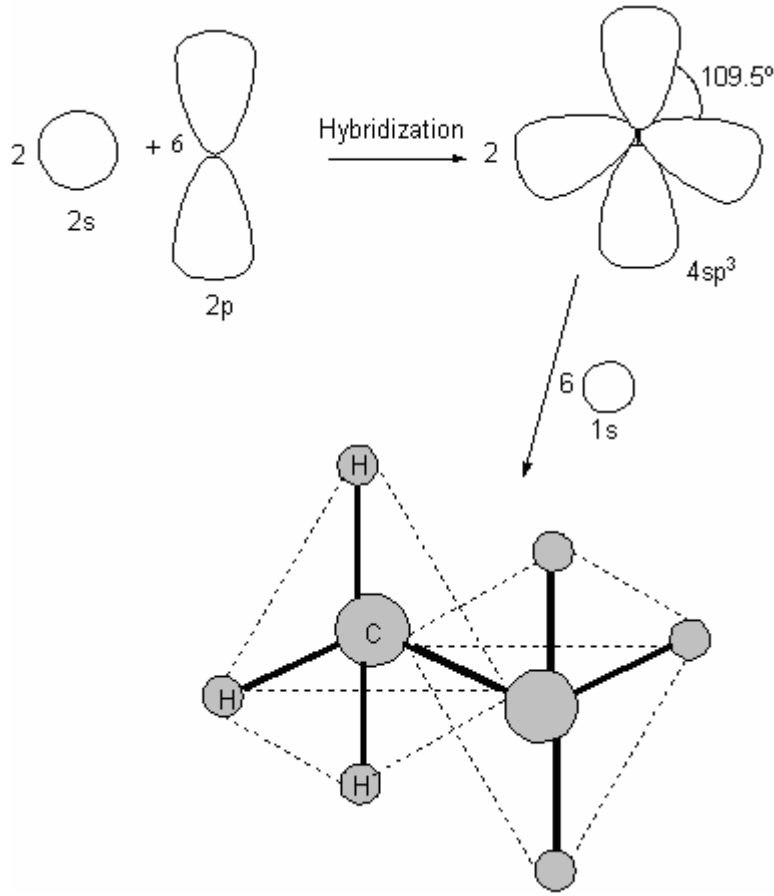
عندما تكون كل الروابط الأربعة لذرة الكربون أحادية، وتسمى رابطة سيجما (σ)، تدخل ذرة الكربون في تهجين من النوع sp^3 ، حيث يشارك مدار واحد من النوع $2s$ مع ثلاثة مدارات من النوع $2p$ لانتاج أربعة مدارات متماثلة من النوع sp^3 . وحسب نظرية أقل تنافر بين أزواج الإلكترونات المكونة للتكافؤ، فإن هذه الأربعة مدارات توجد في الفراغ على شكل رباعي الأوجه. و عندما تتفاعل هذه المدارات مع أربعة مدارات من النوع $1s$ لذرات الهيدروجين نحصل على الميثان كمثال (شكل (4-13)).



شكل (4-13): تكوين غاز الميثان من الكربون و الهيدروجين بعد تهجين مدارات الكربون.

مثال: استنتاج التركيب الفراغي للإيثان CH_3CH_3

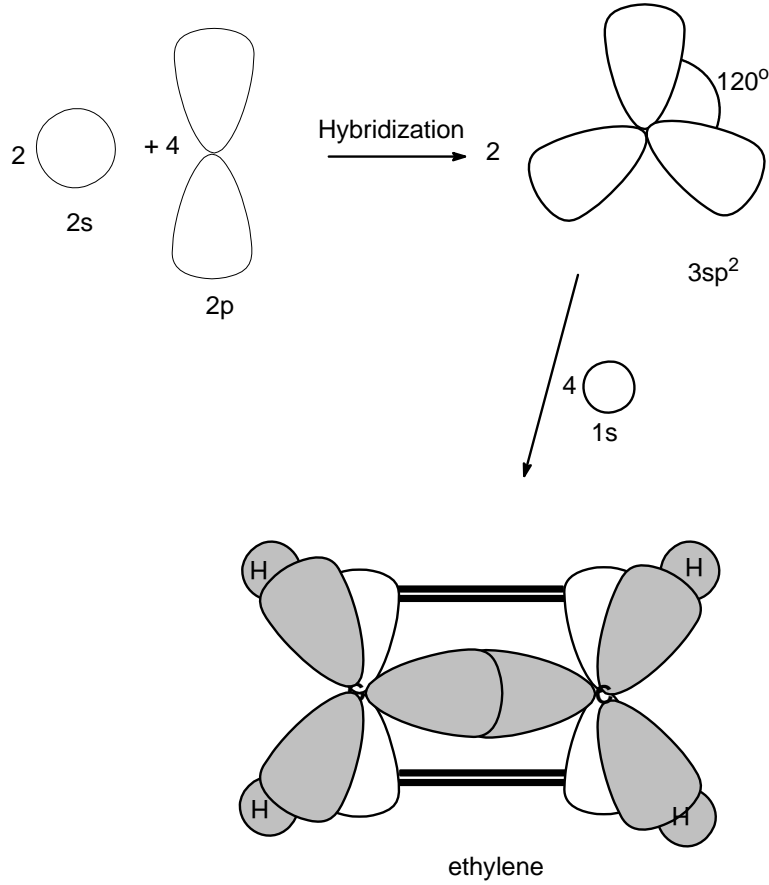
الحل: هو مركب هيدروكربوني مشبع كل روابطه إلكترونية من النوع الأحادي (سيجما)، وعليه فذرتي الكربون تدخلان عملية تهجين من النوع sp^3 قبل التحام ذرتي الكربون برابطة سيجما واشتراك ست هيدروجين لإكمال المدارات الستة الباقية في الذرتين، كما في الشكل (4-14).



شكل (4-14): تكوين غاز الإيثان من الكربون و الهيدروجين بعد تهجين مدارات الكربون.

ب- التهجين لرابطة ثنائية :

عندما تشارك ذرة كربون في تكوين رابطة ثنائية (تسمى المحورية سيجما والناطقة من المدارات المتعامدة معها تسمى باي π) فإنها تدخل نوع آخر من التهجين يسمى sp^2 . مثال : الايثلين $CH_2 = CH_2$.
نفرض أن المدارات الداخلة في التهجين من ذرة الكربون هي $2s, 2p_x, 2p_y$.
لاحظ أن المدار sp_z (على سبيل المثال) غير مشارك في التهجين وينتج عن تداخل مدارين من هذا النوع (كل واحد منهما على إحدى ذرتي الكربون) الرابطة باي وهو يقع في مستوى متعامد على مستوى الروابط سيجما. وحيث إن التركيب الفراغي لا يسمح بتداخل كثيف للمدارات المكونة للرابطة باي فإن هذه الرابطة تكون عادة أضعف من الرابطة المحورية سيجما (شكل (4-15)).



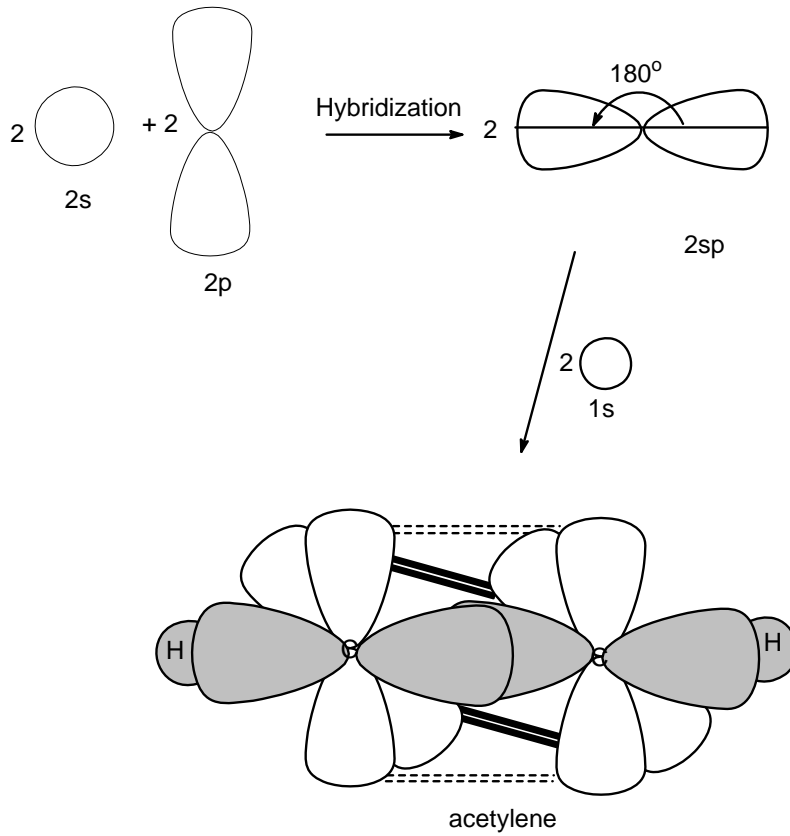
شكل (4-15): تكوين غاز الايثلين من الكربون و الهيدروجين بعد تهجين مدارات الكربون.

ج- التهجين لرابطة ثلاثية:

تحتاج ذرة الكربون المساهمة في تكوين رابطة ثلاثية إلى تهجين مدار واحد من النوع 2s ومدار واحد من النوع 2p لتكوين مدارين من الهجين المسمى sp . شكل المدارين sp خطي وهناك مدارين متعامدان على هذين المدارين وهما حسب الاختيار هنا $2p_y$ و $2p_z$.

مثال: الاستيلين $CH\equiv CH$

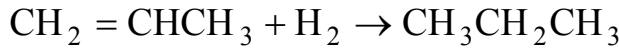
لاحظ أن في الشكل الفراغي للأستيلين تقع الرابطة سيجما في مستوى متعامد على مستويي الرابطين من النوع باى وكل من هاتين الرابطين أيضا يقع في مستوى متعامد على الآخر ، شكل (4-16)).



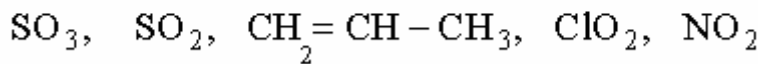
شكل (4-16): تكوين غاز الاستيلين من الكربون و الهيدروجين بعد تهجين مدارات الكربون.

إختبار ذاتي

1. احسب طاقة تجاذب جزيء واحد من LiF ، علما بإن نصف قطر أيون الفلور الليثيوم هما 1.36Å و 0.6Å .
2. اكتب الصيغة الكيميائية للأملاح الآتية : نترات الكالسيوم - كبريتيد الصوديوم - كبريتات الامونيوم - بيكربونات البوتاسيوم - خلات الصوديوم.
3. رتب الأيونات الآتية حسب حجمها K^+ , H^+ , Na^+ , Li^+ .
4. رتب الأيونات الآتية حسب حجمها Na^+ , Mg^{2+} , F^- , O^{2-} .
5. اذكر أربعة أيونات لها تركيبة الغاز الخامل الإلكترونية.
6. أي الرابطين أكثر قطبية C=O أم N-H ؟ علما بإن السالية الكهربائية لذرات الأكسجين و النتروجين و الكربون و الهيدروجين هي ، على الترتيب: 3,5 و 3 و 2,5 و 2,1.
7. احسب التغيير في الطاقة للتفاعل الآتي:



- علما بإن طاقة الروابط C-H و H-H و C=C و C-C ، على الترتيب، هي: 413 و 432 و 614 و 347 (بوحدة kJ/mol).
8. اكتب تركيب لويس لما يلي : PO_4^- , ClO_2 , $\text{CH}_3\text{-CH}_3$, NF_3
9. استنتج التركيب الجزيئي لما يلي : H_2S , BrF_3 , POCl_3
10. اكتب الصيغة التركيبية للجزيئات التالية : BF_3 , CO , O_2 , N_2 , NH_3 , H_2O
11. استنتج نوع التهجين في الجزيئات الآتية : الإيثان CH_3CH_3 و الاستيلين $\text{CH}\equiv\text{CH}$ و CF_3
12. اكتب أشكال الرنين للجزيئات الآتية:



13. أي من الآتي يمكن اعتباره متساوي في عدد الإلكترونات : B^- , Ar , C , Cl^-
14. استنتج هندسية الجزيئات الآتية : CCl_4 , NO_2 , H_2NNH_2 , CCl_3H

إجابة الاختبار الذاتي

1. طاقة التجاذب الكهروستاتيكي للجزيء تعطي بالعلاقة:

$$E = 2.13 \times 10^{-19} \frac{q^+ q^-}{r}$$

حيث إن r هي المسافة بين مركزي الأيونين بوحدة nm و $q^+ q^-$ هما القيمتان الرقميتان للشحنتين

$$E = 2.31 \times 10^{-19} \times (1) (-1) / (0.06 + 0.136) = -11.79 \times 10^{-19} \text{ J}$$

2. الصيغة الكيميائية كما يلي:

نترات الكالسيوم Ca NO_3

كبريتيد الصوديوم Na_2S

كبريتات الأمونيوم $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

بيكربونات البوتاسيوم KHCO_3

خلات الصوديوم CH_3COONa

3. الأيونات حسب الحجم : $\text{K}^+ > \text{Na}^+ > \text{Li}^+ > \text{H}^+$

4. الأيونات حسب الحجم : $\text{O}^{2-} > \text{F}^- > \text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+}$

5. الأيونات الآتية لها تركيب إلكتروني مثل للغاز الخامل النيون : Na^+ , N^{3-} , O^{2-} , F^-

6. ممكن معرفة القطبية الأكثر من حساب الفرقة في السالبة الكهربائية للذرتين المكونتين للرابطة

$$\text{N} - \text{H} = 3.0 - 2.1 = 0.9$$

$$\text{C} = \text{O} = 3.5 - 2.5 = 1.0$$

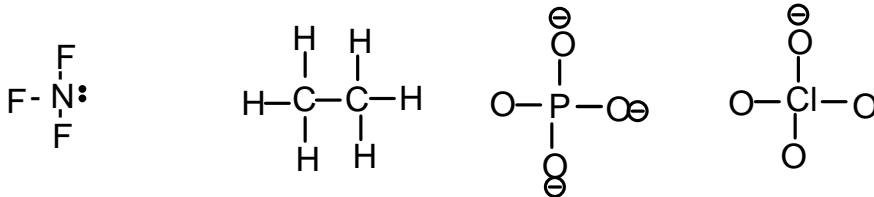
وعليه فإن الرابطة $\text{C}=\text{O}$ أكثر قطبية.

7. التغير في الطاقة للتفاعل تساوي مجموع الروابط التي تكونت مطروح منها مجموع الروابط التي

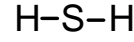
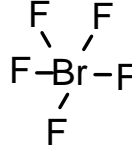
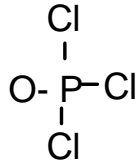
تكسرت (مع مراعاة إشارة القيمة العددية للطاقة، سالبة للتكوين و موجبة للكسر):

$$\begin{aligned} \Delta H &= -8(\text{C-H}) - 2(\text{C-C}) + (\text{H-H}) + 6(\text{C-H}) + (\text{C-C}) + (\text{C=C}) \\ &= -2(\text{C-H}) - (\text{C-C}) + (\text{H-H}) + (\text{C=C}) \\ &= -2 \times 413 - 347 + 432 + 614 = -127 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

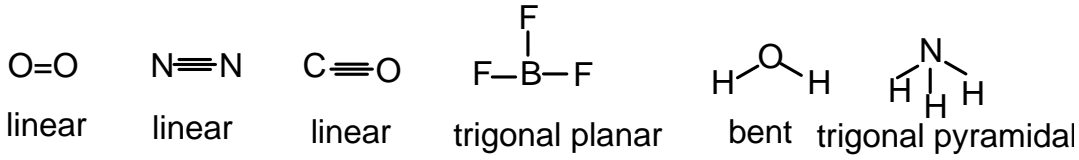
8. تركيب لويس للجزيئات كما يلي:



9. التركيب الجزيئي للجزيئات كما يلي :

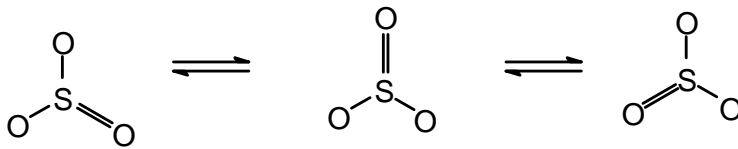
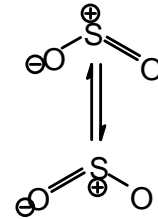
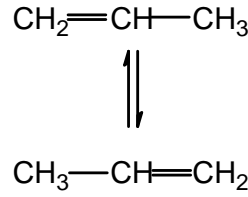
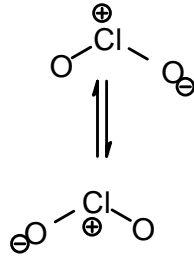
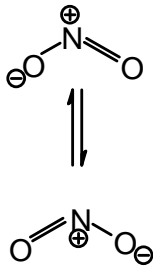


10. الصيغ التركيبية للجزيئات كما يلي :



11. التهجين في الجزيئات كما يلي : الإيثان sp^3 و الاستيلين sp و رابع فلوريد الكربون sp^3 .

12. أشكال الرنين للجزيئات كما يلي:



13. المتساوي في الإلكترونات : Ar , Cl^-

14. هندسة الجزيئات كما يلي:

أ- رابع كلوريد الكربون : رباعي الأوجه

ب- ثان أكسيد النتروجين : منكسر

ج- هيدرازين : خطي

د- الكلوروفورم : رباعي الأوجه

الكيمياء العامة

حالات المادة

الجدارة: تعيين الخواص الفيزيائية و الكيميائية للمواد حسب حالتها.

الأهداف:

- أن يحسب الطالب ضغط و حجم و عدد جزيئات الغاز سواء كان مثالي أو حقيقي.
- أن يحدد الطالب الغاز المناسب للتبريد من الثوابت الحرجة للغازات.
- أن يعين الوزن الجزيئي للغاز من الخواص الفيزيائية للغاز.
- أن يعين الثوابت الفيزيائية للسوائل مثل الكثافة و اللزوجة و التوتر السطحي.
- أن يستخدم الحرارة الكامنة للتحويل في تحويل المادة بين الحالات الفيزيائية المختلفة.
- أن يتعرف على أنواع البلورات الكيميائية.

الوقت المتوقع للدراسة: أربع ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الجدارة: لا تحتاج هذه الوحدة إلى متطلبات سابقة.

حالات المادة:

المادة هي كل شئ يشغل حجم وله كتله، مثل كأس زجاجي - سلك نحاس - كمية مياه - غاز في اسطوانة، الخ. وقد تكون المادة بسيطة كيميائياً مثل قطعة ذهب (عنصر الذهب) أو الماء (عنصري الهيدروجين والأكسجين بنسبة 1:2) أو معقدة مثل قطع لحم (تحتوي على كثير من المواد الكيميائية). وتوجد المادة، بغض النظر عن تركيبها، في ثلاثة حالات متميزة: الحالة الغازية والحالة السائلة والحالة الصلبة. وكثيراً ما يكون ممكناً تحويل مادة معينة من حالة إلى أخرى دون تحويل طبيعة المادة كيميائياً، مثلاً تحويل الماء إلى ثلج بالتبريد، أو تحويل الماء إلى بخار بالغليان. ويعود اختلاف حالة المادة إلى قدرة المادة على الانتقال حسب طاقة حركة جزيئاتها، وكذا قدرتها على التماسك مع بعضها أو التلاصق مع الوسط المحيط. وتكون المادة في أعلى قدرتها على الانتقال عندما تكون غاز، وفي أقل قدرتها عندما تكون صلبة. المادة الصلبة لها أبعاد وأشكال ثابتة، والمادة السائلة ليس لها أبعاد أو أشكال ثابتة ولكن لها حجم ثابت وتأخذ شكل الإناء أو الوعاء، وأخيراً المادة الغازية ليس لها شكل أو أبعاد أو حجم ثابت وتشغل كل فراغ الإناء بانتظام. ويختلف مدى استجابة حجم كل حالة للضغط ودرجة الحرارة. وباستثناء مواد معينة وقليلة، فإن حجم الصلب والسائل والغاز يزيد مع ارتفاع درجة الحرارة، بينما يقل مع زيادة الضغط. ولكن التأثير يكون عظيماً في حالة الغاز، ومحدود في حالتي الصلب والسائل. والهدف من دراسة حالات المادة هو استنباط الظروف والعوامل المتحركة في سلوك الحالة وتعيين الثوابت الخاصة بكل مادة، وذلك لإعانتنا على الاستخدام الأمثل للمواد تحت الظروف المختلفة:

1. الحالة الغازية:

بجانب الخواص الكيميائية والفيزيائية المميزة لكل مادة، فإن الغاز له أربعة عوامل عامة مميزة: حجم و ضغط ودرجة حرارة وكمية. والمطلوب هو معرفة العلاقات بين هذه العوامل المحددة لحالة الغاز، بمعنى معرفة ما يحدث للحجم عند زيادة أو إنقاص درجة الحرارة، أو ما يحدث للحجم عندما يزيد أو يقل الضغط وهكذا. والطريقة العلمية المتبعة للدراسة هي رصد التغيير في أحد العوامل عندما يتغير عامل آخر مع بقاء باقي العوامل ثابتة مثل رصد التغيير في الحجم عندما يزيد أو يقل الضغط مع بقاء درجة الحرارة وكمية الغاز ثابتة. ثم الانتقال إلى عاملين آخرين حتى انتهاء كل الاحتمالات. بعد ذلك نحاول أن نصيغ ذلك في صورة علاقة رياضية أو أكثر. وتسمى كل علاقة رياضية بالقانون. يعرض جدول (1-5) رموز ووحدات قياس العوامل المحدد للغاز.

قوانين الغاز gas laws :

- قانون بويل Boyle's law :

وقد توصل إليه بالتجربة العملية. لكمية معينة من الغاز فإن الحجم (V) يتناسب عكسياً مع

الضغط (P) عند ثبوت درجة الحرارة (T). وفي صورة رياضية فإن ذلك يعني:

$$P \propto 1/V \quad (T, n) \quad (5-1)$$

أو في صورة أخرى أكثر فائدة:

$$P = k_1 / V \quad (T, n) \quad (5-2)$$

حيث k_1 هو ثابت التناسب للعلاقة، ويعتمد على درجة الحرارة وكمية الغاز.

- قانون شارل Charles' law :

ويسمى أحياناً قانوناً جاى و لوساك، وتم التوصل إليه بالتجربة العملية. لكمية معينة من الغاز فإن

الحجم (V) يتناسب طردياً مع درجة الحرارة (T) عند ثبوت الضغط (P).

أي أن:

$$V \propto T \quad (P, n) \quad (5-3)$$

$$V = k_2 T \quad (P, n) \quad (5-4)$$

حيث k_2 ثابت التناسب ويعتمد على كمية الغاز وضغطه.

- افتراض أفوجادرو Avogadro's Hypothesis :

الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي على نفس عدد الجزيئات، عند ثبوت درجة الحرارة

(T) والضغط (P). ويُستنتج من ذلك أن :

$$V \propto n \quad (T, P) \quad (5-5)$$

$$V = K_3 n \quad (T, P) \quad (5-5)$$

حيث k_3 ثابت يعتمد على درجة حرارة الغاز وضغطه. ومن الممكن علمياً إثبات أن :

$$P \propto T \quad (V, n) \quad (5-7)$$

$$P \propto n \quad (T, V) \quad (5-8)$$

$$T \propto n \quad (P, V) \quad (5-9)$$

وهكذا يمكن التوصل إلى المعادلة الرياضية التالية:

$$PV = nRT \quad (5-10)$$

حيث R ثابت يسمى ثابت عام الغازات، ولا يعتمد على نوع أو كمية الغاز. وتسمى المعادلة الأخيرة

بالقانون العام للغازات universal gas law، أو بتعبير أكثر دقة، قانون الغاز المثالي ideal gas law،

وذلك لأن الغازات لا تحقق هذا القانون إلا في نطاق معين من الضغط (عندما يكون الضغط بالغ

الانخفاض) وتظهر حيوداً وضحا عند الضغوط العالية أو عند أجزاء قياسات دقيقة عند الضغوط العادية.

