

الكيمياء

CHEMISTRY

للسف السادس العلمي

التأليف

أ.د. عمارة هاني الدجيلي
د. سمير حكيم كريم
خليل رحيم علي
أ.د. سرمد بهجت ديكران
ماجد حسين خلف
د. هدى صلاح كريم

المشرف العلمي على الطبع
م.م. محمد عبد الخالق حسين

المشرف الفني على الطبع
م.م. هبة صلاح مهدي

التصميم
شيماء عبد السادة كاطع



الموقع والصفحة الرسمية للمديرية العامة للمناهج

www.manahj.edu.iq

manahjb@yahoo.com

Info@manahj.edu.iq



[manahjb](https://www.facebook.com/manahjb)

[manahj](https://www.youtube.com/channel/UCmanahj)

استناداً إلى القانون يوزع مجاناً ويمنع بيعه وتداوله في الاسواق

الفهرس

الفصل الاول : الثرموداينمك

9	
10	1-1 مقدمة
11	2-1 وحدات الطاقة ودرجة الحرارة
11	3-1 بعض المصطلحات الثرموداينمكية
12	4-1 الحرارة
14	5-1 حرارة التفاعل (التغير في الانثالي))
15	6-1 دالة الحالة
16	7-1 الخواص العامة للمواد
16	8-1 الكيمياء الحرارية
17	9-1 قياس انثالي التفاعل
19	10-1 المعادلة الكيميائية الحرارية
21	11-1 انثالي التفاعل القياسية
22	12-1 انواع الانثاليات
27	13-1 طرائق حساب انثالي التفاعل القياسية
33	14-1 العمليات التلقائية
34	15-1 الانتروبي
39	16-1 طاقة كس الحرارة
44	17-1 حساب انتروبي التغيرات الفيزيائية
46	الاسئلة

الفصل الثاني : الاتزان الكيميائي

51	
52	1-2 التفاعلات غير الانعكاسية والانعكاسية
54	2-2 التفاعلات الانعكاسية وحالة الاتزان
54	3-2 التفاعلات الانعكاسية المتجانسة وغير المتجانسة
55	4-2 حالة الاتزان وقانون فعل الكتلة

الفهرس

56	2-5 ثابت الاتزان
61	2-6 حساب ثابت الاتزان K_{eq}
65	2-7 العلاقة بين ثابتي الاتزان K_p و K_c
66	2-8 اهمية ثابت الاتزان
70	2-9 حاصل التفاعل
71	2-10 العلاقة بين الطاقة الحرة وقيمة ثابت الأتزان
73	2-11 قاعدة لو شاتليه
77	2-12 العوامل المؤثرة على قيمة ثابت الاتزان

79

الاسئلة

87

الفصل الثالث : الاتزان الايوني

88

3-1 مقدمة

88

3-2 المواد الالكتروليتية و المواد غير الالكتروليتية

92

3-3 تفكك الالكتروليتات الضعيفة

101

3-4 التآين الذاتي للماء

104

3-5 الاس الهيدروجيني

106

3-6 التمدوب

113

3-7 تأثير الايون المشترك

115

3-8 المحاليل المنظمة (محاليل بفر)

121

3-9 الذوبانية وثابت حاصل الذوبان

المعادلات الرئيسية

المفاهيم الاساسية

130

الاسئلة

133

الفصل الرابع : تفاعلات التأكسد والاختزال والكيمياء الكهربائية

134

4-1 مقدمة

134

4-2 اعداد التأكسد

136

4-3 تفاعلات التأكسد والاختزال

139

4-4 العوامل المؤكسدة والمختزلة

الفهرس

140

141

144

158

160

163

4-5 الخلايا الكهروكيميائية

4-6 الخلايا الكلفانية

4-7 جهد الخلية الكلفانية

4-8 الخلايا الالكتروليتية

4-9 قوانين فاراداي

4-10 البطاريات (النضائد) وخلايا الوقود

164

الاسئلة

169

170

171

173

181

182

184

187

193

194

الفصل الخامس : الكيمياء التناسقية

5-1 مقدمة

5-2 الملح المزدوج والمركب التناسقي

5-3 تطور الكيمياء التناسقية

5-4 انواع الليكنندات

5-5 قاعدة العدد الذري الفعال

5-6 تسمية المركبات التناسقية

5-7 نظريات التآصر في المركبات التناسقية

5-8 الاعداد التناسقية والاشكال الهندسية المتوقعة

الاسئلة

197

الفصل السادس : طرائق التحليل الكيميائي

198

6-1 المقدمة

199

6-2 التحليل الوصفي (النوعي)

الفهرس

201

3-6 التحليل الكمي

203

4-6 التحليل الوزني

206

5-6 طريقة الترسيب

212

6-6 التحليل الحجمي

226

الاسئلة

231

الفصل السابع : الكيمياء العضوية للهيدروكربونات المعوضة

232

1-7 مقدمة

234

2-7 هاليدات الالكيل

239

3-7 الكحولات

245

4-7 الاثيرات

249

5-7 الالديهيدات والكيتونات

255

6-7 الحوامض الكاربوكسيلية

259

7-7 الاسترات

261

8-7 الامينات

265

الاسئلة

269

الفصل الثامن : الكيمياء الحياتية

270

1-8 مقدمة

270

2-8 الكاربوهيدرات

274

3-8 البروتينات

277

4-8 الانزيمات

278

5-8 الدهون (الليبيدات)

278

6-8 الصابون

280

الاسئلة

مقدمة

يمثل كتاب الكيمياء - للصف السادس العلمي الحلقة الاخيرة في سلسلة كتب الكيمياء للمرحلة الثانوية - بمستوياتها المتوسط والاعدادي .

وقد بذلت اللجنة المكلفة بتأليف هذا الكتاب جهداً لتنفيذ ما نصت عليه الاهداف والمفردات بشأن الآتي :-
اولاً: ان يكون محتوى الكتاب صلةً مباشرة وثقى بين مناهج الكيمياء في المرحلة الثانوية ومثيلاتها في المرحلة الجامعية الاولى بشتى الفروع . بما تضمنه الكتاب من نظريات ومبادئ حديثة . وتطبيقات عملية ورياضية لمعظمها .
ثانياً: متابعة النمو التدريجي لمتوى المفردة علمياً وتربوياً مع النمو الانفعالي والمعرفي للطالب منذ الصف الاول المتوسط مروراً بالسنوات اللاحقة وما رافقها من تراكم لخزين احتياطي من المعلومات الكيميائية المتجددة .
ثالثاً: دقة التنسيق في المعلومات الموازنة والمقاربة مع العلوم الاخرى . سيما الفيزياء والرياضيات . . حيث التغييرات المتسارعة والتطور الناتج عن الاكتشافات والبحوث المتتالية يفرض دقة فائقة في التنسيق بين هذه العلوم فضلاً عن علم الاحياء وما يحتويه من فروع حديثة ذات صلة عضوية مباشرة بالكيمياء .

رابعاً: التوسع الافقي في محتوى اغلب المفردات بما ينسجم وحاجات المجتمع بأسلوب لا يدخل الملل في ذهن الطالب . وفي الوقت نفسه يشجع المدرس على فتح افاق جديدة امام الطلبة وتشويقهم لمتابعة جزء ولو بسيط من التقدم العلمي العالمي في الكيمياء عن طريق وسائل الاتصال الحديثة .

خامساً: تم الاكثار من الامثلة المحلولة والتمارين والاسئلة في نهاية الفصل . . . املين من الاخوة المدرسين الابتعاد كلياً عن اقحام افكار علمية جديدة غير مطروقة ضمن الفصل في هذه المرحلة . . . تقليلاً للاجتهادات الفردية التي تنعكس سلباً على الطالب وسيما ضمن موضوعي الاتزان الايوني والعضوية . . تيسيراً للطلبة في اجتياز مريح لهذه المرحلة الحرجة التي تمثل انعطافاً في حياة الطلبة وبعبارة اكثر تركيزاً: تأمل اللجنة من الاخوة المدرسين الأفاضل الاكتفاء بحدود مادة المنهج الرسمي المقرر .

سادساً: الجانب العملي تود اللجنة التأكيد على تعليم الطلبة على استخدام الادوات المختبرية والاجهزة الحديثة ، لترسيخ الافكار والمفاهيم النظرية من جهة واشباع شوق الطالب بمتابعة النتائج العملية من جهة اخرى . . وكي نرسله للجامعة بمؤهل اولي يسيطر عن المختبر ودوره في التقدم العلمي مع التأكيد على التواصل المستمر بين المدارس ومديرية التقنيات التربوية والاقسام والشعب التابعة لها في بغداد والمحافظات . ان استثمار موارد البيئة

المحلية يذلل بعضاً من صعوبات النقص في بعض المواد الكيميائية. علماً ان الاستخدام الامثل للمختبر يوفر الوقت والجهد للمدرس ويسهل خطة اكمال المنهج المقرر.

سابعاً: ان الكتاب بطبعته الاولى بعد ان استكمل متطلبات الانجاز لا يستغني ابداً عن اراء المدرسين من ذوي الخبرة واولياء امور الطلبة والاختصاصيين واساتذة الجامعة برفد الطبعات اللاحقة بما يروونه ملائماً لأستمرار تطوير الكتاب وتحديثه للنهوض بالعملية التربوية.

يتضمن هذا الكتاب تمهيد للعلاقات الرياضية في الكيمياء التي استخدمها الطلبة في السنوات السابقة ، كما تضمن ثمانية فصول ، يتناول الفصل الاول كيمياء الثرموداينمك وقوانينها الثلاث التي تختص بالطاقة والاتزان والدوال الثرموداينمكية . يشرح الفصل الثاني موضوع الاتزان الكيميائي الذي يمهّد لموضوع الاتزان الايوني الذي يتناوله الفصل الثالث . اما الفصل الرابع فقد تناول موضوع التأكسد والاختزال والكيمياء الكهربائية حيث قدم شرح وافى للخلايا الكهروكيميائية وانواعها وقوانين فاراداي . يختص الفصل الخامس بموضوع الكيمياء التناسقية حيث يشرح مبادئ هذا الموضوع من المعقدات التناسقية وتسمياتها ونظرياتها . يتناول الفصل السادس طرائق التحليل الكيميائي النوعي والكمي وتفرعاتها من عمليات التحليل الوزني والحجمي . تناول الفصلين الاخيرين موضوعي الكيمياء العضوية للمركبات المعوضة والكيمياء الحياتية . لقد غطت فصول الكتاب فروع الكيمياء المختلفة ، التحليلية واللاعضوية والفيزيائية والعضوية والحياتية لتأهل الطلبة للدخول الى المرحلة الجامعية وهم يمتلكوا قاعدة علمية رصينة ليكملوا فيها مشوارهم العلمي .

وتضمن اللجنة جهود الخبيرين العلميين الدكتور فاضل سليم متي والدكتور تقي الدين هادي حمدان . كما وتقدم اللجنة الشكر للسيدة خلود مهدي سالم لتقديمها المساعدة لانجاز هذا العمل .
لذا تأمل اللجنة مخلصاً موافاة المديرية العامة للمناهج في موقعها على شبكة الانترنت بكل مامن شأنه المساهمة الجادة برفع المستوى العلمي لمادة الكيمياء لطلبتنا الاعزاء

ومن الله التوفيق

المؤلفون

Thermodynamics

1



بعد الإنتهاء من دراسة هذا الفصل يتوقع من الطالب أن :

- يُعرّف علم الثرموداينمك ، الطاقة ، وحدات الطاقة ، النظام ، المحيط ، المجموعة ، انواع الانظمة .
- يتعرف على مصطلحات الحرارة ، السعة الحرارية ، الحرارة النوعية ، حرارة التفاعل المقاسة تحت ضغط ثابت .
- يتعلم ماذا تعني الانثالي وما هي علاقتها مع حرارة التفاعل وهل هي دالة حالة من الخواص الشاملة ام المركزة وما هي وحداتها .
- يحدد هل ان التفاعل باعث للحرارة ام ماص للحرارة وربط هذا مع اشارة التغير في انثالي التفاعل .
- يكتب المعادلة الحرارية مُحدداً بشروط كتابتها ويبين اختلافها عن المعادلة الكيميائية .
- يميز بين انثالي التفاعل القياسية وانثالي التكوين القياسية وانثالي الاحتراق القياسية ويتمكن من استخراج قيمها من بعضها .
- يتعرف على الطرق المستخدمة لحساب انثالي التفاعل
- يميز بين العمليات التلقائية وغير التلقائية ويتعرف على دالة الانتروبي وطاقة كس الحرارة .
- يتعلم حساب انتروبي التفاعل القياسية من قيم الانتروبي المطلقة وحساب طاقة كس الحرارة للتفاعل القياسية من قيم طاقة كس الحرارة للتكوين القياسية .
- يفهم معادلة كس ويبين طريقة استخدامها لمعرفة اتجاه سير التفاعلات الكيميائية بالاعتماد على قيم الانثالي والانتروبي ، ويشترك علاقه تروتن .

تعرفنا في دراستنا السابقة على عدة انواع من الطاقة مثل الطاقة الحرارية والطاقة الكهربائية والطاقة الميكانيكية والطاقة الضوئية والطاقة النووية والطاقة الكيميائية... الخ، ان هذه الانواع المختلفة من الطاقات تكون مخزونة في جميع المواد وتظهر عند تحولها من شكل الى آخر. يوحى الاختلاف في اشكال الطاقة ان كلاً منها قائم بحد ذاته ولا يوجد بينها علاقة، الا ان هذا غير صحيح، لانه تحت ظروف معينة يمكن تحويل الطاقة من شكل الى آخر. الثرموداينمك علم يهتم بدراسة الطاقة وتحولاتها ويهدف نحو تحويل اكبر قدر ممكن من الطاقة الحرارية الناتجة من احتراق الوقود الى انواع اخرى من الطاقات مثل الطاقة الميكانيكية للاستفادة منها في عمل المحركات. يفسر علم الثرموداينمك ظواهر عديدة اهمها:

- 1- سبب حدوث التفاعلات الكيميائية.
 - 2- التنبؤ بحدوث التغيرات الكيميائية والفيزيائية عندما توجد مادة او اكثر تحت ظروف معينة.
 - 3- حدوث بعض التفاعلات تلقائياً واخرى لا تحدث ابداً بشكل تلقائي عند نفس الظروف.
 - 4- سبب حدوث الطاقة المصاحبة للتفاعلات الكيميائية سواء في التفاعلات نفسها او في الوسط المحيط بها.
- ومن ناحية اخرى، لا يهتم علم الثرموداينمك بعامل الزمن الذي يستغرقه حدوث التفاعلات، فهو يبنى فقط فيما اذا كان تفاعل معين (او اي تغير بصورة عامة) قابل للحدوث او غير قابل للحدوث، دون ان يبين سرعة حدوث هذا التغيير، لان سرعة حدوث التفاعل من اهتمام علم الحركيات الذي درسناه في المرحلة الخامسة. يمكن تقسيم الطاقة بشكل عام الى قسمين رئيسين هما الطاقة الكامنة (Potential Energy) والطاقة الحركية (Kinetic Energy).
- تشمل الطاقة الكامنة الطاقة الكيميائية المخزونة في جميع انواع المواد وجميع انواع الوقود. اما بالنسبة للطاقة الحركية فهي تشمل طاقة جميع الاجسام المتحركة مثل الجزيئات والماء المتحرك وكذلك السيارات والطائرات والصواريخ وغيرها. فعلى سبيل المثال، تتحول الطاقة الكامنة في الماء الى طاقة حركية اذا تمت حركة الماء من اعلى الشلال الى اسفله لان الطاقة الناتجة يمكن ان تدور المحرك لتوليد الطاقة الكهربائية. لذا ينص القانون الاول في علم الثرموداينمك على ان "الطاقة لا تفنى ولا تستحدث من العدم ولكن يمكن تحويلها من شكل الى آخر".

2-1 وحدات الطاقة ودرجة الحرارة

ان الوحدات المستخدمة للتعبير عن الطاقة حسب النظام الدولي للوحدات (SI) هي الجول (Joule) ورمزه (J) ويعبر عنه حسب الاتي :

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2 / \text{s}^2$$

حيث kg وحدة الكيلوغرام (kilogram) و m وحدة المتر (meter) و s وحدة الثانية (second).

هل تعلم

ان كل دفقة قلب تستهلك 1 J من الطاقة.

انتبه!

يجب التفريق بين وحدة المتر (m) و الكتلة (M)

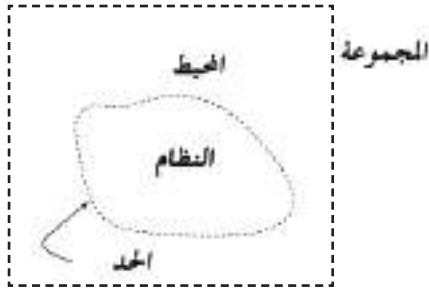
كما ان وحدات درجة الحرارة المستخدمة في الترموداينمك هي الكلفن (K) وتحسب من درجة الحرارة بالوحدات السيليزية $^{\circ}\text{C}$ باستخدام العلاقة المعروفة الاتية:

$$T \text{ (K)} = t \text{ (}^{\circ}\text{C)} + 273$$

3-1 بعض المصطلحات الترموداينمكية

من اهم المصطلحات الترموداينمكية هو النظام (System) الترموداينمكي والذي هو عبارة عن جزء معين من الكون (نهتم بدراسته) يتكون من المادة او المواد المشتركة في حدوث تغيرات فيزيائية وكيميائية محدودة داخل حدود معينة (Boundaries) قد تكون حقيقية او تخيلية اما ما تبقى خارج هذه الحدود فيسمى بالمحيط (Surronding). يسمى النظام والمحيط بالكون (Universe) ولكننا سنطلق عليهما بالمجموعة:

$$\text{المجموعة} = \text{النظام} + \text{المحيط}$$

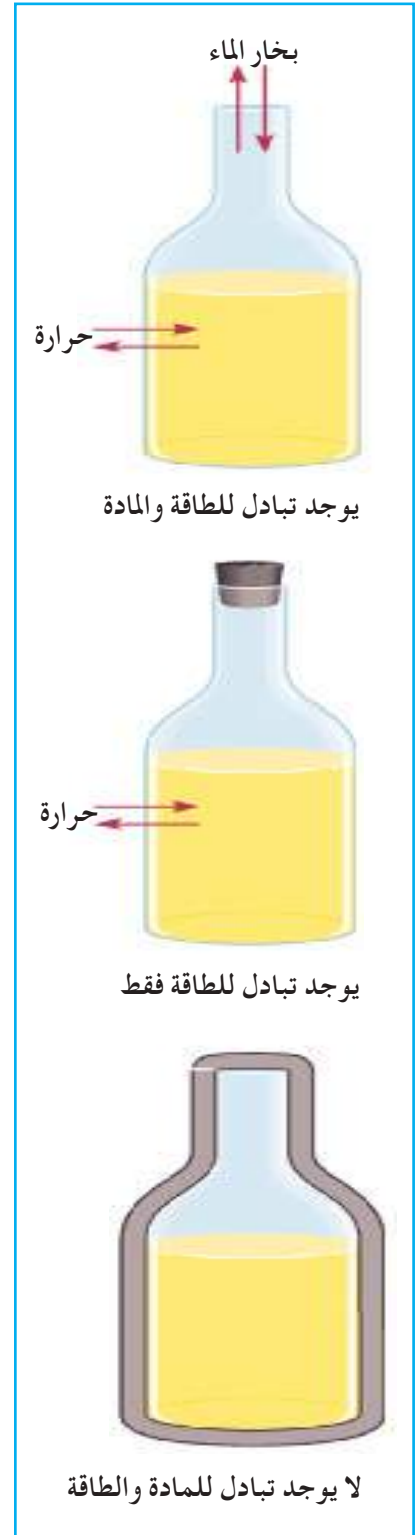


مخطط للنظام والمحيط والحد والمجموعة.

وقد توجد علاقة بين النظام والمحيط وحسب هذه العلاقة يمكن تقسيم النظام الى ثلاثة انواع وهي :

1- النظام المفتوح Open System

يكون النظام مفتوحاً اذا كانت حدود النظام تسمح بتبادل مادة النظام وطاقته مع المحيط . مثال ذلك ، اناء معدني يحتوي على ماء مغلي ، فانه يلاحظ ان مادة النظام ، وهي الماء تتصاعد على شكل بخار الى المحيط ، كما ان حرارة الماء (طاقته) تتسرب الى المحيط ايضاً .



2- النظام المغلق Closed System

يكون النظام مغلقاً اذا كانت حدود النظام تسمح بتبادل الطاقة فقط ولا تسمح بتغيير كمية مادة النظام . فإذا تم اغلاق الاناء المعدني المذكور اعلاه باحكام ، فسوف تتسرب حرارة الماء في هذه الحالة الى المحيط بينما تبقى كمية الماء (مادة النظام) ثابتة .

3- النظام المعزول Isolated System

ويكون النظام معزولاً اذا كانت حدود النظام لا تسمح بتبادل المادة والطاقة مع المحيط اي ان النظام لا يتأثر ابداً بالمحيط ، مثال ذلك ، الثرموس ، حيث انه يحفظ حرارة النظام ومادته من التسرب للمحيط .

وتسمى المتغيرات الفيزيائية للنظام ، التي من الممكن ملاحظتها او قياسها مثل عدد مولات المادة او المواد الموجودة في النظام و الحالة الفيزيائية للمواد والحجم والضغط ودرجة الحرارة بخواص النظام .

4-1 الحرارة Heat

تُعدُّ الحرارة احد أشكال الطاقة الشائعة في حياتنا اليومية ونرمز للحرارة بالحرف (q)، والحرارة هي انتقال الطاقة الحرارية بين جسمين ، درجة حرارتهما مختلفة ، اما درجة الحرارة فهي مقياس للطاقة الحرارية . تتناسب الحرارة المفقودة او المكتسبة لجسم ما طردياً مع التغير في درجات الحرارة . ويرمز للتغير بالرمز (Δ) الذي يوضع قبل رمز الدالة المتغيرة . فالتغير في درجة الحرارة يكون على الصورة الآتية :

انواع الانظمة في الثرموداينمك

$$\Delta T = T_f - T_i$$

حيث T_f درجة الحرارة النهائية (f من final وتعني نهائي)، و T_i درجة الحرارة الابتدائية (i من initial وتعني ابتدائي)، لذا فالتناسب بين الحرارة (q) والتغير في درجة الحرارة يمكن كتابته على الصورة الآتية:

الجدول 1-1

قيم الحرارة النوعية لبعض المواد عند درجة حرارة (25°C)

الحرارة النوعية ζ ($\text{J/g} \cdot ^\circ\text{C}$)	المادة
4.18	ماء (سائل)
2.44	كحول الايثيل
2.03	ماء (صلب)
2.01	ماء (غاز)
1.83	بريليوم
1.023	مغنيسيوم
0.90	المنيوم
0.65	كالسيوم
0.45	حديد
0.30	سترونسيوم
0.24	فضة
0.20	باريوم
0.13	رصاص
0.13	ذهب

$$q \propto \Delta T \quad (1)$$

ويحول التناسب الى مساواة بضرب ΔT بثابت تناسب يدعى السعة الحرارية C :

$$q = C \cdot \Delta T \quad (2)$$

وتعرف السعة الحرارية (Heat capacity) بأنها كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة m مقدره بالغم $\{m(\text{g})\}$ من اي مادة درجة سيليزية واحدة ووحدتها هي ($\text{J} / ^\circ\text{C}$). وترتبط السعة الحرارية مع الحرارة النوعية (ζ) (Specific heat) بالعلاقة الآتية:

$$C = \zeta \times m \quad (3)$$

اما الحرارة النوعية فتعرف على انها كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة غرام واحد (1g) من اي مادة درجة سيليزية واحدة، وحدة الحرارة النوعية هي ($\text{J} / \text{g} \cdot ^\circ\text{C}$). وبتعويض قيمة C من المعادلة (3) في المعادلة (2) نحصل على العلاقة الآتية:

$$q(\text{J}) = \zeta(\text{J/g} \cdot ^\circ\text{C}) \times m(\text{g}) \times \Delta T(^{\circ}\text{C})$$

يوضح الجدول (1-1) قيم الحرارة النوعية لبعض المواد.

انتبه!

الحرف اللاتيني (ζ) يقرأ

زيتا (Zeta)

مثال 1-1

ما مقدار الحرارة اللازمة لتسخين قطعة من الحديد كتلتها 870g من 5°C الى 95°C ؟ علماً أن الحرارة النوعية للحديد $0.45\text{J/g} \cdot ^\circ\text{C}$.

الحل:

نجد التغير في درجة الحرارة

$$\Delta T = (T_f - T_i)^\circ \text{C} = (95 - 5)^\circ \text{C} = 90^\circ \text{C}$$

باستخدام العلاقة التالية نحسب كمية الحرارة q :

$$q (\text{J}) = c (\text{J/g} \cdot ^\circ \text{C}) \times m (\text{g}) \times \Delta T (^\circ \text{C})$$

$$q (\text{J}) = 0.45 (\text{J/g} \cdot ^\circ \text{C}) \times 870 (\text{g}) \times 90 (^\circ \text{C}) = 35235 \text{ J}$$

والحرارة المستهلكة من تسخين قطعة الحديد بوحدة kJ كالآتي:

$$q (\text{kJ}) = q (\text{J}) \times \frac{1 (\text{kJ})}{1000 (\text{J})}$$

$$q (\text{kJ}) = 35235 (\text{J}) \times \frac{1 (\text{kJ})}{1000 (\text{J})} = 35.2 \text{ kJ}$$

تمرين 1-1

تغيرت درجة حرارة قطعة من المغنيسيوم كتلتها 10 g من 25°C الى 45°C مع اكتساب حرارة مقدارها 205 J. احسب الحرارة النوعية لقطعة المغنيسيوم.

$$c : 1.025 \text{ J/g} \cdot ^\circ \text{C}$$

5-1 حرارة التفاعل (التغير في الانتالبي) Enthalpy

تحدث اغلب العمليات الكيميائية عند ضغط ثابت، وقليل جداً منها يحدث عند حجم ثابت. لذلك فان الحرارة المصاحبة للتفاعل الكيميائي يجري قياسها بشكل اسهل عند ضغط ثابت (الضغط الجوي) من عملية قياسها عند حجم ثابت. يسمى التغير في حرارة التفاعل عند ضغط ثابت بالانتالبي التفاعلي (Enthalpy of reaction) والتي يرمز لها بالرمز (H) وللتغير بالانتالبي ΔH والتي تساوي بالضبط حرارة التفاعل المقاسة عند ضغط ثابت اي:

$$\Delta H = q_p$$

حيث q_p تمثل الحرارة المقاسة عند ضغط ثابت (P من Pressure وتعني ضغط).

فاذا تم اعتبار التفاعل الكيميائي عبارة عن نظام، فقيم التغير في الانتالبي تخبرنا هل ان التفاعل باعث للحرارة او ماص للحرارة. فاذا رمز لانتالبي التفاعل بالرمز ΔH_r (حيث r من reaction وتعني تفاعل) فيكون الآتي:

● اذا كانت ΔH_r اصغر من صفر ($\Delta H_r < 0$) اي: قيم ΔH_r سالبة ($\Delta H_r = -$) فالتفاعل يكون باعثة للحرارة (Exothermic reaction).

● اذا كانت ΔH_r اكبر من صفر ($\Delta H_r > 0$) اي قيم ΔH_r موجبة ($\Delta H_r = +$) فالتفاعل يكون ماصاً للحرارة (Endothermic reaction).

ويجب ملاحظة ان التغير في انثالبي التفاعل يساوي:

$$\Delta H_r = \Delta H (\text{Products}) - \Delta H (\text{Reactants})$$

حيث (Products) تعني النواتج و (Reactants) تعني المتفاعلات.

الالعب النارية تفاعلات باعثة

للحرارة

6-1 دالة الحالة State Function

هي تلك الخاصية او الكمية التي تعتمد على الحالة الابتدائية (Initial state) للنظام قبل التغير، والحالة النهائية (Final state)

لنظام بعد التغير بغض النظر عن الطريق او المسار الذي تم من خلاله التغير. ومن امثلة دالة الحالة، الانثالبي. وسنتعرف لاحقاً على دوال اخرى مثل الانتروبي وطاقة كبس الحرارة التي تمثل دوال حالة ايضاً [الشكل (1-1)].

اما الحرارة او الشغل فقيمها تتغير كثيراً بتغير ظروف التجربة، وبالتالي فهي لاتعتبر دوال حالة حيث انها تعتمد على المسار والخطوات التي تم من خلالها التغير،

لذا فهي لاتعتمد على الحالة الابتدائية والحالة النهائية للنظام فقط.

لايمكن قياس القيمة المطلقة لدوال الحالة وانما يمكن قياس مقدار التغير (Δ) لهذه الدوال. على سبيل المثال، لايمكن قياس القيمة المطلقة للانثالبي وانما قياس مقدار التغير بالانثالبي والتي تساوي:

$$\Delta H = H_f - H_i$$

حيث f من final وتعني نهائي، و i من initial وتعني ابتدائي.



الشكل 1-1

دالة الحالة تعتمد على الحالة الابتدائية والنهائية للنظام فقط ولا تعتمد على المسارات التي يسلكها النظام. ان الزيادة في الطاقة الكامنة التي تحدث عندما يتسلق متسلق الجبل من القاعدة الى القمة لا تعتمد على المسار الذي يسلكه.

7-1 الخواص العامة للمواد

تقسم الخواص العامة للمواد الى نوعين:

1- الخواص الشاملة (Extensive Properties): وهي تشمل جميع

الخواص التي تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الكتلة

والحجم والسعة الحرارية والانتالبي والانتروبي والطاقة الحرة .. الخ.

2- الخواص المركزة (Intensive Properties): وتشمل جميع

الخواص التي لا تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الضغط

ودرجة الحرارة والكثافة والحرارة النوعية ... الخ.

مما تقدم يلاحظ ان الانتالبي دالة حالة وهي خاصية شاملة لانها تعتمد

على كمية المادة. فالتغير في انتالبي تفاعل 2 mole من مادة يساوي ضعف

التغير في انتالبي تفاعل 1 mole من المادة نفسها.

8-1 الكيمياء الحرارية Thermochemistry

علم يهتم بدراسة الحرارة الممتصة (Absorbed heat) والمنبعثة

(المتحررة) (Evolved heat) نتيجة التغيرات الفيزيائية والكيميائية،

أو بمعنى أبسط تهتم الكيمياء الحرارية بحساب انتالبي التفاعلات الكيميائية

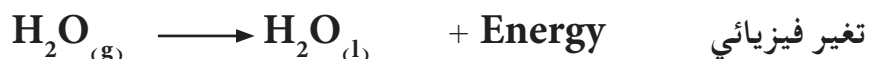
والتغيرات الفيزيائية. وكما اشرنا سابقاً اذا كانت قيم ΔH_r سالبة فالتفاعل

يكون باعث للحرارة، اما عندما تكون موجبة فالتفاعل ماص للحرارة. فاذا

اعتبرنا ان التفاعل هو النظام، فالتفاعل الباعث للحرارة يحول الطاقة الحرارية

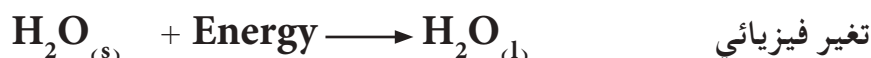
من النظام الى المحيط وكما هو في التفاعل الكيميائي والتغير الفيزيائي

الاتيين:



اما التفاعل الماص للحرارة ففيه يمتص النظام الطاقة الحرارية من المحيط وكما

هو في التفاعل الكيميائي والتغير الفيزيائي الاتيين:



التعبئة!

عندما تُكتب كلمة الطاقة

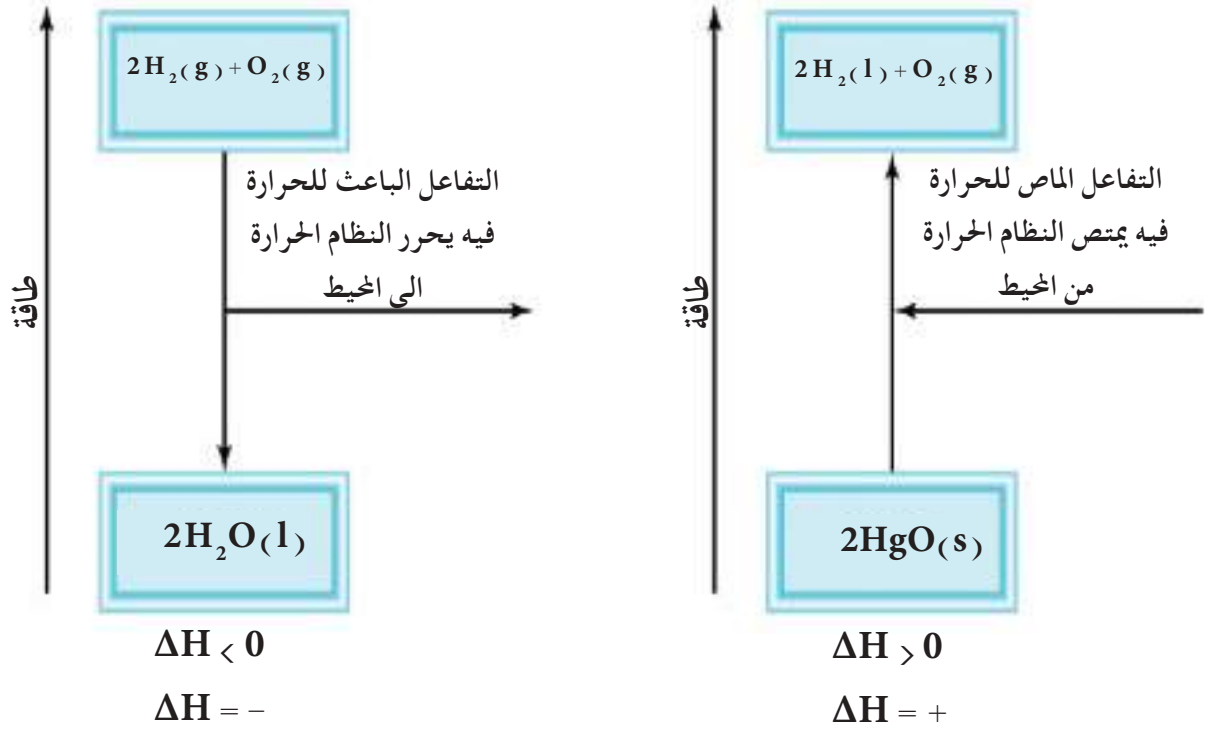
(Energy) في جهة المتفاعلات

فالتفاعل ماص للحرارة.

وعندما تُكتب كلمة الطاقة

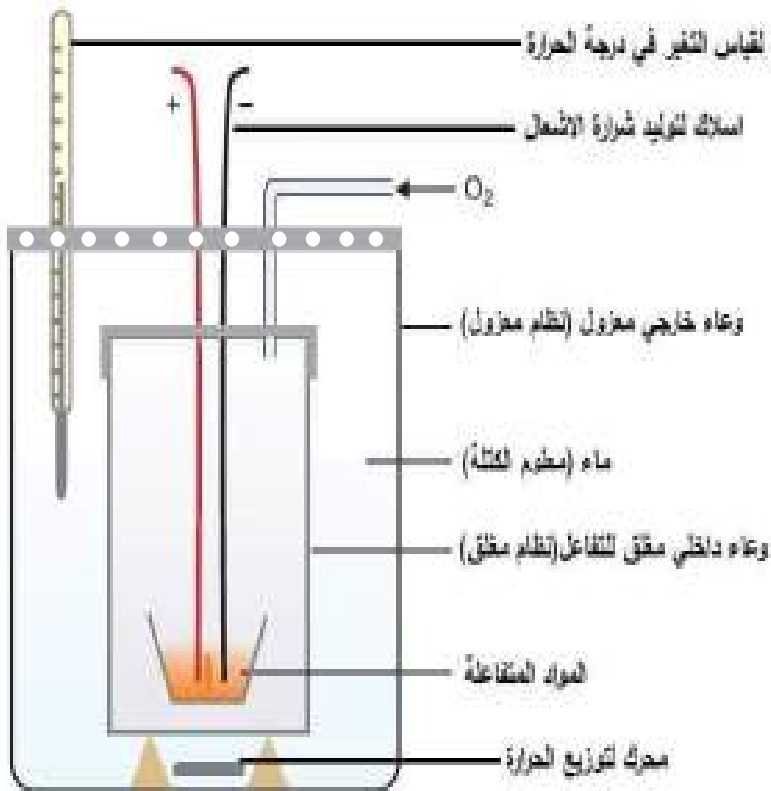
(Energy) في جهة النواتج

فالتفاعل باعث للحرارة.



تفاعلات باعثة و ماصة للحرارة

9-1 قياس انتالبي التفاعل



الشكل 2-1
المسعّر الحراري

يستخدم لقياس حرارة التفاعل (انتالبي التفاعل) الممتصة أو المتحررة في التفاعلات الكيميائية أو التغيرات الفيزيائية بجهاز يسمى المسعر (Calorimeter). حيث توضع فيه كميات معروفة من المواد المتفاعلة وهناك عدة أنواع من المساعِر وأغلبها يتكون من وعاء للتفاعل مغمور في كمية معينة من الماء (معلوم الكتلة) موجودة في وعاء معزول عزلاً جيداً. ويوضح الشكل (2-1) أحد المساعِر الحرارية وعند قياس انتالبية تفاعل باعث للحرارة فان الحرارة المتحررة من التفاعل ترفع درجة حرارة الماء والمسعر لذا يمكن قياس كميتها من الزيادة في درجة الحرارة اذا كانت السعة الحرارية للمسعر ومحتوياته معروفة.

باستخدام المسعر، وضعت 3 g من مركب الكلوكوز ($C_6H_{12}O_6$) الكتلة المولية للكلوكوز (180 g/mole) في وعاء العينة ثم ملئ وعاء التفاعل بغاز الاوكسجين. وضع هذا الوعاء داخل الوعاء المعزول الذي ملئ بكمية 1200 g من الماء (الحرارة النوعية للماء $4.2 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$) وكانت درجة الحرارة الابتدائية تساوي 21.0°C . احرق بعد ذلك المزيج وعند قياس درجة الحرارة وجد ان التفاعل رفع درجة حرارة المسعر ومحتوياته الى 25.5°C . احسب كمية الحرارة المتحررة بوحدة kJ/mol نتيجة احتراق 1 mole من الكلوكوز. على فرض ان السعة الحرارية للمسعر مهملة.

الحل:

التغير في درجات الحرارة

$$\Delta T = (T_f - T_i)^\circ\text{C} = (25.5 - 21.0)^\circ\text{C} = 4.5^\circ\text{C}$$

يمكن إيجاد كمية الحرارة باستخدام العلاقة التالية لان السعة الحرارية للمسعر مهملة.

$$q \text{ (J)} = \zeta \text{ (J/g} \cdot ^\circ\text{C)} \times m \text{ (g)} \times \Delta T \text{ (}^\circ\text{C)}$$

$$q \text{ (J)} = 4.2 \text{ (J/g} \cdot ^\circ\text{C)} \times 1200 \text{ (g)} \times 4.5 \text{ (}^\circ\text{C)} = 22680 \text{ J}$$

وبما اننا نريد حساب الحرارة المتحررة فإن هذه الكمية من الحرارة يجب أن تكون سالبة، أي تساوي (-22680 J) . ولكوننا نحتاج الحرارة المتحررة من احتراق 1 mole من الكلوكوز فيجب ان نقسم هذه الحرارة على عدد المولات المكافئة في 3 g من الكلوكوز. ونستخدم لهذا الغرض العلاقة التي تربط عدد المولات (n) مع الكتلة (m) والكتلة المولية (M).

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = \frac{3 \text{ (g)}}{180 \text{ (g/mol)}} = 0.017 \text{ mol}$$

لذا فالحرارة المتحررة من احتراق 1 mole من الكلوكوز تساوي:

$$q = \frac{-22680 \text{ J}}{0.017 \text{ mol}} = -1334118 \text{ J/mol}$$

وطالما ان هذه الحرارة تم قياسها في المسعر المفتوح تحت تأثير الضغط الجوي اي بثبوت الضغط فمعنى انها تمثل انثالي التفاعل اي :

$$\Delta H = q_p = -1334118 \text{ J/mol}$$

تمرين 2-1

اذا تم حرق 3 g من مركب الهيدرازين (N_2H_4) (كتلته المولية تساوي 32 g/mole) في مسعر مفتوح يحتوي على 1000 g من الماء (الحرارة النوعية للماء $4.2 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$) فإن درجة الحرارة ترتفع من 24.6°C الى 28.2°C . احسب الحرارة المتحررة نتيجة الاحتراق والانثالي لاحتراق 1 mole من الهيدرازين بوحدة kJ/mol على افتراض ان السعة الحرارية للمسعر مهملة.

ج: -161 kJ/mol

والوحدة J/mol هي وحدة الانثالي. ولايجادها بوحدة kJ تحول وحدة J الى kJ وحسب الاتي :

$$\Delta H (\text{kJ/mol}) = \Delta H (\text{J/mol}) \times \frac{1 (\text{kJ})}{1000 (\text{J})}$$

$$\Delta H (\text{kJ/mol}) = -1334118 (\text{J/mol}) \times \frac{1 (\text{kJ})}{1000 (\text{J})} = -1334 \text{ kJ/mol}$$

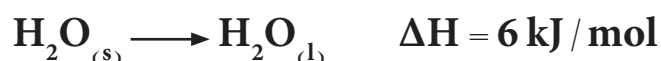
لذا فكمية الحرارة، اي: انثالي احتراق مول واحد من الكلوكوز تساوي

$$-1334 \text{ kJ/mol}$$

10-1 المعادلة الكيميائية الحرارية

تختلف كتابة المعادلة الكيميائية الحرارية (التي تعبر عن التفاعلات الكيميائية والتغيرات الفيزيائية) عن كتابة المعادلات الكيميائية الاخرى. فلا بد للمعادلة الكيميائية الحرارية ان تبين ما يأتي :

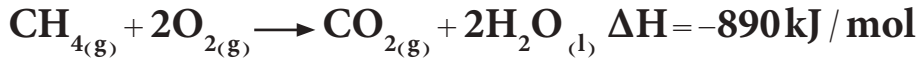
1 - اشارة التغير في الانثالي المصاحبة للتفاعل الكيميائي او التغير الفيزيائي اي ان تكون ذات اشارة سالبة او موجبة. فالاشارة الموجبة للانثالي تعني ان التفاعل او العملية ماصة للحرارة. فعلى سبيل المثال، يعبر عن عملية انصهار الجليد :



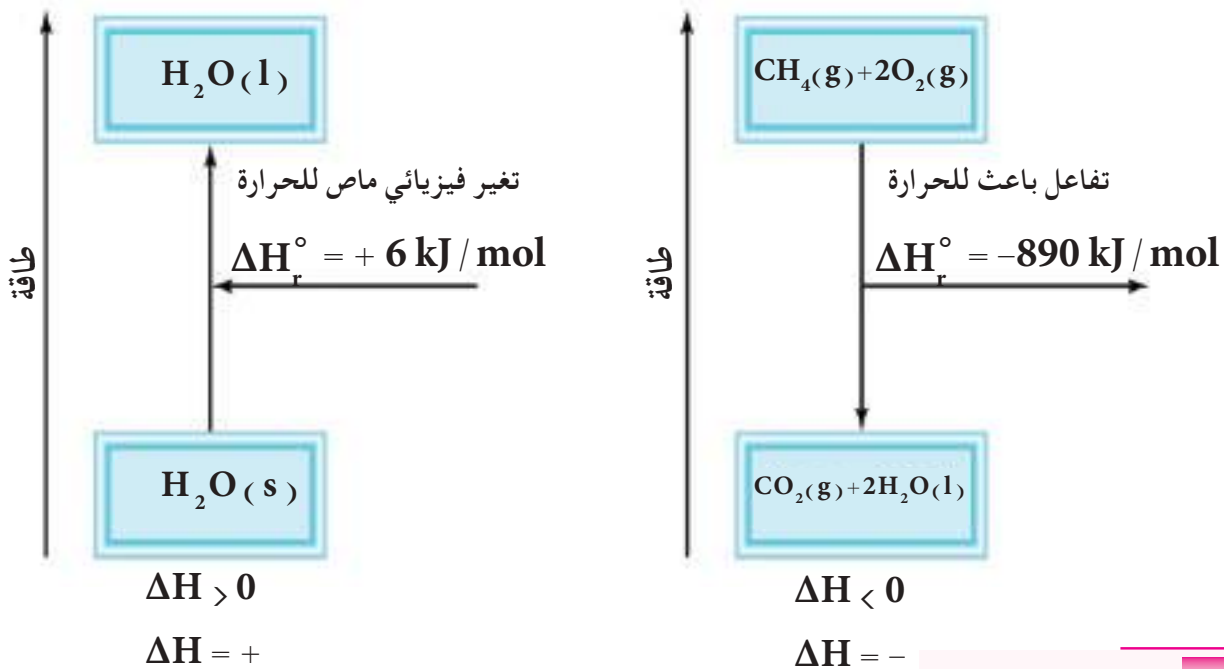
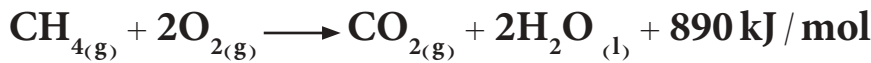
وهذا يعني انه يتم امتصاص حرارة مقدارها 6 kJ/mol عند درجة حرارة 25°C وضغط 1 atm . ويمكن تضمين الحرارة الممتصة في المعادلة الحرارية نفسها بوضعها مع المواد المتفاعلة (الطرف الايسر للتفاعل) وعلى الشكل الاتي :



اما الاشارة السالبة للانثالبي فانها تعني ان العملية باعثة للحرارة. فعلى سبيل المثال ، التفاعل الاتي :

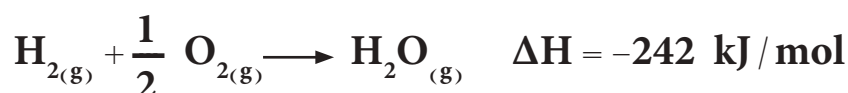
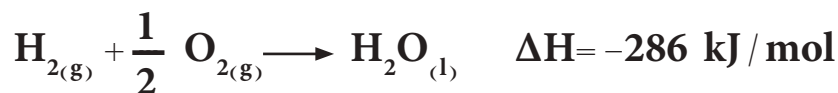


وهذا يعني انه تم تحور (انبعاث) حرارة مقدارها 890 kJ / mol عند حرق 1 mole من غاز الميثان عند درجة حرارة 25°C وضغط 1 atm . وعندما تكون الحرارة منبعثة في التفاعل الحراري فيمكن كتابتها ضمن التفاعل الكيميائي مع النواتج ، فالتفاعل اعلاه يمكن اعاده كتابته على الصورة الاتية :



انصهار الجليد ماص للحرارة وتفاعل احتراق الميثان تفاعل باعث للحرارة.

2 - يجب ذكر الحالة الفيزيائية للمواد الداخلة في التفاعل والنتيجة منه وتستخدم لهذا الغرض عادة حروف هي s (من solid وتعني صلب) و l (من liquid وتعني سائل) و g (من gas وتعني غاز) و aq (من aqueous وتعني "محلول مائي"). ويعود السبب في ذلك لان كمية الحرارة الممتصة او المتحررة تتغير بتغير الحالة الفيزيائية لمواد التفاعل ، والمثال التالي يوضح ذلك :



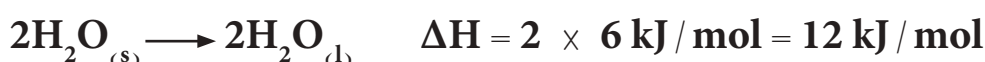
النتيجة !

ان الفقرة (3) هي احدى تطبيقات قانون لابلاس. حيث ان مفهومه كمية الحرارة المنبعثة تساوي كمية الحرارة الممتصة لأي تفاعل كيميائي أو تغير فيزيائي.

3 - اذا تم عكس العملية (تفاعل كيميائي او تغير فيزيائي) فاشارة انثالي التفاعل تتغير من الموجب للسالب اذا كانت اشارتها موجبة في الاصل، ومن السالب للموجب اذا كانت اشارتها سالبة في الاصل.



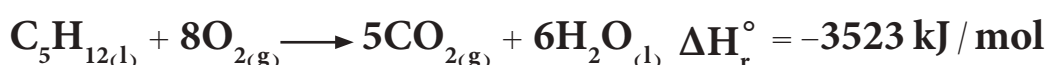
4 - عند ضرب أو قسمة طرفي المعادلة بمعامل عددي معين يجب ان تجري نفس العملية على قيمة الانثالي.



11-1 انثالي التفاعل القياسية Standard Enthalpy of Reaction

عندما يتم قياس قيمة الانثالي عند الظروف القياسية المحيطة بالتفاعل والتي هي درجة حرارة 25°C (298 K) وضغط 1 atm ، تسمى القيمة المقاسة بالانثالي القياسية للتفاعل ويرمز لها بالرمز ΔH_r° . ولابد هنا ان نشير الى عدم الالتباس مع الظروف القياسية التي اشرنا لها في السنوات السابقة عند دراستنا للغازات ورمزنا لها بالرمز (Standard Temperature and Pressure) (STP) والتي هي درجة حرارة 0°C (273 K) وضغط 1 atm .

لنكتب الان تفاعلاً حرارياً يشتمل على جميع النقاط التي اشير اليها اعلاه.



والتي نقرأها على الصورة الآتية:

ان مول واحد من البنتان السائل C_5H_{12} تم حرقه مع 8 مول من غاز الاوكسجين

لينتج 5 مول من ثنائي اوكسيد الكربون الغاز و 6 مول من الماء السائل وتحررت حرارة مقدارها 3523 kJ من عملية الحرق عند ظروف قياسية هي 25 °C وضغط 1 atm .

12-1 انواع الانتالبيات

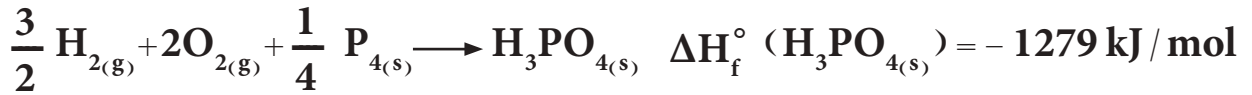
1-12-1 انتالبي التكوين القياسية Standard Enthalpy of Formation

يرمز لإنثالبي التكوين القياسية بالرمز ΔH_f° (من formation وتعني تكوين) وتعرف بانها الحرارة اللازمة (ممتصة او منبعثة) لتكوين مول واحد من اي مركب من عناصره الاساسية المتواجدة بأثبت صورها في الظروف القياسية 25 °C وضغط 1 atm . ونعني العناصر بأثبت صورها اي حالتها القياسية عند الظروف القياسية المشار اليها . فالهيدروجين تكون حالته الغازية هي الصورة الاثبت والزئبق السائل والمغنسيوم الصلب هي الصور الاثبت لانها تمثل الحالات الموجودة تحت الظروف القياسية 25 °C وضغط 1 atm . توجد لبعض العناصر اكثر من صورة في الظروف القياسية ، مثال ذلك فعنصر الكربون يمكن ان يوجد على شكل كرافيت (graphite) وماس (diamond) ، ولكن يعتبر الكرافيت هو الصورة الاثبت ، والكبريت يمكن ان يوجد على صورة كبريت معينى (S_{rhombic}) وكبريت موشوري ($S_{\text{orthorhombic}}$) لكن المعينى هو الاثبت . ومن المتفق عليه (حسب الاتحاد الدولي للكيمياء الصرفة والتطبيقية IUPAC) ان قيمة ΔH_f° لجميع العناصر في حالتها القياسية (اثبت صورة للعنصر) تساوي صفراً .

$$\Delta H_f^\circ (\text{Element}) = 0 \text{ kJ/mol}$$

حيث ان (Element) تعني عنصراً .

فظالما ان الاوكسجين الغاز هو أثبت صورة للاوكسجين فقيمة $\Delta H_f^\circ (\text{O}_2) = 0 \text{ kJ/mol}$ وكاربون الكرافيت (graphite) هو اثبت صورة من كاربون الماس (diamond) لذا $\Delta H_f^\circ (\text{C}_{(\text{graphite})}) = 0 \text{ kJ/mol}$ وهكذا . والامثلة التالية توضح معادلات التكوين لبعض المواد :



الجدول 2-1

قيم اثنالبي التكوين القياسية
 ΔH_f° لبعض المركبات

ΔH_f° (kJ/mol)	المادة
-32	$\text{Ag}_2\text{S}_{(s)}$
-1219	$\text{BaCO}_{3(s)}$
-795	$\text{CaCl}_{2(s)}$
-75	$\text{CH}_{4(g)}$
-239	$\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$
-394	$\text{CO}_{2(g)}$
+227	$\text{C}_2\text{H}_{2(g)}$
-125	$\text{C}_4\text{H}_{10(g)}$
-770	$\text{CuSO}_{4(s)}$
-391	$\text{KClO}_{3(s)}$
-1278	$\text{MgSO}_{4(l)}$
-286	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
-242	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
-173	$\text{HNO}_{3(l)}$
-36	$\text{HBr}_{(g)}$
+26	$\text{HI}_{(g)}$

يبين الجدول (2-1) قيم ΔH_f° لبعض المركبات الكيميائية.

نلاحظ احياناً ظهور كسور في المعادلة الحرارية، ويعود ذلك بسبب كتابة المعادلة الكيميائية التي تمثل تكوين مول واحد من المركب المراد تكوينه. لذا نلجأ لتغيير عدد مولات المواد المتفاعلة.

يجب الانتباه الى أن المعادلة الحرارية التي تحقق شروط الاثنالبي القياسية

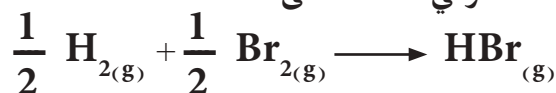
للتكوين ΔH_f° تمثل تكون مول واحد من المادة ومن عناصرها الاساسية باثبات صورها. لكن يجب ان نتذكر ان حرارة التفاعل القياسية لتفاعل ما ΔH_r° قد لا تساوي حرارة التكوين القياسية ΔH_f° . فعلى سبيل المثال، نجد ان ΔH_r° للتفاعل التالي الباعث للحرارة تساوي -72 kJ.



وعند النظر لهذه المعادلة نجد ان مولين من HBr قد تكون نتيجة هذا التفاعل. لذا فان نصف الحرارة اي -36 kJ يجب ان تنبعث عندما يتكون مول واحد من HBr من عناصرها الاساسية باثبات صورها لذا فاثنالبي التكوين القياسية للمركب HBr تساوي :

$$\Delta H_f^\circ (\text{HBr}) = \frac{1}{2} \Delta H_r^\circ = \frac{-72}{2} \text{ kJ/mol} = -36 \text{ kJ/mol}$$

وهذا تم استنتاجه من قسمة طرفي المعادلة على 2

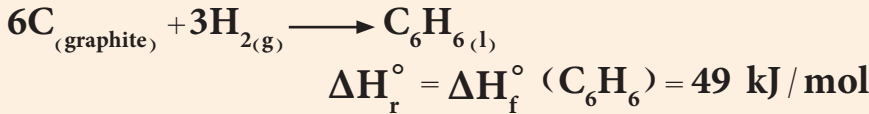


مثال 3-1

إذا علمت ان انثالي التكوين القياسية للبنزين C_6H_6 تساوي $\Delta H_f^\circ (C_6H_6) = 49 \text{ kJ/mol}$ اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية للفاعل بحيث تكون ΔH_r° مساوية الى $\Delta H_f^\circ (C_6H_6)$.

الحل:

لا بد ان يتكون مول واحد من C_6H_6 من عناصره الاساسية باثبت صورها عند الظروف القياسية $25^\circ C$ وضغط 1 atm .

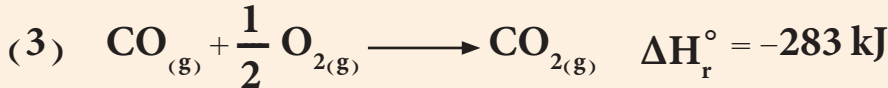
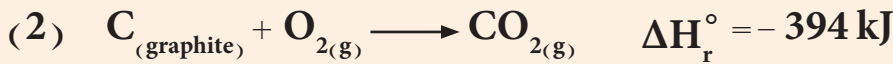
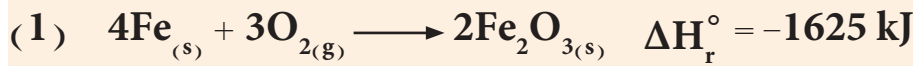


تمرين 3-1

إذا علمت ان حرارة التكوين القياسية لحمض الكبريتيك $\Delta H_f^\circ (H_2SO_4)$ تساوي (-814 kJ/mol) . اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية للفاعل بحيث تكون ΔH_r° مساوية الى $\Delta H_f^\circ (H_2SO_4)$.

مثال 4-1

اي من التفاعلات التالية تساوي قيمة انثالي التفاعل القياسية ΔH_r° لها الى قيمة انثالي التكوين القياسية ΔH_f° للمركبات المتكونة.



الحل:

التفاعل (1) لا تساوي انثالي التفاعل القياسية له الى انثالي التكوين القياسية للمركب Fe_2O_3 لان الناتج هو 2 mole .

التفاعل (2) تساوي انثالي التفاعل القياسية له الى انثالي التكوين القياسي للمركب CO_2 وذلك لانه يحقق الشرطين بتكوين مول واحد من CO_2 من عناصره الاساسية باثبت صورها.

التفاعل (3) لا تساوي ΔH_r° له الى $\Delta H_f^\circ (CO_{2(g)})$ وذلك لان المواد المتفاعلة ليست عناصر باثبت صورها لانه CO مركب.

