

الكيمياء

العامّة

الفصل الأول المقدمة

لماذا علم الكيمياء ؟

تعني الكيمياء دراسة تراكيب المواد وتداخلها ، و قد يبدو التعريف تعريفاً عاماً مجملاً ؛ لكنه من الطرائق التي تدل على تأثير الكيمياء ثاني مباشرة في حياتنا ، إذ تضاف مواد كيميائية معقمة إلى الماء لضمان صلاحية الشرب ، وتصنع الأغذية من ألياف صناعية منتجة كيميائياً وتحتوي معاجين الأسنان على مادة الفلور ، وكل الأحبار ، إذ تدل الأمثلة على أن أجزاء الحياة جميعها

تعود إلى تحليل الكيمياء في حقيقتها في الزراعة

تعين أنواع العناصر الموجودة فيها وطرائق فصلها وهذا يعرف بالتحليل الوصفي
Qualitative analysis فضلا عن تحديد مكونات العينة كميًا ويعرف بالتحليل
الكمي **Qualitative analysis**.

1. أهمية الكيمياء التحليلية في المجال الزراعي بوضوح في السيطرة وتحسين الإنتاج الزراعي وزيادته ، ولم تتح للإنسان المزارع سابقا معرفة معلومات صحيحة عن خصوبة التربة والأسمدة ونمو النبات وتقنية الأغذية والألبان ،

2. في حين نجح الكيميائيون بفضل للهرمونات النباتية في تحضير منظمة للنمو تقوم بدور المبيدات الانتقائية للحشائش وتترك القمح والشعير وغيرها من النباتات دون أن يلحقها الضرر،

3. وتساعد في تنشيط تكوين الجذور في البدرات ومقاومة الأوبئة الحشرية إذ قام الكيميائيون

4. بتحضير والمبيدات الفطرية لمقاومة العفن بأنواعه .

5. وفي مجال استصلاح الأراضي الزراعية، يلزم وجود معلومات كافية عن نسب العناصر والأملاح والمواد العضوية ، فضلا عن حقول الزراعة الأخرى كالإنتاج الحيواني والدواجن التي بات من الضروري تحليل العلائق المقدمة للحيوانات فيها .

النظام المتري The metric system

ابتكر الكيميائيون نظاماً للتسمية يساعد في تصنيف المواد المختلفة والتعرف عليها . ووجد العلماء أن من المناسب استخدام نظام واحد للقياس بالعالم هو النظام المتري .

ووجدوا أن الفائدة الرئيسية للنظام المتري تكمن في أنه يعتمد على الأساس العشري الذي يسهل العمليات الحسابية ، وان المقاييس الأساسية لأي نظام هي : الطول ، والكتلة ، والزمن ، أما المساحة والحجم ودرجة رارة ، فقد اشتقت من المقاييس الأساسية .

إن وحدة الطول هي المتر (م) ، وتعرف مثلاً بدلالة طول موجة الضوء الأحمر - البرتقالي المنبعث من غاز الكربتون 86 عندما يحدث خلاله تفريغ كهربائي ، ويبلغ طول موجة هذا الضوء $\frac{1}{1650763.73}$ وبعبارة أوضح فإن المتر يساوي 39.3 أنج .

ووحدة الكتلة هي الكيلو غرام (كغم) ، ومعيار هذه الكتلة هو أسطوانة بلاتين أريدنيوم محفوظة في المؤسسة الدولية للأوزان والمعايير في شيفر بفرنسا .

إن الكيلو غرام يساوي 2.2046 باوند ووحدة الزمن هي الثانية الفلكية (ث) وهي مألوقة لدى الجميع إذ يستخدمها العلماء وغيرهم . وتعرف وحدة النظامين المتري والإنكليزي بالجزء الصغير جدا $\frac{1}{9473155625}$ من السنة الاستوائية لعام 1900 .

ويعرف الغرام تقريبا بكتلة 20 نقطة ماء منسكبة من (قطارة عين) عادية . ويوجد عاملان لتحويل الكتلة من النظام المتري إلى الانكليزي وبالعكس .

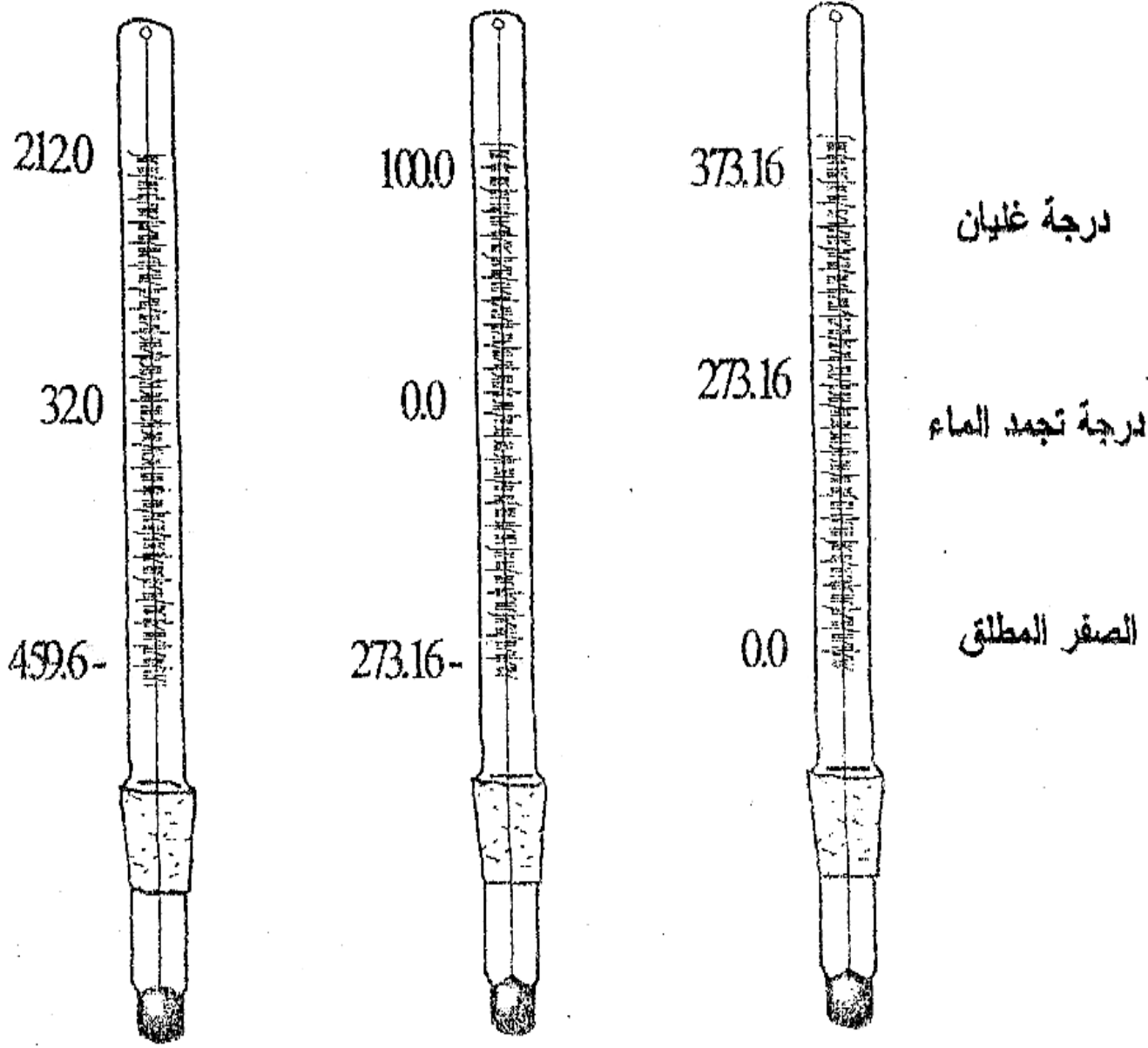
$$1 \text{ باوند} = 453.6 \text{ غم}$$

$$1 \text{ كغم} = 2.2046 \text{ باوند}$$

وهناك وحدات حجم خاصة في النظام المتري . إذ يطلق علي كغم من الماء درجة 4 م° ويطلق عليه ب لتر (ل) ، أما حجم 1 غم من الماء في درجة 4 م° فيطلق عليه اسم مليلتر (مل) ولقد اختبرت هذه الكتل فتبين أن حجم 1 لتر كان مساويا تماما لحجم مكعب طول ضلعه 10 سم أو 1000 سم³ ، أما معامل التحويل المتري الانكليزي للحجم فهو :

$$1000 \text{ سم}^3 = 1 \text{ لتر} = 1,057 \text{ كوارت} .$$

ويستخدم العلماء المقاييس المئوية والمطلقة لقياس درجة الحرارة . فعلى سبيل المثال المقياس المئوي لدرجة غليان الماء 100 م° ، ودرجة انجماده صفر مئوي وتعرف درجة الصفر المطلق نظرية بأنها أدنى درجة حرارة يمكن الوصول إليها وهي - 273,16 م° ومقدار الدرجة على المقياس المطلق يساوي مقدار الدرجة على المقياس المئوي ، لكن المقياس المطلق قد أزيح بمقدار 273,16 م° بحيث يقابل الصفر المطلق صفر ق (K) ، وبذلك تكون درجة انجماد الماء 273,16 ق ودرجة غليانه 373,16 ق . وهناك 180 ° بين درجتي تجمد الماء و غليانه على مقياس فهرنهايت ، لكنها 100 م على المقياس المئوي وبذلك تكون الدرجة المئوية هي $\frac{180}{100}$ او $\frac{9}{5}$ الدرجة الفهرنهايتية ، ثم إن درجة تجمد الماء تقابل 32 م° على فهرنهايت وصفرًا على المقياس المئوي ، وعند تحويل الدرجات المئوية (م°) إلى درجات فهرنهايتية (ف) تضرب درجة الحرارة المئوية $\frac{9}{5}$ ثم يضاف 32 ، لاحظ الشكل (1-2) .



شكل (1-1) : مقارنة المقاييس

مثال (1-1) ما الذي يقابل 90.0 ف على المقياسين المنوي والمطلق؟

الحل: 90 ف تساوي 58.0 ف فوق درجة تجمد الماء

(32.0 – 90.0) بما ان فهرنهايت تساوي $\frac{5}{9}$ الدرجة المئوية فان 58 ف تمثل فقط $(58 \times \frac{5}{9})$ م ويساوي 32.4 م

توجد معادلة لهذا التحويل هي:

$$\text{م} = \text{ف} \left(\frac{5}{9} \right) + 32.0$$

لإيجاد درجة الحرارة على المقياس المطلق نضيف 273.16 الى درجة الحرارة المئوية

$$\text{ق} = \text{م} + 273.16 = 32.2 + 273.16 = 305.4 \text{ م}$$

مثال (2-1) : حول 500 ق إلى درجات مئوية وفهرنايتية

الحل : يتم التحويل من درجات الحرارة المطلقة إلى درجات الحرارة المئوية كما يأتي :

$$\begin{aligned} \text{م} &= \text{ق} - 273.16 \\ 273.16 - 500 &= \\ &= 227 \text{ م} \end{aligned}$$

لتحويل 277 م درجات الحرارة المئوية فوق درجة تجمد الماء التي تقابل درجة تجمد الماء على مقياس فهرنايت 32 ف ، فنستخدم القانون الآتي :

$$\begin{aligned} \text{م} &= \frac{9}{5} (\text{ف} - 32) \\ \text{ف} &= 32 + \frac{9}{5} \times \text{م} \\ \text{ف} &= 32 + \frac{9}{5} \times 227 \\ &= 440.6 \text{ درجة فهرنايتية} \end{aligned}$$

الذرة المعقدة :The atom complex

تعد ذرة دالتون بسيطة وغير قابلة للتجزئة ، إلا أن أبحاث ال سنة الأخيرة جعلتنا نعتقد أن الذرة معقدة وأنها تحتوي على عدة دقائق أولية ، وأن أهم ثلاث دقائق منها هي البروتون والنيوترون والإلكترون (الجدول 1-1) . وفي الحقيقة إن كتلة الإلكترون تعد مقداراً مهماً بالنسبة لكتلة البروتون أو النيوترون ، وإن دقائق البروتون أو الإلكترون مشحونة كهربائياً ، إلا أن النيوترون متعادل .

الجدول (1-1) الدقائق في الذرة

الدقائق	الرمز	الكتلة النسبية	الشحنة	
			كهروستاتيكية e.u كولوم	
بروتون	P	1,0073	$10^{-19} \times 1.6018$	1+
نيوترون	N	1,0087	صفر	صفر
إلكترون	E	1,0005	$10^{-19} \times 1.6018$	1-

وشحنة الإلكترون هي الوحدة الابتدائية للشحنة (e.u.) ، أي أصغر وحدة للشحنة الكهربائية في الطبيعة .

قطر الذرة = 0.00000001 سم = 10^{-8} و قطر النواة = 10^{-2} سم

افتراض دالتون أن ذرات العنصر الواحد لها الكتلة نفسها . أما حديثا فان ذرات العنصر الواحد يمكن أن تكون لها كتل مختلفة ومع ذلك فان الذرات التي لها العدد الذري نفسه لها صفات كيميائية متطابقة ، وان كانت مختلفة في الكتلة . وهذه الأنواع كلها ذرات لعنصر واحد هو الهيدروجين يعرف البروتونيوم والديوتيريوم والتريتيوم بالنظائر ، أي أنها ذرات تحتوي على العدد نفسه من البروتونات لكنها تختلف في النيوترونات . فالنظائر هي ذرات للعنصر نفسه ولها العدد الذري نفسه ولها السلوك الكيميائي نفسه ولكنها تختلف في الكتلة . ولقد تم اكتشاف نظائر العناصر الشائعة الموجودة في

الوزن الذري Atomic weight

إن وزن الذرة الواحدة ، لأي عنصر متناه في الصغر لا يمكن قياسه بالموازين الحساسة ، على دقتها ، وقد أمكن بصورة غير مباشرة تحديد كتلة ذرة الهيدروجين بـ 167×10^{-23} غم ، وتبلغ كتلة ذرة الكربون $19,9 \times 10^{-24}$ غم ، وكتلة ذرة الذهب 327×10^{-24} غم . ويعرف الوزن الذري للعنصر بمعدل كتلة ذرات ذلك العنصر بالنسبة لكتلة نظير الكربون الأكثر شيوعاً . ولو أمكن القيام بإجراء مقارنة مباشرة بين كتلة ذرة وأخرى لنظير ^{12}C ، لوضعنا نظير ^{12}C في كفة ميزان ونضع عدداً من ذرات العنصر الآخر في الكفة الأخرى لتوازنه .

Gram – Atomic weight and Avogadro's Number

إن الوزن الذري الغرامي هو الوزن الذري لعنصر مقدراً م بالغرامات . وبما أن العناصر جميعها توجد في الطبيعة على شكل خليط في النظائر تقريبا ؛ فإن الأوزان الذرية الغرامية ليست في العادة أعداد صحيحة لأن أحد نظائر العنصر يوجد بنسبة عالية جدا ، فالهيدروجين بروتونيوم يوجد لغاية 99.39 % ، ويكاد يكون الوزن الذري الغرام للهيدروجين 1 غم (1.00797) ، والوزن الذري الغرامي للأوكسجين 16 غم (9994 15. غم) لان النظير ($^{16}_8\text{O}$) هو الأكثر شيوعا ، والوزن الذري الغرامي للكلور 35.5 غم (35.454 غم) لأن الكلور له نظيران $^{35}_{17}\text{Cl}$ و $^{32}_{17}\text{Cl}$ يوجدان في الطبيعة 75 % ، 25 % على الترتيب .

وتم تعيين عدد الذرات في العدد المتناهي في الكبر وأشير إليه بعيد افوكادرو NA تخليدا لفيزيائي القرن الثامن عشر الايطالي الشهير (أميديو افوكادرو) . وأفضل قيمة تم التوصل إليها حتى الآن هي : 6.02296×10^{23} ، وباستخدام الأوزان النسبية للذرات (الأوزان الذرية) وعدد افوكادرو يمكننا حساب كتلة الذرة لأي عنصر بالغرامات . فعلى سبيل المثال ، يمكن تعيين معدل وزن ذرة واحدة من الكربون بالغرامات بقسمة الوزن الذري الغرامي على عدد الذرات في الوزن الذري الغرامي الواحد .

$$10^{23} \times 1.99 \text{ غم/ذرة} = \frac{12.111}{6.022 \times 10^{22}}$$

$$1 \times 10^{-6} \text{ غم كربون} = \frac{23_{10} \times 6.02296}{12 \text{ غم}} \times 5 \times 10^{16} \text{ ذرة}$$

وتحسب عدد ذرات الكربون في مايكروغرام

كربون

الجزئي ء أمول و عدد افوكادرو

Molecule , Mole , and Avogadro's number

إن الدقيقة الصغرى العنصر من العناصر هي الذرة ، وان الدقيقة الصغرى لمركب من عناصر هي الجزيئة ، والجزيئة عبارة عن تجمع من الذرات مرتبطة ببعضها البعض في شكل ثابت نسبيا بوساطة قوة غريبة نوعا ما بالأصرة الكيميائية . إن المسافة بين ذرتين متجاورتين في جزيئة ما لا تزيد مطلقا عن 3 إلى 4 أ° انكستروم (أ° = 0.00000001 سم = 10^{-8}) . والوزن الجزيئي هو مجموع كتل الذرات في الجزيئة الذي يتضح من الصيغة الجزيئية للمركب . وعلى سبيل المثال فإن الوزن الجزيئي للميثان CH₄ يساوي مجموع كتل ذرة كاربون واحدة وأربع ذرات هيدروجين ، والوزن الجزيئي ل CH₄ = 12 وحدة وزنية + 1x4 وحدة وزنية = 16 وحدة وزنية والوزن الجزيئي الغرامي (يدعى غرام مول أو مول) هو الوزن الجزيئي بالغرامات ، ومن ثم فإن مولا واحدا من CH₄ يزن 16 غم ...

ففي 16 غم من CH₄ (مول) يوجد N_A من جزيئات الميثان وهكذا :

$$\text{وزن جزئي واحد من CH}_4 = \frac{16 \text{ غم}}{\text{مول}} \times \frac{1 \text{ مول}}{23+10 \times 6.02} \times 2.67 \times 10^{23} \text{ غم/جزئي}$$

$$\text{وزن جزئي واحد H}_2\text{SO}_4 = \frac{98 \text{ غم}}{\text{مول}} \times \frac{1 \text{ مول}}{23+10 \times 6.02} \times 1.63 \times 10^{23} \text{ غم/جزئي}$$

الرموز والصيغ : Symbols and Formulas

استخدم العلماء رموز العناصر اختصارا لها ، وسوف تصبح هذه الرموز جزءا من مفرداتك إذا ما تقدمت في دراسة الكيمياء . إن صيغة الميثانول هي CH_4O أن المركب يتكون من كربون وهيدروجين وأوكسجين ، وأن نسبة الذرات هي $1 : 4 : 1$. وأن الوزن الغرامي لصيغة الميثانول هي وتعني المركب هو الوزن الناتج عن حاصل جمع الأوزان الذرية الغرامية الذرات أي لمركب الميثانول CH_4O ، يوجد 12 غم لكل ذرة غرامية واحدة كربون و 4 غم لكل أربع ذرات غرامية هيدروجين و 16 غم لكل ذرة غرامية واحدة أوكسجين .

عدد التأكسد : Oxidation Number

تصنف نظرية الأواصر الكيميائية للتفاعلات الكيميائية بدلالة الاكتساب والفقدان أو مساهمة الإلكترونات ذات الذرات المعينة . إن عدد الإلكترونات التي تفقدها ذرة معينة أو تكتسبها أو تساهم بها عندما تكون روابط كيميائية مع ذرات أخرى تسمى بعدد التأكسد . إن العناصر التي تكتسب الإلكترونات لها عدد تأكسدي سالب والعناصر التي تفقد الإلكترونات فيكون لها عدد تأكسد موجب ، ومثال ذلك ملح الطعام .



إن أعداد التأكسد للعناصر الشائعة والجذور مبينة في الجدولين (2-1) و (3-1) وقسم من هذه العناصر يمتلك أكثر من عدد تأكسدي واحد .

كتابة الصيغ : Writing Formulas

إن مركبات العناصر متعادلة الشحنة كهربائية ، لذا تتحد العناصر بعضها مع البعض الآخر بحيث تكون هناك شحنة ناتجة ، فمثلا صيغة فوسفات الصوديوم هي : Na_3PO_4 وذلك لأن أيون الصوديوم أحادي الشحنة في حين أيون الفوسفات ثلاثي الشحنة ، لذا تلزم ثلاثة ايونات صوديوم لتعادل ايونا واحدا من الفوسفات وهكذا لكلوريد الباريوم BaCl_2 وكما تعلمنا من فرضية افوكادرو في البداية ، فان جزيئات كثيرة من العناصر الغازية تحتوي على ذرتين مثل : $\text{O}_2, \text{F}_2, \text{Cl}_2$.

تسمية المركبات غير العضوية Nomenclature Inorganic : Compounds

بسبب وجود عدد كبير ومتنوع من المركبات الكيميائية ، فإنه من الضروري أن يوجد نظام التسمية وسنوضح ذلك في أحكام التسمية .

المركبات المزدوجة : Binary compounds

يحتوي المركب المزدوج على عنصرين فقط .

التسمية : يشتق اسم المركب المزدوج من اسم الفلز أو (العنصر ذي عدد التأكسد الموجب) زائد شق اسم اللافلز (العنصر ذي عدد التأكسد السالب) مضافا إليه المقطع يد :

او كسيد الكالسيوم CaO

كلوريد الصوديوم NaCl

وإذا كان للفلز أكثر من عدد تأكسد شائع فان عدد التأكسد يكتب بالأعداد الرومانية بين قوسين ، ويأتي مباشرة بعد اسم العنصر .

بروميد الزئبق I) أو بروميد الزئبقور Hg_2Br_2 بروميد الزئبق II) أو بروميد الزئبقيك HgBr_2

مركبات الهيدروكسيد : Hydroxide compounds

يحتوي كثير من القواعد على جذر الهيدروكسيد OH ، وعنصر أو جذر له عدد تأكسد موجب:

التسمية : يذكر اسم العنصر (مع عدد التأكسد بين قوسين) زائدا كلمة هيدروكسيد .

هيدروكسيد الصوديوم NaOH

هيدروكسيد الحديد (II) $Fe(OH)_2$

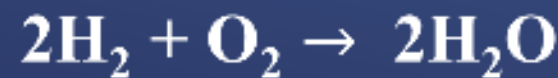
هيدروكسيد الحديد (III) $Fe(OH)_3$

المعادلة الكيميائية The Chemical Equation

تعبّر الرموز عن العناصر ، في حين تعبّر الصيغ عن مركبات العناصر ، والمعادلات الكيميائية تمثل التفاعلات الكيميائية للعناصر ومركباتها ، وتعتمد على قانون حفظ الكتلة وتكتب في المعادلة الكيميائية صيغ المواد المتفاعلة جميعها على الجهة اليسرى للسهم .



وبما أن قانون الكتلة ينطبق على التفاعلات الكيميائية ، فإنه يجب موازنة المعادلة ويمكن تفسير المعادلتين في أعلاه بدلالة الجزيئات أو المولات أو الغرامات . وإذا حسبنا الأوزان الجزيئية الغرامية لهذه المواد يتبين لنا 98 غم من H_2SO_4 (1مول) تتحد مع 80 غم من NaOH (2مول) وينتج 36 غم H_2O (2مول) و 142 غم من Na_2SO_4 (1مول) ، لاحظ أن الكتلة قد حوفظ عليها : 98 غم + 80 غم ← 36 غم + 142 غم ويمكن أن تبين المعادلات الكيميائية الحالة الطبيعية للمواد المختلفة ففي



يتبين أن H_2 و O_2 غازات ، أما H_2O فسائل ، وهناك تصنيفات أخرى تشمل (S) و (aq) و (C) وتعني صلبة ومائية وبلورية على التوالي مثل :

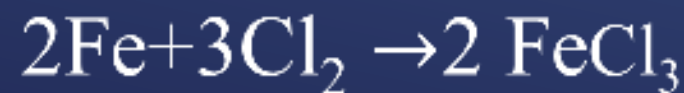


حساب كمية المواد : Stoichiometry

من الضروري معرفة المعلومات التحليلية ، ويسمى الحساب الذي يعتمد على معادلة كيميائية ما حساب كمية المواد .