جدول (5-1): الوحدات المستخدمة لقياس الكميات المحددة للغازات في الكيمياء.

| رمز الوحدة | وحدة القياس | الرمز | الاسم الإنجليزي | الكمية |
|----------------------|-----------------------------|-------|-----------------|-----------------|
| atm mm Hg | Atmosphere Millimeter Hg | P | Pressure | الضغط |
| L cm ³ | Liter Cubic centimeter | V | Volume | الحجم |
| K °C | Kelvin Centigrade | T | Temperature | درجة الحرارة |
| mol | mole | n | Number of moles | عدد مولات الغاز |

والثابت R من الثوابت الهامة ويمكن استنتاجه كما يلي :

$$R = PV/nT \quad (5-11)$$

من المعلوم عمليا أن المول من الغاز يشغل حجم مقداره 22.414 L عند الظروف القياسية (ضغط = 1atm ، ودرجة حرارة 273.16 K) بغض النظر عن نوع الغاز. وعليه فإن:

$$R = (1 \times 22.414) / (1 \times 273.16) = 0.082 \text{ atm L / K mol} \quad (5-12)$$

- قانون دالتون Dalton's law:

عند ثبوت درجة الحرارة والحجم لمخلوط غازي غير متفاعل كيميائياً، فإن الضغط الكلي للمخلوط يساوي مجموع الضغوط الجزئية لمكونات المخلوط الغازية، كما لو كان كل مكون يشغل حجم المخلوط بمفرده. نفترض وجود المكونات O₂ و N₂ و H₂ في مخلوط، وعليه فهناك ثلاثة ضغوط

جزئية، هي: P(O₂) و P(N₂) و P(H₂)، وهكذا يكون ضغط المخلوط الكلي (P_t) هو :

$$P_t = P(H_2) + P(N_2) + P(O_2)$$

وحيث إن P ∝ n فإنه يمكن استخدام معادلة الغاز المثالي (5-10) للوصول إلى المعادلة الآتية (على سبيل المثال):

$$P_{O_2} = \{ (n_{O_2}) / (n_{O_2} + n_{N_2} + n_{H_2}) \} P_t$$

سؤال: هل يمكن استنتاج المعادلة الأخيرة من قانوني الغاز المثالي و دالتون ؟

- قانون جراهام للانتشار Graham's law of diffusion:

يمكن استخدام هذا القانون في تعيين الوزن الجزيئي التقريبي لغاز بدلالة الوزن الجزيئي لغاز قياسي من خاصة انتشار الغاز عبر ثقوب ميكروسكوبية لحاجز مسامي. وينص على ما يلي : عند ثبوت درجة الحرارة وفرق الضغط، فإن معدل انتشار غاز يتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لكثافة الغاز.

أي أن :

$$C \propto 1/d^{1/2} \quad (5-15)$$

حيث d هي كثافة الغاز و C هي معدل انتشار الغاز. ومن المعروف أن :

$$d = w/V \quad (5-16)$$

$$n = w /M \quad (5-17)$$

حيث w هي الكتلة و M هو الوزن الجزيئي. وعليه فإنه يمكن كتابة قانون الغاز المثالي في الصورة:

$$PV = (w/M)RT \quad (5-18)$$

ومن المعادلتين (5-16),(5-18) يمكن الحصول على :

$$d = (P/RT) M \quad (5-19)$$

ومن المعادلتين (5-15),(5-19) يمكن استنتاج أن:

$$C \propto 1/M^{1/2} \quad (5-20)$$

أي أن سرعة انتشار أو مرور غاز تتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي للوزن الجزيئي للغاز. في حالة غازين

A و B فإن:

$$C_A/C_B = (M_B/M_A)^{1/2} = (d_B/d_A)^{1/2} = t_B/t_A \quad (5-21)$$

حيث t_B و t_A هما الزمنان اللازمان لمرور كمية معينة من الغازين A و B خلال الثقوب، عندما يكون

فرق الضغط ودرجة الحرارة ثابتين. وعندما يكون إحدى الغازين معروف الوزن الجزيئي، فإن معرفة

الزمنين اللازمين t_B و t_A تقود إلى حساب الوزن الجزيئي للغاز المجهول.

- الحاجة إلى تعديل قانون الغاز المثالي :

كما سبق القول فإن قانون الغاز المثالي لا ينطبق على الغازات إلا عند ضغط بالغ الانخفاض،

ويسمى الغاز المحقق للقانون بالغاز المثالي. أما عندما يرتفع الضغط فإن الغاز يصبح غاز حقيقي، وهو

الشائع في العمليات والظروف الطبيعية. ولما كان الغاز الحقيقي هو الأكثر أهمية بين الناحية التطبيقية

فإن الحاجة إلى قانون أو معادلة أكثر انضباطاً تصبح ملحة. وقد ساهم عدة علماء في محاولة وضع

معادلة أكثر دقة من معادلة الغاز المثالي، ومنهم العالم فان درفال van der Waal، الذي توصل إلى

معادلة أكثر دقة من خلال إدخال تعديل مع معادلة الغاز المثالي. وكانت النظرية الحركية للغازات قد

نجحت في تفسير سلوك الغاز المثالي وبالتالي تفسير معادلة الغاز المثالي، بشرط توفر عدة افتراضات.

ويمكن تلخيص هذه الافتراضات في أن:

1. أي غاز يتكون من جسيمات دقيقة متماثلة هي الجزيئات وهي في حالة حركة دائمة عشوائية وتختلف

أوزان وأحجام الجزيئات باختلاف نوع الغاز.

2. لا تفقد الجزيئات طاقة حركة نتيجة الاصطدام بجدار الإناء أو بعضها البعض.

3. حجم الجزيئات ممكن إهماله مقارنة بحجم الإناء.

4. يمكن إهمال قوى التجاذب بين الجزيئات لصغرهما.

- تعديلات فان درفال ومعادلته:

التعديل الأول: في الغاز الحقيقي يصبح لحجم الجزيئات مقارنة بحجم الإناء قيمة لا يمكن

إهمالها. وعليه فإن الحجم المتاح لحركة الجزيئات ليس V ولكن مقدار أصغر هو $(V - nb)$ ، حيث

n هو عدد الجزيئات و b ثابت يعتمد على حجم (نوع) الغاز.

التعديل الثاني: في الغاز الحقيقي تقترب الجزيئات من بعضها أكثر وتتعرض لقوى تجاذب أعلى ولا

يمكن إهمال مساهمة هذه القوى على قيمة الضغط. وعليه فإن الضغط الحقيقي (المقاس) يجب أن

يضاف إليه تأثير قوى التجاذب ليظهر الضغط المثالي لقانون الغاز المثالي، أي $P + P'$ ، حيث P' هو

الضغط الناتج من تجاذب الجزيئات. ومن المعروف أن قوى التجاذب تتناسب طردياً مع عدد الجزيئات

وعكسياً مع الحجم وإن التجاذب يلزم مع الأول جزيئين، وعليه فإن:

$$P' \propto (n/V) (n/v) \quad (5-22)$$

$$P' = a n^2/V^2 \quad (5-23)$$

حيث a ثابت يعتمد على نوع الغاز. الآن يمكن كتابة معادلة بديلة من معادلة الغاز المثالي، هي عبارة عن

معادلة الغاز المثالي بإضافة تعديلي فان درفال. للغاز المثالي (يهمل التعديلات):

$$PV = nRT \quad (5-24)$$

و للغاز الحقيقي (يضاف التعديلات):

$$(P + an^2/V^2) (V - nb) = nRT \quad (5-25)$$

وتسمى المعادلة (5-25) بمعادلة فان درفال، وتصلح للغاز الحقيقي أكثر من المعادلة (5-24). ويجب

ملاحظة الفرق بين المعادلتين، حيث لا يوجد أي ثابت يعتمد على نوع الغاز في معادلة الغاز المثالي وهي

ميزة، بينما يلزم معرفة الثابتين a و b في معادلة فان درفال، ولكن عامل الدقة يمكن في بعض الأحيان

أن يحدد المعادلة المناسبة.

الثوابت الحرجة للغازات:

يلاحظ حسب قانون بويل أن زيادة الضغط على كمية معينة من الغاز تؤدي إلى نقص حجم الغاز

ومع استمرار زيادة الضغط يمكن أن ينتج إحدى حالتين:

أ- إما أن يتحول الغاز إلى سائل مع نقص شديد في الحجم عند درجات حرارة منخفضة.

ب- أو يظل الغاز في الحالة الغازية مهما ارتفع الضغط. ويحدث هذا عند درجات الحرارة الأعلى. وتعرف

أعلى درجة حرارة يمكن إسالة الغاز عندها بالضغط فقط بالدرجة الحرجة للإسالة critical

temperature, t_c ، ويقابلها الضغط الحرج critical pressure, P_c ، وهو أقل ضغط ممكن لإسالة الغاز

عند الدرجة الحرجة للإسالة، وكذلك الحجم الحرج V_c , critical volume، وهو حجم جزيء من الغاز عند الدرجة الحرجة والضغط الحرج. والثوابت الثلاثة T_c و P_c و V_c هامة عند اختيار الغاز المناسب في العمليات والتطبيقات. فمثلا يجب أن يكون للغاز المستخدم في التبريد (الثلاجة و المكيف) درجة حرارة حرجة أعلى من درجة حرارة المكان بمقدار كاف، حتى يمكن استغلال الغاز في التبريد (أي من خلال ضاغط يحوله إلى سائل).

تتبيه : يجب عند استخدام المعادلات أن يكون الضغط بوحدة atm والحجم بوحدة L وعدد الجزيئات بوحدة mol وأخيرا درجة الحرارة بوحدة K وليس $^{\circ}C$ ، وفي حالة وجود وحدات أخرى يجب التحويل قبل التطبيق والتعويض في المعادلات ويمكن الحصول على التحويل من خلال الجداول المرفقة في النهاية.

2. الحالة السائلة :

يمتاز السوائل بمجموعة من الخواص التي تعكس الصفات الكيميائية والفيزيائية للسائل، ومنها الكثافة واللزوجة والتوتر السطحي ومعامل الانكسار والضغط البخاري، وجميع هذه الصفات تعتمد على درجة الحرارة. كما يتميز السائل بدرجتين حرارة حرجتين للتحويل إلى صلب (التجمد) وللتحول إلى غاز (الغليان).

- الضغط البخاري السائل:

عند كل درجة حرارة يوجد ضغط بخاري ثابت فوق السائل عند الاتزان 0 وينتج الضغط البخاري للسائل من تحول بعض جزيئات السائل السطحية إلى غاز ثم يعاد تكثيف بعض جزيئات البخار حتى الوصول إلى الاتزان، وعندها يكون عدد الجزيئات المتحولة من السائل إلى بخار مساويا لعدد الجزيئات المتحولة من البخار إلى سائل، وتوجد جداول لقيم الضغط البخاري للماء عند درجات الحرارة المختلفة. والرطوبة النسبية للجو هي عبارة عن قيمة الضغط البخاري للماء مقسومة على قيمة الضغط البخاري للماء عند الاتزان (ويسمى الضغط البخاري المشبع).

- اللزوجة Viscosity:

تعني هذه الخاصية المميزة للموائع مقاومة تدفق وتحرك السائل. وتُعرف بأنها القوة المطلوبة لتحرك طبقة من السائل مساحة مقطعها الوحدة بسرعة أعلى بمقدار $1 \text{ سم}^2/\text{ث}$ عن طبقة موازية أخرى من السائل تبعد عنها 1 سم . ويسمى المقدار المخصص للخاصية باسم معامل اللزوجة Viscosity coefficient (η) ويقاس بوحدة تسمى البواز poise.

$$\eta = f \ell / A v \quad (5-26)$$

حيث f هي القوة بوحدة dyne والطول ℓ بوحدة cm والمساحة A بوحدة cm^2 و v فرق السرعة بوحدة cm/s . ويمكن تعيين معامل اللزوجة بطريقتين:

1. طريقة بوازيلي للزوج المطلق:

$$\eta = \pi r^4 P t / 8 \ell V \quad (5-27)$$

حيث V (cm^3) حجم السائل الذي يفيض في زمن t (s) خلال أنبوبة شعرية نصف قطرها r (cm) وطولها ℓ (cm) تحت تأثير ضغط مقداره P (dyne cm^{-2}).

2. طريقة استوالد للزوج النسبية:

وفيها يستخدم سائل قياسي معلوم للزوج والكثافة لقياس لزوجة سائل آخر مجهول للزوج ومعلوم الكثافة حسب العلاقة:

$$\eta_1 / \eta_2 = d_1 t_1 / d_2 t_2 \quad (5-28)$$

حيث η_1 و η_2 هما لزوجتا السائلين، المجهول والمعلوم، و d_1 و d_2 هما كثافتا السائلين، و t_1 و t_2 هما الزمنين اللازمين لمرور السائلين بين النقطتين المبنيتين على الأنبوبة الشعرية في مقياس استوالد للزوج. ويجب التنبيه إلى أن اللزوجة تعتمد بشدة على درجة الحرارة ويلزم تثبيت الحرارة لضمان دقة القياس. وتستخدم اللزوجة بكثرة في الكيمياء لتتبع التفاعلات وتعيين الأوزان الجزيئية خاصة للبوليمرات.

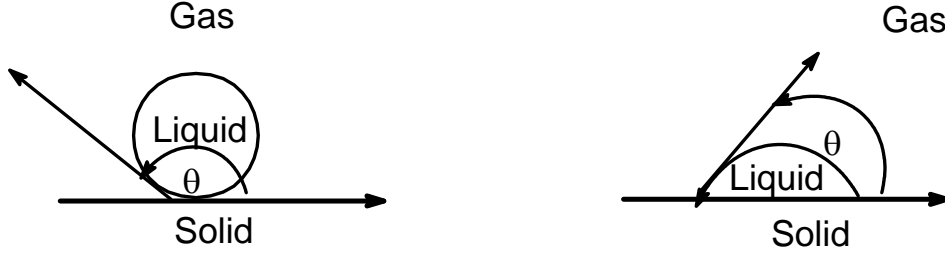
- التوتر السطحي (γ) surface tension:

تتعرض جزيئات السطح في السائل لقوى جذب من جزيئات الوسط أعلى بكثير من جزيئات بخار السائل نتيجة لكثرة عدد جزيئات السائل مقارنة بعدد جزيئات البخار فوق السائل، ونتيجة لذلك تتجذب جزيئات السطح نحو داخل السائل وتزيد مساحة السائل. ويقاوم السائل هذا التأثير من خلال التوتر السطحي، وهو قوة تعمل على مقاومة زيادة اتساع السطح وتعمل بزاوية قائمة على طول من سطح السائل مقداره 1 سم، و يقاس التوتر السطحي بوحدة dyne/cm . وعليه فإن قطرة الماء تأخذ شكل كروي نتيجة لقوة التوتر السطحي والتي تحاول أن تقلل من مساحة السطح (مساحة الكرة هي أصغر مساحة ممكنة للشكل الجسم).

- قوى التماسك والتلاصق:

قوى التماسك هي قوى التجاذب بين جزيئات السائل بينما قوى التلاصق هي قوى التجاذب بين جزيئات السائل والصلب، وحسب مقدار القوتين يختلف سلوك قطرات السائل إذا وضعت على سطح صلب مثل الزجاج. عندما تكون قوى التلاصق أعلى من قوى التماسك يحدث انتشار السائل فوق سطح الصلب (الماء على الزجاج) و يقال أن السائل بلل السطح. أما عندما يكون العكس فإن السائل لا ينتشر على السطح الصلب بل يأخذ شكل كريات (الزئبق على الزجاج)، و يقال أن السائل لا يبلل السطح. ويمكن قياس ذلك من خلال زاوية التلامس (θ) contact angle، وهي كما مبين بالشكل (1-3) عبارة عن

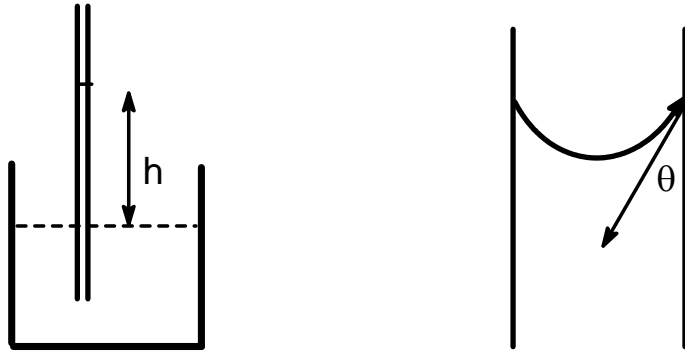
الزاوية الناشئة من خط تلامس الصلب والسائل وخط المماس للسطح البيني للسائل مع الهواء عند تلاقي الأطوار الثلاثة (سائل و صلب و غاز) ، ومن الواضح أنه كلما زادت قوى التماسك زادت θ .



شكل (5-1): زاوية البلل للسوائل المبللة للسطح و غير المبللة للسطح.

- قياس التوتر السطحي:

يمكن قياس التوتر السطحي بعدة طرق لعل أسهلها وأكثرها شيوعا هي طريقة الارتفاع الشعري capillary rise method ، كما مبين في الشكل (2-3). وفيها يُغمر طرف أنبوبة شعيرية في كأس يحتوي السائل، ثم يسجل ارتفاع سطح السائل في الأنبوبة الشعيرية مقارنة بسطح السائل في الكأس. عند الاتزان فإن القوة التي يسببها التوتر السطحي (إلى أعلى) تتزن مع القوة التي تسببها الجاذبية (إلى أسفل).



شكل (5-2): قياس التوتر السطحي للسوائل بالارتفاع الشعري.

قوة التوتر السطحي (F_1) = التوتر السطحي \times طول خط التلامس

$$F_1 = 2 \pi r \gamma \cos \theta \quad (5-29)$$

قوة الجاذبية (F_2) = وزن عمود السائل

$$F_2 = \pi r^2 h d g \quad (5-30)$$

حيث r نصف قطر الأنبوبة الشعيرية و h هو الارتفاع فوق سطح الكأس و d الكثافة و g تسارع الجاذبية. عند الاتزان: قوة الجاذبية = وزن عمود السائل

و للسوائل جيدة البلل للسطح مثل الماء و المحاليل المائية على الزجاج فإن: $\theta \approx 0$. و عليه

$$\gamma = \frac{1}{2} r h d g \quad (5-31)$$

ولظاهرة التوتر السطحي للسوائل تطبيقات عديدة، مثل إضافة المواد النشطة سطحيا لتقليل التوتر

السطحي، وبالتالي تسهيل انتشار السائل على الصلب (غسيل الملابس - عمل المستحلبات) أو بالعكس

معالجة السطح الصلب لزيادة التوتر السطحي لمنع بلل السطح (أقمشة الوتر بر وف). ويلاحظ أن التوتر السطحي يقل عموماً مع ارتفاع درجة الحرارة.

- عمليات تحويل السوائل : هي العمليات التي تحدث عند درجة حرارة ثابتة وتتحول المادة إلى حالة أخرى.

أ- عملية الغليان : يتحول فيها السائل إلى غاز (بخار) عند درجة حرارة ثابتة تسمى درجة الغليان، وعندها يتساوى ضغط السائل البخاري مع الضغط الجوي. ويتم امتصاص مقدار معين من الحرارة تسمى الحرارة الكامنة للغليان Latent heat of boiling، وهي كمية الحرارة التي يمتصها الجزيء الواحد من السائل ليتحول إلى غاز عند درجة الغليان.

ب- عملية التجمد : يتحول السائل إلى صلب عند درجة حرارة ثابتة هي درجة التجمد عند الضغط الجوي العادي ويُطرد في العملية مقدار معين من الحرارة يسمى الحرارة الكامنة للتجمد، وهي كمية الحرارة التي يطردها السائل عند تحوله إلى صلب عند درجة التجمد.

3. الحالة الصلبة :

يمكن لجميع المواد أن تتواجد في الحالة الصلبة إذا توفر لها التبريد الكافي، وتكون حركة ذرات المادة في أقل حالتها وتكاد تكون تتلاشى الحركة الانتقالية. ويتبقى فقط الحركة التذبذبية وإلى حد ما الحركة الدورانية. وفي أغلب الأحوال تنتظم ذرات المادة في شكل معين يسمى الشكل البلوري. وتتوقف الخواص الميكانيكية للمادة الصلبة على حالة التبلور ونوع البلورة. كما تستغل الخواص البلورية لدراسة تركيب المادة، من خلال تفاعل التركيب البلوري مع الأشعة الكهرومغناطيسية، مثل الضوء المستقطب والأشعة السينية. وتتميز المواد الصلبة المتبلورة بدرجة حرارة انصهار محددة بينما لا تظهر المواد الصلبة غير المتبلورة هذا (البلمرات والزجاج مثلاً). ويمكن معرفة التركيب البلوري للمادة الصلبة بدراسة طيف الأشعة السينية لمسحوق المادة بعد الحصول عليه في صورة فيلم، ثم حساب معاملات ميلر Miller indices.

أنواع الروابط البلورية :

1. البلورات الأيونية :

تعتبر الأملاح مثل كلوريد الصوديوم مثال على هذا النوع من البلورات والتي تتميز بدرجة انصهار عالية وصلادة وخواص ميكانيكية جيدة. وقوى الربط هي التجاذب الكهروستاتيكي (قوى كولوم) بين أيونات المادة.

2. البلورات المكافئة:

يمثل الماس النموذج لهذا النوع من البلورات وفيه تترابط ذرات الكربون بروابط مكافئة في شكل رباعي الأوجه tetrahedral مما يجعل الماس أصلب المواد المعروفة.

3. البلورات المعدنية:

جميع المعادن متبلورة في إحدى الأشكال البلورية أو أكثر. وتعزي الخواص الميكانيكية الجيدة للمعادن لتركيبتها البلوري المميز حيث تنتظم ذرات المعدن في صورة شحنات موجبة (كاتيونات) في شكل بلوري معين ويحيط بها بحر من الإلكترونات الطليقة التي تزيد من قوة الترابط.

4. بلورات قوى فان درفال:

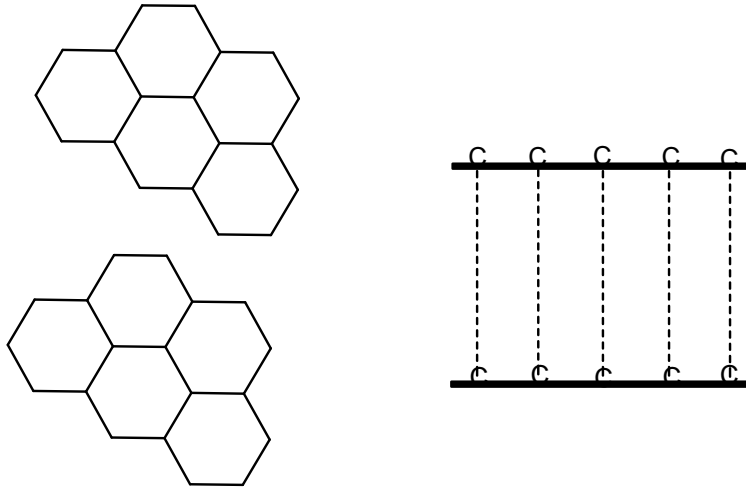
أغلب بلورات المواد العضوية الصلبة تنتهي إلى هذا النوع وفيها تترابط أجزاء المادة بقوى تجاذب ضعيفة مثل تجاذب المستقطبات الموجودة في تركيب المادة العضوية ونظرا لضعف هذه القوى فإنه يلاحظ أن البلورات هنا سهل صهرها وتكون هشّة وخواصها الميكانيكية ضعيفة .