الجواب التفاعل (2)

تمرين 4-1

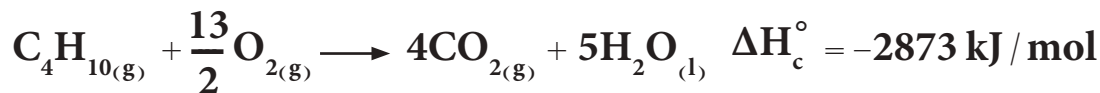
احسب انثالي التفاعل القياسية ΔH_r° للتفاعل التالي اذا علمت ان انثالي التكوين القياسية لفلوريد الهيدروجين (HF) تساوي $\Delta H_f^\circ (HF) = -271 \text{ kJ/mol}$

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \longrightarrow 2HF_{(g)}$$

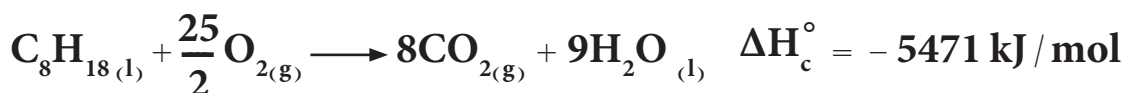
ج: -542 kJ

1-12-2 انثالبي الاحتراق القياسية Standard Enthalpy of Combustion

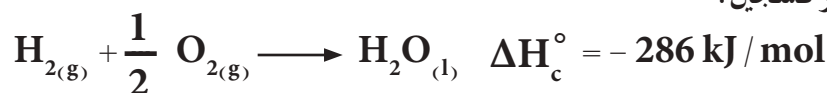
تشمل تفاعلات الاحتراق تفاعل المواد (الوقود) مع الاوكسجين. ففي الانظمة البيولوجية يُعدُّ الغذاء هو الوقود وعند حرقه داخل الجسم تتحول المواد الكاربوهيدراتية الى سكر الكلوكوز لتزويد الجسم بالطاقة. واحدى طرائق تدفئة المنازل او طبخ الغذاء هي حرق غاز البيوتان. ان حرق مول واحد من غاز البيوتان يحرر 2873 kJ - من الطاقة حسب المعادلة الاتية:



معظم السيارات تسير نتيجة لحرق الكازولين في محركاتها. ويعبر عن الكازولين على الاغلب بسائل الاوكتان (C_8H_{18}). ان حرق مول واحد من الاوكتان يحرر 5471 kJ من الطاقة.



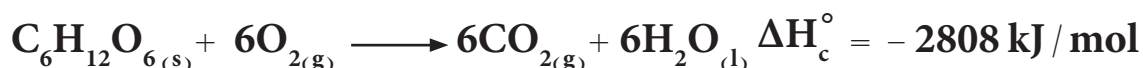
ومثال آخر لتفاعلات الاحتراق هو التفاعل الحاصل بين الهيدروجين والاكسجين.



يزود احتراق الهيدروجين الطاقة التي ترفع سفن الفضاء الى القمر.

يرمز لانثالبي الاحتراق القياسية بالرمز ΔH_c° (من combustion وتعني احتراق) وتعرف بانها الحرارة المصاحبة من حرق مول واحد من اي مادة حرقاً تاماً مع الاوكسجين عند الظروف القياسية من درجة حرارة 25°C وضغط 1 atm. يبين الجدول (1-3) قيم انثالبي الاحتراق القياسية لبعض العناصر والمركبات الكيميائية.

من المفيد أن نذكر أن نواتج حرق العناصر مع الاوكسجين يؤدي الى تكوين أكاسيدها. اما حرق المواد العضوية الشائعة فينتج عنها غاز ثنائي أو أكسيد الكاربون والماء السائل باعثاً حرارة نتيجة هذا الاحتراق. فعلى سبيل المثال عند حرق الكلوكوز $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ داخل جسم الكائن الحي يزود الجسم بالطاقة الكافية ليقوم بمهامه الحيوية.



ان الشرط الاساسي لتساوي انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° وانثالبي الاحتراق القياسية ΔH_c° هي حرق مول واحد من المادة مع كمية وافية من الاوكسجين. ان أغلب تفاعلات الاحتراق هي تفاعلات باعثة للحرارة.

مثال 5-1

اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية لحرق الكحول الايثيلي السائل
($C_2H_5OH_{(l)}$). اذا علمت ان

$$\Delta H_c^\circ (C_2H_5OH_{(l)}) = -1367 \text{ kJ/mol}$$

الحل:

يحرق مول واحد من كحول الايثيل السائل ($C_2H_5OH_{(l)}$) مع كمية وافية من O_2 ليعت حرارة مقدارها -1367 kJ/mol .



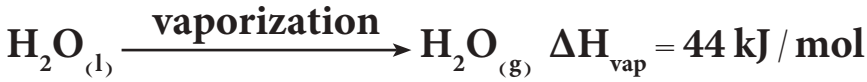
$$\Delta H_c^\circ (C_2H_5OH_{(l)}) = -1367 \text{ kJ/mol}$$

تمرين 5-1

اكتب معادلة تفاعل احتراق غاز البروبان (C_3H_8) اذا علمت ان
 $\Delta H_c^\circ (C_3H_8) = -2219 \text{ kJ/mol}$

3-12-1 انتالبي التغيرات الفيزيائية Enthalpy of physical changes

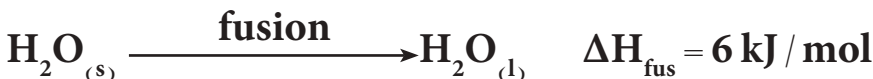
تعرفنا في دراستنا السابقة بان حالات المادة تتغير من طور الى طور آخر. فالتحول من الحالة السائلة الى الحالة الغازية تسمى عملية التبخر (vaporization). وتسمى الحرارة اللازمة لتبخر مول واحد من اي مادة بانتالبي التبخر ويرمز لها ΔH_{vap} (vap من vaporization وتعني تبخر). فمثلاً يتبخر مول واحد من الماء السائل الى بخار الماء ممتصاً حرارة مقدارها 44 kJ وحسب المعادلة الاتية:



وعكس هذا التفاعل هو التكثيف اي تحول بخار الماء الى سائل. يرمز لانثالبي التكثيف بالرمز ΔH_{cond} (cond من condensation وتعني تكثيف). وبما ان هذا التفاعل هو عكس عملية التبخر لذلك فقيمة ΔH_{cond} للماء هي نفسها ΔH_{vap} وبعكس الاشارة.



وهناك عملية فيزيائية اخرى هي انتقال حالة المادة من الطور الصلب الى الطور السائل وتسمى عملية الانصهار (Fusion) ويرمز للحرارة اللازمة لانصهار مول واحد من اي مادة صلبة وتحويلها الى الطور السائل بانتالبي الانصهار ΔH_{fus} (fus من fusion وتعني انصهار). فانصهار مول واحد من الجليد الى الماء السائل يجري بامتصاص حرارة مقدارها 6 kJ/mol .



الجدول 3-1

قيم انتالبي الاحتراق القياسية
 ΔH_c° لبعض العناصر والمركبات

ΔH_c° kJ/mol	المادة
-5644	$C_{12}H_{22}O_{11(s)}$
-5471	$C_8H_{18(l)}$
-2808	$C_6H_{12}O_{6(s)}$
-2219	$C_3H_{8(g)}$
-891	$CH_{4(g)}$
-394	$C_{(graphite)}$
-286	$H_{2(g)}$
-1367	$C_2H_5OH_{(l)}$
-1411	$C_2H_{4(g)}$
-298	$S_{(rhombic)}$
-383	$NH_{3(g)}$

وعكس عملية الانصهار هي التبلور (الانجماد) (crystallization) ويرمز لانتالبي الانجماد او التبلور بالرمز ΔH_{cryst} من cryst من crystallization وتعني التبلور). ولانجماد مول واحد من الماء اي تحوله من الطور السائل الى الطور الصلب يمكن تمثيله بالمعادلة الاتية :



وملخص لما جاء اعلاه يمكن كتابة العلاقات الاتية :

$$\Delta H_{\text{vap}} = -\Delta H_{\text{cond}} \quad \text{و} \quad \Delta H_{\text{fus}} = -\Delta H_{\text{cryst}}$$

تكون انتالبي التبخر والانصهار جميعها ذات قيم موجبة اي انها حرارة ممتصة . بينما تكون انتالبي التكثيف والانجماد ذات قيم سالبة ، اي : انها حرارة منبعثة .

مثال 6-1

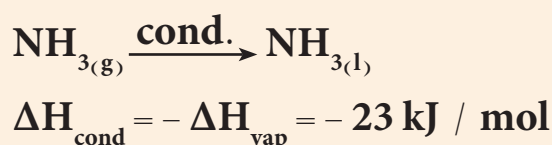
اذا علمت ان انتالبي التبخر للامونيا تساوي 23 kJ / mole . احسب انتالبي التكثيف للامونيا .

الحل:

معادلة التبخر للامونيا تكتب على الصورة الاتية :



وبما ان عملية التكثيف هي عكس عملية التبخر اي ان :



تمرين 6-1

اذا علمت ان انتالبي الانصهار لحمض الخليك (CH_3COOH) الثلجي 5.11 kJ / mol . احسب انتالبي الانجماد لهذا الحمض .
ج : -5.11 kJ / mol

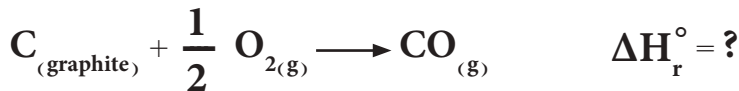
13-1 طرائق حساب انتالبي التفاعل القياسية

1-13-1 طريقة استخدام قانون هيس

هنالك العديد من المركبات الكيميائية لا يمكن تصنيعها بشكل مباشر من عناصرها وذلك لاسباب عديدة منها ان التفاعل قد يسير ببطء شديد او تكون مركبات جانبية غير مرغوبة . لذا يتم اللجوء الى قياس $\Delta H_{\text{r}}^{\circ}$ لهذه التفاعلات بطريقة غير مباشرة ، وتعتمد هذه الطريقة على قانون هيس (Hess law) الذي ينص على ان "عند تحويل المتفاعلات الى نواتج فان التغير في انتالبي التفاعل هو نفسه سواء تم التفاعل في خطوة واحدة او في سلسلة من الخطوات" .

وبكلمات اخرى ، اذا استطعنا تجزئة التفاعل الى سلسلة من تفاعلات يمكن قياس ΔH_r° لها ، فانه يمكن حساب ΔH_r° للتفاعل الكلي . يعتمد قانون هيس على حقيقة ان ΔH_r° هي دالة حالة اي انها تعتمد على الحالة الابتدائية والحالة النهائية للنظام فقط (اي على طبيعة التفاعلات والنواتج) . ولا تعتمد على المسارات التي يسلكها التفاعل للتحويل من المواد المتفاعلة الى المواد الناتجة . ويمكن تمثيل قانون هيس بالطاقة التي يصرفها المصعد عند الانتقال من الطابق الاول للسادس في عمارة مباشرة او توقفه عند كل طابق خلال صعوده .

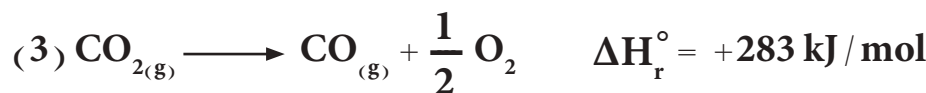
فعلى سبيل المثال ، لا يمكن قياس الحرارة المنبعثة مباشرة عندما يتفاعل الكربون (كرافيت) مع الاوكسجين ليكونا احادي او كسيد الكربون :



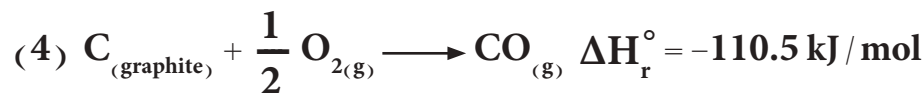
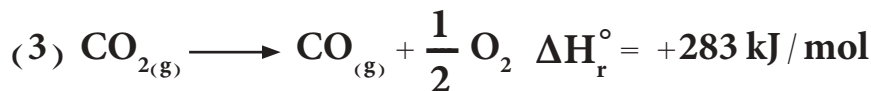
لانه من المستحيل منع تكون ثنائي او كسيد الكربون CO_2 . وعلى كل حال ، فانه يمكن قياس الحرارة المنبعثة نتيجة احتراق الكربون (كرافيت) احتراقاً تاماً ليعطي CO_2 . وكذلك يمكن قياس الحرارة المنبعثة نتيجة احتراق CO الى CO_2 وحسب التفاعلين الاتيين :



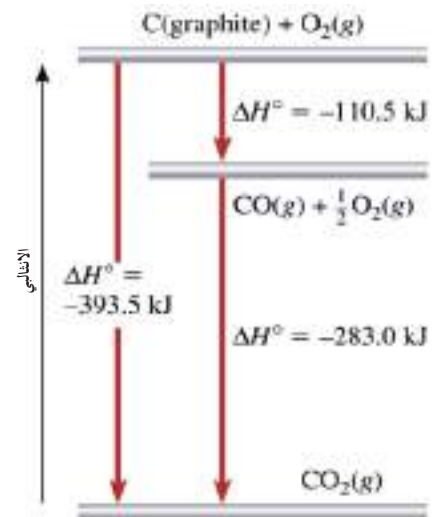
نلاحظ ان تفاعل تكوين CO من $C_{graphite}$ و O_2 لا يحتوي على CO_2 لذا يجب التخلص من CO_2 ويمكن عمل ذلك بعكس المعادلة (2) لنحصل على :



ولان المعادلات الكيميائية وقيمة الانثالبي التي تمثلها يمكن جمعها وطرحها مثل المعادلات الجبرية ، لذلك يمكن جمع المعادلة (1) و (3) لنحصل على :



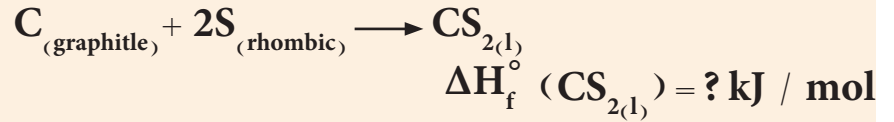
وهذه المعادلة هي نفسها معادلة تفاعل $C_{(graphite)}$ مع $O_{2(g)}$ لتكوين غاز CO المراد ايجاد ΔH_r° لها وهذا يعني ان هذا التفاعل يحدث بانبعث حرارة مقدارها 110.5 kJ/mol ، ويوضح الشكل (3-1) مخططاً اجمالياً لما عملناه .



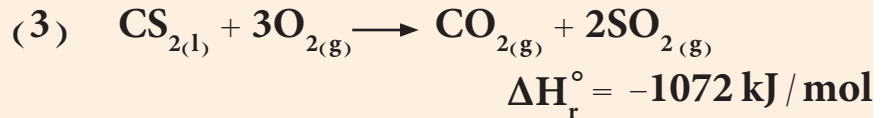
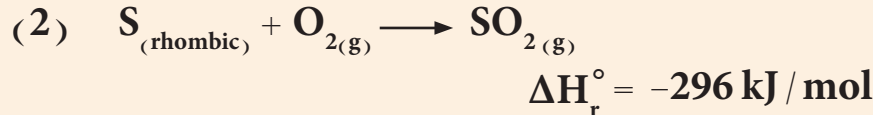
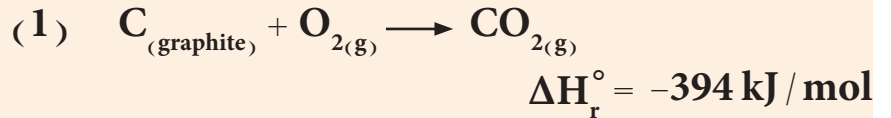
الشكل 3-1

تغير الانثالبي لتفاعل تكوين مول واحد من CO من $C_{(graphite)}$ و $O_{2(g)}$ يمكن تقسيمه الى خطوتين حسب قانون هيس .

احسب انثالبي التكوين القياسية للمركب $CS_{2(l)}$ من عناصره الاساسية باثبت صورها .

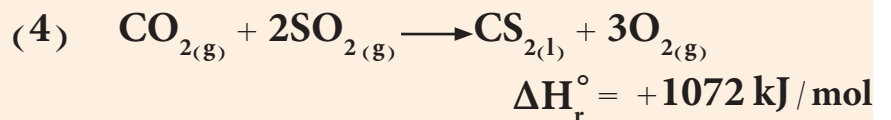


اذا اعطيت المعادلات الحرارية الاتية :

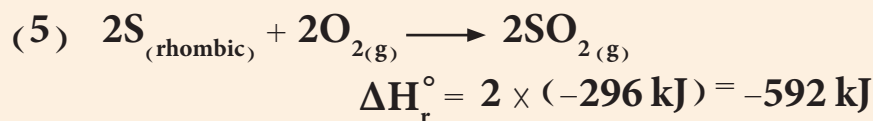


الحل:

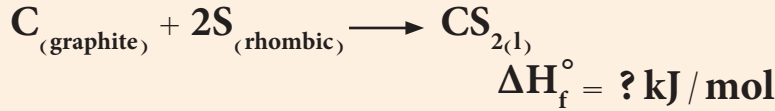
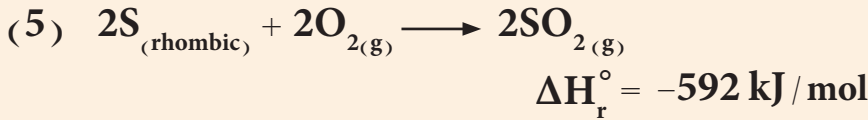
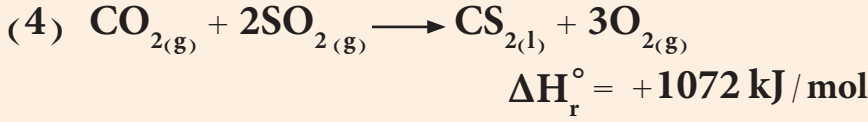
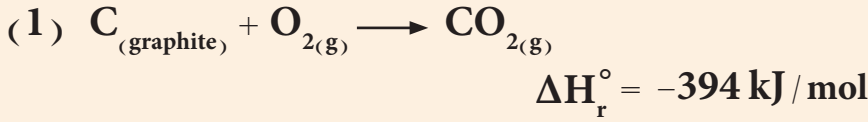
لنظرنا الى المعادلة التي نريد ان نجد لها $\Delta H_f^\circ (CS_{2(l)})$ نلاحظ ان CS_2 موجودة في النواتج بينما نجدها في المتفاعلات في المعادلة (3) لذا يجب عكس المعادلة (3) لتصبح كالاتي:



ونلاحظ ان المعادلة المطلوب حساب $\Delta H_f^\circ (CS_{2(l)})$ لها تحتوي على 2 مول من S لذا يجب ضرب المعادلة (2) بالعدد 2 لنحصل على:



وبجمع المعادلتين (4) و (5) مع المعادلة (1)



وهي نفسها المعادلة المراد ايجاد $\Delta H_f^\circ (\text{CS}_{2(\text{l})})$ لها لذا

$$\Delta H_f^\circ (\text{CS}_{2(\text{l})}) = -394 \text{ kJ} + 1072 \text{ kJ} + (-592 \text{ kJ}) = 86 \text{ kJ/mol}$$

1-13-2 طريقة استخدام قيم انتالبي التكوين القياسية

يمكن استخدام قيم ΔH_f° للمركبات الكيميائية لحساب ΔH_r° للتفاعل

الكيميائي. فللتفاعل الحراري الاتي:



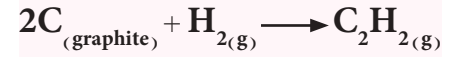
تحسب قيمة ΔH_r° لهذا التفاعل باستخدام العلاقة الاتية:

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ (\text{Products}) - \sum n \Delta H_f^\circ (\text{Reactants})$$

حيث n تمثل عدد المولات للمواد المتفاعلة (Reactants) والناجحة (Products) اما (\sum) فتعني مجموع.

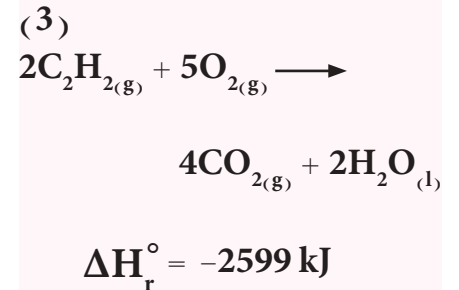
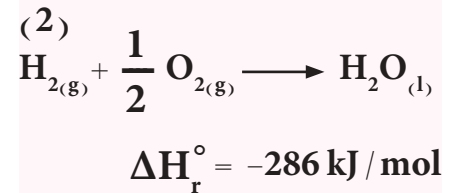
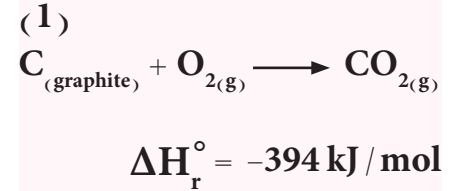
تمرين 7-1

احسب انتالبي التكوين القياسية للاستيلين $\text{C}_2\text{H}_{2(\text{g})}$ من عناصره الاساسية.



$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_{2(\text{g})}) = ? \text{ kJ/mol}$$

اذا اعطيت المعادلات الحرارية الاتية:



$$\Delta H_f^\circ = 225.5 \text{ kJ/mol}$$

ويمكن حساب ΔH_r° للتفاعل الحراري اعلاه على الصورة الاتية:

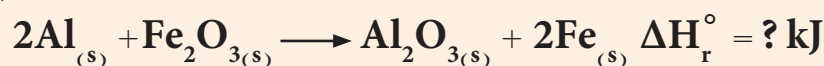
$$\Delta H_r^\circ = [g\Delta H_f^\circ (G) + h\Delta H_f^\circ (H)] - [a\Delta H_f^\circ (A) + b\Delta H_f^\circ (B)]$$

ولا بد لنا هنا ان نذكر ان ΔH_f° لاي عنصر (Element) باثبات صورة تساوي صفراً وكما أشير لهذا سابقاً.

$$\Delta H_f^\circ (\text{Element}) = 0 \text{ kJ/mol}$$

مثال 8-1

يجري التفاعل الذي يتضمن الالمنيوم وأوكسيد الحديد (III) كالاتي:



احسب انتالبي التفاعل القياسية لهذا التفاعل اذا علمت ان:

$$\Delta H_f^\circ (\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}) = -1670 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}) = -822 \text{ kJ/mol}$$

تمرين 8-1

يحترق البنزين (C_6H_6) في الهواء ليعطي ثنائي اوكسيد الكربون الغاز والماء السائل. احسب ΔH_r° لهذا التفاعل اذا علمت ان:

$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_6\text{H}_6(l)) = 49 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_{2(g)}) = -394 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -286 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{ج: } -3271 \text{ kJ/mol}$$

الحل:

باستخدام العلاقة اعلاه يمكن كتابتها للتفاعل على الصورة الاتية:

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ (\text{Products}) - \sum n \Delta H_f^\circ (\text{Reactants})$$

$$\Delta H_r^\circ = [\Delta H_f^\circ (\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}) + 2\Delta H_f^\circ (\text{Fe}_{(s)})] - [2\Delta H_f^\circ (\text{Al}_{(s)}) + \Delta H_f^\circ (\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)})]$$

يجب ان نعرف قيمة $\Delta H_f^\circ (\text{Al}_{(s)}) = 0$ لان Al باثبات صورته وهي حالته الصلبة. كذلك قيمة $\Delta H_f^\circ (\text{Fe}_{(s)})$ تساوي صفراً وذلك لان الحديد الصلب هو الصورة الاثبات بالظروف القياسية.

$$\Delta H_r^\circ = [(-1670) + 2(0)] - [2(0) + (-822)] = -848 \text{ kJ}$$

14-1 العمليات التلقائية Spontaneous Processes

تعرف العملية التلقائية بانها اي عملية فيزيائية او كيميائية يمكن ان تحدث من تلقاء نفسها عند ظروف معينة دون تأثير من اي عامل خارجي. والتفاعل الذي يحدث من تلقاء نفسه عند ظروف معينة من درجة حرارة وضغط او تركيز يسمى تفاعلاً تلقائياً (Spontaneous reaction).

ومن امثلة العمليات التلقائية الفيزيائية والكيميائية هي الاتي:

- سقوط الماء من اعلى الشلال، ولكن صعوده اليه مستحيل.
- انتقال الحرارة من الجسم الحار الى الجسم البارد، ولكن عكس ذلك لا يحدث مطلقاً.

- ذوبان قطعة السكر تلقائياً في كوب القهوة، ولكن السكر المذاب لا يتجمع تلقائياً كما في شكله الابتدائي.

- انجماد الماء النقي تلقائياً تحت 0°C وينصهر الجليد تلقائياً فوق 0°C (عند ضغط 1 atm).

- يصدأ الحديد تلقائياً عندما يتعرض للاوكسجين وللرطوبة (الماء)، ولكن صدأ الحديد لا يمكن ان يتحول تلقائياً الى حديد.

- تتفاعل قطعة الصوديوم Na بشدة مع الماء مكونة NaOH وهيدروجين H_2 ، ولكن H_2 لا يتفاعل مع NaOH ليكون الماء والصوديوم.

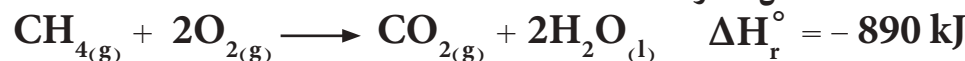
- يتمدد الغاز تلقائياً في الاناء المفرغ من الهواء، ولكن تجمع جزيئات الغاز جميعها في وعاء واحد يعد عملية غير تلقائية، لاحظ الشكل (1-4).

توضح هذه الامثلة ان العمليات التي تجري تلقائياً باتجاه معين لا يمكنها ان تجري بشكل تلقائي بالاتجاه المعاكس في ظل الظروف نفسها.

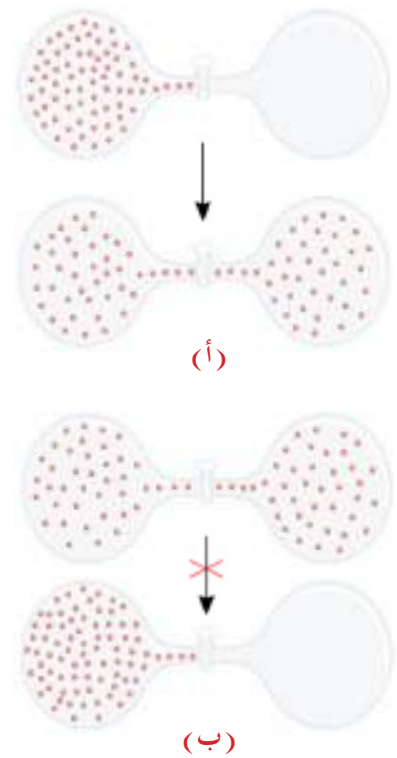
لنسأل ماهو السبب الذي يجعل بعض العمليات تحدث تلقائياً.

ان احد الاجوبة المقنعة لهذا السؤال هو ان جميع العمليات التلقائية يرافقها انخفاض في طاقة النظام الكلية (طاقة اقل تعني اكثر استقراراً)، اي: ان الطاقة النهائية اقل من الطاقة الابتدائية للنظام، وهذا يوضح سبب انتقال الحرارة من الجسم الساخن الى الجسم البارد، وسبب سقوط الماء من اعلى الشلال.

يلاحظ ان اغلب التفاعلات التي يرافقها انخفاض في الطاقة اي الانثالي، كما هو الحال في التفاعلات الباعثة للحرارة تحدث تلقائياً عند الظروف القياسية مثل احتراق الميثان.



العمليات التلقائية وغير التلقائية



الشكل 1-4

(أ) يتمدد الغاز تلقائياً في الاناء المفرغ من الهواء (ب) تجمع جزيئات الغاز جميعها في وعاء واحد يعد عملية غير تلقائية.

وتفاعلات تعادل الحامض مع القاعدة

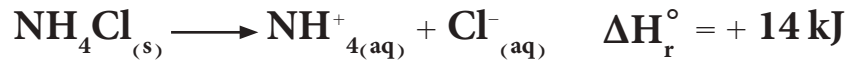


ولكن هل ان هذا الافتراض يقودنا للقول ان اي تفاعل تلقائي يجب ان يكون باعثاً للحرارة؟

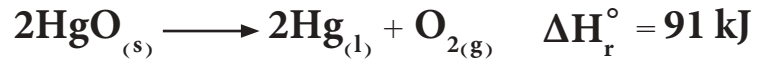
الجواب:

لا يمكن تعميم هذا الافتراض وذلك لسبب بسيط جداً هو ان هنالك بعض التغيرات الفيزيائية والكيميائية تكون ماصة للحرارة وتحدث تلقائياً، وعلى سبيل المثال:

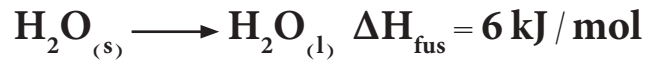
● ذوبان كلوريد الامونيوم NH_4Cl في الماء يحدث تلقائياً وهو عملية ماصة للحرارة.



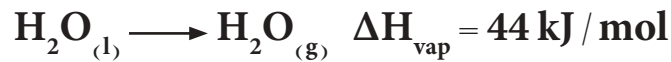
● وتفكك اوكسيد الزئبق HgO هو تفاعل تلقائي وهو تفاعل ماص للحرارة.



● وانصهار الجليد في درجة حرارة الغرفة عملية تلقائية بالرغم من ان العملية ماصة للحرارة.

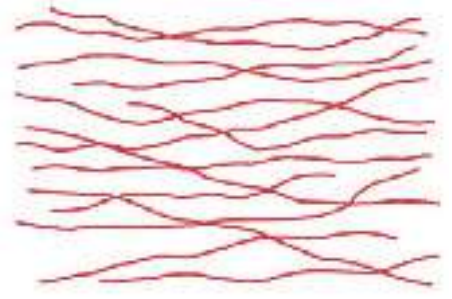


● وتبخر الماء عملية ماصة للحرارة لكنها تحدث تلقائياً ايضاً.



ومما تقدم يمكن القول انه من الممكن حدوث تفاعل ماص للحرارة تلقائياً، ويمكن لتفاعل باعث للحرارة ان يكون غير تلقائي. او بكلمات اخرى، لا يمكننا ان نقرر بشكل مطلق فيما اذا كان التفاعل يجري ام لا يجري بشكل مبسط اذا كان باعثاً او ماصاً للحرارة. ولعمل هذا النوع من التوقع نحتاج الى دالة ثرموداينمكية جديدة تسمى بالانتروبي.

من اجل التنبؤ بتلقائية عملية ما نحتاج الى ادخال دالة ثرموداينمكية جديدة تسمى الانتروبي ويرمز لها بالرمز (S) والتي تعرف بانها مقياس للعشوائية او لانتظام النظام. فالانتروبي دالة ثرموداينمكية تصف الى اي مدى تصل درجة لا انتظام النظام. فكلما كان الانتظام قليلاً في النظام (عشوائية اكبر) كانت قيمة الانتروبي كبيرة. وكلما كان النظام اكثر انتظاماً (اقل عشوائية) كانت قيمة الانتروبي صغيرة.

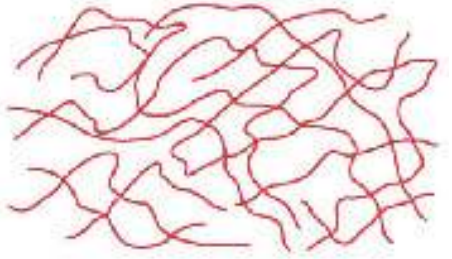


↓ S ↑ انتظام

ان الانتروبي دالة حالة شأنها شأن الانثالبي حيث تم حسابها نظرياً وتكاد تكون قريبة للقيمة الحقيقية ويقاس التغير الحاصل في الانتروبي.

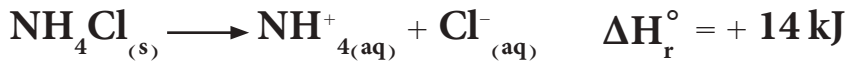
$$\Delta S = S_f - S_i$$

حيث S_f الانتروبي النهائية (f من final وتعني نهائي)، و S_i الانتروبي الابتدائية (i من initial وتعني ابتدائي).



↑ S ↑ لا انتظام (عشوائية)

ان جميع التفاعلات الكيميائية والتحولت الفيزيائية السابقة والتي تجري بشكل تلقائي يرافقتها دائماً زيادة في اللانتظام (اي زيادة في قيمة الانتروبي). فكلوريد الامونيوم يذوب في الماء تلقائياً.



يصاحب عملية الذوبان هذه تكون ايونات في المحلول المائي التي هي اقل انتظاماً من جزيئات كلوريد الامونيوم الصلب. وعندما يتبخر الماء السائل، تكون جزيئات البخار اقل انتظاماً من جزيئات الماء السائل التي بدورها تكون اقل انتظاماً من جزيئات الجليد. وبشكل عام فإن انتروبي الحالة الغازية تكون دائماً اكبر من انتروبي الحالة السائلة التي بدورها تكون اكبر من قيمة انتروبي الحالة الصلبة، لاحظ الشكل (1-5).

تحدث الزيادة في انتروبي النظام نتيجة للزيادة في طاقة التشتت، والان سندرس عدداً من العمليات التي تقود الى تغير في انتروبي النظام بدلالة التغير في حالات النظام.

ففي عملية الانصهار تكون الذرات او الجزيئات في الحالة الصلبة محصورة في مواقع ثابتة. وعند الانصهار فان هذه الذرات او الجزيئات تبدأ بالحركة لذا تتحرك خارج الشبكة البلورية مما يزيد من عشوائيتها لذا يحدث انتقال في الطور من الانتظام الى اللانتظام يصاحبه زيادة في الانتروبي. وبشكل مشابه، نتوقع ان تؤدي عملية التبخر الى زيادة في انتروبي النظام كذلك.

ان هذه الزيادة اكبر من تلك التي في عملية الانصهار، بسبب ان الذرات والجزيئات في الطور الغازي تنتشر بشكل عشوائي اكثر ملئ فراغات جميع الحيز الذي تتواجد فيه .

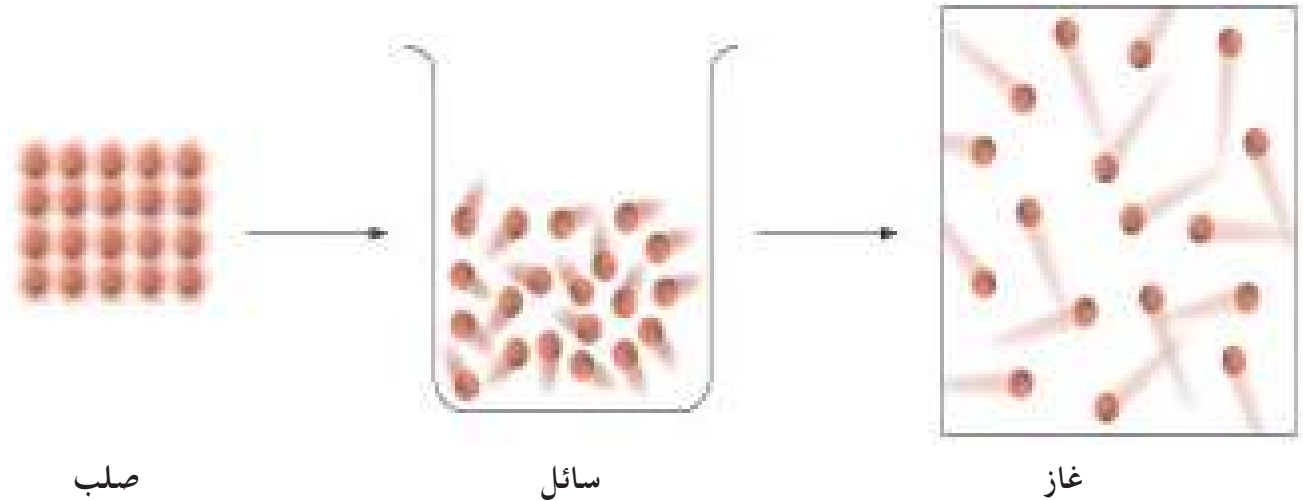
تقود العمليات التي تجري في المحلول غالباً الى زيادة في الانتروبي . فعندما تذوب بلورات السكر في الماء، يتكسر النظام الهيكلي المنتظم للسكر (المذاب) وكذلك جزء من الانتظام الهيكلي للماء (المذيب) . وعليه يكون للمحلول لا انتظام اكثر مما للمذيب النقي والمذاب النقي معاً . وعند اذابة مادة صلبة ايونية مثل كلوريد الصوديوم NaCl ، فان الزيادة في الانتروبي تحصل نتيجة عاملين هما :

أ - عملية تكوين المحلول (خلط المذاب مع المذيب)

ب- تفكك المركب الصلب الى ايونات .

يزيد التسخين ايضاً من انتروبي النظام، فالتسخين اضافة لزيادته الحركات الانتقالية للجزيئات يقوم بزيادة الحركات الدورانية والاهتزازية . اضافة لذلك ، بزيادة درجة الحرارة، تزداد انواع الطاقات المرتبطة جميعها بالحركة الجزيئية . وعليه ان التسخين يزيد من عشوائية النظام لذا تزداد انتروبي النظام .

$$\Delta S_{(g)} > \Delta S_{(l)} > \Delta S_{(s)}$$

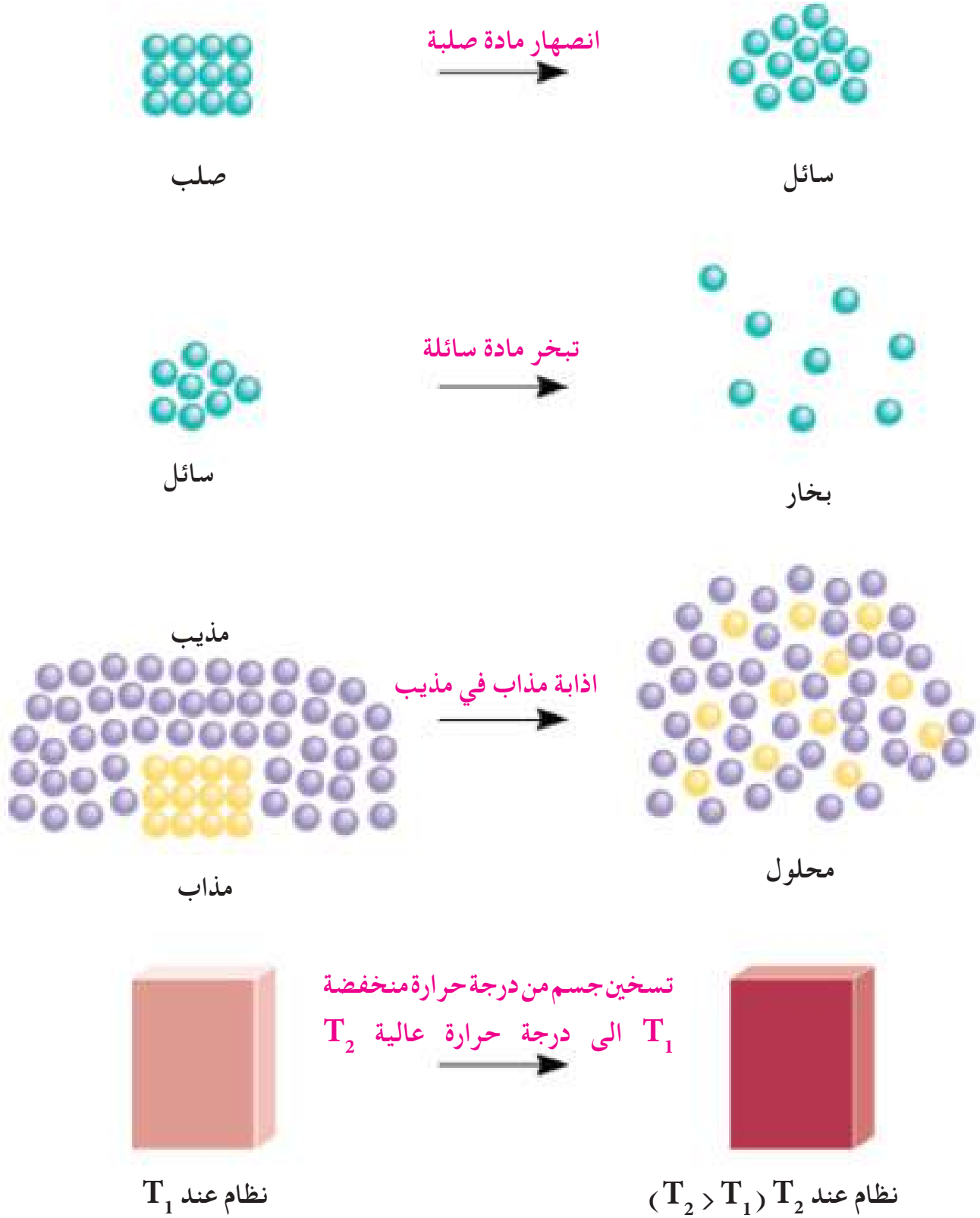


زيادة في العشوائية
زيادة في الانتروبي

الشكل 5-1

انتروبي الغازات اكبر من انتروبي السوائل وهذه بدورها اكبر من انتروبي المواد الصلبة .

ويوضح الشكل (6-1) بعض العمليات التي يصاحبها زيادة في الانتروبي.



الشكل 6-1
بعض العمليات التي
يصاحبها زيادة في الانتروبي.

تنبأ فيما اذا كان التغير في الانتروبي ΔS اكبر او اقل من الصفر للعمليات الاتية :

أ) تجمد كحول الاثيل

ب) تبخر سائل البروم

ج) ذوبان الكلو كوز في الماء

د) تبريد غاز النتروجين من 80°C الى 20°C .

الحل:

أ) بما ان عملية الانجماد تحول كحول الاثيل السائل الى كحول الاثيل الصلب الذي تكون فيه جزيئات الكحول اكثر انتظاماً لذا فالتغير في الانتروبي اصغر من الصفر ($\Delta S < 0$).

ب) تحول البروم السائل الى بخار البروم يزيد من عشوائية الجزيئات وبالتالي فالتغير في الانتروبي اكبر من الصفر ($\Delta S > 0$).

ج) تنتشر جزيئات الكلو كوز الصلب في الماء ما يؤدي الى زيادة العشوائية اي التغير في الانتروبي اكبر من الصفر ($\Delta S > 0$).

د) يقلل تبريد غاز النتروجين من 80°C الى 20°C من عشوائية النظام ما يؤدي الى نقصان في الانتروبي ($\Delta S < 0$).

1-15-1 حساب الانتروبي القياسية للتفاعلات الكيميائية

يُمكننا علم الثرموداينمك من حساب قيمة الانتروبي التي سنرمز لها بالرمز S° لجميع العناصر والمركبات الكيميائية والتي يمكن استخدامها لقياس التغير في انتروبي التفاعل القياسية ΔS_r° للتفاعل الكيميائي باستخدام العلاقة الاتية:

$$\Delta S_r^\circ = \sum n S^\circ (\text{Products}) - \sum n S^\circ (\text{Reactants})$$

حيث n تمثل عدد المولات للمواد المتفاعلة (Reactants) والناجحة (Products) اما (\sum) فتعني مجموع.

تمرين 9-1

كيف تتغير انتروبي النظام للعمليات الاتية:

أ) تكثف بخار الماء.

ب) تكون بلورات السكر من محلوله فوق المشبع.

ج) تسخين غاز H_2 من 20°C الى 80°C .

د) تسامي اليود الصلب.

فلتفاعل الكيمياء العام الاتي :



التغير في الانتروبي القياسية ΔS_r° لهذا التفاعل تساوي باستخدام العلاقة اعلاه الى الاتي :

$$\Delta S_r^\circ = [g S^\circ(G) + h S^\circ(H)] - [a S^\circ(A) + b S^\circ(B)]$$

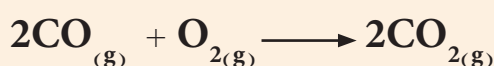
يوضح الجدول (4-1) بعض قيم الانتروبي القياسية لبعض العناصر والمركبات الكيميائية. ولا بد ان نشير هنا الى ان وحدة الانتروبي حسب النظام الدولي للوحدات هي (J/K.mol).

قيم الانتروبي لبعض العناصر والمركبات الكيميائية

المواد	S° (J / K.mol)
$H_2O_{(l)}$	70
$H_2O_{(g)}$	189
$Br_{2(l)}$	152
$Fe_{(s)}$	27
$C_{(diamond)}$	2
$C_{(graphite)}$	6
$CH_{4(g)}$	186
$C_2H_{6(g)}$	230
$Ag_{(s)}$	43
$Ba_{(s)}$	67
$O_{2(g)}$	205
$Cl_{2(g)}$	223
$CO_{2(g)}$	214
$Fe_2O_{3(s)}$	87
$C_2H_{2(g)}$	201
$C_2H_{4(g)}$	220
$CuSO_{4(s)}$	66

مثال 10-1

احسب التغير في انتروبي التفاعل القياسية ΔS_r° للتفاعل التالي عند الظروف القياسية $25^\circ C$ وضغط 1 atm .



اذا علمت ان

$$S^\circ(CO) = 198 \text{ J/K.mol} \text{ و } S^\circ(CO_2) = 214 \text{ J/K.mol}$$

$$S^\circ(O_2) = 205 \text{ J/K.mol}$$

الحل:

$$\Delta S_r^\circ = \sum n S^\circ(\text{Products}) - \sum n S^\circ(\text{Reactants})$$

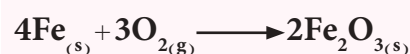
$$\Delta S_r^\circ = [2 S^\circ(CO_2)] - [2 S^\circ(CO) + S^\circ(O_2)]$$

$$\Delta S_r^\circ = [2 \times 214] \text{ J/K.mol} - [2 \times 198 + 205] \text{ J/K.mol}$$

$$\Delta S_r^\circ = -173 \text{ J/K.mol}$$

تمرين 10-1

احسب التغير في الانتروبي ΔS_r° للتفاعل التالي عند الظروف القياسية $25^\circ C$ وضغط 1 atm .



اذا علمت ان

$$S^\circ(Fe_2O_3) = 87 \text{ J/K.mol}$$

$$S^\circ(O_2) = 205 \text{ J/K.mol}$$

$$S^\circ(Fe) = 27 \text{ J/K.mol}$$

$$\text{ج: } -549 \text{ J/K.mol}$$

في العام 1800 وجد العالم كبس (Gibbs) علاقة تربط بين الانثالي (H) والانثروبي (S)، تتيح لنا التنبؤ بتلقائية التفاعل بشكل ابسط من الاعتماد على استخدام قيم الانثالي والانثروبي كلاً على انفراد. لذا ادخل العالم كبس دالة ثرموداينمكية جديدة سميت باسمه طاقة كبس الحرة ويرمز لها بالرمز G والتي تصف الطاقة العظمى التي يمكن الحصول عليها من قياس ΔH و ΔS بثبوت درجة الحرارة والضغط. ويعرف التغير في طاقة كبس الحرة ΔG بعلاقة كبس الاتية:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S \quad (\text{بثبوت درجة الحرارة والضغط})$$

وطاقة كبس الحرة (بعض الاحيان تسمى بالطاقة الحرة للسهولة) هي دالة حالة شأنها شأن الانثالي والانثروبي. وتعدُّ طاقة كبس الحرة ΔG مؤشراً حقيقياً لتلقائية التغيرات الفيزيائية والتفاعلات الكيميائية من عدمها. وتدل اشارة طاقة كبس الحرة على الاتي:

ΔG قيمة سالبة ($\Delta G < 0$) يعني ان التفاعل او التغير الفيزيائي يجري تلقائياً.

ΔG قيمة موجبة ($\Delta G > 0$) يعني ان التفاعل او التغير الفيزيائي غير تلقائي (يحدث بشكل تلقائي بالاتجاه المعاكس).

ΔG صفراً ($\Delta G = 0$) يعني ان التفاعل او التغير الفيزيائي في حالة اتزان.

16-1-1 طاقة كبس الحرة القياسية للتفاعل

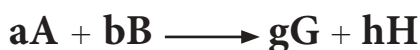
Standard Gibbs Free Energy of Reaction

تعرف طاقة كبس الحرة القياسية للتفاعل والتي يرمز لها بالرمز ΔG_r° (حيث r من reaction وتعني تفاعل) بانها التغير في قيمة الطاقة الحرة للتفاعل عندما يجري تحت الظروف القياسية للتفاعل (25°C وضغط 1 atm). ولحساب ΔG_r° لأي تفاعل يمكن استخدام قيم طاقة كبس الحرة للتكوين القياسية (**Standard Gibbs free energy of formation**) التي يرمز لها بالرمز ΔG_f° (حيث f من formation وتعني تكوين). تعرف طاقة كبس الحرة للتكوين القياسية بأنها مقدار التغير في الطاقة الحرة عند تكوين مول واحد من اي مركب من عناصره الاساسية باثبت صورها عند الظروف القياسية 25°C وضغط 1 atm .

ويمكن ايجاد قيم طاقة كبس الحرارة للتفاعل القياسية ΔG_f° بمعادلة تشبه معادلة ايجاد انثالبي التفاعل القياسية للتفاعل من قيم انثالبي التكوين القياسية وعلى الصورة الآتية :

$$\Delta G_r^\circ = \sum n \Delta G_f^\circ (\text{Products}) - \sum n \Delta G_f^\circ (\text{Reactants})$$

حيث n تمثل عدد المولات للمواد المتفاعلة (Reactants) والناجئة (Products) اما (Σ) فتعني مجموع. فللتفاعل العام الاتي:



يكون التغير في طاقة كبس الحرارة القياسية لهذا التفاعل كالاتي:

$$\Delta G_r^\circ = [g\Delta G_f^\circ (G) + h\Delta G_f^\circ (H)] - [a\Delta G_f^\circ (A) + b\Delta G_f^\circ (B)]$$

ويبين الجدول (5-1) قيم طاقة كبس الحرارة القياسية للتكوين لبعض المركبات. ولا بد ان نذكر هنا ان قيمة ΔG_f° للعناصر باثبت صورها تساوي صفراً.

$$\Delta G_f^\circ (\text{Element}) = 0 \text{ kJ / mol}$$

حيث (Element) تعني عنصر، وان وحدة الطاقة الحرارة القياسية حسب الوحدات الدولية هي (J / mol).

الجدول 5-1

قيم طاقة كبس الحرارة للتكوين القياسية لبعض المركبات

ΔG_f° (kJ / mol)	المادة
173	$C_6H_{6(l)}$
-300	$SO_{2(g)}$
-137	$CO_{(g)}$
-394	$CO_{2(g)}$
87	$NO_{(g)}$
52	$NO_{2(g)}$
-348	NaCl
-95	$HCl_{(g)}$
-53	$HBr_{(g)}$
-51	$CH_{4(g)}$
-33	C_2H_6
68	C_2H_4
-1576	$Al_2O_{3(s)}$
-741	Fe_2O_3
-110	AgCl
-318	ZnO
-229	$H_2O_{(g)}$
-237	$H_2O_{(l)}$
-273	$HF_{(g)}$
2	$HI_{(g)}$
-33	$H_2S_{(g)}$
-17	$NH_{3(g)}$
-604	$CaO_{(s)}$

مثال 1-11

احسب طاقة كبس الحرارة القياسية للتفاعل التالي عند الظروف القياسية $25^\circ C$ وضغط 1 atm. وبين هل التفاعل يجري تلقائياً ام لا يجري عند هذه الظروف؟



اذا علمت ان

$$\Delta G_f^\circ (C_6H_{6(l)}) = 173 \text{ kJ / mol}$$

$$\Delta G_f^\circ (CO_{2(g)}) = -394 \text{ kJ / mol}$$

$$\Delta G_f^\circ (H_2O_{(l)}) = -237 \text{ kJ / mol}$$

الحل:

$$\Delta G_r^\circ = \sum n \Delta G_f^\circ (\text{Products}) - \sum n \Delta G_f^\circ (\text{Reactants})$$

$$\Delta G_r^\circ = [12 \Delta G_f^\circ (CO_2) + 6 \Delta G_f^\circ (H_2O)]$$

$$- [2 \Delta G_f^\circ (C_6H_6) + 15 \Delta G_f^\circ (O_2)]$$

$$\Delta G_r^\circ = [12 \times (-394 \text{ kJ/mol}) + 6 \times (-237 \text{ kJ/mol})] - [2 \times 173 \text{ kJ/mol} + 15 \times 0]$$

$$\Delta G_r^\circ = -6496 \text{ kJ}$$

وبما ان القيمة سالبة فالتفاعل يجري بشكل تلقائي .

1-16-2 تطبيقات معادلة كبس واتجاه سير التفاعلات الكيميائية

تعدُّ معادلة كبس معادلة مهمة جدا عند تطبيقها على التفاعلات الكيميائية، وذات علاقة وثيقة بالتغيرات التي تحدث في خواص النظام :

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

وذلك لان استخدام قيم ΔG تغنيانا عن اخذ التغيرات التي تحدث في الانثالي والانتروبي . يتضمن التغير في الطاقة الحرة ΔG حسب معادلة كبس عاملين مهمين يؤثران على تلقائية التفاعل الكيميائي .

العامل الاول:

يتجه التفاعل على الاغلب الى الحالة التي تكون فيها الطاقة (الانثالي) اقل مايمكن وتكون التلقائية اكثر احتمالا اذا كانت قيمة ΔH سالبة اي ان التفاعل باعث للحرارة

العامل الثاني:

يتجه التفاعل على الاغلب الى الحالة التي تكون فيها الانتروبي اعلى مايمكن . وتكون التلقائية اكثر احتمالا اذا كانت قيمة ΔS موجبة (اي تزداد خاصية عدم الانتظام) . وسبب ذلك يعود الى وجود ΔS ضمن الحد $(-T \Delta S)$ لذا فالقيمة الموجبة للانتروبي ΔS تساعد على جعل قيمة ΔG سالبة .

وملخص العاملين اعلاه الواجب توفرها حتى تكون العملية تلقائية بغض النظر عن تأثير درجة الحرارة هما ان تكون $(\Delta S > 0$ و $\Delta H < 0)$.

وبشكل عام تؤثر إشارة كل من ΔH و ΔS على قيم ΔG بالمعطيات الاربعة الاتية :

1- اذا كان كل من ΔH و ΔS قيماً موجبة ، فستكون ΔG سالبة فقط عندما يكون الحد $T \Delta S$ اكبر بالمقدار من ΔH . ويتحقق هذا الشرط عندما تكون T كبيرة .

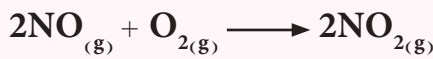
2- اذا كانت ΔH قيمة موجبة و ΔS قيمة سالبة ، فستكون قيمة ΔG دائما موجبة بغض النظر عن تأثير درجة الحرارة T .

3- اذا كانت ΔH قيمة سالبة و ΔS قيمة موجبة فستكون ΔG دائما سالبة بغض النظر عن تأثير درجة الحرارة T .

4- اذا كان كل من ΔH و ΔS قيم سالبة فستكون ΔG سالبة فقط عندما يكون الحد $T \Delta S$ اصغر بالمقدار من ΔH . ويتحقق هذا الشرط عندما تكون T صغيرة .

تمرين 1-11

جد قيمة ΔG_r° للتفاعل التالي عند الظروف القياسية 25°C وضغط 1 atm . وبين هل التفاعل يحدث تلقائياً ام لا يحدث ؟



اذا علمت ان

$$\Delta G_f^\circ (\text{NO}) = 87 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G_f^\circ (\text{NO}_2) = 52 \text{ kJ/mol}$$

ج : -70 kJ/mol ، يحدث تلقائياً .

وتعتمد درجة الحرارة التي ستجعل ΔG سالبة للحالتين 1 و 4 على القيم الحقيقية لكل من ΔH و ΔS للنظام. ويلخص الجدول (6-1) التأثيرات الممكنة التي تم وصفها توأماً.

العوامل المؤثرة على اشارة ΔG في العلاقة $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$		الجدول 6-1	
مثال	ΔG	ΔS	ΔH
$2\text{HgO}_{(s)} \longrightarrow 2\text{Hg}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$	يجري التفاعل تلقائياً عند درجات الحرارة العالية. وعند درجات الحرارة المنخفضة يكون التفاعل تلقائياً في الاتجاه الخلفي.	+	+
$3\text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{O}_{3(g)}$	ΔG دائماً موجبة، يكون التفاعل غير تلقائي (يجري التفاعل تلقائياً بالاتجاه الخلفي) عند درجات الحرارة جميعها.	-	+
$2\text{H}_2\text{O}_{2(l)} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$	ΔG دائماً سالبة يجري التفاعل تلقائياً عند درجات الحرارة جميعها.	+	-
$\text{NH}_{3(g)} + \text{HCl}_{(g)} \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$	يجري التفاعل تلقائياً عند درجات الحرارة المنخفضة. وعند درجات الحرارة العالية يصبح التفاعل تلقائياً بالاتجاه الخلفي.	-	-

يمكن استخدام علاقة كبس اذا تم قياس ΔH_r° و ΔS_r° للتفاعل عند الظروف القياسية 25°C وضغط 1 atm على الصورة الاتية:

$$\Delta S_r^\circ T - \Delta H_r^\circ = \Delta G_r^\circ$$

مثال 12-1

فسر على ضوء علاقة كبس. يذوب غاز ثنائي اوكسيد الكبريت في الماء تلقائياً، ويبعث حرارة اثناء عملية ذوبانه.