مثال : عندما يسخن الحديد بوجود غاز الكلور تتكون مادة صلبة ، وتبين من التحليل العنصري لهذا المركب أن صيغته الأولية هي FeCl_3 . احسب (1) عدد مولات الكلور اللازمة لتحضير 10 مول من FeCl_3 . (ب) وزن الكلور اللازم لتحضير 100 غم من FeCl_3 و .

الحل :



تبيين المعادلة الموزونة ان 3 مول كلور تنتج 2 مول FeCl_3 ولإنتاج 10 مول FeCl_3 نحتاج 15 مول كلور، وبالنسبة للجزء (ب) يجب ان نحسب عدد الغرامات من Cl_2 اللازمة لتحضير 100 غم من FeCl_3



$$112 \text{ g} \quad 213 \text{g} \quad 324.6 \text{g}$$

$$X \quad 100 \text{g}$$

$$X = 65.6 \text{g Cl}_2$$

الأشعة الكهرومغناطيسية والضوء المرئي

Electromagnetic Radiation and Visible Light

الضوء المرئي الذي تشعر به عيوننا هو أشعة كهرومغناطيسية ، ويظهر في الطيف الكهرومغناطيسي في مجال واسع ، وان الجزء المرئي منه يقع في شريط ضيق ، وينتج عن الأشعة الكهرومغناطيسية في حركتها مجالان : كهربائي ومغناطيسي . وهذه الأشعة عبارة عن موجات متحركة على الدوام ، ويمكن تمييز هذه الأشعة بوساطة طول موجتها (ل) وسرعتها (س) ، والضوء في حقيقته أشعة كهرومغناطيسية مرئية ذات أطوال موجبة تقع بين 3900 و 7000 Å . وقد تبين عملياً إن سرعة الضوء (س) في الفراغ تبلغ $10^{10} \times 2.9979$ سم/ثانية .

الفصل الثاني

الماء وخواصه

WATER AND ITS PROPERTIES

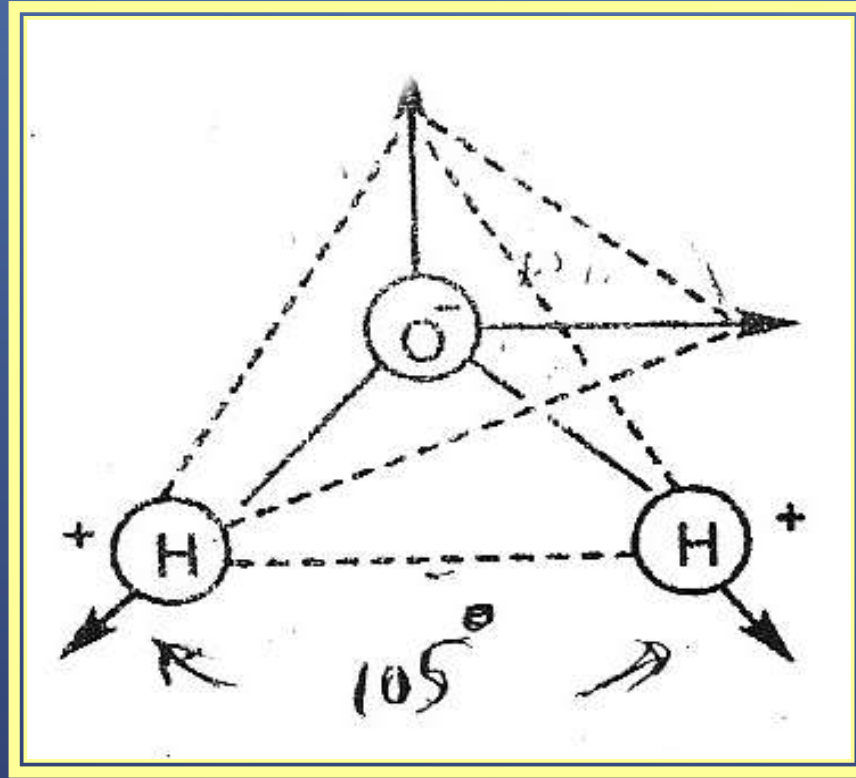
يعد الماء مادة على درجة عالية من الفعالية والأهمية وله صفات متميزة ، وبدون الماء لاتكون حياة في أبسط صورها . فالماء يدخل في تركيب معظم مكونات الخلية ويدخل في كثير من التفاعلات البيولوجية، وبعد فقدان الماء بحدود 10 % من ماء جسم الإنسان مؤذيا للخلايا والأنسجة.

للماء خاصية الشد السطحي (Surface tension) أي التماسك بين جزيئاته الذي يحول دون انفصالها في الأنابيب الشعرية وهذا يسهل عملية وصول الماء في التربة إلى الأجزاء العليا من النبات خلال الأنابيب الشعرية للخشب بسبب قوة التجاذب الناتج عن وجود الآصرة الهيدروجينية (hydrogen bonding) (وبسبب قوة التلاصق) (adhesive) بين جزيئات الماء ومادة الأنبوب الشعري مثل النشا والسليولوز والبروتين .

الماء شفاف وقابل لنفاذية موجات الضوء إذ يسمح بدخول الضوء إلى و أعماق كبيرة من البحار لتتمكن النباتات المائية من القيام بعملية البناء الضوئي . يشذ الماء عن بقية المواد بالانجماد إذ تكون كثافته أقل من غيره من المواد حين يطفو الجليد على السطح ويمنع الماء الأعمق من الانجماد . ويوجد الماء على هيئة بخار الماء في الجو ، وبحالة صلبة على هيئة ثلوج ، وللماء درجات عالية من الغليان و الذوبان وحرارة التبخر إذ تبلغ 540 سعرة / غرام في حين تبلغ درجة حرارة تبخر الكحول الإيثيلي 204 سعرة / غرام.

الماء الجزيئي **Molecular water**

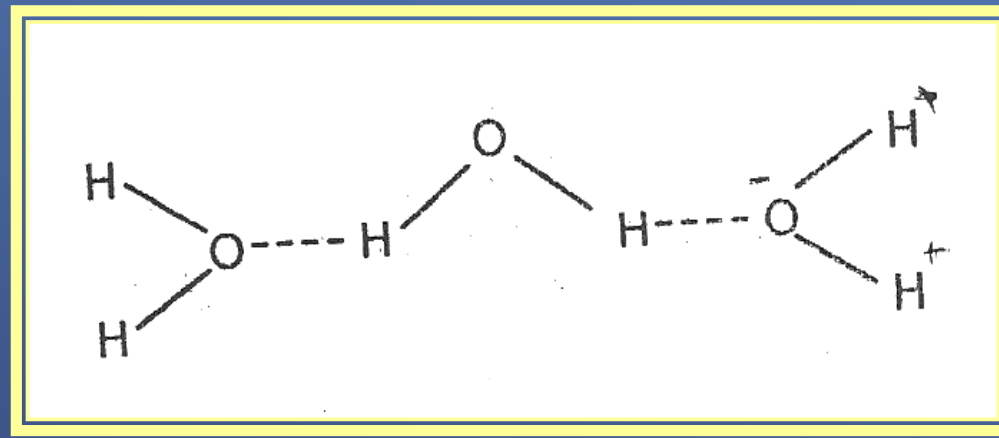
تكون جزيئة الماء غير المستقيمة **non linear** قطبية ، وتتركب من ذرة أوكسجين واحدة تتصل بها نرتا هيدروجين باواصر تساهمية تتشكل زاوية بينهما قيمتها 105 درجة ، والمسافة بين ذرتي الهيدروجين وذرة الأوكسجين 0,957 انكستروم ، كما موضح في الشكل (1-2)



الشكل (1-2) : التركيب الجزيئي للماء

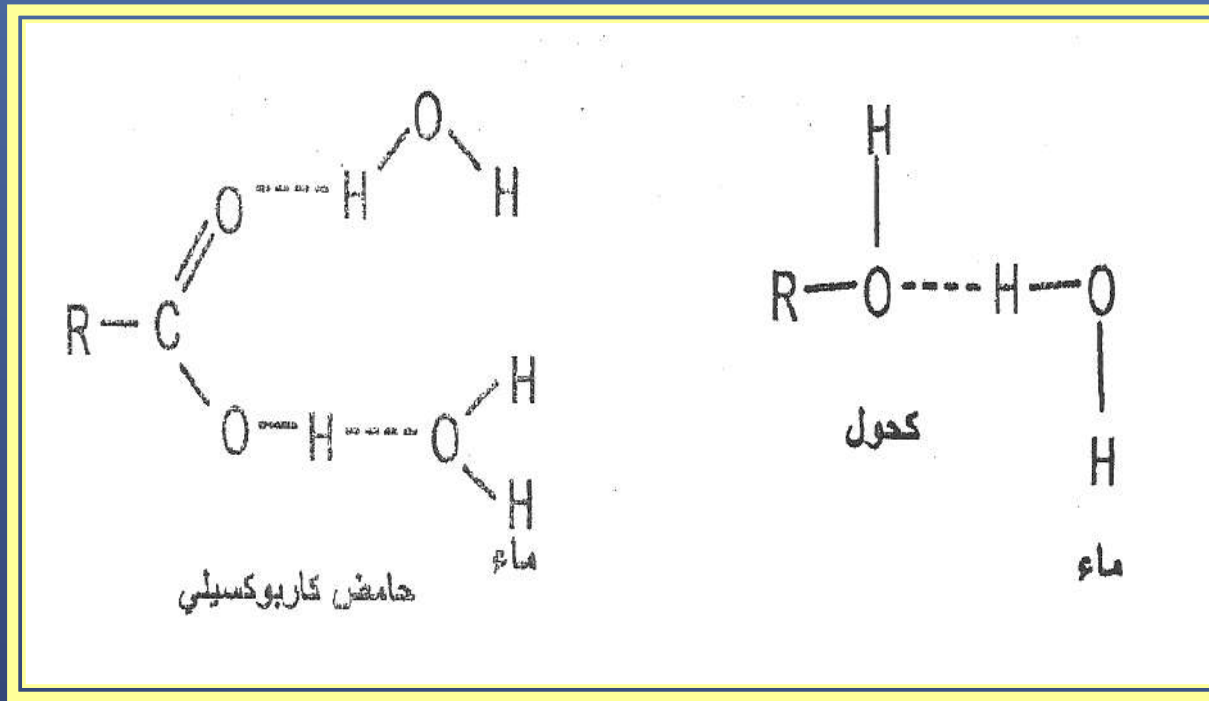
وتعد جزيئة الماء متعادلة من الناحية الكيمياوية ، لكنها في الواقع غير ذلك . لأن جزيء الماء عبارة عن جسم ذي أربعة أقطاب مستديرة ولهذا الجسم شحنتان سالبتان وشحنتان موجبتان إن الجذب بين الجزيئات المتجاورة يكون أكبر مما هو عليه الحال في قوى فان درفالز (Vander Waals) قوى فان در فالز تحصل بين ذرتين تكون المسافة بينهما (3-4) انكستروم) .

إن خاصة السالبة الكهربائية (electro negativity) الكبيرة لذرة الأوكسجين تصل إلى 3.5 على مقياس Pauling مقارنة مع ذرة الهيدروجين 2.1 بولنك وهذا يجعل الأصرة تساهمية مستقطبة نتيجة سحب الالكترونات تجاه الأوكسجين ، وعليه تكون جزيئة الماء ثنائية القطب طرف سالب على الأوكسجين والطرف الآخر موجب على الهيدروجين ويطلق على التماسك بين جزيئات الماء المختلفة بالارتباط الهيدروجيني أو الأصرة (الهيدروجينية) hydrogen bonding (مكونا سلسلة طويلة من الجزيئات كما موضح في الشكل (2-2)



الشكل (2-2) : جزيئات الماء مرتبطة بأواصر هيدروجينية

يمكن حساب قوة الأواصر الهيدروجينية في الماء السائل بتقدير النسبة المئوية للأواصر الهيدروجينية التي تتكسر على درجات حرارية مختلفة (فمثلا تقدر نسبة الأواصر الهيدروجينية المتبقية) غير المتكسرة (بحوالي 40 % في الماء في درجة حرارة 37 م) حرارة الجسم (وهذا دليل على أن الأواصر الهيدروجينية لها دور مهم في التداخلات بين الماء وبين المواد المذابة في العمليات الفسلجية ، لأن الأواصر الهيدروجينية لا تتكون بين جزيئات الماء حصرا ، وإنما بين الماء وبين جزيئات قطبية أخرى مثل الأحماض الكربوكسيلية والكحوليات والكاربوهيدرات ، كما موضح في الشكل الآتي :



وللماء خواص مذيبة تفوق معظم السوائل الأخرى ويعود السبب أساسا إلى طبيعة الماء القطبية فعند إذابة الكتروليتات (المواد القابلة للتأين) تتكون لدينا ايونات موجبة الشحنة (كاتيونات) وأخرى سالبة الشحنة (أنيونات) وتحاط بجزيئات الماء ، إذ ينجذب الطرف السالب من الماء نحو الأيونات الموجبة ، والعكس هو الصحيح مما يصعب على هذه الأيونات أوكسجين الالتحام أو الترسيب، وتذوب في الماء مواد عضوية متعادلة تحتوي على مجموعة وظيفية قطبية (**Functional group**) كالسكريات والكحوليات البسيطة والالدهايد والكيتونات.

ويسبب خواص الماء المتعددة والمهمة ، فقد عُدّ دور الماء في الحياة والوجود شبيها بدور الدم في

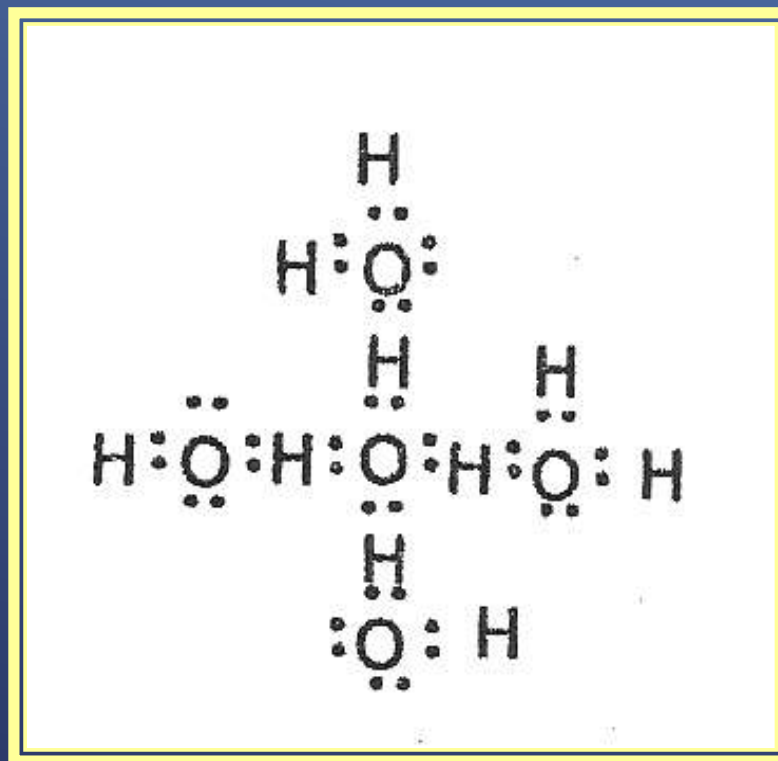
صفات أخرى للماء

الماء مركب ، ذو صفات فريدة مقارنة بالسوائل، له درجة غليان أعلى، ودرجة انصهار أعلى مقارنة بمواد أخرى لها وزن جزيئي مماثل أو مقارب بسبب الأواصر الهيدروجينية .

ومن الخواص غير الاعتيادية للماء درجة حرارته النوعية (Specific heat) (العالي) بمعنى أن كمية كبيرة من الحرارة يمكن أن تمتص أو تتحرر بتغيير بسيط في درجة الحرارة نتيجة لقوة الأواصر الهيدروجينية في الماء . وعند إضافة طاقة إلى الماء السائل فإن عدد الأواصر الهيدروجينية سوف يقل ويبقى الماء في حالة سائلة حتى وصوله إلى درجة 100 م " . فضلا عن أن الحرارة الكامنة للانصهار أعلى ودرجة حرارة التبخير تكونان عاليتين للماء ، وفي هذه الدرجة فإن عددا آخر من الأواصر .

الهيدروجينية يجب أن يتكسر ليتمكن الماء من أن يتحول من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية دون تغيير في درجة حرارة التبخير.

يوضح الشكل (3-2) كيفية تكوين عنقود من جزيئات الماء بعضها البعض بسبب الترابط الهيدروجيني مكونة جزيئة ضخما تكون فيه كل ذرة (O) محاطة بأربع ذرات (H) ، وهذا مثبت من دراسات أشعة X



الشكل (3-2) : عنقود من جزيئات الماء مرتبطة
بوساطة الأواصر الهيدروجينية

1. الحرارة الكامنة للانصهار هي عدد السعرات الحرارية (80 سعرة حرارية / غم) اللازمة لتحويل غرام واحد من الثلج في درجة حرارة الصفر المئوي إلى سائل في الدرجة الحرارية .

2. الحرارة الكامنة للتبخير : هي عدد السعرات الحرارية اللازمة لتغيير غرام واحد من سائل إلى بخار في درجة الغليان وتقدر الحرارة الكامنة للتبخير 540 سعرة / غم .

إن بناء وتكوين الشبكة البلورية السداسية يكون رخوة وفيه تجويف كبير نسبيا مما ينتج عن ذلك حجم نوعي (Specific Volume) ، وكثافة صغيرة نسبية ، وعندما ينصهر الثلج يصبح التركيب أقل ترتيبا لكنه لا يتحطم تماما بحيث تكون بعض القنوات السداسية قد انهارت لتعطي تركيبة أكثر كثافة ، ويكون الماء السائل أكثر كثافة من الثلج .

أن كثافة الماء لها نهاية عظمى عند درجة 3.98 م ويمكن أن تفسر النهاية كالاتي : عندما ينصهر الثلج ، فان انهيار التركيب يؤدي إلى الزيادة في الكثافة ، وكلما ازدادت درجة حرارة السائل يستمر الانهيار ، وهنا يأتي التأثير المضاد . وكلما كانت درجة الحرارة اعلى كانت طاقة حركة الجزيئات اكبر وتنكسر

الامواج السطحية تسمى موجات البلا من بعض المصادر

الماء المذيب : Water as solvent

ذكرنا سابقا أن للماء عدة خواص مذيية تفوق معظم السوائل بسبب طبيعته القطبية ، إنه بعيد عن أن يكون مذيبا عالميا (Universal) ، نظرا لأن مواد كثيرة تكون تقريبا عديمة الذوبان في الماء ، وعموما فإن الماء يكون مذيبا ضعيفا إلى حد ما إذ أن الكازولين والميثان لا يذوبان في

الماء تقريبا لأن الطاقة المتحررة من الإذابة لا تكفي لتحطيم تركيب الماء وتوجد بعض المواد الجزيئية التي تكون قابلة للذوبان بدرجة عالية في الماء ، كالأمونيا (NH_3) والكحول الإيثيلي ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) ، إذ تتفاعل هذه المواد الماء بشدة تكفي لتحطيم تركيبه وتكوين أواصر هيدروجينية بين نتروجين الأمونيا وهيدروجين الماء ، وبين أوكسجين الكحول وهيدروجين الماء . ومع أن الماء هو أفضل مذيب للمواد التي توجد في محلول على هيئة أيونات فإن كثيرا من المواد المذابة الأيونية تكون غير قابلة للذوبان عمليا في الماء . وبصفة عامة ، فإن التجاذبات بين الأيونات وجزيئ الماء القطبية) تعرف بطاقة الإمالة (تكون كافية لتحطيم تركيب الماء. فمثلا في حالة كلوريد الصوديوم الأيوني ، تكون تجاذبات (ايون

عندما تذوب المواد المذابة (Solute) في الماء ، فإن العشوائية (entropy) تقل لأن جزيئات الماء سوف تنظم نفسها نسبة إلى جزيئات المذاب فيها . لذلك تكون لجزيئات الماء حرية أقل للهروب من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية .

عسرة الماء Water Hardness

غالبا ما تكون المياه السطحية (أنهار ، أو ينابيع أو بحيرات) ملوثة بمواد عضوية وأحياء مجهرية مصدرها تفسخ الطحالب ، وجثث الحيوانات ، ومياه المجاري ، ومياه الأمطار والرياح . ومن أهم المركبات الكيميائية التي تأخذها المياه أثناء الجريان هي مركبات الكالسيوم والمغنسيوم والكلوريدات وحامض الكبريتيك والحديد وهذه تسبب العسرة ، الماء على بيكاربونات الكالسيوم أو المغنسيوم التي تكون المياه في كما يحتوي والمنغنيز والصدويم الذائبة يسبب طعما مرا وغير مرغوب فيه .

العسرة المؤقتة ، وان احتواء الماء على نسب مرتفعة من أما « Fe ع الحديد

العسرة المؤقتة : Temporary Hardness

سببها احتواء الماء على بيكربونات الكالسيوم أو بيكربونات المغنسيوم ويمثل هذا النوع من العسرة حوالي 60 % من العسرة الكلية ويمكن إزالة هذه العسرة بالتسخين إذ تتحول هذه الأملاح إلى حالة غير ذائبة وهذا سبب تكون القشرة على الجدران الداخلية للمراحل البخارية و توضح المعادلة الآتية ذلك :



راسب راسب

ومن الممكن استخدام مواد كيميائية لتحويل الأملاح الذائبة إلى أملاح غير ذائبة يمكن فصلها بالترشيح أو الترسيب بالطريقة الآتية:



راسب ذائب

أما العسرة المؤقتة التي سببها وجود بيكربونات المغنسيوم فإنها تزال على مرحلتين من خلال إضافة هيدروكسيد الكالسيوم .



راسب راسب

العسرة الدائمة Permanent Hardness

سببها وجود املاح الكبريتات والكلوريدات لكل من الكالسيوم والمغنسيوم والحديدوز ولا يمكن ترسيب الاملاح هنا بالتسخين لكن تضاف مواد كيميائية الى الماء لكي تحول الاملاح الذئبة الى املاح غير ذائبة ثم ترسيبها وفصلها بالترسيد او الترشيح لان املاح الكالسيوم ^{تترسب} بترسب بأضافة كربونات الصوديوم.



راسب

وتوجد طرائق اخرى لإزالة المواد غير المرغوب فيها بالماء كالتقطير وغلي الماء لمدة 15 دقيقة للقضاء على البكتريا والتخلص من الغازات المذابة فضلاً عن معاملة الماء بالكلور للقضاء على البكتريا بالتعقيم.

