المملكة العربية السعودية

وزارة التعليم
الإدارة العامة للتعليم بمنطقة مكة المكرمة
الرقم (٢٨٠)
الشئون التعليمية
إدارة نشاط الطالبات

بسم الله الرحمن الرحيم

وزارة التعليم
Ministry of Education

الحقيبة التدريبية للأولمبياد الوطني للكيمياء للمرحلة الثانوية

تقديم المشرفة التربوية بإدارة نشاط الطالبات

لمياء عبود باسليمان

مديرة إدارة نشاط الطالبات

لمياء عبد العزيز بشاوري

إ. البنيان

بعض المهارات في الحسابات الكيميائية

١. مهارة فهم المعادله الرياضية.... مدلولاتها و العلاقات التي تمثلها .... و القيم التي من الممكن نحسبها من هذه المعادله ...

$$Pv = n\,RT$$

- حيث .. P الضغط يقاس atmبالضغط الجوي ، V ... الحجم باللتر ، n عدد المولات وحدته مول ، R ثابت العام للغازات ، T درجة الحراره بالكالفين
- من هذه المعادلة نستنتج أن الضغط يتناسب تناسب طردي مع درجة الحراره و عدد المولات و عكسي مع الحجم
- يمكننا استنتاج وحدة الثابت R

$$R = Pv / n\,T$$

- ضغط جو في اللتر على مول في كالفين

- تستطيع قياس أي كميه من هذه الكميات منفصله باجراء تعديل بسيط و عليه

$$T = pv/Rn$$
$$p = n\,RT/v$$
$$v = n\,RT/p$$
$$n = pv/RT$$

- يمكننا اشتقاق أو حساب كميات ... من المعادله السابقة
- مثل حساب الوزن الذري

$$M = mRT/PV$$

- مثل حساب الكثافة (d)

$$d = \text{Molar mass} \times P / RT$$

٢. مهارة الحل بطريقة سريعة أو مختصره

- فعلى سبيل المثال لو طلب حساب الوزن الجزيئي من المعادله السابقة

$$Pv = n\,RT$$

- ممكن أن تحل في خطوتين

$$n = pv/RT$$

$$n = m/\text{Molar mass}$$

- أو في خطوة واحده

$$\text{Molar mass} = mRT/pv$$

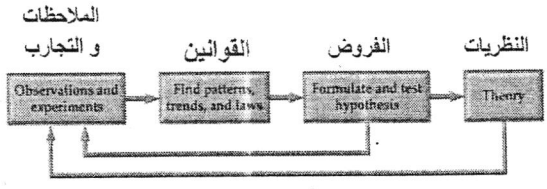
- مهارة ربط المعلومات ببعض واستنتاج الحل الصحيح

مثال

- بدون اجراء أي عمليات حسابية أيا من المواد التالية له أكثر كثافة اذا علمت أن لها نفس الحجم (معلومة مساعده) ان الواحد مول من أي ماده يساوي الوزن الجزيئي .
- 1مول من محلول الامونيا NH_3
- 1 مول من محلول هيدرواكسيد الصوديوم NaOH
- 1 مول من محلول حامض الهيدروكلوريك HCl

مبادئ الكيمياء

- الكيمياء
- الطريقة العلمية
- الطريقة العلمية هي الخطوات التي نتبعها للوصول الى حل للمشاكل



تصنيف المواد

- الماده أي شيئ يشغل حيز و له كتلة .
- الخليط من مادتين أو أكثر بحيث يمكنهم رجوعهم الى حالتهم الاصلية
- الخليط المتجانس لهم نفس الشكل (مثل السكر في الماء)
- الخليط الغير متجانس ليس لهم نفس الشكل (مثل الرمل و الحديد)
- الماده النقية صوره من صور الماده لها تركيب و خصائص متسابه
- العنصر هي أبسط صوره للماده التي لايمكن تحويلها الى صوره ثابته (الاكسجين)
- المركب هي عباره عن مادتين و أكثر تتحد كيميائيا بنسب ثابته (الماء) النسبة $2H:O$

خواص المواد

- خواص مركزة Extensive Property
  - هي عباره عن خواص تعتمد على كمية الماده مثل الكتلة و الحجم
- خواص شاملة Intensive Property
  - هي عباره عن خواص لا تعتمد على كمية الماده. مثل الكثافة و درجة الحراره.
- Macroscopic properties
  - هي عباره عن خواص يمكننا قياسها مباشرة مثل الحجم و الكتلة.
- Microscopic properties
  - هي عباره عن خواص لا تقاس مباشرة مثل عدد المولات ، الكتلة الجزيئية و كتلة ذره من أي عنصر (سنعرف كيف نحسبها في المحاضره القادمه)

النظام العالمي للوحدات
SI UNITS

الكمية المقيسة	الوحدة	الرمز
الكتلة	كيلوجرام	kg
الطول	المتر	m
الزمن	الثانية	sec
التيار الكهربائي	الامبير	A
درجة الحرارة	الكالفين	K
شدة الإضاءة	الكاندلا (الشمعة)	cd
كمية المادة	مول	mol

النظام المتري

Prefix	Abbreviation	Meaning	Example
Giga	G	10^9	1 gigameter (Gm) = 1×10^9 m
Mega	M	10^6	1 megameter (Mm) = 1×10^6 m
Kilo	k	10^3	1 kilometer (km) = 1×10^3 m
~~Deci~~	~~d~~	10^{-1}	~~1 decimeter (dm) = 0.1 m~~
Centi	c	10^{-2}	1 centimeter (cm) = 0.01 m
Milli	m	10^{-3}	1 millimeter (mm) = 0.001 m
Micro	μ^a	10^{-6}	1 micrometer (μm) = 1×10^{-6} m
Nano	n	10^{-9}	1 nanometer (nm) = 1×10^{-9} m
Pico	p	10^{-12}	1 picometer (pm) = 1×10^{-12} m
Femto	f	10^{-15}	1 femtometer (fm) = 1×10^{-15} m

1m

[a]This is the Greek letter mu (pronounced "mew").

كيمياء STICh

الفريق السعودي لأولمبياد الكيمياء

الحساب بالأرقام المعنوية

- الجمع و الطرح

عند جمع أو طرح الأعداد المعنوية فإن النتيجة تكون متضمنة لعدد من الأرقام على يمين العلامة العشرية ، بحيث يكون عددها مساويا لأقل الأرقام المتضمنة في الكميات التي تم جمعها أو طرحها مع مراعاة قواعد التقريب .

٤,٨٣ + ٢,١ = ٦,٩٣ ..... الجواب = ٦,٩

- الضرب و القسمة
- عدد الأرقام المعنوية في حاصل الضرب و خارج القسمة يجب أن يساوي عددها في أقل الأعداد المضروبة أو المقسومة .

٨,٤٢ × ٣,٠ = ٢٥,٢٦ ..... الجواب = ٢٥

- اللوغاريتمات
- ناتج اللوغاريتم (log) يجب أن يحتوي على منازل عشرية مساوية لعدد الأرقام المعنوية للرقم الذي أخذ له اللوغاريتم.

مثال : لو ١,٢٣٠٠ (خمسة أرقام معنوية) 0.089905111 = (بالآلة الحاسبة) = ٠,٠٨٩٩٠٥ (تحويل إلى خمسة أرقام معنوية) 0.08991= (عندالتقريب مع ملاحظة وجود خمسة منازل عشرية مقابلة لخمسة أرقام معنوية للوغاريتم المحوّل) .