الحل: يذوب غاز ثنائي اوكسيد الكبريت في الماء تلقائياً، فالعملية باعثة

$$\Delta H = (-)$$

للحرارة لذلك

عملية ذوبان الغاز في الماء (تحوله من غاز الى سائل) تكون مصحوبة بانخفاض

$$\Delta S = (-)$$

انتروبي النظام (تحوله من اللانظام الى نظام) لذلك

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

عند تطبيق علاقة كبس

$$\Delta G = (-\Delta H) - (-T \Delta S)$$

$$\Delta G = -\Delta H + T \Delta S$$

$$\Delta G = (-)$$

في درجات الحرارة المنخفضة او الاعتيادية تكون قيمة الحد ΔH اكبر من قيمة الحد $T \Delta S$ لذلك تكون $\Delta G = (-)$ و الذوبان تلقائي. مما يعني أن العامل المؤثر في هذه العملية هو الانتالبي.

تمرين 12-1

فسر على ضوء علاقة كبس. لا يتحلل الماء الى عناصره الاولية بالظروف الاعتيادية.

للتفاعل الآتي:



بالاستعانة بالمعلومات الآتية:

المادة	ΔH_f° kJ/mol	S° J/K.mol
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$	-278	161
$\text{O}_{2(g)}$	0	205
$\text{CO}_{2(g)}$	-394	214
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-286	70

احسب:

أ) ΔH_r°

ب) ΔS_r°

ج) ΔG_r° عند الظروف القياسية للتفاعل.

الحل:

أ) حساب ΔH_r°

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ (\text{Products}) - \sum n \Delta H_f^\circ (\text{Reactants})$$

$$\Delta H_r^\circ = [2\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) + 3 \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O})] - [\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + 3\Delta H_f^\circ (\text{O}_2)]$$

$$\Delta H_r^\circ = [2(-394) + 3(-286)] - [(-278) + 3(0)] = -1368 \text{ kJ/mol}$$

ب) حساب ΔS_r°

$$\Delta S_r^\circ = \sum n S^\circ (\text{Products}) - \sum n S^\circ (\text{Reactants})$$

$$\Delta S_r^\circ = [2 S^\circ (\text{CO}_2) + 3 S^\circ (\text{H}_2\text{O})] - [S^\circ (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + 3 S^\circ (\text{O}_2)]$$

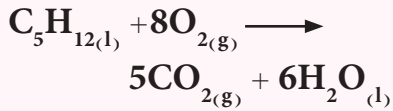
$$\Delta S_r^\circ = [2(214) + 3(70)] \text{ J/K.mol} - [(161) + 3(205)] \text{ J/K.mol}$$

$$\Delta S_r^\circ = -138 \text{ J/K.mol}$$

$$\Delta S_r^\circ (\text{kJ/K.mol}) = \Delta S_r^\circ (\text{J/K.mol}) \times \frac{1 (\text{kJ})}{1000 (\text{J})}$$

تمرين 13-1

احسب ΔG_r° للتفاعل التالي عند الظروف القياسية 25°C وضغط 1 atm .



حيث تم حساب ΔH_r° للتفاعل من قيم انثالي التكوين القياسية وكانت تساوي $\Delta H_r^\circ = -3536 \text{ kJ/mol}$.

وكذلك تم حساب ΔS_r° وكانت تساوي $\Delta S_r^\circ = 374 \text{ J/K.mol}$.
ج: -3647.5 kJ/mol

$$\Delta S_r^\circ (\text{kJ} / \text{K} \cdot \text{mol}) = -138 \text{ (J} / \text{K} \cdot \text{mol}) \times \frac{1 (\text{kJ})}{1000 (\text{J})}$$

$$\Delta S_r^\circ (\text{kJ} / \text{K} \cdot \text{mol}) = - 0.138 \text{ kJ} / \text{K} \cdot \text{mol}$$

(ج) حساب ΔG_r°

نحول درجة الحرارة من وحدة $^\circ\text{C}$ الى وحدة الكلفن K.

$$T (\text{K}) = t (^\circ\text{C}) + 273 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T \Delta S_r^\circ$$

$$\Delta G_r^\circ = - 1368 \text{ kJ} / \text{mol} - 298 \text{ K} \times (- 0.138 \text{ kJ} / \text{K} \cdot \text{mol})$$

$$\Delta G_r^\circ = - 1327 \text{ kJ} / \text{mol}$$

بما ان قيمة ΔG_r° للتفاعل سالبة فالتفاعل يحدث بشكل تلقائي عند درجة حرارة 25°C وضغط 1 atm .

النتيجة !

لابد ان نهتم هنا في هذا النوع من الاسئلة بوحدات ΔH_r° و ΔS_r° التي يجب ان تكون هي نفسها. لذا لابد ان نحول وحدة $\text{J} / \text{K} \cdot \text{mol}$ للانتروبي الى وحدة $\text{kJ} / \text{K} \cdot \text{mol}$.

17-1 حساب انتروبي التغيرات الفيزيائية

عرفنا في الفقرات السابقة الانثالي القياسية للتغيرات الفيزيائية مثل انثالي التبخر ΔH_{vap} والانصهار ΔH_{fus} ، ونعلم جيداً ان المادة تتحول من حالتها الصلبة الى الحالة السائلة بدرجة حرارة تسمى درجة حرارة الانصهار T_m (من **m** melting وتعني انصهار)، وتتحول المادة من حالتها السائلة الى حالتها الغازية (البخار) عند درجة حرارة تسمى بدرجة الغليان T_b (من **b** boiling وتعني غليان). ان درجة حرارة الانصهار ودرجة حرارة الغليان هما درجتان حراريتان يحدث عندهما اتزان بين ضغط بخار الماء الصلب او السائل مع الضغط الجوي، هذا يعني ان قيمة ΔG عند هذه الدرجات بالتحديد تساوي صفراً. لذا تصبح علاقة كبس:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

$$0 = \Delta H_{\text{tr}} - T_{\text{tr}} \Delta S_{\text{tr}}$$

ومنها نحصل على ان:

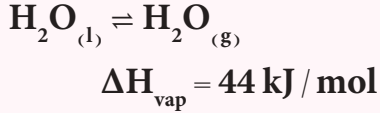
$$\Delta S_{\text{tr}} = \frac{\Delta H_{\text{tr}}}{T_{\text{tr}}}$$

حيث (tr من **transition** وتعني انتقال). فمثلاً تحول المادة من الحالة الصلبة الى السائلة (عملية الانصهار) تجري عند درجة حرارة الانصهار. لذا تكون المعادلة للانصهار على الصورة الاتية:

$$\Delta S_{\text{fus}} = \frac{\Delta H_{\text{fus}}}{T_m}$$

تمرين 1-14

احسب التغيير في الانتروبي
للتحول الاتي بوحدات J / K.mol :



عند درجة غليان الماء 100°C .

ج: 118 J / K.mol

حيث (fus من fusion وتعني انصهار). اما عند تحول المادة من الحالة السائلة الى الغازية (عملية التبخر) فتحدث عند درجة حرارة الغليان وتكتب المعادلة اعلاه للتبخر على الشكل الاتي:

$$\Delta S_{\text{vap}} = \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{T_b}$$

حيث (vap من vaporization وتعني تبخر). يجب التأكيد هنا على ان هذه المعادلات تكون سارية المفعول فقط عندما يكون النظام في حالة الاتزان (مثل الانصهار والتبخر والتسامي).

انتبه!

هناك تغير فيزيائي اخر لم يتم التطرق اليه وهو تحول المادة من حالتها الصلبة الى الحالة الغازية مباشرة دون المرور بالحالة السائلة ويدعى هذا التغير بالتسامي (Sublimation). وتساوي انتالبي التسامي مجموع انتالبيات الانصهار والتبخر لكونها دالة حالة.

1-1 عرف المصطلحات الاتية : النظام، المحيط، المجموعة، النظام المفتوح، دالة الحالة، النظام المعزول، الجول، النظام المغلق، القانون الاول الترموداينمكي .

2-1 ما هي وحدات الانثالبي والانتروبي وطاقة كبس الحرة بالوحدات الدولية (SI) .

3-1 ما المقصود بالتعبير الاتية : الكيمياء الحرارية، عملية باعثة للحرارة، عملية ماصة للحرارة.

4-1 ماذا نعني بدالة الحالة، واعط مثلاً على كميتين تعدان دالة حالة ومثال على دالة مسار (دالة غير حالة) .

5-1 لماذا من الضروري بيان الحالة الفيزيائية عند كتابة التفاعلات الحرارية.

6-1 ما الفرق بين الحرارة النوعية والسعة الحرارية ؟ ما هي وحدات هاتين الكميتين.

7-1 ما الفرق بين الخواص المركزة والخواص الشاملة مع اعطاء امثلة لكل منها.

8-1 صف المسعر الحراري الذي تتم بواسطته قياس الحرارة الممتصة او المنبعثة عند ثبوت الضغط (q_p) اي الانثالبي (ΔH) .

9-1 قطعة من الفضة كتلتها 360 g وسعتها الحرارية ($86 \text{ J} / ^\circ\text{C}$) احسب حرارتها النوعية.
ج : $0.24 \text{ J} / \text{g} \cdot ^\circ\text{C}$

10-1 احسب كمية الحرارة المنبعثة بوحدات (kJ) من 350 g زئبق عند تبريدها من 77°C الى 12°C .
اذا علمت ان الحرارة النوعية للزئبق ($0.14 \text{ J} / \text{g} \cdot ^\circ\text{C}$) .
ج : -3.2 kJ

11-1 اذا تم رفع درجة حرارة 34 g من الايثانول من 25°C الى 79°C . احسب كمية الحرارة الممتصة بواسطة الايثانول اذا علمت ان الحرارة النوعية للايثانول ($2.44 \text{ J} / \text{g} \cdot ^\circ\text{C}$) .

ج : 4479.8 J

12-1 4.5 g من حبيبات ذهب امتصت 276 J من الحرارة عند تسخينها، فإذا علمت ان الحرارة الابتدائية كانت 25°C. احسب درجة الحرارة النهائية التي سُخنت اليها، اذا علمت ان الحرارة النوعية للذهب 0.13 J/g. °C
ج : 496.8°C

13-1 جد قيمة ΔG_r° للتفاعل $2CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)}$ الذي يجري بالظروف القياسية اذا اعطيت المعلومات الاتية :

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}) = -110.5 \text{ kJ/mol}, \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393.5 \text{ kJ/mol}$$

$$S^\circ (\text{O}_2) = 205 \text{ J/K.mol}, S^\circ (\text{CO}) = 198 \text{ J/K.mol}, S^\circ (\text{CO}_2) = 214 \text{ J/K.mol}$$

ج : -514.4 kJ

14-1 اذا تم حرق عينة كتلتها 1.5 g من حامض الخليك CH_3COOH (الكتلة المولية للحامض = 60 g/mol) بوجود كمية وافية من الاوكسجين، وكان المسعر يحتوي على 750 g من الماء (الحرارة النوعية للماء 4.2 J/g. °C). فإذا ارتفعت درجة حرارة المسعر ومحتوياته من 24°C الى 28°C، احسب كمية الحرارة التي يمكن ان تنبعث نتيجة احتراق مول واحد من الحامض، على فرض ان السعة الحرارية للمسعر مهملة.
ج : -504000 J/mol

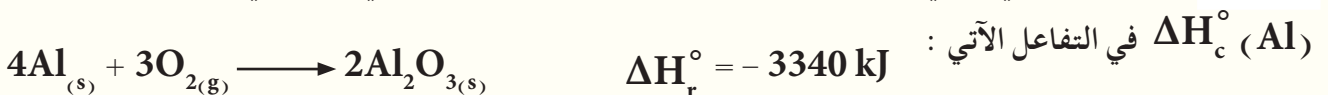
15-1 ماذا تعني ظروف التفاعل القياسية في الكيمياء الحرارية وما هي اوجه الاختلاف عن الظروف القياسية (STP) التي تستخدم في الغازات .

16-1 في مسعر حراري وضع 2.6 g من الاستيلين C_2H_2 (M= 26 g/mol) فوجد ان كمية الحرارة المنبعثة من الاحتراق تساوي 130 kJ. احسب انثالبية التكوين القياسية للاستيلين اذا علمت ان :

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393.5 \text{ kJ/mol}, \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -286 \text{ kJ/mol}$$

ج : 227 kJ/mol

17-1 احسب التغير في انثالي التكوين القياسية $\Delta H_f^\circ (\text{Al}_2\text{O}_3)$ والتغير في انثالبي الاحتراق القياسية

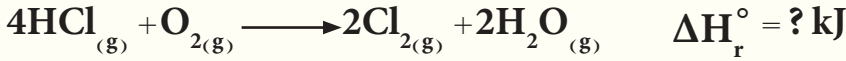


ج : -835 kJ/mol ; -1670 kJ/mol

18-1 اكتب نص قانون هيس وفسر فائدته في الكيمياء الحرارية. من المعادلات الحرارية التالية عند درجة حرارة 25°C وضغط 1 atm .



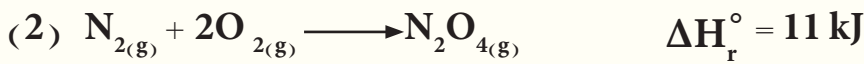
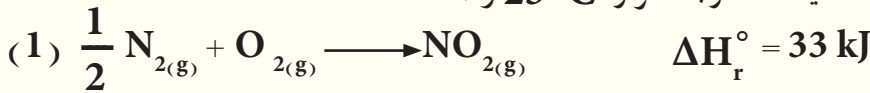
احسب ΔH_r° للتفاعل الآتي :



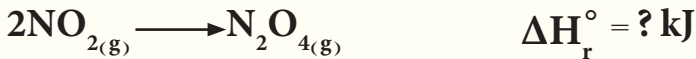
ج : -114 kJ

19-1

إذا أعطيت المعادلات الحرارية التالية عند درجة حرارة 25°C وضغط 1 atm .



احسب ΔH_r° للتفاعل الآتي :



ج : -55 kJ

20-1 تتفكك كاربونات الكالسيوم حسب المعادلة الآتية: $\text{CaCO}_{3(s)} \longrightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$ قيمة

ΔS_r° للتفاعل 160 J/K.mol فإذا علمت ان ΔH_f° لكل من CaCO_3 , CaO , CO_2 هي على التوالي بوحدة kJ/mol (-1207 , -635 , -393.5) جد :

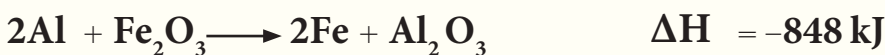
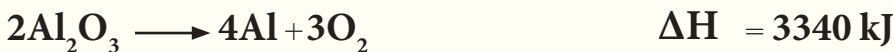
(1) ΔH_r° للتفاعل ثم ارسم مخطط للطاقة

(2) ΔG_r° للتفاعل

(3) درجة الحرارة التي سيصبح عندها التفاعل تلقائي

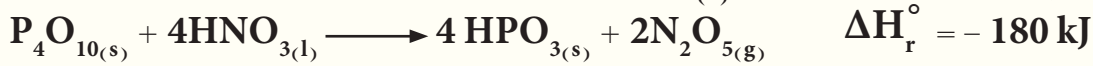
ج : (1) 178.5 (2) 130.8 (3) اكبر من 1115.6 K

21-1 جد ΔH_f° لـ Fe_2O_3 من انشالبيات التفاعلات الآتية:



ج : -822 kJ/mol

22-1

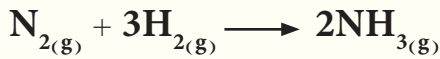
احسب انثالي التكوين القياسية للمركب $\text{HPO}_3(\text{s})$ اذا اعطيت المعلومات الاتية : ΔH_f° للمركبات الاتية :

$$\Delta H_f^\circ (\text{P}_4\text{O}_{10}) = -2984 \text{ kJ/mol} \quad \text{و} \quad \Delta H_f^\circ (\text{HNO}_3) = -174 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{N}_2\text{O}_5) = -43 \text{ kJ/mol}$$

ج : -943.5 kJ/mole

23-1

احسب ΔS_r° للتفاعل الاتي عند درجة حرارة 25°C وضغط 1 atm .

اذا علمت ان :

$$S^\circ (\text{N}_2) = 192 \text{ J/K.mol} \quad \text{و} \quad S^\circ (\text{H}_2) = 131 \text{ J/K.mol}$$

$$S^\circ (\text{NH}_3) = 193 \text{ J/K.mol}$$

ج : -199 J/K.mol

24-1

ماذا نعني بالعملية التلقائية. وضح ذلك ثم اعط مثالين لكل من العمليات التلقائية وغير التلقائية.

25-1

اي من العمليات التالية تلقائية وايها غير تلقائية :

أ) ذوبان ملح الطعام في الماء.

ب) انتشار رائحة العطر في الغرفة بعد رفع غطاء قنينة العطر.

ج) فصل الهليوم والنيون من مزيج من الغازات.

26-1

عرف الانتروبي. ماهي وحدات الانتروبي حسب النظام الدولي للوحدات (SI).

27-1



علماً بأن :

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -242 \text{ kJ/mol}, \quad \Delta G_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -228 \text{ kJ/mol}$$

ج : -94 J/K.mol

28-1 احسب ΔS_r° للتفاعل التالي عند درجة حرارة 25°C وضغط 1 atm .



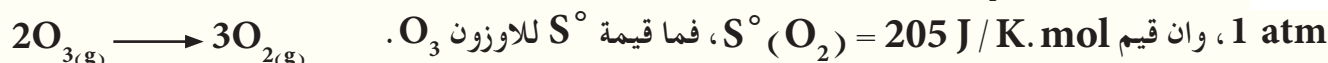
إذا أعطيت المعلومات الآتية:

$$S^\circ(\text{SiH}_4) = 206\text{ J/K.mol} \quad \text{و} \quad S^\circ(\text{O}_2) = 205\text{ J/K.mol}$$

$$S^\circ(\text{SiO}_2) = 42\text{ J/K.mol} \quad \text{و} \quad S^\circ(\text{H}_2\text{O}) = 70\text{ J/K.mol}$$

$$\text{ج: } -434\text{ J/K.mol}$$

29-1 إذا علمت أن قيمة ΔS_r° للتفاعل التالي تساوي 137 J/K.mol عند درجة حرارة 25°C وضغط

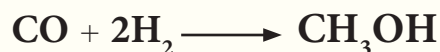


$$\text{ج: } 239\text{ J/K.mol}$$

30-1 عرف طاقة كبس الحرارة للتكوين القياسية وما هي وحداتها.

31-1 إذا علمت أن انثالي احتراق كل من غاز CO ، H_2 ، CH_3OH بوحدهات

kJ/mol هي على التوالي $(-284, -286, -727)$ احسب ΔH_r° باستخدام قانون هيس للتفاعل الآتي:



$$\text{ج: } -129\text{ kJ}$$

32-1 جد درجة الحرارة التي ستصبح عندها التفاعلات التالية تلقائية إذا علمت أن قيم ΔH و ΔS لها.

$$\text{التفاعل A: } \Delta S = +48\text{ J/K.mol} \quad \text{و} \quad \Delta H = +126\text{ kJ/mol}$$

$$\text{التفاعل B: } \Delta S = -105\text{ J/K.mol} \quad \text{و} \quad \Delta H = -12\text{ kJ/mol}$$

ج: A أكبر من 2625 K ; B أقل من 114.3 K

33-1 التفاعل الآتي $\text{CaCO}_{3(s)} \longrightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$ غير تلقائي بالظروف الاعتيادية بين حسابياً بأي

درجة حرارة يصبح عندها التفاعل تلقائي عند $(627^\circ\text{C}$ أو $927^\circ\text{C})$ إذا علمت ΔH_r° للتفاعل تساوي

$$178.5\text{ KJ/mol} \quad \text{و} \quad \Delta S_r^\circ \text{ تساوي } 160\text{ J/K.mol} \quad ?$$

$$\text{ج: } 927^\circ\text{C}$$

34-1 فسر على ضوء علاقة كبس $(\Delta G = \Delta H - T \Delta S)$ الآتي:

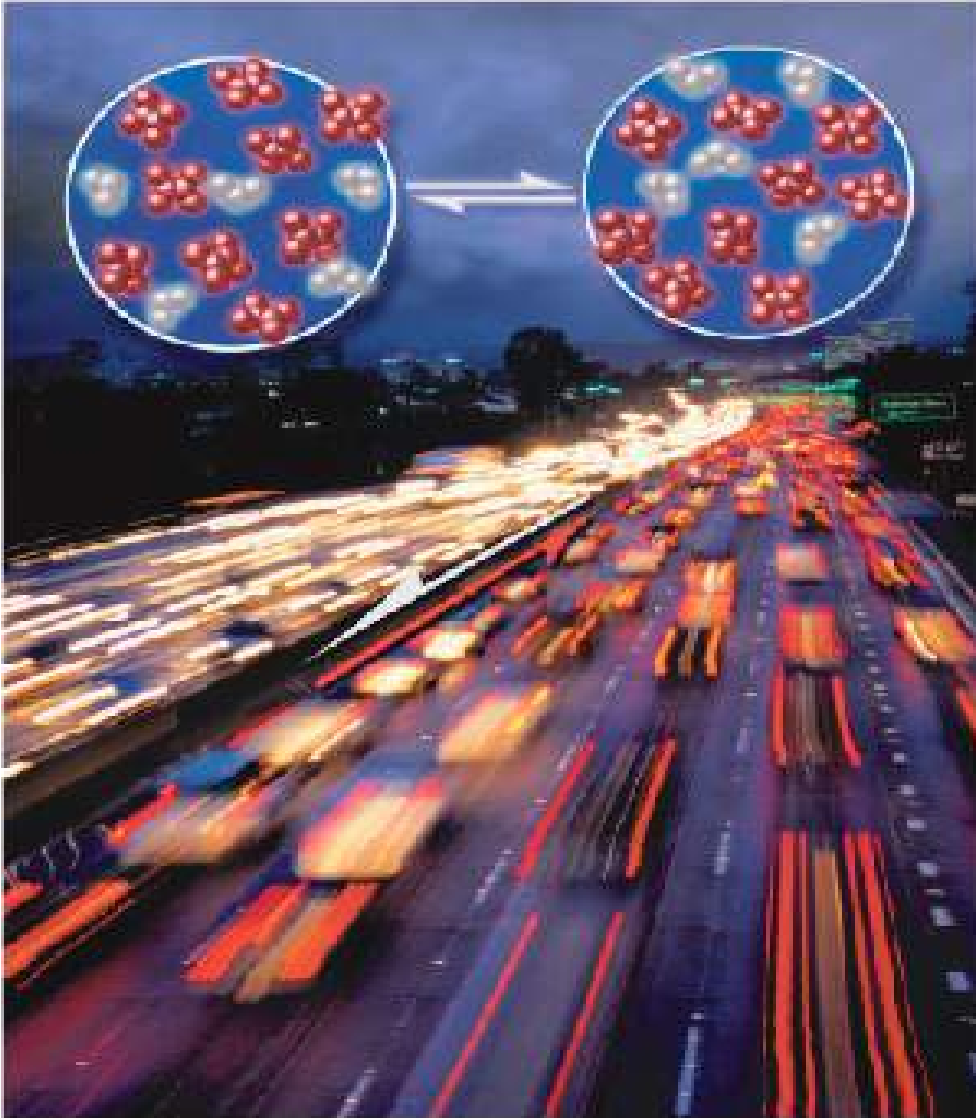
1- عند أي درجة حرارة ينصهر الجليد تلقائياً.

2- تفكك كاربونات الكالسيوم تلقائياً عند درجات الحرارة العالية.

3- تفكك أو أكسيد الزئبق II يكون تلقائياً دائماً عند درجات الحرارة العالية وليس درجات الحرارة المنخفضة.

4- لا ينجمد الماء تلقائياً بالظروف الاعتيادية.

Chemical Equilibrium



بعد الإنتهاء من دراسة هذا الفصل يتوقع من الطالب أن :

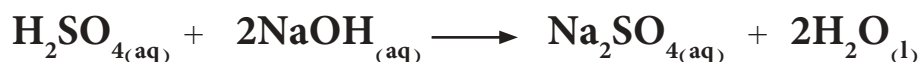
- يميز بين التفاعلات الانعكاسية وغير الانعكاسية .
- يفهم كيفية وصول التفاعل الى حالة الاتزان .
- يجد ثوابت الاتزان K_c و K_p والعلاقة بينهما .
- يتعلم أهمية قيمة ثابت الاتزان لتحديد اتجاه التفاعل .
- يتبين العلاقة بين ثابت الاتزان وطريقة كتابة المعادلة .
- يحدد حاصل التفاعل وأهميته .
- يتعرف على قاعدة لو شاتليه وتأثير العوامل المؤثرة على حالة الاتزان وقيمة ثابت الاتزان .

Irreversible and Reversible Reactions

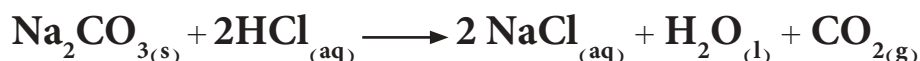
التفاعل الكيميائي هو عملية تتحول فيها مادة واحدة أو أكثر الى مواد جديدة تختلف في صفاتها عن المادة أو المواد التي تفاعلت في البداية. وقد اعتدنا التعبير عن التفاعل الكيميائي بالمعادلة الكيميائية، والتي هي اختصار علمي يمثل التحول الحاصل في المواد المتفاعلة للحصول على النواتج. ويمثل السهم في المعادلة اتجاه التفاعل.

تقسم التفاعلات الكيميائية حسب اتجاه التفاعل الى تفاعلات تامة والتي تسمى تفاعلات غير انعكاسية (Irreversible reactions) التي يتم فيها استهلاك احد أو جميع المواد المتفاعلة تماماً، ويؤشر ذلك بسهم واحد (→) فعلى سبيل المثال عند احتراق وقود السيارات (البنزين) احتراقاً تاماً ينتج عنه تكوين غاز ثنائي اوكسيد الكربون وبخار الماء، هذه العملية غير انعكاسية فمن الصعوبة جداً، اذا لم نقل مستحيلة، أن نتمكن من اعادة ثنائي اوكسيد الكربون وبخار الماء الناتج من هذه العملية الى بنزين مرة اخرى، مثل هذه التغيرات نقول انها حدثت باتجاه واحد وانها تفاعلات تامة غير انعكاسية، ومن أمثلتها:

1 - إضافة محلول حامض الكبريتيك الى محلول هيدروكسيد الصوديوم وتكون ملح كبريتات الصوديوم وماء.



2 - إضافة حامض الهيدروكلوريك الى كاربونات الصوديوم وتصاعد غاز ثنائي اوكسيد الكربون CO_2 :



تعرف التفاعلات غير الانعكاسية بأنها: التفاعلات الكيميائية التي يتم فيها (عند ظروف معينة) استهلاك تام لاحد أو جميع المواد المتفاعلة، ولا يكون للمواد الناتجة عند ظروف التفاعل نفسها، القدرة على أن تتفاعل لتكوين المواد التي تكونت منها.

أما النوع الاخر من التفاعلات فهي التفاعلات غير التامة وتسمى بالتفاعلات الانعكاسية (Reversible reactions)، وهي تفاعلات لا تستهلك المواد المتفاعلة فيها كلياً بسبب أن المواد الناتجة تبدأ بتكوين المواد المتفاعلة ويستمر هذا الوضع مهما طال وقت التفاعل، أي لا يتم فيها استهلاك المواد المتفاعلة تماماً، ويؤشر ذلك في المعادلة بوضع سهمين متعاكسين (\rightleftharpoons) للدلالة على ذلك.

هنالك الكثير من التغيرات الكيميائية المعروفة تكون انعكاسية، فمثلاً تتم عملية التنفس بطريقة التبادل الغازي حيث إن الدم القادم الى الحويصلات الرئوية يكون محملاً ببخار الماء وغاز CO_2 ، فيطرح الدم هذه المواد ويأخذ غاز الاوكسجين فيصبح دماً مؤكسجاً ثم يعطي الاوكسجين بعملية التنفس الداخلي ويأخذ بخار الماء و CO_2 وهكذا تستمر عملية التنفس. وهنالك الكثير من الامثلة التي تعبر عن التفاعلات الكيميائية والتغيرات الفيزيائية الانعكاسية ومنها:

1 - تفاعل حامض الخليك مع كحول الاثيل وتكوين خلات الاثيل والماء:



2 - تفاعل غاز الهيدروجين مع بخار اليود لتكوين غاز يوديد الهيدروجين (في نظام مغلق):



3 - تحلل كاربونات الكالسيوم الصلبة الى اوكسيد الكالسيوم وغاز CO_2 (في نظام مغلق):



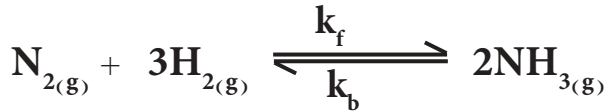
4 - وتغيرات فيزيائية مثل تبخر الماء (في نظام مغلق):



تعرف التفاعلات الانعكاسية بأنها (التفاعلات الكيميائية التي يتم فيها تحول المواد المتفاعلة الى نواتج في بداية التفاعل، ويكون للمواد الناتجة المقدرة على أن تتفاعل مع بعضها لتكوين المواد التي تكونت منها مرة اخرى).

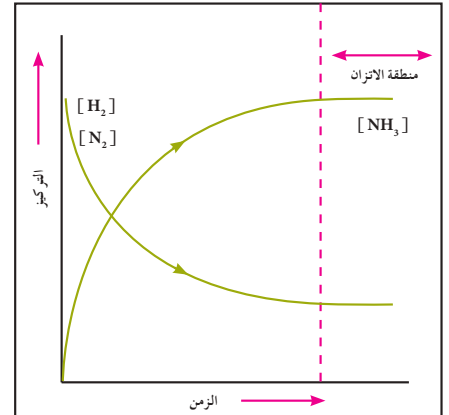
2 - 2 التفاعلات الانعكاسية وحالة الاتزان

اغلب التفاعلات الانعكاسية، كما ذكرنا سابقاً، هي تفاعلات تستمر باتجاهين متعاكسين بظروف التفاعل نفسها. فمثلاً عند ظروف مناسبة يتفاعل غاز H_2 مع غاز N_2 لتكوين غاز الامونيا NH_3 . في بداية هذا التفاعل يكون التفاعل الامامي سريعاً R_f (سرعة التفاعل الامامي، حيث f من **forward** وتعني امامي) باتجاه تكوين الامونيا، بمرور الوقت وبزيادة تركيز الامونيا وعند ظروف التفاعل نفسها تتحلل الامونيا الناتجة لتكوين غازي H_2 مع N_2 بسرعة مقدارها R_b (سرعة التفاعل الخلفي، حيث b من **backward** وتعني خلفي). يستمر كلا التفاعلين بالاتجاهين المتعاكسين (الامامي والخلفي) حتى يصل التفاعل الى حالة معينة تتساوى عندها سرعتي التفاعلين الامامي والخلفي ($R_f = R_b$) فيصل التفاعل الى حالة تدعى بحالة الاتزان الكيميائي:



حيث k_f يمثل ثابت سرعة التفاعل الامامي و k_b يمثل ثابت سرعة التفاعل الخلفي.

تظهر التفاعلات التي تصل الى حالة الاتزان وكأنها قد توقفت، لكنها في الحقيقة لاتزال مستمرة وتجري في كلا الاتجاهين، لأن حالة الاتزان الكيميائي هي حالة اتزان ديناميكي (حركي) وليست حالة اتزان استاتيكي (ساكن). أي أن التفاعل مستمر وبكلا الاتجاهين الامامي والخلفي بالمقدرة والسرعة ذاتها. بعبارة اخرى لهذا التفاعل يكون معدل سرعة التكوين تساوي معدل سرعة التفكك، وتكون تراكيز المواد الناتجة والمتفاعلة عند حالة الاتزان ثابتة دون تغير، مالم يحدث أي تغيير على الظروف التي يتم عندها التفاعل وكما هو موضح في الشكل (1-2).



الشكل 1-2

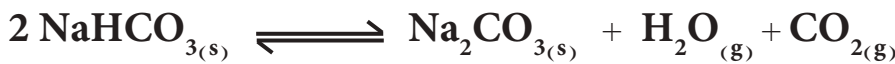
وصول التفاعل الى حالة الاتزان بعد مرور فترة زمنية

3 - 2 التفاعلات الانعكاسية المتجانسة وغير المتجانسة

التفاعلات الانعكاسية المتجانسة (Reversible homogenous reactions) هي التفاعلات التي تكون فيها المواد المتفاعلة والناتجة جميعها في طور واحد ومن امثلتها (علماً بأن جميع التفاعلات تجري في نظام مغلق):



اما التفاعلات الانعكاسية غير المتجانسة فهي التفاعلات التي توجد فيها المواد المتفاعلة والناجحة في اكثر من طور واحد ومن امثلتها (علماً ان جميع التفاعلات تجري في نظام مغلق).



4 - 2 حالة الاتزان وقانون فعل الكتلة

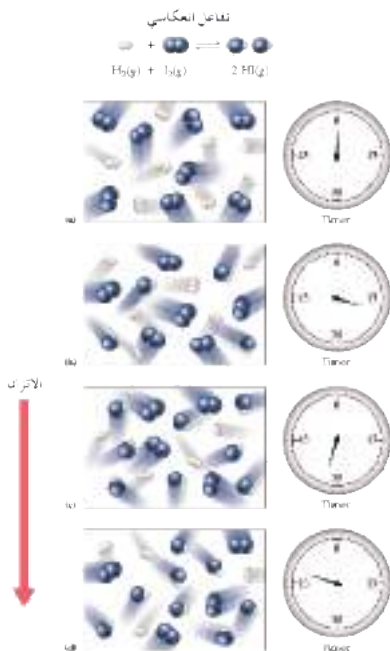
عند خلط مول واحد من غاز الهيدروجين مع مول واحد من غاز اليود في إناء التفاعل لتكوين غاز يوديد الهيدروجين عند $445^\circ C$ فالمفروض أن يتكون 2 مول من يوديد الهيدروجين حسب المعادلة الاتية:



لكن وجد عملياً بتحليل الخليط عندما يصل هذا التفاعل الى حالة الاتزان الكيميائي الديناميكي انه يحتوي 78% من غاز HI و 11% من كل من غازي اليود والهيدروجين بحالتيهما الجزيئية، وبالمثل اذا سخن غاز HI النقي عند درجة الحرارة نفسها فانه يتفكك الى غازي الهيدروجين واليود، ويحتوي الخليط دائماً على 78% من غاز HI عند الاتزان و 11% من كل من غازي اليود والهيدروجين. كما موضح في الشكل (2-2)

يطلق على العلاقة التي تربط بين سرعة التفاعل الكيميائي وتراكيز المواد قانون فعل الكتلة والذي ينص "عند ثبوت درجة الحرارة فان سرعة التفاعل الكيميائي في اي اتجاه كان تتناسب طردياً مع التراكيز المولية للمواد المتفاعلة كلاً منها مرفوع الى اس يمثل عدد المولات الموضوع امام كل مادة في المعادلة الكيميائية الموزونة".

وعند تطبيق قانون فعل الكتلة وللتفاعل المشار اليه اعلاه



الشكل 2-2

التفاعل الانعكاسي يصل الى حالة الاتزان بعد مرور فترة زمنية عليه.

يمكن التعبير عن سرعة التفاعل الامامي R_f وسرعة التفاعل الخلفي R_b رياضياً وحسب قانون فعل الكتلة كالاتي:

$$R_f = k_f [H_2] [I_2]$$

$$R_b = k_b [HI]^2$$

5 - 2 ثابت الاتزان Equilibrium Constant

لنفرض انه لدينا التفاعل الانعكاسي المتزن الاتي:



حيث A و B و G و H تمثل المواد المتفاعلة والناجمة أما a و b و g و h فتمثل اعداد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة. عند تطبيق قانون فعل الكتلة بالنسبة الى التفاعل الامامي نجد أن:

$$R_f = k_f [A]^a [B]^b \quad (1)$$

اما عند تطبيق قانون فعل الكتلة بالنسبة الى التفاعل الخلفي نحصل على العلاقة:

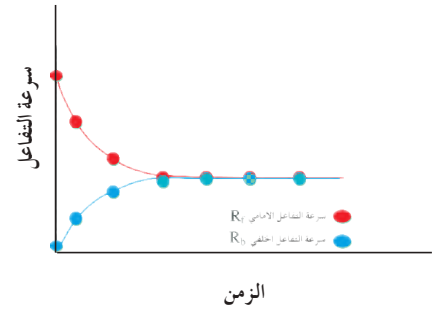
$$R_b = k_b [G]^g [H]^h \quad (2)$$

حيث k_f و k_b تمثل ثابتي تناسب سرعة التفاعل الامامي والخلفي على التوالي. وعند حصول الاتزان فإن سرعة التفاعل الامامي تساوي سرعة التفاعل الخلفي $R_f = R_b$ ، (الشكل 2 - 2) لذا نحصل على الاتي:

$$k_f [A]^a [B]^b = k_b [G]^g [H]^h \quad (3)$$

وبترتيب المعادلة (3) نحصل على العلاقة:

$$\frac{k_f}{k_b} = \frac{[G]^g [H]^h}{[A]^a [B]^b} \quad (4)$$



الشكل 2-3

حالة الاتزان لتفاعل مزيج غازي يبين التفكك والتكون وسرعة الوصول الى حالة الاتزان.

ان قسمة قيمة ثابتة k_f على قيمة ثابتة اخرى k_b هو مقدار ثابت اخر يعرف بثابت الاتزان K_{eq} (حيث eq من **equilibrium** وتعني اتزان)، لذا تصبح المعادلة (4) على الصورة الاتية:

$$K_{eq} = \frac{[G]^g [H]^h}{[A]^a [B]^b} \quad (5)$$

يعرف ثابت الاتزان K_{eq} بأنه النسبة بين ثابت تناسب سرعة التفاعل الامامي (k_f) وثابت تناسب سرعة التفاعل الخلفي (k_b).

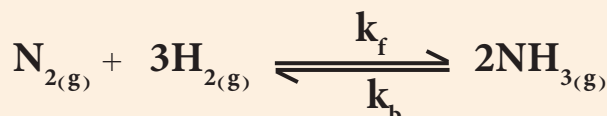
وعند قياس تراكيز المواد المتفاعلة والناجمة عند حصول الاتزان بالمولارية $[M]$ فان ثابت الاتزان K_{eq} يرمز له بالرمز K_c (ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية، حيث c من **concentration** وتعني تركيز) ويصطلح على عدم كتابة وحدات لهذا الثابت. يعرف بأنه حاصل ضرب التراكيز المولارية للمواد الناتجة عند حالة الاتزان مقسوماً على حاصل ضرب التراكيز المولارية للمواد المتفاعلة عند الاتزان كلٌ منها مرفوع لاس عدد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة، وهي قيمة ثابتة عند ثبوت درجة الحرارة.

وبما إن المعادلة رقم (5) عبر عنها بكتابة التراكيز المولارية للمواد المتفاعلة والناجمة فيكون ثابت الاتزان لها K_c بدلاً من K_{eq} وتكتب على الصورة الاتية:

$$K_c = \frac{[G]^g [H]^h}{[A]^a [B]^b} \quad (6)$$

مثال 2 - 1

للتفاعل المتزن الاتي:



وجد ان ثابت سرعة التفاعل الامامي k_f يساوي 0.11 وثابت سرعة التفاعل الخلفي k_b يساوي 0.05. احسب ثابت الاتزان K_{eq} للتفاعل.

الحل:

$$K_{eq} = \frac{k_f}{k_b} = \frac{0.11}{0.05} = 2.2$$

تمرين 2 - 1

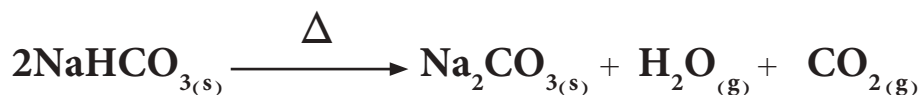
تفاعل ما متزن ثابت الاتزان له K_{eq} يساوي 4.24 وثابت سرعة التفاعل الخلفي k_b يساوي 0.02. احسب ثابت سرعة التفاعل الامامي k_f .
ج : 0.0848

وعندما تكون المواد المشتركة في التفاعل والناجحة في حالتها الغازية يكون من السهولة قياس ضغوطها الجزئية اكثر من قياس تراكيزها المولارية، لذا من المناسب التعبير عن تركيز الغاز بدلالة ضغطه الجزئي (P) لذلك فان ثابت الاتزان K_{eq} يرمز له بالرمز K_p (ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية، حيث P من Pressure وتعني ضغط) . وعندما يعبر عن الكميات الغازية الداخلة في التفاعل بدلالة ضغوطها الجزئية يعبر عن ثابت الاتزان لها حسب المعادلة رقم (5) على الصورة الاتية :

$$K_p = \frac{P_G^g \times P_H^h}{P_A^a \times P_B^b} \quad (7)$$

يعرف ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية K_p بانه (حاصل ضرب الضغوط الجزئية للمواد الناجحة عند الاتزان مقسوماً على حاصل ضرب الضغوط الجزئية للمواد المتفاعلة عند الاتزان كل منها مرفوع الى اس عدد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة) ، وهي قيمة ثابتة عند ثبوت درجة الحرارة .

ومن المهم ذكره هنا أن في التفاعلات المتجانسة التي تكون فيها جميع المواد المتفاعلة والناجحة في الطور الغازي يجب ان يشتمل ثابت الاتزان على النسبة بين حاصل ضرب الضغوط الجزئية لجميع المواد الناجحة مرفوع لاس عدد مولاتها في المعادلة الى حاصل ضرب الضغوط الجزئية لجميع المواد المتفاعلة مرفوع لاس عدد مولاتها في المعادلة كما هو موضح في المعادلة رقم (7) .
اما في التفاعلات غير المتجانسة والتي تحتوي على مواد باكثر من طور واحد كما هو في تفاعل التفكك الحراري لبكربونات الصوديوم (صودا الخبز) التالي فيحذف عند كتابة ثابت الاتزان له المواد الصلبة والسائلة النقية .



تصل التفاعلات غير المتجانسة الى حالة الاتزان شأنها شأن التفاعلات المتجانسة . فاذا تم وضع بيكربونات الصوديوم في وعاء مغلق وتم تسخينها فسيصل التفاعل في لحظة معينة الى حالة الاتزان .



وثابت الاتزان لهذا التفاعل يكتب على الصورة الآتية:

$$K_c = \frac{[\text{Na}_2\text{CO}_3][\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{NaHCO}_3]^2}$$

ويمكن حذف تراكيز المواد الصلبة والسائلة من علاقة ثابت الاتزان (لأن المواد الصلبة والسائلة النقية يبقى تركيزها ثابتاً مهماً تغيرت كمياتها، حتى وان تغير الحجم فإن النسبة بين كمية هذه المواد الى الحجم ستبقى ثابتة). لذا فعند كتابة علاقة ثابت الاتزان للتفاعلات غير المتجانسة يجب كتابته بدون تراكيز المواد الصلبة والسائلة النقية. فثابت الاتزان للتفكك الحراري لبيكربونات الصوديوم يكتب على الشكل الآتي:

$$K_c = [\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]$$

او بدلالة الضغوط الجزئية يساوي K_p الآتي:

$$K_p = P_{\text{CO}_2} P_{\text{H}_2\text{O}}$$

وفي مثال اخر فان ثابت الاتزان للتفكك الحراري لكربونات الكالسيوم عند وصولها لحالة الاتزان:



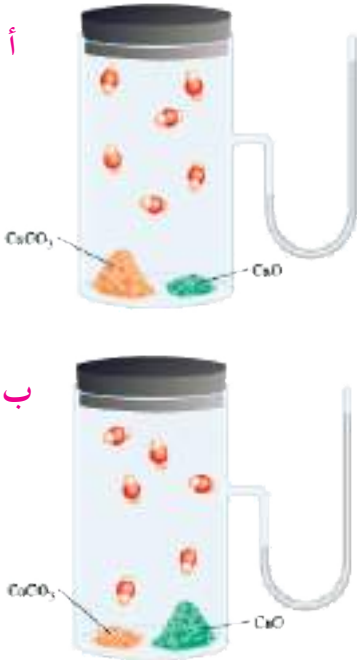
يكتب على الصورة الآتية بدلالة التراكيز المولارية:

$$K_c = [\text{CO}_2]$$

او بدلالة الضغوط الجزئية:

$$K_p = P_{\text{CO}_2}$$

فضغط CO_2 عند الاتزان يبقى ثابتاً عند درجة الحرارة نفسها ولا يتأثر باختلاف كميات CaO و CaCO_3 ، كما هو مبين في الشكل (2-3).

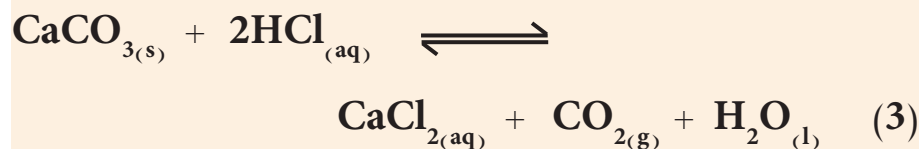


الشكل 2-4

ضغط CO_2 عند الاتزان في أ و ب هو نفسه عند درجة الحرارة نفسها على الرغم من اختلاف كمية CaCO_3 (ممثلاً باللون البرتقالي) وكمية CaO (ممثلاً باللون الاخضر).

مثال 2 - 2

اكتب ثوابت الاتزان للتفاعلات التالية بدلالة التراكيز المولارية:



الحل:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{Br}_2]}{[\text{HBr}]^2} \quad (1)$$

$$K_c = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]} \quad (2)$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{CaCl}_2]}{[\text{HCl}]^2} \quad (3)$$

مثال 3 - 2

اكتب ثوابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية للتفاعلات الآتية:



الحل:

$$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{H}_2}^3 P_{\text{N}_2}} \quad (1)$$

$$K_p = \frac{1}{P_{\text{O}_2}} \quad (2)$$

2 - 6 حساب ثابت الاتزان K_{eq}

يمكن إيجاد قيمة ثابت الاتزان بواسطة قياس تراكيز جميع المواد المتفاعلة والناجمة عند وصول التفاعل الى حالة الاتزان ، حيث يتم تعويض هذه القيم في علاقة ثابت الاتزان للتفاعل المعين عند درجة حرارة ثابتة . إن إي تفاعل في حالة اتزان ويجري عند درجة حرارة ثابتة تكون قيمة K_{eq} هي نفسها مهما كانت الكمية الموجودة من المتفاعلات او النواتج في إناء التفاعل . أن قيمة ثابت الاتزان كمية ثابتة مهما تغيرت التراكيز للمواد المتفاعلة أو الناتجة الابتدائية الموضوعه في إناء التفاعل .

مثال 2 - 4

جد قيمة K_{eq} للتفاعل الآتي :



إذا علمت أن التراكيز في درجة حرارة معينة عند حصول الاتزان هي :

$$[\text{CH}_4] = 0.02 \text{ M} \text{ و } [\text{C}_2\text{H}_2] = 0.05 \text{ M} \text{ و } [\text{H}_2] = 0.143 \text{ M}$$

الحل:

طالما ان التراكيز المولارية للمواد هي عند الاتزان فنكتب علاقة ثابت الاتزان

K_{eq} بدلالة K_c

$$K_c = \frac{[\text{C}_2\text{H}_2][\text{H}_2]^3}{[\text{CH}_4]^2} = \frac{(0.05)(0.143)^3}{(0.02)^2} = 0.37$$

ج : 6.92

تمرين 2 - 2

جد قيمة K_{eq} للتفاعل الآتي عند 100°C



إذا علمت إن التراكيز لمواد التفاعل عند

حصول حالة الاتزان هي كالاتي :

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0.002 \text{ M}$$

$$[\text{NO}_2] = 0.017 \text{ M}$$

وهناك نوع آخر من المسائل الحسابية تكون قيمة ثابت الاتزان معلومة وتعطى تراكيز أو ضغوط جزئية ابتدائية للمواد المتفاعلة ويكون مطلوباً إيجاد تراكيز المواد المتفاعلة والناجمة عند حصول الاتزان (وهنا يجب على الطالب ان يميز بين التراكيز او الضغوط الجزئية الابتدائية والتراكيز والضغوط الجزئية عند حالة الاتزان). وعند حل هذا النوع من المسائل، يكون من الافضل ان نعمل مخططاً للتفاعل مروراً بثلاث مراحل يبين تراكيز المواد المشتركة في التفاعل هي قبل بدء التفاعل والتغير الحاصل على التراكيز أو الضغوط الجزئية عند بدء التفاعل (الحالة الابتدائية) وفي الاخير وصول التفاعل الى حالة الاتزان وكما هو موضح في المثال الآتي :

في التفاعل الآتي:



خلط 0.5 mole من H_2 و 0.5 mole من I_2 في وعاء حجمه لتر وبدرجة حرارة 430°C وصل التفاعل إلى حالة الاتزان فوجد أن ثابت الاتزان K_c لهذا التفاعل يساوي 5.29 احسب تراكيز المواد التي تمثل مزيج الاتزان.

الحل:

تُحسب التراكيز الابتدائية للمواد المشتركة في التفاعل من معرفة عدد مولات المواد وحجم المزيج من العلاقة الآتية:

$$[M] = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}}$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{0.5 \text{ (mol)}}{1 \text{ (L)}} = 0.5 \text{ mol/L}$$

	$\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$		
التركيز / M	$[\text{H}_2]$	$[\text{I}_2]$	$2 [\text{HI}]$
التراكيز الابتدائية	0.5	0.5	0.0
التغير في التراكيز	-x	-x	+2x
التراكيز عند الاتزان	0.5-x	0.5-x	2x

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

$$5.29 = \frac{[2x]^2}{[0.5-x][0.5-x]}$$

$$5.29 = \frac{[2x]^2}{[0.5-x]^2}$$

يجذر الطرفين وحل المعادلة نحصل على قيمة x

$$x = 0.267 \text{ mol/L}$$

لذا فالتراكيز عند الاتزان

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0.5 - 0.267 = 0.233 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HI}] = 2 \times 0.267 = 0.534 \text{ mol/L}$$

اما النوع الثالث من المسائل ففيه تعطى تراكيز أو ضغوط جزئية للمواد المتفاعلة الابتدائية الموضوعة في اناء التفاعل وتركيز أو ضغط جزئي احد المواد المتفاعلة او الناتجة عند حصول الاتزان ويكون المطلوب ايجاد قيمة ثابت الاتزان .

مثال 2 - 6

في أحد التجارب العملية ادخل 0.625 mole من غاز N_2O_4 في وعاء سعته 5L فتفكك الغاز حسب التفاعل التالي وبدرجة حرارة معينة . وعند وصول التفاعل الى حالة الاتزان وجد إن تركيز N_2O_4 المتبقي يساوي 0.025 mole/L احسب قيمة K_c لهذا التفاعل .



الحل:

نحول عدد المولات في 5 L الى عدد المولات في اللتر الواحد اي نحسب التركيز المولاري الابتدائي لغاز N_2O_4 .

$$M (\text{mol/L}) = \frac{n (\text{mol})}{V (\text{L})} = \frac{0.625 (\text{mol})}{5 (\text{L})} = 0.125 \text{ mol/L}$$

	$\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$	
التركيز / M	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$2 [\text{NO}_2]$
التركيز الابتدائية	0.125	0.000
التغير في التراكيز	-x	+2x
التركيز عند الاتزان	$0.125 - x$	2x

تركيز $[\text{N}_2\text{O}_4]$ عند الاتزان يساوي 0.025 mole/L لذا

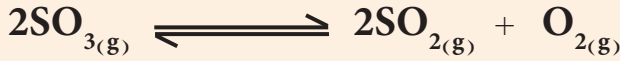
$$0.125 - x = 0.025 \Rightarrow x = 0.10 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NO}_2] = 2x = 2 \times 0.10 = 0.20 \text{ mol/L}$$

وعلاقة ثابت الاتزان

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{[0.20]^2}{[0.025]} = 1.6$$

للتفاعل الغازي الاتي :



وفي وعاء مغلق حجمه لتر واحد وجد أن ضغط غاز SO_3 قبل تفككه يساوي 3 atm عند درجة حرارة معينة بلغ التفاعل حالة الاتزان فوجد إن الضغط الكلي لخليط الغازات يساوي 4 atm احسب K_p للتفاعل عند الاتزان .

الحل :

	$2\text{SO}_{3(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$		
الضغط / atm	2SO_3	2SO_2	O_2
الضغوط الابتدائية	3.0	0.0	0.0
التغير في الضغوط	-2x	+2x	+x
الضغوط عند الاتزان	$3.0-2x$	2x	x

ان الضغط الكلي حسب قانون دالتون يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات الموجودة في مزيج التفاعل . فاذا فرضنا ان الضغط الكلي للمزيج عند حالة الاتزان P_T فانه يساوي :

$$P_T = P_{\text{SO}_3} + P_{\text{SO}_2} + P_{\text{O}_2}$$

$$4 = (3-2x) + 2x + x$$

وبحل المعادلة نحصل على قيمة x

$$x = 1 \text{ atm}$$

$$P_{\text{SO}_3} = 3.0 - 2x = 3.0 - 2 \times 1 = 1 \text{ atm}$$

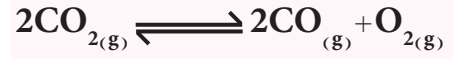
$$P_{\text{SO}_2} = 2x = 2 \times 1 = 2 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = x = 1 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{SO}_2}^2 P_{\text{O}_2}}{P_{\text{SO}_3}^2} = \frac{(2)^2 (1)}{(1)^2} = 4$$

تمرين 2 - 3

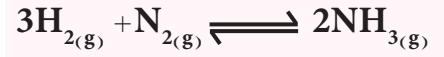
للتفاعل



وضع في اناء حجمه لتر 0.8 mole من غاز CO_2 وبدرجة حرارة معينة وعند وصول التفاعل الى حالة الاتزان وجد ان نصف كمية الغاز قد تفككت . احسب K_c .
ج : 0.2

تمرين 2 - 4

في التفاعل الغازي الاتي :



وضعت كميات مختلفة (مولات مختلفة) من H_2 و N_2 في اناء سعته لتر وعند وصول التفاعل لحالة الاتزان وجد أن ما استهلك من H_2 يساوي 0.3 mole وما تبقى من N_2 يساوي 0.2 mole . ما عدد مولات كل من H_2 و N_2 قبل التفاعل علماً بأن ثابت الاتزان K_c للتفاعل يساوي 200 .

$$[\text{N}_2] = 0.3 \text{ mol / L} \quad \text{ج :}$$

$$[\text{H}_2] = 0.4 \text{ mol / L}$$

7 - 2 العلاقة بين ثابتي الاتزان K_p و K_c

هنالك علاقة تربط بين ثابت الاتزان المعبر عنه بدلالة الضغوط الجزئية K_p وثابت الاتزان المعبر عنه بدلالة التراكيز المولارية K_c وذلك حسب العلاقتين الآتيتين:

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

او بشكلها الآخر:

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

والرمز Δn_g يعرف حسب العلاقة الآتية:

$$\Delta n_g = \sum n_g (\text{Products}) - \sum n_g (\text{Reactants})$$

وتتوقف العلاقة بين K_p و K_c على قيمة Δn_g وكالاتي:

- (1) Δn_g تساوي صفراً ، فان قيمة $K_c = K_p$.
- (2) Δn_g تساوي قيمة موجبة ، فان قيمة K_p اكبر من قيمة K_c .
- (3) Δn_g تساوي قيمة سالبة ، فان قيمة K_p اصغر من قيمة K_c .

مثال 2 - 8

في تفاعل ما $\Delta n_g = -1$ و $K_c = 4.1$ بدرجة حرارة 227°C فما قيمة K_p لهذا التفاعل.

الحل:

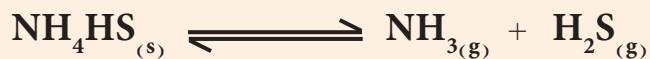
نحول درجة الحرارة من وحدة $^\circ\text{C}$ الى وحدة K

$$T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273 = 227 + 273 = 500 \text{ K}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n_g} = 4.1 (0.082 \times 500)^{-1} = 0.1$$

مثال 2 - 9

افترض حصول الاتزان للتفاعل الآتي عند درجة حرارة 300K .



ووجد أن قيم الضغوط الجزئية لكل من غازي النواتج عند حصول الاتزان تساوي 0.3 atm . احسب K_p و K_c للتفاعل.

الحل:

$$K_p = P_{\text{NH}_3} P_{\text{H}_2\text{S}} = (0.3) (0.3) = 0.09$$

$$\Delta n_g = \sum n_g (\text{Products}) - \sum n_g (\text{Reactants}) = 2 - 0 = 2$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n_g} = 0.09 (0.082 \times 300)^{-2} = 1.5 \times 10^{-4}$$

التعبير!

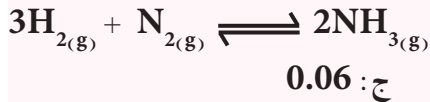
ان Δn_g يمثل الفرق بين عدد مولات المواد الناتجة والمواد المتفاعلة في حالتها الغازية فقط لذا وضع (g) لتبيان ذلك.

التعبير!

في هذا النوع من المسائل نستخدم قيمة R التي تساوي $0.082 \text{ L. atm / K. mol}$

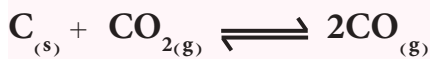
تمرين 2 - 5

احسب قيمة K_c للتفاعل المتزن التالي عند 500°C . اذا علمت ان قيمة K_p للتفاعل تساوي 1.5×10^{-5} عند درجة الحرارة نفسها.



تمرين 2 - 6

اذا كانت K_c تساوي 1.6 عند 1000°C بالنسبة للتفاعل الآتي:



احسب ضغط CO الجزئي في حالة الاتزان عندما يكون الضغط الجزئي في تلك الحالة لغاز CO_2 يساوي 0.6 atm .