الفصل ثالث

المحاليل

SOLUTION

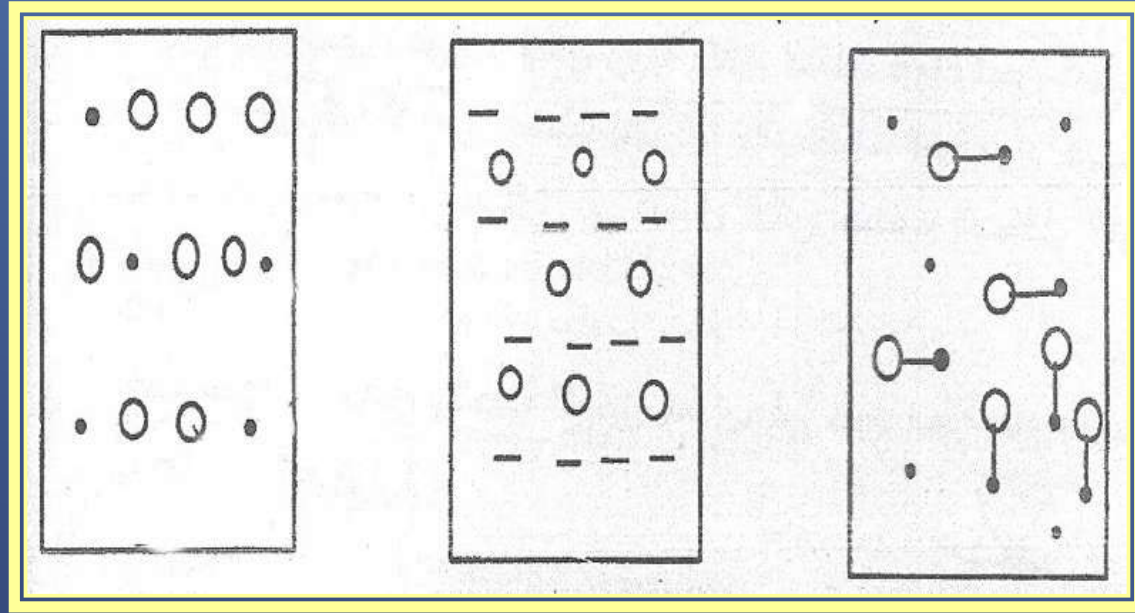
المحلول : خليط متجانس من مادتين مختلفتين أو أكثر موجودتين بصيغة امتزاج جزيئي تتفاعلان كيميائياً ، ويمكن تغيير نسب مكونات المحلول ضمن حدود معينة .

أنواع المحاليل : Types of Solution

تصنف المحاليل إلى أنواع عديدة اعتماداً على طورها النهائي اعتماداً على جم دقائق المذاب وتركيزه

• اعتماداً على الطور النهائي للمحلول

لا يقتصر المحلول على المواد الصلبة المذابة في السائل ، فقد يكون الطور النهائي غازاً أو سائلاً أو صلبة . فالمحلول الغازي يحضر من إذابة امتزاج (غاز ما في آخر لأن الصورة الحركية لمحلول غازي تشابه الصورة المركبة الغاز نقي و يمثل الشكل) 3-1-أ (محلولاً غازياً للهليوم والأوكسجين . يتكون المحلول السائل من إذابة غاز سائل أو صلب في سائل ، والصورة الحركية لمحلول السكر في الماء موضحة في الشكل) 3-1-ب (، إذ تمثل الدوائر السود جزيئات الماء ، والدوائر البيض جزيئات السكر المنتشرة عشوائية في المحلول . والمحلول الصلب عبارة عن مادة صلبة تكون فيه جزيئات أو ذرات أحد مكوناته منتشرة عشوائية خلال جزيئات أو ذرات المكون الآخر ويوضح الشكل) 3-1-ج (مثلاً



أ- غازي ب- سائل ج- صلب الشكل

نماذج المحاليل غازية وسائلة وصلبة : (3-1)

يُرد تعبيران في دراسة المحاليل هما : المذاب (Solute) والمذيب (Solvent) وغالبا ما تكون النسبة العالية للمذيب ، أما المكون الأقل نسبة فيسمى بالمذاب ، ويمكن تبادل التعريفين فيما بينهما مثل حامض الكبريتيك الماء ، إذ يشار أحيانا إلى الحامض بأنه المذاب والماء بأنه مذيب وان كانت جزيئات الماء قليلة .

• أنواع المحاليل بالنسبة لحجم دقائق المذاب في المحلول

1- المحاليل الحقيقية **True solution**:

وهي المحاليل التي تنتشر فيها دقائق المذاب الصلب بصورة متجانسة في المذيب ولا يمكن فصل المذاب بالترشيح أو التركيز مثل محلول السكر أو ملح الطعام في الماء.

2- المحاليل العالقة **Suspended**:

وهي المحاليل التي تكون فيها دقائق المذاب عالقة في السائل المذيب ، ويمكن رؤيتها بالعين المجردة كما يمكن فصلها عن المحلول بالترشيح أو التركيز ، ومثالها معلق التراب في الماء.

3- المحاليل الغروية **Colloidal Solution**:

وهي المحاليل التي لا يمكن رؤية دقائق المذاب فيها بالعين المجردة و بالمجهر . كما لا يمكن فصلها بالتركيز مالم تضاف إليها مواد كيميائية تعمل على ترسيبها ، وسنتناول في الفصل الآتي أصناف المحاليل الغروية وطرق تحضيرها .

ج/ أنواع المحاليل بالنسبة لتركيز المذاب في حجم معين من المذيب بدلالة درجة الحرارة .

المحاليل المشبعة **Saturated Solution**:

وهي المحاليل التي يكون كمية ما يذوب فيها من المذاب تساوي ما يترسب منه بمعنى أن المذاب في حالة توازن حركي مع المحلول عند درجة حرارة معينة وتعرف النوبانية (Solubility) بأنها كمية المذاب القابلة للذوبان في حجم معين من المذيب في درجة حرارة معينة وزمن معين ، وهي تمثل التركيز .

2 - المحاليل غير المشبعة **Unsaturated Solutions**:

وهي المحاليل التي قلت فيها كمية المذاب عما هي عليه في حالة المحاليل المشبعة عند درجة حرارة معينة بمعنى أن للمذيب قابلية إذابة كمية من المذاب عند تلك الدرجة الحرارية وفي هذه الحالة تنعدم حالة التوازن الحركي بين المذاب والمذيب .

3- المحاليل فوق المشبعة **Supersaturated Solutions**:

وهي المحاليل التي تحتوي على كمية من المذاب أكثر مما تحتويه المحاليل المشبعة بسبب قدرة المذيب على إذابة كميات إضافية من المذاب عند رفع درجة الحرارة ، وتكون هذه المحاليل عادة غير مستقرة بسبب ميلها إلى التخلص من الكمية الزائدة من المذاب عند الإثباع وذلك الترسيبها وصولاً إلى حالة

ولغرض معرفة حالة تشبع محلول ما ، تلقى بلورات من نوع المذاب فيدل ذوبانها على أن المحلول في حالة تحت الإشباع ، وإذا سقطت البلورة إلى قعر المحلول دون تغيير ظاهري عليها كان المحلول مشبعة، أما إذا وكونت كمية من الراسب فان المحلول في حالة فوق الإشباع .

صفات المحاليل : Properties of Solution

هناك الكثير من المركبات التي تكون أزواجا قابلة للامتزاج التام (miscible) مع بعضها البعض وأزواجا غير قابلة للامتزاج (Immiscible) ، وهناك أزواج أخرى من المركبات تكون قابلة للامتزاج الجزئي فيما بينها (Partial miscible).

فإذا أضيفت كمية البنزين إلى الماء يلاحظ بعد رج المخلوط ، انتشار البنزين في الماء على شكل حبيبات صغيرة والمخلوط متعكر ، وإذا ترك دون رج فإن البنزين يطفو فوق الماء وهذا نوع عديم الامتزاج . أما إذا أضيف الكحول الإيثيلي إلى الماء فإنه يختلط كليا ويصبح مزيجا منتجا (homogeneous mixture) وتميل مكونات المخلوط إلى الانفصال بعضها عن بعض.

ويعد محلول خلات الايثيلي مع الماء من أمثلة أزواج المركبات ذات الامتزاج الجزئي عند درجة حرارة الغرفة ، إذ نلاحظ أنه يحصل الامتزاج ويكون محلولاً عندما تكون نسبة الخلات أقل من 7,9 % أما إذا زادت عن هذا الحد فيكون طورين .

ويعود السبب إلى التقيد الحاصل في الطاقة ، ويجب التغلب على قوتي تجاذب بين جزيئات المذاب عند بعضها البعض مثلما يحصل في الكحول بالماء ، ويجب التغلب على قوى التجاذب بين جزيئات الكحول من جهة وجزيئات الماء من جهة أخرى وكلتا العمليتين تحتاج إلى طاقة وتأتي هذه الطاقة من التجانب الحاصل بين جزيئات الكحول والماء بحيث تكون طاقة التجانب أكبر من قوى تجانب مذاب - مذاب ، وتجانب مذيب-مذيب.

أي: طاقة كحول – ماء > كحول - كحول ، ماء - ماء

وفي مثال البنزين والماء الذي ورد سابقا فان التجاذب بين جزيئات البنزين والماء ضعيف جدا مقارنة مع بنزين - بنزين ، وماء - ماء .

فإذا أضيفت بلورة زرقاء من كبريتات النحاس $CuSO_4$ برفق إلى كمية من الماء فإن لون السائل حول البلورة يتحول إلى اللون الأزرق . ومع التحريك تنوب البلورة ويتلون السائل كله باللون الأزرق ، ولو أضيفت بلورة أخرى إلى الماء فإن لون السائل يعمق ويكون توزيع اللون متساوية في أجزاء الخليط كافة ويعد المحلول متجانسة .

ويمكن أن نلخص صفات المحلول بشكل عام بما يأتي :

1. أن يكون متجانسة ، أي أن ذرات أو جزيئات المذاب موزعة بشكل منتظم في المحلول
2. أن لا تميل مكوناته إلى الانفصال .
3. إمكانية تغيير نسب مكوناته (التركيز) .
4. مجموع خواص مكونات المحلول تمثل خواصه .
5. سهولة فصل المذيب أو المذاب واستعادته من المحلول .

التأين Ionization

توجد حالات كثيرة ، تكون فيها عملية الذوبان مصحوبة بتفكك جزيئات المذاب . وتكون هذه الأجزاء المتفككة مشحونة كهربائية ، ومن الممكن عن طريق قياسات كهربائية معرفة ما إذا كان التفكك قد حدث أم لا إذ شكلت هذه الجسيمات المشحونة تيار كهربائية يساعد في قياس التوصيل الكهربائي للمحلول وتوضح حدوثه . فعند غمر قطب الجهاز في الماء النقي فان المؤشر لا يتحرك ، موضحة أن الماء لا يوصل للكهربائي فعندما يذاب السكر في الماء فان المحلول غير موصل كهربائيا ، ولكن عندما يذاب ملح الطعام (NaCl في الماء ، فان المحلول موصل كهربائية . ويمكن تصنيف المواد إلى الكتروليتات (electrolytes) أو مركبات ايونيه وتتفكك في الماء وتنتج محاليل موصلة ، ولا الكتروليت

وتصنف الالكتروليتات بصورة عامة إلى : الكتروليتات قوية وتكون موصلة جيدة للكهربائية والكتروليتات ضعيفة وتعطي محاليل ضعيفة التوصيل وهذا يعتمد على درجة التأين .

ويعبر عن تأين الالكتروليتات القوية كما يأتي :

الماء

المذاب ← ايونات المذاب

ويعبر عن التوازن الحركي بين ايونات المذاب " بالنسبة للالكتروليتات الضعيفة والجزيئات غير المتأينة كما يأتي :

المذاب + الماء ⇌ ايونات المذاب

علما أن درجة تأين الالكتروليت الضعيف تزداد بالتخفيف .

1. من المواد الالكتروليتية : حامض الهيدروكلوريك والكبريتيك والخليك وهيدروكسيد الصوديوم وكلوريد الصوديوم .

2. من المواد الالكتروليتية : السكروز والكحول الإيثيلي والأسيتون والميثان .

الفصل الرابع

المحاليل الغروية (الغرويات)

Colloidal Solutions

استنتج العالم الانكليزي توماس جراهام (1861) T.Graham من خلال بحوثه على سرعة انتشار العديد من المواد في الماء واستنتج وجود نوعين من هذه المواد : النوع الأول- مواد لها القدرة العالية على الانتشار ، وتستطيع النفاذ من الأغشية نصف الناضحة ، ومثالها المواد المتبلورة **Crystalloids** كالمح والسكر ، والنوع الثاني - مواد ذات قدرة ضعيفة على الانتشار بالماء ، ومثالها اوكسيد الألمنيوم والصبغ والألبومين والجلاتين ، وأطلق العالم جراهام على هذه المواد غير المتبلورة بالغرويات **Colloids** ، وهي مشتقة من الكلمة اليونانية (**Kolla**) ويتألف المحلول الغروي من طورين أحدهما - يمثل دقائق المذاب ويدعى بالطور المنتشر ، والثاني يمثل المذيب ويدعى بالطور أو الوسط الناشر إن دقائق المذاب المنتشرة في المحلول الغروي اكبر حجما من مثيلاتها في المحلولين الآخرين (الحقيقي والعالق) ، لكنها ليست من الكبر بحيث يمكن رؤيتها بالعين المجردة أو بواسطة الميكروسكوب البسيط ، أو يمكن فصلها بالتدشج أو بفعلة القوة الحانسة الأرضية (التدكيد)

تشتت الضوء بواسطة الغرويات : Light scattering by colloids

ان دقائق المذاب في المحلول الغروي صغيرة ولا يمكن رؤيتها بالعين المجردة ، ولكن لها القابلية على انعكاس الضوء ، ويستخدم للتمييز بين المحلول الغروي والمحلول الحقيقي . فعند توجيه حزمة رقيقة من ضوء براق لتمر من خلال محلول حقيقي ؛ فان مسار الحزمة يكون مرئيا من الجهة المقابلة أي بزاوية (180 درجة) أما في المحلول الغروي فان دقائق المذاب تقوم بتشتيت الضوء ، وعند النظر بجميع الزوايا يمكن ملاحظة الضوء وهذا التأثير الذي يميز الغرويات من المحاليل يدعى بتأثير تاندل Tyndall effect

ويمكن عملية إحداث ظاهرة تاندل بسهولة بتسليط ضوء وميض على محول مائي لثايوكبريتات (الصوديوم) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ، وبإضافة قطرات من حامض الهيدروكلوريك المخفف يحدث تفاعل كيميائي يؤدي إلى تكوين عنصر الكبريت (S) ، وتتجمع جسيمات الكبريت تدريجيا فتظهر الحزمة الضوئية في المحلول .

إن دقائق المذاب في المحلول الغروي في حركة مستمرة توصف بالحركة البروانية (Brownian motion) وهي حركة سريعة عشوائية وهذه الحركة هي المسؤولة عن إبقاء دقائق المذاب عالقة بالمحلول الغروي ويعد التيار الدموي معظمه ماء أذيت فيه ايونات أو جزيئات صغيرة وأخرى كبيرة لتنتشر في المحلول ، وتتألف العصارات الهاضمة من ماء ومواد كيميائية كالحليب والقيمر والعسل والأصماغ و البيض ، كلها أمثلة تشكل المحاليل الغروية الجزء الأكبر منها .

تصنيف الغرويات حسب طبيعة المذاب والمذيب ، وحسب هذا التصنيف تقع الغرويات في خمس أصناف وهي :

الضبابيات (ايروسولات) Aerosol

محاليل غروية طورها الناشر المذيب (غازا تنتشر فيه دقائق المذاب بهيئتها الصلبة كالدخان والغبار رماد صلب منتشر في الهواء أو بهيئتها السائلة كالغيوم والضباب) رذاذ (مثل مبيدات الحشرات التي تستعمل برش رذاذها وكذلك مزيل الروائح .
المستحلبات Emulsion

محاليل غروية ينتشر فيها سائل في سائل آخر لا يذوب فيه كالحليب والكريم والزيوت المنتشرة في الماء ، و يلزم لتحضير المستحلب توافر ثلاث مواد : سائلين لا يمتزجان مع بعضهما مادة الاستحلاب (Emulsifier) مثل الكليسيرين لو الصمغ والبروتينات وغيره ابسط الأمثلة لعمل المستحلب مزج الزيت مع الماء بوجود الصابون كمادة استحلاب ، فعند رج الزيت مع الماء ينتشر الزيت في الماء على قطيرات صغيرة مسرعان ما تتفصل إلى طبقتين لاختلاف الكثافة ، أما إذا أضيف الصابون فيبقى منتشرة في الماء لأن الزيت (مذاب) والوسط المائي (مذيب).

محاليل غروية لمواد صلبة تنتشر في مواد سائلة (مذيب) ، مثل المحاليل الغروية للذهب والكبريت ويوديد الفضة في الماء أو الأصماغ ومخلول النشا ، ويمكن عمل ذهب غروي بإشعال قوس كهربائي بين قطبين من الذهب تحت الماء . ويمكن الحصول عليه من الاختزال الكيميائي لمحلول يحتوي على مركب الذهب.

الهلاميات Gels

محاليل سائلة تنتشر في مذيبات بحالة صلبة مرتبة في شبكة دقيقة تمتد كل مكان من النظام كخثار اللبن والجبن و الجلاتين والرواسب الغروية مثل هيدروكسيد الألمنيوم .

والهلامي نظام صلب ذو لزوجة عالية يشبه المواد الصلبة في احتفاظه بهيكله ، كما يبدي مقاومة تحته أليه قوة آلية ، ومن خصائص الهلام المرونة أي أنه يعود إلى صورته الأصلية إذا ما تعرض لشد أو ضغط معتدل ، وعند زيادة الضغط يفقد الهلام مرونته ويبدا في السيولة .

والكثير من الغرويات يمكن أن تتحول إلى هلامي بالتبريد أو إذا تركت مدة دون تحريك ، ويتكون الهلام عادة في زمن أقل عند خفض درجة الحرارة من بداية تكونها في المحاليل الغروية.

يسمى الانتشار الغروي للغازات في السوائل بالرغاوي وهي كالمستحلبات بعضها مرغوب فيه وبعضها غير مرغوب فيه ، ولا تكون السوائل النقية رغوة . فالماء عندما يغلي تتولد منه فقاعات على السطح إلا انها تختفي ، في حين تكون القشطة المخفوقة عبارة عن رغوة تدوم الساعات طويلة.

ومن التطبيقات المفيدة لهذا النوع من الغرويات أجهزة إطفاء الحرائق المكونة للرغوة والمستخدمة في إطفاء حرائق الزيوت والسوائل القابلة للاشتعال ، وتحتوي الأجهزة على ماء وصابونيين وبيكاربونات الصوديوم وأحد أملاح الألمنيوم في محلول حامضي ، إذ يولد الحامض البيكاربونات (ثاني أكسيد الكربون) الذي يكون رغوة ثبت الصابونيين وايونات الألمنيوم وتطفو على سطح السائل المشتعل فيتم عزله عن الهواء .

الكثير من السوائل والمذيبات القدرة على هدم الرغوة ومنها الأثير والتلوين والكحوليات الأليفاتية وبعض الزيوت . وتصنف الغرويات نسبة وتقسم الغرويات العضوية إلى غرويات عضوية متجانسة الاستقطاب إلى تركيبها الكيميائي إلى غرويات عضوية وغرويات لاعضوية .

(Homo polar) (كالمطاط في البنزين ، وغرويات عضوية غير متجانسة الاستقطاب)

(Hetero polar) (كالبروتينات والصابون في الماء . تقسم الغرويات اللاعضوية إلى الغرويات الفلزات كالذهب والفضة وغرويات اللافلزات كالكبريت والكرافيت . وتصنف الغرويات نسبة إلى طبيعة الشحنة التي تحملها دقائق المحلول الغروي إلى : غرويات مشحونة بشحنات موجبة مثل المحلول الغروي الأوكسيد الحديديك ، أو غرويات مشحونة بشحنات سالبة مثل المحلول الغروي لكبريتيد الزرنيخ . ويوجد تصنيف للغرويات حسب تفاعلات تبادل بين الأطوار ، أو بالنسبة لقابلية دقائق المحلول الغروي للتمذوب) Salvation (فتصنف إلى غرويات كارهة للمذيب ومحبة للمذيب ، ففي الغرويات الكارهة للمذيب لا توجد الفه بين دقائق المحلول الغروي والمذيب مثل محاليل الذهب والفضة . أما في الغرويات المحبة للمذيب فتحتوي على مجموعات مميزة مثل الهيدروكسيل) OH (أو الكاربوكسيل COOH

أما الأيونية) NH₂ لها القابلية للاتحاد مع المذيب من أمثلة هذه الضمومات الأيونية

وعندما يكون المذيب ماء يستعمل مصطلح الغرويات الكارهة للماء (Hydrophobic) ومصطلح الغرو المحبة للماء (Hydrophilic).)

تحضير الغرويات

تحضير المحاليل الغروية بعدة طرائق :

طرائق الانتشار Dispersion methods

في هذه الطرائق تستعمل مطاحن خاصة تحول الدقائق الكبيرة إلى دقائق صغيرة بطريقة ميكانيكية ، أو تض في أثناء الطحن مواد تساعد على انتشار الدقائق المطحونة . وقد تجري طريقة الانتشار كهربائيا كما في تحضير بعض المحاليل الغروية للفلزات في الماء ، وقد تتضمن هذه الطريقة إمرار قوس كهربائي تحت الماء بين سلكين من الفلزات تحضير محلولها الغروي.

طرائق التكثيف Condensation methods:

تتكون الدقائق الغروية من نمو الدقائق ذات الأبعاد الجزيئية المتقاربة بواسطة الاتحاد مع بعضها البعض ، وهذه الطرائق بهية المواد الأولية بشكل محاليل حقيقية تحتوي على الأيونات أو الجزيئات وعند حصول تفاعل كيميائي بين هذه الأيونات أو الجزيئات يتكون المحلول الغروي . والتفاعلات التي تحصل بينهما قد تكون أكسدة أو اختزالاً أو

تخثر المحاليل الغروية : Coagulation of Colloidal Solution

تحتوي بعض المحاليل الغروية على كميات زائدة من مواد الكتروليتية ومواد شائبة ذائبة ووجود كمية معينة من المادة الالكتروليتية ضروري الاستقرار المحلول الغروي ، لهذا ينبغي أن تكون المادة الالكتروليتية في المحلول الغروي بحدها الأدنى . فعند معاملة محلول كلوريد الزرنيخ مع كبريتيد الهيدروجين تؤدي إلى تكوين محلول غروي من كبريتيد الزرنيخ

الذي لا ينفذ من ورقة الترشيح لأن جزيئات كبريتيد الزرنيخ قد تجمعت مع بعضها البعض بسبب وجود مادة الكتروليتية وهي HCl وكالاتي:



يعتمد الترسيب أو التخثر على حالة تأكسد الأيونات الموجبة فيها الأيون ذو الشحنة الثلاثية الموجبة أكثر كفاءة من الايون ذي الشحنة تانية الموجبة وهكذا .

إن الغرويات التي تتخثر بهذه الطريقة (أي بمعادلة الشحنة عند إضافة المادة الالكتروليتية) هي من نوع الغرويات الكارهة للمذيب ، أما الغرويات المحبة للمذيب فلا يمكن تخثرها بهذه الطريقة وإنما تتخثر بواسطة لتسخين ، ومن الأمثلة المألوفة على ذلك تخثر الحليب أو البيض عند التسخين وتعزى فاعلية التسخين في تخثر الغرويات إلى ازدياد عدد التصادمات بين دقائق المحلول الغروي.

تنقية المحاليل الغروية Purification of colloidal solutions

إن وجود المواد الالكتروليتية والمواد الشائبة الزائدة عن الحد الطبيعي يؤدي إلى تخثر المحاليل الغروية ، وأصبح من الواجب أن ينقى المحلول الغروي لأن التنقية ضرورة من ضرورات الاستقرار . ومن الطرائق الرئيسية المستعملة لهذا الغرض طريقة الدياليز Dialysis (فصل غشائي) وهي عملية إزالة المادة المذابة الموجودة في المحلول الغروي عن طريق نفوذها خلال غشاء مناسب نصف ناضح يسمح بمرور المواد الالكتروليتية أو الشوائب المذابة وكذلك جزيئات المذيب ، ولا يسمح بمرور دقائق المحلول الغروي ، ومن الأمثلة على ذلك أغشية ورق البارجمنت والسلوفين وغشاء المثانة الحيوانية .

تقوم أغشية الجسم بعمليات دياليز مماثلة ، فالأوعية الدموية مثلا لا تسمح بنفوذ جزيئات البروتين الكبيرة مثل السيرم (Serum) والالبومينات ، غير أنها تسمح بنفوذ جزيئات الماء وثاني أكسيد الكربون والأوكسجين و أيونات الأملاح والجزيئات العضوية الصغيرة التي تتسرب إلى الجسم عن طريق الجهاز الهضمي .