5. بلورات قوى الربط الهيدروجيني:

تلاحظ هذه النوعية من البلورات في المواد التي تحتوي على مجموعة الهيدروكسيل مثل الماء والكحولات والفينولات والأحماض العضوية وفيها يحدث تجاذب بين ذرة الهيدروجين الحاملة غالبا لشحنة موجبة وذرة الأوكسجين الحاملة لزوج من الإلكترونات غير المشتركة في الربط وتقع قوة الرابطة الهيدروجينية بين قوة الرابطة المكافئة وقوة فان درفال . ويعزى وجود الماء في الحالة السائلة وكذلك صغر كثافة الثلج مقارنة بالماء إلى هذه القوة. ونتيجة الرغبة في هذه القوة فإن جزئيات المادة (العضوية غالبا) تتركب بحيث تتم هذه الروابط وتتشأ البلورات .

6. بلورات تحتوي على أكثر من نوعية ترابط:

يعتبر الجرافيت مثال لهذه النوعية حيث تتكون روابط مكافئة بين ذرات الكربون مشكلة شكلا مستويا سداسيا يجعل الجرافيت يظهر في صورة قشور رقيقة وذلك لأن طبقات الأشكال السداسية تكون مترابطة بقوى فان درفال الأضعف مما يسهل من عملية تفكك الجرافيت إلى قشور (شكل 3-3).



شكل (3-5): على اليمين الروابط الضعيفة التي تربط طبقات الجرافيت
و على اليسار الأشكال السداسية المكونة لطبقات الجرافيت.

إختبار ذاتي

1. جمع غاز في إسطوانة حجمها 793، لتر عند درجة حرارة 24 مئوية وضغط 735 ملليمتر زئبق 0 احسب حجم الغاز عند الظروف القياسية.
2. فرغ انتفاخ زجاجي حجمه 500 مليلتر، و وزن فكان وزنه فارغا 38,734 جرام ، وأعيد وزنه بعد ملأه بالهواء عند ضغط 1 جوي ودرجة حرارة 24 مئوية فكان وزنه 39,135 جرام. بفرض أن الهواء يسلك مسلك الغاز المثالي احسب الوزن الجزئي الفعال للهواء.
3. جمع غاز في إسطوانة حجمها 0,452 لتر عند درجة حرارة 80 مئوية وضغط 0,893 جوي. احسب حجم الغاز وعدد جزيئاته تحت الظروف القياسية.
4. فتح صمام بين انتفاخين زجاجيين حجم الأول 5 لترات والثاني 10 لترات، وكان ضغط الغاز في الانتفاخ الأول 9 جوي والثاني 6 جوي. احسب الضغط النهائي بعد الاتزان .
5. احسب عدد جزيئات الهيدروجين المجموعة فوق الماء في إسطوانة مقلوبة عند درجة حرارة 27 مئوية وضغط كلي يساوي واحد جوي، علما بأن ضغط بخار الماء عند نفس درجة الحرارة يساوي 27 ملليمتر زئبق، و أن حجم الاسطوانة 25,6 سم³.
6. قيس الزمن اللازم لمرور لتر من الهيدروجين والميثان خلال ثقب تفصل حجرتين فرق الضغط بينهما واحد جوي فكانا 3 و 8,5 دقيقة، على الترتيب . إذا كان الوزن الجزيئي للهيدروجين مساويا 2، فاحسب الوزن الجزيئي للميثان.
7. احسب ضغط غاز حقيقي عند درجة حرارة 85 مئوية يشغل حجم مقداره 3,5 لتر، علما بأن ثابتا فان درفال على النحو التالي: $a= 0.15 \text{ L}^3 \text{ atm mol}^{-2}$, $b= 0.012 \text{ Lmol}^{-1}$.
8. قيس الزمن اللازم لمرور حجم معين من سائل مجهول في مقياس استوالد اللزوجة فكان 20 ثانية، بينما نفس الحجم من الماء يمر خلال 4 دقائق، فإذا كانت كثافة الماء والسائل المجهول هما 1,000 و 0,792 جرام لكل سم³، فاحسب لزوجة السائل المجهول.
9. احسب التوتر السطحي لمحلول مائي يرتفع في أنبوب شعري مساحة مقطعه 0,2 ملليمتر مسافة مقدارها 7,3 سم، علما بأن كثافة المحلول 1,017 جرام لكل سم³.

إجابة الاختبار الذاتي

أ. العلاقة بين الظروف القياسية والظروف العادية يمكن استنتاجها من قانون الغاز المثالي وهي

$$PV / T = P^0V^0 / T^0$$

حيث P, V, T هي الظروف العادية P^0, V^0, T^0 هي الظروف القياسية ($P=1 \text{ atm}, T=273\text{K}$) وعليه:

$$V = (P^0V^0 / T^0) (T / P) \\ = (735 / 760 \times 0.763) / (24 + 273) \times 273 / 1 = 0.678 \text{ L}$$

ب. حسب قانون الغاز المثالي

$$PV = nRT \\ = W/M RT \\ W = W_2 - W_1 = 39.313 - 38.7340 \\ = 0.579 \text{ g}$$

$$M = W / PVRT = 0.579 / 1 \times 0.5 \times 0.082 \times (24 + 273) \\ = 28.2 \text{ g}$$

ج. يمكن حساب الحجم عند الظروف القياسية من العلاقة

$$PV / T = PV / T \\ V = PV / T * T / P \\ = 0.893 \times 0.452 \times 273 / 297 \times 1 = 0.371 \text{ L}$$

$$P_1V_1 = n_1RT$$

د. قبل فتح الصمام

$$P_2V_2 = n_2RT$$

بالجمع

$$P_1V_1 + P_2V_2 = (n_1 + n_2) RT$$

بعد فتح الصمام

$$P (V_1 + V_2) = (n_1 + n_2) RT$$

لمقارنة المعادلتين الأخيرتين ، نستنتج أن

$$P (V_1 + V_2) = P_1V_1 + P_2V_2 \\ P = P_1V_1 + P_2V_2 / (V_1 + V_2) \\ = 5 \times 9 + 10 \times 6 / (5 + 10) = 7.0 \text{ atm}$$

ه. يمكن حساب عدد جزيئات الهيدروجين من قانون الغازات

$$PV = n RT$$

ولكن يجب أولاً طرح ضغط بجار الماء من الضغط الكلي للحصول على ضغط الهيدروجين

$$P = P(\text{H}_2) + P(\text{H}_2\text{O}) \\ 1 \text{ atm} = P(\text{H}_2) + 27/760 \\ P(\text{H}_2) = 1 - 27/760 = 0.964 \text{ atm} \\ n = P_{\text{H}_2}V / RT \\ = 0.964 \times 0.0256 / 0.082 \times 300 = 0.001 \text{ mol}$$

و. من قانون جراهام للانتشار يمكن حساب الوزن الجزيئي كما يلي :

$$\begin{aligned} (M_{\text{Methan}} / M_{\text{Hydrogen}})^{1/2} &= t_2 / t_1 \\ M_{\text{Methan}} &= (t_2 / t_1)^2 \times M_{\text{Hydrogen}} \\ &= (8.5 / 3) \times 2 = 16 \text{ g} \end{aligned}$$

ز. من معادلة فان درفال

$$\begin{aligned} (P + an^2 / v^2) (V - nb) &= nRT \\ P &= (nRT / V - nb) - (an^2 / v^2) \\ &= [2 \times 0.08 \times 358 / (3.5 - 2 \times 0.12)] - [15 \times 2^2 / (3.5)^2] \\ &= 13.11 \text{ atm} \end{aligned}$$

ح. اللزوجة النسبية تحسب من العلاقة

$$\begin{aligned} \eta / \eta_{\text{water}} &= d t / (d t)_{\text{Water}} \\ &= \eta_{\text{water}} d t / d_{\text{Water}} t_{\text{Water}} \\ &= 0.010002 \times 0.792 \times 20 / 1.0000 \times 480 \\ &= 0.000307 \text{ poise} \end{aligned}$$

ط. التوتر السطحي يحسب من المعادلة:

$$\begin{aligned} \gamma &= \frac{1}{2} r h d g \\ &= 0.5 \times 0.02 \times 7.3 \times 1.017 \times 980 \\ &= 72.76 \text{ dyne/cm} \end{aligned}$$

الكيمياء العامة

الاتزان الكيميائي

الجدارة: تطبيق قواعد الاتزان على التفاعلات الكيميائية و استخراج العوامل المؤثرة عليها.

الأهداف:

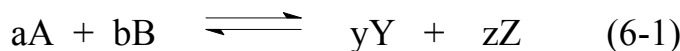
- أن يحسب الطالب ثابت اتزان التفاعلات الكيميائية المختلفة بتطبيق قواعد الحساب الكيميائي.
- أن يستخلص الطالب ثابت الاتزان للغازات من ثابت الاتزان في حالة المحاليل.
- أن يستنتج الطالب الظروف المؤدية إلى زيادة المواد الناتجة في التفاعلات العكسية.

الوقت المتوقع للدراسة: أربع ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الجدارة: معرفة الحساب الكيميائي لوصف المعادلات و استخراج خواص المواد.

الاتزان الكيميائي Chemical equilibrium :

جميع التفاعلات الكيميائية يمكن تمثيلها بمعادلة عامة كما يلي:



حيث تمثل المواد A,B المواد المتفاعلة والمواد Y,Z النواتج، وتمثل الحروف الصغيرة a,b,y,z عدد الجزئيات المؤخذة من المواد المتفاعلة والنواتج من النواتج. ويعني الرمز \rightleftharpoons أن التفاعل قد وصل إلى النهاية. وعند النهاية، وتسمى الاتزان الكيميائي، لا تتغير تركيزات المواد المتفاعلة والنواتج مع مرور الوقت. وحسب التفاعل فإن الزمن اللازم للوصول إلى حالة الاتزان يتفاوت من أقل من ثانية حتى ملايين السنين. وفي الواقع فإن عدم تغير تركيزات المواد لا يعني أن التفاعل عند الاتزان متوقفاً، ولكن معدل تكوين النواتج يتساوى مع معدل تحولها ثانياً إلى مواد متفاعلة. ويمكن التعبير عن الاتزان كما يلي:

الخلفي (تكسير النواتج) هي V_b :

$$V_f = K_f [A]^a [B]^b \quad (6-2)$$

$$V_b = K_b [Y]^y [Z]^z \quad (6-3)$$

المعادلتان (6-2, 6-3) هما معادلتا سرعة التفاعلين الأمامي والخلفي حسب قانون فعل الكتلة. ينص قانون فعل الكتلة على "أن سرعة التفاعل يتناسب طردياً مع التركيز الفعال للمواد الداخلة في التفاعل".

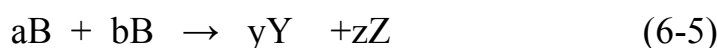
عند تطبيقه على المعادلة العامة (6-1)، ومن تعريف الاتزان: $V_f = V_b$

$$K = K_f/K_b = [Y]^y [Z]^z \dots / [A]^a [B]^b \quad (6-4)$$

ويسمى K بثابت الاتزان للتفاعل. وهناك حالتان خاصتان للثابت K:

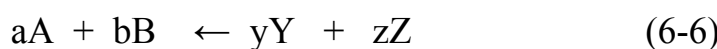
أ. عندما يكون الثابت كبير جداً $K \rightarrow \infty$: يعني هذا أن التفاعل يتم في الاتجاه الأمامي فقط وهو ما

يطلق عليه التفاعل غير العكسي irreversible reaction. ومن الأمثلة تفاعل الحمض من القلوي تكوين الملح والماء. وعليه فإن التفاعل غير العكسي هو حالة خاصة من التفاعل المتزن. وعادة يكتب التفاعل في الصورة:



ب. عندما يكون الثابت K بالغ الصغر $K = 0$: يعني هذا أن التفاعل يتم عملياً في الاتجاه الخلفي

فقط، أي النواتج تتكسر إلى مواد متفاعلة. ويكتب التفاعل في الصورة:



وقد جرت العادة على أن تكون الكتابة بحيث تكون النواتج في الطرف الأيمن والمواد المتفاعلة في الطرف الأيسر وعليه تكتب مثل هذه الحالات على الصورة :



أما الحالة العامة للثابت K فهو أن يكون أكبر من الصفر وأقل من ما لانهاية (∞)، ويسمى فيها التفاعل بالتفاعل العكسي أو المتزن reversible reaction ، ويعبر عنه بالمعادلة العامة (6-1).

في المعادلة العامة (6-1) افترضنا أن المواد المتفاعلة والنواتج كانت موجودة في صورة مواد ذائبة في محلول، ويمكن التعبير عن كميتها بالتركيز (C) والذي يكتب عادة في صورة رمز داخل أقواس مستطيلة []، ويعني عدد الجزيئات الجرامية لكل لتر من المحلول. في حالة المحاليل يكتب ثابت الاتزان غالبا في الصورة K_C . في حالة وجود مادة غازية يجب التعبير عن كميتها بالضغط الجزئي لها (P) partial pressure. وفي الواقع فإن هناك علاقة تتناسب بين الضغط الجزئي للمادة وتركيزها. بفرض صحة قانون الغاز المثالي في هذه الحالة فإن:

$$P/RT = 1/V = C \quad (6-8)$$

حيث R هو ثابت الغازات و T درجة الحرارة المطلقة و V الحجم الذي يشغله الجزئ.

معادلة الاتزان للمواد الغازية:

بفرض أن المواد في المعادلة (6-1) جميعها غازات، فإن ثابت الاتزان لها K_P يعطى بالعلاقة:

$$K_P = P_Y^y P_Z^z / P_A^a P_B^b \quad (6-9)$$

حيث P_Y, P_Z, P_A, P_B هي الضغوط الجزئية للمواد Y, Z, A, B . ويمكن الحصول على علاقة ثابتي الاتزان K_C و K_P ، وذلك باستخدام المعادلة (6-8). المعادلة (6-4) يمكن إعادة كتابتها في الصورة:

$$K_C = (P_Y / RT)^y (P_Z / RT)^z / (P_A / RT)^a (P_B / RT)^b \quad (6-10)$$

$$= \{P_Y^y P_Z^z / P_A^a P_B^b\} \{1/RT\}^{(y+z)-(a+b)} \quad (6-11)$$

$$= K_P \{1/RT\}^{(y+z)-(a+b)} \quad (6-12)$$

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta n} \quad (6-13)$$

حيث $\Delta n = (y+z) - (a+b)$. وفي العموم Δn تساوي مجموع الجزيئات الناتجة مطروح منها مجموع الجزيئات الداخلة في التفاعل (بشرط أن تكون كلها غازات) وعندما توجد مادة غازية في التفاعل فإنه يجب توقع تأثير للضغط على موقع الاتزان.

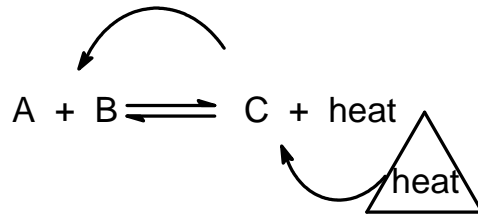
قاعدة لوشاتيليه Le Chatelier Principal:

"إذا أثر مؤثر (الضغط أو درجة الحرارة مثلا) على نظام في حالة اتزان فإن الاتزان يتحرك في الاتجاه المقاوم لهذا المؤثر".

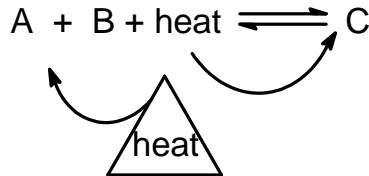
ولتفسير القانون فإنه إذا أنتج تفاعل حرارة فإن رفع درجة الحرارة من شأنه أن يقلل من كمية

النواتج (أي

تُزاح نقطة الاتزان في الإتجاه المضاد)، كما يوضح ذلك الرسم التالي:

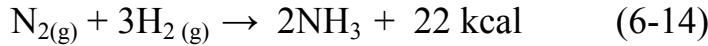


أما إذا كان التفاعل ماص للحرارة فإن رفع درجة الحرارة من شأنه أن يزيد النواتج.



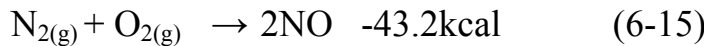
والضغط للغازات أو التركيز للمواد الذائبة في المحلول يسلك نفس السلوك من حيث إزاحة موقع الاتزان.

مثال 1: تكوين الأمونيا NH_3 :



هذا التفاعل طارد للحرارة، وعليه فإن رفع درجة الحرارة من شأنه أن يقلل من تكوين NH_3 . ونلاحظ أن أربعة جزيئات من الغازات $\text{N}_2 + 3\text{H}_2$ تنتج جزيئين من NH_3 ، وعليه فإن الضغط (حسب قانون دالتون) لابد أن ينخفض، وهكذا فلا بد لزيادة الضغط من زيادة تكوين NH_3 حسب قاعدة لوشاتيليه.

مثال 2: تكوين أكسيد النيتريك NO :



هذا التفاعل ماص للحرارة، وعليه فإن رفع درجة الحرارة لابد أن يزيد تكوين NO ونلاحظ تساوي عدد الجزيئات الداخلة والناجمة. وعليه فلا تأثير للضغط عليه.

تطبيقات على الاتزان :

أ. تفاعلات الغازات :

(i) عندما يكون $\Delta n = 0$ مثال : تكوين يوديد الهيدروجين



حيث x الجزء المتكون من HI وكلا من a, b هما عددا الجزيئات المتفاعلة من I_2 و H_2 . وعند الاتزان

فإن الضغوط الجزئية للمواد تكون كما يلي (وفق قانون دالتون):

$$P(\text{H}_2) = \{(b-x)/(a+b)\} P_t \quad (6-17)$$

$$P(\text{I}_2) = \{(a-x)/(a+b)\} P_t \quad (6-18)$$

$$P(\text{HI}) = \{2x/(a+b)\} P_t \quad (6-19)$$

لاحظ أن المقام في المعادلات السابقة هو مجموع الجزيئات لجميع المواد لأنه عند الاتزان :

$$a - x + b - x + 2x = a + b$$

ويمكن حساب K_p للتفاعل السابق كما يلي:

$$K_p = P^2(\text{HI}) / P(\text{I}_2) P(\text{H}_2) \quad (6-20)$$

وبالتعويض في (6-20) عن قيم P_{HI} , P_{I_2} , P_{H_2} نحصل على:

$$K_p = 4x^2 / (a-x)(b-x) \quad (6-21)$$

المعادلة الأخيرة تظهر أن الضغط ليس له تأثير على التفاعل .

(ii) عندما يكون $\Delta n \neq 0$ مثال : تكوين ثاني أكس يد النيتروجين NO_2



$$\begin{array}{ccc} a-x & & 2x \\ P_{\text{N}_2\text{O}_4} & = & \{ (a-x) / (a+x) \} P_t \end{array} \quad (6-23)$$

$$P_{\text{NO}_2} = \{ 2x / (a+x) \} p_t \quad (6-24)$$

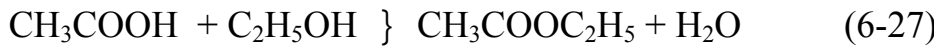
$$K_p = p_{\text{NO}_2}^2 / P_{\text{N}_2\text{O}_4} \quad (6-25)$$

وبالتعويض نحصل على :

$$K_p = 4x^2 P_t / \{ (a+x) (a-x) \} \quad (6-26)$$

المعادلة الأخيرة تظهر أن للضغط تأثير على التفاعل، بحيث كلما زاد الضغط الخارجي قلت كمية NO_2 المتكونة وذلك ليظل K_p ثابت.

ب. تفاعلات المحاليل : مثال: تكوين الاستر



$$\begin{array}{cccc} a-x & /V & b-x/V & x/V & x/V \\ K_C & = & [\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}] / [\text{CH}_3\text{COOH}][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] & & (6-28) \end{array}$$

$$= x^2 / V^2 / (a-x/V) (b-x/V) \quad (6-29)$$

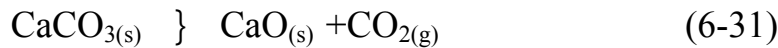
$$= x^2 / (a-x)(b-x) \quad (6-30)$$

المعادلة الأخيرة تظهر أن الحجم (أو التركيز) لا يؤثر على موقع الاتزان.

ج. التفاعلات غير المتجانسة Heterogeneous reactions :

يقصد بالوسط غير المتجانس الوسط المحتوي على مواد صلبة أو سائلة لا تقبل الذوبان أو الامتزاج

التام مع باقي الوسط. مثال: تكسير كربونات الكالسيوم بالحرارة



ملاحظة : تؤخذ الكتلة الفعالة لجميع المواد الصلبة مساوية للوحدة في جميع المعادلات وكذلك المذيب إذا كان مادة متفاعلة أو ناتجة .

$$K_p = P(\text{CaO}) P(\text{CO}_2) / P(\text{CaCO}_3) \quad (6-32)$$

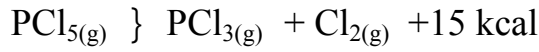
وبتطبيق المبدأ السابق فإن:

$$K_p = P(\text{CO}_2) \quad (6-33)$$

المعادلة الأخيرة تظهر أن ضغط ثاني أكس يد الكربون الناتج هو العامل المؤثر حيث كلما زاد ضغطه قل تكسير CaCO_3 والعكس صحيح .

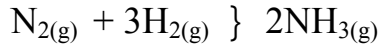
إختبار ذاتي

1- احسب K_C و K_P للتفاعل الآتي:



ناقش تأثير كل من الضغط ودرجة الحرارة على هذا التفاعل.

2- احسب K_C للتفاعل :

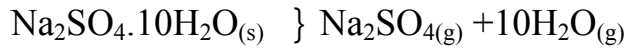


عند درجة حرارة 500 K، إذا كانت $K_P = 1.44 \times 10^{-5}$.

3- عند درجة حرارة 450 K و ضغط يساوي الضغط الجوي، تفاعل 8.1 cm^3 من H_2 مع 9.3 cm^3 من

بخار اليود ونتج حجم من غاز HI مقداره 13.6 cm^3 . احسب K_C و K_P .

4- للتفاعل



قيمة K_P تساوي $4 \times 10^{-26} \text{ atm}$. احسب الضغط الجزئي للماء . اذكر ما يحدث لهذا الملح عندما

يوضع في جو ذي ضغط بخاري للماء مقداره 6 mm Hg، هل يتميع أم يطرد ماء التبلور؟.

إجابة الاختبار الذاتي

1- التفاعل المذكور يحتوي على غاز متفاعل (جزيء واحد) وغازين ناتجين (جزيئان)

وحسب العلاقة $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$ و حيث إن $\Delta n = 2-1 = 1$ ، فإن $K_p = K_c RT$

$$K_p = \frac{P_{PCl_3} P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}}$$

$$K_c = \frac{K_p}{RT} = \frac{P_{PCl_3} P_{Cl_2}}{RT P_{PCl_5}}$$

هذا التفاعل العكسي يمتص حرارة لأن إشارة كمية الحرارة 15 kcal موجبة وعليه فيجب أن تقل النواتج مع رفع درجة الحرارة وفق قاعدة لوشاتيليه.

أيضا يزيد عدد الجزيئات الناتجة عن المتفاعلة، أي يزيد الضغط في التفاعل وعليه فإن زيادة الضغط من الخارج تقاوم بإن تقل النواتج أيضا .