ج: 10 atm

2 - 8 أهمية ثابت الاتزان

- لمعرفة قيمة ثابت الاتزان أهمية كبيرة حيث يمكن لقيمته العددية:
 أ- تحديد اتجاه التفاعل
 ب- بيان العلاقة بين ثابت الاتزان وطريقة كتابة المعادلة.

2-8-1 اتجاه التفاعل من معرفة قيمة ثابت الاتزان

إذا اخذنا المثال البسيط الآتي :



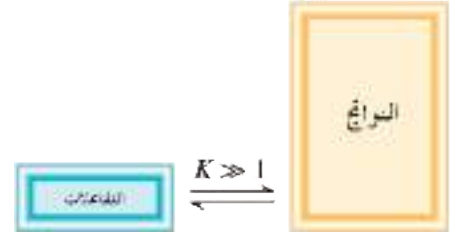
فإذا كانت قيمة $K_c = 100$ له فهذا يعني :

$$K_c = \frac{[B]}{[A]} \Rightarrow 100 = \frac{[B]}{[A]} \Rightarrow [B] = 100 [A]$$

من خلال العلاقة الرياضية الأخيرة نكتشف أن تركيز $[B]$ المتكون أكبر بمئة مرة من تركيز $[A]$ المتبقي وعليه فإن موضع الاتزان يكون في اتجاه تكوين المادة B الناتجة وهذا الشيء مرغوب فيه وخاصة في الصناعة.

أما إذا كانت قيمة $K_c = 0.01$ للتفاعل نفسه .

$$K_c = \frac{[B]}{[A]} \Rightarrow 0.01 = \frac{[B]}{[A]} \Rightarrow [A] = 100 [B]$$



الشكل 2-4

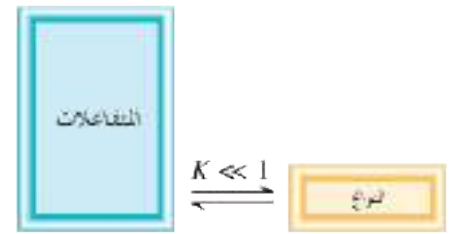
إذا كانت قيمة K أكبر بكثير من الواحد ($K \gg 1$) ستكون النواتج أكبر بكثير من المواد المتفاعلة عند حالة الاتزان، وعندها يقال أن الاتزان يميل نحو اليمين.

ففي هذه الحالة يكون تركيز $[A]$ عند حالة الاتزان أكبر بمئة مرة من تركيز المادة $[B]$ وعليه فإن موضع الاتزان يكون في اتجاه المادة A .
 وكقاعدة عامة يمكن القول :

1. إذا كانت قيمة ثابت الاتزان كبيرة جداً دل ذلك على أن تركيز المواد الناتجة يكون كبيراً جداً، ويعني ذلك أن التفاعل يسير في اتجاه واحد تقريباً هو الاتجاه الأمامي. الشكل (2-4).

2. إذا كانت قيمة ثابت الاتزان صغيرة جداً دل ذلك على أن تراكيز المواد الناتجة يكون صغيراً جداً عند حالة الاتزان، ما يعني أن التفاعل يسير في اتجاه واحد تقريباً هو الاتجاه الخلفي. الشكل (2-5).

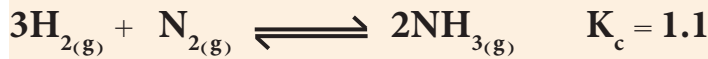
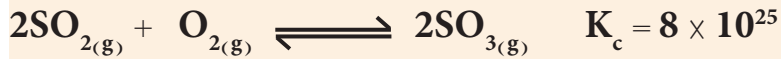
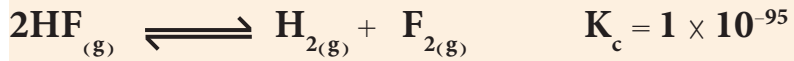
3. إذا كانت قيمة ثابت الاتزان تساوي الواحد الصحيح أو أي قيمة مقاربة له فإن هذا يعني أن تراكيز كل من المواد المتفاعلة والناتجة في التفاعل تكاد تكون متساوية .



الشكل 2-5

إذا كانت قيمة K أصغر بكثير من الواحد ($K \ll 1$) ستكون المتفاعلات أكبر بكثير من المواد الناتجة، وعندها يقال أن الاتزان يميل نحو اليسار.

من قيم ثوابت الاتزان K_c لكل من التفاعلات التالية تنبأ بحالة الاتزان لها .



الحل :

1. التفاعل الاول قيمة ثابت الاتزان صغيرة جداً، أي: عند حالة الاتزان فان كمية المواد الناتجة H_2 و F_2 ضئيلة جداً لدرجة انه يمكن اعتبار ان مثل هذا التفاعل يكاد لا يحدث من الناحية العملية .
2. التفاعل الثاني قيمة ثابت الاتزان كبيرة جداً اي عند حالة الاتزان فان كمية المادة الناتجة SO_3 قد وصلت الى درجة قريبة من الاكتمال ، وان تراكيز المواد المتفاعلة كمية ضئيلة جداً SO_2 و O_2 التي بقيت بدون تفاعل . لذا فمن الناحية العملية نستطيع القول إن هذا التفاعل يكاد يكون تاماً .
3. التفاعل الثالث قيمة ثابت الاتزان مقاربة للواحد الصحيح لذا فعند حالة الاتزان تكون كمية المواد المتفاعلة (غازي H_2 و N_2) و كمية المواد الناتجة (غاز NH_3) متقاربة في تراكيزها .

2-8-2 العلاقة بين ثابت الاتزان وطريقة كتابة المعادلة

من الضروري ان نلاحظ في الحالات كافة أن علاقة ثابت الاتزان في تفاعل ما تتبع الصيغة التي تكتب بها المعادلة الكيميائية الموزونة وسندرج هنا ثلاث قواعد يمكن اتباعها .

القاعدة الاولى :

اذا عكس اتجاه تفاعل ما فإن ثابت الاتزان الجديد يساوي مقلوب ثابت الاتزان الاول .

فعلى سبيل المثال اذا كان لدينا التفاعل المتزن الاتي :



فإن ثابت الاتزان لهذا التفاعل يعبر عنه كالآتي :

$$K_{c1} = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2][\text{Cl}_2]}$$

وعند عكس هذا التفاعل :



فإن ثابت الاتزان لهذا التفاعل يعبر عنه كالآتي :

$$K_{c2} = \frac{[\text{H}_2][\text{Cl}_2]}{[\text{HCl}]^2}$$

من خلال التفاعلين سنجد ان العلاقة بين قيمتي ثابت الاتزان K_{c2} و K_{c1} تكون كالتالي:

$$K_{c2} = \frac{1}{K_{c1}}$$

القاعدة الثانية :

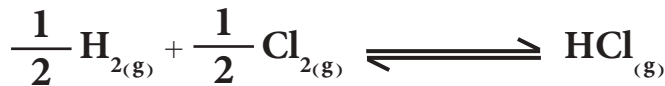
اذا ضربت معادلة تفاعل ما في معامل معين (رقم مثلاً) فان ثابت الاتزان الجديد يساوي قيمة ثابت الاتزان الاول مرفوع الى أس يساوي ذلك المعامل، وهذه القاعدة يمكن توضيحها بالمثال التالي، لنأخذ التفاعل المتزن السابق



ويكون ثابت اتزانه:

$$K_{c1} = \frac{[HCl]^2}{[H_2][Cl_2]}$$

فاذا ضرب هذا التفاعل في العدد $\frac{1}{2}$ فتصبح المعادلة:



وثابت اتزان المعادلة الاخيرة يعبر عنه :

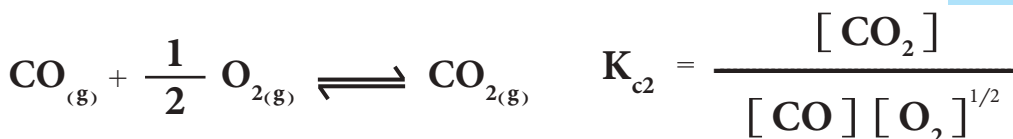
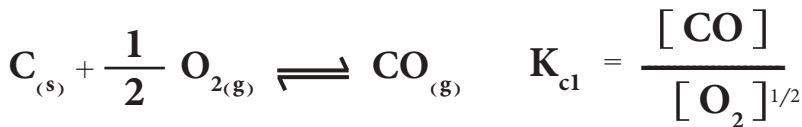
$$K_{c2} = \frac{[HCl]}{[H_2]^{1/2} [Cl_2]^{1/2}}$$

وبالتمعن بقيم K_{c2} و K_{c1} نجد أن ثابت الاتزان الجديد K_{c2} يساوي ثابت الاتزان الاول مرفوعاً للأس $\frac{1}{2}$ أي:

$$K_{c2} = (K_{c1})^{1/2} = \sqrt{K_{c1}}$$

القاعدة الثالثة :

اذا كان التفاعل ناتجاً من مجموع عدد من التفاعلات فان ثابت الاتزان للتفاعل الكلي يساوي حاصل ضرب ثوابت الاتزان لكل التفاعلات التي ينتج عن مجموعها. فمثلاً لنأخذ التفاعلين المتزنين الاتيين :



تمرين 2 - 7

للتفاعل $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ ثابت الاتزان K_p له = 0.39 بدرجة حرارة $227^\circ C$ فما قيمة K_c للتفاعل $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ بدرجة الحرارة نفسها.

ج : 0.0625

التعبئة !

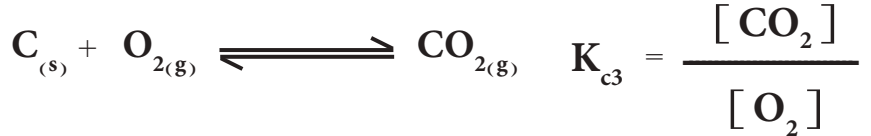
الكربون مادة صلبة لذا لا يتضمنها ثابت الاتزان.

ويجمع التفاعلين نحصل على التفاعل الآتي :

تمرين 2 - 8

وضع مول واحد من بروميد الهيدروجين في وعاء مغلق حجمه لتر واحد وبدرجة حرارة معينة وصل التفاعل الغازي إلى حالة الاتزان ، فوجد ان المتكون من غاز البروم 0.2 mole حسب التفاعل الآتي :

$2\text{HBr} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{Br}_2$
فما عدد مولات غاز HBr في خليط الاتزان لإناء آخر حجمه 1.0 L الناتج من خلط غازي البروم والهيدروجين بكميات 2.0 mole لكل منها.
ج : 2.4 mole



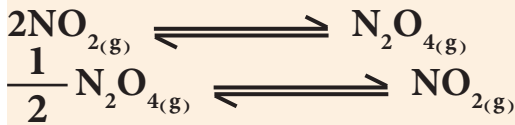
لذا يكون ثابت الاتزان للتفاعل الثالث K_{c3} يساوي حاصل ضرب ثابتي الاتزان K_{c1} و K_{c2} اي : $K_{c3} = K_{c1} \times K_{c2}$

مثال 2 - 11

إذا كان ثابت الاتزان عند 100°C للتفاعل التالي يساوي 0.36



فما ثابت الاتزان للتفاعلات التالية عند درجة الحرارة نفسها :

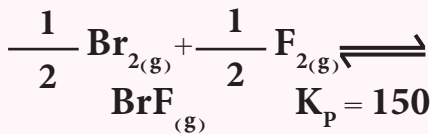


الحل :

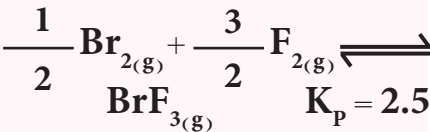
ثابت الاتزان للمعادلة الاولى

$$K_{c1} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 0.36$$

وجد ان ثابت الاتزان للضغط الجزئية بدرجة حرارة 2000 K لكل من التفاعلات الآتية هي :

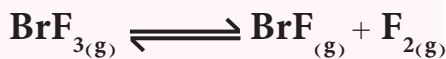


$$K_{c2} = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}]^2} = \frac{1}{0.36} = 2.8$$



المعادلة $2\text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ هي عكس المعادلة الاولى وبالتالي فان K_{c2} يساوي مقلوب K_{c1} .
المعادلة $\frac{1}{2}\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons \text{NO}_{2(g)}$ هي نفس المعادلة الاولى الا انها مضروبة بالعدد $\frac{1}{2}$ لذلك فثابت الاتزان لها هو نفسه ثابت الاتزان للمعادلة

احسب ثابت الاتزان K_c للتفاعل :



الاولى مرفوع الى اس $\frac{1}{2}$ حسب القاعدة الثالثة

ج : 0.366

$$K_{c3} = \frac{[\text{NO}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_4]^{1/2}} = \sqrt{0.36} = 0.6$$

2 - 9 حاصل التفاعل Reaction Quotient

يمكن لنا في أي لحظة من التفاعل معرفة اتجاه التفاعل أو حالة الاتزان إذا أمكن لنا معرفة تراكيز المواد الناتجة والمتفاعلة في تلك اللحظة والتي من خلالها يمكن ان نجد قيمة تسمى بحاصل التفاعل يرمز له بالرمز (Q) من Quotient وتعني حاصل القسمة) وهي قيمة افتراضية لثابت الاتزان تحسب في لحظة ما خلال التفاعل للتنبؤ بوصوله الى حالة الاتزان. يعبر عن Q بنفس العلاقة المستعملة للتعبير عن K_c والفرق الرئيسي بينهما هو ان التراكيز المستخدمة في علاقة Q هي ليست بالضرورة القيم عند وصول التفاعل الى حالة الاتزان. والعلاقة بين K_c و Q يمكن بواسطتها التنبؤ بحالة الاتزان أو اتجاه سير التفاعل وحسب الاتي:

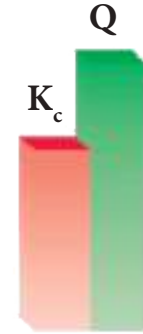
1. اذا كانت $K_c = Q$ فان النظام في هذه الحالة في حالة اتزان، وتراكيز النواتج والمتفاعلات تراكيز اتزان أي ستبقى ثابتة.

2. عندما تكون Q أكبر من K_c ($Q > K_c$) فان التفاعل ليس في حالة اتزان، وتكون تراكيز النواتج اعلى من تراكيزها عند الاتزان، لذا فانها تتناقص للوصول الى حالة الاتزان، وليحدث ذلك يتجه التفاعل من اليمين (النواتج) الى اليسار (المتفاعلات).

3. عندما تكون Q اصغر من K_c ($Q < K_c$) فان التفاعل ليس في حالة اتزان ايضاً، حيث تكون تراكيز النواتج اقل من تراكيزها عند حالة الاتزان، لذا تتزايد قيمتها للوصول الى حالة الاتزان، وليتم ذلك يتجه التفاعل من اليسار (المتفاعلات) الى اليمين (النواتج).



حالة الاتزان: لا تغير في تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة



النواتج ← المتفاعلات



النواتج → المتفاعلات

مثال 2 - 12



عند 500°C هو 0.06 ادرس الحالات التالية وقرر اتجاه سير التفاعل (علماً بأن جميع التراكيز معبراً عنها بوحدة mole / L).

[H ₂]	[N ₂]	[NH ₃]	
0.002	0.00001	0.001	(1)
0.354	0.000015	0.0002	(2)
0.01	5.00	0.0001	(3)

الحل:

نجد قيمة Q لكل حالة ونقارنها مع قيمة K_c للتنبؤ باتجاه سير التفاعل

$$Q = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3[N_2]} = \frac{(0.001)^2}{(0.002)^3(0.00001)} = 12.5 \times 10^5 \quad (1)$$

وحيث ان قيمة Q أكبر من قيمة K_c فإن التفاعل يسير بالاتجاه الخلفي، أي: إن النظام ينزاح نحو اليسار [باتجاه المتفاعلات] الى ان يصل التفاعل الى حالة اتزان جديدة.

$$Q = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]} = \frac{(0.0002)^2}{(0.354)^3(0.000015)} = 0.06 \quad (2)$$

قيمة Q تساوي قيمة K_c إذن التفاعل في حالة اتزان والتراكيز هي تراكيز اتزان ثابتة .

$$Q = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]} = \frac{(0.0001)^2}{(0.01)^3(5.00)} = 0.002 \quad (3)$$

قيمة Q أصغر من قيمة K_c إذن التفاعل غير متزن ويسير بالاتجاه الامامي . أي : ان النظام ينزاح نحو اليمين (باتجاه النواتج) الى ان يصل التفاعل الى حالة اتزان جديدة .

10- 2 العلاقة بين الطاقة الحرة ΔG وقيمة ثابت الاتزان K_{eq}

للتفاعل الاتي :



ترتبط الطاقة الحرة غير القياسية ΔG مع الطاقة الحرة القياسية ΔG° لهذا التفاعل العام بالعلاقة الآتية :

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[G]^g [H]^h}{[A]^a [B]^b} \quad (1)$$

حيث R ثابت الغازات ويساوي بوحدة الطاقة $(R = 8.314 \text{ J/K.mol})$ و T درجة الحرارة بوحدة الكلفن K. ومن تعريف حاصل القسمة يمكن كتابة المعادلة (1) على الصورة الاتية :

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q \quad (2)$$

عند وصول التفاعل الى حالة الاتزان تكون قيمة الطاقة الحرة ΔG مساوية صفراً، أي: $\Delta G = 0$

وحاصل القسمة Q يساوي ثابت الاتزان K_{eq} (من equilibrium وتعني الاتزان). لذا تصبح المعادلة (2)

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq} \quad , \quad \ln X = 2.303 \log X$$

$$\Delta G^\circ = -2.303 RT \log K_{eq}$$

وتصبح المعادلة وفي هذه المعادلة يستخدم K_p لتفاعلات الغازات عندما يُعبر عن كمياتها بدلالة ضغوطها الجزئية و K_c للتفاعلات في المحاليل عندما يُعبر عن كمياتها بدلالة تراكيزها المولارية .

تعدُّ هذه المعادلة من اهم المعادلات في الترموداينمك لانها تمكننا من معرفة التغيير في الطاقة الحرة القياسية ΔG° من معرفة قيمة ثابت الاتزان K_{eq} والعكس صحيح . ويمكن توضيح هذه العلاقة في الجدول (1 - 2) .

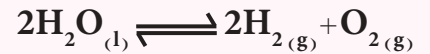
الجدول 1-2 العلاقة بين ΔG° و K_{eq} حسب المعادلة: $\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$

الملاحظات	ΔG°	$\ln K_{eq}$	K_{eq}
يُجري التفاعل تلقائياً من التفاعلات الى النواتج	سالبة	موجبة	> 1
التفاعل في حالة اتزان (النسبة ثابتة بين النواتج والمتفاعلات)	0	0	$= 1$
لا يجري التفاعل تلقائياً وانما يحدث التفاعل العكسي اي تتحول النواتج الى المتفاعلات تلقائياً	موجبة	سالبة	< 1

يلاحظ من الجدول (1 - 2) انه كلما زادت قيمة K_{eq} ايجابياً (عددياً بالاتجاه الموجب) كلما كانت قيمة ΔG° ذات قيمة سالبة اعلى، اي الافضلية للتفاعل الامامي من التفاعل الخلفي، مما يعني زيادة تلقائية التفاعل.

تمرين 2 - 10

احسب ثابت الاتزان K_p للتفاعل التالي عند درجة حرارة $25^\circ C$ وضغط 1 atm .



اذا علمت ان الطاقة الحرة القياسية لتكوين الماء هي:

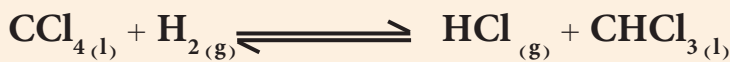
$$\Delta G_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -237 \text{ kJ/mol}$$

وبين هل يحدث هذا التفاعل تلقائياً في درجة حرارة $25^\circ C$.

ج: 8×10^{-84} ، لا يحدث تلقائياً.

مثال 2 - 13

اذا علمت ان ΔG° للتفاعل التالي تساوي $\Delta G^\circ = -104 \text{ kJ/mol}$ عند درجة حرارة $25^\circ C$ وضغط 1 atm .



احسب ثابت الاتزان K_{eq} عند الظروف نفسها .

الحل:

نحول درجة الحرارة من وحدة $^\circ C$ الى K .

$$T(K) = t(^\circ C) + 273 = 25 + 273 = 298 K$$

$$R = 8.314 \text{ J/K.mol}$$

يجب ملاحظة توحيد وحدات R مع ΔG° بحيث إن كليهما يجب ان يعبر عنها بالجول (J) . وبما أن وحدة ΔG° بوحدته kJ فيجب تحويلها الى وحدة J

$$\Delta G^\circ (\text{J/mol}) = \Delta G^\circ (\text{kJ/mol}) \times \frac{1000 (\text{J})}{1 (\text{kJ})}$$

$$= -104 (\text{kJ/mol}) \times \frac{1000 (\text{J})}{1 (\text{kJ})} = -104000 \text{ J/mol}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$$

$$-104000 (\text{J/mol}) = -8.314 (\text{J/K.mol}) \times 298 (\text{K}) \ln K_{eq}$$

وبحل المعادلة نجد ان قيمة K_{eq} تساوي : $K_{eq} = 1.7 \times 10^{18}$ وهذه القيمة

كبيرة جداً ما يعني ان قيمة تراكيز المتفاعلات قليلة جداً والتفاعل شبه تام.

النتيجة !

ملاحظة: ان الرمز (ln) يعني اللوغارتم الطبيعي للاساس (e) . ويمكن ايجاد قيمة K_{eq} بأخذ عكس قيمة (ln) باستخدام الحاسبة اليدوية وكما مر في الفصل التمهيدي.

11 - 2 قاعدة لو شاتليه Le Chatelier's Principle

يعبر عن تغير موضع الاتزان (Equilibrium Postion) بأنه مدى انحراف أو انزياح الاتزان الكيميائي ناحية تكوين المواد الناتجة أو المتفاعلة لتفاعل كيميائي متزن. ولدراسة تأثير العوامل الخارجية على موضع الاتزان وجد العالم الفرنسي لو شاتليه قاعدة تنص على أنه (إذا اثر مؤثر خارجي، مثل تغير التركيز أو الحجم أو الضغط أو درجة الحرارة على تفاعل ما في حالة اتزان، فإن هذا التفاعل يتجه بالاتجاه الذي يقلل من تأثير ذلك المؤثر ليصل التفاعل الى حالة اتزان جديدة) ويشبه هذا المبدأ قانون نيوتن في الانظمة الميكانيكية والذي ينص على أن (لكل فعل رد فعل مساو له بالقيمة ومعاكس له في الاتجاه) وتنحصر المؤثرات الخارجية التي تؤدي الى الاخلال بحالة الاتزان فيما ياتي:

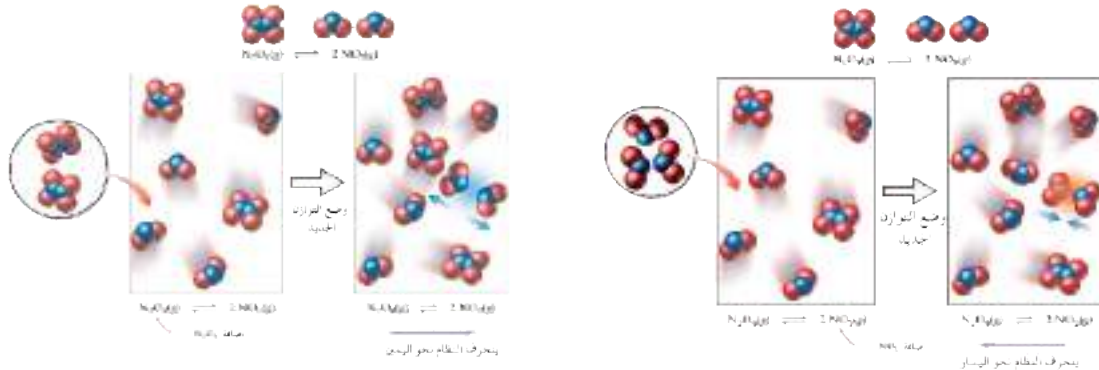
2 - 11 - 1 تأثير التغير في تراكيز المواد المتفاعلة أو الناتجة على موضع الاتزان

في تفاعل هابر لانتاج الامونيا المتزن الآتي:



يمكن الاستناد إلى قاعدة لو شاتليه للتنبؤ بالتغير الذي يحدث في حالة الاتزان، إذا أضيف مزيد من مادة متفاعلة أو مادة ناتجة أو سحب من أي منهما سوف يضطرب الاتزان ما يؤدي الى انزياح موضعه. فعند إضافة مزيد من الهيدروجين الى خليط الاتزان فإن موضع الاتزان سينزاح باتجاه التقليل من الكمية الزائدة من الهيدروجين المضاف وذلك باتجاه تكوين الأمونيا، أي ان سرعة التفاعل الامامي سوف تزداد مما يؤدي الى تكوين مزيداً من الامونيا، ويستمر ذلك لحين الوصول الى حالة اتزان جديدة. و تؤدي إضافة مزيد من النتروجين لتأثير متشابه. ولكن عند إضافة مزيد من الأمونيا الى خليط الاتزان سوف ينزاح التفاعل باتجاه التقليل من تأثير الكمية المضافة وذلك بتفككها الى H_2 و N_2 أي ان الاتزان ينزاح من اليمين إلى اليسار لتصل المواد مرة أخرى إلى حالة اتزان جديدة في موضع جديد. أما نقص أحد المواد وذلك بسحبها أو امتصاصها بإضافة أحد العوامل الممتصة فإن الاتزان ينزاح بالاتجاه الذي يعوض عن نقصها (اي ينزاح الى الجانب الذي تنقص فيه المادة) فعند سحب كمية من الأمونيا من المزيج المتزن ينزاح التفاعل من اليسار إلى اليمين أما عند سحب H_2 أو N_2 أو كليهما معاً فإن التفاعل سينزاح من اليمين إلى اليسار. وتعتبر عملية نقص أو زيادة أحد التراكيز في التفاعلات المتزنة أحد الطرائق الصناعية أو المخبرية لزيادة المنتج وذلك بإزاحة ذلك الناتج أو زيادة تراكيز المواد المتفاعلة بوسيلة ما. ففي طريقة هابر المذكورة اعلاه يتم سحب الامونيا المتكونة باستمرار لزيادة انتاج هذه المادة بشكل مستمر، بالاعتماد على قاعدة لو شاتليه. ويمكن اختصار ما نوقش اعلاه لتفاعل متزن بالقول:

- 1) عند الإضافة للنواتج ينزاح التفاعل نحو المتفاعلات أي نحو اليسار.
- 2) عند الإضافة للمتفاعلات ينزاح التفاعل نحو النواتج أي نحو اليمين.
- 3) عند السحب من النواتج ينزاح التفاعل نحو النواتج أي نحو اليمين.
- 4) عند السحب من المتفاعلات ينزاح التفاعل نحو المتفاعلات أي نحو اليسار.



ويوضح الشكل (2 - 6) تأثير اضافة احد المتفاعلات او النواتج على موضع الاتزان بالنسبة الى التفاعل :



الشكل 6-2

تأثير اضافة احد المتفاعلات او النواتج على موضع الاتزان للتفاعل :



2 - 11 - 2 تأثير الضغط أو حجم إناء التفاعل على موضع الاتزان

عندما يحدث التفاعل الكيميائي في نظام مغلق وعند درجة حرارة ثابتة مع عدم حدوث تغير في تراكيز المواد المتفاعلة أو الناتجة، فإن التغير بالضغط المسلط عليه أو التغير في حجم إناء التفاعل يؤدي بالتفاعل المتزن الى ان ينحرف باتجاه التقليل من تأثير هذا التغير. الشكلين (2-7) و (2-8) وكما يأتي :

1) إذا كان النظام المتزن مصحوباً بنقص في الحجم.

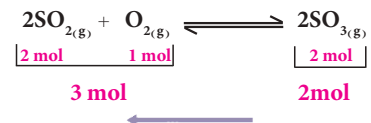
للتفاعل الغازي الآتي :



نلاحظ في التفاعل ان قيمة Δn_g تساوي (-1)، أي صاحب التفاعل نقص في الحجم الكلي (وهذا يحدث عندما حجم النواتج اقل من حجم المتفاعلات) فإن زيادة الضغط المؤثر (أو تقليل حجم إناء التفاعل) على مثل هذا النظام المتزن سيجعل النظام ينزاح في الاتجاه الذي ينتج فيه المزيد من المواد التي تشغل حجماً قليلاً، أي ان موضع الاتزان سوف ينزاح في اتجاه تكوين SO_3 ، كما ان نقصان الضغط (أو زيادة حجم إناء التفاعل) سيجعل النظام ينزاح في الاتجاه الذي ينتج فيه المزيد من المواد التي تشغل حجماً أكبر أي: ان SO_3 سوف يتحلل لينتج O_2 و SO_2 أي : النظام ينزاح باتجاه عدد المولات الأكبر.

2) إذا كان النظام المتزن مصحوباً بزيادة في الحجم.

للتفاعل الآتي :



الشكل 7-2

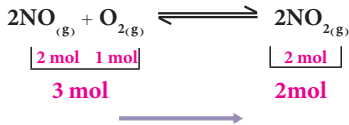
ينحرف التفاعل نحو اليسار بزيادة حجم إناء التفاعل ونقصان الضغط المسلط عليه.

نلاحظ في التفاعل ان قيمة Δn_g تساوي (1)

أي: التفاعل يصاحبه زيادة في الحجم الكلي (وهذا يحدث عندما يكون حجم النواتج اكبر من حجم المتفاعلات)، فعند زيادة الضغط المؤثر على مثل هذا النظام المتزن سيجعل النظام ينزاح باتجاه تكوين المواد التي تشغل حجماً أقل من غيره، وبالتالي ينزاح باتجاه تكوين NO_2 أي نحو عدد المولات الاقل. كذلك فإن نقصان الضغط المؤثر على مثل هذا النظام سيجعل التفاعل ينزاح باتجاه تكوين المواد التي تشغل حجماً أكبر من غيرها، وبالتالي ينزاح في اتجاه تكوين النواتج (NO و O_2) أي: نحو عدد المولات الاكبر.

(3) إذا كان النظام المتزن غير مصحوب بتغير في الحجم.

للتفاعل الآتي:



نلاحظ في التفاعل ان قيمة Δn_g تساوي (0)، ففي مثل هذه الحالة يكون التفاعل غير مصحوب بتغير في الحجم. لايؤثر تغير الضغط او حجم الاناء على كميات المواد المختلفة الموجودة في خليط الاتزان وبالتالي يبقى موضع الاتزان ثابتاً دون تغير.

ويمكن اختصار ما أشير اليه في اعلاه بالقول الآتي:

الشكل 2-8

ينحرف التفاعل نحو اليمين بنقصان حجم إناء التفاعل وزيادة الضغط المسلط عليه.

التغير

زيادة الضغط	باتجاه الطرف ذي عدد المولات الغازية الاقل من غيرها.
نقصان الضغط	باتجاه الطرف ذي عدد المولات الغازية الاكثر من غيرها.
زيادة الحجم	باتجاه الطرف ذي عدد المولات الغازية الاكثر من غيرها.
نقصان الحجم	باتجاه الطرف ذي عدد المولات الغازية الاقل من غيرها.

2- 11 - 3 تأثير درجة الحرارة

كما تمت الاشارة في فصل الثرموداينمك يمكن تقسيم التفاعلات الكيميائية من حيث انبعاث أو امتصاص الحرارة إلى قسمين هما:

(1) تفاعلات طاقة النواتج فيها أكبر من طاقة المتفاعلات، وهي تفاعلات ماصة للحرارة (**Endothermic reaction**) وقيمة التغير في الانثالبي تساوي قيمة موجبة ($\Delta H = +$).

(2) تفاعلات طاقة المتفاعلات فيها أكبر من طاقة النواتج، وهي تفاعلات باعثة للحرارة (**Exothermic reaction**) وقيمة التغير في الانثالبي تساوي قيمة سالبة ($\Delta H = -$).

ويمكن التنبؤ بتأثير التغير في درجة الحرارة على تفاعل في حالة الاتزان كما يأتي:

أ) التفاعلات الماصة للحرارة

للتفاعل الآتي :



(أ)



(ب)

فعند كتابة الطاقة في طرف المتفاعلات فهذا يعني ان التفاعل ماص للحرارة (ΔH قيمة موجبة). عند زيادة درجة الحرارة لهذا النوع من التفاعلات فإن الاتزان سوف ينزاح باتجاه اليمين حيث تمتص كاربونات الكالسيوم جزءاً من هذه الحرارة لتكوين النواتج، اما عند تبريده فإن التفاعل سوف ينزاح باتجاه اليسار لتكوين CaCO_3 وانبعث كمية حرارة تكافئ الحرارة التي خفض إليها التفاعل.

وفي التفاعل التالي الماص للحرارة



ان زيادة درجة حرارة هذا التفاعل تؤدي الى انحراف التفاعل باتجاه تكوين غاز NO_2 البني اللون (الشكل 9-2 أ). بينما تبريد التفاعل يؤدي الى انحراف التفاعل باتجاه تكوين غاز N_2O_4 عديم اللون (الشكل 9-2 ب).

الشكل 9-2

(أ) تسخين يتكون NO_2

(ب) تبريد يتكون N_2O_4

ب) التفاعلات الباعثة للحرارة

للتفاعل الآتي :



فعند كتابة الطاقة في طرف النواتج فهذا يعني ان التفاعل باعث للحرارة (ΔH قيمة سالبة). عند زيادة درجة الحرارة لهذا النوع من التفاعلات فإن الاتزان سوف ينزاح باتجاه اليسار ليتفكك جزء من غاز CO_2 بامتصاصه جزءاً من الزيادة في الحرارة، اما عند تبريد التفاعل فإن الاتزان ينزاح باتجاه اليمين لتكوين غاز CO_2 لبعث كمية من الحرارة تكافئ جزءاً من الحرارة التي خفض إليها التفاعل.

ويمكن تلخيص تأثير درجة الحرارة على حالة الاتزان الكيميائي وثابت

الاتزان K_{eq} على النحو الآتي :

تفاعل ماص للحرارة

تفاعل باعث للحرارة

التغيير

ينزاح نحو المتفاعلات (تقل قيمة K_{eq}) ينزاح نحو النواتج (تزداد قيمة K_{eq})

زيادة درجة الحرارة

ينزاح نحو النواتج (تزداد قيمة K_{eq}) ينزاح نحو المتفاعلات (تقل قيمة K_{eq})

نقصان درجة الحرارة

2-11-4 تأثير إضافة العامل المساعد

عند إضافة العامل المساعد إلى تفاعل انعكاسي بكميات قليلة نسبياً، فإن ذلك يؤدي إلى تغير في السرعة التي يصل بها التفاعل إلى حالة الاتزان. فعند إضافة العامل المساعد إلى تفاعل متزن، فإن ذلك لا يؤثر على تراكيز المواد في نظام التفاعل، لأن العامل المساعد يؤثر فقط على طاقة التنشيط، ما يؤثر فقط على السرعة التي يصل بها التفاعل إلى حالة الاتزان، حيث يزيد معدل سرعتي التفاعل الامامي R_f والخلفي R_b بالدرجة نفسها فيتم الوصول إلى حالة الاتزان بسرعة عالية في وجود العامل المساعد منها في عدم وجوده. لذا لا تؤثر إضافة العامل المساعد على موضع الاتزان وإنما يسارع للوصول إلى هذه الحالة.

هل تعلم

ان العامل المساعد هي مادة لا تشارك في التفاعل الكيميائي بل تساعد فقط على زيادة سرعته.

2-12 العوامل المؤثرة على قيمة ثابت الاتزان

عند ثبوت درجة الحرارة فإن التغير في تراكيز المواد المتفاعلة أو الناتجة أو عند التغير في الضغط أو الحجم على التفاعلات المتزنة يغير في موضع الاتزان ولكن قيمة النسبة بين تراكيز النواتج والمتفاعلات عند الاتزان تبقى ثابتة، أي: ان هذه العوامل لا تغير من قيمة ثابت الاتزان. وعليه لا تتغير قيمة ثابت الاتزان الكيميائي K_{eq} إلا بتغير درجة الحرارة فقط.

مثال 2-14

للتفاعل المتزن الآتي:



للتفاعل المتزن الآتي:

ΔH للتفاعل تساوي -181 kJ عند درجة حرارة 298K و K_p للتفاعل تساوي 3.2×10^{20} . بين هل قيمة K_p عند 500K أكبر أم أقل من قيمتها عند 298K للتفاعل نفسه.

تساوي 7.4×10^{-16} . بين هل قيمة

K_p عند 1500K للتفاعل أكبر أم أقل

من قيمتها عند 1000K للتفاعل نفسه.

الحل:

ان التفاعل باعث للحرارة فعند زيادة درجة الحرارة المؤثرة على التفاعل يتجه نحو اليسار وذلك للتخلص من الفائض في درجة الحرارة وبالتالي تقل تراكيز النواتج عند الاتزان وتزداد تراكيز المتفاعلات وبالتالي تقل قيمة K_p لهذا التفاعل بدرجة حرارة 500K .

ما تأثير كل من العوامل التالية على حالة الاتزان وثابت الاتزان للتفاعل المتزن الآتي :



- 1) تسخين خليط الاتزان في إناء مغلق .
- 2) سحب N_2F_4 من خليط الاتزان عند ثبوت درجة الحرارة والحجم .
- 3) خفض الضغط على خليط متزن بدرجة حرارة ثابتة .
- 4) إضافة العامل المساعد إلى خليط الاتزان .

الحل:

1) تشير قيمة ΔH الى ان التفاعل ماص للحرارة؛ لذلك عند تسخين التفاعل سيحاول التخلص من الحرارة الفائضة بالانزياح نحو اليمين أي باتجاه امتصاص الحرارة .

اما ما يخص قيمة ثابت الاتزان سوف يزداد، السبب ان تركيز NF_2 يزداد بينما يقل تركيز N_2F_4 ، لأن K_{eq} يتناسب طردياً مع تراكيز النواتج وعكسياً مع تراكيز المتفاعلات وعندما يصبح التفاعل باتجاه النواتج فإن قسماً من المتفاعلات سوف تتحول إلى نواتج، أي ان تركيز المتفاعلات سوف يقل ويزداد تركيز النواتج لذلك يزداد ثابت الاتزان . بصورة عامة يتبين ان ثابت الاتزان هو كمية ثابتة عند ثبوت درجة الحرارة للتفاعل ولكن عند تغييرها تتغير قيمته؛ إذ يزداد إذا انزاح التفاعل باتجاه اليمين ويقل إذا انزاح التفاعل باتجاه اليسار .

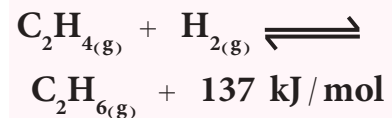
2) عند سحب N_2F_4 سوف يقل تركيزه في خليط التوازن لذلك سوف يحاول النظام التعويض عن جزء من النقص الذي حصل في تركيز N_2F_4 وذلك بانزياح التفاعل نحو اليسار أي : قسم من NF_2 سوف يتحول إلى N_2F_4 . هنا ثابت الاتزان لا يتأثر بهذا السحب .

3) عند خفض الضغط على الخليط المتزن فإن النظام سوف ينزاح باتجاه عدد المولات الأكبر ومن معادله التفاعل نلاحظ ان قيمة Δn_g تساوي (1) ، لذلك ينزاح التفاعل نحو اليمين، ثابت الاتزان في هذه الحالة لا يتأثر بالضغط المسلط أو بحجم إناء التفاعل .

4) العامل المساعد يخفف طاقة التنشيط، أي إنه يزيد من السرعة التي يصل بها التفاعل إلى حالة الاتزان، لذا لا يؤثر العامل المساعد على حالة الاتزان (موضع الاتزان) ولا على قيمة ثابت الاتزان .

تمرين 2 - 12

يصل مزيج الغازات C_2H_4 و H_2 و C_2H_6 الموضوع في وعاء مغلق عند 25°C الى حالة الاتزان كما في التفاعل الآتي:

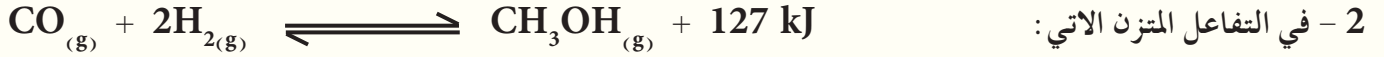


صف عدد من الاجراءات التي تؤدي الى رفع كمية C_2H_6 الناتجة من هذا التفاعل .

1-2 املأ الفراغات في الجمل التالية بما يناسبها:



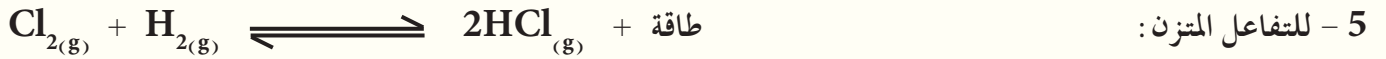
فإن خفض درجة الحرارة يؤدي الى زيادة تراكيز المواد _____ .



عندما يضاف الهيدروجين الى هذا النظام المتزن فإن حرارة التفاعل _____ .

3 - في التفاعلات الانعكاسية الباعثة للحرارة يزداد موضع الاتزان نحو تكوين المواد المتفاعلة في التفاعل عند _____ درجة الحرارة.

4- التغيير ب_____ لا يؤثر على حالة الاتزان للتفاعل المتزن الأتي:



يمكن زيادة تركيز HCl الناتج عند _____ درجة حرارة التفاعل.

6 - عندما تكون K_p أصغر من K_c فإن مجموع عدد مولات المواد المتفاعلة _____ من مجموع عدد مولات المواد الناتجة.

7 - عند زيادة الضغط الكلي على حالة اتزان لتفاعل فيه عدد المولات للغازات المتفاعلة اصغر من عدد مولات الغازات الناتجة فإن موضع الاتزان ينحرف باتجاه _____ .

8 - العلاقة بين ثابت الاتزان K_c وتراكيز النواتج علاقة _____ .

9 - يترجح التفاعل _____ لتفاعل متزن ماص للحرارة عند تبريد اناء التفاعل .

10 - في التفاعلات الماصة للحرارة والتي هي في حالة اتزان ديناميكي تزداد تراكيز المواد الناتجة عند _____ درجة الحرارة.

اختر الجواب الصحيح :

1 - ثابت الاتزان K_c للتفاعل المتزن: $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$ عند درجة حرارة $727^\circ C$ تبلغ 4.17×10^{-2} . فإن اتجاه التفاعل عند خلط $0.4 M$ من SO_3 و $0.1 M$ من O_2 و $0.02 M$ من SO_2 تكون :

- أ- باتجاه المواد المتفاعلة .
- ب- باتجاه المواد الناتجة .
- ج- التفاعل في حالة اتزان ديناميكي .
- د- كل الاجابات السابقة خاطئة .

2 - التفاعل المتزن: $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + CaO_{(s)}$ يتم في وعاء مغلق فأما كمية $CaCO_3$ تزداد عندما :

- أ- تزال كمية من غاز CO_2 من التفاعل عند الاتزان .
- ب- يزداد الضغط الكلي .
- ج- تضاف كمية من CaO الى خليط الاتزان .
- د- كل الاجابات السابقة خاطئة .

3 - التفاعل المتزن: $I_{2(g)} + F_{2(g)} \rightleftharpoons 2IF_{(g)}$ ثابت الاتزان K_c يساوي 1×10^6 بدرجة حرارة $200K$ فاذا كان الضغط الجزئي عند الاتزان $0.2 atm$ لغاز IF و $4 \times 10^{-3} atm$ لغاز F_2 فأما الضغط الجزئي لغاز I_2 يساوي :

- أ- $5 \times 10^4 atm$
- ب- $1 \times 10^{-5} atm$
- ج- $1 \times 10^5 atm$
- د- كل الاجابات السابقة خاطئة .

4 - اذا كانت قيمة K_c للتفاعل: $Li_{(g)} + \frac{1}{2}I_{2(g)} \rightleftharpoons LiI_{(g)}$ عند $300K$ تساوي 640.3 فإن قيمة K_c للتفاعل: $2Li_{(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2LiI_{(g)}$ عند درجة الحرارة نفسها تساوي .

- أ- 25.3
- ب- 41×10^4
- ج- 15.6×10^5
- د- كل الاجابات السابقة خاطئة .

- 5 - للتفاعل المتزن: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} + 92kJ$ قيمة K_p للتفاعل عند $25^\circ C$ تساوي 5.5×10^{-5} لذا فإن قيمة K_c للتفاعل تساوي
- أ- 22513.3
ب- 9×10^4
ج- 0.03
د- كل الاجابات السابقة خاطئة.

- 6 - للتفاعل المتزن: $Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2Br_{(g)}$ قيمة K_p عند الاتزان 2558.4 بدرجة حرارة $4000K$ وقيمة K_f للتفاعل بدلالة التراكيز المولارية تساوي 1.56 فإن قيمة K_b تساوي:
- أ- 0.2
ب- 20
ج- 7.8
د- كل الاجابات السابقة خاطئة.

- 7 - للتفاعل المتزن: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ ثابت الاتزان $K_p = 2$ فإن التفاعل يتجه نحو النواتج عندما تكون التراكيز للمواد الناتجة والمتفاعلة (بوحدة mole/L) هي الآتي:
- أ- تركيز HI يساوي 0.1 و تركيز I_2 يساوي 0.05 و تركيز H_2 يساوي 0.05
ب- تركيز HI يساوي 0.4 و تركيز I_2 يساوي 0.1 و تركيز H_2 يساوي 0.2
ج- تركيز HI يساوي 0.001 و تركيز I_2 يساوي 0.0002 و تركيز H_2 يساوي 0.0025
د- كل الاجابات السابقة خاطئة.

3-2 علل ما يأتي:

- 1- زيادة حجم اناء التفاعل لتفاعل غازي $\sum n_g$ (Reactants) < $\sum n_g$ (Products) يؤدي الى خفض المنتج.
- 2- في التفاعل الافتراضي المتزن: طاقة $A_{(g)} \rightleftharpoons B_{(g)}$ لا تتغير حرارة اناء التفاعل عند زيادة الضغط الكلي.
- 3- قيمة ثابت الاتزان للتفاعلات غير الانعكاسية تكون كبيرة جداً.
- 4- ترتفع درجة حرارة تفاعل ماص للحرارة عندما $K_c = 0.3$ و $Q = 1$.
- 5- يُعدُّ التفاعل باعناً للحرارة اذا أنخفضت قيمة K_c للتفاعل عند زيادة درجة حرارة التفاعل.
- 6- قيمة K_c تزداد عند رفع درجة حرارة التفاعل في حالة التفاعلات الماصة للحرارة.
- 7- زيادة الضغط على خليط متوازن $(\Delta n_g = +1)$ فإن الاتزان ينزاح باتجاه المتفاعلات.
- 8- تتوقف بعض التفاعلات تماماً بينما تظهر تفاعلات اخرى وكأنها متوقفة.
- 9- في التفاعل المتزن الآتي: $SO_2Cl_{2(g)} + \text{طاقة} \rightleftharpoons SO_{2(g)} + Cl_{2(g)}$ ترتفع حرارة التفاعل عند اضافة SO_2 الى خليط الاتزان.

4-2 عرف ما يأتي: 1 - قانون فعل الكتلة 2 - حالة الاتزان الكيميائي 3 - قاعدة لو شاتليه

5-2 للتفاعل المتزن الغازي الباعث للحرارة $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ كيف تتغير حالة الاتزان ولماذا؟
1 (عند زيادة الضغط المسلط على التفاعل المتزن.
2 (رفع درجة حرارة اناء التفاعل.
3 (سحب غاز N_2O_4 المتكون عند الاتزان.

6-2 التفاعل الغازي المتزن الاتي: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ انثالبي التفاعل تساوي 92.5 kJ/mole ماتأثير كل من العوامل التالية على حالة الاتزان وثابت الاتزان:
1 - خفض درجة الحرارة.
2 - اضافة زيادة من Cl_2 الى خليط الاتزان.
3 - سحب PCl_3 من خليط الاتزان.
4 - زيادة الضغط على خليط الاتزان.
5 - اضافة عامل مساعد.

7-2 التفاعل المتزن الاتي: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$ انثالبي التفاعل تساوي -198.2 kJ . ماذا يحدث لتراكيز SO_2 و O_2 و SO_3 عند الاتزان بعد.
1 - زيادة درجة حرارة التفاعل.
2 - تقليل الضغط المسلط على التفاعل.
3 - زيادة تركيز SO_2 في خليط الاتزان.
4 - اضافة عامل مساعد.

8-2 هل يؤدي دائماً رفع درجة حرارة اي تفاعل في حالة اتزان الى زيادة في تراكيز النواتج؟ اذا كانت اجابتك بالنفي فما التفاعلات التي تؤدي او لاتؤدي الى زيادة النواتج؟ بين ذلك مع ذكر أمثلة.

9-2 للتفاعل المتزن الباعث للحرارة $2\text{PbS}_{(s)} + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{PbO}_{(s)} + 2\text{SO}_2(\text{g})$ وضح تأثير كل من العوامل الاتية على حالة الاتزان وقيمة ثابت الاتزان.
1 (خفض الضغط المسلط على التفاعل.
2 (تبريد اناء التفاعل.

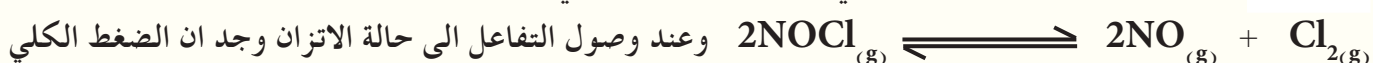
10-2 التفاعل الاتي الماص للحرارة يجري في اناء مغلق



- 1 - تقليل حجم الاناء
- 2 - اضافة مزيد من CaO لخليط الاتزان .
- 3 - سحب جزء من CaCO₃ من خليط الاتزان .
- 4 - اضافة مزيد من CO₂ الى خليط الاتزان .
- 5 - زيادة درجة الحرارة .

11-2

عند تسخين غاز NOCl النقي الى درجة 240°C في اناء مغلق حجمه لتر يتحلل حسب المعادلة:



لمزيج الاتزان يساوي 1atm والضغط الجزئي لغاز NOCl يساوي 0.64 atm أحسب:

- 1 - الضغوط الجزئية لكل من غازي Cl₂ و NO عند الاتزان .
- 2 - ثابت الاتزان K_c للتفاعل عند نفس درجة الحرارة .

ج: 1 - 0.12 atm ; 0.24 atm -2 4 × 10⁻⁴

12-2

التفاعل التالي يجري بدون عامل مساعد: $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$ وعند وصول التفاعل الى حالة

الاتزان وجد ان الضغوط الجزئية $P_{\text{NO}_2} = 1.56 \text{ atm}$ و $P_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0.377 \text{ atm}$ عند درجة حرارة 100°C أحسب:

- 1 - K_p و K_c للتفاعل
- 2 - ماذا يحدث للضغوط الجزئية للغازات في خليط الاتزان بعد اضافة العامل المساعد .

ج: 1 - 6.46 ; 0.21

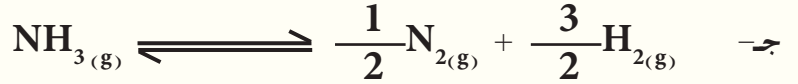
13-2

في التفاعل الغازي الاتي عند درجة حرارة معينة $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ وضعت مولات

مختلفة من NO و O₂ في اناء التفاعل حجمه لتر وعند وصول التفاعل الى حالة الاتزان وجد أن المتكون من NO₂ يساوي 0.8mol وتركيز كل من O₂ و NO متساويان و K_c=10 ، جد عدد مولات O₂ و NO قبل بدء التفاعل؟

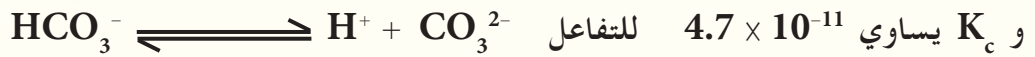
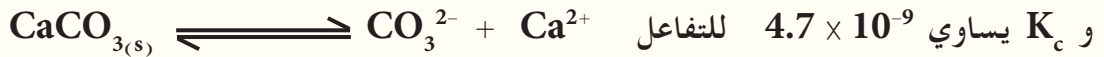
ج: 0.8 mol ، 1.2 mol

14-2 يتزن التفاعل الآتي $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ عند درجة $377^\circ C$ وقيمة ثابت الاتزان K_c تساوي 1.96 . أحسب قيم ثوابت الاتزان للتفاعلات التالية وبنفس درجة الحرارة.



ج: أ- 0.51 ، ب- 1.4 ، ج- 0.7

15-2 ثابت الاتزان K_c يساوي 4.2×10^{-7} للتفاعل المتزن:



فما ثابت الاتزان K_c للتفاعل المتزن:



16-2 ثابت الاتزان K_c يساوي 19.9 بدرجة حرارة 2500K للتفاعل الانعكاسي:



ماذا يحدث للوصول لحالة الاتزان اذا كانت تراكيز الخليط $[Cl_2] = 0.2 M$ و $[F_2] = 1 M$ و $[ClF] = 1.2 M$.

17-2 للتفاعل الانعكاسي: $NiO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons Ni_{(s)} + CO_{2(g)}$

بدرجة حرارة $727^\circ C$ وصل التفاعل حالة الاتزان فوجد ان ضغط غاز CO في الفرن يساوي 304 Torr والضغط

الكلي يساوي 1atm ما ثابت الاتزان K_c للتفاعل . (معلومة : $1 atm = 760 Torr$).

ج: 1.5

18-2

في التفاعل الانعكاسي الغازي : $\text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{5(g)}$

وجد أنه ضغط PCl_3 الجزئي في الاناء المغلق ضعف ضغط Cl_2 الجزئي وعند وصول التفاعل الى موضع الاتزان بدرجة حرارة معينة وجد ان ضغط Cl_2 يساوي 1 atm فاذا علمت ان K_p للتفاعل يساوي $1/6$ فما ضغطا غازي PCl_3 و Cl_2 في بداية التفاعل .

ج : 2.8 atm ; 1.4 atm

19-2

صنف اربع اجراءات تؤدي لرفع المنتج للتفاعل الغازي المتزن الباعث للحرارة :



20-2

للتفاعل الانعكاسي : $\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$ وفي اناء حجمه لتر واحد

تم خلط مولات متساوية من CO_2 و H_2 وبدرجة حرارة 2000 K وصل التفاعل حالة الاتزان فوجد ان عدد المولات الكلية لخليط الغازات عند الاتزان تساوي 3 mole . ما تراكيز خليط الاتزان علماً بان ثابت الاتزان K_c يساوي 4 ؟

ج : $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 1 \text{ mol/L}$; $[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0.5 \text{ mol/L}$

21-2

للتفاعل الاتي الماص للحرارة $\text{C}_2\text{H}_{6(g)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_{4(g)} + \text{H}_2(g)$ وضعت مولات

من C_2H_6 في اناء حجمه لتر وبدرجة حرارة معينة وصل التفاعل الى حالة الاتزان فوجد أن ربع كمية الغاز قد استهلكت فاذا علمت ان ثابت الاتزان k_c للتفاعل = $\frac{1}{2}$ جد تراكيز خليط الاتزان ؟

ج : $\text{C}_2\text{H}_4 = \text{H}_2 = 1.5 \text{ mol/L}$; $\text{C}_2\text{H}_6 = 4.5 \text{ mol/L}$

22-2

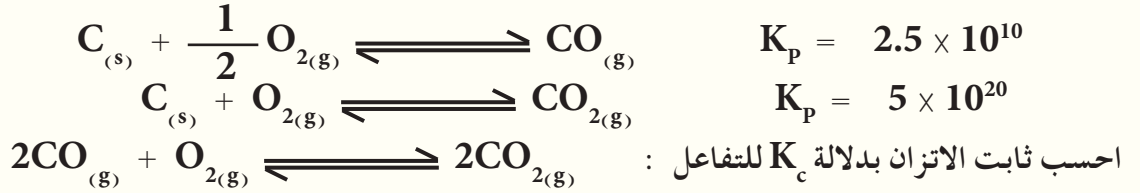
وضع 4 g من غاز HF في وعاء مغلق حجمه 2 L عند درجة حرارة 27°C وترك في الوعاء المغلق يتفكك

حتى تم الاتزان الكيميائي حسب المعادلة الاتية $2\text{HF}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{F}_{2(g)}$ فاذا كان k_p للتفاعل يساوي 1.21 . احسب الضغط الجزئي لغاز HF عند الاتزان علماً بان الكتلة المولية للغاز تساوي 20 g/mole .

ج : 0.76 atm

23-2 إذا كانت درجة تفكك مول واحد N_2O_4 الى NO_2 هي 20% عند درجة حرارة $27^\circ C$ وضغط 1 atm وفي اناء حجمه لتر واحد . احسب قيمة K_p للتفاعل . (معلومة : درجة التفكك تساوي الجزء الى الكل مضروباً في 100) .
ج : 4.92

24-2 وجد ان ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية K_p بدرجة حرارة $1000K$ للتفاعلات :



ج : 2.4×10^{22}

25-2 في وعاء مغلق حجمه لتر واحد يتفاعل غاز CO مع بخار الماء وتكون غاز CO_2 و H_2 بدرجة حرارة $700K$. ما تراكيز خليط الغازات عند وصولها الى حالة الاتزان اذا تم وضع مول واحد من كل من المتفاعلات والنواتج علماً ان ثابت الاتزان K_c لهذا التفاعل يساوي 5.29 .

ج : $[CO] = [H_2O] = 0.606 \text{ mol/L}$; $[CO_2] = [H_2] = 1.394 \text{ mol/L}$

26-2 للتفاعل $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$ ثابت الاتزان K_c لهذا التفاعل يساوي 6×10^{-3} عند درجة حرارة $298K$ ولكنه يساوي 1.5×10^{-2} عند درجة حرارة $35^\circ C$ هل تفكك رابع او كسيد ثنائي النتروجين باعث ام ماص للحرارة؟

27-4 للتفاعل الانعكاسي الاتي : $2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$ وجد ان خليط الاتزان بدرجة حرارة $25^\circ C$ يحتوي على : $[SO_3] = 0.002 \text{ mole/L}$ و $[SO_2] = 0.08 \text{ mole/L}$ و $[O_2] = 0.01 \text{ mole/L}$ وعند تبريد التفاعل الى $10^\circ C$ وجد ان K_c للتفاعل يساوي 4 بين هل التفاعل باعث ام ماص للحرارة .