من الصفات المهمة لبعض الغرويات قابليتها على ادمصاص (التصاق المواد الغريبة على سطحه) دقائق المحلول الغروي (وخير مثال على ذلك هو هلام السليكا) Silica gel (المثال الجيد لمحلول غروي يستطيع ادمصاص كميات كبيرة من مواد غريبة صلبة أو سائلة أو غازية ، وكذلك اوكسيد الألمنيوم المنشط $A1_2O_3$ وهو مثال آخر لغروي يستطيع ادمصاص المواد الغريبة ، فضلا عن فحم الكوك المنشط.

ومن التطبيقات المهمة لقابلية الغرويات على ادمصاص المواد الغريبة استعمالها في علم الكروماتوغرافي مثل ادمصاص صبغة نباتية على سطح الهلام .

تطبيقات المحاليل الغروية واستعمالاتها :

الغرويات لها قابلية على ادمصاص المواد الغريبة وعلى التخثر ، وان عملية الدياليز وجدت فيها تطبيقات واسعة تغطي أهميتها الطبيعية والصناعية والزراعية والطب والتربة مثل غرويات السليلوز والنشا والبروتينات . وتدخل الغرويات في صناعة المطاط القاسي إذ تؤخذ العصارة من نسغ بعض الأشجار ، وهي عبارة عن مستحلب من دقائق المطاط المشحونة بشحنات سالبة تنتشر في الماء وعند

الفصل الخامس الكيمياء التحليلية

مقدمة الكيمياء التحليلية

تعرف الكيمياء التحليلية بأنها الوسيلة الكيميائية ان يتم فيها الكشف عن عناصر والمواد وطرق فصلها ومعرفة مكونات المواد في خليط اضافة الى تقدير هذه المكونات تقديراً كميّاً. وتدخل الكيمياء التحليلية في حل كثير من المشكلات العلمية المتصلة بفروع الكيمياء مثل المجالات البايولوجية والزراعية والتطبيقية والهندسية.

الكيمياء التحليلية

1. تحليل نوعي.
2. تحليل كمي.
1. تحليل حجمي.
- تسحيحات حامض قاعدة (تعادلية).
- تسحيحات اكسدة واختزال.
- تسحيح تكوين معقدات.
- تسحيح ترسيبي
1. تحليل وزني.
2. تحليل الي.

مبادئ التحليل الحجمي : يتضمن تسحيح المادة المطلوب تحليلها وتفاعلها مادة أخرى معلومة التركيز مضافة من السحاحة بشكل محلول (يطلق عليه المحلول القياسي) وباستخدام دلائل كيميائية ويعرب المحلول النازل بالمسحح **titrant** والمحلول النازل المجهول بالمسحح **titrand** وتعرف هذه العملية بالتسحيح **titration**.

متطلبات التسحيح

1. أن يكون التفاعل سريعة .
2. أن يكون التفاعل متزنة .
3. عدم وجود تفاعلات جانبية .
4. أن يعطي نقطة تعادل واضحة .

المحلول القياسي الأولي : هو المحلول الذي يحضر بالوزن المباشر والمضبوط من المذاب مثل Na_2CO_3

المحلول القياسي الثانوي : تحضر فيه الكمية التقريبية من المذاب ثم تسحح مع محلول قياسي أولي مثل :

NaOH - H_2SO_4 - HNO_3 - HCl (تستخدم في التسحيح : الطالب /)

المعايرة : هي عملية تحويل المحاليل القياسية الثانوية إلى محاليل قياسية أولية من خلال معايرتها مع محاليل قياسية أولية .

نقطة التكافؤ : هي عملية تكافؤ تراكيز مولاريه للمادة القياسية الأولية أي m_{eq} .

نقطة التعادل : هي نقطة تغيير اللون والحصول على توازن .

نقطة الانتهاء (End Point) : هي النقطة التي تتفاعل عندها كميات متساوية (متكافئة غرامية متساوية من المحلول القياسي مع المادة المجهولة ويمكن التحسس ب E.P من خلال الدلائل .

صفات المحلول القياسي الأولي

1. يجب أن يكون جافا وموزوناً إلى أربع مراتب عشرية ، ويخفف إلى حجم معلوم.

2. مستقر ، ولا يتغير بالظروف الجوية .

3. نقي ، ولا يتغير وزنه خلال تعرضه للجو .

4. الحصول عليه سهلاً وسهلاً الإذابة

1- المولارية M : عدد مولات (أوزان جزيئية غرامية من المذاب في لتر واحد من المذيب عنه بالقانون ويعبر الآتية

$$\text{Molarity for solid samples} = \frac{wt \times 1000}{M_w \times \text{volum of solution}}$$

2-العيارية N : عدد أوزان مكافئة غرامية من المذاب في لتر واحد من المذيب . والعلاقة الرياضية

$$\text{Normality for solid samples} = \frac{wt \times 1000}{eq \text{ wt} \times \text{volum of solution}}$$

$$\frac{\text{الجزئي الوزن}}{n} = \text{الوزن المكافئ الغرامي}$$

n = عدد البروتونات أو الهيدروكسيل المانح أو المكتسب

n = عدد الالكترونات المفقودة أو المكتسبة

n = عدد الأيونات الموجبة x التكافؤ (إذا كان ملحا)

3- نسبة الوزن إلى الحجم : وزن مادة مذابة إلى حجم معين من المحلول ، فإما بدلالة (ppm (أو) ppb (وهي جزء لكل مليون أو جزء لكل بليون

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg/L} \quad 1 \text{ ppm} = 1 \mu \text{ g/ml}$$

$$\text{ppm} = \frac{\text{wt in gram} \times 10^6}{\text{volum of solution ml}} \text{ والقانون العام}$$

4- النسبة الوزنية %WW: وزن مذاب إلى 100 غرام مذيب .

5- النسبة الحجمية %V / V: حجم السائل المذاب إلى 100 مل من المذيب .

6- الدالة الحامضية pH : من أهم السائل المذابة التي يمكن استخدامها

7-أما للمحاليل المركزة : القانون هو :

$$\text{Molarity} = \frac{\text{sp.grx \%} \times 10}{\text{M.wt}}$$

كذلك

$$\text{Normarlity} = \frac{\text{sp.grx \%} \times 10}{\text{eq.wt}}$$

8-المولالية : وزن مادة مذابة من المذاب في واحد كغم من المذيب .

9-الفورمالية : هي المولارية نفسها ولكن للمواد القابلة للتأين في الماء مثل KoH , NaOH

10- الوزن المكافئ للحامض : هو وزن الحامض الذي يحرر غراما ذريا من ايون الهيدروجين.

11- الوزن المكافئ للقاعدة : هو وزن المادة التي تحرر غراما ذريا من ايون الهيدروكسيل .

أنواع التحليل الحجمي

تسحيحات حامض - قاعدة (التسحيحات التعادلية)

Acid -Base titration

بالاعتماد على الدالة الحامضية التي تحدث تغييرا في نقطة التعادل معتمدة على طبيعة محلول التسحيح وتركيزه وباستعمال دليل مناسب ، وحسب نظرية ارينيوس ، فإن الحامض هو تلك المادة التي تتأين بالماء التعطي أيون الهيدروجين ، ولما القاعدة فإنها تلك المادة التي تتأين بالماء التعطي أيون الهيدروكسيل.



$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

حالات تسحيح حامض – قاعدة

1. حامض قوي مع قاعدة قوية مثل حامض الهيدروكلوريك وهيدروكسيد الصوديوم.
2. حامض قوي مع قاعدة ضعيفة مثل حامض الهيدروكلوريك والامونيا.
3. حامض ضعيف مع قاعدة قوية مثل حامض الخليك وهيدروكسيد الصوديوم.
4. حامض ضعيف مع قاعدة ضعيفة مثل حامض الخليك والامونيا.

التحلل المائي للأملاح

1- تكوين ملح كلوريد الصوديوم من الحالة الأولى :

لا يحسب لها تحلل لأنها لا تتأثر بتركيز الملح بالمحلول ولو اتحد OH^- مع Na^+ سوف ينحل مرة أخرى.



يتبين من المعادلة في أعلاه حصول تحلل كامل للحامض والقاعدة مع بقاء قيمة الدالة الحامضية متعادلة

تكوين ملح كلوريد الأمونيوم من الحالة الثانية :



بما أن هيدروكسيد الأمونيوم يتأين جزئياً فان حامض الهيدروكلوريك يتأين كلياً فيؤدي إلى نقصان OH وزيادة H فيتحلل الماء السد نقصان الـ OH الوقت نفسه يتحرر H منه فتتخفض قيمة الدالة الحامضية.

3- قد تكوين ملح خلات الصوديوم من الحالة الثالثة :



حصلت هنا زيادة في تركيز حصلت هنا زيادة في تركيز Na+ وOH، ونقصان H+ فيتحلل الماء لسد نقص الـ H+ فتزداد قيمة الـ OH- في المحلول.

4- تكوين ملح خلات الأمونيوم كما في المعادلات الآتية :



المحلول المنظم Buffer solution

هو المحلول الذي يقاوم تغييرا في الدالة الحامضية بإضافة حامض أو قاعدة أو يقاوم التخفيف . ويتكون من الحامض و ملحه ، أو القاعدة وملحها ، وخير مثال هو حامض الخليك و خلات الصوديوم أو الأمونيا وكلوريد الأمونيوم .

$$\text{pH} = \text{p} K_a + \log [\text{Salt}] / [\text{Acid}] \quad \text{p OH} = \text{p} K_b + \log [\text{Salt}] / [\text{Base}]$$

ملاحظة : تتغير قيمة الدالة الحامضية عند إضافة واحد مل من حمض الهيدروكلوريك المركز إلى محلول يحتوي على حامض الخليك و خلات الصوديوم أو يزداد تركيز حامض الخليك بمقدار معين وفي الوقت ذاته ينخفض تركيز ملح الخلات بالمقدار نفسه وهذا المقدار يمثل كلوريد الصوديوم ، مع الأخذ بالحسبان تركيز الحامض المضاف في الحجم النهائي من المحلول .

الدلائل Indicators : عبارة عن حوامض أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها ، أو ينطلق منها وميض ، وكل دليل له دالة حامضية معينة إذا ظهر لوانان متباينان فيسمى ثنائي اللون كما يوجد دليل أحادي اللون مثل الفينوفثالين عديم اللون في الوسط الحامضي وأرجواني في القاعدي ، وتوجد دلائل في تسجيحات الأكسدة والاختزال أو تكوين المعقدات و يبين الجدول التالي أهم الدلائل المستخدمة في التحليل الحجمي .

مثال 1:

حضر 0.1 مولاري من حامض الهيدروكلوريك في حجم 250 مل اذا علمت ان كثافة الحامض المركز بالقنينة 1.17 غم/مل والنسبة المئوية 36% علما ان الوزن الذري للكلور يساوي 35.4 و الهيدروجين = 1 نطبق قانون المولارية كالآتي :

$$\text{Molarity} = \frac{\text{sp.gr} \times \% \times 10}{M.wt}$$

وبالتعويض:

$$\text{Molarity} = \frac{1.17 \times 36 \times 10}{36.5 \text{ M.wt}} = 11.5 \text{ mole / l}$$

$$\text{Molarity} = \frac{1.17 \times 36 \times 10}{36.5 \text{ M.wt}} = 11.5 \text{ mole / l}$$

الحامض المخفف = الحامض المركز

$$M_1 X V_1 = M_2 X V_2$$

$$11.5 X V_1 = 0.1 X 250$$

$$V_1 = 2.17 \text{ ml}$$

مثال 2: حضر 0.1 عياري من حامض الكبريتيك في 250 مل اذا علمت ان كثافة الحامض = 1.84 غم/مل والنسبة المئوية = 96%.

الحل: استخراج عيارية الحامض المركز اولاً:

$$\text{Molarity} = \frac{\text{sp.gr} \times \% \times 10}{\text{eq.wt}}$$

$$\text{Molarity} = \frac{1.84 \times 96 \times 10}{49}$$

بالتعويض:

الوزن المكافئ = الوزن الجزيئي مقسوم على 2 ومن تطبيق القانون نتبين ان النتيجة هي 36 مول/لتر للحامض المركز، ثم نطبق قانون التخفيف:

الحامض المخفف = الحامض المركز

$$M_1 X V_1 = M_2 X V_2$$

$$36 \times V_1 = 0.1 \times 250$$

$$V_1 = 0.7 \text{ ml}$$

مثال 3: حضر 100 PPM من ايون الصوديوم في 250 مل اذا كان لديك ملح كلوريد الصوديوم مختبرياً، ثم نطبق القانون:

$$\text{ppm} = \frac{\text{wt. in gram} \times 10^6}{\text{volum of solution in ml}}$$

$$100 = \frac{\text{wt. in gram} \times 10^6}{250}$$

بالتعويض

$$\text{Wt} = 0.025 \text{ gm sodium}$$

فالوزن

$$\frac{\text{NaCl}}{58} \quad \frac{\text{Na}}{23}$$

ثم نجد وزن كلوريد الصوديوم بدلالة العامل الوزني

$$X \quad 0.025 \text{ g}$$

مثال 4: ما وزن ملح نترات الالمنيوم من اجل تحضير 100 ppm من ايون الالمنيوم في حجم 250 مل علماً ان الوزن الذري O= 16, N= 14, Al= 27

نطبق بالقانون:

$$\text{ppm} = \frac{\text{wt.in gram} \times 10^6}{\text{volum of solution in ml}}$$

$$100 = \frac{\text{wt.in gram} \times 10^6}{250}$$

بالتعويض

$$\text{Wt} = 0.025 \text{ gm Aluminum}$$

إذاً



213	27
-----	----

X	0.025
---	-------

$$X = 0.1972 \text{ g Al (NO}_3)_3$$

مثال 5: ما وزن ملح أوكسيد الحديدك؟ من اجل تحضير 250 ppm ايون الحديد في 100 مل علماً ان الوزن الذري Fe= 55.83, O= 16

نطبق القانون:

$$\text{ppm} = \frac{\text{wt.in gram} \times 10^6}{\text{volum of solution in ml}}$$

$$250 = \frac{\text{wt.in gram} \times 10^6}{100}$$

بالتعويض

Wt= 0.025 gm Fe
فوزن الحديد

Fe₂O₃ 2Fe

160 111.7

X 0.025g

X= 0.035 g

مثال 6: احسب قيمة H^+ , pH لمحلول قاعدي يحتوي على 0.005 مولاري من هيدروكسيد البوتاسيوم
بما ان المحلول قاعدي نستخرج اولاً pOH

$$\begin{aligned} pOH &= -\text{Log} [OH^-] \\ &= -\text{Log} [0.005] \\ &= -\text{Log} [5 \times 10^{-3}] \\ &= -\text{Log} 5 - \text{Log} 10^{-3} \\ &= -0.7 + 3 \text{Log} 10 \\ &= -0.7 + 3 \times 1 \\ &= 2.3 \end{aligned}$$

$$pH = 14 - 2.3 = 11.7$$

$$pH = -\text{Log} [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

$$[H^+] = 10^{-11.7} \text{ mole/liter}$$

مثال 7: احسب pH لمحلول منظم متكون من 0.1 مول/لتر هيدروكسيد الامونيوم و0.01 مول/لتر من ملح كلوريد الامونيوم علماً ان ثابت التأيين هو $K_b = 1.8 * 10^{-5}$

$$POH = pkb + \text{Log} \frac{\text{salt}}{\text{base}}$$

$$POH = -\text{Log} 1.8 * 10^{-5} + \text{Log} \frac{0.01}{0.1}$$

$$POH = -\text{Log} 1.8 + 5 \text{Log} 10 + \text{Log} 0.1$$

$$POH = -0.7 + 5 + \text{Log} 10^{-1}$$

$$POH = 4.3$$

الفصل السادس

التحلل المائي للأملاح

HYDROLYSIS OF SALTS

تعريف : التحلل المائي للأملح هو التفاعل الحاصل من اتحاد الأيونات الناتجة عن تفكك الملح مع الأيونات الناتجة من تفكك الماء على وفق ما يأتي :

ترمز إلى الملح بالرمز AB الذي يتفكك كلياً في الماء

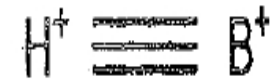
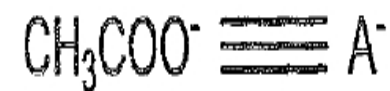


يحصل تفاعل بين الأيونات الناتجة عن التفاعلين (1) و (2) إذ تتفاعل الأيونات A^{-} مع أيونات الهيدروجين لتشكل الحامض ، أما الأيونات B^{+} فتتحد مع الهيدروكسيل لتشكل القاعدة تبعاً لما يأتي :

مثال :



ويمكن تمثيلها بالتفاعل الآتي



يتضح أن التحلل المائي للأملح هو عكس تفاعل التعادل إذ يمثل التعادل تفاعل الحامض مع القاعدة ليتكون الملح والماء ، وفي التحلل المائي للأملح يتفاعل الملح مع الماء ويشكل الحامض والقاعدة . إن قيمة pH المحلول الناتج عن التحلل تتحدد بالقوى النسبية بين الحامض AH والقاعدة BOH الناتجين ، فإذا كان الحامض قوية والقاعدة قوية كان المحلول الناتج متعادلاً ($pH = 7$) ، وإذا كان الحامض قوية والقاعدة ضعيفة فيكون المحلول حامضياً ($pH < 7$) ، أما إذا كانت القاعدة قوية والحامض ضعيفة فإن المحلول الناتج يكون قلويًا ($pH > 7$) ، إذا كان الحامض ضعيفة والقاعدة ضعيفة فإن الذي يتفكك أكثر من الآخر هو الذي يحدد الطبيعة الحامضية أو القاعدية للمحلول .

ليست كل المحاليل المائية للأملح متعادلة ، لأنها تختلف تبعاً لانتمائها إلى أحد الأقسام الأربعة السابقة ، كما تختلف طريقة إيجاد ثابت ودرجة التحلل المائي لكل منه .

تصنيف الأملاح

أولاً : أملاح المجموعة الأولى الناتجة عن حامض قوي وقاعد قوية :

ان محلول كلوريد الصوديوم NaCl الناتج عن إذابة الملح في الماء ، أو تفاعل كميات متكافئة من حامض HCl و NaCl لا يتحلل مائياً ، ويتأين كلياً إلى أيون الكلور و أيون الصوديوم فضلا عن تأين جزيئة الماء إلى أيون الهيدروجين و أيون الهيدروكسيل .



وهنا لا يحصل تغيير على تركيز H^+ و OH^- في المحلول ، لان ايون Na^+ يتحد مع OH^- ليعطي NaOH وكذلك يتحد ايون Cl^- مع H^+ ليعطي حامض HCl القوي أيضا وتبقى عندئذ

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ على حالها وهكذا تكون قيمة pH مساوية إلى 7 في

محلول الملح الناتج من حامض قوي وقاعد قوية

ثانيا : أملاح المجموعة الثانية الناتجة عن حامض قوي وقاعدة ضعيفة :

أن محلول كلوريد الأمونيوم الناتج عن إذابة الملح في الماء ، أو عن تفاعل كميات متكافئة من حامض الهيدروكلوريك مع هيدروكسيد الأمونيوم يتفكك كالآتي:



إذ أن ايونات H^+ تتجاذب مع ايونات Cl^- لتشكل الحامض القوي HCl الذي يتفكك مباشرة وبشكل كامل ، في حين تتجاذب ايونات OH^- مع ايونات NH_4^+ مع بعضها البعض مكونة هيدروكسيد الأمونيوم الضعيفة التفكك:



إذ ينخفض تركيز OH^- في المحلول ، ولتعويض هذه الخسارة تتفكك جزيئات إضافية من الماء ، وللمحافظة على التوازن الأيوني للماء ، تتحد من جديد أيونات OH^- مع NH_4^+ في حين تبقى ايونات H^+ مرة في المحلول ، وهكذا يزداد تركيز H^+ في المحلول مما يكسبه الصفة الحامضية والمعادلة النهائية لحساب pH كالآتي:

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2}(\text{PK}_b + \log C_s)$$

C_s = تركيز الملح.

PK_b = ثابت تفكك القاعدة

ثالثا : أملاح المجموعة الثالثة الناتجة من حامض ضعيف وقاعدة قوية

ان محلول خلات الصوديوم CH_3COONa الناتج عن إذابة الملح في الماء ، أو تفاعل كميات متكافئة من حامض الخليك (حامض ضعيف (مع هيدروكسيد الصوديوم) قاعدة قوية) ؛ يتفكك كما يأتي:



تتجاذب ايونات Na^+ مع OH^- بشكل كامل إلى أيوناته الأساسية ، في حين تتجاذب ، ايونات H^+ مع ايونات الخلات CH_3COO^- وتتحد مع بعضها البعض مكونة حامض الخليك ضعيف التفكك



وهكذا تثبت ايونات H^+ الناتجة عن تفكك الماء في مركب ، ضعيف التفكك فينخفض تركيز H^+ في المحلول ، ولتعويض هذا النقصان تتفكك جزيئات إضافية من الماء للمحافظة على التوازن الأيوني للماء ، وتتحد من جديد أيونات H^+ مع أيونات الخلات ، في حين تبقى ايونات ، OH^- حرة في المحلول،

وهكذا يزداد تركيز ايونات الهيدروكسيل في المحلول مما يكسبه الصفة القلوية وتكون $pH < 7$ والمعادلة النهائية لحساب pH كالآتي :

$$pH = 7 + \frac{1}{2} (PK_a + \log C_s)$$

C_s = تركيز الملح

PK_a = ثابت تفكك الحامض الضعيف

رابعاً : أملاح المجموعة الرابعة الناتجة عن حامض ضعيف وقاعدة ضعيفة

إن محلول خلات الأمونيوم الناتج من إداية الملح في الماء ، أو عن تفاعل كميات متكافئة من حامض الذاي مع هيدروكسيد الأمونيوم يتفكك كالآتي:



تتجاذب أيونات الهيدروجين مع أيونات الخلات وتتحد مع بعضها البعض مكونة حامض الخليك ضعيف التفكك ، في حين تتجاذب أيونات الهيدروكسيل مع أيونات الأمونيوم ، وتتحد مع بعضها البعض لتكون هيدروكسيد امونيوم ضعيف التفكك ، وينخفض بالتالي تركيز كل من H^+ و OH^- من المحلول ولتعويض هذا التقصي تتفكك جزيئات إضافية من الماء المحافظة على التوازن الأيوني في الماء ، وتتحد من جديد أيونات H^+ مع أيونات الخلات و أيونات مع OH^- أيونات NH_4^+ وبما أن خلات الألمونيوم كلية التفكك ذلك يمكن تمثيل التحلل المائي لخلات الأمونيوم كالآتي :



وعلى هذا الأساس فإن الصيغة العامة للتحلل المائي لمليح مكون من حامض ضعيف وقاعدة ضعيفة تأخذ الشكل الآتي:



تحدد قيمة pH المحلول عندئذ بالقوة النسبية الحامض والقاعدة الناتجين من التحلل المائي ، فإذا كان الحامض هو الأقوى فيتفكك أكثر من القاعدة ، عندئذ يكون تركيز أيونات H^{+} أكبر من تركيز أيونات OH^{-} في المحلول ، ويتصف المحلول بالنتيجة بخواص حامضية ، والعكس هو الصحيح ؛ لذا تكون pH كالاتي :

$$PH = 7 + \frac{1}{2} PK_a - \frac{1}{2} PK_b$$

الفصل السابع الذو بيانية

مقدمة

تعريف المحلول بأنه امتزاج جزئي متجانس لمادتين أو أكثر لا تتفاعلان كيميائياً فأز
الاذابة في واقع الحال هي اختفاء ذرات أو جزيئات أو ايونات المادة المذابة بين ذرات أو
جزيئات المادة المذيبة. ان الذوبانية أو قابلية الذوبان هي كمية المادة المذابة القابلة
للذوبان في حجم معين من المذيب في درجة حرارية معينة وزمن معين.