مسائل و تدريبات

الحسابات الكيميائية

اليوم الأحد ٢- - ١٤٣ هـ

- النظرية الذرية الحديثة
- تركيب الذرة
- العدد الذري ، عدد الكتلة ، و النظائر
- الجدول الدوري
- الجزيئات و الايونات
- أنواع الصيغ الكيميائية
- الكتلة المولاريه للعنصر الكتلة الجزيئية للمركبات
- المول وعدد أفوغادرو

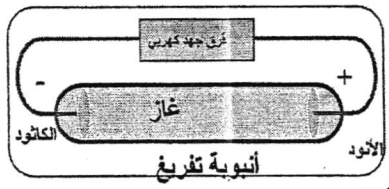
النظرية الذرية الحديثة

- **دالتون هو أول من وضع نظرية عن تركيب الذرة معتمدا على التجربة و الحقائق العلمية . و كانت فرضياته على النحو التالي :**
  1. أن المادة تتكون دقائق صغيره من المادة لا تنقسم و لا تتفتت تسمى ذرات"
  2. و هذه الذرات متطابقة في العنصر الواحد و تختلف من عنصر لاخر .
  3. التفاعل الكيميائي يشمل فصل ، اتحاد و اعادة ترتيب الذرات و لكن لا ينتج عن ذلك تكون ذرات جديده.
  4. تتكون المركبات عندما تتحد ذرات لأكثر من عنصر واحد معطية مركباً يمتلك دوماً نفس العدد والنوع من الذرات.
- قانون حفظ الكتلة الكتلة الكلية للمركبات عند نهاية التفاعل الكيميائي هو نفس الكتلة للمركبات الموجودة قبل حدوث التفاعل
- قانون النسب الثابتة في أي مادة كيميائية نقية، توجد العناصر دائماً بنسب ثابتة من حيث الكتلة
- قانون النسب المضاعفة:عند تكوين مركبين مختلفين من نفس العنصرين فإن النسبة بين كتلتي أحد العنصرين، التي تتفاعل مع كتلة ثابتة من العنصر الأخر هي نسبة عددية بسيطة. CO ,CO_2

*لم يتطرق دالتون الى وصف شكل أو تركيب الذره

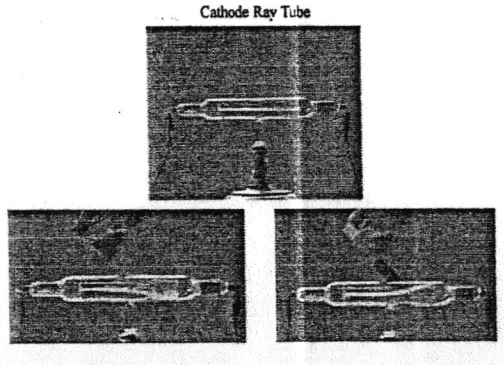
اكتشاف الشكل الذري – اكتشاف الالكترونات

- عند دراسة العلماء لتجربة التفريغ الكهربائي(إنتقال الكهرباء خلال الغازات المخلخلة) ... أستخدموا أنبوبة التفريغ الكهربائي



اكتشف بلوكر :

أنه إذا حدث تفريغ كهربائي بين قطبين أحدهما سالب و الآخرى موجب تحت تأثير فرق جهد مرتفع في أنبوبة زجاجية وبها غاز تحت ضغط منخفض تنبعث من الكاثود حزمة من الأشعة تسمى أشعة الكاثود تسير في خطوط مستقيمة وعند اصطدامها بجدار الأنبوبة المقابل تومض وميضا



نموذج رذرفورد

- الذرة تشبه المجموعة الشمسية (نواة مركزية يدور حولها على مسافات شاسعة الالكترونات سالبة الشحنة)
- الذرة معظمها فراغ (لأن الذرة ليست مصمتة وحجم النواة صغير جدا بالنسبة لحجم الذرة)
- تتركز كتلة الذرة في النواة (لأن كتلة الالكترونات صغيرة جدا مقارنة بكتلة مكونات النواة من البروتونات والنيوترونات)
- يوجد بالذرة نوعان من الشحنة (شحنة موجبة بالنواة وشحنات سالبة على الالكترونات
- الذرة متعادلة كهربيا لأن عدد الشحنات الموجبة (البروتونات) يساوي عدد الشحنات السالبة (الالكترونات)
- تدور الالكترونات حول النواة في مدارات خاصة
- يرجع ثبات الذرة الى وقوع الالكترونات تحت تأثير قوتين متضادتين في الاتجاه متساويتين في المقدار هما قوة جذب النواة للالكترونات وقوة الطرد المركزي الناشئة عن دوران الالكترونات حول النواة
- عيوب نموذج رذرفورد
- الذرة ليست متزنة ميكانيكيا (بما الالكترون يدور حول النواة في مسار دائري فانه حسب نظرية ماكسويل يشع أمواجا كهرومغناطيسية ويفقد جزءا من طاقته وبالتالي يدور في مسار حلزوني حتى يلتصق بالنواة وهذا لايحدث
- لم يستطع تفسير الطيف الخطي

رموز العناصر

رمز العنصر

العدد الذري A (عدد البروتونات أو الالكترونات)

عدد الكتلة Z(مجموع عدد البروتونات والنترونات)

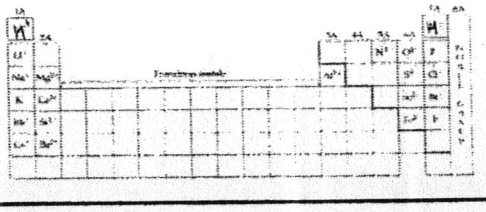
- كل عنصر يعرف باسمه، ويمثل العنصر برمزه الكيميائي باستخدام حرف واحد أو اثنين حيث يكتب الحرف الاول بالحرف الكبيره و الحرف الثاني بالاحرف الصغيره .
- مثال البروم Br و الكالسيوم Ca الكلور Cl وليس CL
- يعتبر العدد الذري و هو عدد البروتونات في النواه (و هو مساوي لعدد الالكترونات) عدد مميز لكل عنصر و هو مثل بصمة اليد للانسان حيث لايوجد ذرتين لهم نفس عدد العدد الذري .
- عند فقد الذره لالكترون فان العدد الذري يبقى كماهو لا يتغير و لكن عدد الالكترونات يقل . (لماذا)

النظائر

- النظائر عباره عن ذرات لنفس العنصر لها نفس العدد الذري و تختلف في عدد الكتلة (بمعنى أخر في عدد النيترونات) .

$$^{11}_{6}C \quad ^{12}_{6}C \quad ^{13}_{6}C \quad ^{14}_{6}C$$

- عندما تخسر أو تربح الذرات الكترونات تسمى أيونات
- الكاتيونات تكون موجبة الشحنة وتتكون من العناصر في الطرف الأيسر من الجدول الدوري
- الانيونات تكون سالبة الشحنة وتتكون من العناصر في الطرف الأيمن من الجدول الدوري



مثال

Example

Determine the number of electrons, protons, and neutrons for K^+, Br-, Ar, Al^{3+}

	Electrons	Neutrons	protons
$^{39}_{19}K^+$	18	20	19
$^{80}_{35}Br^-$	36	45	35
$^{40}_{18}Ar$	18	22	18
$^{27}_{13}Al^{3+}$	10	14	13

الجدول الدوري

- توصل العالم الروسي ديمتري مندليف الي ان خواص العناصر تابع دوري لاوزانها الذرية
- تمكن من ترتيب العناصر المعروفة في ذلك الوقت في خطوط افقية وراسية تبعا لازدياد اوزانها الذرية
- لاحظ اوجه الشبه والاختلاف بين العناصر نتيجة هذا الترتيب
- ضم هذه العناصر في جدول عرف باسمه
- ترك فراغات للعناصر التي لم تكتشف بعد وتنبأ بخواصها وخواص بعض مركباتها

الجدول الدوري الحديث

- قام هنري موزلي بإعادة ترتيب العناصر بحسب العدد الذري.
- الجدول الدوري ينقسم الى:
  - أعمدة رئسية (من أعلى الى أسفل) تسمى مجموعة group العناصر الموجوده في نفس المجموعه لهم نفس الخواص الكيميائية كما تحتوي على نفس العدد من الإلكترونات في المدار الاخير.
  - صفوف أفقية من اليمين الى اليسار تسمى دورات (Period)والعناصر في الدورة الواحدة تحتوي على العدد نفسه من المدارات الرئيسية
- بمعرفتنا لموقع العنصر يمكننا معرفة العديد من خواصه . ماهي ؟

مقارنة بين العناصر الفلزية واللافلزية

الخاصية	الفلزية	اللافلزية
شكل نوع المادة	صلبة	سائل،صلب،غازي
الإيصال للحرارة والكهرباء	موصل جيد	رديئة التوصيل
اللمعان	له لمعان وبريق	ليس لها لمعان
قابليتها للطرق والسحب	قابل	غير قابل