2- تفاعل تكوين النشادر يدخله أربعة جزيئات وينتج جزيئان، $n = 2-4 = -2$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n}$$

$$= 1.44 \times 10^{-5} (0.082 \times 500)^{-(-2)}$$

$$= 0.0242$$

3- هذا التفاعل لا يعتمد على الضغط ، وعدد الجزيئات الداخلة مساويا لعدد الجزيئات الناتجة وعليه

$$\text{فإن } K_c = K_p$$

$$K_p = 4x^2 / (a-x) (b-x)$$

حيث a و b هما التركيز الابتدائي لليود والهيدروجين و x هو تركيز حمض الهيدروكلوريك

$$a = 8.0 \text{ cm}^3$$

$$b = 9.3 \text{ cm}^3$$

$$x = 13.5/2 = 6.6 \text{ cm}^3$$

$$K_c = 4 \times 6.6 / (8.1 - 6.6)(9.3 - 6.6) = 6.52$$

$$K_p = 6.52$$

4- هذا التفاعل يخرج منه عشرة جزيئات غازية

$$n = 10 - 0 = 10$$

$$K_p = P^{10}(\text{H}_2\text{O})$$

$$P(\text{H}_2\text{O}) = (4 \times 10^{-25})^{0.1} = 0.00363 \text{ atm} = 0.00363 / 760 = 4.8 \text{ mmHg}$$

وحيث أن الجو يحتوي على 6 mm Hg وهو أكبر مما ينتج من عملية الاتزان ، فإن الملح يمتص

بخار ماء فيتميع . لجعل الملح يطرد ماء تبلوره يجب أن يكون الضغط البخاري للماء أقل من 4.8 mm Hg

الكيمياء العامة

تفكك الإلكتروليتات

الجدارة: حساب الرقم الهيدروجيني للمحاليل المختلفة و ذوبانية الأملاح و قواعد المعايرة.

الأهداف :

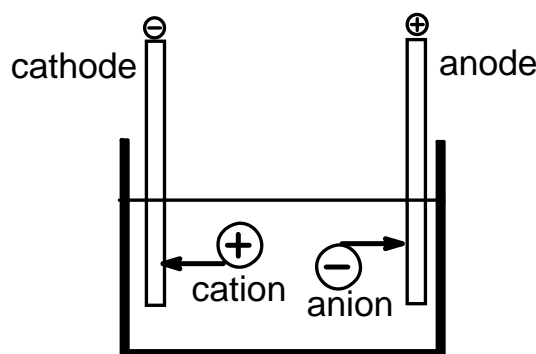
- أن يقيس الطالب التوصيلية الكهربائية و يستخدمها في التطبيقات المختلفة.
- أن يحسب الطالب درجة و ثابت التفكك للأحماض و القلويات و الأملاح.
- أن يحسب الطالب ثابت التميؤ للأملاح و يستخدمه في حساب الرقم الهيدروجيني لمحاليل هذه الأملاح.
- أن يحسب الطالب الرقم الهيدروجيني لمحاليل القواعد و الأحماض.
- أن يعين و يحسب ذوبانية الأملاح و ثابت الذوبان للأملاح شحيحة الذوبان في الماء.
- أن يجري المعايرات للأحماض و القلويات باستخدام الكواشف و الأدوات المناسبة.
- أن يحضر الطالب المحاليل المنظمة و يتعرف على نظرية عملها.

الوقت المتوقع للدراسة: ست ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الجدارة: اتقان الاتزان الكيميائي و كتابة المعادلات من الحساب الكيميائي.

الإلكتروليتات Electrolytes :

الإلكتروليتات هي مواد تستطيع توصيل التيار الكهربائي في المحاليل أو عند صهرها وتتغير كيميائياً تبعاً لذلك. وتسمى عملية التغير الكيميائي في هذه الحالة بالتحليل الكهربائي Electrolysis. ومن أمثلة هذه المواد الأحماض والقلويات والأملاح. وتتم عملية التوصيل الكهربائي كنتيجة لوجود هذه المواد في صورة شحنات أو أيونات ions في المحلول. وهي من نوعين متساويين في المقدار ومتضادين في الشحنة الكهربائية، شحنات موجبة وتسمى كاتيونات cations، وشحنات سالبة وتسمى أنيونات anions. والكاتيونات تهاجر في المحلول نحو القطب السالب والمسمى المهبط cathode، بينما تهاجر الأنيونات نحو القطب الموجب والمسمى بالمصعد anode، كما مبين في الشكل (7-1).



شكل (7-1): مكونات الخلية الكهروكيميائية.

التوصيل الكهربائي Electrolytic conductance :

التوصيل الكهربائي هو مقياس لتوصيل محلول الإلكتروليتات، ومنه يمكن التعرف على تركيز الإلكتروليت (ملح مثلاً). ويستفاد كثيراً من الناحية التطبيقية من قياسات التوصيل الكهربائي للإلكتروليتات، مثل تتبع إنتاج المياه الصالحة للشرب من محطات التحلية، ومدى ملوحة المياه أو حموضتها. وتقاس التوصيلية (κ) conductivity لمحلول إلكتروليتي بوحدة Scm^{-1} ، هي عبارة عن التوصيل الكهربائي (مقلوب المقاومة) لمكعب من المحلول المحصور بين قطبين مساحة كل واحد 1cm^2 ويبعد عن بعضيهما 1cm . والمعروف أن المقاومة الكهربائية (R) والتي تقاس بوحدة الأوم Ω ، ترتبط بأبعاد المادة حسب العلاقة:

$$R = \rho / \ell A \quad (7-1)$$

حيث ρ المقاومة النوعية بوحدة Ωcm و ℓ الطول بوحدة cm و A مساحة المقطع بوحدة cm^2 ومن التعريف فإن: $0\kappa = 1/\rho$ وللحصول على قيمة للتوصيل الكهربائي تخص كل إلكتروليت، يلزم حساب التوصيل المكافئ (Λ) equivalent conductance، وتعطى بالعلاقة الآتية:

$$\Lambda = \kappa \times 1000 / C \quad (7-2)$$

حيث C العيارية بوحدة equivalent / L و التوصيل المكافئ يقاس بوحدة $\text{S cm}^2 \text{equi}^{-1}$ ، ويعرف بأنه التوصيل الكهربى لمحلول حجمه مكعب ويحتوي على مكافئ جرامي من الإلكتروليت. وقد لوحظ عمليا أن Λ تعتمد على C ، ويمكن تقسيم اعتماد Λ على C (أو التخفيف) إلى نوعين:

1- إلكتروليت قوي:

يُظهر قيمة ثابتة عن تركيز بالغ الصغر، ويطلق هنا على التوصيل المكافئ بأنه التوصيل المكافئ عند تخفيف لا نهائي، و يعطى الرمز Λ_{∞} . ويمكن حساب Λ_{∞} من جداول تحتوي على التوصيل الأيوني عند تخفيف لانهائي λ_{∞} ، وذلك حسب علاقة كلوراوش:

$$\Lambda_{\infty} = \lambda_{\infty}^{+} + \lambda_{\infty}^{-} \quad (7-3)$$

حيث λ_{∞}^{-} و λ_{∞}^{+} هما التوصيل الأيوني عند تخفيف لانهائي للكيتون والأنيون المكونين للإلكتروليت.

مثال: لحساب Λ_{∞} لإلكتروليت قوى مثل KCl نستخدم العلاقة:

$$\Lambda_{\infty}(\text{KCl}) = \lambda_{\infty}^{+}(\text{K}^{+}) + \lambda_{\infty}^{-}(\text{Cl}^{-}) \quad (7-4)$$

مثال 2: لحساب Λ_{∞} لإلكتروليت قوى مثل Na_2SO_4 فإن:

$$\Lambda_{\infty}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \lambda_{\infty}^{+}(\text{Na}^{+}) + \lambda_{\infty}^{-}(\text{SO}_4^{2-}) \quad (7-5)$$

ملحوظة: الوزن المكافئ للإلكتروليت هنا يساوي الوزن الجزيئي مقسوم على عدد الشحنات الموجودة في إحدى الشقين (الكيتون أو الأنيون).

2- إلكتروليت ضعيف:

لا يمكن الوصول إلى قيمة نهائية للتوصيل المكافئ مهما حاولنا تخفيف المحلول. ويظهر هذا للإلكتروليت الضعيف مثل حمض الخل. ولكن هنا أيضا يمكن حساب Λ_{∞} من الجداول. وقياس التوصيل المكافئ Λ لإلكتروليت ضعيف، يمكن حساب درجة تأين الإلكتروليت (α).

الإلكتروليت القوي والإلكتروليت الضعيف:

يقال للإلكتروليت (وكذلك للحمض أو القلوي) أنه قوي إذا كانت درجة تأينه عالية، بمعنى $\alpha \rightarrow 1$ ، أما إذا كانت α صغيرة فيقال له إلكتروليت ضعيف. إذا القوة هنا تعنى القابلية للتفكك في المذيب. ولاشك أن تفكك إلكتروليت يعتمد على طبيعته، وكذلك على المذيب المستخدم حمض الخل مثلا يقال له حمض ضعيف في الماء ولكنه إلكتروليت قوي إذا استخدمت الأمونيا NH_3 كمذيب.

ثابت تفكك الماء Ionic product of water :

يمكن وصف جزئ الماء النقي بالاتزان الآتي



وقد دلت توصيلية الماء على أن نسبة ضئيلة من الماء (α) تتفكك، وتظل النسبة الباقية في صورة جزيئات غير متأينة $0(1-\alpha)$ ويمكن كتابة عملية الاتزان في الصورة :

$$K = [H^+] [OH^-] / [H_2O] = \alpha^2 / 1 - \alpha \quad (7-7)$$

ولما كان $[H_2O]$ يعتبر ثابت لضالة الجزء المتفكك، فإن المعادلة السابقة يمكن اختزالها إلى :

$$K [H_2O] = K_w = [H^+] [OH^-] = \alpha^2 \quad (7-8)$$

ويسمى K_w بثابت تفكك الماء. وتسمى α بدرجة التفكك (التأين) ويمكن حسابها من التوصيل المكافئ، حيث لأي إلكتروليت:

$$\alpha = \Lambda / \Lambda_\infty \quad (7-9)$$

وقد وجد عمليا أن التوصيل المكافئ للماء البالغ النقاء يقترب من $97.2 \times 10^{-7} \text{ S cm}^2 \text{ equi}^{-1}$ عند درجة حرارة 18°C . والتوصيل المكافئ عند تخفيف لا نهائي للماء يمكن أن يحسب من الجداول، وفق المعادلة (7-3)، فنحصل على $\Lambda_\infty = 540 \text{ S cm}^2 \text{ equi}^{-1}$. وعليه فإن α يمكن حسابها من العلاقة (7-9). وقد حُسبت، ووجد أن قيمتها $\alpha = 10^{-7}$. وهكذا فإن قيمة K_w يجب أن تساوي 10^{-14} حسب العلاقة (7-8). ويمكن التعبير عن ذلك كما يلي:

$$K_w = 10^{-14} = [H^+] [OH^-] = [H^+]^2 = [OH^-]^2 \quad (7-11)$$

ويعني ذلك أنه في الوسط الحمضي (غني في تركيز أيون الهيدروجين) $[H^+] > 10^{-7}$ وفي الوسط القاعدي (غني في تركيز أيون الهيدروكسيل) $[OH^-] > 10^{-7}$ ولما كان تركيز أيون الهيدروجين يلعب دور هام في العمليات الكيميائية والحيوية فإن معرفة تركيز الأيون ضروري في هذه العمليات، ويلزم التعبير عنه بطريقة سهلة ومتمشية مع طرق القياس العملية. وقد وجد أن التعبير المناسب لتركيز أيون الهيدروجين في الوسط هو ما يعرف بالرقم (أو الأس) الهيدروجيني (pH). ويعطى pH للمحلول حسب التعريف التالي:

$$\text{pH} = -\log [H^+] \quad (7-12)$$

أي أن الرقم الهيدروجيني يساوي اللوغارتم السالب لتركيز أيون الهيدروجين. وهكذا فإن في وسط حمضي يجب أن يكون $\text{pH} < 7$ ، وفي وسط قاعدي $\text{pH} > 7$ ، ويعني $\text{pH} = 7$ أن الوسط متعادل. ملحوظة : التعريف الأكثر دقة للرقم الهيدروجيني يستلزم القول بأنه اللوغارتم السالب للتركيز (الفعال) لأيون الهيدروجين وهو في الغالب لا يختلف كثيرا عن التركيز المحضر من الأيون عند استعمال محاليل مخففة.

مثال 1: احسب pH لمحلول 0.0001M HCl . حسب التعريف:

$$\text{pH} = -\log 10^{-4} = 4 \quad (7-13)$$

وذلك بفترض أن حمض الهيدروكلوريك تام التفكك وإن تركيز أيون الهيدروجين أو الكلوريد يساوي تركيز الإلكتروليت ذاته 0

مثال 2: احسب pH لمحلول 0.01M KOH . بافتراض أن القلوي القوي KOH تام التآين فإن:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] = -\log (K_w / [\text{OH}^-]) \\ &= -\log 10^{-14} / 10^{-2} = 12 \end{aligned} \quad (7-14)$$

الحموضة والقاعدية:

يقال للمادة حمض acid إذا أطلقت أيون الهيدروجين في المذيب ، أي أن الحمض "معطي للبروتون" proton donor. ويقال للمادة قاعدة base إذا كانت تستقبل وتتحد مع أيون الهيدروجين في المذيب ، أي أن القاعدة "مستقبل للبروتون" proton acceptor ، وتكون النتيجة الظاهرية إطلاق أيون الهيدروكسيل في الوسط (أو زيادة تركيزه). والقلوية alkalinity حالة خاصة من القاعدية في وجود مادة قلوية مثل هيدروكسيد الصوديوم أو هيدروكسيد البوتاسيوم. ومن القواعد (وهي لا تسمى قلويات) الأمونيا والبريدين. وكما سبق فإن قوة الحمض أو القلوي تصف قدرته على التفكك وإطلاق البروتون (للحمض) أو إطلاق الهيدروكسيد (للقاعدة) في الماء. ويمكن قياس القوة من خلال تعيين درجة التفكك (α) ، انظر جدول (7-1).

من الطرق العملية لقياس α الخواص الجامعة للمحاليل ، ومدى التميؤ ، وسرعة التفاعلات المحتوية على الحمض أو القاعدة ، والقوة الدافعة الكهربائية. وفي الوقت الحالي فإن الطريقة الأخيرة و باستخدام ما يعرف بقطب الزجاج Glass electrode هي الأكثر شيوعاً على الإطلاق
جدول (7-1): أمثلة على الأحماض وقوتها عند تركيز 0.01N :

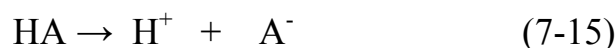
| الحمض | درجة التفكك (α) | التوصيف |
|--|--------------------------|---------|
| حمض الكلور HCl | 0.93 | قوى |
| حمض الكبريت H ₂ SO ₄ | 0.96 | قوى |
| حمض الخل CH ₃ COOH | 0.126 | ضعيف |
| حمض سيانيد الهيدروجين HCN | 0.001 | ضعيف |

قانون استوالد للتخفيف Ostwald's dilution law :

أ- للأحماض الضعيف أحادية البروتون Mono protic acids

في محلول مائي حجمه (V) يحتوي على الوزن المكافئ الجرامي من حمض ضعيف HA ، فإن

الاتزان الآتي يمكن افتراضه



$$\begin{array}{ccc} 1-\alpha/V & \alpha/V & \alpha/V \\ K_a = [\text{H}^+] [\text{A}^-] / [\text{HA}] & & (7-16) \end{array}$$

$$= (\alpha/V) (\alpha/V) / (1-\alpha)/V \quad (7-17)$$

$$K_a = \alpha^2 / (1-\alpha) V \quad (7-18)$$

$$K_a = \alpha^2 C / (1-\alpha) \quad (7-19)$$

حيث K_a هو ثابت تفكك الحمض و C تركيز الحمض بوحدة مكافئ/لتر. تعرف المعادلة (7-18) بقانون استوالد للتخفيف، حيث يلاحظ أن درجة التفكك α تزيد مع زيادة التخفيف (أي الحجم V) ليظل K_a ثابت. وعندما يكون الحمض ضعيف جدا ($\alpha \ll 1$) فإن المعادلة (7-18) أو (7-16) يمكن تبسيطها إلى :

$$K_a = \alpha^2 / V = \alpha^2 C \quad (7-20)$$

ويمكن حساب α من العلاقة

$$\alpha = (K_a / C)^{1/2} \quad (7-21)$$

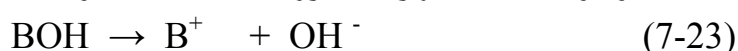
وعند مقارنة حمضين B, A ، لهما α_A و α_B فإن :

$$\alpha_A / \alpha_B = [(K_a)_A / (K_a)_B]^{1/2} \quad (7-22)$$

وهكذا فإن K_a يمكن أن تعطى فكرة عن قوة الحمض.

ب- للقواعد الضعيفة أحادية الهيدروكسيل

للقاعدة الضعيفة BOH الموجودة في V لتر وعدد أوزانها المكافئة الوحدة



$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]} = \frac{(\alpha/V)(\alpha/V)}{(1-\alpha/V)} \quad (7-24)$$

$$K_b = \alpha^2 / (1-\alpha) V \quad (7-25)$$

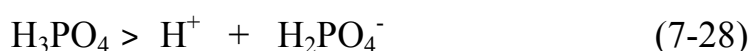
$$K_b = \alpha^2 C / (1-\alpha) \quad (7-26)$$

$$K_b = \alpha^2 C / (1-\alpha) \quad (7-27)$$

و العلاقة (7-26) أو (7-27) هي قانون استوالد للقاعدة الضعيفة 0

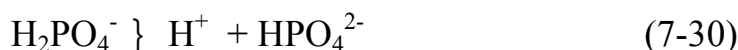
ج- الأحماض عديدة البروتون Poly-protic acids

تتفكك الأحماض عديدة البروتون في عدد الخطوات يساوي عدد أيونات الهيدروجين البدولة في الحمض. مثلا حمض الكبريت H_2SO_4 يتفكك في خطوتين، بينما يتفكك حمض الفسفوريك H_3PO_4 في ثلاثة خطوات. ولكل خطوة معادلة وثابت تفكك. وعموما تقل قيمة ثابت التفكك كلما زاد رقم الخطوة. مثال: تفكك حمض الفسفوريك



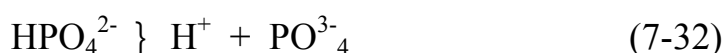
$$K_1 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} \quad (7-29)$$

ثم يلي ذلك:



$$K_2 = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} \quad (7-31)$$

وأخيرا



$$K_3 = [H^+] [PO_4^{3-}] / [HPO_4^{2-}]$$

وقد وجد عمليا أن قيم ثوابت التفكك الثلاث هي

$$K_1 = 7.6 \times 10^{-3} , \quad K_2 = 6.2 \times 10^{-8} , \quad K_3 = 10^{-12}$$

وهكذا يتضح أن مساهمة الخطوة الأولى في إنتاج أيونات الهيدروجين هي المسؤولة تقريبا عن تركيز هذا الأيون عند تفكك حمض الفسفوريك. وذلك لأن قيمة K_1 أكبر كثيرا من K_2, K_3 . وبصورة تقريبية يمكن كتابة المعادلة (7-29) في صورة المعادلة (7-19) في حالة الحمض أحادي البروتون ويمكن من خلالها حساب تركيز أيون الهيدروجين، إذا كان تركيز الحمض معلوم:

$$[H^+] = \alpha C = (K_a C)^{1/2} \quad (7-34)$$

مثال :- احسب تركيز أيون الهيدروجين التقريبي لحمض الفسفوريك تركيز 0.1M .

الحل :- نهمل الخطوتين الثانية والثالثة في تفكك الحمض ونعتبر فقط الخطوة الأولى، وهكذا فإن

$K_a = K_1$ ، وبالتعويض في المعادلة (7-34) نحصل على تركيز أيون الهيدروجين

$$[H^+] = (7.6 \times 10^{-3} \times 0.1)^{1/2} = 0.027 \text{ g-ion /L}$$

وللتعبير بالرقم الهيدروجين pH فإن: $\text{pH} = -\log(0.027) = 1.5$

تفكك القواعد عديدة الهيدروكسيل:

تخضع القواعد عديدة الهيدروكسيل لنفس قاعدة الحمض عديدة البروتون، حيث تقل قيمة ثابت التفكك كلما زاد رقم الخطوة. ومن الأمثلة هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)_2 و هيدروكسيد الألمونيوم Al(OH)_3 . ولكل خطوة ثابت تفكك معين، وعموما يمكن إهمال الخطوات التالية للخطوة الأولى عند حساب تركيز أيون الهيدروكسيل.

تَمْيُؤُ الأَملاح Hydrolysis of Salts :

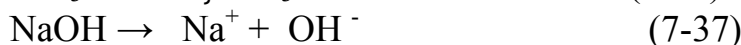
التمْيُؤُ هو تفاعل الملح مع الماء لإعادة إنتاج الحمض والقاعدة المكونين للملح. وعندما يكون الشقان الحمضي و القاعدي قويين (مثل شق الكلوريد و شق البوتاسيوم) فإن التميؤ يحدث بصورة يمكن إهمالها. أما إذا كان إحدى الشقين ضعيف فإن تفاعل هذا الشق مع الماء يؤدي إلى تكوين الحمض أو القاعدة المكونة للملح، ويصبح التميؤ هو العامل المحدد لتركيز أيون الهيدروجين في الوسط.

مثال :- تميؤ خلات الصوديوم

الشق القاعدي للملح قوي بينما الشق الحمضي ضعيف وهكذا:



والنتيجة تكون



نلاحظ أن القاعدة القوية تكون تامة التآين و تنتج OH^- بينما الحمض المتكون ضعيف في إطلاق أيون الهيدروجين H^+ و المحصلة أن تركيز OH^- في الوسط يكون أعلى من H^+ ، و يصبح محلول هذا الملح محكوم بالشق القوي (القاعدي). و عليه فإن هذا المحلول يكون قلوي أي أن $\text{pH} > 7$.

مثال 2: تميؤ كلوريد الأمونيوم

الشق الحمضي للملح قوي والشق القاعدي ضعيف وهكذا



والنتيجة تكون :



نلاحظ ان الحمض القوي يطلق H^+ بكثرة ، بينما القاعدة الضعيفة تطلق قليل من OH^- و المحصلة تكون في صالح الحمض القوي و يصبح المحلول حمضي، أي أن $\text{pH} < 7$.

ويمكن حساب ثابت تفاعل التميؤ في المثليين السابقين كما يلي :

أولاً : لملح خلات الصوديوم CH_3COONa

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{NaOH}]}{[\text{CH}_3\text{COONa}] [\text{H}_2\text{O}]} \quad (7-41)$$

وذلك وفق المعادلة (7-35). و يسمى K_h بثابت التميؤ Hydrolysis constant. و من الأفضل إعادة كتابة المعادلة السابقة في الصورة الآتية:

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_2\text{O}]} \quad (7-42)$$

حيث تم استبدال $[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]$ ، وذلك لأن الشق القاعدي تام التفكك . وكذلك :

$[\text{CH}_3\text{COONa}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ ، لأن الملح تام التفكك H_2O وهذا سيساعد فيما بعد عند حساب

تركيز أيون الهيدروجين للوسط.