وفي الحقيقة ان المواد جميعها لها قابلية الذوبان لكن الاذابة تعتمد أساساً على نوع
المذيب ونوع المذاب، وعندما يقال بشكل عام بعدم ذوبان مادة ما فإنما يقصد به كمية ما
يذوب من هذه المادة قليل جداً يمكن اهماله وكثيراً ما نلاحظ ان بعض المواد لا تذوب في
مادة معينة وهي قابلة الذوبان في مادة أخرى، ويمكن تفسير اعتماد الذوبانية على طبيعة
كل من المذاب والمذيب، وعلى التركيب الكيميائي لهما.

في الكيمياء التحليلية يستخدم الماء مذيبًا لكثير من المواد المذابة كالحوامض والقواعد والأملاح وأحيانًا تتطلب إذابة بعض المواد العضوية (كالصبغ) باستخدام مذيبات أخرى غير الماء كالكحول أو الإيثانول أو الأمونيا السائلة.

تعتمد قابلية ذوبان المواد على طبيعة التركيب الجزيئي لها، وتكون بعض المركبات مستقطبة بصفاتهما، في حين تعد مركبات أخرى غير مستقطبة في خصائصها، وفي هذا المجال من المفيد أن نورد عبارة قديمة نقال في الكيمياء وهي الشبيه يذوب الشبيه (like dissolves like) ولتفهم عملية الذوبان للمواد الصلبة في الماء تقسم هذه الظاهرة إلى:

٦. قابلية ذوبان المواد الصلبة غير المستقطبة في الماء

يعد اليود مادة غير مستقطبة، وذوبانيته في الماء قليلة جدا، إذ أن جزيئات اليود ترتبط بعضها ببعض بقوى فاندرفالز لتكون البلورة الصلبة اليود، غير أن ذرتي اليود في الجزيئة الواحدة ترتبط إحداها بالأخرى بأصرة تساهمية أقوى من قوة ارتباط جزيئات، وعليه فعند إضافة بلورات اليود إلى الماء تتحطم قوى فاندرفالز وتحرر جزيئات اليود المائية التي سرعان ما تصطمم بالبلورة عائدة إلى الحالة الصلبة وتستمر العملية لحين الوصول إلى حالة التوازن ويكون المحلول مشبعًا. إن القوى التي تعمل بين جزيئات اليود وجزيئات الماء المستقطبة هي قوى ضعيفة وليست كافية لمنافسة قوة الأصرة الهيدروجينية التي تربط جزيئات الماء بعضها ببعض وهذا سبب قلة ذوبان اليود، وعلى نقيض الماء نجد أن اليود سريع الذوبان في الايثر والكحول، إذ أن قوى التجاذب العاملة بين جزيئات اليود وجزيئات المذيبات أقوى بكثير من تلك التي تعمل على ترابط جزيئات الأيثر أو الكحول

2. قابلية ذوبان المواد الصلبة المستقطبة (الايونية) في الماء.

وتشمل ذوبانية الالكترونيتات جميعها كالحوامض والقواعد والاملاح وللمركبات الايونية بصورة عامة قابلية ذوبان كبيرة في مذيبات مستقطبة كالماء، وتبعد عملية اذابة الجزيئات عن مواقع التركيب البلوري وسرعة ذوبان ملح الطعام يمكن ان تفسر بقوة جذب جزيئات الماء المتأينة للأيونات المكونة لبلورة ملح الطعام أي ان قوة جذب جزيئات الملح مع الماء اقوى من تجاذب ملح الطعام مع بعضه البعض والماء كذلك.

العوامل المؤثرة على ذوبانية الرواسب.

طبيعة المذاب **Nature of the Solute**

تختلف ذوبانية الرواسب في الماء باختلاف الطبيعة التركيبية لتلك الرواسب، فضلاً عن تغيير المذاب في الذوبانية تغيير في طبيعة قوة التجاذب بين جزيئات المذاب من جهة وبين جزيئات المذيب من جهة أخرى، فمثلاً ذوبانية ملح الطعام (NaCl) في الماء أعلى من ذوبانية السكر فيه على الرغم من أن قوة التجاذب بين جزيئات ملح الطعام أكبر من قوة التجاذب الموجودة في السكر، وتكمن حقيقة الذوبانية في كون قوى التجاذب لأيونات الصوديوم Na^+ وإيونات الكلوريد Cl^- مع جزيئات الماء أكبر من قوى التجاذب لجزيئات السكر مع جزيئات الماء.

طبيعة المذيب **Nature of Solvent**

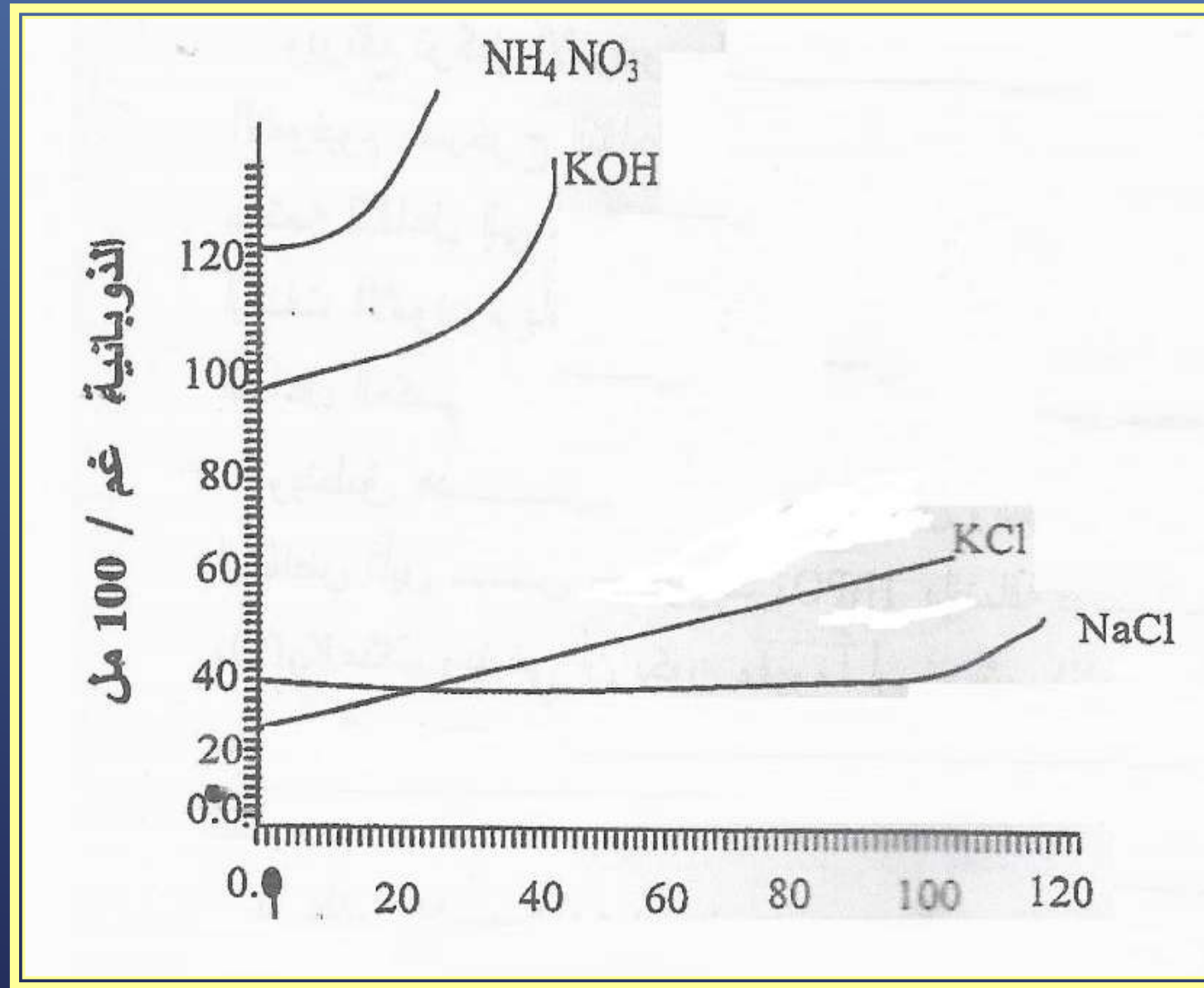
تمتلك المركبات الأيونية قابلية ذوبان أعلى في المذيبات مقارنة مع المذيبات اللاقطبية كالبنزين ورابع كلوريد الكربون، والكربون في العموم. فعلى سبيل المثال ذوبانية ملح الطعام في الماء النقي غم/لتر في درجة حرارة الغرفة، في حين ذوبانية ملح الطعام في الكازولين صفراً. وكلما كان المذيب أكثر قطبية كانت ذوبانية المواد الأيونية الصلبة عالية.

ويمكن الاستفادة من الاختلاف في أنماط المذبيات القطبية واللاقطبية في فصل المواد بعضها عن بعض إذ يمكن تقليل ذوبانية مادة ما في الماء بإضافة كميات من بعض المذبيات اللاقطبية إليه للحصول على ترسيب كامل لتلك المادة، فذوبانية كبريتات الرصاص تبلغ (17) ملغم/ لتر عندما تكون النسبة المئوية لتركيز الكحول 10% في حين تنخفض الذوبانية إلى (0.3) ملغم/لتر عند نسبة 60% كحول.

درجة الحرارة Temperature

تتأثر ذوبانية المواد الصلبة بالتغيرات في درجات الحرارة ويبين الشكل التالي تأثير درجة الحرارة على ذوبانية بعض المواد الصلبة في الماء.

ويلاحظ من الشكل أن الذوبانية عامة تزداد بازدياد درجة الحرارة. أما ذوبانية كلوريد الصوديوم فلا تتأثر كثيرا بتغير درجة الحرارة. ويتضمن الجدول الآتي



شكل (1) يوضح ذوبانية بعض المواد الصلبة في الماء في درجات

حرارة مختلفة

تأثير أو فعل الأيون المشترك **The Common Ion Effect**

إن الاتزان الأيوني في المحاليل شأنه شأن أي توازن كيميائي آخر ، يمكن إزاحته بتغير تركيز مادة من المواد المتفاعلة أو الناتجة ، إذ أن الأيونين المتشابهين الناتجين من تأين مادتين أو أكثر ضمن المحلول سيؤثران على سرعة احد اتجاهات التفاعل العكسي ، الذي يؤدي إلى زيادة تفكك غير المتأين من المادة وبالعكس ، إن الأيونين المتشابهين في المحلول يدعيان الأيون المشترك وتأثيرها يدعى بتأثير الأيون المشترك . فمثلا تأثير إضافة محلول كلوريد الأمونيوم إلى محلول الامونيا.



ويرتفع تركيز الأمونيوم بإضافة كلوريد الأمونيوم نتيجة تأين كلوريد الأمونيوم وسيخرج التفاعل عن حالة الاتزان، وحسب قاعدة ليه شاتيله سيتجه التفاعل إلى جهة اليسار ليعادل التفاعل ، وهذا يعني خفض تركيز ايونات الأمونيوم باتحادها مع ايون الهيدروكسيل وعندها تزداد سرعة التفاعل العكسي التي ينتج عنها خفض درجة تفكك محلول الامونيا.

وينطبق هذا المبدأ على تأين الحوامض والقواعد الضعيفة مثل انخفاض تأين حامض الفسفوريك H_3PO_4 بإضافة فوسفات البوتاسيوم K_3PO_4 مثلا. وينبغي أن يكون مفهوما أن تأثير الأيون المشترك لا يحصل للحوامض القوية، لأنها الكتروليتات قوية تتأين كليا في محاليلها المائية.

إن تأثير الأيون المشترك على ذوبانية ملح ضعيف الذوبان كبير نسبيا، فعند إضافة ملح شحيح الذوبان إلى الماء يحدث اتزان بين المادة المذابة في المحلول والمادة الصلبة غير المذابة ويقال عند ذلك إن المحلول مشبع. فمثلا عند إضافة كلوريد الفضة $AgCl$ قليل الذوبان إلى الماء يحدث اتزان بين $AgCl$ الصلبة وايونات Ag و Cl^- كما في المعادلة:



وللتعبير عن العلاقة بين المتفاعلات والنواتج يمكن كتابة ثابت الاتزان بالصيغة الآتية:

$$K = \frac{[Ag^+][Cl^-]}{[AgCl]}$$

وبما أن كلوريد الفضة موجود في الحالة الصلبة فإن تركيزه سيكون ثابتة وعليه يمكن كتابة المعادلة على النحو الآتي:

$$K_{sp} = K [AgCl] = [Ag^+][Cl^-]$$

إذ أن K_{sp} ثابت حاصل الإذابة وهو قيمة ثابتة في درجة حرارة معينة يمكن تجاوزها حصرا في حالة المحاليل فوق المشبعة. إن قيمة K_{sp} الكلوريد الفضة في درجة حرارة الغرفة يساوي 16×10^{-10} ، ويمثل وهذا الحد الأعلى المضروب تركيز الأيونين $Cl^- \times Ag^+$ ، ومما تقدم يمكن تعريف ثابت حاصل الإذابة لملاح ضعيف الذوبان في محلوله المائي المشبع في درجة حرارة معينة على أنها عبارة عن حاصل ضرب التراكيز المولارية لأيوناته مرفوعة إلى الأس المساوي لمعامل عدد الأيونات الناتجة، فلو عبرنا عن الذوبانية المولارية **Molar Solubility** لأي ملح ضعيف الذوبان في الماء بالحرف **S** لوجدنا مثلا في حالة **AgCl**:



$$K_{sp} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = S \times S = S^2$$

$$\sqrt{K_{sp} S S} =$$

وعلى المنوال نفسه فإن الذوبانية S الفلوريد الرصاص PbF_2 كالآتي:



$$K_{sp} = [\text{Pb}^{++}] [\text{F}^-]^2$$

$$= S \times (2S)^2 = 4S^3$$

$$\sqrt[2]{K_{sp} S S} =$$

فالذوبانية S هي مقدار ما يذوب من المذاب في حجم معين من المذيب في درجة حرارة معلومة ويعبر عنها غم/لتر او مول/لتر او مكافئ غرامي/لتر ففي التفاعل العام الآتي:

فاذا كان حاصل الاذابة اصغر من ثابت حاصل الاذابة أي ان:

$K_{sp} [\text{A}^+] [\text{B}^-]$ فان المحلول يكون غير مشبع واذا كان $K_{sp} = [\text{A}^+] [\text{B}^-]$ فان المحلول مشبعاً اما اذا كان حاصل الاذابة اكبر من ثابت حاصل الاذابة أي ان:

$K_{sp} [\text{B}^-] > [\text{A}^+]$ فان المحلول يكون حالة فوق الاشباع وسوف يترسب الملح من هذا المحلول الاخير عند خفض درجة الحرارة.

1. احسب KSP من الذوبانية وبالعكس:

عند التعامل مع الذوبانية يجب ان نحول الذوبانية (غم/لتر) الى الذوبانية المولارية (مول/لتر) وذلك بقسمة الوزن على الوزن الجزيئي للمادة.

مثال (1): اذا كان قيمة K_{SP} لهيدروكسيد المغنيسيوم $Mg(OH)_2$ هي 9.8×10^{-12} احسب ذوبانيته في الماء.



$$K_{SP} = [Mg^{++}] [OH^-]^2 = S \times 2S^2 = 4S^3 = 9.8 \times 10^{-12}$$

$$S = \sqrt[3]{2.4 \times 10^{-12}}$$

$$S = 1.3 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر}$$

مثال (2): احسب ثابت حاصل الاذابة لفلوريد الباريوم اذا علمت ان ذوبانيته في الماء تبلغ عند درجة 20م هي 1.6 غم/لتر والوزن الجزيئي لـ $\text{BaF}_2 = 175$ غم

$$\frac{\text{عدد غرامات باللتر}}{\text{الوزن الجزيئي}} = S$$

$$0.00919 = \frac{1.6}{175} =$$



$$K_{\text{SP}} = [\text{Ba}^{++}][\text{F}^-]^2$$

$$K_{\text{SP}} = (0.00919) (0.00919 \times 2)^2$$

$$K_{\text{SP}} = 6 \cdot 10^{-6} \times 3$$

2. حساب التركيز المولاري بوجود ايون مشترك:

من المعلوم ان ذوبانية الرواسب تكون اكثر في الماء النقي مما هي عليه في محلول يحتوي على احد ايونات الراسب (تأثير الايون المشترك) لهذا يستعمل في غسل الراسب محلول يحتوي على ايون مشترك مع الراسب لمنع فقدان الراسب بالاذابة.

مثال (3): احسب الذوبانية المولارية لفلوريد الكالسيوم CaF_2 في الماء النقي أولاً، وفي محلول 0.01 مولاري من كلوريد الكالسيوم CaCl_2 ثانياً، علماً ان ثابت حاصل الاذابة لـ CaF_2 هو 4×10^{-11}



$$K_{\text{SP}} = 4S^3 = 4 \times 10^{-11}$$

في الماء النقي $S = 1 \times 10^{-4}$ مول/لتر

وفي محلول 0.01 مولاري CaCl_2



$$0.01 + S = (\text{Ca}^{++})$$

$$K_{\text{SP}} = [\text{Ca}^{++}][\text{F}^-]^2$$

$$= (0.01 + S)(2S)^2 = 4 \times 10^{-11}$$

ان $S \gg 0.01$ فمن الممكن اهمالها

$$S = 3.2 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر (بوجود الايون المشترك)}$$

تأثير الايونات الغريبة على الذوبانية:

تزداد ذوبانية الملح قليل الذوبان في محلول مشبع يحتوي على أملاح تعطى ايونات غريبة (غير مشتركة) مع ايونات الملح الشحيح لذوبان بسبب قوة الجذب الأيوني.

فمثلا ينحرف التوازن بالنسبة لكلوريد الفضة إلى اليمين عند إضافة أيونات غريبة مثل أيونات الكبريتات أو النترات أو صوديوم الى المحلول المشبع وبذلك يصبح كلوريد الفضة أكثر ذوبان بتأثير التجاذب الأيوني.

تأثير تكوين الأيون المعقد على الذوبانية

تتأثر ذوبانية الملح شحيح الذوبان بتكوين الأيونات المعقد Complexions)) (ويتم فصل راسب كلوريد الفضة $AgCl$ عن الراسب كلوريد الزئبقوز بإضافة محلول الأمونيا إليهما، إذ يتكون الأيون المعقد $[Ag(NH_3)_2]Cl$

تأثير الدالة الحامضية pH على الذوبانية

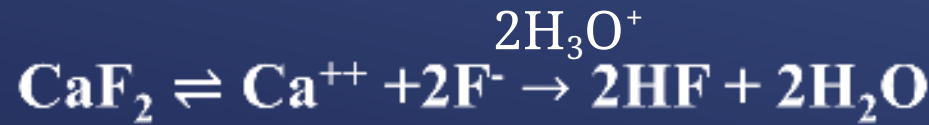
إن طبيعة المذيب الحامضية أو القاعدية لها تأثير ملحوظ على ذوبانية المذاب في المحلول ، وهناك نوعان من هذا التأثير :

A. عندما يكون ايون الهيدرونيوم H_3O^+ أو أيون الهيدروكسيل OH^- جزء من المركب المترسب كما هو الحال مع هيدروكسيد المغنيسيوم:



يتضح من المعادلة أن الذوبانية تقل إذا ازداد تركيز ايون الهيدروكسيل في محلول أي أن ($pH > 7$) إذ سينحرف التوازن (حسب قاعدة ليه شانليه) إلى اليسار.

B. عندما يكون أحد الأيونات المكونة للراسب قابلاً للاتحاد مع ابون الهيدروجين أو ايون الهيدروكسيل للمذيب المائي. فمثلاً فلوريد الكالسيوم هو ملح لحامض ضعيف (HF) إذ أن درجة ذوبان الملح هنا تزداد بزيادة الحامضية ($pH > 7$).



وتسبب الزيادة في تركيز ايون الهيدرونيوم زيادة في تركيز فلوريد الهيدروجين ونقصان في تركيز ايون الفلوريد مما يؤدي إلى زيادة في درجة الذوبان.

تأثير حجم دقائق الراسب على الذوبانية:

تعتمد ذوبانية بعض المواد على حجم دقائقها فدرجة ذوبان الدقائق الصغيرة أعلى من درجة ذوبان الدقائق الكبيرة ولا يمكن تعميم هذه القاعدة على الرواتب جميعها، إذ لا فرق بين درجة ذوبانية الدقائق الصغيرة أو الكبيرة لمادة كلوريد الفضة مثلاً.

الفصل الثامن

تطور مفهوم البناء الذري للمادة

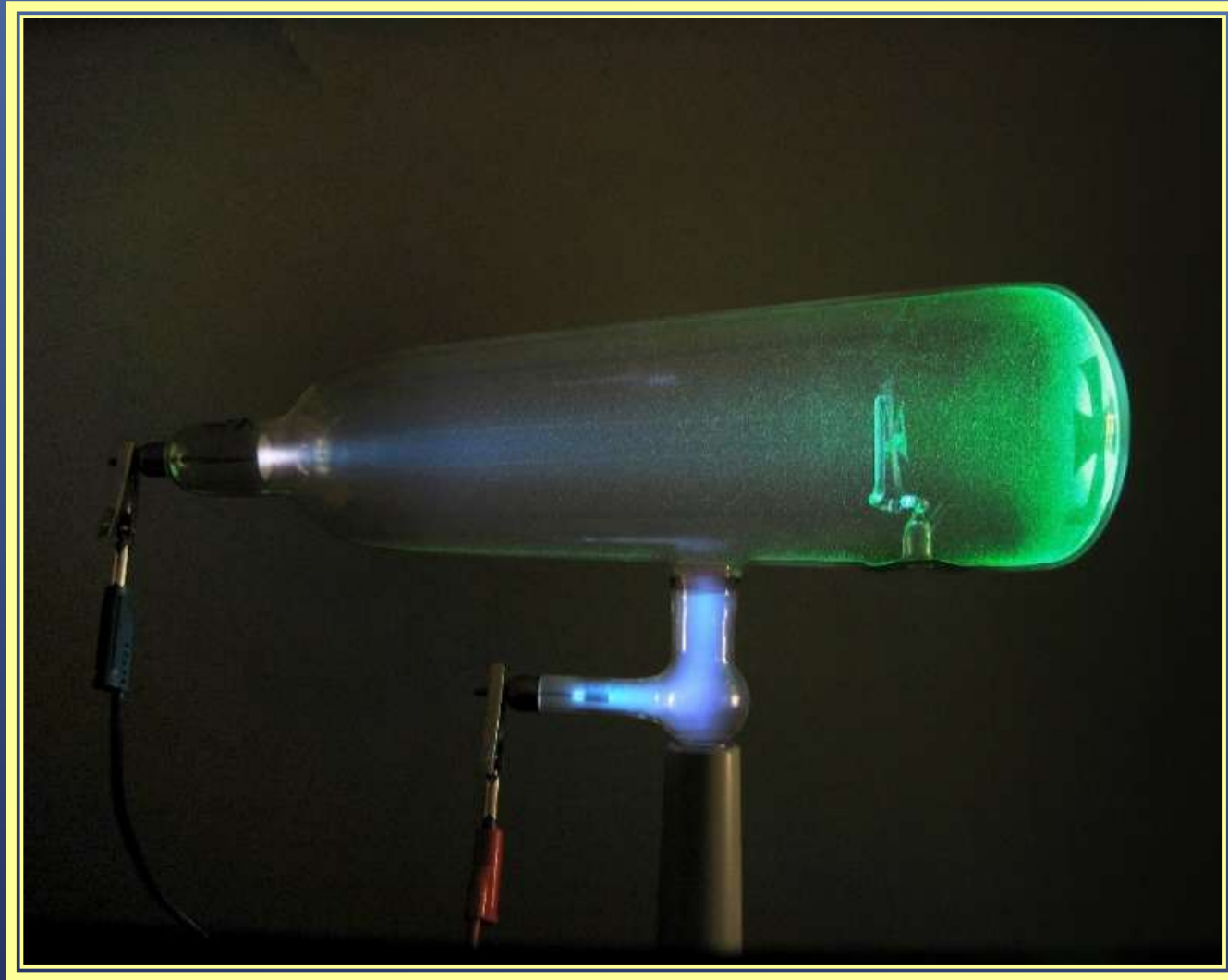
**Development Conception for
Atomic Construction**

المقدمة

في بداية القرن التاسع عشر وضع العالم دالتون نظريته الذرية التي من بنودها أن المادة تتكون من دقائق صغيرة غير قابلة للانقسام أو التجزئة تدعى بالذرات، إلا أن التجارب اللاحقة التي من أهمها تجارب التفريغ الكهربائي خلال الغازات، وظاهرة النشاط الإشعاعي، أثبتت أن هذه الذرات تتكون من دقائق اصغر تحمل شحنة كهربائية موجبة أو سالبة متساوية في العدد وعليه تكون الذرة متعادلة.