أنواع المركبات

مركبات أيونية	مركبات تساهمية
ناتجه عن تكون الرابطه الايونية	ناتجه عن تكون الرابطه التساهمية
تتكون بين الفلزات و اللافلزات	تتكون بين اللافلزات و اللافلزات أو بين اللافلزات و أشباه الفلزات
من أمثلتها .... كلوريد الصوديوم	من أمثلتها .... الميثان

أنواع الصيغ

- **الصيغة الاولية**
  - هي أبسط نسبة صحيحة ترتبط فيها الذرات ببعضها البعض .
  - H_2O , CO_2 , H_2SO_4
- الصيغة الجزيئية
  - هي صيغة توضح العدد الفعلي للذرات الموجوده في المركب.
  - في بعض الاحيان تكون الصيغة الاولية للمركب هي نفسها الصيغة الجزيئية
  - H_2O , CO_2 , H_2SO_4
  - و في مركبات تختلف الصيغة الاولية عن الصيغة الجزيئية
    - CH_2O , $C_6H_{12}O_6$
    - C_2H_6 , CH

مثال ١

كم عدد جرامات المنجنيز الموجوده في ٠,٣٥٦ مول من المنجنيز Mn

Molar mass of Mn = 54.94 g

1 mol Mn ≡ 54.94 g Mn
0.356 mol Mn ≡ x g Mn

$$x = \frac{0.356mol \times 54.94g}{1mol} = 19.6g$$

مثال ٢

كم عدد ذرات الزنك الموجوده في ٠,٣٥٦ مول من لزنك Zn

Molar mass of Zn = 65.39 g

1 mol Zn ≡ 6.022×10^{23} atoms
0.356 mol Zn ≡ x atoms

$$x = \frac{0.356mol \times 6.022\times10^{23}\ atoms}{1mol} = 2.14\times10^{23}\ atoms$$

مثال ٣

ماهو وزن ذرة واحده من الكبريت S

Molar mass of S = 32.07 g

32.07 g ≡ 6.022×10^{23} atoms
x g ≡ 1 atom

$$x = \frac{1atoms \times 32.07\ g}{6.022\times10^{23}\ atoms} = 5.325\times10^{-23}\ g$$

مسائل و تدريبات

الحسابات الكيميائية
اليوم الأثنين ٣-[illegible]-١٤٣ هـ

- جهاز طيف الكتلة Mass spectrometer
- النسبة المئوية للتركيب
- حساب الصيغة الاولية
- العلاقة بين الصيغة الاولية و الجزيئية
- التفاعلات الكيميائية و المعادلات الكيميائية الموزونه
- أنواع التفاعلات
- كمية المواد المتفاعلة و الناتجه
- الكاشف المحدد
- النسبة المئوية للناتج reaction yield

- احسب الصيغة الاولية لفتامين سي C الذي يتكون من ٤٠,٩٢% من الكربون ، ٤,٥٨ هيدروجين و ٥٤,٥ أكسجين .
- نعتبر أن العينه وزنها ١٠٠ و نعتبر هذه النسب المئوية أنها أوزان

ايجاد عدد المولات	قسمة الناتج على أصغر عدد
$n_C = \frac{40.92\,g}{12.01\,g/mol} = 3.407\,mol$	$C: \frac{3.407}{3.406} = 1$
$n_H = \frac{4.58\,g}{1.008\,g/mol} = 4.54\,mol$	$H: \frac{4.54}{3.406} = 1.33$
$n_O = \frac{54.50\,g}{16.00\,g/mol} = 3.406\,mol$	$O: \frac{3.406}{3.406} = 1$

- نجد أن نسبة ذرة الهيدروجين كسر و لكي نحولها لعدد صحيح نستخدم مايسمى بطريقة التجربة و الخطاء trial and error و فيها نضرب الكسر في عدد من ١ ثم ٢ .... الخ حتى نحصل على عدد صحيح كالاتي .

This can be done by trial and error:

$1\times1.33 = 1.33$
$2\times1.33 = 2.66$
$3\times1.33 = 3.99 \approx 4$

$C_{1x3}H_{3x1.33}O_{3x1}$
The simple formula of vitamin C is $C_3H_4O_3$

العلاقة بين الصيغة الاولية EMPIRICAL FORMULA و الجزيئية MOLECULAR FORMULA

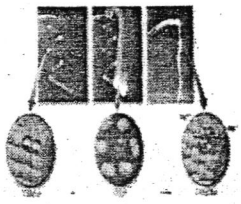
- لكي نحصل على الصيغة الجزيئية من الصيغة الاولية ... نضرب عدد الذرات في الصيغة الاولية في عدد (نسبة) لكي نحصل على الصيغة الجزيئية.

$C_{1x3}H_{3x1.33}O_{3x1}$
The simple formula of vitamin C is $C_3H_4O_3$

- لكي نحسب هذه النسبة يمكننا عن طريق قسمة الكتلة الجزيئية (للصيغة الجزيئية) على كتلة الصيغة الاولية

$$\text{Ratio} = \frac{\text{molar mass of molecular formula}}{\text{molar mass of empirical formula}}$$

أنواع التفاعلات

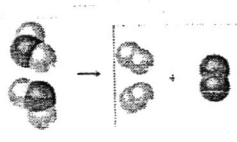


- تفاعلات الاتحاد المباشر
- في هذا النوع من التفاعلات يتفاعل مادتان أو أكثر لتكوين ناتج واحد

أمثلة

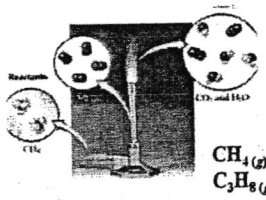
- $2\,Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\,MgO_{(s)}$
- $N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \longrightarrow 2\,NH_{3(g)}$
- $C_3H_{6(g)} + Br_{2(l)} \longrightarrow C_3H_6Br_{2(l)}$

- تفاعلات التفكك (الانحلال)
- في تفاعلات التفكك مركب واحد يتكسر إلى مركبين أو أكثر



$CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$
$2\,KClO_{3(s)} \rightarrow 2\,KCl_{(s)} + O_{2(g)}$
$2\,NaN_{3(s)} \rightarrow 2\,Na_{(s)} + 3\,N_{2(g)}$

- تفاعلات الإحتراق
- تعتبر هذه التفاعلات سريعة منتجة لهب
- بشكل عام تشمل الهيدروكربونات التي تتفاعل مع الاوكسجين في الهواء



$CH_{4(g)} + 2\,O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(g)}$
$C_3H_{8(g)} + 5\,O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(g)}$

كمية المواد المتفاعلة و الناتجه

- يمكننا حساب الكمية المواد المتفاعلة أو الناتجه بمعلومية المعادله الموزونه.
- في تفاعل الفضة مع الكبريت ما هي كمية جرامات الفضة اللازمة للتفاعل مع 1 جرام من الكبريت.
- حساب عدد مولات 1جم من الكبريت وهي

تساوي 1 جم ÷ الوزن الذري للكبريت 32 جم/مول = 0.03 مول

ثانيا : يتم حساب عدد مولات الفضة باستخدام المقص التالي :

2Ag(s)	S(s)
2.0 mol	1.0 mol
x mol	0.031 mol

إذاً عدد مولات الفضة = (2 مول 0.031 x مول) ÷ 1.0مول = 0.062 مول

ولحساب كمية الفضة بالجرامات يجب معرفة الوزن الذري لها هو 107.9 جم/مول

إذاً كمية الفضة بالجرامات = 0.062 مول 107.9 x جم/مول = 6.74 جم

التركيب الذري و الجدول الدوري
الثلاثاء ٤-٨-١٤٣٢

- نظرية الكم
- نظرية بور لذرة الهيدروجين
- نظرية شرودنجر و أعداد الكم الاربعة
- الافلاك الذرية و التركيب الالكتروني
- الصفات الدورية لعناصر الجدول الدوري (الحجم ، طاقة التأين ،السالبية الكهربية ، الالفة الالكترونية الصفة الفلزية و الغير فلزية)

نظرية الكم

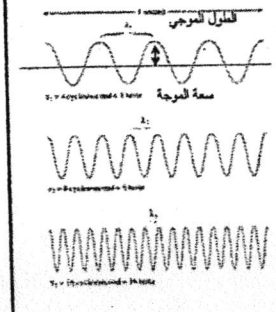
- ظهرت كيمياء الكم عندما فسلت الفيزياء عن تفسير عدد من الظواهر و هي :
  - إشعاع الجسم الأسود (الكارثة فوق البنفسجية).
  - الظاهرة الكهروضوئية.
  - طيف ذرة الهيدروجين.