ثانياً : لملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{HCl}]}{[\text{NH}_4\text{Cl}] [\text{H}_2\text{O}]} \quad (7-43)$$

أو بالصورة الأفضل

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4\text{Cl}] [\text{H}_2\text{O}]} \quad (7-44)$$

وبفرض أن α هي درجة التميؤ ، و لجزيء جرامي من الملح في حجم مقداره V ، فإنه يمكن كتابة معادلة للثابت K_h كما يلي (المعادلتان 7-42, 7-44) مع إهمال تركيز الماء.

$$K = \frac{(\alpha/V) (\alpha/V)}{(1-\alpha/V)} \quad (7-45)$$

$$= \alpha^2 / (1-\alpha)V \quad (7-46)$$

$$K = \alpha^2 C / (1-\alpha) \quad (7-47)$$

نلاحظ أن المعادلة الأخيرة هي معادلة استواء لتأين حمض أو قاعدة ضعيفة، وقد أهمل تركيز الماء لوجوده بكثرة في الوسط. كما نلاحظ أن درجة التميؤ تزيد مع تخفيف محلول الملح أو بتعبير آخر كلما قل تركيزه (المعادلة 7-47) وذلك ليظل K_h ثابت.

حساب pH للأملاح المميئة :

استنتجنا من قبل pH المتوقع لمحلول الملح المميئ، و الآن نحاول أن نجد طريقة لحساب pH التقريبي لمحلول الملح بمعلومية ثابت التميؤ وتركيز الملح.

أ- مثال خلاص الصوديوم : يمكن كتابة معادلة التميؤ (7-42) لهذا الملح كما يلي:

$$\begin{aligned} K_h &= [\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] \\ &= [\text{CH}_3\text{COOH}] K_w / [\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+] \\ K_h &= K_w / K_a \end{aligned} \quad (7-48)$$

وذلك باستخدام حقيقة أن : $K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$ في الوسط المائي. وهكذا نلاحظ ارتباط K_h بكل من ثابت تفكك الماء K_w و الحمض الضعيف المكون للملح K_a . ويمكن أيضا إعادة كتابة المعادلة الأخيرة في الصورة الآتية:

$$\begin{aligned} K_h &= [\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] \\ &= [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] \\ &= K_w / [\text{H}^+]^2 [\text{CH}_3\text{COO}^-] \end{aligned} \quad (7-49)$$

وهكذا يصبح تركيز أيون الهيدروجين، وفق المعادلتين (7-48) و (7-49):

$$[\text{H}^+] = (K_w / K_a / [\text{CH}_3\text{COO}^-])^{1/2} \quad (7-50)$$

$$= (K_w K_a / [\text{salt}])^{1/2} \quad (7-51)$$

وأخيرا فإن

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (k_w k_a / [\text{salt}])^{1/2} \quad (7-52)$$

ب- مثال كلوريد الامونيوم :- يمكن كتابة المعادلة في الصورة المناسبة كما سبق في المثال (أ) والوصول في النهاية إلى المعادلة:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (k_w [\text{salt}] / k_b)^{1/2} \quad (7-53)$$

سؤال: حاول استنتاج هذه المعادلة لتميؤ ملح مشتق من حمض قوي وقاعدة ضعيفة ؟

تأثير الأيون المشترك :

لفهم هذا التأثير نفرض وجود حمض ضعيف واحد أملاحه المشتقة من قاعدة قوية مثل (حمض

الخل + خلاص الصوديوم) ونصور الحال في الأوساط المائية:



توجد حالة اتزان لتفكك الحمض الضعيف ويحددها الثابت K_a .

$$K_a = [\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}] \quad (7-56)$$

ولكي يظل الثابت K_a ثابت يجب أن يقل تركيز CH_3COO^- و H^+ الناتجين من تفكك الحمض وذلك لأن الملح CH_3COONa يطلق كمية كبيرة من CH_3COO^- . والمحصلة هي إزاحة عملية الاتزان في اتجاه معاكس لعملية التفكك، وبالتالي نقص تركيز أيون الهيدروجين الناتج من تفكك الحمض. وفي العموم يمكن استنتاج أن إضافة ملح لأحد الأحماض الضعيفة تؤدي لنقص عملية تفكك الحمض بسبب الأيون المشترك (CH_3COO^- في المثال). ومن السهل إدراك نفس التأثير لإضافة ملح إلى قاعدة ضعيفة.

مثلا يؤدي إضافة كلوريد الامونيوم إلى الأمونيا إلى خفض تفكك الأمونيا .

سؤال 1 :- هل يؤدي إضافة كلوريد الصوديوم إلى حمض الكلور إلى نقص تفكك الحمض ؟.

الإجابة لا ، لأن حمض الكلور قوي وبالتالي لا يتأثر بالأيون المشترك (الكلوريد).

سؤال 2:- هل يؤدي إضافة كلوريد الصوديوم إلى محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى نقص تفكك هيدروكسيد الصوديوم ؟.

الإجابة :- لا ، لأن هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية وبالتالي لا يتأثر لإضافة ملح إليها (لا تأثير للأيون المشترك وهو الصوديوم في هذه الحالة) .

المحاليل المنظمة Buffer solutions :

هي محاليل تقاوم التغير في تركيز أيون الهيدروجين في الوسط إذا أضيف حمض أو قاعدة بكمية صغيرة إلى الوسط. وتتكون هذه المحاليل من حمض ضعيف وأحد أملاحه المشتقة من قاعدة قوية أو قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها المشتقة من حمض قوي.

أمثلة :

1. محلول حمض الخل و خلات الصوديوم ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$)

2. محلول هيدروكسيد الأمونيا و كلوريد الأمونيا ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$)

3. محلول حمض البوريك و بورات الصوديوم ($\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{Na}_2\text{B}_2\text{O}_7$)

4. محلول حمض كبريتيد الهيدروجين +كبريتيد الصوديوم ($\text{H}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{S}$)

أفضل وضع لهذه المحاليل هو عندما يكون الحمض أو القاعدة الضعيفة بنفس تركيز الملح. ولكل محلول نطاق عمل مناسب حسب نوع الحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة.

وتستخدم هذه المحاليل كوسط عندما يكون ضبط pH مهم وضروري في أثناء التفاعل. وكثيرا من التفاعلات وخاصة تفاعلات الإنزيمات في الكائنات الحية تحتاج إلى ضبط دقيق لقيمة pH. ويوجد

في الدم نظام لضبط pH ، يدخل فيه أيون HCO_3^- ويحاول أن يضبط قيمة pH من خلال إذابة CO_2 وباقي الأيونات .

كيف يعمل المحلول المنظم ؟

نفترض وجود محلول منظم من حمض الخل وخلات الصوديوم. عند إضافة قليل من HCl إلى المحلول، يختل تركيز أيون الهيدروجين لقوة الحمض المضاف فيحاول المحلول المنظم مقاومة ذلك من خلال اتحاد أيونات الهيدروجين الجديدة مع خلالات الصوديوم والتي تنتج حمض الخل، والذي يمكن إهمال تفككه . المحصلة بقاء pH بدون تغيير يذكر .

عند إضافة قليل من NaOH يزيد تركيز OH^- في الوسط فيحاول المحلول المنظم مقاومة ذلك من خلال تفاعل OH^- مع حمض الخل و إنتاج الماء و أيون الخلات H_3COO^- ، والمحصلة لا تغير يذكر في تركيز أيون الهيدروجين. و يجب التنبيه إلى أن نجاح المحلول المنظم يتوقف على كمية الحمض أو القلوي المضاف إليه وكذلك قوته. وعموما فإن المحلول المنظم الجيد يجب أن يكون تركيز مواده أعلى بكثير من تركيز وكمية الحمض أو القاعدة المضافة.

معادلة هندرسون للمحاليل المنظمة Henderson's equation :

لمحلول يحتوى على خليط من حمض الخل و خلالات الصوديوم فإن :

$$K_a = [\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}] \quad (7-57)$$

$$[\text{H}^+] = k_a [\text{CH}_3\text{COOH}] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] \quad (7-58)$$

وفي الصيغة العامة :

$$[\text{H}^+] = k_a [\text{acid}] / [\text{salt}] \quad (7-59)$$

أو في صورة الرقم الهيدروجيني :

$$\text{pH} = \text{p}k_a - \log [\text{Acid}] / [\text{Salt}] \quad (7-60)$$

يستخدم الرمز p بمعنى $-\log$ في المعادلات. والمعادلة (7-60) هي معادلة هندرسون لحمض ضعيف. و في

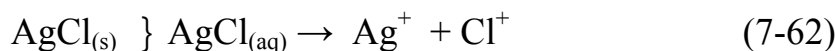
حالة قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها المشتقة من حمض قوى تصبح المعادلة :

$$\text{pH} = \text{p}k_w - \text{p}k_b + \log [\text{base}] / [\text{salt}] \quad (7-61)$$

سؤال: حاول استنتاج هذه المعادلة للنظام $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$.

ذوبانية الألكتروليتات Solubility of Electrolytes :

بعض الألكتروليتات شحيح الذوبان في الماء مثل كلوريد الفضة AgCl و كبريتات الباريوم BaSO_4 وكبريتيد النحاس CuS. وتقاس ذوبانية الألكتروليت شحيح الذوبان في الماء بوحدة g-ion/L ، أي جرام أيون لكل لتر، وتعطى الذوبانية الرمز "S". ويمكن وصف عملية الذوبان بالاتزان الآتي للمح كلوريد الفضة :



حيث $\text{AgCl}_{(s)}$ هو الملح شحيح الذوبان و $\text{AgCl}_{(aq)}$ الكمية الذائبة في الماء والتي تتحول مباشرة إلى الأيونين Ag^+ و Cl^- . وثابت الاتزان للعملية السابقة يسمى بحاصل الإذابة Solubility product ويعطى الرمز K_s .

$$K_s = [\text{AgCl}_{(aq)}] / [\text{AgCl}_{(s)}] \quad (7-63)$$

$$= [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] \quad (7-64)$$

$$K_s = S^2 \quad (7-65)$$

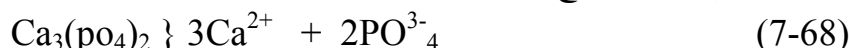
نلاحظ أن $[\text{AgCl}_{(s)}] = 1$ ، حيث إن تركيز المواد الصلبة يؤخذ مساويا الوحدة في معادلات الاتزان 0 وبمعرفة "S" من التحليل الكيميائي لأحد الأيونين Ag^+ أو Cl^- يمكن حساب حاصل الإذابة K_s

مثال 1: - احسب حاصل الإذابة K_s لمادة $\text{Mg}(\text{OH})_2$ هيدروكسيد الماغنسيوم؟



$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3 \quad (7-67)$$

مثال 2: - احسب حاصل الإذابة K_s لملاح $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ؟



$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 \quad (7-69)$$

$$= (3S)^3 \cdot (2S)^2 = 108 S^5 \quad (7-70)$$

عملية الطرد الملحي Salting out :

يمكن استخدام تأثير الأيون المشترك لتقليل إذابة ملح شحيح الذوبان وذلك بإضافة ملح قوي يحتوي على الشق المشترك من الملح شحيح الذوبان. مثال إضافة ملح كلوريد الصوديوم إلى كلوريد الفضة. ذوبانية كلوريد الفضة في الماء عند درجة حرارة 25 درجة مئوية تساوي $0S = 10^{-5} \text{g-ion/L}$ ما تأثير إضافة 0.1M من كلوريد الصوديوم .

الإجابة : في الماء النقي حاصل إذابة كلوريد الفضة :

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] \quad (7-71)$$

$$= [\text{Ag}^+]^2 = [\text{Cl}^-]^2 = (10^{-5})^2 = 10^{-10} \quad (7-73)$$

بعد إضافة 0.1 M NaCl فإن المعادلة تكون :

$$K_s = [\text{Ag}^+] \times 0.1 \quad (7-74)$$

$$[\text{Ag}^+] = 10^{-10} / 10^{-1} = 10^{-9} \text{ g-ion / l} \quad (7-75)$$

نلاحظ أن تركيز أيون الفضة وبالتالي ذوبان الملح انخفض كثيرا (عشرة آلاف مرة) عند إضافة 0.1M NaCl. وهكذا يمكن خفض ذوبان ملح شحيح الذوبان بإضافة إلكترونات قوى يحتوي على أيون مشترك مع هذا الملح . وتستغل هذه العملية في التحليل الكيميائي الوصفي للتحكم في ترسيب أيونات بعض العناصر، وبالتالي فصل هذه العناصر إلى مجموعات يسهل التعرف عليها وفصلها عن بعضها

البعض. وفي الواقع يقوم فصل الكاتيونات إلى مجموعات على هذه العملية (ارجع إلى التحليل الوصفي للشقوق القاعدية للتعرف على ذلك بالتفصيل).

نظرية كواشف الأحماض والقواعد : Theory of acid-base indicators

كواشف الأحماض والقواعد هي عبارة عن مواد عضوية يمكن اعتبارها أحماض ضعيفة، ولها لونان، لون للكاشف غير المتأين ولون للكاشف بعد فقد أيون الهيدروجين. وهي تضاف عادة عند المعيار الحجمية للأحماض مع القلويات لتدل على الوصول إلى نقطة التعادل، وذلك في صورة تغير مفاجئ في لون المحلول. ويعتمد اللون السائد للكاشف على تركيز أيون الهيدروجين في الوسط 0 عندما تكون نسبة الكاشف غير المتأين إلى المتأين حوالي 10 يسود لون الكاشف غير المتأين، بينما يسود لون الكاشف المتأين عندما تكون النسبة 0.1.

مثال : الفينول فتالين ph. ph.

عند معالجته كحمض ضعيف نحصل على المعادلة :



قرمزي عديم اللون

حيث HIn يمثل جزيء الكاشف غير المتأين و In^- يمثل الكاشف المتأين.

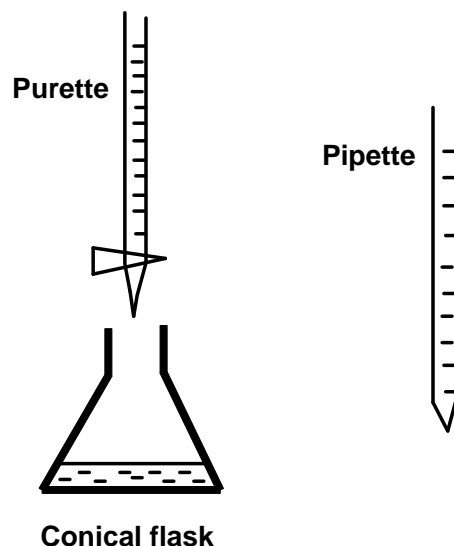
حسب معادلة هندرسون (المعادلة 7-59) فإن :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log[\text{In}^-]/[\text{HIn}] \quad (7-77)$$

حيث K_a هو ثابت تفكك الفينول فيثالين ويساوي $\text{pK}_a = 9.5$. عندما يكون $\text{pH} = 8.5$ فإن المعادلة السابقة تعطى $[\text{In}^-]/[\text{HIn}]$ مساويا 0.1، مما يعني أن المحلول يكون عديم اللون. أما إذا كان $\text{pH} = 10.5$ فإن قيمة $[\text{In}^-]/[\text{HIn}]$ تساوي 10، مما يعني أن لون المحلول يكون قرمزياً. ويلاحظ أن لون ph. يتغير في نطاق ضيق من الرقم الهيدروجيني 8.5 - 10.5، ويسمى هذا النطاق بنطاق الرقم الهيدروجيني العامل ($K_a \pm 1$) و عموماً فإن نطاق الرقم الهيدروجيني العامل هو ($K_a \pm 1$). ولكل عملية معايرة يبين حمض وقاعدة كاشف مناسب يجب أن يتغير عند نقطة التعادل. وذلك لأن الملح المتكون في النهاية ليس متعادلاً في كل الأحوال، أي أن $\text{pH} \neq 7$ لكل الأملاح. فبعض الأملاح مثل كلوريد الأمونيوم يكون حمضياً، ويلزمه كاشف يعمل في النطاق $\text{pH} = 3-5$ ، مثل كاشف الميثيل البرتقالي (M.O.)، بينما محلول ملح مثل خلات الصوديوم يكون قلويًا، ويلزمه كاشف يعمل في النطاق $\text{pH} = 8-10$. الأملاح المشتقة من قلوي قوي وحمض قوي تكون محاليلها متعادلة $\text{pH} = 7$ ، وهكذا فإن كاشف مثل ph. ph. أو M.O. يمكن أن يكون مناسباً.

معايرة الأحماض والقلويات (القواعد) Acid – base (alkali) titration :

تسمى عملية إضافة حجم معين من حمض (أو قاعدة) معلوم التركيز إلى حجم معين من قاعدة (أو حمض) مجهولة التركيز حتى الوصول إلى تمام التعادل وتكوين ملح وماء بعملية المعايرة titration. وتستخدم عادة أدوات خاصة، تعرف بأدوات المعايرة، وتتألف من دورق مخروطي conical flask

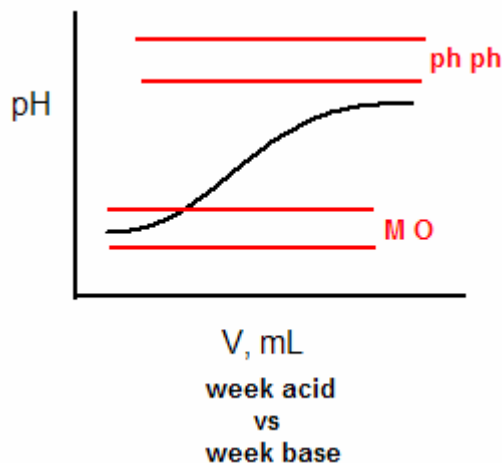
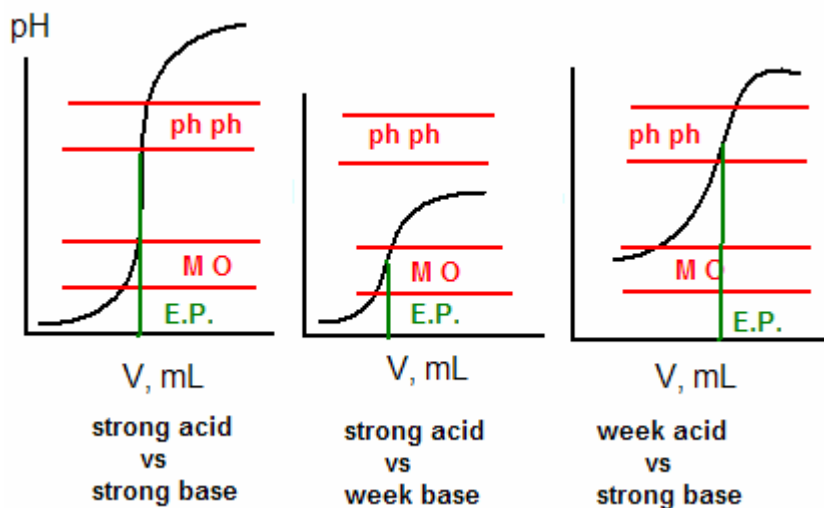


شكل (7-2): مكونات عملية المعايرة الحجمية.

يحتوي عادة على القاعدة أو الحمض مجهول التركيز، بالإضافة إلى قطرات قليلة من الكاشف المناسب مثل ph. ph. أو M.O.، شكل (7-2). ويضاف المحلول المعلوم التركيز من خلال السحاحة burette وهي عبارة عن أنبوبة طويلة (50 سم تقريبا)، مدرجة لمعرفة الحجم المستهلك في المعايرة. وتستخدم أداة أخرى تسمى الماصة pipette لنقل حجم القاعدة أو الحمض مجهول التركيز. وعند الاقتراب من نهاية التعادل يجب إضافة محلول السحاحة قطرة قطرة حتى يتغير لون الكاشف فجأة. وعندها يأخذ الحجم المستهلك من السحاحة على أنه الحجم المكافئ. ويمكن فهم ما يحدث أثناء المعايرة من خلال منحنى المعايرة المبين في كل حالة في شكل (7-3).

1. في حالة حمض قوى مع قاعدة قوية (strong acid vs strong base) يحدث التغير المفاجئ (نقطة التعادل E.P.) في نطاق عمل ph. ph. أو M.O. وهكذا يمكن أن يستخدم أحدهما.
2. في حالة حمض ضعيف مع قاعدة قوية (weak acid vs strong base) يحدث التغير المفاجئ فقط في نطاق عمل ph. ph. وهكذا فإن هذا النوع يحتاج إلى ph. Ph. ولا يصلح له M.O.
3. في حالة حمض قوي ولكن قاعدة ضعيفة (strong acid vs weak base) يحدث التغير المفاجئ في وجود M.O. وليس ph.ph.، وهكذا فإن الكاشف المناسب هو M.O.

4. في حالة حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة (week acid vs week base). يتغير pH ببطئ ولا يظهر تغير مفاجئ مما يجعل هذه الطريقة غير مناسبة في التحليل ويجب استبدالها بالطريقة 2 أو 3 واستخدام الكاشف المناسب.



شكل (3-7): منحنيات معايرات أحماض مع قواعد.

إختبار ذاتي

1. احسب التوصيل الكهربى لمحلول وضع بين قطبين مساحة كل منهما 0.5 cm^2 ويبعدا عن بعضيهما 2.5 cm ، ووجد أن مقاومته 700Ω .
2. احسب التوصيل المكافئ لمحلول 0.1M KCl ، علما بأن التوصيلية لهذا المحلول 0.037 S cm^{-1} .
3. احسب الرقم الهيدروجيني لهذه المحاليل
 - أ- 10^{-3}M HCl
 - ب- $0.1\text{NH}_4\text{OH}$ ، $K_b = 10^{-5}$
 - ج- $0.1\text{CH}_3\text{COOH}$ ، $K_a = 10^{-5}$
 - د- $0.01\text{M H}_2\text{SO}_4$
4. احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يحتوي على $0.1\text{M CH}_3\text{COOH}$ مع $0.5\text{M CH}_3\text{COONa}$ ، $K_a = 10^{-5}$.
5. احسب حاصل الإذابة للملح Ag_2CrO_4 ، علما بأن الذوبانية تساوي $3 \times 10^{-2}\text{g/L}$.
6. احسب درجة تميؤ ملح خلات الصوديوم تركيز 0.1M ، علما بأن K_a لحمض الخل يساوي 10^{-5} .
7. احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول ملح خلات الصوديوم تركيز 0.1M علما بأن K_a لحمض الخل يساوي 10^{-5} .
8. احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يحتوي على $0.1\text{NH}_4\text{Cl}$ مع $0.02\text{M NH}_4\text{OH}$ ، علما بأن K_b الهيدروكسيد الأمونيا يساوى 10^{-5} .