اكتشاف الإلكترون

عند إمرار تيار كهربائي ذي جهد عال بين قطبين في وعاء يحتوي على الهيدروجين أ الهليوم تحت ضغط واطئ جدا وهذا ما يطلق عليه عادة بالتفريغ الكهربائي تنبعث من القطب السالب (الكاثود) أشعة تتجه نحو القطب الموجب (الأنود) تعرف بالأشعة الكاثودية وهي مكونة من سيل من الالكترونات المنتزعة من ذرات الغاز بل على التفريغ الكهربائي (لاحظ شكل 1).



مخطط يوضع اكتشاف الإلكترون

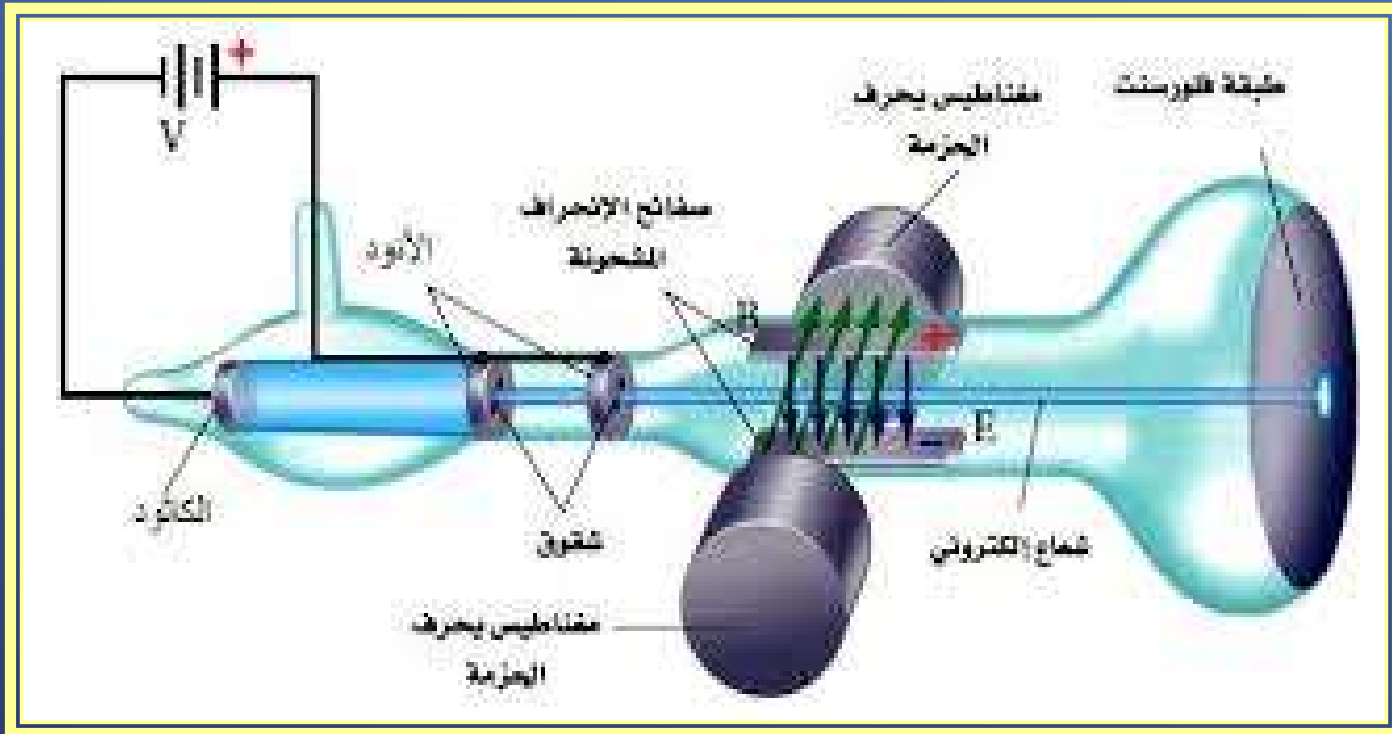
ومن خواص هذه الأشعة

1. تسير بخطوط مستقيمة منبعثة من القطب السالب باتجاه القطب الموجب.
2. تتكون من دقائق مادية ذات كتلة متناهية في الصغر تسير بسرعة كبيرة.
3. تأثر بالمجال الكهربائي وتنجذب نحو القطب الموجب، من المجال أي أنها ذات شحنة سالبة.
4. تتأثر بالمجال المغناطيسي.
5. تأين الوسط الذي تمر فيه.

إيجاد نسبة شحنة الإلكترون الى كتلته

صمم العالم ثومسن في سنة 1897م جهاز لقياس نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته كما في الشكل (2) مستعينا بخواص الأشعة السالبة (الكاثودية) المتولدة من التفريغ الكهربائي خلال غاز مخلخل الضغط، فوجد إن هذه الأشعة تنحرف عن مسارها المستقيم تحت تأثير المجال المغناطيسي لكنها تعود إلى مسارها الأصلي عند تسليط مجال كهربائي مساو في شدته للمجال المغناطيسي باتجاه عمودي على اتجاه المجال المغناطيسي ومن معرفة شدة المجالين الكهربائي والمغناطيسي استطاع ثومسن تعيين نسبة شحنة الإلكترون (ش) إلى كتلته (ك) فوجد أن:

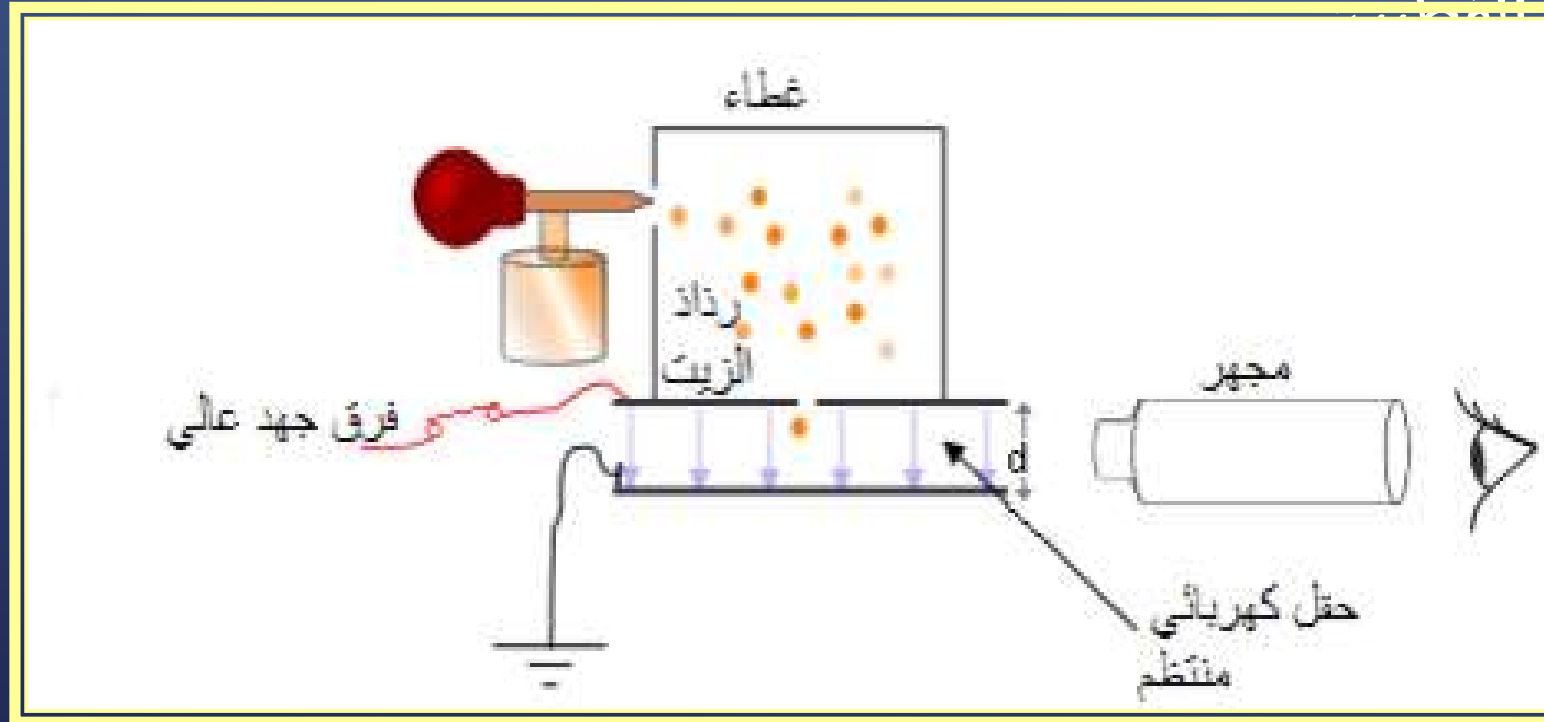
$$\frac{\text{ش}}{\text{ك}} = 1,57588 \times 10^5 \text{ كولوم / غم}$$



شكل (2) جهاز تومسن

تعيين شحنة الإلكترون

في عام 1909م قام مليكان بتعيين شحنة الإلكترون بوضع قطرات زيتية صغيرة الحجم مشحونة بشحنات سالبة بين قطبين كهربائيين الشكل (3) القطبي الموجب في الأعلى يحاول أن يجذب القطيرات الزيتية المشحونة بالسالبة وفي الوقت نفسه تميل القطيرات إلى النزول إلى الأسفل بفعل قوة الجذب الأرضي إلى أن تستقر القطيرات في حالة السكون بين القطبين



الشكل (3-11) تجربة مليكان في تعيين شحنة الإلكترون

ومعرفة نصف قطرها وكثافتها وشدة المجال الكهربائي، تمكن مليكان من حساب الشحنة المحمولة على هذه القطيرات ووجدها تساوي $1,6 \times 10^{-19}$ كولوم أو إحدى مضاعفاتها البسيطة لان القطيرات يمكن أن تشحن بأكثر من شحنة سالبة واحدة، وعليه فان شحنة الإلكترون الواحد يجب أن تساوي قيمة أصغر شحنة تحملها القطيرة أي $1,6 \times 10^{-19}$ كولوم وباستعمال هذه القيمة الشحنة الإلكترون (ش) وقيمة $\frac{ش}{ك}$ يمكن حساب كتلة الالكترتون:

$$\frac{ش}{ك} = 1,76 \times 10^8 \text{ كولوم/غم}$$

$$\therefore ك = \frac{1,6 \times 10^{-19} \text{ كولوم}}{28_{10} \times 1,6 \text{ كولوم/غم}}$$

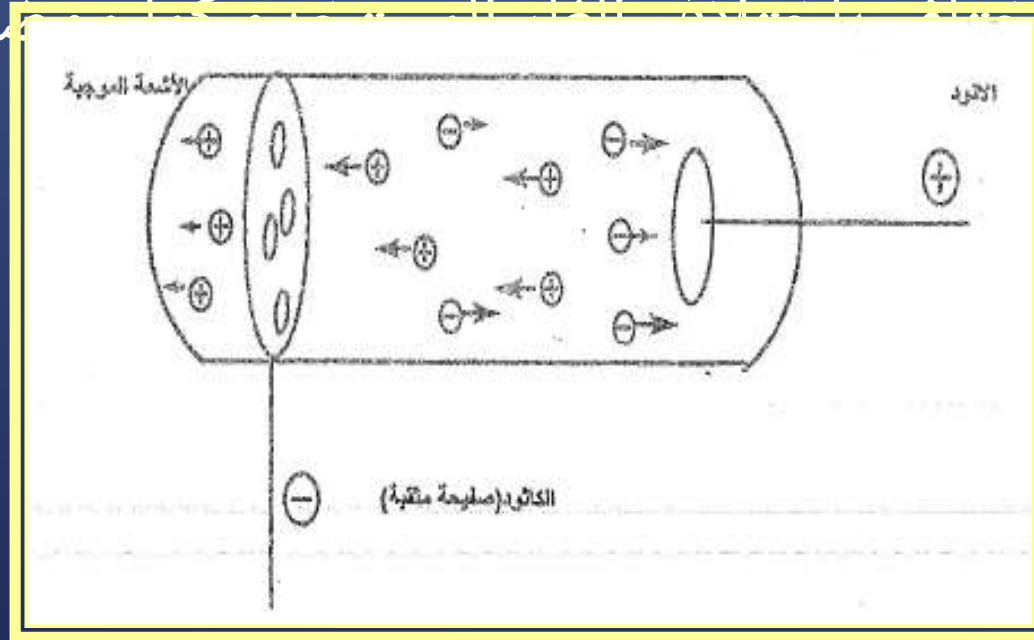
$$= 9,09 \times 10^{-28} \text{ غم}$$

اكتشاف الإلكترون: عند استخدام أنبوبة تفريغ ذات، كاثود مثقب يحتوي غازا تحت ضغط منخفض و إمرار تيار كهربائي فيها لوحظ أن نفاذ الأشعة الملونة خلف الكاثود إضافة إلى الأشعة الكاثودية التي تمر بين قطبين سميت أشعة القناة وقد وجد أنها متكونة من أيونات موجبة (ذرات الغاز التي فقدت إلكتروناتها).

دراسة خواص هذه الأشعة تبين ما يأتي:

1. أنها تنجذب نحو القطب السالب كونها شحنة موجبة.

2. لها كتلة وسرعة، وكتلتها تساوي كتلة الإلكترونات كما هو مبين في الشكل الآتي:

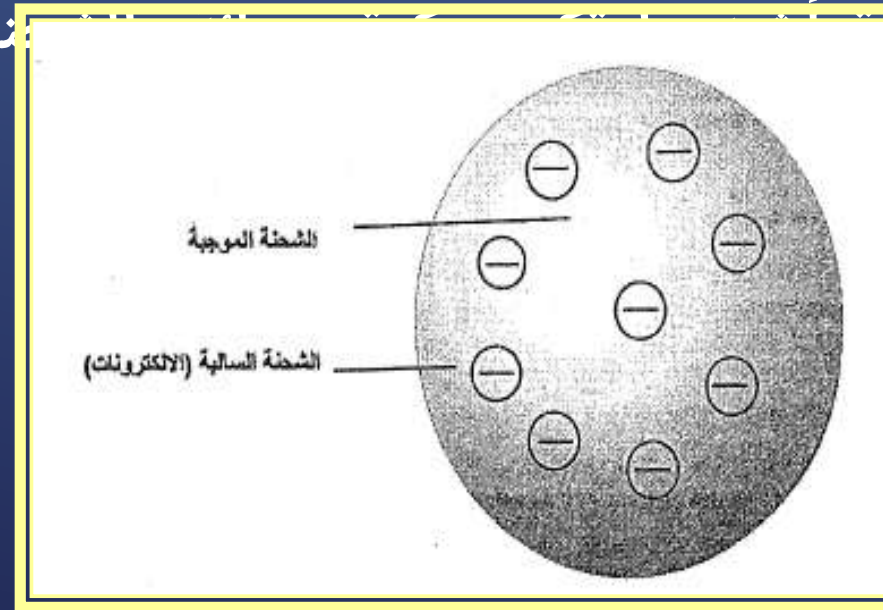


الشكل (4) يوضح تكون أشعة موجية

وعند استخدام غاز الهيدروجين في أنبوبة التفريغ أمكن الحصول على دقائق موجبة ذات شحنة تعادل شحنة الإلكترون لكنها تختلف بالإشارة فسميت بالبروتون لأنها تمثل أيون الهيدروجين وباستخدام غازات مختلفة في أنابيب مختلفة وجد أن دقائق أشعة القناة الموجبة هي من مضاعفات شحنة البروتون. وفي تجربة سابقة في عام 1919 قام العالم رذرفورد بقصف ذرات النروجين بدقائق من أشعة ألفا فحصل على ابون الهيدروجين من حيث الكتلة ونوع الشحنة ومقدارها، وبتكرار التجارب تأكد أن البروتون هو من وحدات البناء في ذرات العناصر جميعها.

نظرية رذرفورد:

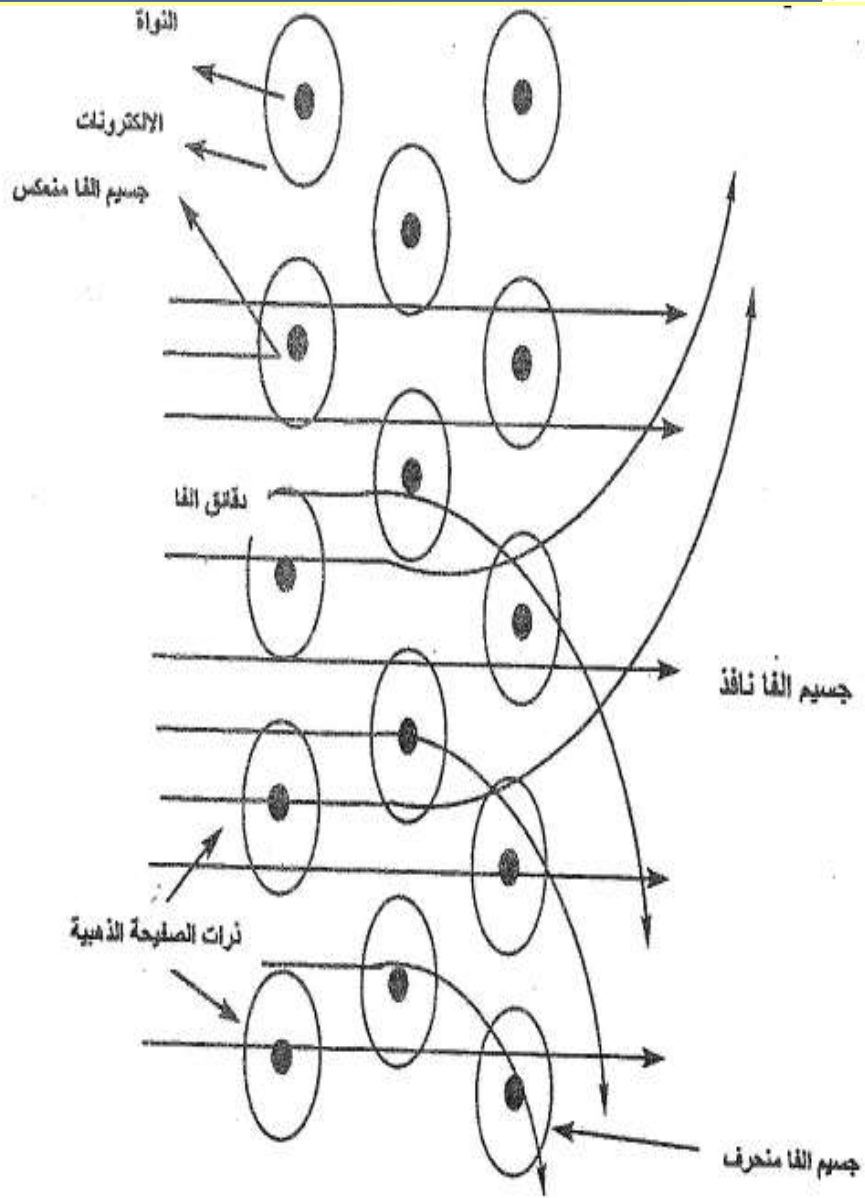
تخيل العالم ثومسن أن الذرة الموجبة تضم الإلكترونات السالبة كما في الشكل التالي:



شكل (5): الذرة كما تخيلها العالم ثومسن

إلا أن العالم رذرفورد غير هذه النظرية إذ تبين له أنه عند قصف صفيحة من الذهب بسيل نووي من ذرات الهليوم التي تدعي بجسيمات ألفا وجد:

1. أن معظم دقائق ألفا تسير بخطوط مستقيمة من دون معان أو انحراف خلال مرورها بالصفحة المعدنية
2. بعضها ينحرف عن مساره.
3. أن مسار دقائق ألفا واحدة من بين عدد كبير من الدقائق ينعكس انعكاسا تاما مرتدة إلى المسار الأول.
4. عدد دقائق ألفا يتناسب مع سمك الصفحة والوزن الذري ومادتها كما مبين في الشكل (6).