- يعتبر العالم ماكس بلانك هو أول من وضع أسس كيمياء الكم التي أعطت تفسيرا مقبولا للظواهر السابقة.
- قبل الحديث عن نظرية الكم لبلانك سنتحدث أولا عن صفات الموجات و بعض أنواعها .

* ملف شيق عن نظرية الكم في الCD المرفق

خصائص الموجات

- الطول الموجي λ wave length و هي عباره عن المسافة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين .
- التردد υ frequency هي عباره عن عدد الموجات التى تمر في نقطة ما في الثانية. و تقاس بوحدة الهرتز Hz التى تساوي s^{-1}

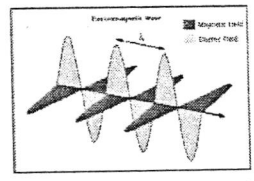


- سعة الموجة Amplitude هي المسافه من قمة الموجة الى منتصفها
- سرعة الموجه u عباره عن حاصل ضرب طولها الموجي λ في ترددها υ.

$$u = \lambda \upsilon$$

الأشعة الكهرومغناطيسية - ELECTROMAGNETIC RADIATION

- تتكون عادة من موجتين ، موجة يتردد فيها مجال كهربائي عمودي على موجة يتردد فيها مجال مغناطيسي ، ويتميز الإثنان بنفس طول الموجة.
- تتحرك الموجات الكهرومغناطيسية في الفضاء بسرعة كبيرة ألا وهي سرعة الضوء أي بسرعة ٢٩٩٧٩٦٠٠٠ متر في الثانية

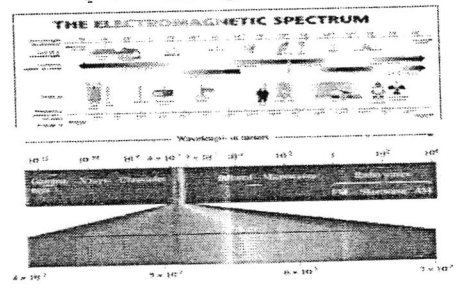


$c = \lambda \upsilon = 3x10^{8}$ m/s

$\lambda = c/\upsilon$

العلاقة بين التطول الوجي و التردد علاقة عكسية

تصنيف الإشعاع الكهرومغناطيسي



ترددات أقل
طول موجي أعلى

ترددات أعلى
طول موجي أقل

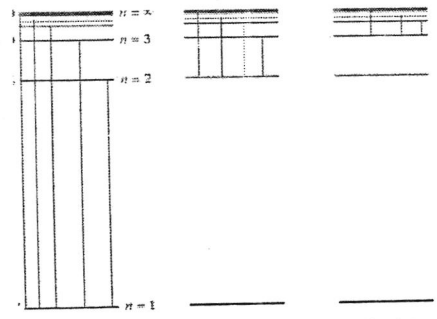
نظرية الكم

- افترض بلانك أن ذرات أو جسيمات المادة المشعة لا تبعث الطاقة أو تمتصها بشكل مستمر بل على شكل كميات من الطاقة تتناسب مع تردد الإشعاع الذي يبعثه أو يمتصه الجسم

$$\Delta E = n\,h\,\nu$$

- $n = 1, 2, \ldots$ الأشعة المنبعثة من الجسم الأسود إنما هي من مضاعفات الكم hν
- $h = 6.626 \times 10^{-34}$ J.s : h ثابت بلانك
- التردد frequency

سلاسل الأشعة المنبعثة في ذرة الهيدروجين

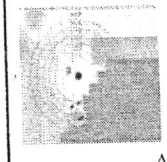


Lyman series
Series
Ends at n=1
UV

Balmer Series
Ends at n=2
visible

Paschen
Ends at n=3
Infra-red

- و ضع بور طاقة المدار الواحد بالمعادلة التالية



$$E = -2.178\times10^{-18}\,\text{J}\left(\frac{1^2}{n^2}\right)$$

- لالكترون ينتقل من مستوى $n_{initial}$ إلى مستوى آخر n_{final}

$$\Delta E = -2.178\times10^{-18}\,\text{J}\left(\frac{1}{n_{final}^2} - \frac{1}{n_{initial}^2}\right)$$

- القيمة 2.178 X 10 -18 هي ثابت بريدبيرغ و رمزه R_H
- المشكلة أن نموذج بور لا يمكن تطبيقه إلا على ذرة الهيدروجين فقط أو على أشباه ذرة الهيدروجين ذات الالكترون الواحد He^+, Li^{2+}, Be^{3+}, B^{4+}.

الطبيعة المزدوجه للالكترون

- هناك سؤال حير العلماء و هو هل الالكترون جسيم أم موجه و بفضل نظرية الكم لبلانك أستطاع العلماء الاجابه على هذا السؤال.
- الاشعة الكهرومغناطيسية لها طبيعة مزدوجة(موجة-مادة)
- إذن كل المواد تمتلك خصائص مادية أو جسيمية و خصائص موجية
- وبعبارة أخرى :إن للمادة خصائص مزدوجة.

Mass: 1 kg 1×10^{-31}kg كتلة مهملة

خصائص جسيمية

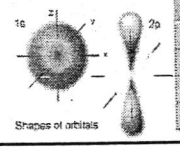
خصائص موجية

العدد الكمي الثانوي(l)

تحتوي مستويات الطاقة الرئيسية عدا المستوى الأول على عدة مستويات فرعية وهي مرتبة بحسب تزايد طاقتها كما يلي s ← p ← d ← f

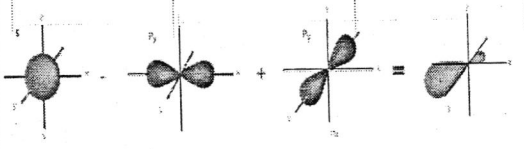
يصف العدد الكمي الثانوي شكل المستوى الفرعي الذي يتحرك فيه الإلكترون ويرمز له بالرمز (ل) أو (l) ويأخذ القيم العددية ابتداء من الصفر إلى أعلى قيمة (n-1)

قيم (ل)	المستوى الفرعي	شكل المستوى الفرعي
صفر	s	كروي
١	p	أجراس صماء
٢	d	معقد
٣	f	أكثر تعقيدا



العدد الكمي الثانوي(l)

قيم العدد الكمي الرئيسي (n)	قيم العدد الكمي الثانوي (ل)	رمز المستوى الفرعي
١	صفر	1s
٢	صفر ، ١	2s , 2p
٣	صفر ، ١ ، ٢	3s , 3p , 3d
٤	صفر ، ١ ، ٢ ، ٣	4s ,4p , 4d , 4f



العدد الكمي المغناطيسي(m_l)

يعبر عن اتجاه المدارات التي يتكون منها كل مستوى فرعي في الفراغ
يأخذ القيم الصحيحة من (- l) إلى (+ l) بما فيها قيمة الصفر

تعبر قيم العدد الكمي المغناطيسي عن عدد المجالات (عرف الالكترونات) الموجودة في كل مستوى

$m_l = [\ 2(l) + 1\ ]$

l	ml	عدد غرف الالكترونات (المجالات)
صفر	صفر	١
١	+١ ، صفر ، -١	٣
٢	+٢ ، +١ ، صفر ، -١ ، -٢	٥
٣	+٣ ، +٢ ، +١ ، صفر ، -١ ، -٢ ، -٣	٧

مبدأ باولي للاستبعاد

"لا يوجد إلكترونان في ذرة ما ، لهما قيم أعداد الكم الأربعة نفسها"

يسمى الإلكترونان اللذان يتساويان في جميع أعداد الكم ويختلفان في اتجاه الدوران الذاتي
بالزوج الالكتروني المقترن

Orbital diagram

^{2}He ↑↑ $1s^2$ ✗

^{2}He ↑↓ $1s^2$ ✓

قواعد توزيع الالكترونات في مستويات الطاقة

أولاً : قواعد توزيع الالكترونات في مستويات الطاقة الفرعية

"مبدأ البناء التصاعدي"