إجابة الاختبار الذاتي

1- التوصيلية الكهربائية (κ (Scm^{-1}) هي مقلوب المقاومة النوعية ρ
 $\kappa = 1/\rho = \ell / R A$

حيث R هي المقاومة (Ω) و ℓ الطول (cm) و A المساحة (cm^2).
 $\kappa = 2.5/700 \times 0.5 = 7.14 \text{ mS cm}^{-1}$

2- التوصيل المكافئ Λ يعطى من العلاقة

$$\Lambda = \kappa \times 1000 / C$$

حيث C هي العيارية (g-equi L^{-1}) و κ هي التوصيلة (Scm^{-1})
 $= 0.037 \times 10000 / 1000 = 0.37 \text{ cm}^2 \text{ S equi}^{-1}$

3- الرقم الهيدروجيني للمحالييل:

أ- حيث إن HCl حمض قوي

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [a \text{ cid}] \\ = -\log [0.001] = 3$$

ب- حيث إن NH_4OH قاعدة ضعيفة $K_b = \alpha^2 C$

حيث α هي درجة التفكك و C التركيز و K_b ثابت التفكك
 $\alpha = (K_b / c)^{1/2} = (10^{-5} / 0.1)^{1/2} = 0.01$

تركيز الهيدروكسيل هو $[\text{OH}^-] = \alpha C$

$$[\text{OH}^-] = 0.01 \times 0.1 = 0.001$$

وحيث إن ثابت تفكك الماء K_w يعطى من:

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] \\ = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-11} = 11$$

ج) حيث إن الحمض ضعيف $K_a = \alpha^2 C$

$$\alpha = (K_a / c)^{1/2} = (10^{-5} / 10^{-1})^{1/2}$$

$$[\text{H}^+] = \alpha C = 0.01 \times 0.1 = 0.001$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [10^{-3}] = 3$$

د) حيث إن الحمض يمكن اعتباره تجاوزا حمض قوي ويحتوي على أيونين هيدروجين:

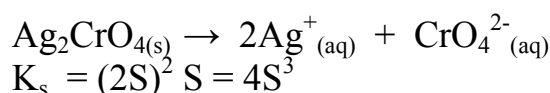
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [0.01 \times 2] = 1.69$$

4- هذا محلول منظم يخضع لمعادلة هندرسون

$$\text{pH} = \text{pk}_a - \log [\text{Acid}] / [\text{Salt}]$$

$$\text{pH} = 5 - \log (0.1 / 0.5) = 4.3$$

5- حاصل الإذابة للملح



حيث K_s هو حاصل الإذابة و S الذوبانية.

$$K_s = 4 \times (3 \times 10^{-2})^3 = 108 \times 10^{-6}$$

-6 تعطى درجة تميؤ هذا الملح من المعادلة

$$K_h = \alpha^2 C / 1 - \alpha$$

حيث α هي درجة التميؤ و K_h هو ثابت التميؤ والذي يرتبط بثابت تفكك الحمض الضعيف المكون

للملح بالعلاقة : $K_h = K_w / K_a$ ، بفرض أن $\alpha \ll 1$

$$K_h = K_w / K_a = \alpha^2 C$$

$$\alpha = (K_w / K_a C)^{1/2} = (10^{-14} / (10^{-5} \times 0.1))^{1/2} = 10^{-4}$$

-7 هذا الملح يتعرض للتميؤ ويمكن معرفة الرقم الهيدروجيني من العلاقة

$$pH = -\log [H^+]$$

$$= -\log (K_w K_a / C_{salt})^{1/2}$$

$$= -\log (10^{-14} \times 10^{-5} / 0.1)^{1/2} = 9.0$$

-8 هذا المحلول منظم ويمكن حسابه رقمه الهيدروجيني من العلاقة

$$pH = pK_w - pK_b + \log [Base] / [Salt]$$

$$= 14 - 5 + \log (0.02 / 0.1) = 8.3$$

نموذج اختبار (1)

- 1- احسب تردد ضوء طوله الموجي 30nm
- 2- احسب الطول الموجي المقابل لحظ الإثارة الثاني في سلسلة بلمر (n=2)
- 3- اكتب الترتيب الإلكتروني للذرات الآتية واستنتج المغناطيسية :
 (أ) Ne (ب) Mg (ج) Cl (د) O
- 4- رتب الذرات الآتية حسب الحجم : F , C , Li , O , H
- 5- احسب عدد الإلكترونات التي يمكن أن تأخذ أرقام الكم الآتية :
 (أ) $n=3$, $\ell=2$ (ب) $n=4$, $m_\ell=-2$
 (ج) $n=4$, $\ell=2$, $m_s=-1/2$ (د) $n=5$, $\ell=2$, $m_\ell=2$, $m_s=1/2$
- 6- رتب الذرات الآتية حسب سالبيتها الكهربائية : N , O , Li , H , F
- 7- احسب التغير في الطاقة عند تكوين جزيء أمونيا حسب المعادلة :

$$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$$
 علما بأن طاقة الروابط H-H, N-N , N-H ، على الترتيب 386 و 160 و 432 بالكيلو جول للجزيء.
- 8- اكتب تركيب لويس للجزيئات الآتية :
 (أ) NO₂ (ب) CH₄ (ج) BF₃ (د) CH≡CH
- 9- ارسم التركيب الفراغي للجزيئات الآتية مع ذكر اسم الشكل : الأمونيا ، الماء.
- 10- اذكر خطوات نظرية الإلكترون المحلي للوصول إلى تركيب الجزيئات ذات الرابطة التساهمية. أعطى مثال توضيحي.

نموذج اختبار (2)

- 1- احسب عدد و قيم الأرقام المغناطيسية المقابلة لرقم الكم الأساسي الثالث.
- 2- امتص جسم كمية من الطاقة الضوئية ذات الطول الموجي 700nm فزادت طاقته بمقدار 7.3×10^{-12} احسب عدد الفوتونات الممتصة .
- 3- رتب الذرات الآتية حسب طاقة التأين الأولى: N , O, B , Li, C
- 4- رتب الأيونات الآتية حسب الحجم: Li^+ , H^+ , K^+ , Na^+
- 5- احسب طاقة تأين ذرة الهيدروجين من مستوى الطاقة الثاني.
- 6- اكتب الترتيب الإلكتروني لما يلي : Li^+ , O^{2-} , Be , Ne^-
- 7- اكتب تركيب لويس لما يلي :
 (أ) NO_3^- (ب) I_3^- (ج) SO_3
- 8- اذكر نوع التهجين في الجزيئات الآتية
 (أ) الايثيلين CH_2CH_2 (ب) رابع كلوريد الكربون CCl_4
 (ج) رابع كلوريد الكربون CCl_4 (هـ) الإيثان CH_3CH_3
- 9- عرف ما يلي:
 (أ) طاقة التأين الأولى
 (ب) السالبية الكهربائية
 (ج) الرنين

نموذج اختبار (3)

- 1- احسب الطول الموجي المصاحب لجسم كتلته 3g يتحرك بسرعة مقدارها 6000 m/s
- 2- ما مقدار الطاقة الناتجة عن تحول 0.03 μg إلى طاقة ؟
- 3- رتب الذرات الآتية حسب الصفة الحمضية : C , N , Be , F
- 4- رتب الأيونات الآتية حسب الحجم : Na^+ , Mg^{2+} , O^{2-} , F^-
- 5- اكتب الترتيب الإلكتروني والحالة الأكثر ثباتا في الطبيعة لما يلي:
 (أ) N (ب) Mg (ج) B (د) Cl
- 6- احسب طاقة الرابطة C-H ، علما بأن طاقة تكوين الإيثان CH_3CH_3 وطاقة الرابط C-C وطاقة الرابطة H-H ، على الترتيب ، $103.3, 83, 20.24 \text{ kcal mol}^{-1}$
- 7- اكتب تركيب لويس لما يلي :
 (أ) POCl_3 (ب) SO_4^{2-} (ج) NH_4^+ (د) H_3O^+
- 8- استنتج الشكل الفراغي لما يلي :
 (أ) الميثان CH_4 (ب) الأمونيا NH_3 (ج) الماء H_2O (د) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$
- 9- اذكر عدد الأرقام المغناطيسية للرقم الازموسي (l) يساوي أربعة 0
- 10- ما هي أهمية أرقام الكم الآتية :
 (أ) الرقم الأساسي n (ب) الرقم المغناطيسي m_l
 (ج) الرقم الأزموثي l (د) الرقم المغزلي m_s

حل نموذج الاختبار الأول

1- تردد الضوء ν يحسب من القانون: $\nu = c/\lambda$

حيث c هي سرعة الضوء و λ الطول الموجي .

$$\lambda = 3 \times 10^8 / 320 \times 10^{-9} = 9.4 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

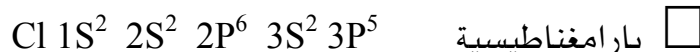
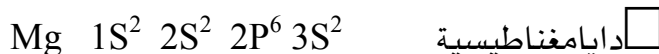
2- في سلسلة بلمر $n_1=2$ ، الخط الثاني $n_2=4$

الطول الموجي يحسب من العلاقة

$$\lambda = 1/w = 1 / 109667.6 (1/4 - 1/16)$$

$$= 4.86 \times 10^{-5} \text{ cm}$$

3- الترتيب الإلكتروني للذرات :



4- الذرات الآتية حسب الحجم : $Li > C > O > F > H$

5- عدد الإلكترونات التي تأخذ أرقام الكم ، هي كما يلي

أ- عدد الإلكترونات = عشرة

ب- عدد الإلكترونات = أربع

ج- عدد الإلكترونات = خمسة

د- عدد الإلكترونات = واحد

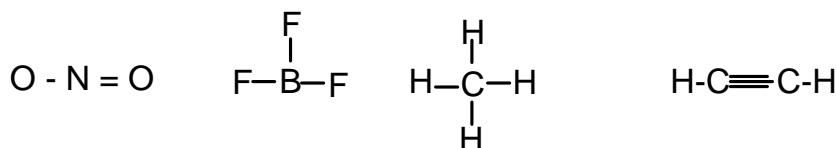
6- الذرات حسب السالبية الكهربية : $F > O > N > H > Li$

7- التغير في الطاقة ΔH عند تكوين جزيء أمونيا يتضمن الطاقات الآتية

$$\Delta H = -3(N-H) + 1/2 (N \equiv N) + 3/2(H-H)$$

$$= -3 \times 386 + 1/2 \times 160 + 3/2 \times 432 = 430 \text{ kJ/mol}$$

8- تركيب لويس للجزيئات:



9- التركيب الفراغي للجزيئات : الماء منكسر ، الأمونيا هرم ثلاثي

10- خطوات نظرية الإلكترون المحلي للوصول لتركيب الجزيئات:

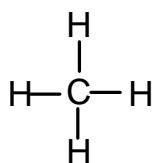
أ- كتابة تركيب لويس للجزيء.

ب- استنتاج الشكل الفراغي بتطبيق قاعدة التجاذب الأول بين أزواج إلكترونات تكافؤ الذرة المركزية 0

ج- تطبيق التهجين المناسب على الذرة المركزية.

مثال : الميثان CH_4

1- تركيب لويس :



2- الشكل الفراغي : هناك أربعة أزواج مشاركة وعليه فإن الشكل الفراغي يجب أن يكون

رباعي الأوجه

3- التهجين المناسب للميثان حيث الأربع روابط متماثلة ومن النوع سيجمما هو $4sp^3$

حل نموذج الاختبار الثاني

1- عدد الأرقام المغناطيسية لرقم الكم الأساسي الثالث $n=3$

هناك أرقام أزموثية عددها $\ell=3$ ، تأخذ القيم 0,1,2

والقيم الأولى لها عدد أرقام مغناطيسية يعطى بالعلاقة: $m_\ell = 2\ell + 1 = 0 + 1 = 1$

القيمة الثانية $m_\ell = 2\ell + 1 = 2 \times 1 + 1 = 3$

القيمة الثالثة $m_\ell = 2 \times 2 + 1 = 5$

المجموع لعدد الأرقام المغناطيسية: $m_\ell = 1 + 3 + 5 = 9$

2- العلاقة التي يمكن الحساب منها هي معادلة بلانك : $E = nh\nu$

حيث E الطاقة بالجول ، و h ثابت بلانك ، و تردد الضوء ، و n عدد الفوتونات

$$n = E \lambda / h c$$

$$= 7.3 \times 10^{-12} \times 700 \times 10^{-9} / 6.625 \times 10^{-34} \times 8 \times 10^8$$

$$= 9.64 \times 10^6 \text{ photons}$$

3- الذرات حسب طاقة التأين : $N > O > C > B > Li$

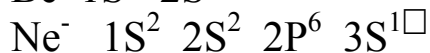
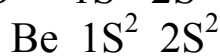
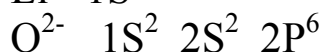
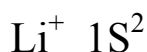
4- الأيونات حسب الحجم : $K^+ > Na^+ > Li^+ > H^+$

5- طاقة تأين الهيدروجين من مستوى الطاقة الثاني $n=2$

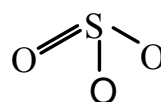
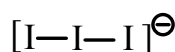
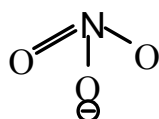
$$E = -2.18 \times 10^{-18} (1/\infty - 1/n^2)$$

$$= 2.18 \times 10^{-18} / 4 = 0.55 \times 10^{-18} \text{ J}$$

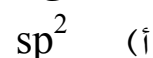
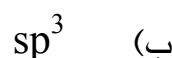
6- الترتيب الإلكتروني :



7- أشكال لويس:



8- أنواع التهجين



- 9- أ- طاقة التأين: هي كمية الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من مدارات تكافؤ الذرة من الحالة المستقرة.
- ب- السالبية الكهربية: المقدرة النسبية على جذب الإلكترونات في الرابطة مقارنة بالذرات الأخرى لمكونة للرابطة.
- ج- الرنين: التعبير عن نفس الجزيء بأكثر من صورة متكافئة من تركيبات لويس.

حل نموذج الاختبار الثالث

1- الطول الموجي (λ) المصاحب لجسم كتلته (m) ويتحرك بسرعة (v) يعطى بالعلاقة الآتية (علاقة دي برولي): $\lambda = h / m v$

$$= 6.625 \times 10^{-34} / 3 \times 10^{-3} \times 6000 = 3.68 \times 10^{-35} \text{ m}$$

2- مقدار الطاقة يحسب من المعادلة اينشتين

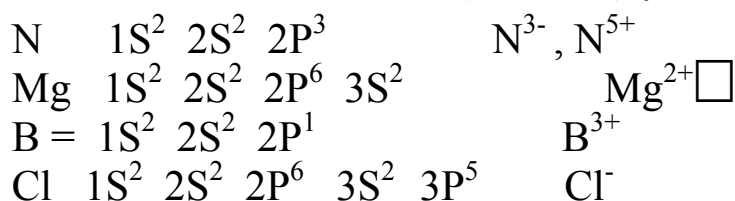
$$E = m c^2$$

$$= 0.03 \times 10^{-6} \times (3 \times 10^8)^2 = 2.7 \times 10^{-9} \text{ J}$$

3- الذرات حسب الصفة الحمضية: $F > N > C > Be$

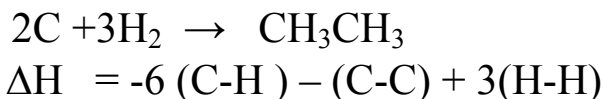
4- الأيونات حسب الحجم: $O^{2-} > F^- > Na^+ > Mg^{2+}$

5- الترتيب الإلكتروني والحالة الأكثر ثباتا في الطبيعة:



6- لحساب طاقة الرابطة C-H نستخدم الحساب الكيميائي لتكوين CH_3CH_3

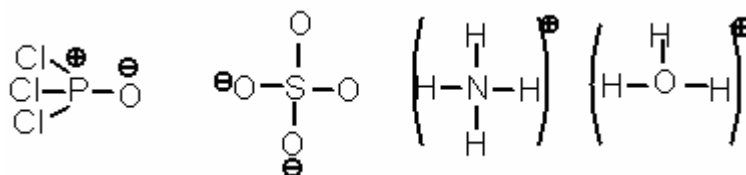
طاقة تكوين هذا الجزيء ΔH تعطى بما يلي:



و بمراعاة الإشارات، نحصل على طاقة تكوين الرابطة كما يلي:

$$(C-H) = (-20.24 - 83 + 3 \times 103.3) / 6 = + 34.3 \text{ kcal mol}^{-1}$$

7- تركيب لويس:



8- الشكل الفراغي للجزيئات:

الأمونيا : هرم ثلاثي

أ الميثان : رباعي الأوجه

الإيثان : خطي

ج- الماء : منكسر

9- عدد الأرقام المغناطيسية لرقم لرقم الكم الازموتي $\ell = 4$ ، يمكن حسابها كما يلي :

$$m_\ell = 2\ell + 1 = 2 \times 4 + 1 = 9$$

10- أهمية الأرقام :

أ- الرقم الأساسي (n) : يعطى المستوى والبعد عن النواة

ب- الرقم الازموتي (l) : يعطى شكل المدار

ج- الرقم المغناطيسي (m_l) : يحدد هذا الرقم اتجاه المدار الفراغي

د- الرقم المغزلي (m_s) : يحدد الرقم اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه ، مع أو ضد عقارب الساعة

بعض الثوابت المهمة

| القيمة | اسم الثابت |
|--|-----------------------------------|
| $c = 2.998 \times 10^8 \text{ m/s}$ | سرعة الضوء |
| $g = 9.806 \text{ m/s}^2$ | عجلة (تسارع) الجاذبية الأرضية |
| $F = 96485 \text{ C/mol}$ | ثابت فارادي |
| $R = 8.314 \text{ J / K .mol}$ $R = 1.987 \text{ cal / K .mol}$ $R = 0.082 \text{ l.atm / K .mol}$ | ثابت العام للغازات |
| $k = 1.38 \times 10^{-23} \text{ J / K}$ | ثابت بلتزمان Boltzman |
| $N = 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ | عدد أفوجادرو Avogadro |
| $e = 1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$ $e = 4.803 \times 10^{-10} \text{ esu}$ | شحنة الإلكترون (أو البروتون) |
| $h = 6.626 \times 10^{-34} \text{ J.s}$ | ثابت بلانك Planck |
| $u = 1.66 \times 10^{-27} \text{ kg}$ | وحدة الكتلة الذرية |
| $m_e = 9.109 \times 10^{-31} \text{ kg}$ | كتلة الإلكترون |
| $m_p = 1.673 \times 10^{-27} \text{ kg}$ | كتلة البروتون |
| $m_n = 1.675 \times 10^{-27} \text{ kg}$ | كتلة النيوترون |
| $e = 2.71828182846$ | العدد (أساس اللوغاريتم الطبيعي) e |
| $\pi = 3.1415926535 \text{ 9}$ | التقدير الدائري π |

تحويلات مهمة

| | |
|---|-------------------|
| $1\text{K}=1^{\circ}\text{C}+273.16$ | درجة الحرارة |
| $1\text{ atm} = 760\text{ mm Hg}$ $= 760\text{ Torr}$ $= 101.325\text{ kPa}$ $1\text{ bar} = 10^5\text{ Pa}$ | الضغط |
| $1\text{ l} = 10^3\text{ cm}^3$ $= 1000\text{ ml}$ | الحجم |
| $1\text{ N} = 10^5\text{ dyne}$ | القوة |
| $1\text{ J} = 10^7\text{ erg}$ $1\text{ cal} = 4.184\text{ J}$ | الطاقة |
| $1\text{ year} = 365.25\text{ days(d)}$ $1\text{ day} = 24\text{ hours (h)}$ $1\text{ hour} = 60\text{ minutes (min)}$ $1\text{ minute} = 60\text{ second(s)}$ | الزمن |
| $1\text{ C} = 3 \times 10^9\text{ esu}$ | الشحنة الكهربائية |

وحدات القياس

| رمز وحدة القياس | وحدة القياس | الكمية |
|--------------------------|-------------------|---------------------|
| النظام الدولي SI | | |
| m | meter متر | الطول |
| Kg | kilogram كيلوجرام | الكتلة |
| S | second ثانية | الزمن |
| N | Newton نيوتن | القوة |
| J | Joule جول | الطاقة |
| w | Watt وات | القدرة |
| mol | مول | كمية المادة |
| cd | Candle قنديله | شدة الاستضاءة |
| A | Ampere أمبير | شدة التيار |
| Pa | Pascal باسكال | الضغط |
| النظام المتري cgs | | |
| Cm | Centimeter سم | الطول |
| g | gram جرام | الكتلة |
| s | second ثانية | الزمن |
| Dyne | dyne داين | القوة |
| Erg | erg ارج | الطاقة |
| وحدات أخرى | | |
| V | Volt فولت | الجهد الكهربى |
| Ω | Ohm أوم | المقاومة الكهربائية |
| C | Coloumb كولوم | الشحنة الكهربائية |
| L | Litre لتر | الحجم |
| atm | atmosphere جو | الضغط |
| K | Kelvin كلفن | درجة الحرارة |

مضعفات وأجزاء القيم والوحدات

هناك لواحق يعبر عنها برمز معين يضاف أمام الوحدة أو القيمة ليعطي بعض المضعفات أو أجزاء منها.

| المعنى | رمز اللاحقة الأمامية | اللاحقة الأمامية |
|------------|----------------------|------------------|
| 10^{-15} | f | femto فمتو |
| 10^{-12} | p | pico بيكو |
| 10^{-9} | n | nano نانو |
| 10^{-6} | μ | micro ميكرو |
| 10^{-3} | m | milli ملي |
| 10^{-2} | c | centi سنتي |
| 10^{-1} | d | deci ديسي |
| 10^3 | k | kilo كيلو |
| 10^6 | M | mega ميغا |
| 10^9 | J | giga جيغا |
| 10^{12} | T | tetra تترا |

حالة خاصة لوحددة الطول:

$$1 \text{ m} = 10 \text{ dm} = 100 \text{ cm} = 10^6 \mu\text{m}$$

حروف يونانية شائعة الإستعمال

| الشكل الثاني | الشكل الأول | نطق الحرف |
|---------------|-------------|-----------|
| α | A | الفا |
| β | B | بيتا |
| γ | Γ | جاما |
| δ | Δ | دلتا |
| η | H | ايتا |
| σ | Σ | سيجما |
| π | Π | باي |
| ϕ | Φ | فاي |
| ψ | Ψ | بسي |
| ω | Ω | اوميغا |
| θ | Θ | سيتا |
| | R | رو |
| κ | K | كبا |
| ε | E | ابسلون |
| μ | M | ميو |
| ν | N | نيو |
| λ | Λ | لندا |
| τ | | تاو |
| χ | | كساي |
| | | زيتا |