الشكل (6): يوضح توجيه دقائق ألفا نحو صفيحة ذهبية

وفي ضوء هذه الحقائق تقدم رذرفورد لنظريته التي تفترض ان :

1. تقع في مركز الذرة نواة صغيرة جداً تتمركز فيها كتلة الذرة والشحنة الموجبة

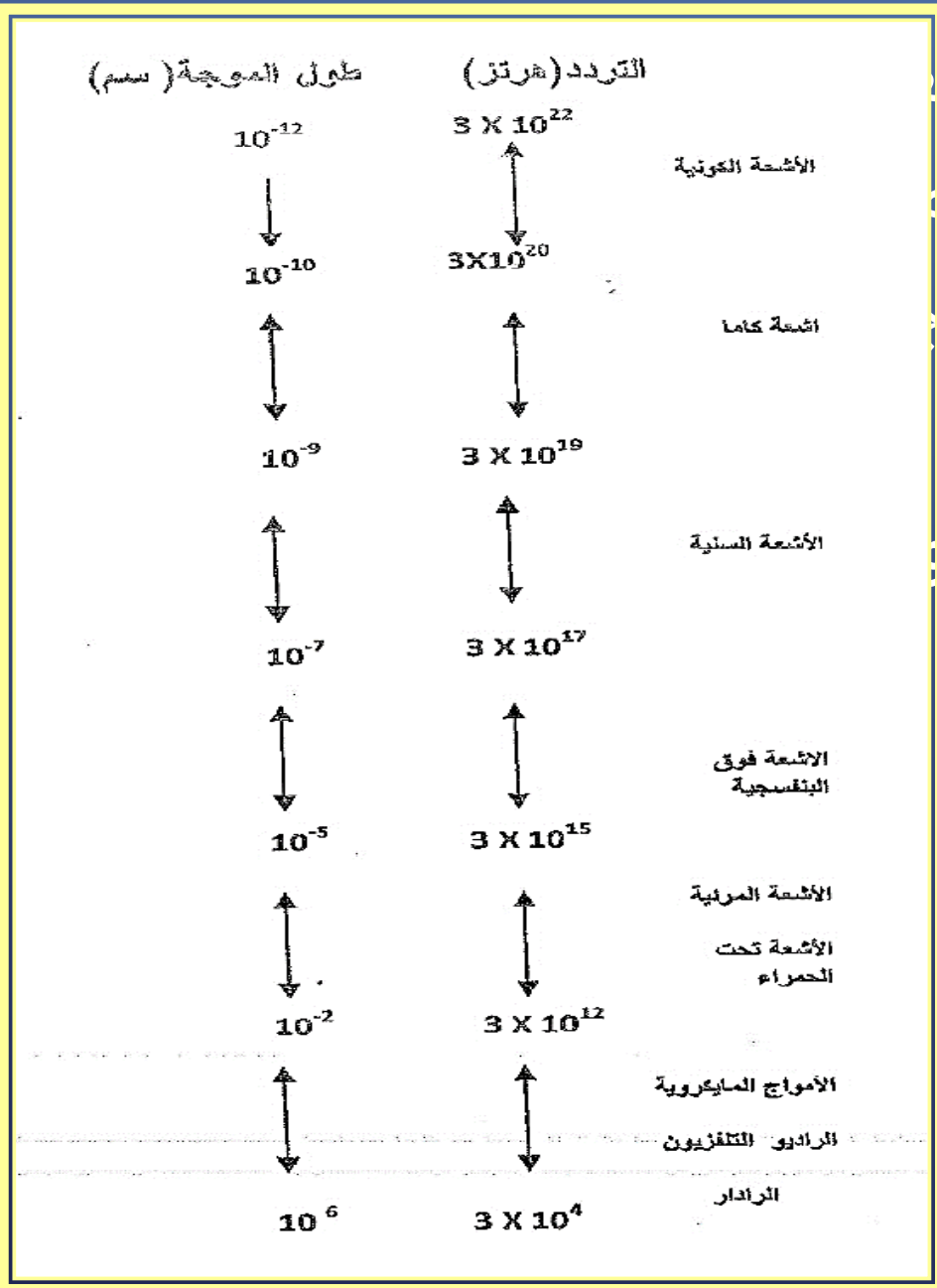
2. الشحنة الموجبة للنواة تعادلها الشحنة السالبة للإلكترون في خارجها اذ تكون الذرة متعادلة كهربائية

خواص الإشعاع الكهرومغناطيسي:

نتير الشمس الأرض وتبعث. الحياة والدفاع في أطرافها وما نراه من الإشعاع لا يمثل إلا جزءا بسيطة من الضوء كما في الشكل (7). أما الجزء الآخر فهو غير منظور ويمكن تعريف الضوء بأنه أحد صور الطاقة الكهرومغناطيسية التي يمكن تفسير سلوكها وهذه الطاقة متكونة مما يأتي:

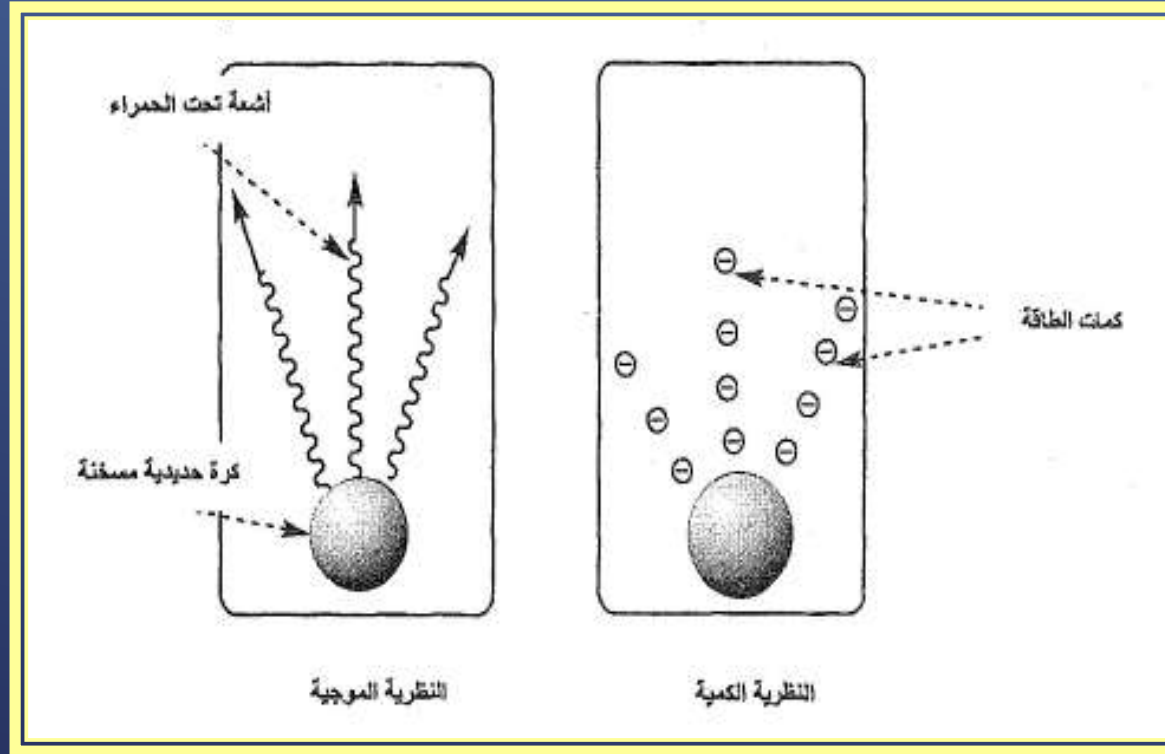
1. متكونة من أمواج بطول وتردد وسرعة معينة في الأوساط المختلفة، وتستطيع العين البشرية مشاهدة الضوء ذات الأطوال الموجية التي تتراوح بين مقدارين معلومين وهذا يعرف بالإشعاع المنظور. أما إذا ازدادت أطوالها أو قصرت فلا يمكن للعين مشاهدتها ومن أمثلتها الأشعة الكونية وأشعة كاما والأشعة تحت الحمراء وأمواج الراديو والتليفزيون ومن خواص الإشعاع الكهرومغناطيسي أنه لا يحتاج إلى وسط ناقل وتتنقل في الفراغ بسرعة كبيرة تساوي $2,99 \times 10^{10}$ سم/ثانية، ويشمل الطيف الكهرومغناطيسي المناطق الموضحة مقسمة حسب الأطوال الموجية للشعاع أو تردده الذي له مدى واسع وكلما ازداد تردد الموجة قصر طولها كما في القانون الآتي:

2. متكونة من سيل من الفوتونات ذات طابع دقائقية إذ أن طاقة الفوتون الواحد الضوء (ط) يتناسب طرديا مع تردد الموجة (ت) كما بين ذلك العالم بلانك $E = h \nu$ أن (ع) ثابت التناسب ويدعى بلانك ويساوي $6,6 \times 10^{-34}$ جول/ثانية.



الشكل (7) الطيف الكهرومغناطيسي حسب الاطوال الموجبة او ترددات الاشعاع

إن علاقة بلانك هي أساس النظرية الكمية التي تفترض أن الطاقة مكونة من ذرات، وتدعى الوحدة الواحدة منها بالكم كما في الشكل (8) وسمي بالفوتون وبموجب هذه النظرية فإن الإشعاع الكهرومغناطيسي هو سيل من فوتونات تنتقل في الفضاء ولها صفات



شكل (8): يوضح انبعاث الطاقة على شكل كمات

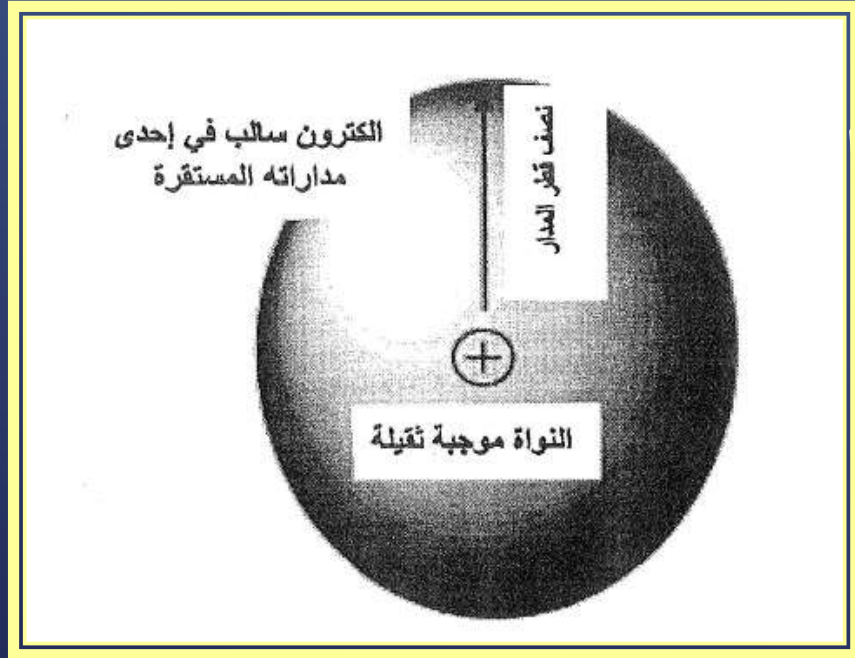
ومن المعادلة الأولى والثانية نحصل على العلاقة الآتية: $E = h \frac{c}{\lambda}$

نظرية بور

في البداية تعذر على رذرفورد تعيين ثبات الإلكترونات في حركتها المدارية حول النواة إلا أن بور تغلب على هذه الصعوبة باستخدام علاقة بلانك في المعادلة الآتية فضلا عن نظرية الكم بافتراضها أن الإلكترون مادام مستقرة فإنه يفقد أو يكسب وحدات من الطاقة (الكم) عند الانتقال من مسار إلى آخر بعبارة أخرى إن بور قد قبل بنظرية رذرفورد بأن الذرة تتكون من نواة ثقيلة موجبة الشحنة تدور حولها وعلى مسافات بعيدة نسبيا الإلكترونات الخفيفة.

ومن أهم ما جاءت به نظرية بوز بخصوص ذرة الهيدروجين ما يأتي:

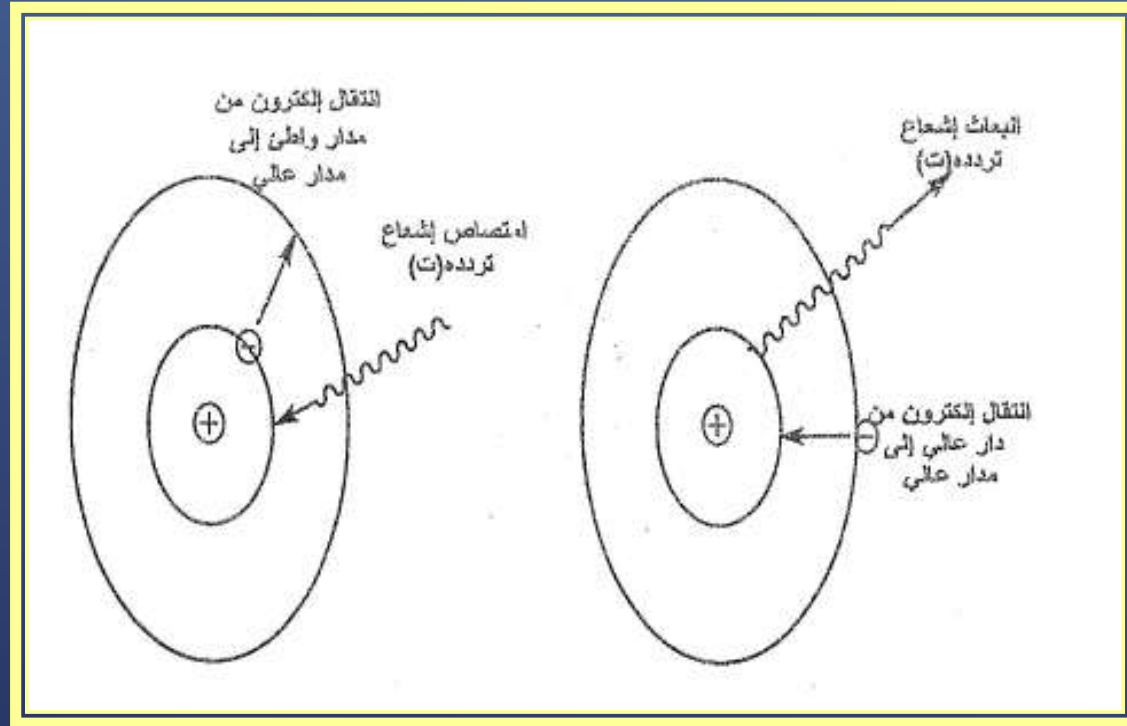
1. يدور الإلكترون حول النواة في مدار دائري ثابت بأنصاف أقطار محدودة كما في



شكل (9): يمثل دوران الإلكترون حول النواة

2. لكل مدار طاقة ثابتة تختلف من مدار إلى آخر.

3. يفقد الإلكترون، أو يكتسب طاقة بمقدار تساوي واحد من الطاقة أو احد مضاعفاته عند الانتقال من مدار إلى آخر كما في الشكل (10).



شكل (10): يمثل عملية انتقال الإلكترون من مدار إلى آخر بعد عملية امتصاص أو انبعاث طاقة

وإذا مثلنا طاقة المدارات المختلفة بقيم معينة مبتدئين بأقربها من النواة حين تكون قوة الجذب بين الإلكترون والنواة على أشدها تحتاج إلى طاقة أعلى للانتزاع إلكترون من الذرة وتنخفض هذه الذرة إذا ما ابتعدنا عن المدار. ويتناسب كل واحد من هذه المدارات عكسيا مع مربع رقم المدار أي أن:

$$- \frac{E}{n^2} \propto \alpha$$

إذ أن (ط) هي الطاقة وان (ن) هو رقم المدار، كما أن نصف قطر المدار يتناسب طرديا مع مربع رقم المدار نفسه أي أن:

$$r \propto \frac{n^2}{\alpha}$$

عند انتقال الإلكترون من مدار أبعد عن النواة إلى مدار أقرب إلى النواة فإنه يبعث طاقة على شكل إشعاع كهرومغناطيسي، لأن طاقة الإلكترون في المدار البعيد في أعالي من طاقة الإلكترون في المسار القريب، والفرق بين المكافئين ينبعث بشكل اشعاع. أما انتقال الإلكترون من مدار قريب من النواة إلى مدار أبعد من النواة فإنه لا يحدث إلا إذا امتص الإلكترون من مصدر خارجي.

الضوء طبيعة مزدوجة في الطبيعة الموجية والدقائقية شأنه شأن الإلكترون ذي الطبيعة المزدوجة وعند إسقاط حزمة الكترونية على سطح بلورة النيكل فإن الحزمة تعاني حيود مثل الذي تعانيه الموجات الضوئية وسبق شرح ذلك. وبما سبق أن الإلكترون ذات طبيعة موجية ودقائقية فإن العالم دي برولي اقترح علاقة تربط كل من الطول الموجي (ل) لجسيم متحرك كتلته (ك) وسرعته كما موضح في أدناه:

1. من علاقة اينشتاين التكافؤ الطاقة والكتلة.

$$ط = ك \times س2$$

2. ومن العلاقة بلانك وجد ان:

$$ط = ح \times ت$$

$$\therefore ج ت = ك س2$$

$$\text{او } \frac{ح ت}{س} = س ك$$

وبما ان الزخم (خ) = س. ك

$$\text{وطول الموجة ل} = \frac{س}{ت}$$

$$\therefore ل = \frac{ح}{خ}$$

مبدأ اللادقة ل هيزنبرك

في سنة 1927 وضع العالم الألماني هيزنبرك مبدأ اللادقة الذي يتضمن عدم إمكانية تعيين موقع الإلكترون في وقته لأن الطرائق جميعها التي اتبعت لتعيين موقع الإلكترون تستخدم الطاقة، وعلى سبيل المثال باستخدام مجهر خارق سوف نوجه ضوءا ذا طول موجي قصير. فإذا سقطت طاقة الضوء على الإلكترون فإنه يمتص جزءا منها فتزداد طاقته ونتيجة لامتصاصه الطاقة يتغير موقعه وزخمه ومن هنا نستنتج أنه لا يمكن تحديد زخم الإلكترون ولا موقعه **في آن واحد**.

س1: ما خواص الأشعة؟

س 2: كيف يمكن إيجاد نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته.

س 3: ما تجربة مليكان في تعيين شحنة الإلكترون؟

س4: ما خواص هذه الأشعة؟

س5: ماذا وجد العالم رذرفورد عند قصف صحيفة من الذهب بسيل نووي من ذرات الهليوم؟

س6: تكلم على مكونات الطاقة الكهرومغناطيسية.

س7: اشرح نظرية بور بخصوص ذرة الهيدروجين.

س8: ما مبادئ اللادقة ل هيزنبرك؟

الفصل التاسع

الكيمياء النووية

Nuclear Chemistry

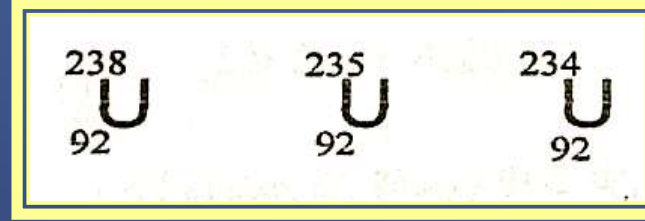
تناولنا في الفصل السابق تركيب الذرة ومعظم الذرات تحمل شحنة موجبة تحيط فيها الإلكترونات في حالة حركة مستمر ذات شحنة سالبة وعدد هذه الشحنات السالبة مساوٍ لعدد الشحنات الموجبة في النواة، تحملها دقائق نووية تدعى بالبروتونات وعددها يعرف بالعدد الذري بالعنصر والنواة تحتوي على دقائق متعادلة بالشحنة تدعى بالنيوترون كتلتها تساوي كتلة البروتون ومجموعها يدعى عدد الكتلة، ويبين الجدول (1) بعض خواص مكونات الذرة.

الجدول (1) خواص مكونات الذرة

اسم	رمزه	نوع الشحنة	الكتلة/غم	العدد الذري	عدد الكتلة
نيوترون	n	صفر	$10^{-24} \times 1.6749$	صفر	1
بروتون	P	+	$1.67261^{24} \times 10^{-24}$	1	1
الالكترون	e	-	9.1059×10^{-28}	1-	صفر

* شحنة الالكترون = 1.602×10^{-19} كولوم

ويمكن أن تختلف النوى العائدة للعنصر نفسه بعضها عن بعض بأعداد كتلتها وتدعى بالنظائر إن نوى النظير للعنصر تدعى النويده أو النويدات وبتعبير آخر فإن نويده النظير الواحد متساوية تماما بأعداد الكتلة، أما نويدات العنصر فإنها تختلف في أعداد كتلتها وفي هذه الحالة تكون كل نويده نظيرة لنويدات العنصر الآخر ومثال ذلك أن عنصر اليورانيوم في الطبيعة له ثلاث نظائر كتلتها 238، 235، 234.



وبالإمكان معرفة التركيب النووي للنويده من المعلومات الآتية:

عدد الكتلة = عدد النويات = عدد البروتونات + عدد النيوترونات

وبما أن العدد الذري = عدد البروتونات

وعليه فإن عدد النيوترونات = عدد الكتلة - العدد الذري

وبتطبيق العلاقة الآتية حول نويدات اليورانيوم

نحصل على نظير 234

العدد الذري = 92 = عدد البروتونات

أما النظير الآخر الذي عدد كتلته 235 فإن العدد الذري = 92 = عدد البروتونات

عدد النيوترونات = 143

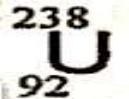
أما النظير يورانيوم 238 فإن عدد الكتلة = 238

العدد الذري = 92 = عدد البروتونات

عدد النيوترونات = 146

وتختلف نسبة وجود النظائر للعنصر الواحد في الطبيعة ويسمى بالوفرة الطبيعية النسبية للنظير في كوكب الأرض وتعرف بنسبة مقدار موجود من ذلك النظير إلى ما موجود من العنصر في كوكب الأرض أمثلة على ذلك:

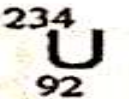
وفرته النسبية 99.274%



وفرته النسبية 0.725%



وفرته النسبية 0.0056%



وكما موضح في الجدول 10-2 فإن لكل نظير كتلة ولوجود الكثير من العناصر في الطبيعة على هيئة خليط فإن الوزن الذري للعنصر عبارة عن الوسط الحسابي لوزن كتل نظائره تلك.

العنصر	النويذة	كتلة النظير (و.ك.ذ) *	الوفرة الطبيعية النسبية
هيدروجين		1.0078	99.985%
		2.0141	0.044%

كيل	2.9160	^1_1H	
%98.893 %1.1070 كيل	14.009 13.0033 14.0032	$^{12}_6\text{C}$ $^{13}_6\text{C}$ $^{14}_6\text{C}$	كاريون
%99.634 %0.366	14.0031 15.0001	$^{14}_7\text{N}$ $^{15}_7\text{N}$	نتروجين
%99.759 %0.0274 %0.2039	15.9949 16.991 17.9992	$^{16}_8\text{O}$ $^{17}_8\text{O}$ $^{18}_8\text{O}$	أوكسجين
%100	18.9949	$^{19}_9\text{F}$	الفلور
99.92 %0.257 %8.82	19.9924 20.9937 21.9914	$^{20}_{10}\text{Ne}$ $^{21}_{10}\text{Ne}$ $^{22}_{10}\text{Ne}$	النيون
%100	22.9898	$^{23}_{11}\text{Na}$	الصوديوم
%100	30.9738	$^{31}_{15}\text{P}$	الفسفور
%75.53 %24.47	34.9689 36.9659	$^{35}_{17}\text{Cl}$ $^{37}_{17}\text{Br}$	الكلور
%50.54 %49.46	78.9184 80.9163	$^{79}_{35}\text{Br}$ $^{81}_{35}\text{Br}$	البروم
%100	126.9045	$^{127}_{53}\text{I}$	اليود
%1.48 %23.6 %22.6 %52.3	203.9731 205.9748 206.9759 207.9766	$^{204}_{82}\text{Pb}$ $^{206}_{82}\text{Pb}$ $^{207}_{82}\text{Pb}$ $^{208}_{82}\text{Pb}$	الرصاص
%100	232.0382	$^{232}_{90}\text{Th}$	الثوريوم

و. ك. ذ (وحدة الكتلة الذرية) $1,66 \times 10^{-24}$ غم

مثال: احسب الوزن الذري للكور من الجدول (10-2)

$$\text{الوزن الذري} = \frac{\text{كتلة النظير الاول} \times \text{وفرتة} + \text{كتلة النظير الاول} \times \text{وفرتة}}{100} = \frac{24.47 \times 36.966 + 75.53 \times 43.4689}{100}$$

$$= 35,453 \text{ و. ك. ذ}$$

طاقة الارتباط النووي

إن كتلة ذرة نظير مستقر تزن دائما أقل من مجموعات أوزان النويات والالكترونات التي تتكون منها، وعلى سبيل المثال فإن الزئبق $^{200}_{80}\text{Hg}$ عند حساباته النظرية كتلة النظير = 201,6658 و. ك. ذ

وقيمتها علمياً = 199,9683 و. ك. ذ

∴ هناك فرق يعادل 1,6975 و. ك. ذ

تحولت الكتلة المفقودة إلى طاقة تدعى طاقة الارتباط النووي وهي الطاقة الضرورية للتغلب على التنافر بين البروتونات الموجبة للمحافظة على النويات سوية داخل النواة ضمن حجمها الصغير جدا. ويمكن حسابها من معادلة أينشتاين .

طاقة = ك سض²

ومنها ما يمكن حساب ما يكافئ وحدة الكتلة الذرية الذي يساوي $9,31 \times 10^8$ الكترون فولت، ولتكوين نظير من الزئبق $^{200}_{80}Hg$ من الالكترونات والبروتونات والنيوترونات يتطلب صرف طاقة تساوي 1,6975 و. ك. ذ، على 200 نووية ويساوي 0,00848 و. ك. ذ لكل نووية اذ يعادل طاقة ارتباط = 0.00849 و. ك. ذ / نووية $\times 9.31 \times 10^8$ الكترون فولت لكل و. ك. ذ = 7.90×10^6 الكترون فولت لكل نووية.

النشاط الإشعاعي: الكثير من النويدات ثابتة في الطبيعة وتدعى النظائر التي نوايدياتها ثابتة ب (النظائر المستقرة). وهناك عدد من النويدات غير المستقرة تتحول إلى نويدات جديدة ويصاحب هذه العملية انبعاث إشعاعات مختلفة تدعى النظائر التي نوايدياتها غير ثابتة ب النظائر غير المستقرة) أي ذات نشاط إشعاعي ويعرف النشاط الإشعاعي بالتحول التلقائي للنويدات غير المستقرة إلى نويدات جديدة مستقرة مع انبعاث إشعاعات ذات طاقة عالية. واكتشفت هذه الإشعاعات من احد معادن اليورانيوم العالم الفرنسي هنري عام 1866 ومن بعده العالم رذرفورد.