تشغل الإلكترونات في الذرة في مجالات المستويات الفرعية الأقل طاقة فالأكثر طاقة

قواعد توزيع الالكترونات في مستويات الطاقة

أولاً : قواعد توزيع الالكترونات في مستويات الطاقة الفرعية

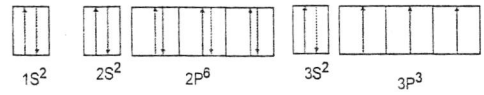
"مبدأ البناء التصاعدي"

ترتب الإلكترونات في الذرة على أساس الترتيب التالي

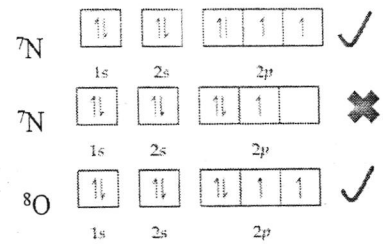
$1s < 2s\ 2p < 3s\ 3p < 4s\ 3d\ 4p < 5s\ 4d\ 5p$

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

مستخدما قواعد توزيع الالكترونات طبق قاعدة هوند على التوزيع الالكتروني لذرة الفسفور $_{15}P$



ايا من التوزيعات التالية صحيح حسب قاعدة هوند



الشذوذ عن قاعدة هوند

- هما عنصران الكروم (Cr_{24}) والنحاس (Cu_{29}) لأن الترتيب الالكتروني
- الذي يجعل عنصر الكروم في الوضع الأكثر ثباتا هوالذي يتحقق الثبات بنصف امتلاء تحت الغلاف (3d) بالالكترونات أما بالنسبة لعنصر النحاس فيحصل الثبات بامتلاء تحت الغلاف (3d) بالالكترونات :

$_{24}Cr: {}_{18}[Ar]\ \ 4s^1\ \ 3d^5$

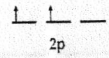
$_{29}Cu : {}_{18}[Ar]\ \ \ 4s^1\ \ 3d^{10}$

البارامغناطيسية PARAMAGNETIC والديامغناطيسية DIAMAGNETIC

الخاصية البارامغناطيسية

- وتظهر هذه الخاصية في الأيونات أو الذرات أو الجزيئات التي يكون فيها مدارات تشغلها إلكترونات منفردة unpaired electrons
- وتنشأ عن الحركة المغزلية للإلكترون المفرد حول محوره ظهور مجال مغناطيسي صغير أي يعتبر الإلكترون المفرد مغناطيساً صغيراً يتجانب مع المجال المغناطيسي الخارجي ..
- وتتناسب قوة الجذب المغناطيسي في المواد البارامغناطيسية مع عدد الإلكترونات المفردة

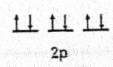
unpaired electrons



الخاصية الديامغناطيسية

- وتنشأ هذه الخاصية في المواد التي تكون الإلكترونات في جميع مداراتها في جميع أوربيتالاتها الذرية في حالة إزدواج
- فيكون عزمها المغناطيسي مساوياً للصفر لأن كل إلكترونين مزدوجين يعملان في اتجاهين متضادين .. وهي المواد التي تتنافر مع المجال المغناطيسي أو تدفع بعيداً عنه .
- وذلك نتيجة لوجود جميع إلكتروناتها في حالة إزدواج paired electrons

all electrons paired



١-الحجم الذرى

يقل في الدورة من اليسار الي اليمين

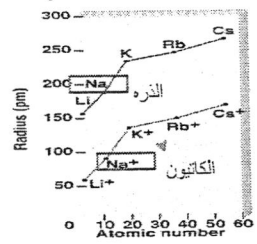
لزيادة قوي التجاذب بي النواة والالكترونات نتيجة الزيادة الدورية للشحنات الموجبة والسالبة

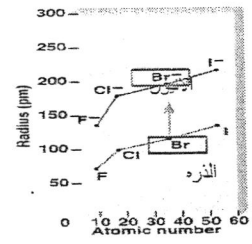
لزيادة عدد مستويات مما يؤدي الطاقة الرئيسية الي زيادة المسافة بين الالكترونات الخارجية والنواة وبالتالي تقل قوي التجاذب بينها ويزداد حجم الذرة

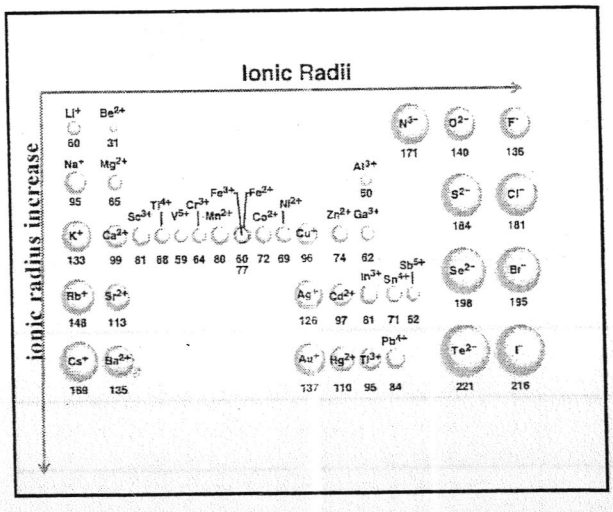
يزداد في المجموعة من اعلي الي اسفل

نصف القطر الايوني

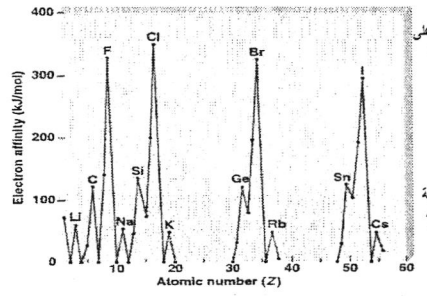
- في حالة الانيونات يكون الحجم الايوني أكبر من الذري لنفس العنصر
- يزيد حجم الانيون كلما زادت الشحنه السالبة
- في حالة الكاتيونات يكون الحجم الايوني أقل من الذري لنفس العنصر
- يقل حجم الكاتيون كلما زادت الشحنه الموجبة







Electron Affinity Versus Atomic Number



الهالوجينات لها أعلى قيمة في الالفة الالكترونية

و أقل ألفة الكترونية لعناصر المجموعه الاولى

٤- السالبية الكهربية

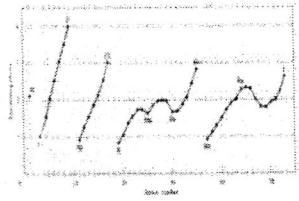
هي قدرة الذرة علي جذب الالكترونات التي تربطها بذرة أخري في جزئ ما. وتساوي متوسط جمع الالفة الالكترونية وطاقة التأين

تزداد في الدورة من اليسار الي اليمين

لتناقص نصف قطر لذرة وقرب الالكترونات الرابطة من النواة

لزيادة نصف قطر لذرة وتباعد الالكترونات الرابطة من النواة

تقل في المجموعة من اعلي الي اسفل



٥- الخاصية الفلزية:

تقل في الدورة من اليسار الي اليمين

لتناقص نصف قطر الذرة وقرب الالكترونات الخارجية من النواة وصعوبة فقدها

لزيادة نصف قطر لذرة وتباعد الالكترونات الخارجية من النواة وسهولة فقدها

تزداد في المجموعة من اعلي الي اسفل

الفلزات:

تتركز هذه العناصر وسط وشمال الجدول الدوري الي اليسار من الخط المتعرج

تتميز بالآتي:

لها درجة انصهار وغليان عالية لان الكترونات التكافؤ التي تستخدم في عمل الرابطة المعدنية اقل ارتباط بالنواة

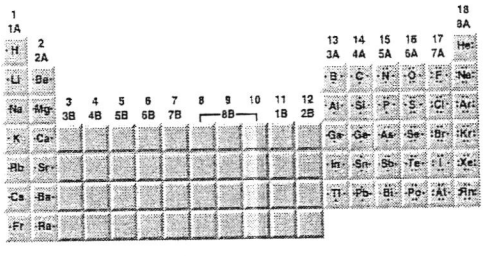
الروابط الكيميائية و البنية الجزيئية

٤/٥-٨-١٤٣٢ هـ

- صيغة لويس Lewis dot structure
- أشكال لويس و الرنين Lewis dot structure and resonance
- أشكال لويس و الشحنه الشكلية Lewis dot structure and formal charge
- الشذوذ عن قاعدة لويس
- الشكل الفراغي للمركبات
- نظرية تنافر زوج إلكترونات غلاف التكافؤ
- تهجين المدارات الذرية hybridization atomic orbital's

صيغة لويس LEWIS DOT STRUCTURE

- وصف لويس المدار الاخير لكل ذره على هيئة نقاط محيطه برمز العنصر موزعه على الاربع جهات بحيث يمثل كل نقطتين زوج من الالكترونات الغير رابطه أما النقطة الواحده تمثل الكترون مفرود. و كل ذره تميل ان يكون حولها ثمان الكترونات سواء رابطه أم لا لذلك تتحد الذرات ببعضها لتكون الروابط لكي تصل الى تركيب الغاز الخامل.