28-2 وضح الفرق بين ΔG و ΔG° واكتب العلاقة بينهما . متى تكون قيمة ΔG تساوي ΔG° اثبت ذلك حسابياً؟

29-2 اذا علمت ان ثابت التآين الذاتي للماء عند درجة حرارة $25^\circ C$ وضغط 1 atm تساوي 1×10^{-14} . احسب قيمة ΔG° للتآين .
 $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

ج : 79881 J/mol

Ionic Equilibrium

3



بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يتوقع من الطالب أن :

- يميز بين المواد الالكتروليزية وغير الالكتروليزية .
- يميز بين الالكتروليات القوية والالكتروليات الضعيفة .
- يكون قادراً على حساب K_c للالكتروليات الضعيفة والعلاقة المشتقة من عملية التآين الجزئي لها .
- يفهم عملية التآين الذاتي للماء والسلوك الامفوتيري له .
- يستطيع حساب قيمة الدالة الحامضية للمحاليل المائية .
- يدرك عملية التمدوب والتحلل المائي وكيفية اختلافها حسب نوع الملح .
- يفهم تأثير الايون المشترك وكيفية الافادة منه في تحضير محاليل البفر .
- يميز بين الاملاح تامة الذوبان والشحيحة الذوبان والعوامل المؤثرة على ذوبانية الاملاح شحيحة الذوبان .

تحدث التفاعلات الكيميائية في الغالب في المحاليل ولذلك تعتبر المحاليل مهمة جدا في الكيمياء . يستعمل الماء والمذيبات العضوية بشكل واسع لتحضير محاليل المواد، ولكننا سوف نركز اهتمامنا في هذا الفصل على خواص المادة المذابة في الماء (المحاليل المائية) فقط . يعتمد سلوك الاصناف المتكونة في المحلول نتيجة لذوبان اي مادة في الماء على طبيعة المواد نفسها وعلى طبيعة الوسط الذي يحتويها ، ولذا فمن الضروري فهم المبادئ التي تحكم سلوك هذه المواد في المحاليل .

هل تعلم

ان مواد مثل كلوريد الصوديوم او كرومات البوتاسيوم والتي تسلك سلوك الكتروليتات عند ذوبانها في الماء، قد لاتسلك نفس السلوك عند ذوبانها في مذيبات اخرى مثل الايثرا او الهكسان .

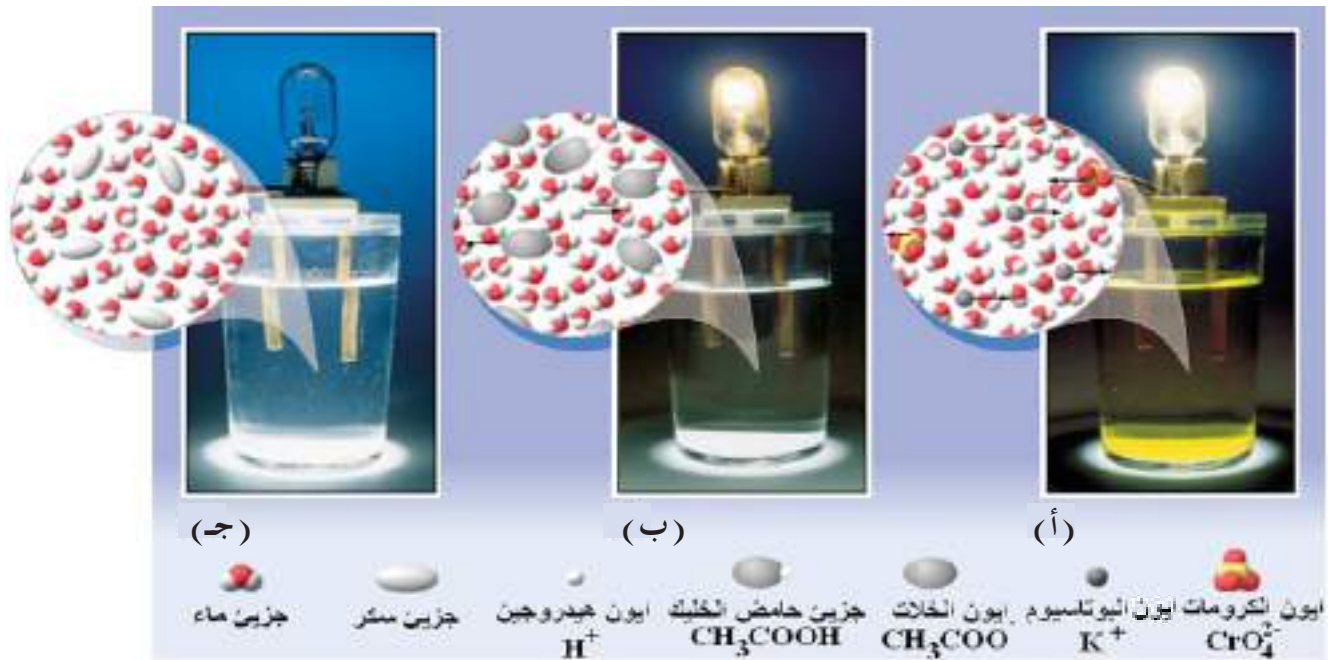
2-3 المواد الالكتروليزية و المواد غير الالكتروليزية

يعرف المحلول المائي، كما هو معلوم، على انه مزيج متجانس ناتج من ذوبان مادة (المذاب Solute) في الماء (المذيب Solvent). ويمكن تقسيم المواد الى صنفين رئيسيين بحسب قابلية محاليلها المائية على نقل التيار الكهربائي. يتضمن الصنف الاول المواد التي تكون محاليلها القابلة على توصيل التيار الكهربائي ويصطلح على تسميتها بالالكتروليتات (Electrolytes) التي قد تكون قوية مثل كلوريد الصوديوم او ضعيفة مثل حامض الخليك [الشكل (1-3)]، اما الصنف الثاني فيشمل المواد التي تكون محاليلها المائية غير موصلة وتدعى بالمواد غير الالكتروليزية (None-electrolytes) مثل السكر (السكروز)، [الجدول (1-3)]، واطافة الى ذلك لا يقتصر السلوك الالكتروليتي للمواد على محاليلها فقط بل يتعدى ذلك الى منصهرات الاملاح ايضا.

1-2-3 الالكتروليزات

عند ذوبان جميع المركبات الأيونية والمركبات المستقطبة (غير الأيونية) في الماء فانها تنتج ايونات، وهي بذلك تعد الكتروليتات. ويمكن لهذه الكتروليتات ان تكون املاحاً، او حوامض او قواعد، ومن بعض اهم السمات المميزة للكتروليتات هي:

- 1- قابليتها على اتصال التيار الكهربائي في حالاتها المنصهرة أو عندما تكون موجودة على شكل محلول في مذيب مستقطب .
- 2- تكون محصلة الشحنة الكهربائية لمحاليل الكتروليتات مساوية للصفر، اي ان محاليلها تكون متعادلة كهربائياً .
- 3- عند ذوبان الكتروليتات في مذيب مستقطب كالماء، فان محلولها سوف يتضمن ايونات موجبة (Cations) و ايونات سالبة (Anions) .
- 4- تعتمد قابلية المحلول الالكتروليتي للتوصيل الكهربائي على طبيعة الايونات المكونة له وعلى تركيز الايونات فيه اضافة الى درجة حرارة المحلول .



يمكن تصنيف الالكتروليتات حسب قابليتها لنقل التيار الكهربائي الى صنفين هما :

أ. الالكتروليتات القوية

ينتج عن ذوبان هذه الالكتروليتات في الماء محاليل عالية التوصيل للكهربائية ، وذلك بسبب تفككها التام في محاليلها المائية الى ايونات (أن تأين الالكتروليتات القوية يكون تاماً في محاليلها المخففة جداً بينما يكون تأينها جزئياً في محاليلها المركزة). ومن الامثلة على الالكتروليتات القوية هي حامض الهيدروكلوريك HCl و كلوريد الصوديوم NaCl و كبريتات الصوديوم Na₂SO₄ و نترات البوتاسيوم KNO₃ و حامض الكبريتيك H₂SO₄ و كلوريد الامونيوم NH₄Cl ، ويمكن تمثيل عملية تفكك هذا النوع من المواد (الالكتروليتات القوية) في الماء لتكوين محاليل الكتروليتية بالمعادلات الكيميائية الاتية :



وبشكل عام، هناك ثلاث فئات من المواد الالكتروليتية القوية هي :

(1) الحوامض القوية ، (2) القواعد القوية ، (3) معظم الاملاح الذائبة في الماء ، حيث تكون هذه المواد متأينة بشكل تام او شبه تام في محاليلها المائية المخففة ، لذلك تعد من الالكتروليتات القوية ، يوضح الجدول (1-3) امثلة لبعض المواد الالكتروليتية وغير الالكتروليتية (بالامكان الاستعانة بالجدول في نهاية الكتاب).

تحسب تراكيز الايونات في محاليل الالكتروليتات القوية مباشرة من تراكيز الالكتروليتات القوية نفسها كما هو موضح في المثال الاتي :

الشكل 1-3

تجربة لظهار تأثير وجود ايونات في محلول .

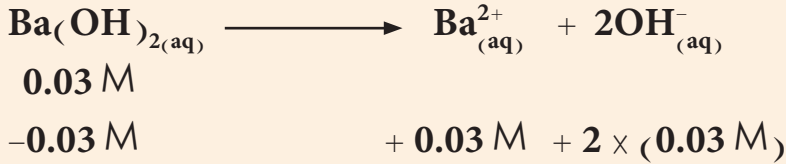
قطبين من النحاس مغمورين في سائل داخل بيكر يحوي :

(أ) محلول مائي لكرومات البوتاسيوم (الكتروليت قوي المحلول يحوي عدد كبير من الايونات لذلك يضاء المصباح بشكل متوهج) ،
(ب) محلول مائي لحامض الخليك (الكتروليت ضعيف المحلول يحوي عدد صغير من الايونات لذلك يضاء المصباح بشكل خافت) ،
(ج) ماء مقطر مذاب فيه سكر (مادة غير الكتروليتية ، لا يضاء المصباح) .

احسب التراكيز المولارية لايون Ba^{2+} و ايون OH^- في محلول $0.03 M$ من هيدروكسيد الباريوم.

الحل:

تكتب المعادلة الكيميائية لتفكك القاعدة القوية $Ba(OH)_2$



(التركيز الابتدائي)

(التغير في التركيز)

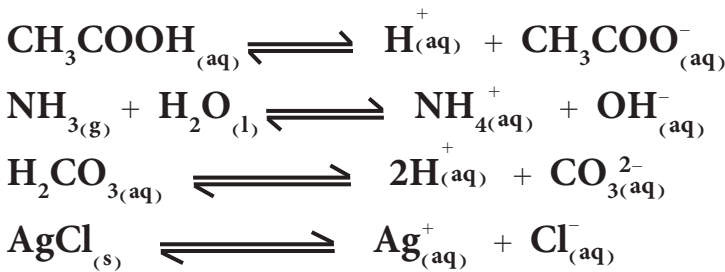
0 0.03 M 0.06 M

(التركيز النهائي)

وهذا يعني ان تركيز ايون الباريوم في المحلول $[Ba^{2+}]$ يساوي $0.03 M$ و تركيز ايون الهيدروكسيد $[OH^-]$ يساوي $0.06 M$.

ب. الالكتروليتات الضعيفة

ينتج عن ذوبان هذه الالكتروليتات في الماء محاليل ضعيفة التوصيل للكهربائية، لكونها تتاين بشكل جزئي (محدود) في محاليلها المائية. ومن الامثلة على الالكتروليتات الضعيفة هي حامض الخليك CH_3COOH والامونيا NH_3 و حامض الكاربونيك H_2CO_3 و الاملاح شحيحة الذوبان مثل $AgCl$ ، ويمكن تمثيل عملية تفكك هذا النوع من المواد (الكتروليتات ضعيفة) في الماء لتكوين محاليل الكتروليتية بالمعادلات الكيميائية الاتية:



تمثل المعادلات اعلاه ذوبان هذه المواد في الماء ووصول المحلول المائي الناتج في كل منها الى حالة اتزان ايوني بين مكوناته (بين الاصناف على طرفي المعادلة) ويوصف التفاعل الكيميائي الذي يمثل كل عملية بانه تفاعل انعكاسي (Reversible reaction) ويمثل عادة بسهمين متعاكسين (\rightleftharpoons)، كما مر سابقا في فصل الاتزان الكيميائي. تختلف التفاعلات الانعكاسية عن التفاعلات التامة (التي تسير باتجاه واحد نحو النهاية) بانها لاتصل الى نهاية بل يصل نظام التفاعل الى حالة اتزان عندما يسير التفاعل العكسيان (الامامي والخلفي) في نفس الوقت وبنفس السرعة.

تمرين 1-3

احسب تراكيز الاصناف الايونية في محاليل المركبات (الكتروليتات قوية) التالية حسب التراكيز المشار اليها.
 (أ) $HBr 0.25 M$ ، (ب) $0.055 M$
 (ج) $CaCl_2 0.155 M$ ، KOH

الجدول 1-3

بعض الامثلة لالكتروليونات قوية واخرى ضعيفة ولمواد غير الکتروليتية.

الالكتروليونات القوية

حوامض قوي

HCl	الهيدروكلوريك
HNO ₃	النتريك
HClO ₄	البيركلوريك
H ₂ SO ₄	الكبريتيك

قواعد قوية

NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم
Ca(OH) ₂	هيدروكسيد الكالسيوم

املاح تامة الذوبان

NaCl	كلوريد الصوديوم
KNO ₃	نترات البوتاسيوم
K ₂ SO ₄	كبريتات البوتاسيوم

الالكتروليونات الضعيفة

حوامض ضعيفة

HF	الهيدروفلوريك
HCN	الهيدروسيانيك
H ₂ CO ₃	الكاربونيك
HCOOH	الفورميك

قواعد ضعيفة

NH ₃	الامونيا
CH ₃ NH ₂	مثيل امين

املاح شحيحة الذوبان

AgCl	كلوريد الفضة
CaF ₂	فلوريد الكالسيوم

مواد غير الکتروليتية

CH ₃ OH	كحول الميثيل
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	سكرورز
CH ₃ COOCH ₃	خلات الميثيل

توصف هذه الحالة على انها حالة اتزان حركي (دايناميكي) يكون فيها معدل سرعة التفاعل الامامي والتفاعل الخلفي متساوية وتكون جميع مكونات المحلول في حالة تفاعل مستمر ولكن مع بقاء جميع تراكيز مكونات مزيج التفاعل عند حالة اتزان ثابتة لا تتغير عند ثبوت درجة الحرارة. فعلى سبيل المثال، تتفكك جزيئات حامض الخليك (حامض ضعيف) في محلوله المائي لينتج عنها ايونات الهيدروجين المائية (H⁺(aq)) و ايونات الخلات المائية (CH₃COO⁻(aq)) (التفاعل الامامي)، و بنفس الوقت تتحد ايونات الهيدروجين المائية مع ايونات الخلات لتكوين جزيئات حامض الخليك (التفاعل الخلفي) وعندما يصل المحلول المائي لهذا الحامض الى حالة الاتزان في درجة حرارة معينة تتساوى سرعتا عمليتي التفكك والاتحاد وبذلك تبقى تراكيز جميع الاصناف في المحلول (H⁺(aq) و CH₃COO⁻(aq) و CH₃COOH_(aq)) ثابتة لا تتغير، يوضح الجدول (1-3) امثلة لبعض الالكتروليونات الضعيفة

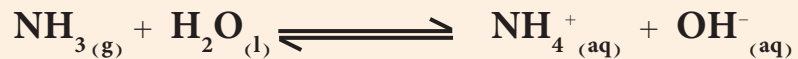
يعبر عن حالة الاتزان الايوني (مثل ما هو الحال بالنسبة الى الاتزان الكيميائي) بدلالة ثابت الاتزان K_c والذي يعرف على انه حاصل ضرب التراكيز المولارية عند حالة الاتزان لنواتج التفاعل مقسومة على حاصل ضرب التراكيز المولارية عند حالة الاتزان للمكونات المتفاعلة كل منها مرفوع الى اس مساو الى عدد مولات المكون المثلة في المعادلة الكيميائية الموزونة، وبذلك يمكن التعبير عن ثابت الاتزان لعملية تفكك حامض الخليك في محلوله المائي كالآتي:

$$K_c = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

حيث تمثل الاقواس [] التراكيز المولارية للاصناف المكونة للمحلول عند حالة الاتزان، وتكون القيمة العددية لـ K_c ثابتة عند ثبوت درجة الحرارة.

مثال 2-3

اكتب التعبير الرياضي لحساب قيمة K_c لمحلول الامونيا المائي المخفف.



الحل:

تتشترك جزيئات الماء هنا في التفاعل وتسهم في الوصول الى حالة الاتزان، كما هو مبين في معادلة الاتزان، لكن و لكون الماء هو المذيب المستعمل للمحلول فان تركيز جزيئات الماء يكون كبيراً جداً بالمقارنة مع تراكيز بقية الاصناف التي تسهم في عملية الاتزان، ولذلك يبقى تركيز الماء ثابتاً (تقريباً) اثناء سير التفاعل للوصول الى حالة الاتزان ويمكن ان تدمج قيمة تركيزه المولاري مع قيمة ثابت الاتزان وتمثل القيمة الجديدة كمية ثابتة تمثل بـ K_c. يمكن حساب التركيز المولاري للماء في المحاليل المخففة على انه مساو للتركيز المولاري للماء النقي (كثافة الماء النقي = 1 kg / L وان 1kg = 1000 g)، فالكتلة المولية للماء تساوي:

$$M_{(H_2O)} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18 \text{ g/mol}$$

ومن تعريف المولارية M

$$M \text{ (mol/L)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)} \times V \text{ (L)}}$$

$$= \frac{1000 \text{ (g)}}{18 \text{ (g/mol)} \times 1 \text{ (L)}} \\ = 55.55 \text{ mol/L}$$

$$K_{eq} = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]}$$

$$K_c = K_{eq} \times [H_2O] = K_{eq} \times 55.55$$

$$K_c = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

النتيجة !

عندما يكون الماء هو المذيب ، عند التعبير عن قيم K_c سوف لن تُكتب قيمة $[H_2O]$ وذلك لانها قيمة ثابتة وتكون ممثلة في قيمة ثابت الاتزان .

3-3 تفكك الاكتروليتات الضعيفة

لقد تعلمت عزيزي الطالب بأنه يمكن تعريف الحامض حسب نظرية برونشستد-لوري على انه المادة التي لها القابلية على فقدان بروتون لتكوين قاعدة قرينة :



وقد يكون الحامض جزيئة متعادلة مثل HCl و H_2SO_4 و CH_3COOH او أيونا موجبا مثل NH_4^+ و $C_6H_5NH_3^+$ او أيونا سالبا مثل HSO_4^- و $H_2PO_4^-$.

تعرف القاعدة حسب نظرية برونشستد-لوري بانها المادة التي لها القابلية على اكتساب البروتون مكونة حامض قرين :



وقد تكون القاعدة ايضا جزيئة متعادلة او أيونا موجبا او أيونا سالبا (مثل NH_3 و $C_6H_5NH_2$ و $[Fe(H_2O)_5(OH)_2]^+$ و CH_3COO^- و OH^-). تعتمد قوة الحامض او القاعدة حسب هذه النظرية على مدى قابلية الحامض على فقدان البروتون ومدى قابلية القاعدة على اكتساب البروتون وكذلك على الوسط الذي يحتوي هذه الاصناف . ان كل ذلك يعني ان لكل حامض قاعدة قرينة تخالفه في القوة وكذلك هو الحال بالنسبة للقاعدة ، فاذا كان الحامض قوي فان قاعدته القرينة تكون ضعيفة والعكس صحيح . ففي المحاليل المائية يكون حامض برونشستد قويا (مثل HCl) عندما يتجه التفاعل الامامي بشكل تام نحو اليمين وتصبح قيمة $[HCl]$ مساوية للصفر تقريبا ، (وكذلك هو الحال بالنسبة لقاعدة برونشستد) :



بذلك يمكن ترتيب الحوامض حسب قابليتها النسبية للاتحاد مع جزيئة الماء (او اي صنف قاعدي اخر) . تظهر جميع الحوامض القوية القابلية نفسها بالنسبة للاتحاد مع جزيئة الماء (بمعنى انها تتفكك بشكل تام تقريبا في الماء) ، ولكن من ناحية اخرى يكون تفاعل الحوامض الضعيفة (او القواعد الضعيفة) بشكل جزئي حيث يندفع التفاعل نحو اليمين بشكل غير تام كما هو حال تفكك حامض الخليك :



1-3-3 الحوامض الضعيفة Weak Acids

تُعدُّ الحوامض الضعيفة الكتروليتات ضعيفة ولذلك فان عملية تفككها في الوسط المائي تخضع الى حالة اتزان بين الجزيئات غير المتفككة والايونات الناتجة من عملية التفكك والتي يمكن التعبير عنها بوساطة ثابت الاتزان .
ينشأ الاتزان التالي في محلول مخفف لحامض الفورميك :



و بتطبيق العلاقة الخاصة بحساب ثابت الاتزان

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{HCOOH}]}$$

$$K_a = K_{eq} \times [\text{H}_2\text{O}]$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$

و K_a (حيث ان **a** من **acid** وتعني حامض) تمثل ثابت تفكك حامض الفورميك الضعيف او ثابت التأين لهذا الحامض عند درجة حرارة ثابتة . ويمكن كتابة معادلة عامة للتعبير عن قيمة ثابت التفكك للحامض الضعيف (HA) على وفق مايلي على اعتبار ان تركيز الماء ثابتا كما مر ذكره :



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

وهنا يجب ملاحظة ان هذه العلاقة يصح تطبيقها على الحوامض الضعيفة فقط دون الحوامض القوية التي يكون تفككها تاما وبذلك لا يكون هناك اتزان بين جزيئات الحامض غير المتفكك و ايونات الحامض . ومن ناحية اخرى ، تُعدُّ

قيم ثابت تفكك الحوامض الضعيفة المختلفة مقياسا لقوة هذه الحوامض النسبية، فكلما ازدادت قيمة ثابت تفكك الحامض (ازداد مقدار تفككه) وازدادت حموضته.

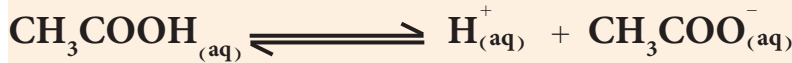
ويمكن الاستفادة من العلاقة الرياضية التي تمثل حالة الاتزان لتفكك الحامض الضعيف في الماء لحساب تركيز ايون الهيدروجين في محلول الحامض المائي وذلك من معرفة تركيز الحامض الضعيف وقيمة ثابت تفككه.

مثال 3-3

احسب تركيز ايون الهيدروجين المائي $H^+_{(aq)}$ في $0.1 M$ محلول مائي لحامض الخليك ودرجة التاين والنسبة المئوية لتفكك الحامض، اذا علمت ان ثابت تفكك حامض الخليك 1.8×10^{-5} .

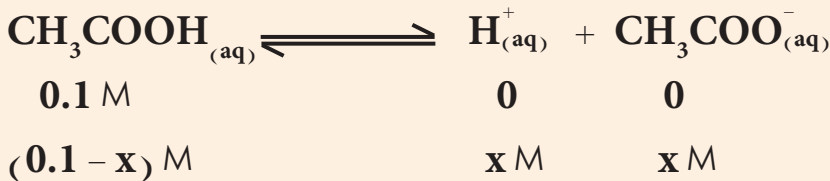
الحل:

تكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لعملية تفكك الحامض، ثم تكتب العلاقة الرياضية المعبرة عن قيمة ثابت تفكك الحامض الضعيف.



$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

من المفيد ان نتذكر هنا ان التراكيز المعبر عنها بالرمز [] في العلاقة الرياضية اعلاه تمثل التراكيز المولارية للاصناف عند حالة الاتزان فقط وهي مختلفة في قيمها عن قيم التراكيز المولارية الابتدائية لنفس الاصناف كما هو مبين في المعادلة الاتية:



والملاحظ هو انه قد افترض ان مقدار ما تفكك من الحامض الضعيف هو $(x \text{ mole/L})$ ، وحسب منطوق المعادلة الكيميائية الموزونة والتي تخضع لقوانين الاتحاد الكيميائي، فان تفكك $(x \text{ mole})$ من حامض الخليك ينتج $(x \text{ mole})$ من ايونات الهيدروجين والمائة ونفس الكمية من ايونات الخلات المائية. يعوض بعد ذلك عن قيم التراكيز عند حالة الاتزان في العلاقة الرياضية المعبرة عن قيمة ثابت تفكك الحامض الضعيف وكما يأتي:

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{(0.1 - x)}$$

النتيجة!

لقد أُشير الى التغير الحاصل في قيم تراكيز المواد المشتركة في تفاعلات الاتزان الكيميائي بإشارة سالبة للمواد المتفاعلة وإشارة موجبة للمواد الناتجة وذلك للاستفادة منها في حل المسائل المتعلقة بالاتزان الكيميائي. في هذا الفصل سوف تبين فقط قيم التراكيز الابتدائية والنهائية عند حالة الاتزان.

(التراكيز الابتدائية للاصناف)
تراكيز الاصناف عند حالة (الاتزان)

وبإعادة ترتيب الحدود في المعادلة اعلاه نحصل على :

$$x^2 = (1.8 \times 10^{-6}) - (1.8 \times 10^{-5} x)$$

وهذه معادلة جبرية من الدرجة الثانية يتطلب حلها استعمال القانون العام (الدستور)، الا انه في هذا المثال يمكننا استعمال طريقة تقريبية وذلك لان قيمة K_a للحامض في هذا المثال صغيرة جدا وبالتالي يكون مقدار مايتفكك من الحامض (x) صغير جدا مقارنة بالتركيز الابتدائي للحامض، وبمعنى اخر يمكننا ان نكتب :

$$(0.1 - x) \text{ mol/L} \approx 0.1 \text{ mol/L}$$

وباستعمال هذا التقريب في معادلة ثابت التفكك نحصل على :

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0.1}$$

$$x^2 = (0.1) \times (1.8 \times 10^{-5}) = 1.8 \times 10^{-6}$$

$$x = \sqrt{1.8 \times 10^{-6}} = 1.3 \times 10^{-3}$$

$$[H^+] = 1.3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

النتيجة !

اذا كانت النسبة المئوية للتأين اقل من 5 % فيمكن عند ذاك استعمال عملية التقريب (اهمال قيمة x المطروحة من التركيز الابتدائي للمادة) عند اجراء الحسابات المطلوبة، اما اذا كانت النسبة المئوية للتأين اكبر من 5 % فيستعمل الدستور لحل المعادلة الجبرية من الدرجة الثانية المطلوبة في الحسابات. في المعادلة الجبرية العامة من الدرجة الثانية ($ax^2 + bx + c$) تمثل a و b و c في المعادلة قيم معاملات الحدود x^2 و x والحد المطلق على التوالي، وهناك حل عام لهذا النوع من المعادلات. يستند الى معادلة الدستور:

$$x = \frac{(-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac})}{2a}$$

ان القيمة الصغيرة لتركيز ايون الهيدروجين عند حالة الاتزان ($1.3 \times 10^{-3} \text{ mole/L}$) مقارنة مع التركيز الابتدائي للحامض (0.1 mole/L) والمحسوبة بالاعتماد على عملية التقريب المستخدمة في حل المعادلة الجبرية من الدرجة الثانية، تؤكد ان طريقة التقريب كانت صحيحة ولذلك وبصورة عامة، اذا كانت قيمة ثابت التفكك للحامض (او للقاعدة) صغيرة (اي أقل من 10^{-5} ، 10^{-6} ، 10^{-7} او فما دون) يستخدم التقريب اما اذا كانت قيمة K_a كبيرة (اي اكبر من 10^{-4} ، 10^{-3} ، 10^{-2} أو فما فوق) فعندها لا يمكن استعمال التقريب لان النتائج التي سوف نحصل عليها تكون غير صحيحة بل يجب استعمال الدستور لحل المعادلة وايجاد النتيجة. تعرف درجة التفكك بالعلاقة الاتية:

$$\text{درجة التفكك (التأين)} = \frac{\text{تركيز الجزء المتأين من المادة عند حالة الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للمادة}}$$

اما النسبة المئوية للتفكك فيمكن الحصول عليها من العلاقة التالية، اي بضرب درجة التفكك $\times 100$.

$$\text{النسبة المئوية للتفكك (التأين)} = \frac{\text{تركيز الجزء المتأين من المادة عند حالة الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للمادة}} \times 100 \%$$

$$\text{النسبة المئوية للتفكك} = \text{درجة التفكك} \times 100$$

وفي المثال (3-3) :

درجة تفكك الحامض = $\frac{\text{تركيز ايون الهيدروجين عند حالة الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للحامض}}$

$$0.013 = \frac{1.3 \times 10^{-3}}{0.1} = \text{درجة تفكك الحامض}$$

النسبة المئوية لتفكك الحامض (التأين) = $\frac{\text{تركيز ايون الهيدروجين عند حالة الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للحامض}} \times 100\%$

$$100\% \times \frac{1.3 \times 10^{-3}}{0.1} = \text{النسبة المئوية لتفكك الحامض (التأين)}$$

النسبة المئوية لتفكك الحامض (التأين) = 1.3%

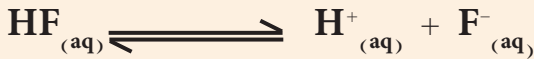
وبما أن النسبة المئوية لتفكك أقل من 5% فالتقريب الذي استخدمناه يكون مقبولاً.

مثال 3-4

احسب درجة التفكك و النسبة المئوية للتأين لمادة حامض الهيدروفلوريك HF في محلولها المائي الذي تركيزه (أ) 0.1 M، و (ب) 0.01 M، وبين ماهي العلاقة بين النسبة المئوية للتأين وتركيز المحلول.

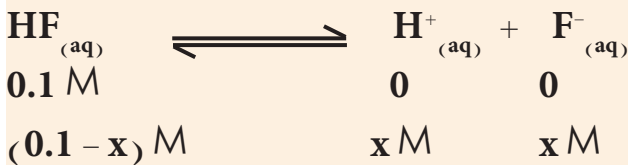
الحل:

(أ) محلول تركيزه 0.1 M



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

ان قيمة K_a لحامض الهيدروفلوريك اكبر بكثير من قيمة K_a لحامض الخليك ولذلك فانه من المتوقع ان تكون النسبة المئوية لتفكك هذا الحامض اكثر من 5% وبالتالي فان التقريب الذي استعملناه في حالة حامض الخليك قد لا يصلح في هذا المثال. على كل حال، لنجرب حل المثال بطريقة التقريب و حله بدون الاعتماد على التقريب (اي: حل المعادلة الجبرية من الدرجة الثانية باستعمال الدستور) وكما يأتي:



$$6.8 \times 10^{-4} = \frac{(x)(x)}{(0.1 - x)}$$

تمرين 2-3

احسب تركيز ايون الهيدروجين المائي في المحلول المائي لحامض الهيدروسيانيك ($K_a = 4.9 \times 10^{-10}$) تركيزه يساوي 0.2 M

ج : $1 \times 10^{-5} \text{ M}$

(التركييزات الابتدائية)

(التركييزات عند حالة الاتزان)

طريقة التقريب

$$(0.1 - x) \text{ mol/L} \approx 0.1 \text{ mol/L}$$

وباستعمال هذا التقريب في معادلة ثابت التفكك نحصل على:

$$6.8 \times 10^{-4} = \frac{(x)(x)}{0.1}$$

$$x^2 = (0.1) \times (6.8 \times 10^{-4}) = 6.8 \times 10^{-5}$$

$$x = \sqrt{6.8 \times 10^{-5}} = 8.25 \times 10^{-3}$$

$$[H^+] = 8.25 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

درجة تفكك حامض الهيدروفلوريك =

تركيز ايون الهيدروجين عند حالة الاتزان

التركيز الابتدائي للحامض

$$0.0825 = \frac{8.25 \times 10^{-3}}{0.1} = \text{درجة تفكك الحامض}$$

= النسبة المئوية لتفكك حامض الهيدروفلوريك

$$\% 100 \times \frac{\text{تركيز ايون الهيدروجين عند حالة الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للحامض}}$$

$$\% 100 \times \frac{8.25 \times 10^{-3}}{0.1} = \text{النسبة المئوية لتفكك حامض الهيدروفلوريك}$$

النسبة المئوية لتفكك حامض الهيدروفلوريك = 8.25%

وهذه النسبة المئوية لتفكك هذا الحامض اكثر من 5% وهذا بسبب كون

ثابت التفكك اكبر من 10^{-5} ، لذلك لا يجوز استعمال هذه الطريقة للحل.

طريقة استعمال الدستور (للاطلاع)

$$x^2 = (6.8 \times 10^{-5}) - (6.8 \times 10^{-4} x)$$

$$x^2 + (6.8 \times 10^{-4} x) - (6.8 \times 10^{-5}) = 0$$

$$x = \frac{(-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac})}{2a}$$

$$x = \frac{-(6.8 \times 10^{-4}) \pm \sqrt{(6.8 \times 10^{-4})^2 - 4 \times (-6.8 \times 10^{-5})}}{2}$$

إن حل هذه المعادلة الجبرية يعطي قيمتين تكون احدهما موجبة والاخرى سالبة، تهمل القيمة السالبة لان لا معنى لها من الناحية العملية (لا يوجد تركيز تكون قيمته سالبة).

$$x = 7.91 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = [\text{H}^+]$$

بمقارنة تركيز ايونات الهيدروجين في محلول حامض الهيدروفلوريك عند حالة الاتزان المحسوبة بطريقة التقريب و المحسوبة بدون اجراء التقريب (باستعمال الدستور)، نجد ان هناك فرق واضح في القيمة المحسوبة لذلك لا يمكن الاعتماد على التقريب لانه يعطي نتيجة خاطئة.

$$\text{درجة التفكك} = \frac{\text{تركيز ايون الهيدروجين عند حالة الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للحامض}}$$

$$0.079 = \frac{7.91 \times 10^{-3}}{0.1} = \text{درجة التفكك}$$

$$\text{النسبة المئوية للتأين} = \frac{\text{تركيز ايون الهيدروجين عند حالة الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للحامض}} \times 100\%$$

$$\text{النسبة المئوية للتأين} = \frac{7.91 \times 10^{-3}}{0.1} \times 100\% = 7.91\%$$

(ب) محلول تركيزه 0.01 M

المعادلة من الدرجة الثانية لهذا المحلول هي:

$$6.8 \times 10^{-4} = \frac{(x)(x)}{(0.01 - x)}$$

و بتطبيق معادلة الدستور يمكن الحصول على قيمة x:

$$x = 2.29 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{درجة التفكك} = \frac{\text{تركيز ايون الهيدروجين عند حالة الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للحامض}}$$

$$0.229 = \frac{2.29 \times 10^{-3}}{0.01} =$$

$$\text{النسبة المئوية للتأين} = \frac{\text{تركيز ايون الهيدروجين عند حالة الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للحامض}} \times 100\%$$

$$\text{النسبة المئوية للتأين} = \frac{2.29 \times 10^{-3}}{0.01} \times 100\% = 22.9\%$$

تمرين 3-3

احسب تركيز ايون الهيدروجين المائي في المحلول المائي للفينول ($K_a = 1.3 \times 10^{-10}$) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ الذي تركيزه (أ) 0.2 M و (ب) بعد تخفيفه لثمة مرة.

$$\text{ج : أ- } 0.51 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{ب- } 0.51 \times 10^{-6} \text{ M}$$

من الجدير بالملاحظة في هذا المثال أنه عند تخفيف محلول الحمض بمقدار عشر مرات فإن درجة التفكك (او النسبة المئوية للتأين) تزداد بمقدار ثلاث مرات تقريبا (من 0.079 الى 0.229). حيث تؤدي عملية تخفيف المحلول الى ازاحة موقع الاتزان من موقعه الاصلي الى موقع جديد لازالة التأثير الخارجي (عملية التخفيف) وذلك بأن يزداد تفكك المذاب (يتاين) وهذه العملية تؤدي الى نقصان في كمية الجزء غير المتفكك من المذاب (جزيئات الحمض) وتزيد من كمية الجزء المتفكك منه (الايونات) في وحدة الحجم من المحلول وبذلك يرجع المحلول الى حالة الاتزان مرة اخرى.

الحوامض الضعيفة أحادية البروتون و المتعددة البروتون

الحوامض الضعيفة احادية البروتون (Monoprotic weak acids)، مثل الحوامض التي تناولناها سابقا، هي تلك التي تمتلك ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين (بروتون حامضي واحد) ولذلك يكون لها ثابت تفكك واحد. ولكن من ناحية اخرى، توجد العديد من الحوامض تمتلك اكثر من بروتون حامضي واحد ويدعى هذا النوع بالحوامض متعددة البروتون (Polyprotic weak acids) مثل حامض الاوكزاليك ($H_2C_2O_4$) الذي يمتلك بروتونين حامضيين يمتاز كل منهما بثابت تفكك خاص (تختلف درجة حموضة البروتون الاول عن البروتون الثاني) ولذلك يعاني الحمض في محلوله المائي من تفاعلين للتفكك وله ثابتين للتفكك يرمز لهما K_{a1} و K_{a2} على التوالي:



$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+][HC_2O_4^-]}{[H_2C_2O_4]} = 5.37 \times 10^{-2}$$



$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+][C_2O_4^{2-}]}{[HC_2O_4^-]} = 5.1 \times 10^{-5}$$

ولحامض الفسفوريك (H_3PO_4) ثلاثة تفاعلات تفكك و ثلاث ثوابت تفكك (هي K_{a1} و K_{a2} و K_{a3}):



$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7.11 \times 10^{-3}$$

النتيجة !

* الحمض القوي يولد قاعدة قريبة ضعيفة والعكس صحيح.
** كلما ازدادت قيمة ثابت تفكك الحمض الضعيف K_a ازدادت قوة الحمض.



$$K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 6.32 \times 10^{-8}$$



$$K_{a3} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = 4.80 \times 10^{-13}$$

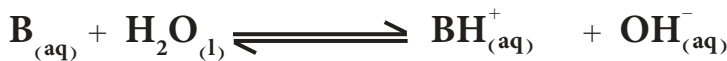
2-3-3 القواعد الضعيفة Weak bases

تعرف القاعدة الضعيفة حسب مفهوم برونشتد على انها الصنف الذي له قابلية جزئية (غير تامة) على اكتساب البروتونات من المذيب، ولذلك فانها تتميز بان لها ثابت تفكك ويرمز له بالرمز K_b (من base وتعني قاعدة). فعلى سبيل المثال، يمكن تمثيل تفاعل تفكك الامونيا في الماء كالآتي:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

وبلاحظ عدم تضمن العلاقة الخاصة بالتعبير عن قيمة ثابت تفكك القاعدة لـ $[\text{H}_2\text{O}]$ لنفس السبب المذكور للتعبير عن قيمة K_a . وبصورة عامة يمكن التعبير عن الاتزان الايوني لتفكك القاعدة الضعيفة B في محلولها المائي كما يأتي:



$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

وثابت الاتزان K_b يساوي:

النتيجة !

يلاحظ من قيم ثابت تفكك انها دائماً تتبع المنوال الآتي:

$$K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$$

ويعود السبب في ذلك الى نقصان قابلية الاصناف التي تحمل شحنة سالبة على فقدان بروتون موجب الشحنة بسبب ازدياد التجاذب الالكتروستاتيكي بين ايونات ذوات الشحنات المختلفة.

النتيجة !

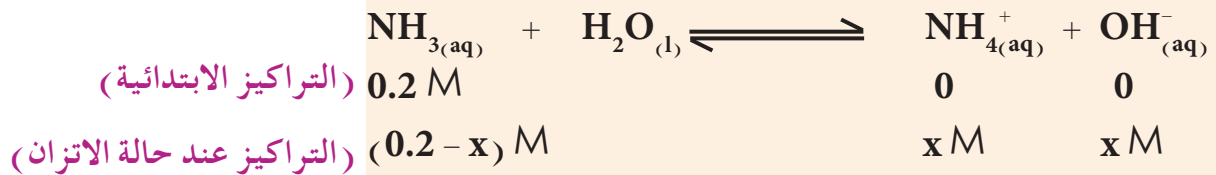
عند حل الامثلة الحسابية المتعلقة بالقواعد الضعيفة يتبع نفس الاسلوب الذي أُستخدم عند التعامل مع الحوامض الضعيفة باستخدام التقريب من عدمه.

مثال 3-5

احسب تركيز ايون الهيدروكسيد $[\text{OH}^-]$ ودرجة التآين والنسبة المئوية للتآين للمحلول المائي للامونيا الذي تركيزه يساوي 0.2 M ، علماً ان ثابت تفكك القاعدة الضعيفة $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \times 10^{-5}$.

الحل:

تكتب المعادلة الكيميائية لتفكك الامونيا في محلولها المائي ويبين عليها التراكيز المولارية للاصناف عند حالة الاتزان، ثم تعوض قيم هذه التراكيز في التعبير الرياضي الخاص بقيمة ثابت تفكك القاعدة وكما يأتي:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{(0.2 - x)}$$

$$x^2 = 0.2 \times 1.8 \times 10^{-5} = 3.6 \times 10^{-6}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 1.9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

درجة التآين = $\frac{\text{تركيز ايون الهيدروكسيد عند حالة الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للقاعدة}}$

$$0.0095 = \frac{1.9 \times 10^{-3}}{0.2} =$$

= النسبة المئوية للتآين

$\% 100 \times \frac{\text{تركيز ايون الهيدروكسيد عند حالة الاتزان (الجزء المتآين)}}{\text{التركيز الابتدائي للقاعدة}}$

$$\% 0.95 = \% 100 \times \frac{1.9 \times 10^{-3}}{0.2} = \text{النسبة المئوية للتآين}$$

تمرين 3-4

إحسب درجة التآين للمحلول

المائي للأنيلين $\text{C}_6\text{H}_7\text{N}$

($K_b = 3.8 \times 10^{-10}$) الذي تركيزه

يساوي 0.1 M.

ج : 6.2×10^{-5}

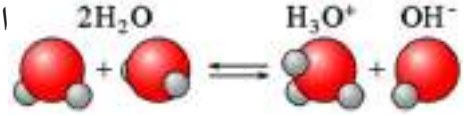
4-3 التآين الذاتي للماء Self-Ionization of Water

إن التآين الذاتي للماء (و يعرف أيضا بالتآين التلقائي للماء Autoionization of water او التفكك التلقائي للماء Autodissociation of water) هو تفاعل كيميائي يتم فيه انتقال بروتون من جزيء الى جزيء اخر للماء لتكوين ايون الهيدرونيوم H_3O^+ وايون الهيدروكسيد OH^- ، ويمكن ان تحدث عملية التآين الذاتي للماء في الماء النقي او في المحاليل المائية لمواد اخرى. تعدُّ عملية التآين الذاتي للماء عملية برتنة ذاتية (انتقال بروتون بشكل تلقائي) وهي المسؤولة عن الصفة الامفوتيرية للماء.

لقد اظهرت القياسات العملية الدقيقة لقابلية الماء على التوصيل الكهربائي، ان الماء النقي يعاني من عملية تأين الى مدى بسيط .



او بشكل ايسط :



ويمكن وصف عملية الاتزان من خلال ثابت يدعى الحاصل الايوني للماء ويعبر عنه عادة بالرمز K_w .

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad \text{أو} \quad K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

يصاحب تكوين أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ، أو بشكل ايسط أيون الهيدروجين H^+ ، دائما تكون ايون الهيدروكسيد OH^- لذلك يكون تركيز ايون الهيدروجين في الماء المقطر (النقي) دائما مساو لتركيز ايون الهيدروكسيد، وقد اثبتت القياسات الدقيقة التي اجريت على الماء النقي عند 25°C ان:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

ويمكن استخدام هذه القيم المقاسة تجريبيا لحساب قيمة ثابت الحاصل الايوني للماء K_w كما يلي عند درجة حرارة 25°C :

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = (1.0 \times 10^{-7})(1.0 \times 10^{-7}) = 1.0 \times 10^{-14}$$

وعلى الرغم من ان هذه العلاقة قد وضعت وحسبت قيمة K_w للماء النقي، فانه يمكن استخدامها وبشكل صحيح للمحاليل المائية المخففة عند درجة حرارة 25°C .

ان الماء النقي هو وسط متعادل (اي انه ليس حامضيا ولا قاعديا)، لذلك ففيه، وكذلك في اي محلول متعادل اخر، يكون تركيز ايونات الهيدروجين

المائية مساويا لتركيز ايونات الهيدروكسيد المائية (اي ان $[\text{H}_3\text{O}^+] =$

$[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$)، اما اذا اضفنا حامضا للماء النقي فان ذلك يؤدي

الى زيادة تركيز ايونات الهيدروجين المائية ويقلل (حسب قاعدة لو شاتليه) من

تركيز ايونات الهيدروكسيد المائية حسب عملية الاتزان التي تمثل تفكك الماء:



ان المحافظة على عملية الاتزان تعني بقاء قيمة الحاصل الايوني للماء K_w

كمية ثابتة دوما (1.0×10^{-14})، ولذلك فان اي زيادة في تركيز H^+ يجب

ان تقود الى انخفاض في تركيز OH^- والعكس صحيح. وبالاسلوب نفسه،

يمكننا ان نتوصل الى ان اضافة قاعدة الى الماء (او اي محلول متعادل) تزيد

من تركيز ايونات OH^- فيه ويؤدي ذلك الى نقصان تركيز ايونات H^+ .

وبصورة عامة، تكون تراكيز ايونات H^+ و ايونات OH^- في المحاليل كالاتي:

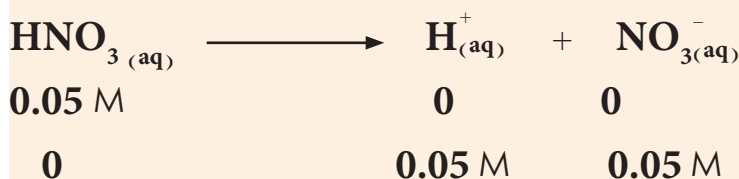
الخلول	الحالة العامة	عند 25 °C
حامضي	$[H^+] > [OH^-]$	$[H^+] > 1.0 \times 10^{-7} M, [OH^-] < 1.0 \times 10^{-7} M$
متعادل	$[H^+] = [OH^-]$	$[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} M, [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} M$
قاعدلي	$[H^+] < [OH^-]$	$[H^+] < 1.0 \times 10^{-7} M, [OH^-] > 1.0 \times 10^{-7} M$

مثال 3-6

احسب تراكيز ايونات H^+ و OH^- في $0.05 M$ من محلول حامض النتريك (HNO_3).

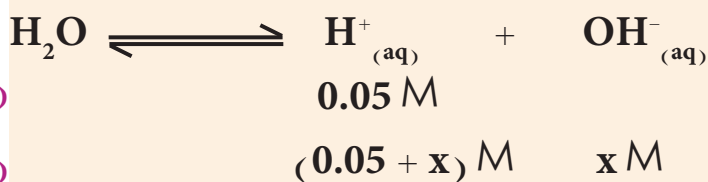
الحل:

تكتب معادلة تايين حامض النتريك (حامض قوي) ويبين عليها التراكيز المولارية لايون H^+ وايون NO_3^- مباشرة. بعد ذلك تستخدم العلاقة $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ لايجاد تركيز ايون OH^- في المحلول.



$$[H^+] = [NO_3^-] = 0.05 \text{ mol/L}$$

يمكن الان حساب قيمة $[OH^-]$ من المعادلة الخاصة بالتايين التلقائي للماء وقيمة K_w .



$$K_w = 1.0 \times 10^{-14} = [H^+][OH^-] = (0.05 + x)(x)$$

ولمعرفة المسبقة بأن قيمة x (تركيز H^+ الناتج من تفكك الماء) هي صغيرة جدا بالمقارنة مع تركيز H^+ الناتج من التفكك الكلي للحامض القوي HNO_3 ، لذلك يمكننا التقريب بوصف أن القيمة $(x + 0.05)$ تساوي 0.05 . وبتعويض هذا التقريب في المعادلة وحلها ينتج:

تمرين 3-5

احسب تركيز ايونات الهيدروجين المائية في محلول يحتوي على ايونات الهيدروكسيد المائية بتراكيز:

(أ) $0.01 M$ و (ب) $2.0 \times 10^{-9} M$.

ج : أ- $1 \times 10^{-12} M$

ب- $5 \times 10^{-6} M$

(التراكيز الابتدائية)

(التراكيز عند حالة الاتزان)

$$1.0 \times 10^{-14} = (0.05) (x)$$

$$x = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{0.05} = 2.0 \times 10^{-13} \text{ mol/L} = 2.0 \times 10^{-13} \text{ M}$$

وهذا يمثل تركيز أيون الهيدروكسيد في المحلول، والنتيجة تؤكد صحة التقريب الذي اعتمدناه في حل المسألة حيث إن قيمة x (تركيز أيون OH^-) اصغر بكثير من 0.05.

التنبه!

تُهمل دائما تراكيز $[\text{H}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ الناتجة من تفكك جزيء الماء عند وجود حامض قوي او قاعدة قوية فيه.

5-3 الاس الهيدروجيني pH - The hydrogen-ion Exponent

يكون عادة التعامل مع التراكيز الصغيرة جدا (المعبر عنها بدلالة المولارية) لايونات H^+ و ايونات OH^- والمختلفة في قيمها بشكل كبير جدا صعبا ومرهقا، ولذلك فقد اقترح العالم سورنسن (Sorensen) في العام 1909 استعمال الاس الهيدروجيني (الدالة الحامضية) pH للتعبير عن حامضية المحلول للتعامل مع هذه الحالات، فيكون التركيز معرّفًا حسب العلاقة الاتية:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = \log \frac{1}{[\text{H}^+]}$$

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

أو ان

ومن فوائد هذه الطريقة انه يمكن التعبير عن حامضية وقاعدية المحاليل عند معرفة التراكيز المولارية لايونات H^+ و OH^- بمجموعة من الارقام الموجبة بين 0 و 14. ويمكن التعبير عن تركيز ايونات الهيدروكسيد بنفس الطريقة:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

او ان

تمرين 3-6

احسب قيم الدالة الحامضية (pH) للمحاليل الاتية: (أ) 6.0×10^{-4} mol/L حامض الهيدروكلوريك، (ب) 0.03 M حامض الكبريتيك.

ج : أ- 3.22

ب- 1.22

مثال 3-7

احسب قيمة pH محلول يكون فيه تركيز أيونات H^+ يساوي 0.05 mol/L.

الحل:

للحصول على قيمة pH المحلول يتوجب حساب قيمة سالب لوغارتيم تركيز أيون $[\text{H}^+]$ المذكور في المثال وكما يأتي:

$$[\text{H}^+] = 0.05 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0.05 = 1.3$$

إذا كانت قيمة pH لمحلول تساوي 3.301، فكم يكون تركيز H^+ فيه؟

الحل:

من التعريف، $pH = -\log[H^+]$. يعوض عن قيمة pH وتحل المعادلة لإيجاد $[H^+]$.

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

$$3.301 = -\log[H^+]$$

وباخذ مقلوب اللوغارتم لطرفي العلاقة ينتج:

$$[H^+] = 10^{-3.301} = 5.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

ويمكن بسهولة اشتقاق علاقة تربط بين قيمتي pH و pOH لأي محلول مخفف عند درجة 25°C كالاتي:

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

بأخذ لوغارتم طرفي هذه المعادلة ينتج

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

وبضرب طرفي المعادلة بالمقدار (1 -) ينتج

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

$$pH + pOH = 14$$

تبين هذه العلاقة أن قيمتي pH و pOH لمحلول تكون كلتاهما موجبة إذا كانتا أقل من 14، أما في حال كون احدهما أكبر من 14 فعندها ستكون قيمة الأخرى سالبة. وبصورة عامة تكون قيم pH و pOH في المحاليل المخففة عند درجة 25°C كالاتي:

المحلول	الحالة العامة	عند 25 °C
حامضي	$pH < pOH$	$pH < 7 < pOH$
متعادل	$pH = pOH$	$pH = 7 = pOH$
قاعدي	$pH > pOH$	$pH > 7 > pOH$

النتيجة!

يستخدم في الوقت الحاضر مصطلح "p" للتعبير عن تراكيز الأيونات الأخرى (غير H^+ و OH^-)، و بشكل عام يقصد عند إضافة الحرف الصغير "p" قبل الرمز، سالب لوغارتم ذلك الرمز (و يدعى بدلالة p). وعلى هذا الأساس فإن الـ pH هو سالب لوغارتم تركيز H^+ و pOH هو سالب لوغارتم تركيز OH^- و pK هو سالب لوغارتم ثابت التفكك K. ومن الملائم هنا وصف ثابت الحاصل الأيوني للماء بدلالة $pK_w = -\log K_w$.

تمرين 3-7

إذا علمت أن pH لمحلول لحمض النتريك يساوي 3.32، ماهي مولارية المحلول؟

$$ج : 4.79 \times 10^{-4} \text{ M}$$

مثال 3-9

احسب $[H^+]$ و pH و $[OH^-]$ و pOH لمحلول حامض الهيدروكلوريك بتركيز $0.015 M$.

الحل:

نكتب معادلة تأين الحامض القوي HCl والذي ينتج $[H^+]$ ، ثم نحسب قيمة pH . وبالاعتماد على العلاقات الرياضية التي سبق ذكرها نحسب قيم $[OH^-]$ و pOH .



ولكون حامض الهيدروكلوريك حامضاً قوياً فإنه يتفكك بشكل تام، وهذا يعني أن:

$$[H^+] = 0.015 \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(0.015) = -(-1.82) = 1.82$$

وكما هو معلوم ان $pH + pOH = 14$ لذلك:

$$pOH = 14.00 - 1.82 = 12.18$$

ولكون $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ ، لذا يمكن حساب قيمة $[OH^-]$ بسهولة:

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{0.015} = 6.7 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$$

مديات الـ pH لعدد من المواد المعروفة

المادة	مدى الـ pH
محتوى معدة الانسان	1.6-3.0
المشروبات الغازية	2.0-4.0
الليمون الحامض	2.2-2.4
الخل	2.4-3.4
الطماطم	4.0-4.4
ادرار الانسان	4.8-8.4
حليب الابقار	6.3-6.6
لُعاب الانسان	6.5-7.5
بلازما دم الانسان	7.3-7.5
بياض البيض	7.6-8.0
مضاد الحموضة	10.5
محلول الامونيا المخفف	11-12



تقاس قيمة الـ pH للمشروبات الغازية بجهاز مقياس pH. تكون الكثير من هذه المشروبات ذات فعل حامضي بسبب غاز CO_2 المذاب وبسبب مكوناتها الاخرى.

تمرين 3-8

احسب قيم $[H^+]$ و pH و $[OH^-]$ و pOH للمحلول المائي لـ $Ca(OH)_2$ تركيزه $0.015 M$. هل المحلول حامضي أم قاعدي؟ لماذا؟

6-3 التمدوب Solvolysis

يقصد بمصطلح التمدوب تفاعل المادة مع المذيب المستعمل لاذابتها، وتفاعلات التمدوب المهمة في دراستنا هي تلك التي تحدث في المحاليل المائية (أي: عندما يكون الماء مذيباً) والتي تدعى بالتحلل المائي (hydrolysis). وعلى هذا الاساس يعرف التحلل المائي على أنه تفاعل المادة مع الماء حيث تتضمن بعض تفاعلات التحلل المائي التفاعل مع أيونات H^+ أو OH^- . فعلى سبيل المثال، يتضمن أحد أنواع التحلل المائي تفاعل الجذر السالب (القاعدة القرينية) (A^-) للحامض الضعيف (HA) مع جزيء الماء لتكوين جزيء الحامض الضعيف غير المتأين (المتفكك) ما يؤدي الى اضطراب الاتزان بين أيونات H^+ و OH^- في الماء و بالتالي الى تكوين محلول قاعدي، ويمكن تمثيل التفاعل كالاتي:



الجذر السالب
للحامض الضعيف

الحامض الضعيف

تكون زيادة من OH^-
لذلك يصبح المحلول
قاعدى

النتيجة !

عند تفاعل حامض مع قاعدة يسمى هذا التفاعل بتفاعل التعادل نتيجة اتحاد ايونات H^+ مع ايونات OH^- وتكوين ملح من الايونات الموجبة للقاعدة والايونات السالبة للحامض، يجب الانتباه عند اضافة تركيز من الحوامض والقواعد المتفاعلة يجب أن نجد المتبقي من هذا التفاعل معرفة pH للنواتج المتبقية في المحلول وسيرد ذكر ذلك الموضوع في الفصل السادس في الكيمياء التحليلية.

وكمثال على ذلك تفاعل ايون الخلات CH_3COO^- مع الماء:



وينطبق الشيء نفسه على تفاعل الجذر الموجب (الحامض القرين) للقاعدة الضعيفة مع جزيء الماء ويكون المحلول الناتج عن ذلك حامضيا.



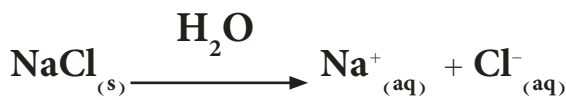
وحسب مفهوم برونشتد تسلك القاعدة القرينة للحامض القوي سلوك قاعدة ضعيفة جدا بينما تكون القاعدة القرينة للحامض الضعيف قاعدة قوية، وينطبق الشيء نفسه على القواعد.