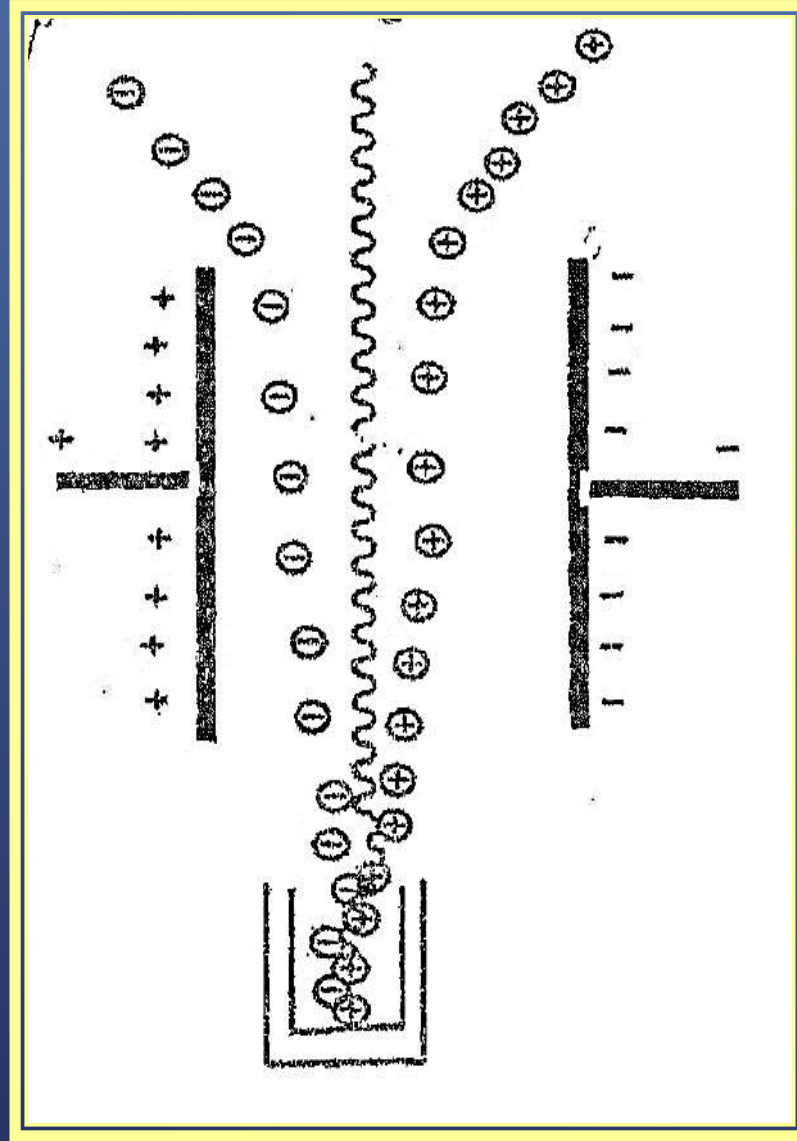
هناك ثلاثة أنواع من الإشعاعات:

1. أشعة ألفا وهي دقائق موجبة الشحنة وكل دقيقة من هذه الحقائق عبارة عن نواة النظير للهيليوم 4 والمتكون أساسا من بروتونين ونيوترونين، شحنة أشعة ألف تساوي شحنتين موجبتين ويرمز لها بالرمز ${}^4\text{He}^{+2}$.

2. أشعة بيتا وهي عبارة عن سيل من الالكترونات سالبة الشحنة ويرمز لها ${}^0-1\text{e}$ إذ يمثل الصفر العدد الكتلي للإلكترون ويساوي كمية مهمة قريبة من الصفر، ولأن كتلته مقاربة لكتلة النوية (البروتون والنيوترون) صغيرة جدا ويمكن عدها صفرا.

3. أشعة كاما وهي أشعة كهرومغناطيسية عديمة الشحنة شبيهه بموجه الضوء ولكنه بطول موجه قصيرة جدا وذات طاقة عالية وتعتمد في سلوكها على المجال الكهربائي كما في الشكل (1-10) إذ تلاحظ أشعة ألفا موجبة الشحنة وكتلتها كبيرة تنحرف، مقتربة من اللوح السالب. في حين أشعة بيتا سالبة الشحنة وكتلتها صغيرة لذلك تعاني انحرافا كبيرا مقتربة من اللوح الموجب، أما أشعة كاما فهي أشعة كهرومغناطيسية

مسيرة الشحنة لا تنحرف في المجال الكهربائي



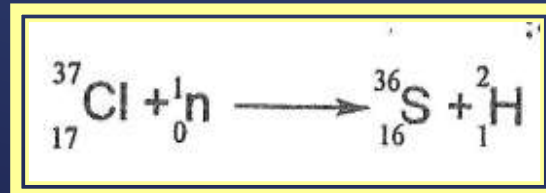
الشكل (1): يبين السلوك والخواص المختلفة لأشعة ألفا وبيتا وكما في المجال الكهربائي

التفاعلات النووية

هناك تغيرات تحصل في النواة تؤدي إلى تحولها من نويدة إلى أخرى وتعرف بالتفاعل النووي، فمثلا انبعاث أشعة ألفا من نظير اليورانيوم 238 إلى نظير الثوريوم 234 وكما هو الحال في التفاعلات الكيميائية التي يعبر عنها بالمعادلات الكيميائية الحسابية. فإن التفاعلات النووية يعبر عنها بمعادلات نووية. فمثلا يعبر عن التفاعلات في أعلاه بالمعادلة الآتية:



يدعي هذا النوع من التفاعل التلقائي بالانحلال الإشعاعي مع ملاحظة أن مجموع أعداد الكتل على طرف المعادلة يكون متساويا وكذلك مجموع الأعداد الذرية، ومن الجدير بالملاحظة أن الخواص الإشعاعية النويدة يعتمد على طبيعة الأواصر وليس على التفاعلات الكيميائية التي تشارك فيها الذرة والنوع الآخر من التفاعلات النووية غير التلقائية تحصل عند قصف النواة بالنيوترون أو نواة أخرى فمثلا عند قصف نويدة النظير الكلور بالنيوترون تتكون نويدة الهيدروجين (البروتون) ونويدة كبريت وفق المعادلة التالية:



لوحظ أن عدد كتلة النيوترون يساوي واحد والعدد الذري صفر لان النيوترون دقائق عديمة الشحنة ومثل ذلك قصف نواة البريليوم بدقائق ألفا كما في المعادلة التالية:



الانحلال الإشعاعي

إن انبعاث الإشعاعات النووية من السبل التي تتحول فيها نويدات غير مستقرة إلى نويدات مستقرة فالإشعاع المنبعث يحمل الطاقة الفائضة، وهناك الكثير من أنواع الإشعاعات التي تصاحب أنواع المتحللات النووية المختلفة:

1. انبعاث أشعة بيتا (انبعاث الالكترونات): في التحلل التلقائي الباعث لأشعة بيتا يتحول احد النيوترونات إلى بروتون وإلكترون.

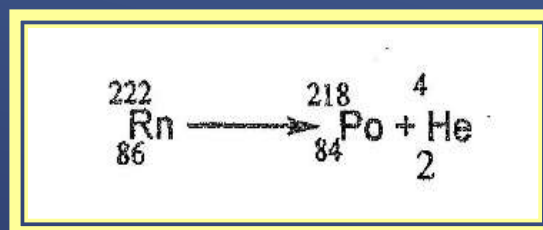


ويصاحب هذا التحول طاقة سببها النقص الحاصل في الكتلة نتيجة الكتلة كما في معادلة التالية:

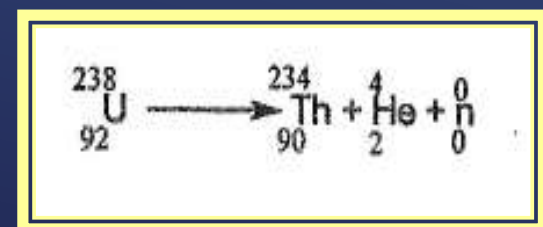


وتتحول النواة أثناء هذا التفاعل إلى أيون النتروجين موجب، يحتوي على ستة إلكترونات أما الإلكترون السابع فيظهر على هيئة أشعة بيتا السالبة ومن هنا نستنتج أن انبعاث أشعة بيتا السالبة يؤدي إلى زيادة العدد الذري بمقدار واحد في عدد الكتلة يبقى ثابتاً.

2. انبعاث أشعة ألفا من التفاعلات النووية للنويده ذات عدد الكتلة الأكبر من 200 إذ أن التحلل كان بسبب انبعاث أشعة ألفا المتكونة من نوى الهليوم (${}^4_2\text{He}$)، وفي هذا التفاعل يكون العدد الذري للنويده أقل من العدد الذري للنويده المتفاعلة لوحدتين في حين ينقص عدد الكتلة كما في المعادلة:



انبعاث أشعة جاما (γ): التحلل النووي في الكثير من الحالات يصاحبه انبعاث أشعة جاما الكهرومغناطيسية ذات الطاقة العالية كما في تفاعل اليورانيوم.



سرعة الانحلال

إن سرعة انحلال كتلة من نويذة المشعة يحصل لها تفاعل أو انحلال، فإذا أخذنا التفاعل الآتي:



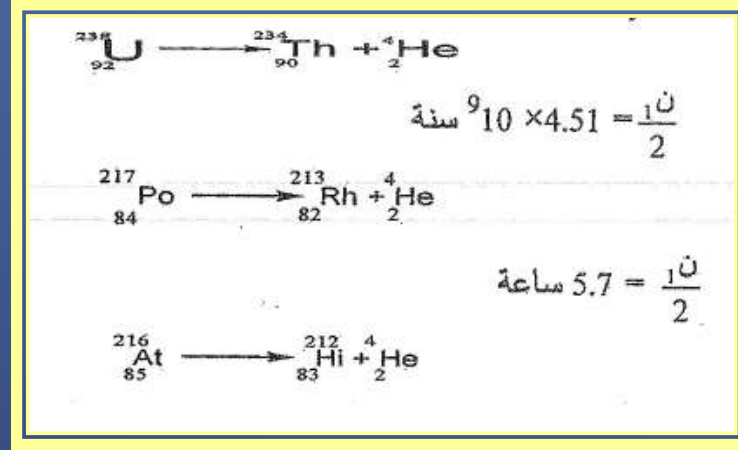
نلاحظ أن الزمن اللازم لاستهلاك نصف ما كان موجودة من نويذة الكربون يسمى عمر النصف ويعرف بأن الزمن اللازم إلى تحلل ما كان موجودا من نويذات المادة المشعة إلى النصف، وهو من الثوابت الفيزيائية ولتوضيح ذلك نأخذ مثلا تفاعل C^{14} الذي نصف عمره 5570 سنة على فرض أخذنا 16 ملغم من النظير كما موضح في أدناه:

جدول (3) العلاقة بين انحلال تركيز الكربون المشع مع عمر النصف

الزمن	مقدار الكربون 14 المتبقي
صفر	16 ملغم
5570 سنة	8 ملغم
1140 سنة	4 ملغم
16710 سنة	2 ملغم
22280 سنة	1 ملغم
27850 سنة	0.5 ملغم

وتختلف اعمار النصف النوية المشعة فهناك طويل وهناك قصير متلاش في قصره كما

يتبين من المعادلات الآتية:



$$\frac{1}{2} = 10^4 \times 3 \text{ ثانية}$$

تثبت الفقرات السابقة أن النويدات تتميز بصفتين أساسيتين هما النويدات المشعة وهي النويدات التي تكون غير مستقرة وتحلل ذاتيا بصورة تلقائية.

والنويدات المستقرة وهي التي لا تنبعث من إشعاعات نووية بصورة تلقائية وإذا لاحظنا تركيب هذين النوعين من النويدات نجد أن الغالبية العظمى من النويدات المستقرة تتكون من عدد زوجي من البروتونات والنيوترونات أو من كليهما كما في الجدول الآتي:

النيوترونات			
فردى	زوجى		
53	166	زوجى	البروتونات
5	57	فردى	

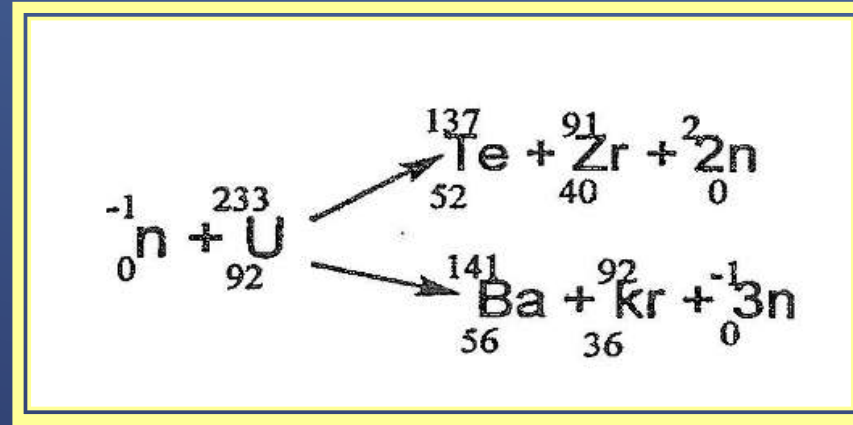
الجدول (4) عدد النويدات المستقرة مصنفة حسب الأعداد الزوجية أو الفردية للنويات

تدلنا مثل هذه الظاهرة على أن البروتونات والنيوترونات توجد على هيئة أزواج في النواة وإن هناك بنى النواة أشبه بالبنية الإلكترونية للذرة وهناك مجاميع معينة من النويات تعطي للنواة استقراراً متميزاً. وقد وجد أن النوية تكون مستقرة وتوجد بوفرة عالية في الطبيعة إذا كان العدد الذرى أو الكتلة يساوي 2, 8, 12, 28, 50, 82, 126.

إلا أن التركيب النووي لا يسمح بالوقت الحاضر بتكوين نظرية كما هو الحال بالنسبة لنظرية الكونستطيع القول بوجود عدة تصورات حول تركيب النواة وعدد النيوترونات في النوية المستقرة (عدا عنصرى الهيدروجين والهليوم) الذى هو أكبر من عدد البروتونات فيها مما يؤدى إلى استقرار النوية إضافة

الانشطار النووي

اول اكتشاف نووي هو انشطار اليورانيوم 235 عند ارتطام نيوترونات بطيئة بنواته كما هو متوقع فأر انشطار نواة اليورانيوم 233 او بلوتونيوم 239 يقود الى تكوين نواتين لعنصرين في الجدول الدوري اضافة الى انطلاق النيوترونات كما مبين في المعادلة:



لو فرضنا تكون نيوترونين في حدوث انشطار فأن كل نيوترون سينشطر بدوره الى نيوترونين وهكذا تستمر العملية كما هو الحال في انفجار القنبلة النووية. ان امثال هذا التفاعل المتسلسل الذي يتضاعف يسمى بالتفاعل المتسلسل المتشعب.

ومن الضرورة ملاحظة وجود كتلة معينة من المادة قابلة للانشطار لغرض التضاعف واصغر كتلة توفره للمحافظة على تقدم التفاعل المتسلسل المتشعب تدعى الكتلة الحرجة والا ستهرب النيوترونات دون ان تسبب انشطاراً.

المفاعلات النووية:

تمت السيطرة على التفاعلات الانشطارية في منشآت تتضمن اجهزة خاص تدعى المفاعلات النووية اذ تؤدي الى تفاعل نووي باستمرار دون ان تؤدي الى أي انفجار وذلك عن طريق:

1. تقليل سرعة النيوترونات باستخدام مواد مهدئة مثل الكرافيت او الماء الثقيل.
2. التحكم في عدد النيوترونات الثانوية باستخدام مواد مبردة تمتصها مثل الكاديوم والبورون.
3. التحكم بدرجة الحرارة الناتجة باستخدام مواد مبردة مثل الماء وغاز ثاني اوكسيد الكربون تحت ضغط عالٍ وتقسم المفاعلات النووية حسب نوع المادة المهدئة الى نوعين:

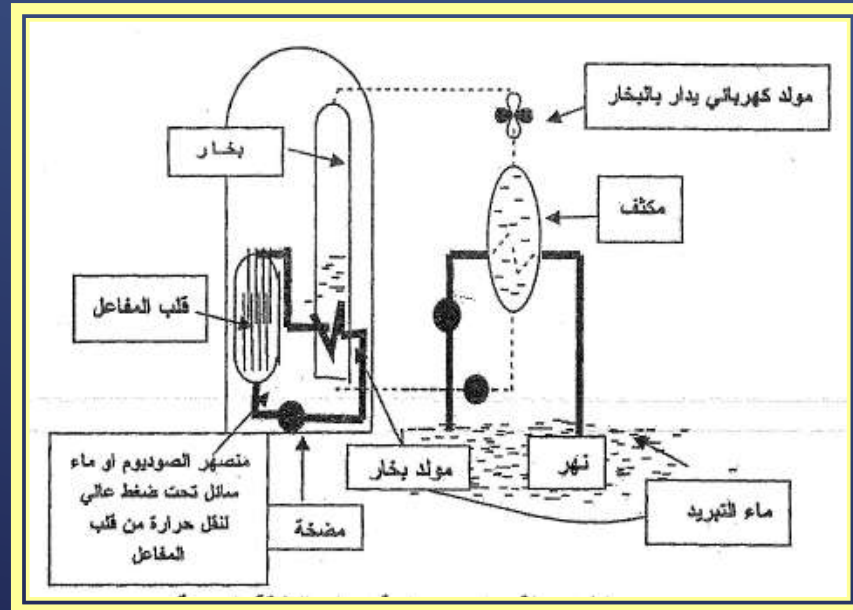
المهدء الكرافيت

• المفاعل ذو الماء الثقيل اذ يتركب المفاعل مما يأتي:

1. قلب المفاعل عبارة عن مكعب ضخّم من الكرافيت النقي يتمكّن من التقاط وتخفيض سرعة النيوترونات.
2. الوقود النووي الذي يتكوّن من اليورانيوم الطبيعي النقي ويكون على هيئة حبيبات لأوكسيد اليورانيوم UO_2 موضوعة في أنبوب من الزركونيوم أو الفولاذ.
3. المواد المنظمة وهي مواد ذات قابلية كبيرة لامتصاص النيوترونات للسيطرة على تفاعل كقضبان الكادميوم والبورون.
4. المواد المبردة التي تصاحب التفاعل النووي وخاصة الحرارة الكبيرة لذلك يمرر منصهر الصوديوم أو الماء تحت ضغط عالٍ للسيطرة على قلب المفاعل.
5. السياج الواقي يحاط المفاعل النووي بسياج واقٍ لسلامة العاملين وحمايتهم من خطر الأشعاع اذ يكون سمك الطبقة من الرصاص تعادل $\frac{1}{4}$ متر وتحيط بها الخرسانة سمكها ثلاثة أمتار.

الاستخدامات السلمية للمفاعلات النووية منها

1. توليد الطاقة الكهربائية.
2. إنتاج النظائر المشعة.
3. فحص واختبار المواد في الطب والزراعة والصناعة والبحوث العلمية.
4. إزالة ملوحة مياه البحار.
5. الحصول على البلوتونيوم المستخدم في صناعة القنبلة النووية ويوضح المخطط 2-10 محطة تعمل بالطاقة النووية.



شكل (2) مخطط لمحطة توليد كهربائية تعمل بالطاقة النووية

نجد أن النوي الثقيلة قابلة للانشطار والعكس صحيح بالنسبة للنواة الخفيفة التي لها القابلية على الاندماج مع الأخرى في درجات الحرارة العالية التي تزيد على مليون درجة حرارية، فعلى سبيل المثال تندمج نواة الديتريوم ${}^2_1\text{H}$ مع نواة التريتيوم ${}^3_1\text{H}$ مولدة نواة الهليوم ${}^4_2\text{He}$ ونيوترون واحد ويصاحب هذه العملية انبعاث طاقة هائلة تكون أكثر من الطاقة التي تصاحب الانشطار ويمكن التعبير عن الاندماج النووي بالمعادلة الآتية:



ويحصل هذا الاندماج النووي في الشمس وباقي النجوم إذ تتوافر الدرجات العالية لهذا الاندماج، وما الأشعة التي ترسلها الشمس (التي هي عماد الحياة على الأرض) سوى ناتج من هذا النوع. ومن الصعوبة السيطرة على الاندماج النووي واستغلاله للأغراض السلمية بسبب تكوين درجة حرارة عالية ناتجة من الاندماج، غير أنه من الممكن استغلال هذا النوع من التفاعل بالقنبلة الهيدروجينية تغلف القنبلة الذرية بالعناصر التي ستندمج نووياً، وعند التفجير تتولد درجات حرارة عالية تساعد على اندماج العناصر الخفيفة مولدة طاقة كبيرة جداً وهكذا يتم تفجير القنبلة الهيدروجينية، إلا أن السيطرة على تفاعلات الاندماج النووي ليست بالسهلة وعندما يصبح بالإمكان السيطرة عليها سيتوفر مصدر رخيص للطاقة التي لا تنضب، لأن كل ما موجود في الوقت الحاضر من بترول وفحم ويورانيوم قد ينضب يوماً ما.

1. في مجال الطب

تستخدم النظائر المشعة في تشخيص كثير من الأمراض وعلاجها فمثلا يستخدم الفسفور المشع 32 والكوبالت المشع 60 في تشخيص أمراض الدم والسرطان إضافة إلى اليود المشع في علاج الغدة الدرقية، ويلى على شكل محلول مائي ليوديد الصوديوم.

2. في مجال الصناعة

تستخدم النظائر المشعة في صناعة أجهزة السيطرة لقياس سمك الصفيية أو تدفق السوائل أو الغازات ومراقبة جودة المنتجات الصناء ويمكن تصويرها بالأشعة وباستخدام الأشعة السينية أو كاما أو النيوترونات لكشف الشقوق والقطع في السبائك والمعدات المعدنية ومعرفة المتانة والتجانس لها إضافة إلى استخدامها في معرفة مواقع تسرب السوائل والغازات وتسرب الماء تحت الأرض من دون الحاجة إلى حفرها.

3. في مجال الزراعة

تستخدم النظائر المشعة في أبحاث خصوبة التربة والأسمدة إذ يستخدم الفسفور لمعرفة قيمة النباتات والأسمدة، أما نظير الصوديوم المشع والمستخدم على شكل ملح الطعام في استصلاح الأراضي وغسلها من الأملاح، وكذلك استخدام كبريتات الكالسيوم المحملة بعنصر الكالسيوم المشع لمعرفة كميات الجبس التي تضاف لاستصلاح الأراضي القلوية.

4. في مجالات البحث العلمي

تستخدم النظائر المشعة في دراسة عمر الآثار وعمر الأرض والمتحجرات بنظير الكربون 14 المشع ونظير الرصاص المشع.

اسئلة الفصل

- س1: عرف النظائر مع الأمثلة.
- س2: احسب الوزن الذري النتروجين من الجدول (10-2).
- س3: تكلم على أنواع الإشعاعات.
- س4: كيف تحصل التفاعلات النووية غير التلقائية؟
- س5: ما أنواع الإشعاعات التي تصاحب أنواع المتحللات النووية المختلفة؟
- س6: ما النويدات المشعة وكيف تتحلل؟
- س7: اذكر ما تعرفه عن المفاعلات النووية.
- س8: ما الاستخدامات السلمية المفاعلات النووية؟
- س9: ماذا يحصل عند اندماج نواة الديتريوم $H \frac{2}{1}$ مع نواة التريتيوم $H \frac{3}{1}$.
- س10: كيف يمكن استخدام النظائر المشعة في مجال الزراعة؟