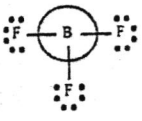


أشكال لويس و الرنين LEWIS DOT STRUCTURE AND RESONANCE

- و قد وضع لويس مجموعة من القواعد لرسم أشكال لويس للمر كبات و هي كالاتي
- أ = عدد الالكترونات الموجوده في مدار التكافؤ = مجموع (رقم المجموعه x عدد الذرات المكونه للرابطه) لكل عنصر في الرابطه
- ب = عدد الالكترونات اللازمه للوصول الى التركيب الثماني المستقر = ٨ x عدد الذرات المكونه للمركب
- ج يمثل عدد الالكترونات الرابطه = ب ـ أ
- د = عدد الروابط = ج/٢
- هـ = عدد الالكترونات الغير رابطه
- بعدها نضع الذره المركزيه في الوسط و هي الذرة ذات السالبية الكهربائية الاقل و حولها الذرات ثم نضع الروابط ... في حالة وجود روابط أكثر من عدد الذرات نقوم بوضع روابط مزدوجه و ثلاثيه و نغير مكانها كل مره ... و هنا يصبح لدي عدة أشكال رنينية للمركب
- الخطوه الاخيره أن نتختار ماهو أفضل شكل و لقد وضع لويس قواعد لذلك

- مركبات الذره المركزيه يكون حولها عدد الكترونات أقل من ٨ The incomplete Octet
- مركبات التي فيها عناصر من المجموعه الثانية مثل Be والثالثة مثل Al &Be تصل الى التركيب المستقر بواسطة ٦ الكترونات حولها .
- ملحوظة هذه المركبات قد تكون مركبات تتبع قاعدة لويس
- مثل $AlCl_3$ لايتبع قواعد لويس و $AlCl_4^-$ يتبع قواعد لويس

BF_3 — B – 3e⁻ ; 3F – 3x7e⁻ ; 24e⁻

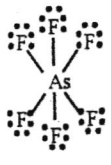


3 single bonds (3x2) = 6
9 lone pairs (9x2) = 18
Total = 24

BeH_2 — H — Be — H

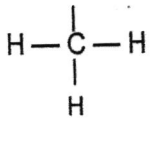
Be – 2e⁻ ; 2H – 2x1e⁻ ; 4e⁻

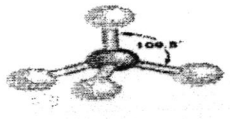
- مركبات الذره المركزيه يكون حولها عدد الكترونات أكثر من ٨
- An expanded octet
- الذرات التى تبدأ من الدوره الثالثة مثل P,S والثامنه مثل Kr &Xe تصل الى التركيب المستقر بواسطة الكترونات اكثر من ٨ ..
- ملحوظة هذه المركبات قد تكون مركبات تتبع قاعدة لويس
- مثل SCl_2 يتبع قواعد لويس و SF_4, SF_6 لايتبع قواعد لويس



الشكل الفراغي للمركبات

- إن أشكال لويس تفسر لنا عدد الروابط التساهمية فى المركب ولكنها تتعامل مع المركب على أنه مستوي ولا تقوم هذه الأشكال (Lewis stracluas) بتفسير الأشكال ذات الثلاث أبعاد للمركب.



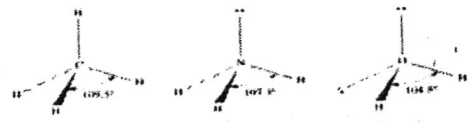


- فمثلاً شكل لويس للمركب CH_4 غاز الميثان يكون مستوي حسب فرضية لويس، وإن فرضية لا تتطرق للأبعاد الثلاثة للمركبات Three dimentions، حيث كما نعلم أن هذا المركب يتخذ شكل الهرم الرباعي.

THE VALENCE-SHELL ELECTRON PAIR REPULSION (VSEPR)

نظرية تنافر زوج إلكترونات غلاف التكافؤ

- أنه في الجزيئات المختلفة يتم الترابط بين الذرات بالمشاركة بأزواج إلكترونات مدار التكافؤ في هذه الذرات ، وتتنافر أزواج الإلكترونات فيما بينها ، لذلك فإن هذه الأزواج تبتعد عن بعضها أكبر مسافة ممكنة لكي يكون الجزء به الحد الأدنى من التنافر (بين هذه الأزواج من الإلكترونات) لكي أنه أكثر استقراراً.
- أكبر قدر من التنافر يحدث بين الازواج الغير رابطه .

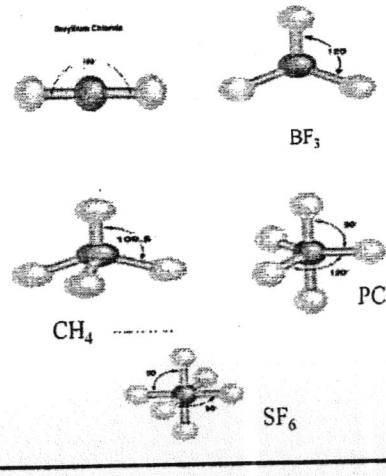


lone-pair vs. lone pair repulsion > **lone-pair vs. bonding pair repulsion** > **bonding-pair vs. bonding pair repulsion**

VSEPR

- لكي نرسم الهندسي للمركب نتبع الخطوات :

- نرسم شكل لويس للذره المركزيه B... ثم نحدد عدد الروابط حولها A في حالة الكترونات غير رابطه نشير لها بالرمز E
- في حالة اذا كانت الذره المركزيه لا تحوى على أزواج غير رابطه يكون لها الشكل التالي AB_n
- في حالة اذا كانت الذره المركزيه تحوى على أزواج غير رابطه يكون لها الشكل التالي $AB_n E_m$
- حيث n, m تمثل عدد الالكترونات الغير رابطه و الروابط على التوالي .
- نرسم الشكل الذي يحقق أقل تنافر .
- ملخص هذه الاشكال موجود في الجدول
- كما يوجد ملف في CD يشرح هذا الموضوع بالتفصيل

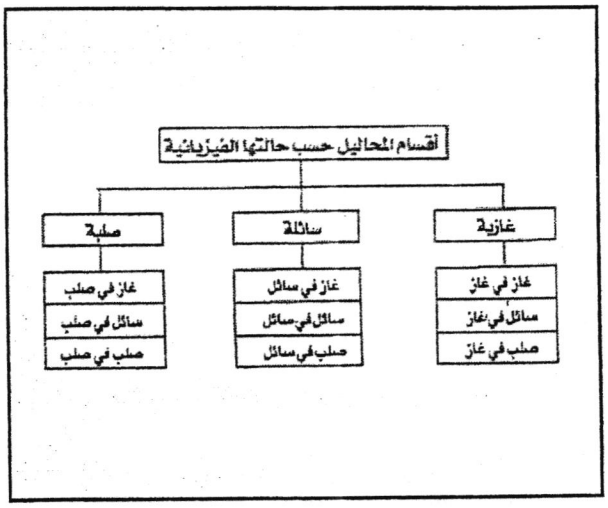


BF_3

CH_4 .....