اما عند التعامل مع المحاليل المائية المخففة للاملاح فان ذلك يتطلب تصنيف الاملاح، كما سبق و أن تعلمنا، الى اربعة انواع هي:

1. أملاح لقواعد قوية وحوامض قوية.
 2. أملاح لقواعد قوية وحوامض ضعيفة.
 3. أملاح لقواعد ضعيفة وحوامض قوية.
 4. أملاح لقواعد ضعيفة وحوامض ضعيفة.
- وستتطرق لكل نوع منها بشكل مختصر.

3-6-1 املاح لقواعد قوية وحوامض قوية

يمكن وصف هذه الاملاح بانها تتكون من الايون الموجب للقاعدة القوية والايون السالب للحامض القوي. وهذا النوع من الاملاح يعطي محاليل متعادلة وذلك لان ليس لايوناتها الموجبة ولا لايوناتها السالبة القابلية على التفاعل بشكل ملحوظ مع جزيئات الماء. ففي المحلول المائي المخفف لـ $NaCl$ (ملح مشتق من القاعدة $NaOH$ و الحامض HCl) يتفكك الملح لينتج الايونات المكونة له إضافة الى التأين الجزئي لجزيئات الماء وكما يأتي:



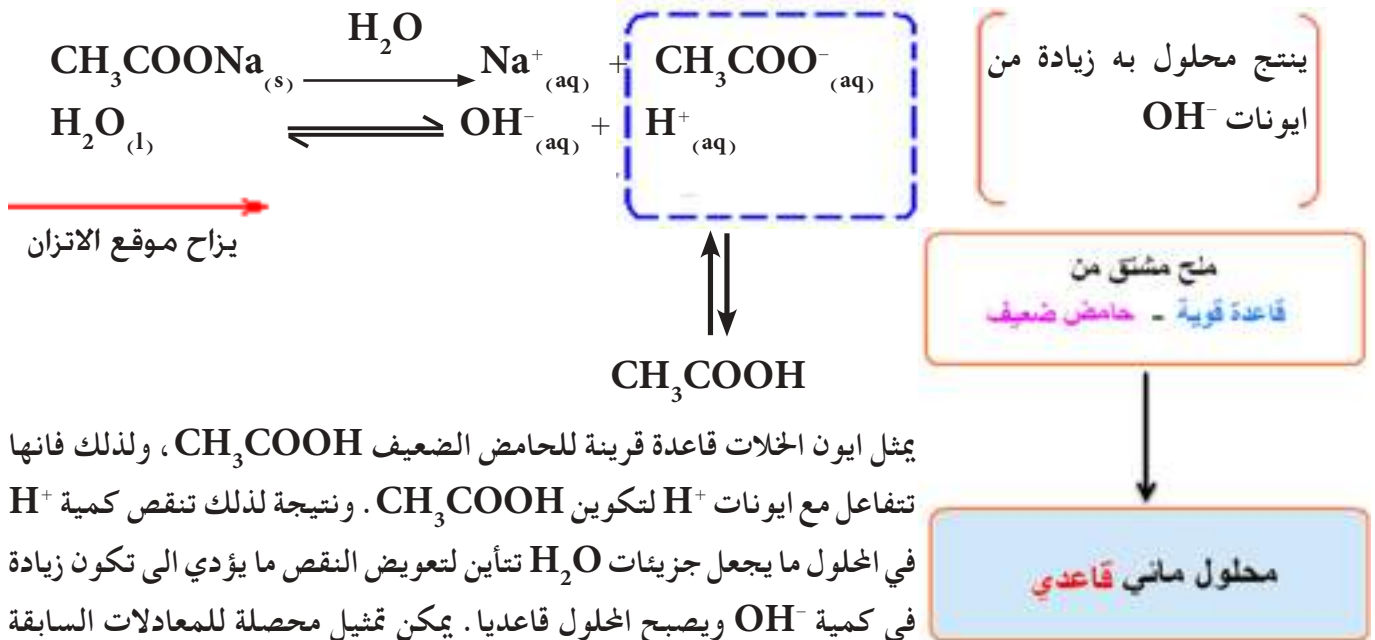
ملح مشتق من
قاعدة قوية - حامض قوي

محلول مائي متعادل

فالحلول المائي لهذا الملح يحتوي على اربعة ايونات هي Na^+ و Cl^- و H^+ و OH^- . ان الايون الموجب للملح Na^+ هو حامض ضعيف لايمكنه التفاعل بشكل ملحوظ مع الماء، وكذلك الايون السالب للملح Cl^- عبارة عن قاعدة ضعيفة لايمكنها التفاعل بشكل ملحوظ مع الماء. وعلى هذا الاساس، يمكن القول ان المحاليل المائية لاملاح القواعد القوية والحوامض القوية تكون متعادلة لانه ليس لاي من ايوناتها (الموجبة والسالبة) القابلية على التفاعل مع جزيئات الماء و جعل الاتزان الموجود بين ايونات H^+ و OH^- يضرب.

3-6-2 أملاح لقواعد قوية وحوامض ضعيفة

عند اذابة أملاح مشتقة من قواعد قوية وحوامض ضعيفة في الماء يكون المحلول الناتج ذا صفة قاعدية دائما، بسبب قابلية الايون السالب للملح (العائد في الاصل للحامض الضعيف) على التفاعل مع الماء لتكوين أيون OH^- . فعلى سبيل المثال، عند ذوبان ملح خلات الصوديوم CH_3COONa (ملح مشتق من قاعدة قوية NaOH و حامض ضعيف CH_3COOH) فإنه يتفكك بشكل تام كالآتي:



يمثل ايون الخلات قاعدة قرينة للحامض الضعيف CH_3COOH ، ولذلك فإنها تتفاعل مع ايونات H^+ لتكوين CH_3COOH . ونتيجة لذلك تنقص كمية H^+ في المحلول ما يجعل جزيئات H_2O تتأين لتعويض النقص ما يؤدي الى تكون زيادة في كمية OH^- ويصبح المحلول قاعديا. يمكن تمثيل محصلة للمعادلات السابقة بمعادلة واحدة لوصف عملية التحلل المائي لايون الخلات كالآتي:



يدعى ثابت الاتزان لهذا التفاعل بثابت التحلل المائي ويرمز له بالرمز K_h من hydrolysis وتعني تحلل مائي) ويمكن التعبير عنه لهذا التفاعل كالآتي:

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

وبشكل عام يمكن التعبير عن قيمة ثابت التحلل المائي لاي ملح مشتق من قاعدة قوية و حامض ضعيف (HA) كالآتي:



حيث ان [HA] يمثل تركيز الحامض الضعيف و [OH⁻] يمثل تركيز ايون الهيدروكسيد المتكون من التفاعل و [A⁻] تركيز الايون السالب للملح ويمكن التعبير عن ثابت تحلل الاملاح المشتق منه الملح كالآتي:

$$K_h = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

وعند ضرب قيمتي البسط والمقام ب [H⁺] للمعادلة الاخيرة فأنها تصبح

$$K_h = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} \times \frac{[H^+]}{[H^+]}$$

$$K_h = \frac{[HA]}{[A^-][H^+]} \times \frac{[OH^-][H^+]}{1}$$

$$K_h = \frac{1}{K_a(HA)} \times \frac{K_w}{1} = \frac{K_w}{K_a(HA)}$$

لذا فإن قيمة ثابت التحلل المائي لأي ملح مشتق من قاعدة قوية وحامض

ضعيف:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

مثال 10-3

ما قيمة ثابت التحلل المائي لملح خلات الصوديوم؟ اذا علمت ان ثابت تفكك حامض الخليك $K_a(CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$ وثابت الحاصل الايوني للماء ($K_w = 1.0 \times 10^{-14}$). معلومة: يجب على الطالب ان يحفظ قيمة K_w لانه عادة لاتعطى له في الاسئلة.

الحل:

ملح خلات الصوديوم مشتق من قاعدة قوية NaOH وحامض ضعيف CH_3COOH لذلك يمكن حساب قيمة ثابت تحلله المائي من معرفة ثابت تفكك الحامض الضعيف K_a وثابت الحاصل الايوني للماء K_w وكما ياتي:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a(CH_3COOH)} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$

$$pK_h = pK_w - pK_a \quad \text{أو}$$

حيث يمثل K_a ثابت تفكك الحامض الضعيف الذي اشتق منه الملح وان قيم pK_a و pK_w و pK_h تمثل سالب لوغارتم قيم K_a و K_w و K_h على التوالي. ويمكن حساب تركيز ايون H^+ في اخلول المائي لهذا النوع من الاملاح بسهولة حيث ان كمية HA و كمية ايونات OH^- المتكونة نتيجة لعملية التحلل المائي هي متساوية $[HA] = [OH^-]$ ويمكن اعتبار $[A^-]$ التركيز المولاري للملح فيساوي c

$$K_h = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = \frac{[OH^-]^2}{c} = \frac{K_w}{K_a}$$

$$[OH^-] = \sqrt{c \times \frac{K_w}{K_a}}$$

$$\text{و بما ان } [H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \text{ ينتج}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \times K_a}{c}}$$

أو أن

$$pH = \frac{1}{2} [pK_w + pK_a + \log c]$$

الغيبه !

للتطلب اختيار العلاقة حسب ما يطلب منه في السؤال، اذا كان المطلوب حساب $[H^+]$ او pH ، وان استعمال اي منهما يوصل الى نفس النتيجة.

مثال 11-3

احسب قيمة pH محلول ملح خلات الصوديوم تركيزه $0.01 M$ في درجة حرارة $25^\circ C$ ، علما بأن قيمة $K_a(CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$.

الحل:

لحساب قيمة pH محلول هذا الملح نستخدم العلاقة الاتية:

$$pH = \frac{1}{2} [pK_w + pK_a + \log c]$$

$$pH = \frac{1}{2} [-\log K_w - \log K_a + \log c]$$

$$pH = \frac{1}{2} [-\log (1.0 \times 10^{-14}) - \log (1.8 \times 10^{-5}) + \log 0.01]$$

$$pH = \frac{1}{2} (14 + 4.74 - 2) = 8.37$$

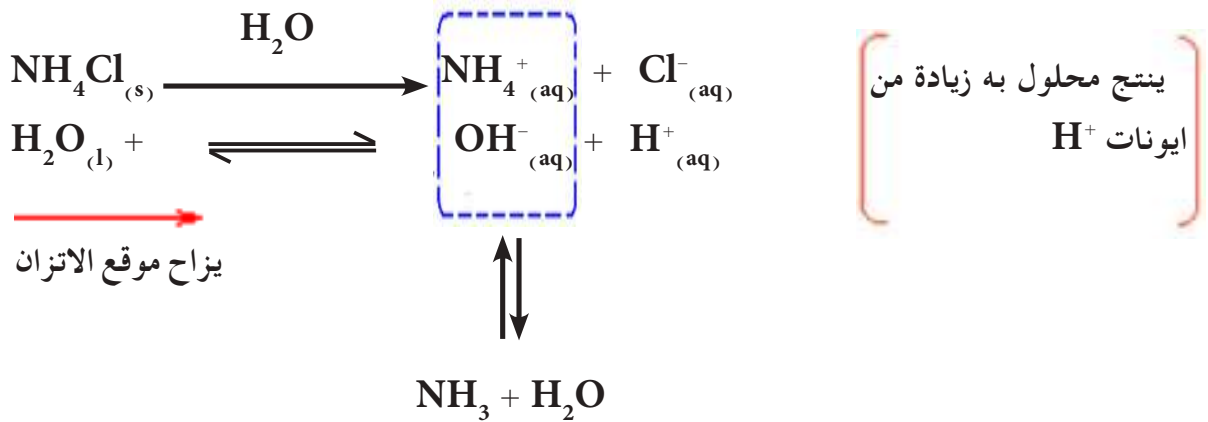
تمرين 9-3

احسب تركيز أيون الهيدروكسيد للمحلول المائي للملح سيانيد البوتاسيوم KCN ، $K_a(HCN) = 4.9 \times 10^{-10}$ ، تركيزه 0.1 mole/L . هل اخلول حامضي أم قاعدي؟

ج : $1.43 \times 10^{-3} M$ والملح قاعدي.

3-6-3 أملاح لقواعد ضعيفة وحوامض قوية

يتضمن النوع الثاني من تفاعلات التحلل المائي تفاعل الايون الموجب للملح (العائد في الاصل للقاعدة الضعيفة) مع الماء لتكوين جزيئات القاعدة الضعيفة غير المتفككة إضافة الى ايونات H^+ . يؤدي هذا التفاعل الى اختلال في التوازن الموجود بين أيونات H^+ و OH^- في الماء وبالنتيجة الى زيادة في $[H^+]$ وجعل هذا النوع من المحاليل حامضية. فعند ذوبان ملح كلوريد الامونيوم NH_4Cl (ملح ناتج عن تفاعل قاعدة ضعيفة NH_3 مع حامض قوي HCl)، فإنه يتفكك بشكل تام كالآتي:



يتفاعل ايون الامونيوم NH_4^+ (الحامض القرين للقاعدة الضعيفة NH_3) مع ايونات OH^- لتكوين جزيئات NH_3 غير المتفككة وجزيئات H_2O . يستهلك هذا التفاعل ايون OH^- من وسط التفاعل ولذلك تتأين جزيئات H_2O لتعويض النقص مما يؤدي الى تكون زيادة في كمية H^+ ويصبح المحلول بذلك حامضيا.

يمكن كتابة معادلة واحدة تمثل محصلة التفاعلات السابقة لوصف عملية التحلل المائي لايون الامونيوم NH_4^+ كالآتي:



$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{K_w}{K_b}$$

ويمكن البرهنة على ان $K_h = \frac{K_w}{K_b}$ ، حيث ان K_b هو ثابت تاين القاعدة الضعيفة. كما ويمكن كتابة معادلة عامة تمثل عملية التحلل المائي لهذا



النوع من الاملاح كالاتي :



$$K_h = \frac{[MOH][H^+]}{[M^+]} = \frac{K_w}{K_b}$$

ان تركيز ايون الهيدروجين يجب ان يساوي تركيز القاعدة الضعيفة غير المتأينة [MOH] حيث انهما يتكونان بنفس الكمية نتيجة تفاعل الايون الموجب للملح مع الماء كذلك فإن تركيز الأيون الموجب [M⁺] يجب ان يساوي فرضياً التركيز المولاري للملح c حيث ان الملح هو أيوني بصورة كاملة لذا يمكن حساب تركيز [H⁺] في المحلول المائي لملح مشتق من حامض قوي وقاعدة ضعيفة كالاتي :

$$K_h = \frac{[H^+]^2}{[M^+]} = \frac{[H^+]^2}{c} = \frac{K_w}{K_b}$$

ومنه نحصل على العلاقة الاتية :

$$[H^+] = \sqrt{c \times \frac{K_w}{K_b}}$$

وبأخذ سالب اللوغارتم للطرفين ينتج :

$$pH = \frac{1}{2} [pK_w - pK_b - \log c]$$

حيث يمثل K_b ثابت تفكك القاعدة الضعيفة التي اشتق منها الملح .

مثال 3-12

كم هي قيمة pH لمحلول كلوريد الامونيوم تركيزه 0.2 mole/L ؟ اذا علمت أن قيمة ثابت تفكك القاعدة الضعيفة $K_b(NH_3) = 1.8 \times 10^{-5}$.

الحل :

يتطلب إيجاد قيمة pH المحلول معرفة ثابت تفكك القاعدة الضعيفة K_b وثابت الحاصل الايوني للماء K_w ، ثم تحسب قيمة pH محلول هذا الملح باستخدام العلاقة الاتية :

$$pH = \frac{1}{2} [pK_w - pK_b - \log c]$$

تمرين 3-10

احسب قيمة pOH لخلول نترات الامونيوم

($pK_b (NH_3) = 4.74$) بتركيز

0.5 M . هل الخلول حامضي ام قاعدي؟

ج : 9.22 الخلول حامضي

$$pH = \frac{1}{2} [-\log K_w + \log K_b - \log c]$$

$$pH = \frac{1}{2} [-\log (1.0 \times 10^{-14}) + \log (1.8 \times 10^{-5}) - \log 0.2]$$

$$pH = \frac{1}{2} (14 - 4.74 - (-0.7)) = 4.98$$

7-3 تأثير الايون المشترك Common Ion Effect

درسنا المحاليل المائية للالكتروليتات الضعيفة (الحوامض والقواعد) وتعرفنا على سلوكها عندما يشكل الالكتروليت الضعيف المذاب الوحيد في الخلول، أما في هذا الجزء فسندرس سلوك محلول مائي يحوي على مذابن (احدهما الالكتروليت الضعيف) يتشابهان في احتوائهما على ايون مشترك. فمن المعلوم ان تركيز ايون معين في محلول ما يمكن ان يزيد باضافة مركب الى الخلول ينتج بتفككه هذا الايون. ويدعى هذا الايون الموجود أصلا في الخلول والذي نتج ايضا من المركب المضاف بالايون المشترك.

وسوف نركز اهتمامنا في هذه المرحلة على الحالة التي يكون فيها المركب الموجود أصلا في الخلول الكتروليتا ضعيفا والمركب المضاف هو الكتروليت قوي، حيث ينتج من عملية الاضافة زيادة ملحوظة في تركيز الايون المقصود في الخلول عند مقارنته مع تركيز الايون الناتج تفكك الالكتروليت الضعيف عند وجوده لوحده في الخلول، و تؤدي هذه العملية الى حصول اختلال في اتزان الخلول وبالتالي إزاحة اتزان الخلول الى موقع جديد.

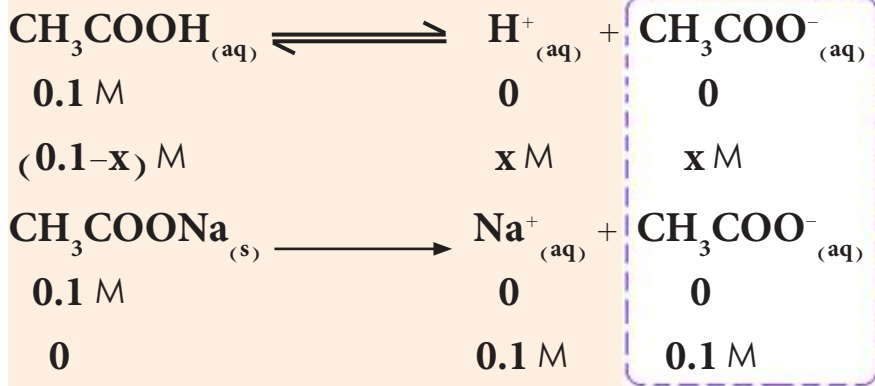
فعند اجراء تغيير على محلول لالكتروليت ضعيف وذلك باضافة كمية من احد ايوناته من مصدر خارجي، فان ذلك يؤدي الى تقليل تأين الالكتروليت الضعيف، وهذه الظاهرة هي نتيجة مباشرة لقانون فعل الكتلة على الاتزان الايوني للمحلول الالكتروليتي وتدعى بتأثير الايون المشترك والتي هي حالة خاصة من قاعدة لوشاتليه.

مثال 3-13

ما التأثير الذي تحدثه اضافة 8.2 g (0.1 mole) من ملح خلات الصوديوم CH_3COONa الى لتر واحد من محلول حامض الخليك بتركيز 0.1 mole/L على تركيز أيون H^+ عند $25^\circ C$ ؟ علماً بأن $K_a (CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$.

الحل:

تكتب معادلات تفكك الالكتروليت الضعيف (حامض الخليك) والملح المضاف (خلات الصوديوم) ويبين عليها التراكيز المولارية للاصناف عند حالة الاتزان وكما يأتي:



(التراكيز الابتدائية)

(التراكيز عند حالة الاتزان)

(التراكيز الابتدائية)

(التراكيز بعد التفكك)

أيون مشترك

تظهر معادلات التفكك ان ايون الخلات هو أيون مشترك في هذا المحلول لان له مصدرين، أحدهما تفكك حامض الخليك (الكتروليت ضعيف) والآخر من تفكك خلات الصوديوم (الكتروليت قوي). يحسب تركيز هذا الايون في المحلول عند حالة الاتزان بجمع التراكيز الناتجة من تفكك المركبين. لايجاد تأثير اضافة الايون المشترك يحسب تركيز أيون H^+ في محلول 0.1 M حامض الخليك قبل اضافة خلات الصوديوم وكما ياتي:

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(x)(x)}{(0.1-x)}$$

وباستعمال التقريب نحصل على:

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{(0.1)}$$

$$x^2 = (0.1) \times (1.8 \times 10^{-5}) = 1.8 \times 10^{-6}$$

$$x = \sqrt{1.8 \times 10^{-6}} = 1.3 \times 10^{-3}$$

$$[\text{H}^+] = 1.3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

ثم يحسب تركيز أيون H^+ في محلول الحامض بعد اضافة خلات الصوديوم (اي بوجود تأثير الأيون المشترك) وكما ياتي:

يصبح تركيز ايون الخلات في المحلول بعد اضافة خلات الصوديوم (يتفكك بشيكل تام) يساوي $(0.1 + x')$ M ولكون قيمة x' تكون صغيرة جدا لان أيون الخلات الناتج من الملح يقلل من تايين الحامض لذلك يستعمل التقريب لايجاد تركيز أيون H^+ في هذا المحلول.

تمرين 11-3

ماهو التأثير الناتج من اضافة 26.75 g (0.5 mol) من ملح كلوريد الامونيوم الى لتر واحد من محلول الامونيا بتركيز 0.1 M على درجة تفكك القاعدة؟ اذا علمت ان ثابت تفكك القاعدة الضعيفة $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \times 10^{-5}$.
ج : درجة تفكك القاعدة اكبر بمقدار 360.

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$= \frac{(x')(0.1+x')}{(0.1-x')} = \frac{(x')(0.1)}{(0.1)}$$

$$x' = 1.8 \times 10^{-5} \text{ mol/L} = [H^+]$$

وعند مقارنة تركيز ايون $[H^+]$ في محلول الحامض قبل اضافة الملح وبعد اضافته (بوجود تاثير الايون المشترك) يتبين ان التركيز قد انخفض من $1.3 \times 10^{-3} \text{ mole/L}$ الى $1.8 \times 10^{-5} \text{ mole/L}$ ، وهذا بسبب نقصان تفكك حامض الخليك نتيجة لاضافة ملح خلات الصوديوم لوجود ايون مشترك بين المركبين (ايون الخلات).

8-3 المحاليل المنظمة (محاليل بفر) Buffer Solutions

يمكن حساب قيم الـ pH لمحاليل الحوامض و القواعد القوية بسهولة من معرفة تراكيزها المولارية، فقيمة pH لـ $10^{-4} M$ من محلول حامض الهيدروكلوريك تساوي 4 ولكن هذه القيمة تكون حساسة جدا (تتغير بشكل كبير) حتى عند اضافة كمية صغيرة جدا من مادة قاعدية الى محلول الحامض، وينطبق الشيء نفسه على محاليل القواعد القوية. ومن ناحية اخرى، تكون قيم الـ pH بمحاليل المائية لمحلول كلوريد الصوديوم و ملح خلات الامونيوم بتراكيز $1 M$ مثلا تساوي 7 تقريبا (لماذا؟)، ولكن يختلف سلوك هذين المحلولين بشكل واضح عند اضافة كمية صغيرة من حامض قوي أو قاعدة قوية اليهما، حيث تؤدي اضافة 1 mL من محلول حامض HCl بتركيز $1.0 M$ الى لتر واحد من محلول الملح الى تغيير pH محلول NaCl الى $pH = 3.0$ بينما تتغير قيمة pH محلول CH_3COONH_4 بشكل صغير جدا.

تبدي الكثير من المحاليل سلوك الايون المشترك، ولكن هناك حالتين هما الاكثر

شيوعا:

1. محلول مكون من حامض ضعيف وأحد أملاح هذا الحامض الذائبة

(مثل CH_3COOH زائداً CH_3COONa).

2. محلول مكون من قاعدة ضعيفة وأحد أملاح هذه القاعدة الذائبة

(مثل NH_3 زائداً NH_4Cl).

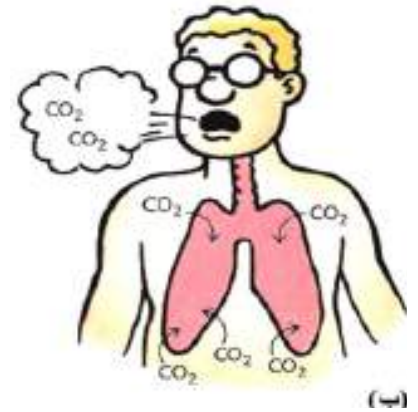
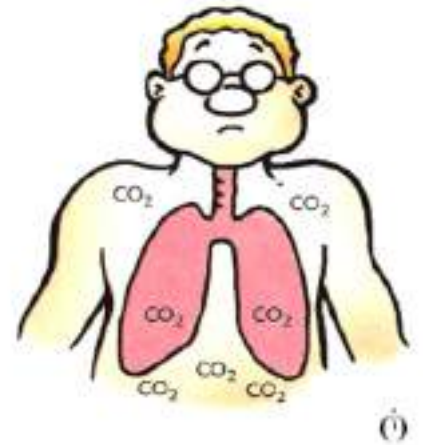
ففي التفاعلات التي تجرى في المختبرات العلمية و في كثير من العمليات الصناعية اضافة الى العمليات التي تجري داخل اجسام الكائنات الحية (النباتات والحيوانات) ، تكون هناك حاجة للمحافظة على قيمة الـ **pH** ثابتة دون تغيير على الرغم من اضافة كميات قليلة من حوامض او قواعد . فعلى سبيل المثال ، تكون معظم العمليات الحيوية داخل جسم الانسان حساسة جدا لقيمة **pH** سوائا للجسم كنقل الاوكسجين بوساطة الهيموكلوبين وكذلك فعالية الانزيمات في الخلايا ، فلذلك تستعمل أجسامنا خليطاً من المركبات تدعى نظام بفرى (نظام مانع لتغير الـ **pH**) للمحافظة على قيمة الـ **pH** ضمن مدى محدود لا تسمح بتجاوزه . تدعى قابلية المحلول على مقاومة التغير في تركيز ايون H^+ عند اضافة كمية قليلة من حامض قوي او قاعدة قوية بفعل البفر او السلوك البفرى (**Buffer action**) ، ويدعى المحلول الذي يمتلك هذه الخاصية (القابلية على مقاومة التغير في تركيز ايون H^+ عند اضافة حامض او قاعدة) بمحلول بفر (او محلول منظم) .

تتكون محاليل البفر عادة من مكونين اثنين ، احدهما يمكنه التفاعل مع القاعدة المضافة للمحلول ويعادلها بينما يعادل المكون الثاني كمية الحامض المضافة وبذلك يكون للمحلول فعل البفر . يحضر هذا النوع من المحاليل عادة بمزج حامض ضعيف مع احد الاملاح المشتقة من هذا الحامض الضعيف ، او قاعدة ضعيفة مع احد الاملاح المشتقة من القاعدة الضعيفة . فعلى سبيل المثال يمكن تحضير محلول بفر مكون من مزج محلول حامض الخليك (حامض ضعيف) مع محلول خلات الصوديوم (ملح مشتق من حامض الخليك) ، ولفهم كيف يمكن لهذا المحلول الناتج مقاومة التغير في الـ **pH** ندرس اولا تأثير اضافة كمية من حامض **HCl** القوي اليه ومقارنة ذلك مع اضافة نفس الكمية من هذا الحامض الى الماء النقي وكما ياتي :

تسبب اضافة كمية صغيرة من حامض قوي الى الماء النقي زيادة كبيرة في تركيز ايون H^+ اي نقصان حاد في قيمة **pH** المحلول الناتج ، بينما لا تؤدي اضافة نفس الكمية من الحامض لمزيج حامض الخليك و خلات الصوديوم ، الى زيادة ملحوظة في تركيز ايون H^+ لان هذا الايون لا يبقى طليقا في المحلول لانه يتفاعل مع أيون الخلات CH_3COO^- الناتج من تاين خلات الصوديوم لتكوين حامض الخليك (حامض ضعيف قليل التفكك) وبذلك لا تنخفض قيمة **pH** المحلول بل تبقى ثابتة تقريبا .

هل تعلم

(أ) عند انقطاع التنفس ، تزداد كمية CO_2 في الدم ما يؤدي الى زيادة كمية حامض الكربونيك وانخفاض في قيمة **pH** الدم ،
(ب) عند التنفس بسرعة تقل نسبة CO_2 في مجرى الدم حيث يؤدي ذلك الى نقصان كمية حامض الكربونيك وارتفاع قيمة **pH** الدم .

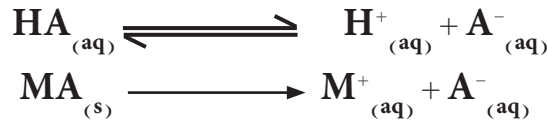


(ب)

اما عند اضافة كمية صغيرة من قاعدة قوية مثل NaOH الى كمية من الماء فان تركيز ايونات OH^- في المحلول الناتج سوف يزداد بشكل كبير بسبب تفكك القاعدة التام ما يؤدي الى ارتفاع قيمة pH المحلول . و عند اضافة نفس الكمية من القاعدة الى المزيج البفري (CH_3COOH مع CH_3COONa) فان ايونات OH^- الناتجة من تفكك القاعدة القوية لايمكنها البقاء في المحلول بل تتفاعل على الفور مع حامض الخليك (تتحد مع ايونات الهيدروجين الناتجة من تفكك حامض الخليك) لتكوين الماء وبذلك لن تتاثر قيمة pH هذا المزيج بشكل ملحوظ .

ويمكن القول مما سبق ان الحامض القوي المضاف والقاعدة القوية المضافة الى محلول البفر قد تعادلت نتيجة لتفاعلها مع مكونات المحلول وان ذلك يعني بقاء قيمة pH المحلول ثابتة لا تتغير ، ولكن في الحقيقة عند إضافة HCl نتج من ذلك تكون زيادة من حامض الخليك وهو حامض ضعيف يؤدي زيادة تركيزه في المحلول الى نقصان صغير في قيمة pH المحلول . ومن ناحية اخرى ، فاضافة NaOH الى هذا المزيج البفري يؤدي الى تكوين كمية اضافية من ملح خلات الصوديوم وأن زيادة تركيز هذا الملح تؤدي الى ارتفاع طفيف في قيمة pH المحلول (لماذا؟) .

ومن ناحية أخرى يمكن دراسة حالة الاتزان الناشئ في المحلول الذي يحوي حامضاً ضعيفاً HA (أو قاعدة ضعيفة) مع الملح المشتق منه MA كالاتي :



وهذا يعني انه عند حالة الاتزان تكون :

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \times \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad \text{او أن}$$

ويمكن تبسيط هذه العلاقة (بعد اجراء التقريب) ، بفرض ان قيمة $[\text{H}^+]$ في المحلول صغيرة جدا (نتيجة لتأثير الايون المشترك الذي يعمل على تقليل تفكك الحامض الضعيف) ، ولذلك فتركيز الحامض غير المتفكك عند حالة الاتزان [HA] سوف يكون مساويا لتركيز الحامض الابتدائي (الاصلي) وان تركيز $[\text{A}^-]$ عند حالة الاتزان سوف تساوي تركيز الملح فقط . وهكذا يمكن كتابة العلاقة السابقة كالاتي :

$$[\text{H}^+] = K_a \times \frac{[\text{acid}]}{[\text{salt}]}$$

حيث إن [acid] تمثل تركيز الحامض و [salt] هو تركيز الملح ، وبأخذ سالب

لوغاريتم طرفي المعادلة ينتج :

$$\text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{[\text{acid}]}{[\text{salt}]} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]}$$

وينفس الاسلوب يمكن اشتقاق علاقة لوصف حالة الاتزان التي تحصل في محلول مكون من مزيج من قاعدة ضعيفة واحد الاملاح المشتقة منها للحصول على الاتي:

$$[\text{OH}^-] = K_b \times \frac{[\text{base}]}{[\text{salt}]}$$

وأن

$$\text{pOH} = \text{pK}_b - \log \frac{[\text{base}]}{[\text{salt}]} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{base}]}$$

حيث إن [base] تمثل تركيز القاعدة و [salt] هو تركيز الملح.

مثال 14-3

احسب تركيز ايون H^+ و pH لمحلول مكون من مزيج من 0.1 M حامض الخليك و 0.2 M خلات الصوديوم.

الحل:

يمكن الاستفادة من العلاقات الرياضية التي توصلنا اليها سابقا، لحساب تركيز ايون H_3O^+ وقيمة pH للمزيج المكون من حامض ضعيف و احد املاحه، وهو بذلك تكون له صفة محلول بفر، اذن:

$$[\text{H}^+] = K_a \times \frac{[\text{acid}]}{[\text{salt}]}$$

وبما أن قيمة $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \times 10^{-5}$ وان $[\text{acid}] = 0.1 \text{ M}$ و $[\text{salt}] = 0.2 \text{ M}$ ينتج ان:

$$[\text{H}^+] = 1.8 \times 10^{-5} \times \frac{0.1}{0.2} = 9.0 \times 10^{-6}$$

ويمكن حساب pH المحلول باستخدام العلاقة:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 9.0 \times 10^{-6} = 5.04$$

او بتطبيق العلاقة الاتية مباشرة:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]}$$

وبما أن قيمة $pK_a = -\log K_a$ لذلك فإن :

$$pH = -\log 1.8 \times 10^{-5} + \log \frac{0.2}{0.1}$$

$$pH = 4.74 + \log 2 = 4.74 + 0.30 = 5.04$$

وهنا يمكن مقارنة قيمة تركيز ايون H^+ وقيمة pH المحسوبة لهذا المحلول (المزيج البفري) مع تلك القيم المحسوبة لمحلول حامض الخليك الذي يكون تركيزه $0.1 M$ حيث انه $[H^+] = 1.35 \times 10^{-3} M$ و ان ($pH=2.87$) على التوالي.

مثال 3-15

ماذا يجب ان يكون تركيز كلوريد الامونيوم في محلول يحتوي على امونيا ($pK_b = 4.74$) بتركيز $0.1 M$ لتكون قيمة pH المحلول تساوي 9.0 ؟

الحل :

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 9 = 5$$

فالمحلول الذي قيمة pH فيه تساوي 9.0 تكون قيمة pOH فيه تساوي 5.0 . يشكل المحلول المكون من مزيج الامونيا و كلوريد الامونيوم محلول بفر لذلك يمكن الاستفادة من العلاقات الرياضية التي توصلنا اليها سابقا للتعامل معه ، فلمزيج مكون من قاعدة ضعيفة مع احد املاحها يمكن الاعتماد على العلاقة الاتية :

$$pOH = pK_b + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{base}]}$$

$$5.00 = 4.74 + \log \frac{[\text{salt}]}{0.1}$$

$$\log \frac{[\text{salt}]}{0.1} = 5 - 4.74 = 0.26$$

$$\frac{[\text{salt}]}{0.1} = 10^{0.26} = 1.82$$

$$[\text{salt}] = 0.1 \times 1.82 = 0.182 \text{ mol/L}$$

تمرين 3-12

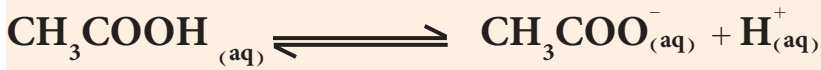
ما تركيز حامض الخليك في محلول يحوي اضافة الى الحامض ملح خلات الصوديوم بتركيز 0.3 mol/L اذا علمت ان قيمة pH المحلول كانت تساوي 4.31 ؟
علماً ان $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$.

ج : $0.81 M$

احسب قيمة الـ pH الهيدروجيني (pH) بعد اضافة 1 mL من محلول حامض الهيدروكلوريك تركيزه 10 M الى لتر من محلول بفر مكون من حامض الخليك بتركيز 0.1 M وخلات الصوديوم بتركيز 0.1 M. (ملاحظة: اهمل التغير الذي يحصل في حجم المحلول بعد اضافة الحامض القوي او القاعدة القوية عند حل المثال). علماً ان $pK_a = 4.74$.

الحل:

يمكن تمثيل المزيج البفري المكون من حامض الخليك وخلات الصوديوم بالمعادلات الاتية:



1. تحسب كميات (عدد مولات) حامض الخليك وخلات الصوديوم في المحلول (قبل اضافة الحامض القوي) كالآتي:

$$\begin{aligned} \text{عدد مولات حامض الخليك في لتر من المحلول} &= M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \times V (L) \\ &= 0.1 \text{ mol/L} \times 1 \text{ L} = 0.1 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{عدد مولات خلالات الصوديوم في لتر من المحلول} &= M_{\text{CH}_3\text{COONa}} \times V (L) \\ &= 0.1 \text{ mol/L} \times 1 \text{ L} = 0.1 \text{ mol} \end{aligned}$$

2. يتفكك حامض HCl بشكل تام حسب المعادلة الاتية:



لينتج كمية من ايونات H^+ مكافئة لكمية الحامض المضاف

$$\text{عدد مولات ايون } \text{H}^+ \text{ في لتر من المحلول} = M_{\text{HCl}} \times V (L)$$

$$= 10 \text{ mol/L} \times 1 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.01 \text{ mol}$$

تتحد ايونات H^+ الناتجة من تفكك HCl فور تكونها مع مايكافئها من ايونات الخلالات لتكوين كمية مكافئة من حامض الخليك.

3. تحسب كميات وتراكيز ايون الخلالات و حامض الخليك في المحلول بعد الاضافة كالآتي:

كمية أيون H^+ الناتجة + كمية حامض الخليك قبل الاضافة =
كمية حامض الخليك بعد الاضافة

$$= 0.1 \text{ mol} + 0.01 \text{ mol}$$

$$= 0.11 \text{ mol}$$

$$[CH_3COOH] = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} = \frac{0.11 \text{ (mol)}}{1 \text{ (L)}} = 0.11 \text{ mol/L}$$

كمية أيون H^+ الناتجة - كمية خلات الصوديوم قبل الاضافة =
كمية خلات الصوديوم بعد الاضافة

$$= 0.1 \text{ mol} - 0.01 \text{ mol}$$

$$= 0.09 \text{ mol}$$

$$[CH_3COO^-] = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} = \frac{0.09 \text{ (mol)}}{1 \text{ (L)}} = 0.09 \text{ mol/L}$$

4. تطبق المعادلة الخاصة بحساب قيمة pH محلول بفر كالاتي:

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]}$$

$$pH = 4.74 + \log \frac{0.09}{0.11}$$

$$pH = 4.74 + (-0.087) = 4.66$$

تمرين 3-13

احسب قيمة الاس الهيدروجيني (pH)
(أ) للتر من محلول بفر مكون من الامونيا
بتركيز 0.1 M ، وكلوريد الامونيوم
بتركيز 0.1 M ، (ب) لنفس محلول
بفر لكن بعد اضافة 1 mL من محلول
حامض الكبريتيك تركيزه 10 M ، ثم
احسب مقدار التغير الحاصل في قيمة
pH وناقش النتيجة. علماً ان $pK_b = 4.74$
(أهمل التغير الذي يحصل في
حجم المحلول بعد اضافة الحامض القوي
او القاعدة القوية عند حل المثال).

ج : أ- 9.26 ; ب- 9.06

والتغير في $\Delta pH = -0.2$

9-3 الذوبانية وثابت حاصل الذوبان Solubility and Solubility Product

يُعدُّ ذوبان المواد الصلبة في الماء من العمليات المهمة في الكيمياء، حيث
تعتمد قابلية ذوبان أي مادة أيونية (مثل الاملاح) في الماء على الفرق في
مقدار الطاقة اللازمة لكسر الاواصر الرابطة بين الايونات المكونة للمادة
ومقدار ما ينتج من طاقة نتيجة لانتشار هذه الايونات في الماء و تميؤها، وعلى
هذا الاساس تختلف المواد في قابلية ذوبانها في الماء.

لقد درسنا في هذا الفصل سلوك المواد قابلة الذوبان في الماء، ولكن هناك
مواد اخرى شحيحة الذوبان (قليلة الذوبان جدا) تخضع عملية ذوبانها في
الماء الى حالة اتزان تنشأ بين الجزء الصلب (غير الذائب أو غير المتفكك) وبين

الايونات الناتجة من تفككها حيث يدعى هذا المحلول بالمحلول المشبع للمادة، ويمكن وصف عملية ذوبان مركب أيوني صلب (AB) شحيح الذوبان في الماء كما يأتي:



ويعبر عن ثابت الاتزان (K_{eq}) لهذه العملية بالعلاقة الآتية:

$$K_{eq} = \frac{[A^+][B^-]}{[AB][H_2O]}$$

ولكون المركب شحيح الذوبان في الماء لذلك، يمكن اعتبار قيمة $[AB]$ تبقى ثابتة لاتتغير تقريبا نتيجة لعملية تفكك جزء صغير جدا منه، وكذلك فكما هو معلوم يمكن اعتبار قيمة $[H_2O]$ ثابتة أيضا في أثناء العملية لكون الماء هو المذيب، وعلى هذا الأساس يمكن كتابة العلاقة السابقة كالآتي:

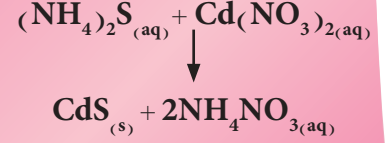
$$K_{sp} = [A^+][B^-]$$

$$K_{sp} = K_{eq} [AB][H_2O] \quad \text{حيث أن}$$

تدعى القيمة K_{sp} بثابت حاصل الذوبان، وهي قيمة ثابتة عند ثبوت درجة الحرارة وتستعمل بشكل كبير للتعبير (او قياس) مقدار ذوبانية الاملاح شحيحة الذوبان في الماء حيث تتناسب ذوبانية المركب طرديا مع قيمة ثابت حاصل الذوبان. وبشكل عام يمكن تعريف ثابت حاصل الذوبان لمركب أيوني شحيح الذوبان على انه حاصل ضرب التراكيز المولارية (للايونات المكونة للمركب) عند حالة الاتزان (تسمى في المحاليل المائية المشبعة بالذوبانية المولارية S) كل مرفوع لاس مساو لعدد الايونات في المعادلة الكيميائية الموزونة التي تعبر عن تفكك المركب. اما الذوبانية المولارية S للملح شحيح الذوبان هي عدد مولات الملح التي تذوب في لتر واحد من المحلول المشبع للملح (اي عند حالة الاتزان بين المادة الصلبة ومحلول المادة).

هل تعلم

عند خلط محلول كبريتيد الامونيوم مع محلول نترات الكادميوم يتكون راسب اصفر هو كبريتيد الكادميوم.



يستعمل ملح كبريتيد الكادميوم شحيح الذوبان لاعطاء اللون الاصفر في صنع الاصباغ الزيتية التي يستعملها الرسامون.



ان تعبير ثابت حاصل الاذابة للملاح احادية- احادية التكافئ، مثال AgCl او ثنائي- ثنائي التكافئ مثل BaSO_4 و PbSO_4 يكون على الشكل الاتي :

$$K_{sp} = s \times s = s^2$$

اما التعبير عن ثابت حاصل الاذابة للملاح احادي- ثنائي التكافئ او ثنائي- احادي التكافئ مثل CaF_2 او Ag_2SO_4 فيكون التعبير على الصورة الاتية :

$$K_{sp} = s \times (2s)^2 = 4s^3$$

بينما يكون هذا التعبير للملاح ثنائي- ثلاثي التكافئ مثل $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ على الصورة الاتية :

$$K_{sp} = (3s)^3 \times (2s)^2 = 108 s^5$$

وتطبيق هذه القواعد فقط عندما يكون الملح الشحيح الذوبان لوحده في حالة الاتزان مع المحلول المشبع .

مثال 3-17

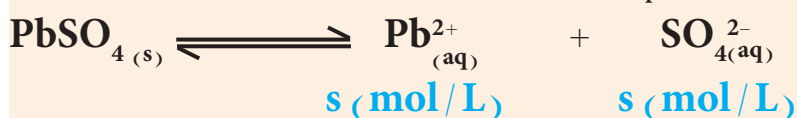
ماهي الذوبانية المولارية للملاح كبريتات الرصاص PbSO_4 ؟ إذا علمت ان ثابت حاصل الذوبان لهذا الملح $K_{sp} = 1.6 \times 10^{-8}$.

الحل:

تكتب اولاً معادلة كيميائية موزونة تمثل عملية ذوبان PbSO_4 :



نفرض أن الذوبانية المولارية للملاح PbSO_4 تساوي $s \text{ mole/L}$ ، حيث يلاحظ أن $s = [\text{Pb}^{2+}]$ و $s = [\text{SO}_4^{2-}]$ ، ذلك لكون ان ذوبان مول واحد من PbSO_4 ينتج في المحلول مول واحد من أيونات Pb^{2+} و مول واحد من أيونات SO_4^{2-} . وبالاعتماد على ذلك، تكتب العلاقة الرياضية للتعبير عن ثابت حاصل الذوبان K_{sp} وكما يأتي:



$$K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

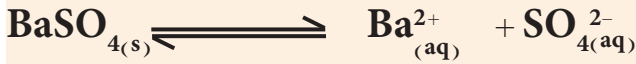
$$K_{sp} = s \times s = s^2 = 1.6 \times 10^{-8}$$

$$s = \sqrt{1.6 \times 10^{-8}} = 1.26 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

احسب قيمة ثابت حاصل الاذابة K_{sp} لملح كبريتات الباريوم، اذا علمت أن لترا واحداً من محلوله المائي المشبع يحوي 0.0025g من ملح BaSO_4 الذائب.

الحل:

تكتب أولاً معادلة كيميائية موزونة تمثل عملية ذوبان BaSO_4 ، ثم تكتب العلاقة الرياضية للتعبير عن ثابت حاصل الذوبان K_{sp} . ومن قيمة ذوبانية الملح (0.0025 g/L) يمكن حساب الذوبانية المولارية (s mole/L) لهذا الملح وتركيز أيونات الملح في المحلول. وكما هو معلوم ففي المحلول المشبع لهذا الملح، تنشأ حالة اتزان بين الملح الصلب (غير الذائب) والجزء المتفكك منه (الذائب) وكما يأتي:



$$K_{sp} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

تحسب الذوبانية المولارية (s) لملح BaSO_4 ($M = 233\text{ g/mole}$) وذلك بالاعتماد على ذوبانيته:

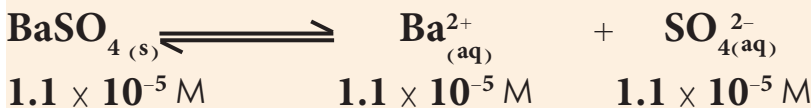
$$s = \text{الذوبانية المولارية لكبريتات الباريوم (mol/L)}$$

$$s = \frac{1(\text{mol}) \text{BaSO}_4}{233(\text{g}) \text{BaSO}_4} \times \text{ذوبانية كبريتات الباريوم (g/L)}$$

$$s \text{ BaSO}_4 (\text{mol/L}) = 0.0025 (\text{g/L}) \times \frac{1 (\text{mol}) \text{BaSO}_4}{233 (\text{g}) \text{BaSO}_4}$$

$$s \text{ BaSO}_4 = 1.1 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

وكما تظهر المعادلة الموزونة لذوبان BaSO_4 أن تفكك كل جزيء من الملح ينتج أيوناً واحداً Ba^{2+} و أيوناً واحداً من SO_4^{2-} ، لذلك:



وهذا يعني أنه في المحلول المائي المشبع لهذا الملح يكون $[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = 1.1 \times 10^{-5} \text{ M}$ ، وبتعويض هذه القيم في العلاقة الرياضية للتعبير عن ثابت حاصل الذوبان K_{sp} ينتج:

$$K_{sp} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = (1.1 \times 10^{-5})(1.1 \times 10^{-5}) = 1.2 \times 10^{-10}$$

تمرين 3-14

اذا علمت أن لتراً واحداً من المحلول المشبع لكرومات الفضة Ag_2CrO_4 ($M = 332\text{ g/mol}$) يحوي 0.0215 g من الملح، احسب ثابت حاصل الذوبان لهذا الملح.

$$\text{ج : } 1.09 \times 10^{-12}$$

يُعدُّ ثابت حاصل الإذابة K_{sp} مقياس لمدى ذوبانية المركبات شحيحة الذوبان ، كما أنه يُعدُّ مقياساً لعملية الترسيب ، فمن خلال معرفة قيم حاصل الإذابة نعرف على مراحل عملية الترسيب للمواد ومدى اكتمال ترسيب مادة معينة من عدمه . فعندما يكون حاصل ضرب تراكيز أيونات الراسب في محلول أكبر من قيمة ثابت حاصل الإذابة للراسب ، تبدأ عملية الترسيب وذلك باتحاد أيونات الراسب (كل مرفوع الى أس مساوٍ الى عدد مولاته في المعادلة الموزونة) لتكوين جزيئاته غير المتفككة والتي تنفصل عن المحلول على شكل مادة صلبة (راسب) ، اما عندما يكون حاصل ضرب تراكيز أيونات الراسب المشار اليها في محلول أصغر من قيمة ثابت حاصل الإذابة للراسب تبدأ عملية ذوبان جزيئات الراسب . وعندما يتساوى ثابت حاصل الإذابة مع حاصل ضرب التراكيز فإن المحلول يصبح مشبعاً وهذا يعني الوصول الى حالة اتزان بين عمليتي ذوبان الراسب وإعادة ترسيبه .

مثال 3-19

إذا علمت ان تركيز ايون الفلوريد F^- في محلول يساوي $2 \times 10^{-2} M$. احسب ادنى تركيز من ايون الكالسيوم يكون لازماً وجوده في المحلول لبدء ترسب ملح فلوريد الكالسيوم CaF_2 ($K_{sp} = 4.9 \times 10^{-11}$).

الحل:

تكتب اولاً معادلة كيميائية موزونة تمثل تفكك ملح فلوريد الكالسيوم ثم تكتب العلاقة الرياضية للتعبير عن ثابت حاصل الذوبانية:



تبدأ عملية ترسيب اي ملح شحيح الذوبان عندما يكون حاصل ضرب التراكيز المولارية لايونات الراسب في المحلول كل مرفوع الى اس مساوياً لعدد مولاته في معادلة تفكك الملح الموزونة (الحاصل الايوني) اكبر (او حتى عندما يبلغ حاصل ضرب الكاد قيمة مساوية لقيمة K_{sp} ويقصد بذلك حالة الاتزان بين الايونات في المحلول والراسب الصلب المتكون) . لذلك يمكن حساب ادنى قيمة لتركيز ايون الكالسيوم في محلول يكون تركيز ايون الفلوريد فيه يساوي $2 \times 10^{-2} M$. من حالة الاتزان وكالاتي:

$$K_{sp} = (x M) \times (2 \times 10^{-2} M)^2$$

$$4.9 \times 10^{-11} = (x) \times (2 \times 10^{-2} M)^2$$

$$x = 1.23 \times 10^{-7} M$$

تمرين 3-15

ما هي اقل دالة حامضية (pH) لمحلول يحوي ايون الحديد (III) بتركيز يساوي $2 \times 10^{-10} M$ ، التي اذا تم الوصول اليها او تجاوزها يبدأ راسب هيدروكسيد الحديد (III) بالظهور في المحلول ، علماً أن K_{sp} لهيدروكسيد الحديد (III) تساوي 5×10^{-38} .
ج : 4.8

وبحل المعادلة لايجاد قيمة s (الذوبانية المولارية) ينتج :

$$s = 7.3 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

تمرين 3-17

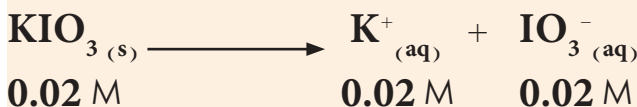
محلول من نترات الفضة تركيزه 0.01M وحجمه 20ml أضيف الى 80ml من محلول 0.05M كرومات البوتاسيوم (K_2CrO_4) بين هل تترسب كرومات الفضة؟ علماً أن

$$K_{sp} Ag_2CrO_4 = 1.1 \times 10^{-12}$$

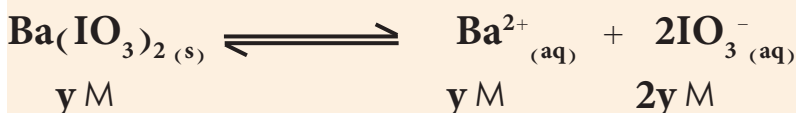
ج : نعم يحصل ترسيب

وهذا يعني ان الذوبانية المولارية لمُح Ba(IO₃)₂ في الماء النقي تساوي $7.3 \times 10^{-4} M$.

(ب) يعتبر ملح KIO₃ الكتروليت قوي يتفكك بشكل تام لذلك فان تركيز ايون IO₃⁻ في محلوله المائي يحسب كالآتي :



نفرض ان $y =$ الذوبانية المولارية لمُح Ba(IO₃)₂ في محلول KIO₃ الذي تركيزه 0.02 M.



وبما ان ايون IO₃⁻ هو ايون مشترك، لذلك فان تركيزه في المحلول [IO₃⁻] يساوي حاصل جمع 0.02 mole/L (تركيزه الناتج من التفكك التام لمُح KIO₃) و 2y mole/L (التركيز الناتج من التفكك الجزئي لمُح Ba(IO₃)₂)، اي يساوي (0.02 + 2y) mole/L، لذلك :

$$K_{sp} = [Ba^{2+}][IO_3^-]^2 = (y)(0.02 + 2y)^2 = 1.57 \times 10^{-9}$$

ولتبسيط حل هذه المعادلة لايجاد قيمة y، يمكن افتراض ان كمية ايون IO₃⁻ في المحلول الناتجة من تفكك ملح Ba(IO₃)₂ شحيح الذوبان هي صغيرة جداً مقارنة مع تلك الناتجة من ذوبان KIO₃ (خصوصاً مع وجود تأثير للايون المشترك) اي ان $2y \ll 0.02$ ، لذلك فان $(0.02 + 2y) \approx 0.02 \text{ mol/L}$.

$$K_{sp} = [Ba^{2+}][IO_3^-]^2 = (y) \times (0.02)^2 = 1.57 \times 10^{-9}$$

$$y = 3.9 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

وهذا يعني ان الذوبانية المولارية لمُح Ba(IO₃)₂ في محلول يودات البوتاسيوم KIO₃ ذو تركيز 0.02 mole/L تساوي $7.3 \times 10^{-4} M$. يلاحظ من النتائج، ان ذوبانية ملح Ba(IO₃)₂ في الماء المقطر اكبر بكثير مما هي عليه في محلول KIO₃ (اي بوجود الايون المشترك) ويمكن حساب نسبة ذوبانية هذا الملح في الوسطين المائين المختلفين كالآتي :

تمرين 3-18

قيمة ثابت حاصل الاذابة للمح فلوريد المغنيسيوم MgF₂ تساوي $K_{sp} = 6.5 \times 10^{-9}$. (أ) احسب الذوبانية المولارية لهذا الملح في الماء النقي، (ب) احسب الذوبانية المولارية لهذا الملح في محلول فلوريد الصوديوم NaF (الكتروليت قوي) تركيزه 0.1 mole/L، ثم قارن النتيجةين.

$$\text{ج : أ - } 1.18 \times 10^{-3} M$$

$$\text{ب - } 6.5 \times 10^{-7} M$$

تقل قابلية الذوبان

$$\frac{187}{1} \approx \frac{7.3 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}{3.9 \times 10^{-6} \text{ mol/L}} = \frac{\text{الذوبانية المولارية في الماء النقي}}{\text{الذوبانية المولارية في محلول يودات البوتاسيوم}}$$

اي ان الذوبانية المولارية لملاح $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ في محلول يودات البوتاسيوم KIO_3 الذي تركيزه 0.02 mole/L هي اقل تقريبا بمقدار 187 مرة من ذوبانيته في الماء النقي .

3. تأثير الاس الهيدروجيني

تعتمد ذوبانية الكثير من المواد على تركيز ايون H^+ في المحلول، ومن اهم تلك المواد هي التي يشكل ايون الهيدروجين او ايون الهيدروكسيد احد مكوناتها مثل هيدروكسيد المغنيسيوم $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ، حيث يتغير مقدار ذوبانية هذه المواد مع تغير قيمة pH للمحلول ومن خلال تأثير الايون المشترك.



فاضافة حامض (زيادة تركيز ايون H^+) الى المحلول المشبع لهذا المركب يؤدي الى اتحاد ايونات H^+ مع ايونات الهيدروكسيد لتكوين جزيئات الماء وهذا يؤدي الى اختلال في عملية الاتزان المثلثة بالمعادلة السابقة، ولتعويض النقص الحاصل في ايونات OH^- تتفكك مزيد من جزيئات المركب (اي زيادة ذوبانيته). اما عند اضافة قاعدة (ايونات OH^-) الى المحلول المتزن لهذا المركب فان ذلك يؤدي الى تقليل الذوبانية من خلال تأثير الايون المشترك.

مثال 3-21

احسب الذوبانية المولارية لهيدروكسيد المغنيسيوم ($K_{sp} = 1.8 \times 10^{-11}$) في محلول مائي ثبتت درجة حموضته عند $\text{pH} = 10.5$.

الحل:

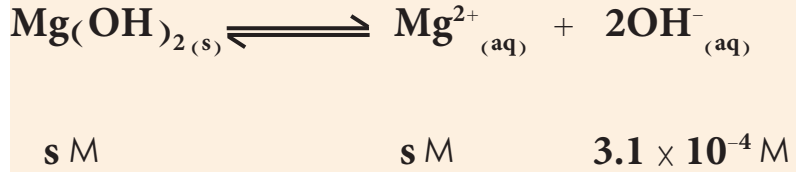
(أ) يحسب تركيز أيون H^+ في المحلول المائي الذي درجة حموضته $\text{pH} = 10.5$ ، ثم يحسب بعد ذلك تركيز أيون الهيدروكسيد في المحلول.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 10.5$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-10.5} = 3.2 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{3.2 \times 10^{-11}} = 3.1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

وهذا يعني ان تركيز ايون الهيدروكسيد في هذا المحلول يساوي $3.1 \times 10^{-4} \text{ mole/L}$ ، وبعد كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة التي تمثل عملية ذوبان $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ، نفرض ان s تساوي الذوبانية المولارية للمركب $\text{Mg}(\text{OH})_2$ في محلول قيمة الاس الهيدروجيني له يساوي 10.5.