بعض ثوابت العناصر الشهيرة

| EN | EA kJ mol ⁻¹ | IE kJ mol ⁻¹ | r Å | الوزن الذري | العدد الذري | الرمز | العنصر |
|-----|----------------------------|----------------------------|--------|----------------|----------------|-------|----------|
| 2.2 | -72 | 1312 | 0.37 | 1.008 | 1 | H | هيدروجين |
| - | 21 | 2373 | 0.5 | 4.003 | 2 | He | هليوم |
| 1.0 | -58 | 520 | 1.52 | 6.939 | 3 | Li | ليثيوم |
| 1.6 | 250 | 899 | 1.11 | 9.012 | 4 | Be | بريليوم |
| 2.0 | -23 | 801 | 0.88 | 10.811 | 5 | B | بورون |
| 2.6 | -122 | 1086 | 0.77 | 12.011 | 6 | C | كربون |
| 3.0 | -503 | 1402 | 0.70 | 14.007 | 7 | N | نيتروجين |
| 3.4 | -141 | 1314 | 0.66 | 15.999 | 8 | O | أكسجين |
| 4.0 | -333 | 1681 | 0.64 | 18.998 | 9 | F | فلور |
| - | 29 | 2080 | 0.70 | 20.183 | 10 | Ne | نيون |
| 0.9 | -53 | 496 | 1.86 | 22.99 | 11 | Na | صوديوم |
| 1.3 | 230 | 738 | 1.60 | 24.31 | 12 | Mg | ماغنسيوم |
| 1.6 | -44 | 578 | 1.43 | 26.98 | 13 | Al | ألومنيوم |
| 1.9 | -135 | 786 | 1.17 | 28.09 | 14 | Si | سيليكون |
| 2.2 | -74 | 1012 | 1.10 | 30.97 | 15 | P | فوسفور |
| 2.6 | -200 | 1000 | 1.09 | 32.06 | 16 | S | كبريت |
| 3.2 | -348 | 1251 | 0.99 | 35.45 | 17 | U | كلور |
| - | 34 | 1527 | 0.94 | 39.95 | 18 | Ar | ارجون |
| 0.8 | -48 | 419 | 2.31 | 39.10 | 19 | K | بوتاسيوم |
| 1.0 | 154 | 590 | 1.97 | 40.08 | 20 | Ca | كالسيوم |
| 1.6 | -64 | 653 | 1.28 | 52.00 | 24 | Cr | كروم |
| 1.5 | <0 | 717 | 1.27 | 54.94 | 25 | Mn | منجنيز |

| | | | | | | | |
|-----|------|------|------|--------|----|----|------------|
| 1.8 | -24 | 759 | 1.26 | 55.85 | 26 | Fe | حديد |
| 1.9 | -67 | 758 | 1.25 | 58.93 | 27 | Co | كوبالت |
| 1.9 | -111 | 737 | 1.24 | 58.71 | 28 | Ni | نيكل |
| 1.9 | -118 | 745 | 1.28 | 63.54 | 29 | Cu | نحاس |
| 1.6 | ~0 | 906 | 1.34 | 65.37 | 30 | Zn | خارصين |
| 2.2 | -77 | 947 | 1.21 | 74.92 | 33 | As | زرنيخ |
| 3.0 | -324 | 1140 | 1.14 | 79.91 | 35 | Br | بروم |
| - | 39 | 1356 | 1.09 | 83.80 | 36 | Kr | كربتون |
| 0.9 | 120 | 549 | 2.15 | 87.62 | 38 | Sr | استرانشيوم |
| 1.9 | -126 | 731 | 1.44 | 107.87 | 47 | Ag | فضة |
| 1.7 | <0 | 868 | 1.49 | 112.40 | 48 | Cd | كادميوم |
| 2.0 | -121 | 709 | 1.40 | 118.69 | 50 | Sn | قصدير |
| 2.1 | -101 | 869 | 1.41 | 121.75 | 51 | Sb | انتمون |
| 2.7 | -295 | 1008 | 1.33 | 126.90 | 53 | I | يود |
| - | 40 | 1176 | 1.30 | 131.30 | 54 | Xe | زينون |
| 0.9 | 52 | 503 | 2.17 | 137.34 | 56 | Ba | باريوم |
| 1.7 | -58 | 770 | 1.39 | 183.85 | 74 | W | تنجستن |
| 2.2 | -205 | 870 | 1.38 | 195.09 | 78 | Pt | بلاتين |
| 2.0 | -223 | 890 | 1.44 | 169.97 | 79 | Au | ذهب |
| 1.9 | <0 | 1007 | 1.51 | 200.59 | 80 | Hg | زئبق |
| 2.3 | -101 | 716 | 1.75 | 207.19 | 82 | Pb | رصاص |
| 2.0 | -100 | 703 | 1.46 | 208.98 | 83 | Bi | بزموت |

r = نصف قطر الذرة, EN = السالبية الكهربائية, EA = الألفة الإلكترونية, IE = طاقة التأين

ثوابت تأين الأحماض والقلويات عند 25م

| ثابت التأيين | الإلكتروليت | أحماض |
|---|--------------|----------------------|
| K_a | | |
| $k_1 = 4.3 \times 10^{-7}, k_2 = 5.6 \times 10^{-11}$ | H_2CO_3 | حمض الكربونيك |
| 4.8×10^{-10} | HCN | حمض الهيدروسيانيك |
| 1.8×10^{-5} | CH_3COOH | حمض الخليك (الخل) |
| 1.8×10^{-4} | HCOOH | حمض الفورميك (النمل) |
| 6.3×10^{-5} | C_6H_5COOH | حمض البنزويك |
| 7.2×10^{-10} | H_3BO_3 | حمض البوريك |
| 10^7 | HCl | حمض الهيدروكلوريك |
| 10^9 | HBr | حمض الهيدروبروميك |
| 10^{11} | HI | حمض الهيدرواويديك |
| $k_1 = 5.6 \times 10^{-2}, k_2 = 5.1 \times 10^{-5}$ | $(COOH)_2$ | حمض الاوكساليك |
| $k_1 = 6.9 \times 10^{-3}, k_2 = 6.2 \times 10^{-8}, k_3 = 4.8 \times 10^{-13}$ | H_3PO_4 | حمض الفسفوريك |
| 5.9×10^{-9} | H_3BO_3 | حمض البوريك |
| $k_1 = 8.9 \times 10^{-8}, k_2 = 1.2 \times 10^{-13}$ | H_2S | حمض كبريد الهيدروجين |
| K_b | | قواعد |
| 1.7×10^{-5} | NH_4OH | هيدروكسيد الامونيوم |
| 4.1×10^{-10} | $C_6H_5NH_2$ | انيلين |
| 5×10^{-4} | CH_3NH_2 | امين الميثيل |
| 1.7×10^{-9} | C_5H_5N | بريدين |

حاصل الذوبان لأملاح شحيحة الذوبان في الماء عند 25 م°

| المادة | حاصل الذوبان K_s |
|----------------------|-----------------------|
| هيدروكسيد الألمونيوم | 3.7×10^{-15} |
| هيدروكسيد الكالسيوم | 5.5×10^{-6} |
| هيدروكسيد الماغنسيوم | 1.2×10^{-11} |
| هيدروكسيد الباريوم | 5×10^{-3} |
| هيدروكسيد النحاس | 2.2×10^{-20} |
| كلوريد الفضة | 1.0×10^{-10} |
| يوريد الفضة | 1.5×10^{-16} |
| بروميد الفضة | 7.7×10^{-13} |
| كرومات الفضة | 9.0×10^{-12} |
| كبريتيد النحاسيك | 8.5×10^{-45} |
| كبريتيد الزئبقوز | 10^{-47} |
| كبريتيد الرصاص | 7×10^{-29} |
| كبريتيد البزموت | 10^{-97} |
| كبريتيد الفضة | 6.3×10^{-50} |
| كبريتات الباريوم | 1.1×10^{-10} |
| كبريتات الكالسيوم | 9.1×10^{-6} |
| كربونات الكالسيوم | 2.8×10^{-6} |
| كربونات الباريوم | 5.1×10^{-6} |
| كربونات الخارصين | 2×10^{-10} |

كواشف تفاعلات التحليلية (لتحديد نقطة نهاية التفاعل)

| الكاشف | نوع التفاعل | تغير اللون |
|-------------------------|--|--|
| الفينول فيثالين ph.ph | معايرة حمض مع قاعدة قوية | عديم اللون(حمض) إلى أحمر(قاعدة) |
| الميثيل البرتقالي M.O | معايرة حمض قوي مع قاعدة | أحمر(حمض) إلى أصفر(قاعدة) |
| تباع الشمس Lithmus | كشف الحموضة أو القلوية | أحمر(حمض) إلى أزرق (قاعدة) |
| النشا الذائب | كشف وجود اليود معايرة اليود مع الثيوكبريتات | أزرق قاتم في وجود اليود ويختفي بإضافة الثيوكبريتات |
| داي ميثيل جليوكسيم | كشف وجود النيكل | راسب أحمر مع أيون النيكل |
| ديكرومات البوتاسيوم | معايرة الكلور بنترات الفضة بطريقة موهر Mohr | راسب أحمر مع الزيادة من أيون الفضة |
| الفلورسين Fluorescein | معايرة الكلور بنترات الفضة بطريقة فاجان Fajan | تحول الراسب الأبيض إلى أحمر عند نقطة النهاية |
| الميروكسيد Murexide | معايرة EDTA لأيون الكالسيوم | تحول اللون الأحمر إلى أزرق |
| أريو كروم بلاك تي EBT | معايرة EDTA لأيونات مختلفة | تحول اللون الأحمر إلى أزرق |
| زيليول البرتقالي | معايرة EDTA لأيونات عديدة | تحول اللون الأحمر إلى أصفر |
| بيروكتيكول البنفسجي PVC | معايرة EDTA لأيونات عديدة | تحول اللون الأزرق إلى بنفسجي |

التوصيلية الأيونية عند تخفيف لانهائي عند 25 م.

| التوصيلية الأيونية λ_{∞} | الرمز | الأيون |
|---------------------------------------|-----------------------------------|-------------|
| 349.8 | H ⁺ | الهيدروجين |
| 38.69 | Li ⁺ | الليثيوم |
| 50.11 | Na ⁺ | الصوديوم |
| 73.52 | K ⁺ | البوتاسيوم |
| 73.4 | NH ₄ ⁺ | الأمونيوم |
| 59.5 | 1/2 Ca ⁺ | الكالسيوم |
| 63.6 | 1/2 Ba ⁺ | الباريوم |
| 71.0 | 1/2 Pb ⁺ | الرصاص |
| 52.8 | 1/2 Zn ⁺ | الزئبق |
| 198.0 | OH ⁻ | الهيدروكسيد |
| 75.23 | Cl ⁻ | الكلوريد |
| 78.1 | Br ⁻ | البروميد |
| 76.80 | I ⁻ | اليوديد |
| 40.9 | CH ₃ COO ⁻ | الخلات |
| 79.8 | 1/2 SO ₄ ²⁻ | الكبريتات |
| 69.3 | 1/2 CO ₃ ²⁻ | الكربونات |

طاقة التكوين القياسية ($\Delta H^\circ / \text{kcal mol}^{-1}$) للمركبات عند 25 م°

| ΔH° | المركب | ΔH° | المركب الغازي |
|------------------|---|------------------|---|
| 11.72 | سائل البنزين C_6H_6 | -26.42 | أول أكسيد الكربون CO |
| -57.08 | سائل الميثانول CH_4 | -94.05 | ثاني أكسيد الكربون CO_2 |
| -66.41 | سائل الإيثانول C_2H_3 | -17.89 | الميثان CH_4 |
| -33.25 □ | سائل رابع كلوريد الكربون CCl_4 | 54.19 | الأسيتيلين C_2H_2 |
| -68.32 | سائل الماء H_2O | -20.24 | الايثان CH_3CH_3 |
| -98.35 | كلوريد الصوديوم الصلب NaCl | -24.82 | البروبان C_3H_8 |
| -270.53 | كربونات الصوديوم الصلب NaCO_3 | 19.82 | البنزين C_6H_6 |
| -217.92 | أكسيد السليكون الصلب SiO_2 | -48.08 | الميثانول CH_3OH |
| -288.73 | كربونات الكالسيوم الصلب CuCO_3 | -56.63 | الايثانول $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ |
| -51.20 | أكسيد الرصاص الصلب PbO | -57.80 | الماء H_2O |
| -30.38 | كلوريد الفضة الصلب AgCl | -11.04 | الأمونيا NH_3 |
| -23.80 | بروميد الفضة الصلب AgBr | -22.06 | كلوريد الهيدروجين HCl |
| -14.93 | يوريد الفضة الصلب AgI | -8.66 | بروميد الهيدروجين HBr |
| -23.52 | كبريتيد الرصاص الصلب PbS | 6.2 | يوريد الهيدروجين HI |
| | | -70.96 | ثاني أكسيد الكبريت SO_2 |
| | | -94.45 | ثالث أكسيد الكبريت SO_3 |
| | | 12.50 | الايثيلين C_2H_4 |
| | | -116 □ | فورمالدهيد HCOH |

- طاقة تكوين الغازات مثل $\text{F}_2, \text{Br}_2, \text{Cl}_2, \text{O}_2, \text{N}_2, \text{H}_2$ وهي الصفر.

- طاقة تكوين المواد الصلبة مثل الجرافيت والسليكون والصوديوم والكبريت المعيني واليود هي الصفر.

طاقة الرابطة الكيميائية (كيلو جول لكل جزئ).

| طاقة الرابطة | الرابطة | طاقة الرابطة | الرابطة |
|--------------|---------|--------------|---------|
| 323 | H—Si | 432 | H—H |
| 305 | C—N | 146 | O—O |
| 358 | C—O | 160 | N—N |
| 259 | C—S | 154 | F—F |
| 485 | C—F | 239 | Cl—Cl |
| 339 | C—Cl | 193 | Br—Br |
| 276 | C—Br | 347 | C—C |
| 240 | C—I | 614 | C=C |
| 272 | N—F | 839 | C≡C |
| 200 | N—Cl | 418 | N=N |
| 243 | N—Br | 495 | O=O |
| 799 | C=O | 413 | H—C |
| 1072 | C≡O | 427 | H—Cl |
| 607 | N=O | 467 | H—O |
| 887 | C≡N | 391 | H—N |
| 941 | N≡N | 363 | H—Br |
| | | 347 | H—S |

معلومات رياضية

خواص اللوغاريتمات:

عند كتابة أي عدد موجب في صورة أساس (base) و أس (power) فإن لوغاريتم العدد هو الأس، هناك أساسان شهيران هما :

1. العدد 10 ويسمى اللوغاريتم لهذا الأساس log.

2. العدد $e = 2.71828$ ويسمى اللوغاريتم لهذا الأساس ln.

مثال 1 : أوجد اللوغاريتم الطبيعي واللوغاريتم العشري للعدد 34.67 .

$$\log 34.67 = 1.5399$$

$$\ln 34.67 = 3.546$$

مثال 2 : أوجد العدد المقابل للوغاريتم الطبيعي للعدد -1.67 والعدد المقابل للوغاريتم العشري للعدد 3.76

$$\text{Anti log } (3.76) = 5754.3993$$

$$\text{Anti ln } (-1.76) = 0.1720$$

| المقابل في اللوغاريتمات | العملية |
|---|---------|
| $\log A + \log B \neq \log (A+B)$ | الجمع |
| $\log A - \log B \neq \log (A - B)$ | الطرح |
| $\log A + \log B = \log (AB)$ | الضرب |
| $\log A - \log B = \log (A/B)$ | القسمة |
| $B \log A = \log (A^B)$ | الأس |
| $-\log A = \log \left(\frac{1}{A}\right)$ | المقلوب |
| $\log 10 = 1 ; \ln e = 1$ | |
| $\log 0 = \ln 0 = -\infty$ | |
| $\log 1 = \ln 1 = 0$ | |
| $\ln A = 2.303 \log A$ | تحويل |

* تسلك ln مسلك log في هذه العمليات.

معادلة الدرجة الثانية في مجهول واحد:

كثيراً ما يحتاج الأمر إلى حساب مجهول يحقق معادلة من الدرجة الثانية على الصورة:

$$ax^2 + bx + c = 0$$

حيث c, b, a ثوابت تحدد قيمة المتغير X حسب العلاقة :

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

ومن الواضح أن هناك قيمتين للمتغير X لتحقق المعادلة.

مثال :- احسب قيمة X التي تحقق المعادلة الآتية:

$$x^2 + 2x = 4$$

الحل :- نكتب المعادلة في الصورة العامة:

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x^2 + 2x - 4 = 0$$

للحصول على قيمة X نستخدم الصورة :

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$= \frac{-2 \pm \sqrt{4 - 4 \times 1(-4)}}{2 \times 1}$$

$$x = -3.236 \text{ أو } x = 1.236$$

الأسس :

تقوم كتابة الأعداد بالطريقة العلمية Scientific notation على استخدام الأسس في هذه التعابير. ويعبر عن العدد بجزأين : الأول عدد بسيط يحتوي على الدقة المراد ظهورها والثاني هو الأساس عشرة مرفوع إلى الأس (قوة) تحقق مع الجزء الأول قيمة العدد. يحتاج إلى ذلك طبعاً عندما تكون الأعداد بالغة الكبر أو الصغر بحيث تصبح طريقة كتابة قيمة العدد غير مريحة للقارئ. ويمكن الاستعاضة عن الأساس عشرة بأي أساس آخر والخواص تظل ثابتة.

مثال 1: العدد 3570000000 يمكن كتابته على الصورة العلمية 35.7×10^8 وهي أكثر وضوحاً دون مساس بالقيمة أو دقتها.

مثال 2: العدد 0.000000000357 يكتب على الصورة 3.57×10^{-10} أيضاً يمكن أن يكتب 35.7×10^{-9} أو 357×10^{-8} وذلك حسب الدقة المطلوب التعامل معها.

خواص الأسس:

$$A10^a + B10^a = (A+B)10^a \quad 1. \text{ جمع عددين متحدين في الأس}$$

$$A10^a - B10^a = (A-B)10^a \quad 2. \text{ طرح عددين متحدين في الأس}$$

$$10^a 10^b = 10^{(a+b)} \quad 3. \text{ ضرب الأسس}$$

$$10^a / 10^b = 10^{(a-b)} \quad 4. \text{ قسمة الأسس}$$

$$1/10^a = 10^{-a} \quad 5. \text{ مقلوب الأسس}$$

$$10^0 = 1$$

$$10^\infty = \infty$$

$$0^a = 0$$

مثال 1: أوجد مجموع العددين 0.00081, 0.0037.

الحل: نكتب العددين على الصورة العلمية:

$$37 \times 10^{-4} + 8.1 \times 10^{-4} \\ = (37 + 8.1)10^{-4} = 45.1 \times 10^{-4} = 0.00451$$

مثال 2: أوجد حاصل ضرب العددين $8 \times 10^5, 7.1 \times 10^{-3}$.

الحل:

$$8 \times 10^5 \times 7.1 \times 10^{-3} = 8 \times 7.1 \times 10^{5-3} = 65.8 \times 10^2 = 6580$$

تفاضل وتكامل الدوال:

عمليتا التفاضل والتكامل شائعتا الاستخدام في الكيمياء ويجب على الطالب أن يتقن فهم هاتين

العمليتين للدوال البسيطة التي تواجه كثيراً أثناء الدراسة.

1. تفاضل الدوال ذات المجهول الواحد (x) حيث n, a ثوابت:

| الدالة | التفاضل |
|-----------------|----------------------|
| ax | adx |
| x^n | nx^{n-1} |
| $\ln x$ | $\frac{dx}{x}$ |
| e^n | $e^x dx$ |
| a | 0 |
| $\frac{1}{x}$ | $-\frac{dx}{x^2}$ |
| $\frac{1}{a-x}$ | $\frac{dx}{(a-x)^2}$ |

2. تكامل الدوال ذات المجهول الواحد (x):

| الدالة | التكامل غير المحدد |
|-----------------|-------------------------|
| x | $\frac{1}{2} x^2$ |
| x^n | $\frac{1}{n+1} x^{n+1}$ |
| e^x | e^x |
| a | ax |
| $\frac{1}{x}$ | $\ln x$ |
| $\frac{1}{a-x}$ | $-\ln(a-x)$ |

Scientific Idioms مصطلحات علمية

A

| | |
|------------|--|
| A.C . | تيار متردد (مناوب) |
| Ability | قابلية أو مقدرة |
| Abscissa | محور السين (رياضيات) |
| Absolute | مطلق (100% للمواد) |
| Absorbance | امتصاصية (لو ضوء نافذ إلى لو ضوء ساقط) |
| Absorption | امتصاص (داخل الشيء) |
| Abstract | ُخلاصة |
| Acceptor | مُستقبل |
| Activation | تنشيط |
| Activity | نشاط |
| Adapter | موفق (مختار التيار الكهربى أو الفيش) |
| Adduct | ناتج تفاعل اضافة (امونيا مع فلوريد بورون مثلا) |
| Adherent | ملاصق |
| Adhesive | مادة لاصقة |
| Adiabatic | عملية تتم دون تبادل للطاقة مع الوسط المحيط |
| Admittance | مقلوب المعاوقة الكهربائية |
| Adsorbate | المادة الممتزة على السطح |
| Adsorbent | المادة المازة |
| Adsorption | امتصاص على السطح فقط |
| Aeration | تهوية (للمحاليل) |
| Affinity | حب - شراهة |
| Against | ضد |
| Aliphatic | هيدروكربونات مشبعة |
| Alkali | مادة قلوية |
| Alkaline | قلوي |

| | |
|----------------------|--|
| Alkaloid | مادة عضوية لها خواص قلوية |
| Alkylation | عملية إضافة مجموعة الكيل |
| Alternatively | بالمناوبة - بدل ذلك |
| Amplifier | مُكَبِّر (فيزياء) |
| Analogue | شبيه (مثال) |
| Analysis | تحليل |
| Analyst | عالم التحليل |
| Analyze | يُحلل مادة |
| Analyzer | محلل (جهاز التحليل) |
| Angle | زاوية |
| Angular | زاوي (صفة) |
| Anion | أنيون (أيون سالب الشحنة) |
| Anode | مصعد |
| Apparatus | جهاز |
| Appendix, Appendices | ملحق ، ملاحق ، في نهاية الكتاب |
| Approach | اقتراب نحو قاعدة معينة |
| Approximate , -ly | تقريبي (بالتقريب) |
| Aprotic | لا يحتوي على البروتون (أيون الهيدروجين) |
| Aqueous | مائي |
| Arc | قوس (رياضيات) |
| Arctan | (ظناً ¹) الزاوية المقابلة للظل |
| Aromatic | عطري (كيمياء) |
| Association | تجمع - اتحاد |
| Assumption | افتراض |
| Asymmetric | غير متماثل |
| Athermal | عملية تتم بدون تغير كمية الحرارة |
| Atmosphere | جو |

| | |
|--------------------|------------------------|
| Atom , atomic | ذرة (ذري) |
| Atomize , atomizer | جهاز التحويل إلى دقائق |
| Attraction | تجاذب |
| Auxiliary | ثانوي |
| Average | متوسط (رياضيات) |
| Axial | محوري |
| Axis , axes | محور - محاور |
| B | |
| Balance | ميزان |
| Barometer | مقياس الضغط |
| Base , basic | قاعدة - قاعدي |
| Basis | أسس |
| Beaker | كأس |
| Beam | شعاع |
| Bend | ينحني |
| Binary | ثنائي |
| Boiling | غليان |
| Bond | رابطة |
| Boundary | حدودية (رياضيات) |
| Buffer | محلول مُنظم |
| Burette | ماصة |