PCl_5

SF_6

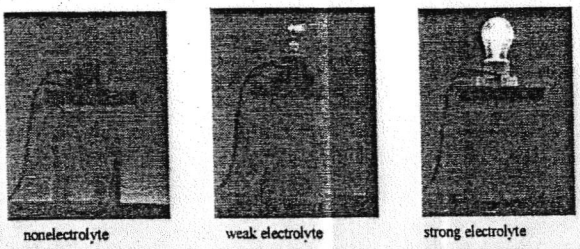


- المحلول المشبع: المحلول الذي لا يقبل إذابة أي زيادة من المذاب عند درجة حرارة ثابتة
- المحلول الغير مشبع(المخفف): هو المحلول الذي تكون فيه نسبة المذاب الى المذيب قليلة. (هو المحلول الذي يمكنه إذابة مزيد من المذاب عند درجة حرارة معينة).
- المحلول المركز: هو المحلول الذي تكون فيها نسبة المذاب الى المذيب كبيرة

المحلول الفوق مشبع: هو المحلول الذي يحتوي كمية من المذاب أكبر من الكمية اللازمة لتشبع المحلول

المادة المذابة في المحلول:

١. المادة الإلكتروليتية هي التى تتفكك كليا~ أو جزئيا~ لأيوناتها عند ذوبانها في الماء وبالتالي فهي توصل التيار الكهربائي .
٢. المادة اللا إلكتروليتية هي التى لا تتفكك لأيوناتها عند ذوبانها في الماء وبالتالي فهي لا توصل التيار الكهربائي . مثل السكر.



nonelectrolyte weak electrolyte strong electrolyte

- الإلكتروليتات القوية هي التي تتفكك بشكل كامل عند ذوبانها في الماء.

مثال:- الأحماض والقواعد القوية .

الأملاح الأيونية التي تذوب في الماء .

$$NaCl\,(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+\,(aq) + Cl^-\,(aq)$$

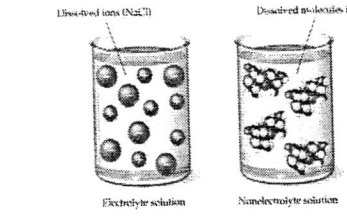
- الإلكتروليتات الضعيفة هي التي تتفكك بشكل جزئي عند ذوبانها في الماء.

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^-\,(aq) + H^+\,(aq)$$

TABLE 4.1 Classification of Solutes in Aqueous Solution

Strong Electrolyte	Weak Electrolyte	Nonelectrolyte
HCl	CH_3COOH	$(NH_2)_2CO$ (urea)
HNO_3	HF	CH_3OH (methanol)
$HClO_4$	HNO_2	C_2H_5OH (ethanol)
H_2SO_4*	NH_3	$C_6H_{12}O_6$ (glucose)
NaOH	H_2O	$C_{12}H_{22}O_{11}$ (sucrose)
$Ba(OH)_2$		
Ionic compounds		

*H_2SO_4 has two ionizable H^+ ions. Note: HSO_4^- is an relatively weak electrolyte



الذوبان

- الذوبان هو توزيع دقائق (جزيئات أو أيونات أو ذرات) مذاب بين جزيئات مذيب.

تعتمد عملية الذوبان على قوى التجاذب بين الجزيئات. وهذه القوى التي تربط وحدات المذاب مع وحدات المذيب أنواع وهي:

١. **قوى فان درفالز** Van der Waals Force

وهي نوعان :

أ) **قوى لندن London Forces** وهذه القوى تنشأ بين الجزيئات غير القطبية مثل البنزين C_6H_6 رابع كلوريد الكربون CCl_4 الهيدروكربونات. وتزداد هذه القوى كلما اقتربت الجزيئات من بعضها، وكلما زاد حجم الجزيء (الوزن الجزيئي).

ب) **قوى ثنائي القطب – ثنائي القطب** تنشأ هذه القوى بين الجزيئات القطبية مثل كلوريد الهيدروجين، بروميد الهيدروجين، CH_2Cl_2 ثنائي كلورو ميثان، $CHCl_3$ كلوروفورم ، ICl_2 كلوريد اليود، وتزداد مقدار القوى بازدياد قطبية الجزيئات، فمثلاً التجاذب بين جزيئات كلوريد الهيدروجين أقوى من التجاذب بين جزيئات بروميد الهيدروجين وذلك لأن قطبية HCl أعلى من قطبية HBr

- النسبة المئوية : عبارة عن كتلة المذاب بالجرام في ١٠٠ جم من المحلول .

النسبة المئوية الوزنية = $\frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}}$ X ١٠٠

كتلة المحلول = كتلة المذاب + كتلة المذيب

- الجزء من المليون (ppm)

$= \frac{\text{وزن المذاب بالمليجرام}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \frac{\text{وزن المذاب بالميكروجرام}}{\text{حجم المحلول بالمليلتر}}$

- الجزء من البليون (ppb) =

$= \frac{\text{وزن المذاب بالميكروجرام}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \frac{\text{وزن المذاب بالنانوجرام}}{\text{حجم المحلول بالمليلتر}}$

- **العيارية** : وهي عدد الأوزان المكافئة المذابه في واحد لتر (١٠٠٠ ملليتر) من المحلول .

$$\text{العيارية } (N) = \frac{\text{عدد الأوزان المكافئة للمذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

- **ولكن كيف نحسب عدد المكافئات الجرامية (Eq)**
- يمكن حساب عدد المكافئات الجرامية بقسمة وزن المادة بالجرام على الوزن المكافيء للمادة المذابة (Ew).
- الوزن المكافيء يمكن حسابه من العلاقة:

$$\text{Eq} = \frac{\text{Wt}}{\text{Ew}} \qquad \text{Ew} = \frac{\text{Wt}}{\text{Eq}}$$

الوزن المكافيء للحمض :
هو كمية الحمض التي تعطي عند تفككها مولاً واحداً من أيونات الهيدروجين (H^+)

الوزن المكافيء للقاعدة :
هو كمية القاعدة التي تعطي عند تفككها مولاً واحداً من أيونات الهيدروكسيد (OH^-).

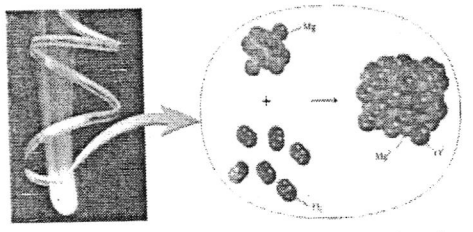
الوزن المكافيء للملح :
هو كمية الملح التي تفقد عند الأكسدة وتكتسب عند الإختزال مولاً واحداً من الإلكترونات.

طرق أخرى للتعبير عن التركيز :
هناك طرق أخرى للتعبير عن التركيز إلا أنها أقل استخداماً من الطرق السابقة ومنها :

١. النسبة المئوية الحجمية / الحجمية : عبارة عن حجم المذاب بالملليلتر الموجود في ١٠٠ ملليلتر من المحلول .
٢. النسبة المئوية الوزنية / الحجمية : عبارة عن كتلة المذاب بالجرام في ١٠٠ ملليلتر من المحلول .

تفاعلات الأكسدة والإختزال

- الأكسدة : هي عملية فقدان الإلكترونات .
- الإختزال : هي عملية اكتساب الإلكترونات .
- والعمليتان ترتبطان ببعضهما البعض فلا توجد عملية أكسدة بدون اختزال والعكس صحيح .