ونعوض الان في العلاقة الرياضية للتعبير عن ثابت حاصل الذوبان K_{sp} كالاتي:

$$K_{sp} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

$$1.8 \times 10^{-11} = (s) (3.1 \times 10^{-4})^2$$

$$s = \frac{1.8 \times 10^{-11}}{(3.1 \times 10^{-4})^2} = 1.9 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

اي ان $1.9 \times 10^{-4} \text{ M}$ تساوي الذوبانية المولارية للمركب $\text{Mg}(\text{OH})_2$ في محلول درجة حموضته مثبتة عند $\text{pH} = 10.5$.

تمرين 3-19

احسب ذوبانية هيدروكسيد الخارصين في محلول ثبتت حامضيته عند $\text{pH} = 6$ (أ) و $\text{pH} = 9.0$ (ب)، اذا علمت ان $K_{sp}(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 1.2 \times 10^{-17}$ ، ثم ناقش النتائج.

ج : أ - 0.12 M

ب - $1.2 \times 10^{-7} \text{ M}$

تقل قابلية الذوبان

1-3 المعادلة الاتية تبين حالة الاتزان بين جزيئات الماء وأيوناته:



أ- هل يتأثر اتزان هذا النظام بتغير درجة الحرارة.

ب- ما قيمة ثابت الحاصل الايوني للماء عند درجة حرارة 25°C ، وكم هو تركيز أيون الهيدروجين و تركيز أيون الهيدروكسيد في الماء النقي؟

2-3 جد مقدار التغير في قيمة PH للماء عند اضافة الى لتر منه المحاليل الاتية:

1. 1mL من HCl تركيزه 10M .

2. 1mL من NaOH تركيزه 10M .

ج : 1) $\Delta\text{pH} = -5$ 2) $\Delta\text{pH} = 5$

3-3 في المحاليل المائية للمواد التالية، هل يكون المحلول حامضياً أو قاعدياً أو متعادلاً؟ ولماذا؟

(أ) NH_4Cl ، (ب) Na_2SO_4 ، (ج) CH_3COOK ، (د) CaF_2 ، (هـ) MgSO_4 ، (و) KCl .

4-3 ما عدد غرامات CH_3COOH ($M = 60\text{g/mol}$) الواجب اضافتها إلى 250 ml من الماء المقطر ليصبح

pH المحلول بعد الاضافة 2.7 علماً بأن pka للحامض = 4.74

ج : 3.3g

5-3 اختر الجواب الصحيح:

1. أن عدد مليغرامات يودات الباريوم ($M = 487\text{g/mole}$ و $K_{sp} = 1.57 \times 10^{-9}$) التي يمكن أن تذوب في

150 mL من الماء النقي هي:

(أ) 34.4 mg

(ب) 44.4 mg

(ج) 53.4 mg

2. التراكيز المولارية لايونات Na^+ و SO_4^{2-} في محلول مائي من كبريتات الصوديوم تركيزه يساوي 0.4 M هي:

(أ) $[\text{Na}^+] = 0.4\text{ M}$ و $[\text{SO}_4^{2-}] = 0.4\text{ M}$

(ب) $[\text{Na}^+] = 0.2\text{ M}$ و $[\text{SO}_4^{2-}] = 0.4\text{ M}$

(ج) $[\text{Na}^+] = 0.8\text{ M}$ و $[\text{SO}_4^{2-}] = 0.4\text{ M}$

3. قيم pH و pOH لخلول 0.05 M هيدروكسيد الصوديوم هي :

(أ) pH = 1.3 و pOH = 12.7

(ب) pH = 7.0 و pOH = 7.0

(ج) pH = 12.7 و pOH = 1.3 .

4. أن قيمة pOH لخلول نترات الامونيوم المائية بتركيز 0.5 M تساوي :

(أ) 7.00 (ب) 9.22 (ج) 4.78 .

6-3 إذا علمت ان قيمة K_a لحمض البروبانويك C_2H_5COOH تساوي 1.3×10^{-5} ، ماهي النسبة المئوية

لتفكك الحامض في محلوله المائي ذو تركيز 0.65 M ؟

ج : 0.45 %

7-3 ما تركيز الامونيا $[NH_3]$ في المخلول الذي يكون في حالة اتزان مع $[NH_4^+] = 0.01 M$

و $[OH^-] = 1.2 \times 10^{-5} M$ ؟ علماً ان ثابت تفكك الامونيا 1.8×10^{-5}

ج : $6.67 \times 10^{-3} M$

8-3 احسب كتلة ملح خلات الصوديوم ($M = 82 \text{ g/mole}$) اللازم اضافتها الى لتر واحد من محلول

0.125 M ، حامض الخليك للحصول على محلول بفر تكون قيمة pH له تساوي 4.74 . (ملاحظة : افترض ان اضافة

الملح لا تؤدي الى تغيير الحجم) . علماً ان ثابت تفكك حامض الخليك 1.8×10^{-5}

ج : 10.25 g

9-3 (أ) ماقيمة الاس الهيدروجيني لمزيج بفر ي مكون من حامض النتروز (HNO_2) $K_a(HNO_2) = 4.5 \times 10^{-4}$

بتركيز 0.12 M ونترت الصوديوم $NaNO_2$ بتركيز 0.15 M ؟ (ب) احسب قيمة pH المخلول الناتج بعد اضافة

1.0 g من هيدروكسيد الصوديوم ($M = 40 \text{ g/mole}$) الى لتر واحد من محلول البفر .

ج : 3.45 ; 3.62

10-3 إذا كانت هناك حاجة لتحضير محلول بفر ذو $pH = 9.0$ من مزج NH_3 مع NH_4Cl . كم يجب ان تكون

النسبة بين $\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$ ؟ علماً ان $pK_b = 4.74$

ج : 1.82

11-3 ما ذوبانية $BaSO_4$ في محلول مائي مشبع منه علماً بان $ksp = 1.6 \times 10^{-10}$ وما ذوبانيته بعد اضافة 1ml

من H_2SO_4 تركيزه 10M الى لتر من المخلول المشبع منه . ج : $1.6 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$, $1.26 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

12-3 احسب قيمة pH و $[OH^-]$ لمخلول الاملاح التالية :

(1) 0.1 M سيانيد الصوديوم NaCN .

(2) 0.25 M نترات الامونيوم NH_4NO_3 .

(3) 0.5 M نترات الصوديوم $NaNO_3$.

علماً ان ثابت تفكك الامونيا 1.8×10^{-5} ، $K_a(HCN) = 4.9 \times 10^{-10}$

13-3 يتأين حامض الخليك في محلوله المائي ذو التركيز $0.01 M$ بمقدار 4.2% . احسب ثابت تأين الحامض.

ج : 1.76×10^{-5}

14-3 احسب كتلة كلوريد الامونيوم ($M = 53.5 \text{ g/mole}$) الواجب اضافتها الى 500 mL من محلول $0.15 M$ امونيا لجعل قيمة pH المحلول تساوي 9.0 . علماً ان ثابت تفكك الامونيا 1.8×10^{-5}

ج : 7.22 g

15-3 احسب الذوبانية المولارية (mole/L) والذوبانية بدلالة (g/L) لملح كبريتات الفضة Ag_2SO_4 ($M = 314 \text{ g/mole}$ و $\text{pK}_{\text{sp}} = 4.92$) في (أ) الماء النقي، (ب) محلول $0.15 M$ كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 .

ج : أ- $0.014 M$; 4.396 g/L ب- $4.4 \times 10^{-3} M$; 1.38 g/L

16-3 ما عدد غرامات ملح كرومات الفضة Ag_2CrO_4 ($M = 332 \text{ g/mole}$) التي يمكن ان تذوب في 100 mL من الماء المقطر؟ علماً بأن $\text{K}_{\text{sp}} = 1.1 \times 10^{-12}$.

ج : $2.161 \times 10^{-3} \text{ g}$

17-3 ما ذوبانية ملح كرومات الباريوم BaCrO_4 في محلول يكون فيه تركيز كلوريد الباريوم BaCl_2 (الكتروليت قوي) يساوي $0.1 M$ ؟ اذا علمت ان $\text{K}_{\text{sp}}(\text{BaCrO}_4) = 1.2 \times 10^{-10}$.

ج : $1.2 \times 10^{-9} M$

18-3 كم هي كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم ($M = 56 \text{ g/mole}$) اللازم اضافتها الى 200 mL من الماء لتصبح قيمة pH المحلول الناتج تساوي 11 ؟

ج : 0.0112 g

19-3 اذا علمت ان النسبة المئوية للتفكك $0.1 M$ حامض الهيدروسيانيك HCN تساوي 0.01% ، كم هو ثابت تأين هذا الحامض.

ج : 1×10^{-9}

20-3 احسب الذوبانية المولارية (mole/L) والذوبانية بدلالة (g/L) لخلول هيدروكسيد الخارصين $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ($M = 99.4 \text{ g/mol}$) عند حالة الاتزان اذا علمت ان $\text{K}_{\text{sp}}(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 1.2 \times 10^{-17}$.

ج : $1.43 \times 10^{-6} M$; $1.42 \times 10^{-4} \text{ g/L}$

21-3 احسب قيمة الاس الهيدروجيني لخلول نتج من تخفيف 1 mL من $13.6 M$ حامض الهيدروكلوريك الى لتر بالماء.

ج : 1.866

22-3 ان تركيز أيون الكالسيوم ($M = 40 \text{ g/mole}$) في بلازما الدم يساوي 0.1 g/L ، فاذا كان تركيز أيون الاوكزالات فيه يساوي $1 \times 10^{-7} M$ ، هل تتوقع ان ترسب او كزالات الكالسيوم CaC_2O_4 ($\text{pK}_{\text{sp}} = 8.64$)؟

ج : لا يحصل الترسيب

Redox Reactions and Electrochemistry



بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يتوقع من الطالب أن :

- يعرف معنى عدد التأكسد والتمييز بينه وبين التكافؤ ، وكيفية حساب عدد التأكسد في المركبات أو الجذور الكيميائية .
- يوضح معنى التأكسد والاختزال وكيفية موازنة المعادلات الكيميائية التي تشتمل عليهما ويفسر معنى العامل المؤكسد والعامل المختزل .
- يفهم معنى كل من المصطلحات الآتية :
القطب ، الانود ، الكاثود ، التيار الكهربائي ، معادلة نرنست ، الخلية الكلفانية ، الخلية الالكتروليتية .
- يدرك تركيب قطب الهيدروجين القياسي واتخاذ جهده كمرجع لقياس جهود الاقطاب القياسية الأخرى .
- يفهم العمليات التي تحدث في اثناء التحليل والطلاء الكهربائي .
- يشرح تركيب البطاريات والتفاعلات التي تتم عند أقطابها المختلفة عند قيامها بتوليد التيار الكهربائي .
- يجد العلاقة بين وزن العنصر المتحرر عند القطب في أثناء التحليل الكهربائي وكمية التيار الكهربائي المار في خلية التحليل وتطبيق قانوني فاراداي .
- يفسر العلاقة بين جهد الخلية القياسي E_{cell}° والجهد غير القياسي E_{cell} والتغير في الطاقة الحرة القياسية ΔG° وثابت الاتزان K_{eq} .

تُعدُّ الكيمياء الكهربائية فرعاً من فروع الكيمياء، تهتم بالتحويلات بين الطاقة الكيميائية والطاقة الكهربائية حيث تحصل بعض التفاعلات الكيميائية نتيجة لامرار تيار كهربائي، كما تؤدي بعض التفاعلات الكيميائية الى نشوء تيار كهربائي. والعمليات الكهروكيميائية هي تفاعلات تأكسد واختزال، ويتم فيها انبعاث طاقة بوساطة تفاعل تلقائي، ومن ثم تحويل هذه الطاقة الى طاقة كهربائية. او يتم فيها استخدام الطاقة الكهربائية لانجاز تفاعل غير تلقائي. إن تصميم واستعمال البطاريات المختلفة وكذلك عمليات الطلاء والترسيب الكهربائي عمليات تعتمد على القوانين المشتقة من الكيمياء الكهربائية واستعمال هذه القوانين يشمل جميع النشاطات والمجالات الصناعية. تُعدُّ النييدة (البطارية) المستعملة لتشغيل السيارة او الراديو او المسجل او الساعة اوبقية الاجهزة الكهربائية مثلاً جيداً على استخدام التفاعلات الكيميائية لتوليد الطاقة. ومن ناحية اخرى تعتبر عملية الطلاء الكهربائي للاوعية والمعدات والاجهزة وكذلك تصنيع الدوائر الالكترونية المطبوعة وعملية تنقية الفلزات وتحضير بعض العناصر مثلاً اخر تستخدم فيها الطاقة الكهربائية الخارجية لانجاز هذا النوع من التفاعلات.

2-4 أعداد التأكسد Oxidation Number

توصف عمليات او تفاعلات التاكسد والاختزال بدلالة اعداد سالبة وموجبة والصفير تُكتب فوق رمز العناصر المشتركة فيها وتسمى اعداد التاكسد او تسمى حالات التاكسد. يمثل عدد التأكسد لكل ذرة موجودة في جزيء مركب الشحنة الكهربائية (عدد الالكترونات) التي تفقدها او تكتسبها تلك الذرة. وفيما يلي القواعد المستخدمة لحساب اعداد التأكسد:

1- عدد التأكسد لأي عنصر غير متحد (عنصر حر) يساوي صفراً.



2- عدد التأكسد للايون احادي الذرة يساوي الشحنة على هذا الايون.



3- عدد التأكسد للهيدروجين (+1) ما عدا الهيدريدات فيأخذ (-1)

فعدد التأكسد للهيدروجين في الماء H_2O هو (+1)، اما عدد تأكسده في هيدريد الصوديوم NaH فهو (-1).

4- عدد التأكسد للاوكسجين (-2) ما عدا البيروكسيدات فيأخذ (-1)

فعدد التأكسد للاوكسجين في الماء H_2O هو (-2)، اما عدد تأكسده في بيروكسيد الهيدروجين H_2O_2 فهو (-1).

أ- عدد التأكسد لعناصر الزمرة الاولى، زمرة (IA) هو (+1)



ب- عدد التأكسد لعناصر الزمرة الثانية، زمرة (IIA) هو (+2)



ج- عدد التأكسد لعناصر الزمرة الثالثة، زمرة (IIIA) هو (+3)



6- عدد التأكسد للهالوجينات، (الزمرة السابعة، VIIA) هو (-1) او قد



يأخذ قيم موجبة

ولا استخراج عدد التأكسد لذرات العناصر الاخرى عند وجودها في الجزيئات

والتي لم تذكر في القواعد اعلاه، فيمكن استخدام القاعدتين الاتيتين:

القاعدة الاولى: مجموع اعداد التأكسد لجميع الذرات في مركب متعادل يساوي

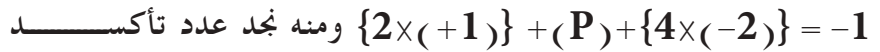
صفرًا.

و بحسب هذه القاعدة $(-1) + (+1) = 0$ في NaCl و $\text{Na} = +1$ و $\text{Cl} = -1$

القاعدة الثانية: مجموع اعداد التأكسد لجميع الذرات في ايون متعدد الذرات

يساوي شحنة الايون.

و بحسب القاعدة: $\text{H} = +1$ و $\text{P} = \text{P}$ و $\text{O} = -2$ في H_2PO_4^- وحسب القاعدة:

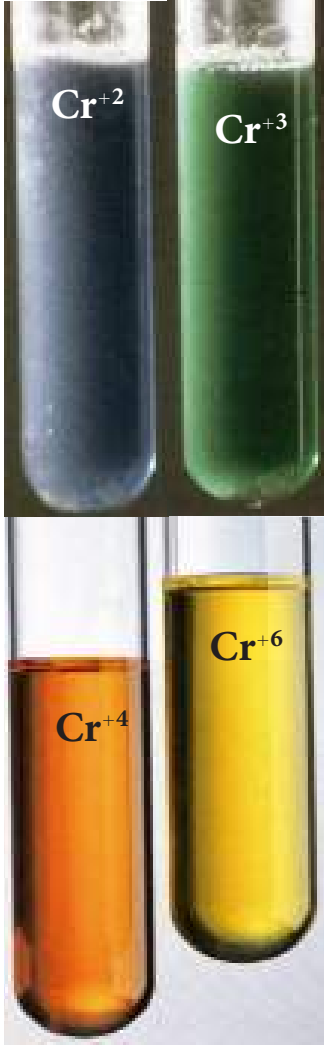


الفسفور: $\text{P} = +5$

وقد تظهر الذرات التي لها اكثر من عدد تأكسد واحد في مركباتها المختلفة

الوانا مختلفة مع تغير عدد تأكسدها [الشكل (1-4)]. يبين الجدول 1-4 قيم

اعداد التأكسد للعناصر.

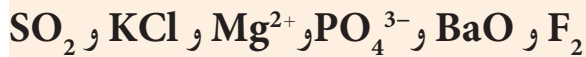


الشكل 1-4

تتغير الوان المحاليل التي تحتوي على املاح الكروم مع تغير عدد تاكسده في ذلك الملح.

مثال 1-4

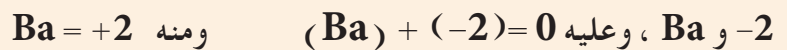
حدد اعداد تاكسد العناصر في المركبات والايونات والذرات الاتية:



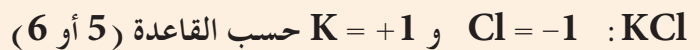
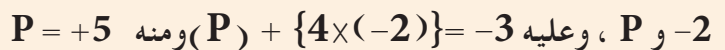
الحل:



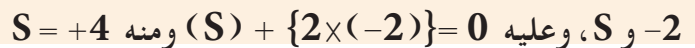
BaO : يمكن ايجاد عدد تاكسد Ba حسب القاعدة الاولى، $\text{O} =$



PO_4^{3-} : يمكن ايجاد عدد تاكسد P حسب القاعدة الثانية، $\text{O} =$



SO_2 : يمكن ايجاد عدد تاكسد S حسب القاعدة الاولى، $\text{O} =$



تمرين 1-4

احسب عدد تأكسد العناصر

المشار اليها باللون الاحمر في المركبات

والايونات الاتية:



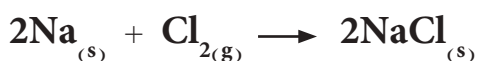
1A		2A												13A	14A	15A	16A	17A	18A
H	He											B	C	N	O	F	Ne		
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar		
		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12			13	14	15	16	17	18
IV	III	II	I	0	-1	-2	-3	-4	-5	-6	-7	-8	-9	-10	-11	-12	-13	-14	-15
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr
Rb	Cs	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Ba	La
Fr	Ac		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	Ra	Pr

3-4 تفاعلات التأكسد والاختزال Redox Reactions

تمثل تفاعلات التأكسد والاختزال نوعا مهما من التفاعلات الكيميائية. فالطاقة الناتجة من احتراق الوقود بانواعه، والتيار الكهربائي الذي نحصل عليه من البطاريات وصدأ الحديد كلها انواع لتفاعلات التأكسد والاختزال، [الشكل (2-4)].

تتضمن تفاعلات التأكسد والاختزال انتقال للإلكترونات. وكان اول تعريف لعملية التأكسد والاختزال هي فقدان او اكتساب الاوكسجين، على التوالي لكن هذا التعريف اصبح قديما رغم صحته، يعرف التأكسد والاختزال على النحو الاتي:

التأكسد (Oxidation): عبارة عن تغير كيميائي يصحبه فقدان في الالكترونات من ذرة او مجموعة من الذرات ويؤدي لزيادة في اعداد التأكسد. ففي التفاعل التالي الذي يتضمن تكون ايونات الصوديوم وايونات الكلوريد في شبكة بلورية من خلال التفاعل الباعث للحرارة كما في المعادلة الكيميائية الاتية:

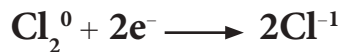


يمثل تكون ايونات الصوديوم عملية تاكسد لان كل ذرة صوديوم فقدت الكترونا لتصبح ايوناً من الصوديوم. تُمثل حالة الاكسدة بوضع عدد التاكسد فوق رمز الذرة او الايون :



نلاحظ من هذه المعادلة تغيير عدد التاكسد للصوديوم من (0) وهو عدد تاكسد العنصر الحر الى (+1) وهو عدد تاكسد ايون الصوديوم، اي ان ذرة الصوديوم تأكسدت الى ايون الصوديوم وزاد عدد تاكسدها بمقدار (+1).

الاختزال (Reduction): هو عبارة عن تغيير كيميائي تكتسب فيه الذرة أو مجموعة من الذرات إلكترونات يصاحبها نقصان في عدد التأكسد للعنصر، فسلوك الكلور في تفاعله مع الصوديوم في التفاعل اعلاه بأن تكتسب كل ذرة كلور الكترونًا واحدًا وينقص عدد تاكسدها من الصفر الى (-1) يعتبر اختزالاً:



فالصنف المشترك في التفاعل الذي يقل فيه عدد التاكسد هو الذي قد تم اختزاله، فذرة الكلور التي قل عدد تاكسدها من الصفر الى (-1) قد اختزلت الى ايون كلوريد. لا يمكن أن تحدث عملية التاكسد دون حدوث عملية اختزال مرافقة لها، لان المادة التي تتأكسد تقابلها مادة تختزل. ويكون العدد الكلي للالكترونات المفقودة نتيجة التاكسد مساويا لعدد الالكترونات المكتسبة في عملية الاختزال. ونحصل على التفاعل العام لعملية التأكسد والاختزال بعد جمع معادلتى التأكسد والاختزال كما هو مبين في المعادلة التالية بعد حذف عدد الالكترونات المفقودة نتيجة التاكسد والتي تكون مساوية لعدد الالكترونات المكتسبة في عملية الاختزال.



يدعى هذا التفاعل بتفاعل تاكسد واختزال ويحصل فيه انتقال الالكترونات من ذرة الى أخرى. فالذرة التي تفقد الالكترونات يقال عنها تأكسدت. اما التي تكتسب الالكترونات فيقال عنها اختزلت. وعليه، ففي هذا التفاعل تأكسدت ذرة الصوديوم، بينما اختزلت ذرة الكلور.

ومما ذكر اعلاه نلاحظ ان معرفة اعداد التأكسد تساعدنا بسرعة في الحكم فيما اذا كان تفاعل ما هو تفاعل تاكسد ام غير ذلك. ويمكن متابعة اعداد التاكسد للعناصر المشمولة في هذا التفاعل. لنلاحظ التفاعل التالي بين خامس كلوريد الفسفور والماء:



لا يُعتبر هذا التفاعل تفاعل تاكسد واختزال وذلك لعدم حدوث تغيير في اعداد التأكسد للعناصر المشمولة فيه. بينما نستطيع ان نحكم على تفاعل عنصر النحاس مع حامض النتريك المركز المبين في المعادلة الاتية:



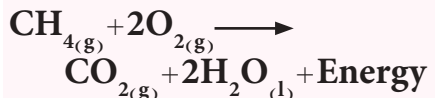
(أ)



(ب)

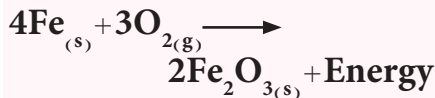
الشكل 2-4

(أ) احتراق الميثان تفاعل تاكسد واختزال



(ب) تاكسد الحديد (صدا الحديد)

تفاعل تاكسد واختزال



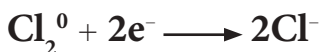
بسهولة على انه تفاعل تأكسد واختزال وذلك من ملاحظة التغير في اعداد التأكسد للنحاس والنتروجين. فذرة النحاس تغير عدد تأكسدها من (0) الى (+2) لذا فقد عانت تأكسداً بفقدانها الكترونين، بينما تغير عدد تأكسد ذرة النتروجين من (+5) الى (+4) اي انها اكتسبت الكترونات واحداً وعانت اختزالاً. يمكن توضيح تفاعل الكربون مع الكبريت لتكوين كبريتيد الكربون والذي فيه يتأكسد الكربون ويختزل الكبريت حسب الشكل المجاور . يمكن توضيح فقدان الالكترونات او اكتسابها في معادلة تفاعل التاكسد والاختزال اذا قسمناه الى نصفين: نصف تفاعل (تاكسد) و نصف تفاعل (اختزال)، فتفاعل الصوديوم مع الكلور:



يمكن تقسيمه الى نصفين:



وعند جمع نصفي التفاعل يجب مساواة عدد الالكترونات المفقودة مع المكتسبة اولاً، وعليه يُضرب نصف تفاعل التأكسد $2 \times$ لنحصل على:



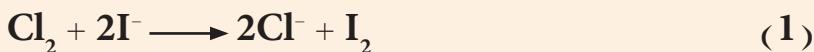
ويجمع المعادلتين بعد حذف عدد الالكترونات المتساوية من الطرفين نحصل على التفاعل العام:



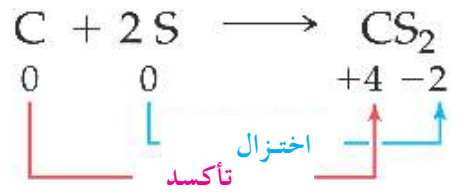
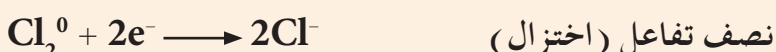
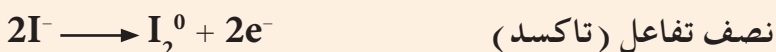
فالصوديوم زاد عدد تأكسده من (صفر الى +1) فالعملية تدعى تأكسداً. والكلور قل عدد تأكسده من (صفر الى -1) فالعملية تدعى اختزالاً. لذا يسمى هذا التفاعل تفاعل تأكسد واختزال.

مثال 4-2

حدد الذرات التي تعاني تاكسداً وتلك التي تعاني اختزالاً في التفاعلات التالية مع كتابة انصاف التفاعل للتاكسد والاختزال.



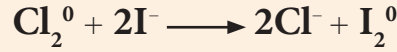
الحل:



النتيجة!

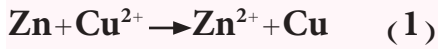
يجب ملاحظة ان الالكترونات المفقودة تكتب في طرف النواتج (في الطرف الايمن من المعادلة)، بينما تكتب الالكترونات المكتسبة في طرف المتفاعلات (الطرف الايسر من المعادلة).

وعند جمع نصفي التفاعل يجب مساواة عدد الالكترونات المفقودة مع المكتسبة، ولأنها متساوية، لذا نحصل على التفاعل العام:

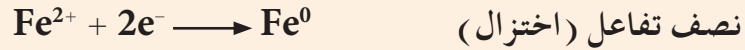
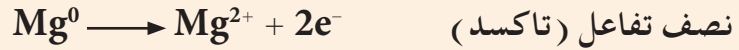


تمرين 2-4

حدد الذرات التي تعاني تأكسداً وتلك التي تعاني اختزالاً في التفاعلات التالية مع كتابة انصاف التفاعل للتاكسد والاختزال.



فاليود زاد عدد تأكسده من (-1 الى صفر) فالعملية تدعى تأكسداً. وقل عدد تأكسد الكلور من (صفر الى -1) فالعملية تدعى اختزالاً. لذا يسمى هذا التفاعل تفاعل تأكسد واختزال.



وعند جمع نصفي التفاعل يجب مساواة عدد الالكترونات المفقودة مع المكتسبة أولاً، ولأنها متساوية في هذه الحالة، لذا نحصل على التفاعل العام:

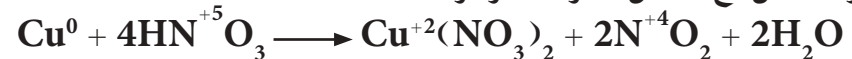


فالمغنيسيوم زاد عدد تأكسده من (صفر الى +2) فالعملية تدعى تأكسداً. وقل عدد تأكسد الحديد من (+2 الى صفر) فالعملية تدعى اختزالاً. لذا يسمى هذا التفاعل تفاعل تأكسد واختزال.

4-4 العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

1-4-4 العامل المختزل Reducing Agent

يعرف العامل المختزل على أنه مادة لها القدرة على اختزال مادة أخرى. والعامل المختزل يفقد الالكترونات ويزداد عدد تأكسده خلال تفاعل التاكسد والاختزال، لذلك يكون العامل المختزل هي المادة التي تتأكسد. فمثلاً في تفاعل عنصر النحاس مع حامض النتريك المركز



النحاس هو العامل المختزل والذي يتأكسد بسبب فقدان الذرة الواحدة منه الكترولين ويزداد عدد تأكسده من 0 إلى +2.

2-4-4 العامل المؤكسد Oxidizing Agent

يعرف العامل المؤكسد على أنه المادة التي لها القدرة على أكسدة مادة أخرى. والعامل المؤكسد يكتسب الالكترونات ويقل عدد تأكسده خلال تفاعل التاكسد والاختزال، لذلك يكون العامل المؤكسد هو المادة التي تم إختزالها، ففي المثال اعلاه يُعدُّ حامض النتريك هو العامل المؤكسد لان عدد تأكسد النتروجين فيه يتغير من +5 الى +4 في ثنائي أو كسيد النتروجين بسبب اكتساب ذرة النتروجين الكترولوناً واحداً. وعليه يمكن القول كالآتي:

العامل المختزل

العامل المؤكسد

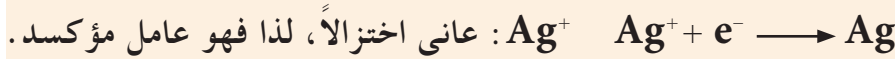
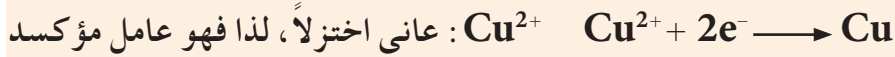
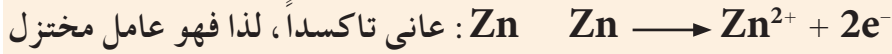
المادة التي تتأكسد وتسبب اختزالاً لمادة أخرى

المادة التي تُختزل وتسبب تأكسداً لمادة أخرى

حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل من التفاعلات الآتية :



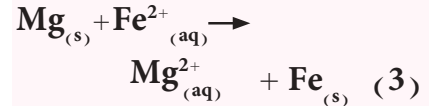
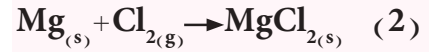
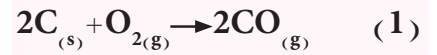
الحل:



تمرين 3-4

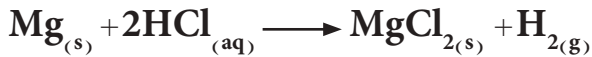
حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل

في كل من التفاعلات الآتية :



5-4 الخلايا الكهروكيميائية Electrochemical Cells

عند دراستنا لتفاعلات التأكسد والاختزال، نلاحظ أن بعضاً منها يحدث بشكل تلقائي كتفاعل شريط من المغنيسيوم مع حامض الهيدروكلوريك المخفف حيث نلاحظ حدوث تفاعل سريع يصاحبه تصاعد غاز الهيدروجين.



بينما لا تحدث بعض هذه التفاعلات بصورة تلقائية، وعلى سبيل المثال، لا يتحلل الماء إلى عناصره الأساسية المكون منها وهي الهيدروجين والأكسجين إلا بتزويده بطاقة خارجية. فما علاقة تفاعلات التأكسد والاختزال التلقائية وغير التلقائية بالطاقة الكهربائية؟ وما علاقة هذه التفاعلات مع الخلايا الكهروكيميائية؟

تتكون الخلية الكهروكيميائية عادة من قطبين، يسمى أحدهما القطب الموجب أو الأنود (Anode) وهو القطب الذي تجري عنده عملية التأكسد والذي يكون مصدراً للإلكترونات، أما القطب الثاني فهو القطب السالب ويدعى بالكاثود (Cathode) وهو القطب الذي تجري عنده عملية الاختزال والذي تتحول إليه الإلكترونات المنتقلة من القطب الموجب من خلال سلك خارجي (دائرة خارجية). ويكون كلا القطبين مغمورين في محلول الكتروليتي تشترك مكوناته في تفاعلات الأكسدة والاختزال التي تجري على سطحي القطبين.

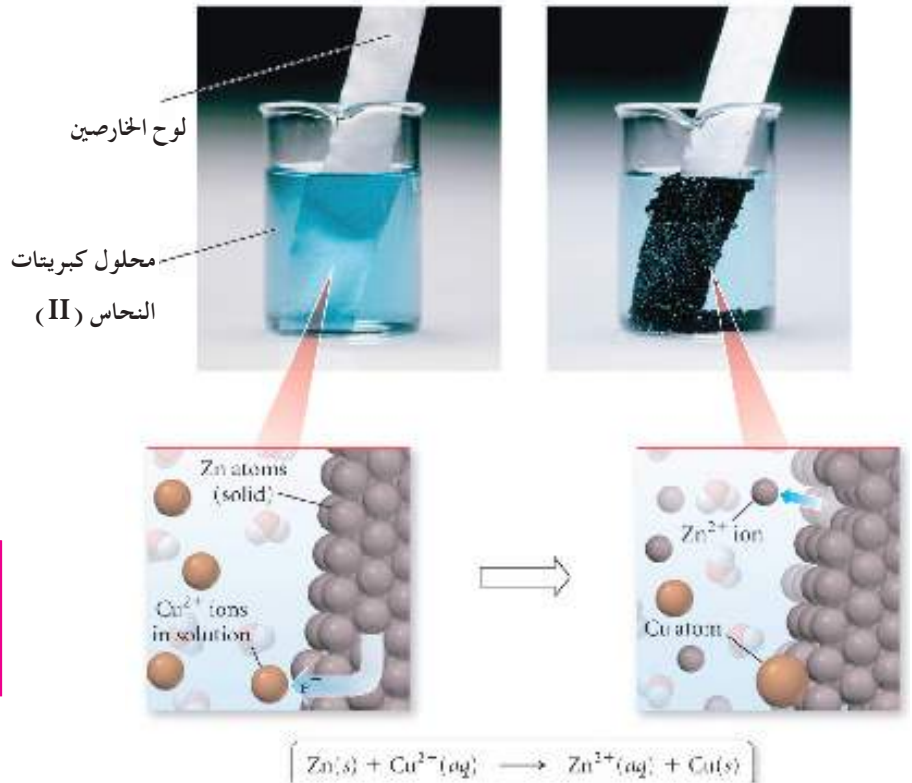
تقسم الخلايا الكهروكيميائية الى نوعين: الخلايا الكلفانية او الفولتائية والخلايا الالكتروليتيية مثل خلية التحليل الكهربائي (الطلاء الكهربائي).

6-4 الخلايا الكلفانية

هي تلك الخلايا التي تتحول فيها الطاقة الكيميائية الى طاقة كهربائية من خلال تفاعل كيميائي يجري تلقائياً، لتوليد تيار كهربائي. وتسمى مثل هذه الخلايا بالخلايا الكلفانية او الخلايا الفولتائية، وهذه الاسماء مشتقة من اسمي عالين ايطاليين هما ليوجي كلفاني (Luigi Galvani) واليساندرو فولتا (Alessandro Volta) حيث هما أول من صمما هذه الخلايا. إن البطاريات (النضائـد) (Battries) هي نوع من انواع الخلايا الكلفانية. وقبل الخوض في مجال وصف ما يجري في الخلايا الكلفانية نأخذ المثال الآتي: عند غمر لوح من الخارصين Zn في محلول كبريتات النحاس يبدأ بالتآكل والاضمحلال ويصاحب ذلك زيادة في تركيز ايونات الخارصين، أي: حدوث تفاعل تلقائي وبنفس الوقت تبدأ طبقة اسفنجية بنية اللون (عنصر النحاس) باكساء الخارصين و يترسب قسم من هذا النحاس في قعر الاناء ويبدأ اللون الازرق للمحلول بالاضمحلال نتيجة لنقصان تركيز ايونات النحاس في المحلول حتى يصبح عديم اللون [الشكل (3-4)]، كما في التفاعل الاتي:



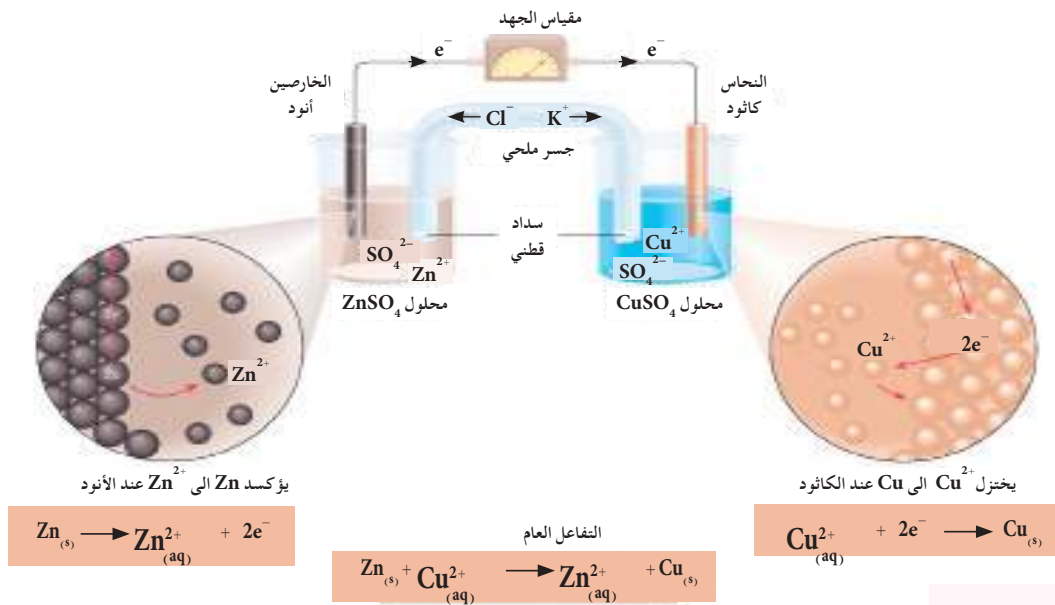
والملاحظة ان ايونات SO_4^{-2} لم تعان تغيراً في عدد تأكسدها (اي انها لم تشترك في التفاعل) لذا يمكن كتابة التفاعل أعلاه بالشكل المبسط الاتي:



الشكل 3-4

التفاعلات التي تحدث عند غمر لوح الخارصين في محلول كبريتات النحاس.

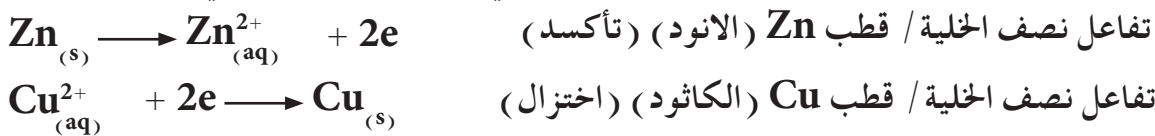
إن من أشهر وأبسط الخلايا الكلفانية هي خلية دانيال (Danil Cell) والموضحة مكوناتها الأساسية في الشكل (4-4). حيث يغمر لوح من الخارصين Zn في محلول كبريتات الخارصين $ZnSO_4$ ، ويغمر لوح من النحاس Cu في محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$. وتعمل الخلية على مبدأ تأكسد Zn إلى Zn^{2+} واختزال Cu^{2+} إلى Cu والذي يمكن أن يحدث أيضاً في وعائين منفصلين مع انتقال للإلكترونات بين القطبين من خلال سلك خارجي. يدعى لوحا الخارصين والنحاس بالاقطاب (Electrodes). يعرف قطب العنصر بأنه ذلك العنصر المغمور في محلول أيوناته، أو في حالة تماس مع محلول يحتوي على أيونات ذلك العنصر. والترتيب الخاص كما مبين في الشكل (4-4) لاقطاب Zn و Cu في محاليل $ZnSO_4$ و $CuSO_4$ يسمى بخلية دانيال.



الشكل 4-4

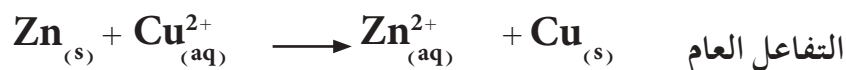
خلية دانيال الكلفانية

ومن التعريف الذي سبق ذكره يسمى القطب الموجب (لوح الخارصين) بالأنود (Anode) وهو القطب الذي تجري عنده عملية التأكسد والذي يكون مصدراً للإلكترونات. ويسمى القطب السالب بالكاثود (Cathode) وهو القطب الذي تجري عنده عملية الاختزال الذي تتحول إليه الإلكترونات المنتقلة من قطب الأنود إلى قطعة النحاس (قطب النحاس) من خلال السلك الخارجي، حيث تتفاعل مع أيونات النحاس Cu^{2+} في المحلول لتنتج ذرات النحاس التي تترسب على سطح القطب السالب. في خلية دانيال تسمى تفاعلات التأكسد والاختزال بتفاعلات نصفي الخلية عند الاقطاب وهي:



نلاحظ ان كل ذرة خارصين Zn فقدت الكترونين (عانت تأكسداً) لتعطي ايون الخارصين Zn^{2+} كما ان ايون النحاس Cu^{2+} اكتسب الكترونين (عانى اختزالاً) لينتج ذرة النحاس Cu. ونحصل على التفاعل العام للخلية عند جمع تفاعلي نصفي الخلية وذلك بعد مساواة عدد الإلكترونات

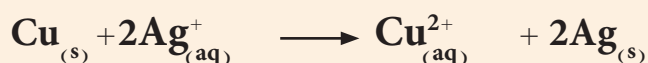
المكتسبة والمفقودة (وفي هذا المثال نرى ان العدد متساوٍ) والتفاعل العام للخلية لا يحتوي على الالكترونات :



ويجب ملاحظة أنه لولا فصل محلولي كبريتات النحاس عن كبريتات الخارصين عن بعضهما لتفاعلت أيونات (Cu^{2+}) مع لوح الخارصين مباشرة كما سبق أن تمت الإشارة الى ذلك، وعندها لا يمكن الحصول على اي تيار كهربائي خلال السلك الخارجي. ولاكمال الدائرة الكهربائية، يجب توصيل المحلولين بوسط جرياني يمكن للأيونات السالبة والموجبة ان تتحرك من خلاله من وعاء احد الاقطاب الى وعاء القطب الاخر. يسمى هذا المتطلب بالجسر الملحي (Salt bridge)، وهو عبارة عن انبوب زجاجي على شكل حرف U مقلوب يحتوي على محلول الكتروليتي خامل لا يتغير كيميائيا خلال العملية يُثبت بداخل الانبوب بمادة الاكار (Ager) (ان مادة الاكار مادة صمغية يُحصل عليها من الطبيعة ولها استخدامات متعددة حيث تصبح سائلة عند تسخينها وتتصلب في درجة حرارة الغرفة). ومن المركبات المستعملة لملاء الجسر الملحي هي KCl او KNO_3 او K_2SO_4 . وحالما تتم تكملة الدائرة الكهربائية يبدأ التفاعل تلقائيا ويستمر التفاعل طالما لم تستهلك قطعة الخارصين بشكل تام او ينفذ تركيز ايونات النحاس، وتنتقل الالكترونات من قطب الخارصين الموجب (ذرات الخارصين) عبر السلك الموصل الخارجي نتيجة لتحويل ذرات الخارصين الى ايونات موجبة Zn^{2+} وتدخل المحلول الى قطب النحاس حيث تحصل عملية اختزال لايوناته. اما ايونات الكبريتات SO_4^{2-} التي بقيت في المحلول فتنتقل عبر الجسر الملحي الى محلول كبريتات الخارصين (نتيجة للزيادة الحاصلة في عدد الشحنات الموجبة في المحلول)، بينما تنتقل ايونات البوتاسيوم K^+ من الجسر الملحي الى كبريتات النحاس (بمعنى ايسر تنتقل الايونات السالبة باتجاه القطب الموجب الانود بينما تنتقل الايونات الموجبة باتجاه القطب السالب الكاثود). فالتوصيل الكهربائي يتم عبر انتقال الالكترونات في الدائرة الخارجية (السلك الموصل) بينما في الدائرة الداخلية (الجسر الملحي) يتم من خلال حركة انتقال الايونات.

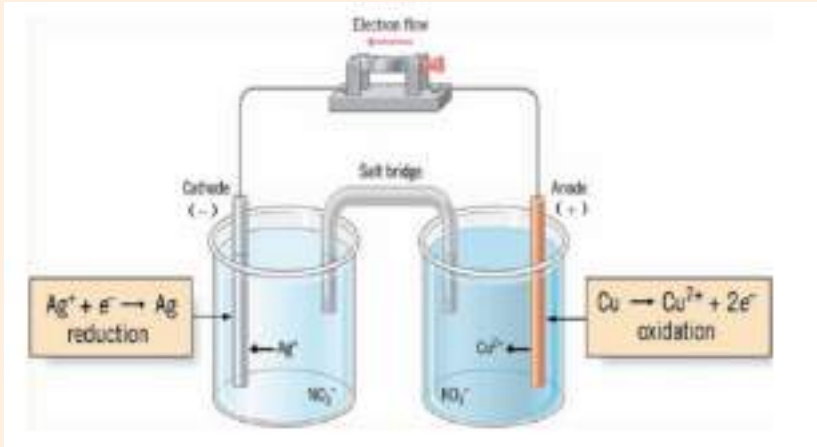
مثال 4-4

اذا علمت ان التفاعل التالي يحدث بصورة تلقائية في الخلية الكلفانية الموضحة في الشكل ادناه:



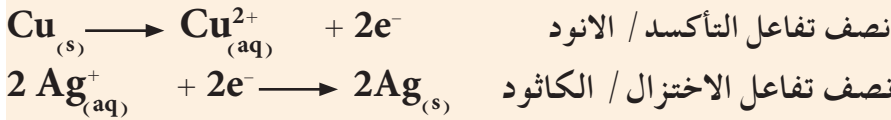
ا-اكتب تفاعلات نصفي الخلية.

ب-وضح اتجاه سريان الالكترونات عبر السلك الخارجي واتجاه حركة الايونات عبر الجسر الملحي المملوء بمحلول KNO_3 .



الحل:

أ-



ب- تسري الالكترونات عبر السلك الخارجي منطلقاً من الانود (قطب النحاس) باتجاه الكاثود (قطب الفضة). بينما تتحرك الأيونات الموجبة K^{+} عبر الجسر الملحي باتجاه القطب السالب الكاثود والايونات السالبة (NO_3^{-}) باتجاه القطب الموجب الانود.

7-4 جهد الخلية الكلفانية Galvanic Cell Potential

يسري التيار الكهربائي من الانود باتجاه الكاثود بسبب الفرق بين الجهد الكهربائي للقطبين. وهذا السريان للتيار الكهربائي مشابه لسقوط الماء من الشلال بتأثير الطاقة الكامنة التي يمتلكها الماء، او سريان الغاز من منطقة ضغط عالٍ الى منطقة ضغط واطئ. يعرف جهد القطب بأنه فرق الجهد الحاصل بين لوح العنصر ومحلول آيوناته ويقسم الى قسمين :

1- جهد التأكسد (Oxidation potential):

مقدار ميل المادة نحو فقدان الالكترونات.

2- جهد الاختزال (Reduction potential):

مقدار ميل المادة نحو اكتساب الالكترونات.

يسمى الجهد بين قطبي الخلية الكلفانية بجهد الخلية (Cell potential) ويرمز له بالرمز (E). ويسمى جهد الخلية بمصطلح شائع اخر القوة الدافعة الكهربائية للخلية ويرمز له بالرمز (emf) وتعني القوة الدافعة الكهربائية وهي مشتقة من كلمة (Electromotive force) وبالرغم من دلالة الاسم فهو مقياس للجهد وليس للقوة. يقاس جهد الخلية بمقياس يدعى مقياس الجهد



او الفولتميتر (Voltmeter) [الشكل (4-5)]. وسنرى فيما بعد أن جهد الخلية لا يعتمد فقط على طبيعة الاقطاب او الايونات وانما يعتمد ايضا على تراكيز الايونات ودرجة الحرارة التي تعمل عندها الخلية.

يعرف جهد الخلية بأنه أكبر قيمة لفرق الجهد الكهربائي بين القطبين في الخلية الكلفانية. ويرمز لجهد الخلية بالرمز E_{cell} (cell تعني خلية). لذا فجهد الخلية هو مقياس للقوة الدافعة للتفاعل الحاصل في الخلية. يعتمد جهد الخلية على جهدي قطب التأكسد (الانود) وقطب الاختزال (الكاثود). فاذا رمزنا لجهد التأكسد بالرمز E_{ox} (من oxidation وتعني تأكسد)، ورمزنا لجهد الاختزال بالرمز E_{red} (من reduction وتعني اختزال). فان جهد الخلية يساوي المجموع الجبري لجهد التأكسد والاختزال وعلى الشكل الآتي:

الشكل 4-5

مقياس الجهد (الفولتميتر) الذي يستخدم لقياس جهد الخلية (القوة الدافعة الكهربائية للخلية)

$$E_{cell} = E_{ox} + E_{red} \quad (1)$$

ولكون عملية التأكسد تحدث عند الانود فيمكن أن نرمز لجهد التأكسد بدلاً من E_{ox} بالرمز E_{anode} ، وتجري عملية الاختزال عند الكاثود لذا يمكن أن نرمز لجهد الاختزال بدلاً من E_{red} بالرمز $E_{cathode}$. لذا يمكن إعادة كتابة المعادلة (1) أعلاه على الصورة الآتية:

$$E_{cell} = E_{anode} + E_{cathode} \quad (2)$$

عند قياس جهد الخلية عند الظروف القياسية $25^{\circ}C$ وضغط 1 atm وعندما تكون التراكيز المولارية للأيونات في محاليل القطبين تساوي 1 mol/L (أو 1 M)، يسمى الجهد المقاس بجهد الخلية القياسي (Standard cell potential) ويرمز لجهد الخلية القياسي بالرمز E°_{cell} وتسمى جهود الاقطاب تحت نفس هذه الظروف بجهود الاقطاب القياسية ويرمز لها بالرموز E°_{anode} و $E^{\circ}_{cathode}$. وعليه يمكن إعادة كتابة المعادلة (2) للحالة القياسية على الشكل الآتي:

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{anode} + E^{\circ}_{cathode} \quad (3)$$

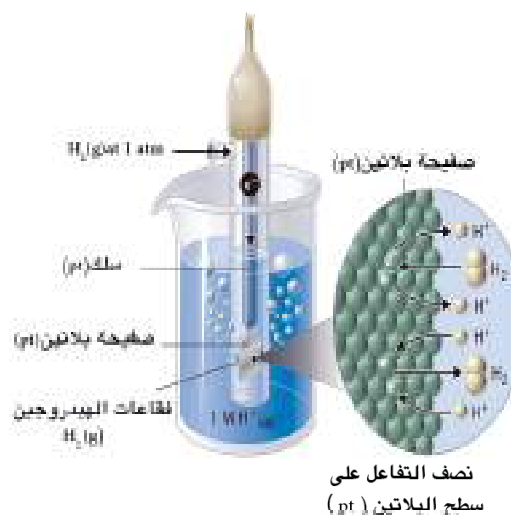
ان وحدة قياس الجهد الكهربائي هي الفولت (Volt) ويرمز له بالرمز (V).

1-7-4 قياس جهود الاقطاب

كما لاحظنا أعلاه ان قياس جهد الخلية القياسي E°_{cell} يتطلب قياس جهود اقطاب التاكسد والاختزال تحت الظروف القياسية. والسؤال انه كيف يتم قياس جهد القطب لوحده؟ وذلك لانه لا يمكن عمل خلية من قطب واحد وقياس جهدها، لذا لابد من وجود قطب مرجع (Reference electrode) لقياس جهود الاقطاب الاخرى نسبة إليه. وهناك انواع مختلفة من الاقطاب يمكن استخدامها كاقطاب مرجعية لقياس جهود الاقطاب الاخرى ومن اهمها قطب الهيدروجين القياسي.

2-7-4 قطب الهيدروجين القياسي

أختير قطب الهيدروجين القياسي كقطب مرجع (ذو جهد قياسي معلوم) . ولان الهيدروجين عنصر نشاطه الكيميائي متوسط بين العناصر فيمكن استخدامه كقطب انود او كاثود . يتكون قطب الهيدروجين القياسي من انبوبة زجاجية يمرر بها غاز الهيدروجين على شكل فقاعات بضغط مقداره 1 atm وعند درجة حرارة 25°C في محلول يحتوي على ايونات H^+ مثل محلول HCl ويكون تركيزه (1 M) . تحتوي الانبوبة الزجاجية في اسفلها على قطعة من البلاتين مغطاة بطبقة خشنة من البلاتين الاسود متصلة بسلك من البلاتين . ويستخدم عنصر البلاتين لصنع هذا النوع من الاقطاب لانه مادة خاملة لا تعاني تأكسداً واختزالاً تحت الظروف التي يستخدم بها ولكنها تقوم بمهمتين :



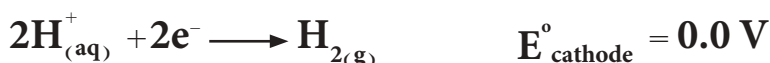
الشكل 4-6

قطب الهيدروجين القياسي

أ- توفير سطح للقطب يمكن تفكك جزيئات الهيدروجين عليه .
ب- توفير وسيلة لحدوث توصيل كهربائي مع الدائرة الخارجية .
يوضح الشكل (4-6) قطب الهيدروجين القياسي . يرمز لقطب الهيدروجين القياس بالرمز (SHE) وهذا مشتق من الاحرف الاولى للكلمات (Standard Hydrogen Electrode) . ولقد تم الاتفاق في الاتحاد الدولي للكيمياء الصرفة والتطبيقية (IUPAC) على افتراض ان يكون جهد قطب الهيدروجين القياسي يساوي صفر فولت ($E^\circ_{\text{H}_2} = 0.0 \text{ V}$) . ان التفاعل الذي يحدث على قطب الهيدروجين القياسي اذا تم استخدامه كاثود (تأكسد) هو كالتالي :



اما اذا استخدم ككاثود (اختزال) فتفاعله يكون :



3-7-4 جهود الاقطاب القياسية

يمكن استخدام قطب الهيدروجين القياسي لقياس الجهود القياسية للاقطاب الاخرى ، فعندما يربط هذا القطب مع اي قطب اخر لعمل خلية ، سيكون جهد الخلية القياسي مساوياً الى مجموع الجهود القياسي لقطب العنصر مضافاً له جهد قطب الهيدروجين القياسي . وبما ان قيمة جهد (SHE) يساوي صفراً ، فمعنى هذا ان الجهد القياسي لقطب العنصر سيساوي جهد الخلية نفسها . وعلى هذا الاساس تم قياس جهود الاختزال القياسية لاقطاب جميع العناصر ، وتم ترتيب هذه الجهود في جدول يعرف باسم جدول جهود الاختزال القياسية . يبين الجدول (4-2) تفاعلات الاختزال لانصاف الخلايا لمختلف الاقطاب وجهود اختزالها القياسية .

	$F_{2(g)} + 2e^- \longrightarrow 2F_{(aq)}^-$	+2.87
	$H_2O_{2(aq)} + 2H^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1.77
	$Au^{3+}_{(aq)} + 3e^- \longrightarrow Au_{(s)}$	+1.50
	$Cl_{2(g)} + 2e^- \longrightarrow 2Cl_{(aq)}^-$	+1.36
	$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1.23
	$Br_{2(l)} + 2e^- \longrightarrow 2Br_{(aq)}^-$	+1.07
	$2Hg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Hg^{2+}_{2(aq)}$	+0.92
	$Hg^{2+}_{2(aq)} + 2e^- \longrightarrow 2Hg_{(l)}$	+0.85
	$Ag^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Ag_{(s)}$	+0.80
	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)}$	+0.77
	$I_{2(s)} + 2e^- \longrightarrow 2I_{(aq)}^-$	+0.53
	$O_{2(g)} + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-_{(aq)}$	+0.40
	$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$	+0.34
	$Sn^{4+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Sn^{2+}_{(aq)}$	+0.13
	$2H^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}$	0.00
	$Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Pb_{(s)}$	-0.13
	$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Sn_{(s)}$	-0.14
	$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Ni_{(s)}$	-0.25
	$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Co_{(s)}$	-0.28
	$Cd^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Cd_{(s)}$	-0.40
	$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Fe_{(s)}$	-0.44
	$Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^- \longrightarrow Cr_{(s)}$	-0.74
	$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Zn_{(s)}$	-0.76
	$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$	-0.83
	$Mn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Mn_{(s)}$	-1.18
	$Al^{3+}_{(aq)} + 3e^- \longrightarrow Al_{(s)}$	-1.66
	$Be^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Be_{(s)}$	-1.85
	$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Mg_{(s)}$	-2.37
	$Na^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Na_{(s)}$	-2.71
	$Ca^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Ca_{(s)}$	-2.87
	$Ba^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Ba_{(s)}$	-2.90
	$K^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow K_{(s)}$	-2.93
	$Li^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Li_{(s)}$	-3.05

تزداد القوة كعامل مؤكسد

تزداد القوة كعامل مختزل

ولتوضيح عملية قياس الجهود القياسية للأقطاب باستخدام قطب الهيدروجين القياسي، نأخذ على سبيل المثال خلية مكونة من قطب الخارصين كأنود وقطب الهيدروجين ككاثود والموضحة في الشكل جانباً، فعند قياس جهد الخلية القياسي E°_{cell} لهذه الخلية وحسب العلاقة:

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{anode}} + E^{\circ}_{\text{cathode}}$$

وجد ان قيمة E°_{cell} لهذه الخلية تساوي $+0.763 \text{ V}$ وبما ان جهد (SHE) يساوي صفرًا فعلياً.