C

| | |
|-------------------|--------------------------------------|
| Ca | رمز عنصر الكالسيوم أو تقريبا للكميات |
| Calculation | حساب |
| Calculator | آلة حاسبة |
| Calorie | سعر (وحدة قياس) |
| Capacitance | سعة كهربية، فيزياء |
| Capacity | سعة |
| Capillary | شعرية (للأنابيب) |
| Cartesian | نوع المحاور: س ص ع |
| Catabolism | عملية البناء الحيوي |
| Catalysis | الحفز (كيمياء) |
| Catalyst | مادة حافزة |
| Cathode | مهبط (كهربية) |
| Cation | كتيون (أيون يحمل شحنة موجبة) |
| Cavity | فجوة |
| Cell – cellular | خلية – خلوي |
| Cement | الأسمنت ، مادة لاصقة |
| Centrifuge | قوة الطرد المركزي |
| Certain | معين - مخصص |
| Characteristic | مميز، العدد البياني (رياضيات) |
| Circle – circular | دائرة – دائري |
| Circuit | دائرة كهربية |
| Circumference | محيط الدائرة |
| Co – axial | على نفس المحور |
| Coagulation | تخثر – تجلط |
| Coherent | مطابق - ملاصق |
| Coincident | منطبق |

| | |
|-----------------|-------------------------|
| Concave | مقعر |
| Concept | رأي أو تصور |
| Conclusion | خاتمة |
| Configuration | ترتيب - تنسيق |
| Consist of | يتكون من |
| Constant | ثابت (رياضيات) |
| Constituent | مكون |
| Container | إناء |
| Convection | تقليب (للمحلول) |
| Converge | تقاربي - رياضي |
| Convex | محدب |
| Coordinates | إحداثيات (رياضيات) |
| Correction | تصحيح |
| Corrosion | تآكل (للمعادن و الصخور) |
| Counter | عداد - مضاد |
| D | |
| Daily | يومي - كل يوم |
| Degree | درجة |
| Dehydration | نزع الماء كيميائيا |
| Dehydrogenation | نزع الهيدروجين |
| Derivation | اشتقاق للمعادلات |
| Deviation | انحراف |
| Determination | تعيين |
| Dissolution | ذوبان |
| Division | قسمة |
| Divisor | المقسوم عليه |
| Ductile | قابل للطرق والسحب |
| Dye | صبغة |

| | |
|-----------------|----------------------------------|
| Dynamics | علم الديناميكا |
| Dynamo | المولد الكهربائي |
| Determinant | مُحدد (رياضيات) |
| Denominator | مَقام (رياضيات) |
| Density – dense | كثافة – كثيف |
| Definition | تعريف |
| Details | تفاصيل |
| Deliquescent | متمؤ – ماص للماء |
| Decimal | عشاري – عشري |
| D.C. | تيار مستمر |
| Diameter | قطر الدائرة |
| Diagonal | قطري ، خط من الركن للركن المقابل |
| Distance | مسافة |
| Distribution | توزيع |
| Displacement | إزاحة (رياضيات) |
| Differentiation | عملية التفاضل |
| Differential | تفاضلي |
| Divide by | مقسم علي |
| Diffusion | انتشار |
| Dissociation | تفكك – تأين |
| Disintegration | انشطار |
| Dialysis | تصفية |
| Distillation | تقطير |
| Diagram | شكل هندسي |
| Distractive | هدام |
| Distortion | تشوه |
| Discussion | مناقشة |

| | |
|---------------|---|
| Diaphragm | الحجاب الحاجز |
| Deduce | يشترك (للمعادلات) |
| Domain | نطاق (رياضيات) |
| Di | بداية معني 2 |
| Drop – let | قطرة – قطيرة |
| Donor | مُعطي |
| Double | ثنائي |
| Doctrine | عقيدة – نظرية |
| Document | شهادة ، وثيقة |
| Dozen | دسته (درزن) ، 12 شئ |
| Dot – dotted | نقطة – منقوط |
| Device | جهاز |
| Discrete | مُميز – منقطع |
| Disc – disk | قرص |
| Dispersion | انتشار |
| E | |
| Effect | تأثير – ظاهرة |
| Effervescence | فوران (للسائل) |
| Efficiency | كفاءة – مقدرة |
| Electrode | قطب كهربائي |
| Electricity | كهرباء |
| Electrolyte | الكتروليت (مادة سائلة توصل التيار الكهربائي) |
| Elevation | ارتفاع أو زيادة |
| Ellipse | قطع ناقص (رياضيات) |
| Electrolysis | عملية التحليل الكهربائي |
| Emulsion | مستحلب |
| Emulsifier | مستحلب |
| Entropy | دالة من الديناميكا الحرارية و تقيس عدم النظام |

| | |
|--------------------|------------------------------------|
| Elasticity | مرونة |
| Eutectic | مخلوط له نهاية صغرى لدرجة الانصهار |
| Even | زوجي (رياضي) |
| Erratum – errata | غلط – غلطات طبع |
| Excess | زيادة |
| Exceed | يسبق |
| Exothermic | طارد للحرارة |
| External | خارجي |
| Extract | مستخلص – خلاصة |
| Extra | بداية بمعنى زيادة |
| Exponent | قوة – أُس (رياضيات) |
| Equation | معادلة – مسألة |
| Equilibrium | اتزان |
| Equilibria | اتزانات |
| Extensive | صفة تعتمد على الكمية |
| energy – energetic | طاقة – طاقي (صفة) |
| Equation | مكافئ |
| Equipment | مُعدّة – جهاز |
| Essay | مقالة بحث |
| Essential test | اختيار ملزم |
| Evaporation | تبخر |
| Evolution | تصعد – تتطور |
| Exact | تمام أو بالضبط |
| Experimental | اختباري – عملي |
| Ect. | إلخ – هلم جرا |

F

| | |
|-----------|-----------------|
| Factor | عامل |
| Factorial | مضروب (رياضيات) |

| | |
|-------------------|--|
| Faraday | وحدة الفاراداي |
| Fast | سريع |
| Field | مجال - حقل |
| Finite | محدود |
| Flame | لهب |
| Flask | دورق |
| Fluid | سائل - مائع |
| Fluorescence | إعادة الاستشعاع (ضوء) |
| Flux | الفيض |
| Focus | بؤرة |
| Force | قوة (رياضيات) |
| Fraction | كسر (رياضيات) |
| Friction | احتكاك (فيزياء) |
| Frequency | تردد (للموجات) |
| Freedom | طلاقة - حرية |
| Fugacity | الضغط الفعال |
| Fundamental | أساسي - جوهري |
| G | |
| Galvanic | جلفاني (للبطاريات)، متعلق بالتيار الثابت |
| Galvanostatic | استخدام تيار ثابت في عملية |
| Gap | فجوة |
| Gas - gaseous | غاز - غازي |
| Generator | مولد |
| Geometry | هندسة |
| Geometrical | هندسي |
| Giga | بداية تعني ألف مليون |
| Gradient | الميل (رياضي) |
| Graph - graphical | رسم - رسمي |

| | | |
|---------------|--|------------------------------|
| Gravity | | جاذبية |
| Group | | مجموعة |
| H | | |
| Halogenation | | عملية إضافة هليد |
| Height | | ارتفاع |
| Hepta | | سبعة (يوناني) |
| Heterogeneous | | غير متجانس |
| Hexagonal | | سداسي |
| Hint | | إيماء - تلميح |
| Homogeneous | | متجانس |
| Homologous | | مثيل نظير |
| Humidity | | رطوبة |
| Hump | | سنام - قمة |
| Hexa | | سنة |
| Hybrid | | هجين |
| Hybridization | | تهجين |
| Hydrolysis | | تميؤ ، إضافة الماء كيميائياً |
| Hydrophobic | | كارة للماء |
| Hydrophilic | | محب للماء |
| Hypothesis | | افتراض - تصور |
| I | | |
| Ice | | ثلج |
| Ideal | | مثالي |
| Identical | | مطابق تماما |
| Identify | | يحقق أو يتعرف على |
| Idioms | | مصطلحات |
| Illustration | | تمثيل (للنتائج) |
| Immersion | | غممر (تحت سائل) |

| | |
|--------------------|--------------------------------------|
| Immiscible | ممتزج (للسوائل) |
| Impedance | المعاوقة الكهربائية للتيار المناوب |
| Induction | الحث الذاتي (فيزياء) |
| Infinite, -small | لا نهائي ، صغير جدا |
| Inflection point | نقطة الرجوع (رياضيات) |
| Influence | تأثير |
| Infra red | تحت (دون) الحمراء |
| Instrument | جهاز |
| Integer, integral | عدد صحيح ، تكاملي |
| Integration | التكامل (رياضيات) |
| Intensive property | خاصية لا تعتمد على الكمية |
| Intercept | القاطع (رياضيات) |
| Interest | اهتمام |
| Internal | داخلي |
| Intersection point | نقطة التقاطع |
| Introduction | مقدمة |
| Investigation | فحص أو تحقيق |
| Ion | أيون (جزئ كيميائي يحمل شحنة) |
| Irreversible | غير عكسي (تغير ملحوظ) |
| Isobare | عملية تتم تحت ضغط ثابت |
| Isobares | عناصر لها نفس الوزن الذري |
| Isotopes | النظائر (ذرات عنصر لها أوزان مختلفة) |
| Isotones | عناصر لها نفس عدد النيوترونات |
| Isochore | عملية تتم تحت حجم ثابت |
| Isoelectric point | نقطة التعادل الكهربائي لحمض أميني |
| Isotherm | عملية تتم عند درجة حرارة ثابتة |
| Isotonic | محاليل متساوية الضغط الأسموزي |

| | | |
|-------------------|---|--|
| Isomorphism | | التمائل في الشكل (للبورات) |
| | J | |
| Jar | | إناء |
| Joint | | رابطة |
| Joule | | جول - وحدة الشغل |
| | L | |
| L.H.S. | | الطرف الأيسر (رياضيات) |
| Lamina | | شريحة |
| Lattice | | شبكة |
| Length | | طول |
| Lenses | | عدسات |
| Level | | مستوى |
| Liberation | | إنطاق - تحرر |
| Lime | | جير |
| Liquefaction | | عملية تسيل الغازات |
| Liquid | | سائل |
| List | | قائمة |
| | M | |
| Macro - | | بداية بمعنى كبير |
| Magnet – magnetic | | مغناطيس - مغناطيسي |
| Magnetize | | يمغناط |
| Magnification | | تكبير |
| Magnify | | يُكبر |
| Mantissa | | الكسر في التعبير العلمي للأعداد (قبل الأس) |
| Match | | نظير - مطابق |
| Material | | مادة |
| Mathematical | | رياضي (رياضيات) |
| Matrix – matrices | | مصفوفة ، مصفوفات |

| | |
|---------------------|-----------------------|
| Matter | مادة |
| Maximum | نهاية عظمي |
| Mean | متوسط (رياضيات) |
| Measurement | قياس |
| Mechanics | علم الميكانيكا |
| Mechanism | طريقة حدوث عملية |
| Medium – media | وسط – أوساط |
| Melting | انصهار |
| Membrane | غشاء |
| Meniscus | سطح |
| Meso | بين ، حالة وسطية |
| Method | طريقة |
| Micro - | بداية بمعنى صغير |
| Migration | هجرة |
| Mineral | معدن – معدني |
| Minimum | نهاية صغري |
| Minus | علامة ناقص (طرح) |
| Miscibility | قابلية الامتزاج |
| Miscible | ممتزج |
| Mixture | مخلوط |
| Mobile – mobility | متحرك – قابلية التحرك |
| Model | نموذج – مثال |
| Molality | عدد الجزيئات في اللتر |
| Mole | جزئ جرامي |
| Molecule –molecular | جزئ – جزيئي |
| Moment of | عزم كذا ... |
| Momentum | كمية التحرك |

| | | |
|--------------------------|---|-------------------------|
| Monoclinic | | شكل ذو انحدار مائل واحد |
| Monotonic | | اطرادي |
| Multiplication | | عملية الضرب |
| | N | |
| N. B. | | اختصار للمحوظة |
| Nano | | جزء من ألف مليون |
| Neutral | | متعادل |
| Neutralization | | عملية التعادل |
| Nomenclature | | تسمية |
| Normal – ity | | عيارية – عيارية |
| Nucleation | | تكوين النواة |
| Nucleus – nuclei | | نواة – أنوية |
| Numerator | | البسط (رياضيات) |
| | O | |
| Octa | | ثمانية (يوناني) |
| Odd number | | عدد فردي |
| Ohm | | وحدة قياس المقاومة |
| Operation– operator | | عملية - مؤثر رياضي |
| Optimum | | مثلي أو الأكثر مناسبة |
| Orbit – orbital | | مدار – تحت مدار |
| Order | | رتبة |
| Ordinate | | محور الصادات |
| Ore | | خام |
| Organic | | عضوي |
| Orientation | | توجه |
| Orifice | | ثقب |
| Original | | أصلي |
| Oscillation – oscillator | | ذبذبة – مولد الذبذبات |

| | |
|-----------------------|----------------------------|
| Osmosis | الخاصية الاسموزية |
| Oxidant – oxidation | عامل مؤكسِد – أكس دة |
| Ozonolysis | عملية إضافة الاوزون |
| P | |
| P. m . | بعد الظهر ، مساء |
| P.S. | ملحوظة |
| Parabola | قطع مكافئ (رياضيات) |
| Parachor | خاصية للمواد الكيميائية |
| Paragraph | فقرة في الكتابة |
| Parallel | موازي |
| Partial | جُزئي ، غير كامل |
| Particle | جسم دقيق ، جسيم |
| Partition | تقسيم – توزيع |
| Paste | عجينة |
| Peak | قمة |
| Pentagon | شكل خماسي |
| Peptide | جزء من جزيء البروتين |
| Percent – percentage | النسبة المئوية |
| Perfect | تام – مثالي |
| Period – periodic | دورة – دوري |
| Permanent | مستديم |
| Permittivity | السماحية (فيزياء) |
| Permutations | تباديل (رياضيات) |
| Perpendicular to | عمودي على |
| Phase | الطور أو الصنف |
| Phenomenon, phenomena | ظاهرة (ظواهر) |
| Phosphorescence | عملية ترتبط بإعادة الإشعاع |
| Photolysis | البناء الضوئي |

| | |
|-----------------------|----------------------|
| Photosynthesis | عملية البناء الضوئي |
| Physics – physical | علم الفيزياء – طبيعي |
| Plot | رسم – خطة |
| Plus | زائد (جمع) |
| Polar – ity | قطبي – القطبية |
| Polarization | استقطاب |
| Pole | قطب |
| Poly | بداية بمعنى عديد |
| Portion | جزء |
| Positive – positivity | موجب – إيجابية |
| Potential | جهد |
| Practical | عملي |
| Precaution | احتياط |
| Preceding | سابق |
| Precipitate (ppt) | راسب |
| Precipitation | ترسيب |
| Precise – precision | دقيق – دقة |
| Predominate | سائد |
| Preparation | يحضر |
| Pressure | ضغط |
| Principle | مبدأ – قاعدة |
| Printed matter | مطبوعات |
| Prior | قبل |
| Prism | منشور |
| Probability | احتمال |
| Problem | مسألة - مشكلة |
| Product | ناتج |

| | | |
|-----------------------|---|---|
| Profile | | شكل جانبي |
| Program | | منهج - برنامج |
| Progressions | | المتواليات (رياضيات) |
| Proof | | برهان - إثبات |
| Property | | خاصية - صفة |
| Proportional to | | يتناسب مع |
| Protic | | يتعلق بالبروتون |
| Pseudo - | | بداية بمعنى كاذب |
| Pump | | مضخة |
| Pure - purity | | نقاء - نقاوة |
| Purify - purification | | ينقي - التنقية |
| Pyramid | | هرم |
| Pyrolysis | | عملية التحلل الحراري |
| | Q | |
| Quadrant | | ربع دائرة ، منقلة (هندسة) |
| Quadratic equation | | المعادلة من الدرجة الثانية |
| Qualitative | | كيفي |
| Quantitative | | كمي |
| Quantum (quanta) | | كم (جمع كم) |
| Quart | | مكيال إنجليزي |
| Quarter | | ربع الشيء |
| Question | | سؤال |
| Quiescent | | هادئ |
| Quotient | | كسر (رياضيات) |
| | R | |
| R.H.S. | | الطرف الأيمن (رياضيات) |
| Racemic mixture | | مخلوط نواتج نشطة ضوئياً لمركب تلغي بعضها فيكون المخلوط عديم النشاط الضوئي |

| | |
|------------------|-------------------------------------|
| Radical | شق |
| Radius – radii | نصف القطر – أنصاف القطر |
| Rate | معدل |
| Ratio | نسبة |
| Reactance | المفاعلة (المقاومة) للتيار المتردد |
| Reactant | مادة متفاعلة |
| Reciprocal | مقلوب (رياضيات) |
| Rectangle | المستطيل (رياضيات) |
| Reductant | مادة مختزلة |
| Reduction | الاختزال |
| Reference | مرجع |
| Reflection | انعكاس |
| Refractive index | معامل الانكسار |
| Region | منطقة |
| Regular | معتاد – منتظم |
| Reject – ion | يرفض - (يرمي) - رفض |
| Relation | علاقة |
| Repulsion | تنافر |
| Resistance | مقاومة (فيزياء) |
| Respectively | على التوالي |
| Results | نتائج |
| Reversible | عكسي (يتغير ببطء أو في خطوات كثيرة) |
| Right angle | زاوية قائمة |
| Role | دور |
| Root | جذر |
| Rule | قاعدة |
| | S |
| Saccharides | سكريات |

| | |
|---------------------|----------------------------|
| Salting out | عملية الترسيب بإضافة أملاح |
| Saponification | التصبن |
| Secondary | ثانوي |
| Sector | قطعة - جزء |
| Sequence | ترتيب |
| Series - serial | سلسلة وسلاسل ، مسلسل |
| Set | فئة (رياضيات) |
| Sigmoid | شبيه بحرف S |
| Sign | علامة |
| Similar - ity | شبيه - تشابه |
| Simultaneous - ly | متوافق - في نفس الوقت |
| Sine | جا الزاوية |
| Single | وحيد |
| Slope | الميل (رياضيات) |
| Soft - softness | طري - طراوة وليونة |
| Solar | شمسي (صفة) |
| Solvation - solvent | إذابة - مذيب |
| Sonics | علم الصوت |
| Sound | صوت |
| Source | مصدر أو أصل |
| Species | أنواع - توابل |
| Specimen | عينة |
| Spectrograph | مطياف |
| Spectroscopy | علم الأطياف |
| Spontaneous - ly | ذاتي أو تلقائي - ذاتيا |
| Square | مربع |
| Stability | ثبات |

| | |
|--------------------|------------------------|
| Stagnant | ساكن أو هادي |
| Standard | قياسي |
| Standardization | قياسية |
| Statics | علم الاستاتيكة |
| Statistics | علم الإحصاء |
| Stimulation | إثارة أو تنبيه |
| Stimulus – stimuli | منبه – منبهات |
| Stock solution | محلول مركز |
| Structure | تركيب |
| Sub | بداية بمعنى أقل أو تحت |
| Sublimation | عملية التسامي |
| Subscript | عدد أو رمز يكتب أسفل |
| Subset | فئة جزئية (رياضيات) |
| Substance | مادة |
| Summary | ملخص |
| Substituent | مجموعة استبدالية |
| Sum – summation | مجموع – جمع |
| Supper | فوق (أعلى) - خارق |
| Surfactant | مادة تمتص على السطح |
| Surroundings | الأشياء المجاورة |
| Survey | عملية مسح النتائج |
| Susceptibility | قابلية - حساسية |
| T | |
| Tangent (tan) | ظل الزاوية – المساس |
| Temporary | مؤقت |
| Tendency | ميل أو انحراف |
| Tension | توتر |

| | | |
|-----------------------|---|-------------------------|
| Tertiary | | ثلاثي |
| Therm, - al | | حرارة – حراري |
| Thermodynamics | | علم الديناميكا الحرارية |
| Toxic | | سام |
| Transition , - al | | انتقال – انتقالي |
| Translation | | ترجمة |
| Triangle | | مثلث |
| Triple , triply | | مقدار مضاعف 3مرات |
| Type , typical | | نوع- نوعي أو تقليدي |
| | U | |
| Ultimate , -ly | | أخير – نهائي - أخيرا |
| Ultra | | بداية بمعنى فوق |
| Uncertainty principle | | مبدأ الشك |
| Union | | اتحاد |
| | V | |
| Vacuum | | فراغ (فيزياء) |
| Valence | | تكافؤ (التيار) |
| Valid | | صحيح أو قانوني |
| Vapor | | بخار |
| Vaporization | | عملية التبخر |
| Variable | | متغير (رياضيات) |
| Variation | | تغير |
| Various | | متعدد |
| Vector | | متجه (رياضيات) |
| Velocity | | سرعة |
| Versus (vs.) | | ضد - مقابل |
| Vibrator , - al | | ذبذبة – مقابل |
| Viscosity | | لزوجة |

| | | |
|--------------------|---|-------------------|
| Viscous | | لزج |
| Voltage | | وحدة قياس الجهد |
| volume, volumetric | | حجم - قياس حجمي |
| | W | |
| Wax | | شمع |
| Weight | | وزن |
| Welding | | لحام (للمعادن) |
| Work | | شغل (فيزياء) |
| | Y | |
| Yeast | | خميرة |
| Yield | | نتاج أو محصول |
| | Z | |
| Zigzag line | | خط متعرج |
| Zinc | | خارصين ، زنك |
| Zone | | منطقة |
| Zymo -, zym- | | بداية بمعنى تخمير |

المراجع

المراجع العربية :

- 1- أحمد عبد العزيز العويس و سليمان حماد الخويطر و عبد العزيز إبراهيم الواصل و عبد العزيز عبد الله السحيباني، الكيمياء العامة ، دار الخريجي، الرياض، 1996 م.
- 2- جوردن م بارو، الكيمياء الفيزيائية، ترجمة أحمد محمد عزام، دار ماجروهيل، 1982 م.
- 3- سليمان حماد الخويطر و عبد العزيز عبد الله السحيباني، الثرموديناميك الكيميائي، دار الخريجي، الرياض، 1998 م.
- 4- سمير مصطفى المدني، أساسيات الكيمياء العامة، جامعة الملك سعود- النشر العلمي و المطابع، الرياض، 1993 م.

المراجع الأجنبية :

- 1- Ralph H. Petruccii and William S. Harwood, **General Chemistry, Principle and Modern Applications**, Prentice-Hall, New Jersey, 1997.
- 2- James E. Brady and John R. Holum, **Chemistry, The study of Matter and its Changes**, Wiley, New York, 1993.
- 3- Petter Atkins and Loretta Jones, **Chemistry, Matter and Change**, 3rd Edition, W.H. Freedman and Co., New York, 1997.
- 4- James E. Brady, **General Chemistry, Principles and Structure**, 5th Edition, Wiley, New York, 1990.
- 5- David E. Goldberg, **Schaum's Outline Series, Theory and Problems of Chemistry Foundations**, International Editions, McGraw-Hill, New York, 1991.
- 6- James E. Brady and John R. Holum, **Fundamentals of Chemistry**, 3rd Edition, Wiley, New York, 1988.
- 7- Raymond Chang, **Chemistry**, 5th Edition, International Edition, McGraw-Hill, New York, 1994.
- 8- R. Abu-ETTA, Y. Essa and A. El-Ansary, **General Chemistry**, Cairo University Press, 1998.
- 8- P.W. Atkins, **Physical Chemistry**, Oxford Press, Oxford, UK, 1982.
- 9- G.M. Barrow, **Physical Chemistry**, MacGraw-Hill, New York, USA, 1996.
- 10- Maurice Wahba, Hanna A. Rizk, **Introduction to Physical Chemistry**, Anglo-Egyptian, 1978.
- 11- Robert A. Alberty and Robert J. Silby, **Physical Chemistry**, Wiley, New York, 1992.

المحتويات

| | | |
|-------|------------------------------|--------------------------|
| - 2 | Chemical Calculus | الحساب الكيميائي |
| - 17 | | امتحان ذاتي |
| - 18 | | إجابة الامتحان الذاتي |
| - 21 | | التركيب الذري |
| - 40 | | إجابة الاختبار الذاتي |
| - 44 | : Periodic Table of Elements | الجدول الدوري للعناصر |
| - 54 | | إختبار ذاتي |
| - 58 | : Chemical bonding | الربط الكيميائي |
| - 79 | | إختبار ذاتي |
| - 80 | | إجابة الاختبار الذاتي |
| - 83 | | حالات المادة: |
| - 94 | | إختبار ذاتي |
| - 95 | | إجابة الاختبار الذاتي |
| - 98 | : Chemical equilibrium | الاتزان الكيميائي |
| - 102 | | إختبار ذاتي |
| - 105 | : Electrolytes | الإلكتروليتات |
| - 119 | | إختبار ذاتي |
| - 120 | | إجابة الاختبار الذاتي |
| - 122 | | نموذج اختبار (1) |
| - 123 | | نموذج اختبار (2) |
| - 124 | | نموذج اختبار (3) |
| - 125 | | حل نموذج الاختبار الأول |
| - 127 | | حل نموذج الاختبار الثاني |
| - 129 | | حل نموذج الاختبار الثالث |
| - 131 | | بعض الثوابت المهمة |
| - 131 | | اسم الثابت |

| | | |
|-------|---|------------------------|
| - 132 | - | تحويلات مهمة |
| - 132 | - | $1K=1^{\circ}C+273.16$ |
| - 132 | - | الضغط |
| - 133 | - | الكمية |
| - 134 | - | اللاحقة الأمامية |
| - 134 | - | رمز اللاحقة الأمامية |
| - 134 | - | المعنى |
| - 136 | - | ألومنيوم |
| - 144 | - | معلومات رياضية |
| - 170 | - | المراجع |