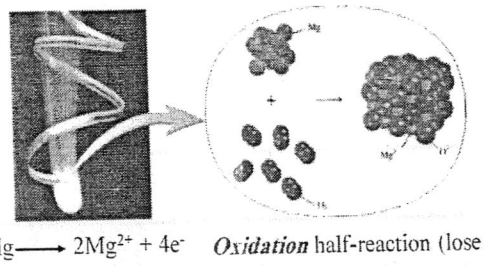


$2Mg \longrightarrow 2Mg^{2+} + 4e^-$ ***Oxidation*** half-reaction (lose e^-)

$O_2 + 4e^- \longrightarrow 2O^{2-}$

$2Mg + O_2 + 4e^- \longrightarrow 2Mg^{2+} + 2O^{2-} + 4e^-$

$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$



$2Mg \longrightarrow 2Mg^{2+} + 4e^-$ ***Oxidation*** half-reaction (lose e^-)

$O_2 + 4e \longrightarrow 2O^{2-}$

$2Mg + O_2 + 4e \longrightarrow 2Mg^{2+} + 2O^{2-} + 4e$

أعداد الأكسدة

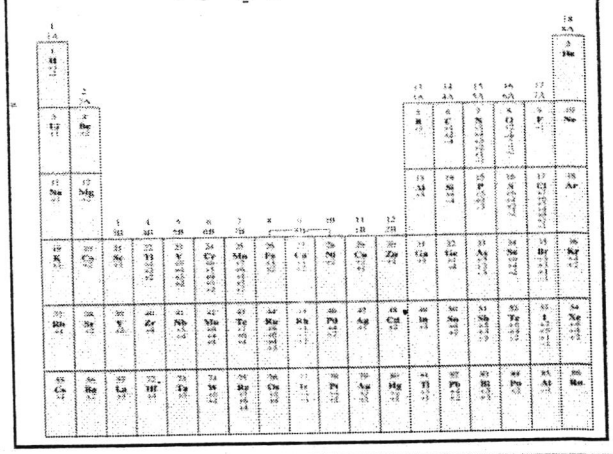
٧. المجموع الجبرى لأعداد الأكسدة لجميع ذرات الأيون تكون مساوية لشحنة الأيون مثلاً: $NH4^{+1}$ عدد الأكسدة للهيدروجين=٤*(+١) فيكون النيتروجين=-٣ حيث-٣+٤=١+

٨. فى التفاعلات الكيميائية عدد الأكسدة الكلى لايتغير أى ان عدد الأكسدة الكلى للمواد المتفاعلة=عدد الأكسدة الكلى للمواد الناتجة

لاحظ أن:

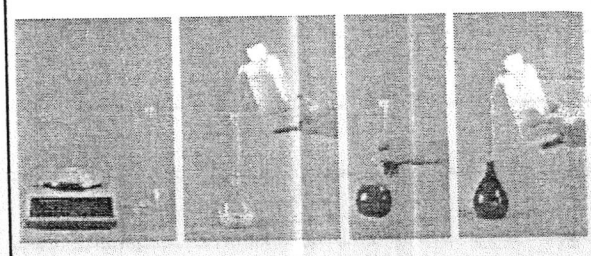
- فلزات المجموعات من (١-٣) فى الجدول الدورى تعطى ايونات بحيث تكون شحنتها مساوية عدديا لرقم الجموعة ويعتبر هذا العدد هو عدد الأكسدة.
- اللافلزات يكون لها عددى اكسدة غالبا وعدد الأكسدة المنخفض يكون مساويا لرقم المجموعة.
- العناصر الأنتقالية يكون لها أعداد أكسدة مختلفة.
- عناصر الانثانيدات والأكتنيدات عدد الأكسدة الشائع لها=+٣

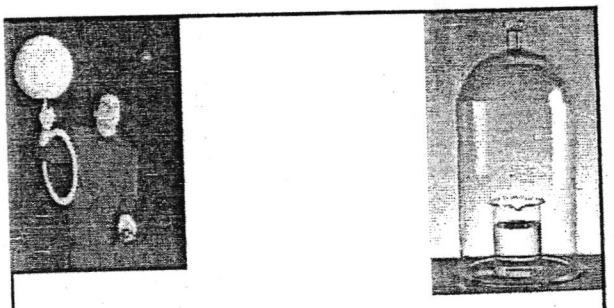
عدد الأكسدة للعنصر في المركب



تحضير المحاليل

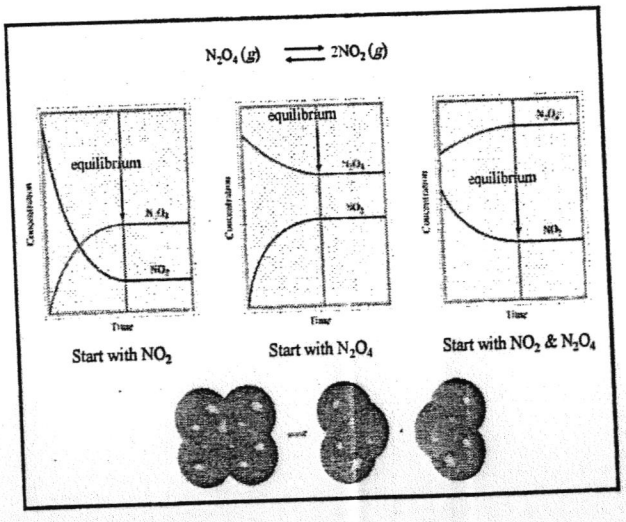
- لتحضير محلول معلوم المولارية نزن كتلة معلومة من المذاب .
- ثم ننقل المذاب للدورق القياسي ونضيف المذيب الى علامة الدورق القياسي .





تعريف التوازن الكيميائي

- يكون التفاعل في حالة اتزان عندما يكون معدل التفاعل الأمامي مساوياً لمعدل التفاعل العكسي.
- يجب ملاحظة أنه عند الاتزان فإن تركيز المواد الناتجة والمتفاعلة تكون ثابتة وليست متساوية.



• تعريف لويس:

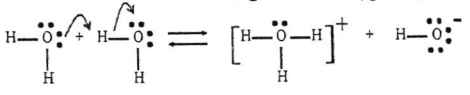
القاعدة هي المادة التي يمكن أن تساهم بزوج من الإلكترونات.

الحامض هو المادة التي يمكن أن تقبل زوجاً من الإلكترونات.

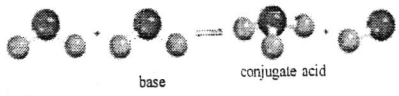
تأين الماء

• يعتبر الماء مادة مترددة (أمفوترية)

• ففي الماء النقي تعمل بعض الجزيئات كقواعد وتعمل بعض الجزيئات كأحماض .



• وتسمى هذه العملية التأين الذاتي للماء .



$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

acid — conjugate base

ثابت تأين للماء

$H_2O\,(l) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$ $\quad K_c = \dfrac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$ $\quad [H_2O] = \text{ثابت}$

$K_c[H_2O] = K_w = [H^+][OH^-]$

• وثابت الإتزان الخاص بتأين الماء أعطي الرمز K_w وسمي ثابت تأين الماء

At 25^0C

$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

Solution Is	
neutral	$[H^+] = [OH^-]$
acidic	$[H^+] > [OH^-]$
basic	$[H^+] < [OH^-]$

القواعد القوية هي الكتروليتات قوية

$$NaOH\,(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$$

$$KOH\,(s) \xrightarrow{H_2O} K^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$$

$$Ba(OH)_2\,(s) \xrightarrow{H_2O} Ba^{2+}\,(aq) + 2OH^-\,(aq)$$

القواعد الضعيفة هي الكتروليتات ضعيفة

$$F^-\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons OH^-\,(aq) + HF\,(aq)$$

$$NO_2^-\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons OH^-\,(aq) + HNO_2\,(aq)$$

TABLE 15.2 Relative Strengths of Conjugate Acid-Base Pairs

	Acid	Conjugate Base
Acid strength increases	Strong acids	
	$HClO_4$ (perchloric acid)	ClO_4^- (perchlorate ion)
	HI (hydroiodic acid)	I^- (iodide ion)
	HBr (hydrobromic acid)	Br^- (bromide ion)
	HCl (hydrochloric acid)	Cl^- (chloride ion)
	H_2SO_4 (sulfuric acid)	HSO_4^- (hydrogen sulfate ion)
	HNO_3 (nitric acid)	NO_3^- (nitrate ion)
	H_3O^+ (hydronium ion)	H_2O (water)
	Weak acids	
	HSO_4^- (hydrogen sulfate ion)	SO_4^{2-} (sulfate ion)
	HF (hydrofluoric acid)	F^- (fluoride ion)
	HNO_2 (nitrous acid)	NO_2^- (nitrite ion)
	HCOOH (formic acid)	$HCOO^-$ (formate ion)
	CH_3COOH (acetic acid)	CH_3COO^- (acetate ion)
	NH_4^+ (ammonium ion)	NH_3 (ammonia)
	HCN (hydrocyanic acid)	CN^- (cyanide ion)
	H_2O (water)	OH^- (hydroxide ion)
	NH_3 (ammonia)	NH_2^- (amide ion)
		Base strength increases