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{anode}} + E^{\circ}_{\text{cathode}}$$

$$0.763 \text{ V} = E^{\circ}_{\text{anode}} + 0.0 \text{ V}$$

$$E^{\circ}_{\text{anode}} = +0.763 \text{ V}$$

وهذا يعني ان جهد التأكسد القياسي للخارصين يساوي $+0.763 \text{ V}$ ولذلك يكون جهد الاختزال القياسي له مساوياً الى -0.763 V ، اي ان جهد الخلية القياسي يمثل الجهد القياسي لقطب الخارصين لان القطب الاخر المرتبط معه هو (SHE).

يمكن استخدام جدول جهود الاختزال القياسية للعناصر لمقارنة قوتها عند استخدامها كعوامل مؤكسدة وعوامل مختزلة، حيث تُعد قيم جهود الاختزال القياسية مقياساً عملياً للقُدرة على التأكسد والاختزال. ولا بد ان نعرف النقاط التالية المهمة حول هذا الجدول عند استخدامه في الحسابات.

1- قيم الجهود القياسية للأقطاب في الجدول 4-2 تمثل جهود الاختزال القياسية لها.

2- تقل جهود الاختزال القياسية كلما اتجهنا الى اسفل الجدول وهذا يعني زيادة سهولة تأكسدها اي زيادة قوتها كعوامل مختزلة حيث يبدأ من الاعلى لأكبر جهد اختزال $+2.87 \text{ V}$ لعنصر الفلور.



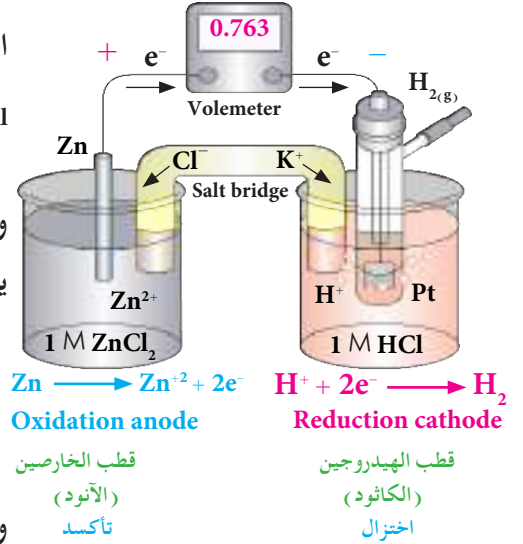
الى الاسفل لاوطاً جهد اختزال -3.04 V لعنصر الليثيوم.



لذا يُعد Li^{+} هو العامل المؤكسد الاضعف لكونه المادة الاضعف في الاختزال. وبالمقابل يكون عنصر F هو العامل المختزل الاضعف لكونه المادة الاضعف في التأكسد.

3- الجهد القياسي لأي خلية يشكل احد اقطابها قطب الهيدروجين القياسي (SHE) يساوي الجهد القياسي لقطب العنصر القياسي المرتبط مع قطب الهيدروجين القياسي في الخلية كما موضح في المثال اعلاه.

4- ان ميل تفاعل نصف الخلية الذي يحدث عند الانود (تأكسد) في قطب معين (قيمة جهد التأكسد القياسي E°_{anode}) هو عكس ميل تفاعل نصف



تمرين 4-4

للخلية الموضحة في الشكل ادناه المكونة من قطب الهيدروجين كأنود وقطب النحاس ككاثود. احسب الجهد القياسي لقطب النحاس، اذا علمت ان جهد الخلية القياسي الذي تمت قراءته في مقياس الجهد يساوي $+0.337 \text{ V}$.

ج : $+0.337 \text{ V}$

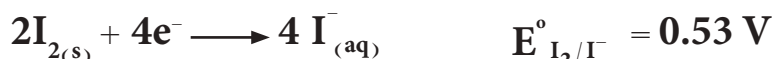
الخلية الذي يحدث عند الكاثود (اختزال) (قيمة جهد الاختزال القياسي $E^{\circ}_{\text{cathode}}$) للقطب نفسه. فعلى سبيل المثال جهد القطب لتفاعل الاختزال لنصف الخلية في قطب الليثيوم يساوي -3.04 V ، فان جهد القطب لتفاعل التأكسد لنصف الخلية في هذا القطب يساوي $+3.04 \text{ V}$.



4-7-4 حساب جهد الخلية القياسي

عند حساب جهد الخلية القياسي يجب مراعاة النقاط الآتية:

- 1- يتم اختيار قطب الانود للعنصر الذي يمتلك اقل جهد اختزال قياسي. بينما يتم اختيار قطب الكاثود للعنصر الذي يمتلك اعلى جهد اختزال قياسي.
- 2- يجب ان يكون عدد الالكترونات المفقودة عند قطب الانود (عملية التأكسد) مساوياً لعدد الالكترونات المكتسبة عند قطب الكاثود (عملية الاختزال). وفي حال انها غير متساوية فيجب اخذ المضاعف المشترك الأصغر لاعداد الالكترونات حتى يتم حذفها من طرفي تفاعلات نصفي الخلية والحصول على التفاعل العام للخلية الخالي من الالكترونات.
- 3- في حال كون عدد الالكترونات المفقودة في عمليه التأكسد غير مساوية لعدد الالكترونات المكتسبة في عملية الاختزال واخذ المضاعف المشترك الأصغر. وعند ضرب طرفي معادلات الاقطاب بعدد معين، فان قيمة جهد القطب القياسي تبقى ثابتة لا تتغير، وذلك لان الجهد من الخواص المركزة التي لا يعتمد على كمية المادة المشتركة في التفاعل وإنما يعتمد على التركيز المولاري لايونات محلول القطب. فعلى سبيل المثال:



- 4- تفاعلات نصفي الخلية هي تفاعلات انعكاسية، حيث يمكن لاي قطب ان يعمل كأنود او ككاثود، اعتماداً على الظروف التي يستعمل فيها.
- 5- لاستخراج قيمة جهد الخلية القياسي E°_{cell} نكتب تفاعلات نصفي الخلية عند الاقطاب ونكتب امامها قيم جهودها القياسية ثم نستخدم العلاقة الآتية لحساب E°_{cell} :

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{anode}} + E^{\circ}_{\text{cathode}}$$

اما اذا اعطيت جهود الاختزال القياسية وتم اخذها من الجدول مباشرةً فيمكن استخدامها كما هي واستخدام العلاقة الآتية:

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

النتيجة!

الخواص المركزة هي تلك الخواص التي لا تعتمد على كمية المادة. راجع التعريف في الفصل الاول ص 26.

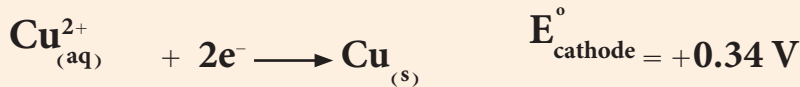
اي ان جهد الخلية القياسي يمثل الفرق بين جهدي الاختزال لقطبي الخلية .
 6- اذا كانت قيمة جهد الخلية القياسي موجبة ($E^{\circ}_{cell} = +$) تكون تفاعلات
 اقطابها تلقائية. اما اذا كانت قيمة E°_{cell} سالبة ($E^{\circ}_{cell} = -$) فتكون
 تفاعلات الاقطاب فيها غير تلقائية .

مثال 4-5

اكتب تفاعلات نصفي خلية دانيال الموضحة في الشكل المجاور وتفاعلها
 العام، واحسب جهد الخلية القياسي. اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية
 $E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} = +0.34 V$ و $E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76 V$
 (معلومة: نستخدم الرمز $E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu}$ لتبيان ان الجهد القياسي هو جهد اختزال).

الحل:

عند النظر الى قيم جهود الاختزال القياسية يجب ان نختار قطب النحاس
 ككاثود لانه يمتلك اعلى جهد اختزال قياسي وقطب الزنك انوداً لانه يمتلك اقل
 جهد اختزال قياسي {النقطة (1)} .



لاحظ هنا اننا عكسنا اشارة جهد الاختزال القياسي للخرصين لاننا استعملناه
 كأنود {النقطة (4)} . نحصل على التفاعل العام للخلية من حاصل جمع تفاعلات
 نصفي الخلية اذا كان عدد الالكترونات المفقودة يساوي عدد الالكترونات
 المكتسبة كما هو في تفاعلات هذه الخلية .



$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{anode} + E^{\circ}_{cathode}$$

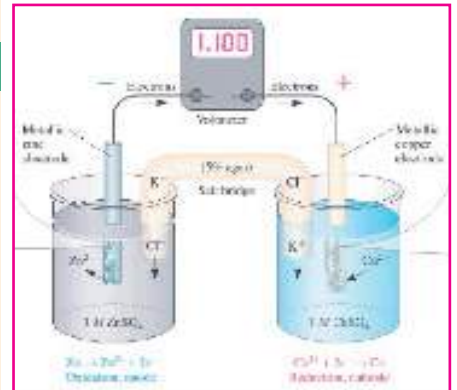
$$E^{\circ}_{cell} = (+0.76 V) + (+0.34 V) = 1.10 V$$

ملاحظة: ويمكن حساب جهد خلية دانيال القياسي باستخدام العلاقة:

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode}$$

على شرط ان نأخذ قيم جهود الاختزال القياسية من الجدول مباشرةً بدون
 تغيير وعلى الشكل الاتي:

$$E^{\circ}_{cell} = 0.34 V - (-0.76 V) = 1.10 V$$



تمرين 4-5

احسب جهد الخلية القياسي
 لخلية تم عملها من قطب الكاديوم
 Cd المغمور في محلول 1 M من
 نترات الكاديوم وقطب الكروم
 Cr المغمور في 1 M نترات الكروم. اذا
 علمت ان جهود الاختزال القياسية

$$E^{\circ}_{Cd^{2+}/Cd} = -0.40 V$$

$$E^{\circ}_{Cr^{3+}/Cr} = -0.74 V \text{ و}$$

$$E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} = +0.34 V \text{ ج}$$

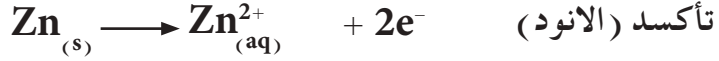
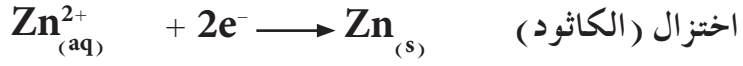
4-7-5 انواع الاقطاب Types of Electrodes

كما هو معلوم تتكون اي خلية كلفانية من قطبين هما الانود والكاثود. وعند
 تصميم اي خلية لا بد ان نعرف فكرة عن الاقطاب المستخدمة في تصنيع هذا

النوع من الخلايا، وسنتطرق هنا الى الانواع الشائعة من الاقطاب المستخدمة في بناء الخلايا الكلفانية.

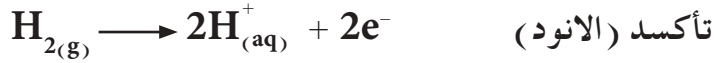
1 - قطب الفلز / ايون الفلز

يتكون هذا النوع من الاقطاب من غمر لوح من الفلز في محلول ايونات ذلك الفلز، مثال ذلك قطب الخارصين (Zn/Zn^{2+}) الذي يتكون من غمر لوح من الخارصين في محلول كبريتات الخارصين، ويكون تفاعل القطب على الصور التالية، عند استخدامه كأنود او ككاثود:

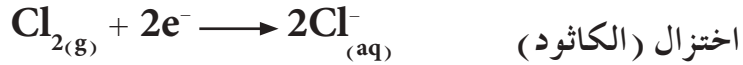


2 - القطب الغازي

ويتكون من ضخ غاز خلال انبوبة زجاجية بضغط معين داخل محلول يحتوي على ايونات ذلك الغاز. ولكون الغاز غير موصل للتيار الكهربائي يستخدم عادة سلك من البلاتين كعنصر حامل يكون مثبت في الانبوبة الزجاجية ليعمل كسطح موصل للتيار الكهربائي. وعلى سبيل المثال، ضخ غاز الهيدروجين بضغط 1 atm في محلول يحتوي على ايونات الهيدروجين كمحلول HCl . وتفاعل الانود لقطب الهيدروجين الذين يحدث عند سطح قطعة البلاتين يكون على الصورة الاتية:



او ضخ غاز الكلور في محلول يحتوي على ايونات الكلور كمحلول HCl او $NaCl$. ويكون تفاعل الكاثود لقطب الكلور الذي يحدث على سطح قطعة البلاتين على الشكل الاتي:



3- أقطاب التأكسد والاختزال

تتكون عادة من غمر سلك من البلاتين او عمود من الكرافيت في محلول يحتوي على ايونات عنصر له حالتي تأكسد مختلفتين. وعلى سبيل المثال، غمر سلك من البلاتين في محلول يحتوي على ايونات Fe^{2+} و Fe^{3+} (او في محلول يحتوي على ايونات Sn^{2+} و Sn^{4+}). حيث يمكن كتابة تفاعلات التأكسد عندما يكون هذا القطب انوداً على الصورة الاتية:



4-6-7-7 التعبير عن الخلية الكلفانية كتابةً

تستخدم في احيان كثيرة طريقة الترميز للتعبير عن الخلية الكلفانية كتابةً ولذلك يجب ان نتعلم اولاً طريقة التعبير عن الاقطاب كتابةً ومن ثم استعمال ذلك للتعبير عن الخلية. للتعبير عن قطب فلز / ايون الفلز، ولناخذ مثلاً قطب الخارصين المغمور في محلول كبريتات الخارصين في تفاعل الاختزال الذي يعبر عنه كالآتي:

تمرين 4-6

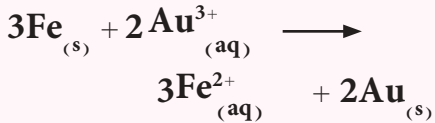
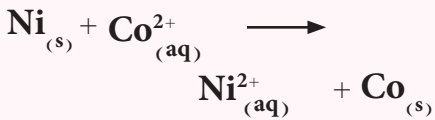
هل يمكن حدوث كل من تفاعلات التأكسد والاختزال الممثلة بالمعادلات التالية تحت الظروف القياسية بشكل تلقائي، اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية

$$E_{Co^{2+}/Co}^{\circ} = -0.28 \text{ V}$$

$$E_{Ni^{2+}/Ni}^{\circ} = -0.25 \text{ V}$$

$$E_{Fe^{2+}/Fe}^{\circ} = -0.44 \text{ V}$$

$$E_{Au^{3+}/Au}^{\circ} = +1.50 \text{ V}$$



ج : غير تلقائي ; تلقائي .



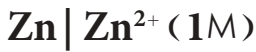
يعبر عنه كما يظهر في معادلة نصف الخلية حيث يوضع رمز ايون الفلز أولاً وبجانبه يوضع بين قوسين تركيزه المولاري ثم يُرسم خط عمودي ثم يُكتب رمز الفلز وعلى الصورة الآتية:



او تفاعل تأكسد:



في هذه الحالة يكتب رمز الفلز أولاً ثم يرسم خط عمودي ثم يكتب رمز ايون الفلز وبجانبه يوضع بين قوسين تركيزه المولاري وذلك كما يظهر التسلسل في معادلة نصف الخلية:



يمثل الخط العمودي حد الطور ، فنلاحظ ان الخارصين في الطور الصلب (s) وايونات الخارصين في محلولها المائي (aq) طور سائل وعليه يُرسم خطاً عمودياً لتبيان الحد الفاصل بين الطورين. ويجب وضع تركيز المحلول بعد رمز الايون، حيث يمثل (1 M) التركيز القياسي واحد مولاري.

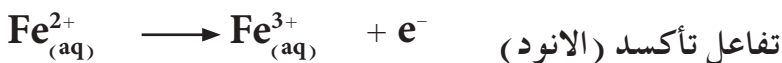
اما التعبير عن القطب الغازي كتابة فيمكن توضيحه في التعبير عن قطب الهيدروجين كتابةً. فمثلاً في تفاعل التأكسد:



يعبر عن القطب بوضع مكونات تفاعل نصف الخلية كما يظهر تسلسلها في معادلة القطب، يوضع رمز غاز الهيدروجين أولاً وبجانبه يكتب بين قوسين قيمة ضغط الغاز (هكذا الحال بالنسبة للغازات) ثم يكتب رمز ايون الغاز وبجانبه يوضع تركيزه المولاري.



ولكون الغاز غير موصل للتيار الكهربائي يستخدم معه سلك من البلاتين لهذا الغرض حيث يكتب في اول التعبير اذا استخدم انوداً وفي اخره اذا استعمل كاثوداً. اما في اقطاب التأكسد والاختزال فيعبر عن القطب كتابة على الصورة التالية لقطب يحتوي محلوله على ايونات Fe^{2+} و Fe^{3+} لتفاعل التأكسد كالاتي:



وهذا النوع من المحاليل غير موصل للتيار الكهربائي شأنه شأن الغازات لذا يجب غمر سلك من البلاتين في داخله وكتابة رمز البلاتين Pt عند التعبير عن القطب كتابةً، كما في التعبير عن القطب الغازي. ويلاحظ هنا وضع (؛) بين رمزي الأيونين لكونهما موجودين في نفس المحلول.

طالما اننا تعلمنا التعبير عن الاقطاب كتابة، يمكننا الان بسهولة التعبير عن الخلية كتابة وذلك بدمج قطبي الانود (تأكسد) والكاثود (اختزال). وللتعبير عن الخلية كتابة يكتب تفاعل التأكسد عند قطب الانود على اليسار، اما تفاعل الاختزال عند قطب الكاثود فيكتب على اليمين ويفصل بينهما عادة خطان عموديان متوازيان يمثلان الجسر الملحي في الخلية.

وعلى سبيل المثال، للتعبير عن خلية دانيال ذات التفاعل العام:



يعبر عن هذه الخلية كتابة على الصورة الاتية:

تفاعل الاختزال عند الكاثود || تفاعل التأكسد عند الانود

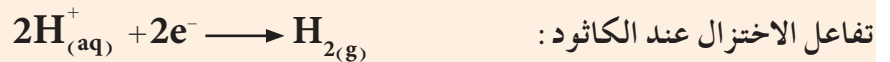


يمثل الخطان العموديان في الوسط الجسر الملحي في الخلية.

مثال 4-6

عبر عن الخلية الموضح شكلها في الرسم المجاور كتابةً ثم اكتب تفاعلات نصف الخلية وتفاعلها العام.

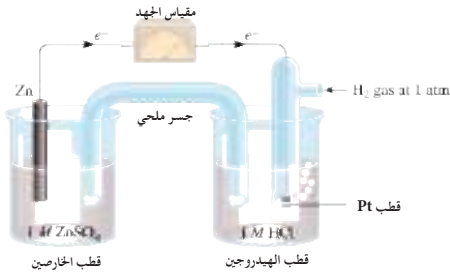
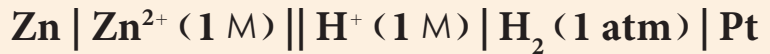
الحل:



والتفاعل العام للخلية الناتج من حاصل جمع تفاعلي نصف الخلية يكون كالآتي:



ويعبر عن هذه الخلية كتابةً على الصورة الاتية:



4-7-7-7 العلاقة بين جهد الخلية E°_{cell} وطاقة كبس الحرة القياسية $\Delta^{\circ}G$ وثابت الاتزان K_{eq}

كما عرفنا ان الخلايا الكلفانية تحول الطاقة الكيميائية الى طاقة كهربائية لانجاز شغل. ان الطاقة الكهربائية { بوحدة الجول (J) } التي تنتجها الخلية تساوي جهد الخلية E°_{cell} بوحدة الفولت (V) مضروباً في الشحنة الكهربائية الكلية بوحدة الكولوم (C) (Columb) المارة خلال الخلية.

التعبير!

ان حاصل ضرب وحدة الكولوم (C) في وحدة الفولت (V) تساوي وحدة الجول (J).

$$\text{الطاقة الكهربائية (J)} = \text{جهد الخلية (V)} \times \text{الشحنة الكلية (C)}$$

لذا فوحدة الجول تساوي حاصل ضرب وحدة الفولت (V) في وحدة الشحنة بالكولوم (C)، اي ان:

$$1 \text{ J} = 1 \text{ V} \times 1 \text{ C}$$

والشحنة الكلية المارة في الخلية تساوي حاصل ضرب عدد مولات الالكترونات (n) في الشحنة الكلية لمول واحد من الالكترونات التي تسمى بالفاراداي (Faraday) ويرمز لها بالرمز (F). اي ان الشحنة الكلية المارة في الخلية تساوي ($n \times F$). وكما هو معروف ان المول الواحد يحتوي على عدد افوكادرو (N_A) من الالكترونات، لذا فالفاراداي (F) يساوي حاصل ضرب شحنة الالكترون في عدد افوكادرو.

$$F = \text{شحنة الالكترون } (e^-) \times \text{عدد افوكادرو } (N_A)$$

وبالتعويض عن قيمة عدد افوكادرو $N_A = 6.023 \times 10^{23}$ وقيمة شحنة الالكترون $e^- = 1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$ نحصل على :

$$F = 6.023 \times 10^{23} \times 1.6 \times 10^{-19} (\text{C}) = 96478 \text{ C/mol. } e^-$$

تقرب هذه القيمة الى $96500 \text{ C/mol. } e^-$ في الحسابات الكيميائية. لذا فالطاقة الكهربائية تساوي :

$$\text{الطاقة الكهربائية } (J) = \text{الشحنة الكلية } (nF) \times \text{جهد الخلية } (E^\circ_{\text{cell}})$$

$$nFE^\circ_{\text{cell}} =$$

ان الطاقة الكهربائية الناتجة من الخلايا الكلفانية (nFE°_{cell}) تساوي عكس اشارة طاقة كبس الحرة القياسية $\Delta^\circ G$ وعليه :

$$\Delta^\circ G = - nFE^\circ_{\text{cell}} \quad (1)$$

وكما هو معروف انه عندما تكون قيمة الطاقة الحرة سالبة فإن ذلك يعني ان التفاعل تلقائي. وفي العلاقة (1) في اعلاه ولكي تصبح قيمة $\Delta^\circ G$ سالبة لا بد ان تكون اشارة E°_{cell} موجبة. وعليه كلما كانت قيمة E°_{cell} للخلية موجبة اكثر كلما زادت تلقائية التفاعلات التي تجري عند اقطابها. نلاحظ ايضاً من العلاقة (1) انها لا تحتوي على تراكيز او ضغوط للاصناف التي تشترك في تفاعلات الخلية وكذلك انها لا تحتوي على درجة حرارة لذا فمن الممكن كتابتها بدلالة جهد الخلية القياسي E°_{cell} وطاقة كبس الحرة القياسية $\Delta^\circ G$ وعلى الصورة الآتية :

$$\Delta^\circ G = - nFE^\circ_{\text{cell}} \quad (2)$$

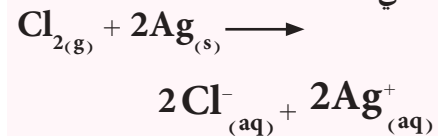
لقد تعرفنا سابقاً على العلاقة بين طاقة كبس الحرة القياسية $\Delta^\circ G$ وثابت الاتزان K_{eq} في فصل الاتزان الكيميائي والتي هي :

$$\Delta^\circ G = - RT \ln K_{\text{eq}} \quad (3)$$

تمرين 7-4

التفاعل العام لخلية كلفانية هو

الآتي :

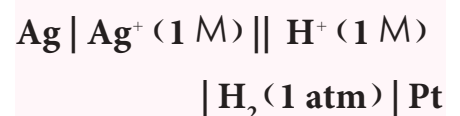


عبر عن الخلية كتابةً عند الظروف القياسية ثم بين تفاعلي التأكسد والاختزال.

تمرين 8-4

هل بإمكان محلول HCl اذابة فلز

الفضة الموجود في محلول يحتوي على ايون الفضة Ag^+ بتركيز (1M) للخلية التالية، علماً ان جهد الاختزال القياسي للفضة $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0.80 \text{ V}$. (معلومة: يقصد بدوبان الفلز في المحلول هي حدوث التفاعل بشكل تلقائي).



ج : لا يذيب الفلز.

وعند التعويض عن قيمة $\Delta^\circ G$ من المعادلة (3) في المعادلة (2) نحصل على :

$$-RT \ln K_{eq} = -nFE^\circ_{cell} \quad (4)$$

وبإعادة ترتيب المعادلة (4) نجد ان :

$$E^\circ_{cell} = \frac{RT}{nF} \ln K_{eq} \quad (5)$$

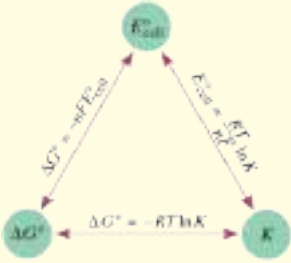
يمكن تبسيط المعادلة (5) بالتعويض عن قيمة درجة الحرارة $(298 \text{ K})25^\circ\text{C}$ وقيمة $R=8.314 \text{ J/K.mole}$ وقيمة $F=96500 \text{ C/mol.e}^-$ لنحصل على :

$$E^\circ_{cell} = \frac{8.314 \text{ (J/K . mol)} \times 298 \text{ (K)}}{n \times 96500 \text{ (C/mol.e}^-)} \ln K_{eq}$$

$$E^\circ_{cell} = \frac{0.026 \text{ (V)}}{n} \ln K_{eq}$$

الجدول 3-4

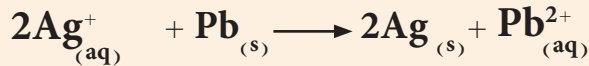
العلاقة بين الطاقة الحرة القياسية $\Delta^\circ G$ وجهد الخلية القياسي E°_{cell} وثابت الاتزان K_{eq}



حيث ان n عدد مولات من الالكترونات التي تشترك في تفاعل التأكسد والاختزال والتي يتم حذفها عند جمع تفاعلي نصفي الخلية لايجاد التفاعل العام. تستخدم هذه المعادلة فقط عندما يكون تفاعل الخلية عند درجة حرارة $(298 \text{ K})25^\circ\text{C}$. يوضح الجدول (3-4) العلاقة بين الطاقة الحرة القياسية $\Delta^\circ G$ وجهد الخلية القياسي E°_{cell} وثابت الاتزان K_{eq} للتفاعل العام للخلية.

مثال 4 - 7

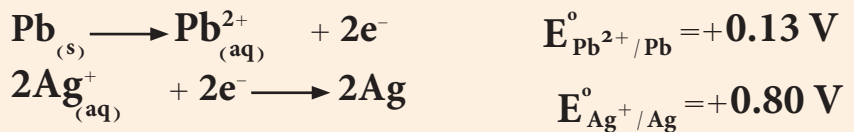
خلية كلفانية قياسية تفاعلها العام كالآتي :



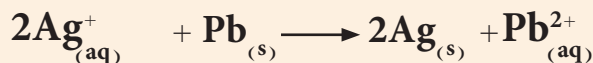
احسب قيمة $\Delta^\circ G$ وثابت الاتزان K_{eq} عند درجة حرارة 25°C علماً ان جهود الاختزال القياسية $E^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0.13 \text{ V}$ و $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0.80 \text{ V}$.

الحل :

نكتب تفاعلات نصفي الخلية عند الانود (تأكسد) والكاثود (اختزال)



وبالجمع نحصل على التفاعل العام للخلية



النتيجة !
هذه العلاقة تستخدم فقط عندما تكون التفاعلات عند درجة حرارة $(298 \text{ K})25^\circ\text{C}$.

التفاعل تحت الظروف القياسية	E°_{cell}	K_{eq}	$\Delta^\circ G$
يفضل تكوين النواتج	موجبة	$K_{eq} > 1$	سالبة
النواتج والمتفاعلات متساوية بالافضلية	صفر	$K_{eq} = 1$	صفر
يفضل تكوين المتفاعلات	سالبة	$K_{eq} < 1$	موجبة

ويمكن حساب جهد الخلية القياسي E°_{cell} .

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{anode}} + E^{\circ}_{\text{cathode}}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = (+0.13 \text{ V}) + (+0.80 \text{ V}) = +0.93 \text{ V}$$

تُحسب قيمة الطاقة الحرة القياسية ΔG° من خلال علاقتها مع جهد الخلية القياسي E°_{cell}

$$\Delta^{\circ}G = -nFE^{\circ}_{\text{cell}} = -2 \times 96500 \text{ (C/mol.e}^{-}) \times 0.93 \text{ (V)}$$

$$= -181420 \text{ J/mol}$$

ولحساب ثابت الاتزان K_{eq} تستخدم العلاقة الآتية:

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = \frac{RT}{nF} \ln K_{\text{eq}}$$

ولكون التفاعل يحدث عند درجة حرارة 25°C (298 K) وقيمة $n=2$ لان عدد الالكترونات المأخوذة من طرفي تفاعلات نصفي الخلية تساوي 2 تكون العلاقة كالتالي:

$$+0.93 \text{ V} = \frac{0.026 \text{ (V)}}{2} \ln K_{\text{eq}}$$

ويحل المعادلة نحصل على قيمة K_{eq}

$$K_{\text{eq}} = 2.5 \times 10^{31}$$

4-7-8 اعتماد جهد الخلية على التركيز (معادلة نيرنست)

لقد ركزنا حتى الان على تفاعلات التاكسد والاختزال التي فيها المواد المتفاعلة والناجمة لتفاعلات الاقطاب في حالتها القياسية، وهي ان تركيزها المولاري يساوي الواحد الصحيح (1 M). ولكننا نحتاج ايضاً في احيان كثيرة الى التعامل مع تراكيز تختلف عن (1 M). لذا من الضروري ايجاد علاقة تربط جهد الخلية غير القياسي E_{cell} مع تراكيز مكونات الخلية.

لقد تعرفنا في الترموداينمك على العلاقة التي تربط الطاقة الحرة القياسية $\Delta^{\circ}G$ مع الطاقة الحرة غير القياسية ΔG ، وللتفاعل العام الآتي:



ترتبط الطاقة الحرة ΔG مع الطاقة الحرة القياسية $\Delta^{\circ}G$ لهذا التفاعل العام بالعلاقة الآتية:

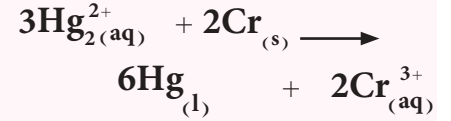
$$\Delta G = \Delta^{\circ}G + RT \ln \frac{[G]^g [H]^h}{[A]^a [B]^b} \quad (1)$$

حيث $\Delta^{\circ}G$ الطاقة الحرة القياسية و R ثابت الغازات ويساوي بوحدات الطاقة ($R = 8.314 \text{ J/K.mol}$) و T درجة الحرارة بوحد الكلفن (K)، و ΔG هي الطاقة الحرة غير القياسية.

وحاصل القسمة $\frac{[G]^g [H]^h}{[A]^a [B]^b}$ يرمز له بالرمز (Q) (Q من Quotient وتعني حاصل القسمة).

تمرين 4 - 9

احسب التغير في طاقة كبس الحرة القياسية لتفاعل الخلية القياسي الآتية عند درجة حرارة 25°C .



اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية

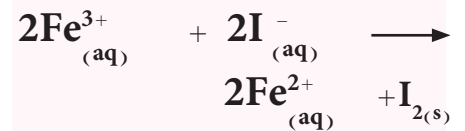
$$E^{\circ}_{\text{Hg}_{2}^{2+}/\text{Hg}} = +0.85 \text{ V}$$

$$\cdot E^{\circ}_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = -0.74 \text{ V}$$

$$\text{ج : } -920610 \text{ J/mol}$$

تمرين 4 - 10

لتفاعل الخلية القياسي التالي عند درجة حرارة 25°C .



اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية

$$E^{\circ}_{\text{I}_2/\text{I}^{-}} = +0.53 \text{ V}$$

$$\text{و } E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = +0.77 \text{ V}$$

أ- جهد الخلية القياسي.

ب- طاقة كبس الحرة القياسية.

ج- ثابت الاتزان.

$$\text{ج : أ- } +0.24 \text{ V}$$

$$\text{ب- } -46320 \text{ J/mol}$$

$$\text{ج- } 1 \times 10^8$$

لذا يمكن كتابة المعادلة (1) على الصورة الآتية:

$$\Delta G = \Delta^\circ G + RT \ln Q \quad (2)$$

ومن العلاقة بين الطاقة الحرة القياسية وغير القياسية مع جهد الخلية:

$$\Delta G = -nFE_{\text{cell}} \quad (3)$$

$$\Delta^\circ G = -nFE_{\text{cell}}^\circ \quad (4)$$

وبتعويض قيم ΔG و $\Delta^\circ G$ من المعادلة (3) و (4) في المعادلة (2) نحصل على:

$$-nFE_{\text{cell}} = -nFE_{\text{cell}}^\circ + RT \ln Q \quad (5)$$

وبقسمة المعادلة (5) على nF - نحصل على:

$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad (6)$$

تسمى المعادلة (6) بمعادلة نيرنست (Nernst equation) وهي التي تربط جهد الخلية E_{cell} مع جهد الخلية القياسي E_{cell}° من خلال حاصل القسمة Q . وعندما تكون تراكيز المواد المتفاعلة والناجمة بحالتها القياسية أي (1 M) تصبح قيمة Q مساوية إلى الواحد الصحيح وقيمة $\ln Q$ تساوي صفراً، فيصبح الحد الثاني من المعادلة (6) صفراً أي تكون $E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^\circ$.

يمكن تبسيط المعادلة (6) بالتعويض عن قيمة درجة الحرارة 25°C (298 K) وقيمة

$R = 8.314 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$ وقيمة $F = 96500 \text{ C/mol} \cdot e^-$ لنحصل على:

$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^\circ - \frac{0.026 \text{ V}}{n} \ln Q \quad (7)$$

تستخدم هذه المعادلة فقط عندما يكون تفاعل الخلية عند درجة حرارة 25°C (298 K).

تمكننا معادلة نيرنست من حساب E_{cell} كدالة لتراكيز المواد المتفاعلة والناجمة في تفاعل الخلية. وعلى سبيل المثال خلية دانيال ذات التفاعل العام:

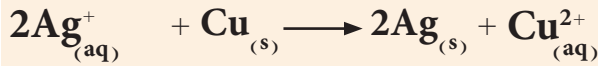


يمكن كتابة معادلة نيرنست لهذه الخلية التي جهدها القياسي يساوي 1.10 V عند درجة حرارة 25°C على الشكل الآتي:

$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^\circ - \frac{0.026 \text{ V}}{n} \ln \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

يجب العلم ان تراكيز المواد الصلبة والسائلة في التفاعل العام للخلية يساوي الواحد الصحيح أي $[\text{Cu}] = 1$ و $[\text{Zn}] = 1$ لذا لا تظهر في حاصل القسمة.

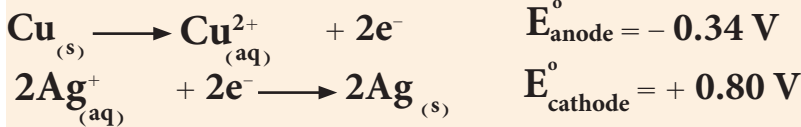
احسب جهد الخلية E_{cell} عند درجة الحرارة 25°C للخلية التي تفاعلها العام:



إذا علمت ان تراكيز الايونات $[\text{Cu}^{2+}] = 0.01 \text{ M}$ و $[\text{Ag}^+] = 0.01 \text{ M}$ وجهود الاختزال القياسية $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0.34 \text{ V}$ و $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0.80 \text{ V}$

الحل:

نكتب تفاعلات نصفي الخلية عند الانود (تأكسد) والكاثود (اختزال)



التفاعل العام للخلية. $2\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)} \longrightarrow 2\text{Ag}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)}$

ويمكن حساب جهد الخلية القياسي E°_{cell} .

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{\text{anode}} + E^\circ_{\text{cathode}}$$

$$E^\circ_{cell} = (-0.34 \text{ V}) + (+0.80 \text{ V}) = 0.46 \text{ V}$$

وباستخدام معادلة نيرنست نحسب E_{cell}

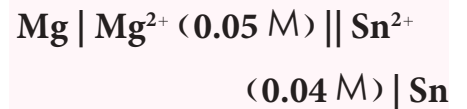
$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{0.026 \text{ V}}{n} \ln \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2}$$

$$E_{cell} = 0.46 \text{ V} - \frac{0.026 \text{ V}}{2} \ln \frac{[0.01]}{[0.01]^2}$$

$$E_{cell} = 0.40 \text{ V} \quad \text{وبحل المعادلة نحصل على قيمة } E_{cell}$$

تمرين 4 - 11

احسب E_{cell} و E°_{cell} و ΔG للخلية الاتية:



إذا علمت ان جهود الاختزال القياسية

$$E^\circ_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0.14 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2.37 \text{ V}$$

$$\text{ج : } +2.227 \text{ V ; } +2.23 \text{ V}$$

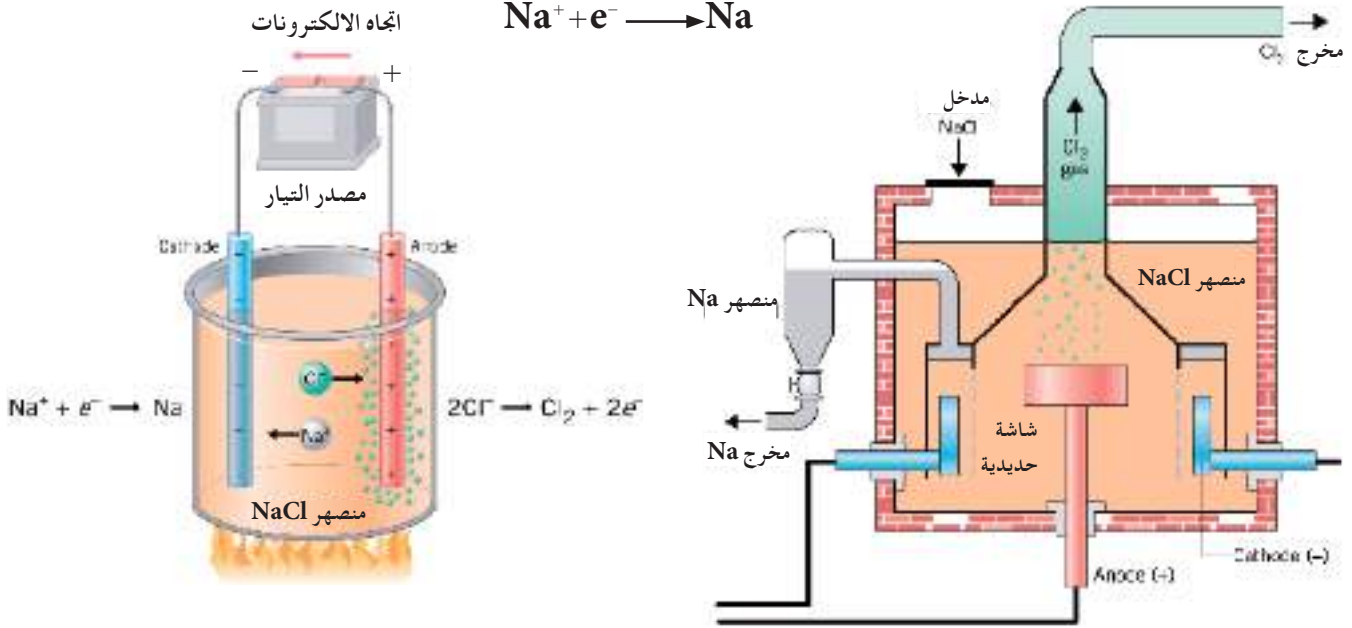
$$-429811 \text{ J/mol ;}$$

8 - 4 الخلايا الإلكتروليتية Electrolyte Cells

وهي الخلايا المستهلكة للتيار الكهربائي، وفي هذه الخلايا تتحول الطاقة الكهربائية الى طاقة كيميائية. تجري تفاعلات الخلايا الإلكتروليتية بشكل غير تلقائي، اي ان قيمة الطاقة الحرة لها تكون موجبة ($\Delta G = +$). ان للخلايا الإلكتروليتية تطبيقات مهمة في الصناعة. فعلى سبيل المثال، تستخدم خلايا التحليل الكهربائي في تنقية الفلزات وكذلك في عملية الطلاء الكهربائي. وسنتطرق في هذا الموضوع الى بعض الخلايا الإلكتروليتية:

4- 8 - 1 خلية التحليل الكهربائي لمنصهر كلوريد الصوديوم

يعرف التحليل الكهربائي بأنه العملية التي يتم فيها استخدام الطاقة الكهربائية لجعل تفاعل الخلية الألكتروليتية غير التلقائي يحدث. إن منصهر كلوريد الصوديوم يحتوي على أيونات الصوديوم Na^+ وأيونات الكلوريد Cl^- حرة الانتقال. يوضح الشكل (4 - 7) الخلية الكهربائية لتحليل منصهر كلوريد الصوديوم التي تكون فيها الأقطاب مثل الكربون أو البلاتين مغمورة في منصهر كلوريد الصوديوم. وعند عملية التحليل الكهربائي فإن الاختزال يحدث على الكاثود حيث تختزل أيونات Na^+ فقط مكونة فلز الصوديوم Na ويمثل تفاعل نصف الخلية عند الكاثود كالتالي:



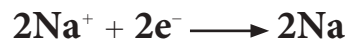
الشكل 4-7

خلية التحليل الكهربائي لمنصهر كلوريد الصوديوم

وعند الأقطاب تحدث عملية التأكسد، حيث تتأكسد أيونات الكلوريد Cl^- فقط وعندها يتحرر الكترولون إلى الأقطاب عند تكون ذرة الكلور المتعادلة، وبعدئذ تتحد ذرتان من الكلور وتتحرر على شكل غاز الكلور Cl_2 . يمكن كتابة نصف تفاعل الخلية الذي يجري عند الأقطاب كالتالي:



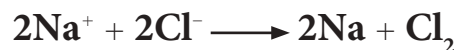
ولموازنة الإلكترونات يجب أن نضرب نصف تفاعل الاختزال (الكاثود) $2 \times$ ، وتحذف الإلكترونات من طرفي معادلات نصف الخلية، ثم يجمع تفاعلي نصف الخلية للحصول على التفاعل العام كالتالي:



نصف تفاعل الاختزال (الكاثود)



نصف تفاعل التأكسد (الأقطاب)



التفاعل العام للخلية

ويجب إبقاء الصوديوم مفصلاً عن غاز الكلور حتى لا يتفاعلا بشكل تلقائي لتكوين NaCl مرة ثانية.

4 - 8 - 2 خلايا الطلاء الكهربائي

عملية الطلاء الكهربائي طريقة يستخدم بها التحليل الكهربائي لطلاء فلز معين بطبقة رقيقة من فلز آخر، وللطلاء أهمية كبرى تتمثل بحماية المعادن من الصدأ أو التآكل، تتركب خلية الطلاء من قطب الانود ويتكون من الفلز النقي المراد الطلاء به مثل الفضة النقية أو الذهب النقي. أما الكاثود فيتكون من السطح المراد طلاؤه مثل ملعقة الطعام أو ما شابهها.

يكون محلول الخلية حاوياً على أحد أملاح الفلز النقي المراد الطلاء به كنترات الفضة ($AgNO_3$) أو نترات الذهب [$Au(NO_3)_3$] عندما يشكل الفضة أو الذهب الانود. يبين الشكل (4 - 8) خلية طلاء تستخدم بها الفضة لطلاء شوكة الطعام. تعتمد جودة الطلاء على عاملين مهمين هما أن تكون شدة التيار الكهربائي المستخدم ضعيفة وتركيز أيونات الفلز المراد الطلاء به قليل.



الشكل 4-8
خلية الطلاء الكهربائي

Faraday Laws

4 - 9 قوانين فاراداي

استطاع العالم الانكليزي فاراداي (Faraday) بالتجارب العملية ان يبرهن قوانين التحليل الكهربائي والتي سميت بإسمه في بداية القرن التاسع عشر. وهذه القوانين تنص على الآتي :

القانون الاول :

تناسب طردياً كتلة اي مادة ترسب على الكاثود او تذوب من الانود او تتحرر كغازات عند هذه الاقطاب مع كمية الكهرباء التي تمر خلال الخلية الكهربائية.

القانون الثاني :

تناسب طردياً كتل المواد المختلفة التي ترسب على الكاثود او تذوب من الانود او تتحرر كغازات عند هذه الاقطاب، باستخدام نفس الكمية من الكهرباء مع الكتل المكافئة للمواد المختلفة.

وحتى يتم فهم اعمق لاستخدام هذه القوانين لا بد ان نعرف ما هي العمليات التي تجري عند الاقطاب في الخلية الالكتروليزية.

العمليات التي تجري عند قطب الكاثود :

أ - تختزل ايونات الفلز الى ذراته عند الكاثود وترسب عليه .
ب - تتحرر عند الكاثود الغازات التي تحمل ايوناتها في المحلول شحنة موجبة مثل غاز الهيدروجين H_2 وغيره .

العمليات التي تجري عند الانود :

أ - تتأكسد الفلزات (اي تذوب) في محلول القطب اي ان الفلز يعاني ذوباناً او اضمحلالاً .

ب - تتحرر عند قطب الانود الغازات التي تحمل ايوناتها في المحلول شحنة سالبة مثل غاز الكلور Cl_2 والاكسجين O_2 .

قبل استخدام قوانين فاراداي في الحسابات لا بد ان نتعرف على بعض المصطلحات والوحدات المستخدمة في هذه القوانين :

1- التيار الكهربائي يرمز له بالرمز (I) ووحدته الامبير (Ampere) ويرمز لهذه الوحدة بالرمز (A) .

2- الشحنة الكهربائية ويرمز لها بالرمز (Q) ووحدتها الكولوم (Coulomb) ويرمز للوحدة كما تقدم سابقاً بالرمز C . وقد تقاس الشحنة الكهربائية بعدد مولات الالكترونات التي تساوي الكولومات (Q) مقسوماً على الفارادي F (حيث ان $F = 96500 \text{ C/mol.e}^-$) وهو عدد افوكادرو من الشحنات الكهربائية. والشحنة الكهربائية Q تساوي حاصل ضرب شدة التيار بوحدة الامبير I (A) في الزمن بوحدة الثانية t (s) اي ان :

$$Q (C) = I (A) \times t (s)$$

ولتحويل الشحنة بدلالة عدد مولات الالكترونات تقسم Q على ثابت فارادي 96500 C/mol.e^- .

$$Q (\text{mol.e}^-) = \frac{I (A) \times t (s)}{96500 (\text{C/mol.e}^-)}$$

حيث الوحدة (mol . e⁻) تعني عدد المولات من الالكترونات. ان من الضروري توضيح المعنى الحسابي لقوانين فارادي، فطالما ان كمية المواد المترسبة عند الكاثود او الذائبة من الانود او المتحررة من الغازات عند القطبين تتناسب طردياً مع مكافئاتها الغرامية عند مرور نفس الكمية من الكهرباء. ان هذا يعني ان امرار شحنة مول واحد من الالكترونات (1 mol . e⁻) والتي تكافئ 96500 C او واحد فارادي فانه يرسب مكافئ غرامي واحد من العنصر على الكاثود او يذيب مكافئ غرامي واحد من العنصر عند الانود او يحرر مكافئ غرامي واحد من الغازات عند القطبين. ولتجنب استخدام المكافئ الغرامي يمكن تحويل عدد مولات الالكترونات (mol . e⁻) الى عدد المولات بواسطة عدد الالكترونات المفقودة او المكتسبة في تفاعل التاكسد والاختزال . حل المسائل المتعلقة بقوانين فارادي تُتبع الخطوات الموضحة في المخطط (1-6) كالآتي :

1- نستخرج الشحنة الكهربائية القادمة من البطارية بدلالة عدد مولات الالكترونات Q (mol . e⁻) باستخدام العلاقة الآتية :

$$Q (\text{mol.e}^-) = \frac{I (A) \times t (s)}{96500 (\text{C/mol.e}^-)}$$

2 - نستخدم عدد الالكترونات المفقودة او المكتسبة في تفاعلات نصفي الخلية e للحصول على كمية الكهرباء Q (mol . e⁻) اللازمة لترسيب او تحرير

$$n = \frac{Q}{e} \times \frac{1 \text{ mole}}{e}$$

عدد الالكترونات المفقودة أو المكتسبة.
بطارية المترسبة أو المتحررة

3- نجد عدد مولات العنصر المترسبة او المتحررة نتيجة لمرور التيار الكهربائي من البطارية باستخدام العلاقة في الفقرة (2) .

4- نحول عدد المولات (n mole) وذلك بضربها في الكتلة المولية M g/mol الى كتلة المواد المترسبة على الكاثود او الذائبة من الانود باستخدام العلاقة الآتية :

$$m (g) = n (mol) \times M (g/mol)$$

او نحول عدد المولات الى حجم الغازات المتحررة بالظروف غير القياسية باستخدام قانون الغاز المثالي :

$$PV = n RT$$

$$Q = \frac{\text{عدد الالكترونات المارة}}{\text{عدد افوكادرو}}$$

$$Q = \frac{I (A) \times t (s)}{96500}$$

$$n = Q \times \frac{1 \text{ mole}}{e}$$

$$n = \frac{m (g)}{M (g/mol)}$$

$$n = \frac{\text{عدد الجسيمات المتحررة}}{\text{عدد افوكادرو}}$$

$$n = \frac{V_{(L)} \times 1 \text{ mole}}{22.4 \text{ L}}$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = M (\text{mol/L}) \times V (L)$$

المخطط 1-4

الخطوات الواجب اتباعها لحل المسائل المتعلقة بقوانين فارادي.



احسب عدد غرامات المغنيسيوم التي يمكن انتاجها من فلز المغنيسيوم عند امرار تيار شدته 25 A لفترة ساعة واحدة (1 hr) . علماً أن الكتلة الذرية للمغنيسيوم تساوي 24 . ماهي عدد ذرات المغنيسيوم المترسبة عند الكاثود تحت نفس الظروف .

الحل :

وحدة الزمن في علاقة فاراداي هي الثانية لذا نحول الساعة الى ثواني :

$$t (\text{s}) = t (\text{hr}) \times \frac{3600 (\text{s})}{1 (\text{hr})}$$

$$= 1 (\text{hr}) \times \frac{3600 (\text{s})}{1 (\text{hr})} = 3600 \text{ s}$$

نجد كمية الكهرباء المارة في الخلية بدلالة عدد مولات الالكترونات .

$$Q (\text{mol. e}^{-}) = \frac{I (\text{A}) \times t (\text{s})}{96500 (\text{C/mol. e}^{-})}$$

$$= \frac{25 (\text{A}) \times 3600 (\text{s})}{96500 (\text{C/mol. e}^{-})} = 0.9 \text{ mol. e}^{-}$$

وحسب معادلة اختزال المغنيسيوم نجد ان 2 mol. e^{-} ترسب 1 mole من المغنيسيوم لذا فعدد مولات المغنيسيوم تساوي :

$$n = Q \times \frac{1 \text{ mole}}{e}$$

بطارية المترسبة او المتحررة

$$n_{\text{Mg}} (\text{mole}) = 0.9 \text{ mol. e}^{-} \times \frac{1 (\text{mole})}{2 (\text{mol. e}^{-})} = 0.45 \text{ mole}$$

ولتحويل عدد المولات الى كتلة نستخدم العلاقة الاتية :

$$n (\text{mole}) = \frac{m (\text{g})}{M (\text{g/mol})}$$

وبترتيب هذه المعادلة نحصل على الكتلة m بالغرامات

$$m (\text{g}) = n (\text{mole}) \times M (\text{g/mol})$$

$$m (\text{g}) = 0.45 (\text{mole}) \times 24 (\text{g/mol}) = 10.8 \text{ g}$$

عدد الذرات = عدد المولات × عدد افوكادرو

$$N_A (\text{atoms/mol}) \times n (\text{mol}) =$$

$$6.023 \times 10^{23} (\text{atoms/mol}) \times 0.45 (\text{mol}) =$$

$$\text{عدد الذرات} = 2.7 \times 10^{23} \text{ atoms}$$

تمرين 4 - 12

ماهي شدة التيار الذي يجب امراره في محلول كلوريد الذهب AuCl_3 لمدة 200 s ليرسب 3 g من الذهب عند الكاثود ، الكتلة الذرية للذهب 197 .
ج : 21.7 A

تمرين 4 - 13

محلول من كبريتات النحاس CuSO_4 تركيزه 0.2 M وحجمه 600 mL . امر فيه تيار كهربائي شدته 96.5 A . احسب الزمن اللازم لكي يتبقى 0.03 mol من ايون النحاس .
ج : 180 s

عادة ما تسمى الخلايا الكلفانية بالبطاريات وتصنف الى نوعين: بطاريات اولية وهي التي لا يمكن اعادة شحنها، وبطاريات ثانوية وهذه يمكن اعادة شحنها. والبطارية عادة ما تتكون من تجميع عدد من الخلايا الكلفانية تربط عدالتوالي ويكون جهدها مساوياً لمجموع جهود الخلايا المتكونة منها. وسنشرح بعض انواع البطاريات الشائعة الاستخدام.

10-4-1 بطارية الخزن الرصاصية Lead - Storage Battrey

تستعمل هذه البطارية في تشغيل السيارة وكثيرا من المعدات الكهربائية والصناعية. وهي تتكون من مجموعة خلايا رصاصية كلفانية جهد كل منها اكثر بقليل من (2 V). تتكون كل بطارية من قطبين احدهما مصنوع من مادة الرصاص Pb يمثل الانود والآخر مصنوع من اوكسيد الرصاص PbO_2 ويمثل الكاثود ويكون القطبين مغمورين في محلول الكتروليتي هو محلول حامض الكبريتيك الذي تتراوح كثافته عند شحن البطارية من 1.2 g/mL الى 1.3 g/mL وهذه البطارية مجموعة من ثلاث او ست خلايا تعمل كخلية كلفانية جهدها 6 V او 12 V على التوالي [الشكل (4 - 9)].

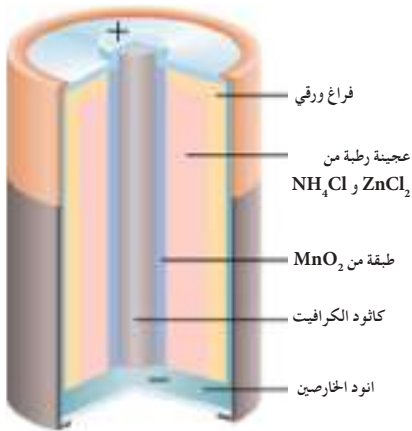


عند استمرار عمل الخلية تترسب كبريتات الرصاص $PbSO_4$ بشكل مسحوق ابيض على القطبين كما ويستهلك حامض الكبريتيك الموجود بشكل متآين فتزداد كمية الماء مما يؤدي الى انخفاض كثافة محلول الحامض. وما ان تنطلق السيارة حتى تنعكس تفاعلات نصف الخلية تحت تاثير الفولتية التي ينتجها المولد ويعاد انتاج H_2SO_4 و PbO_2 و Pb. يمكن اعادة شحن البطارية بمرار تيار كهربائي خارجي لعكس تفاعل الخلية فتصبح البطارية مجموعة خلايا الكتروليتية حيث يتفكك راسب $PbSO_4$ من على القطبين ويستعيد الحامض تركيبه (كثافته).

الشكل 4-9
بطارية الخزن الرصاصية

10-4-2 الخلية الجافة (خارصين - كاربون) Dry Cell

هذه الخلية عبارة عن وعاء خارصين يعمل كأنود مملؤ بمعجون رطب من MnO_2 و كاربون (كرافيت) و كلوريد الامونيوم NH_4Cl كما موضح في الشكل (4 - 10).



مواصفاتها: تعطي جهداً مقداره 1.48 V وغير قابلة للشحن وتستخدم في اجهزة الراديو والحاسوب وغيرها.

الشكل 10-4
الخلية الجافة (الخارصين - كاربون)

اسئلة الفصل الرابع

ملاحظة: استفد من العلاقة الاتية في حل المسائل ($\ln x = 2.303 \log x$)

1-4 عرف المصطلحات الاتية: الانود، القوة الدافعة الكهربائية، جهد الاختزال القياسي، الجسر الملحي.

2-4 احسب ثابت فاراداي وبين وحداته.

3-4 اي المواد في الازواج التالية هو الافضل كعامل مؤكسد تحت الظروف القياسية. اذا علمت ان جهود

الاختزال القياسية $E^\circ_{\text{Br}_2/\text{Br}^-} = +1.07 \text{ V}$ و $E^\circ_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}} = +1.50 \text{ V}$ و $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0.80 \text{ V}$ و $E^\circ_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0.40 \text{ V}$ و $E^\circ_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = -0.74 \text{ V}$

أ) Br_2 ام Au^{3+}

ب) H_2 ام Ag^+

ج) Cd^{2+} ام Cr^{3+}

4-4 اكتب العلاقة التي تربط ΔG° مع K_{eq} و E°_{cell} و عرف جميع الرموز التي تحتويها.

5-4 عند الظروف القياسية 25°C وضغط 1 atm اي تفاعل سيجري تلقائياً في محلول مائي يحتوي على

أيونات Ce^{4+} و Ce^{3+} و Fe^{3+} و Fe^{2+} ؟ احسب ΔG° و K_{eq} لهذا التفاعل. اذا علمت ان جهود الاختزال

القياسية $E^\circ_{\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}} = +1.61 \text{ V}$ و $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = +0.77 \text{ V}$

ج : -81060 J/mol ; 1.1×10^{14}

6-4 اكتب معادلة نيرنست و عرف جميع الرموز التي تحتويها.

7-4 احسب E°_{cell} و E_{cell} و ΔG لتفاعلات الخلايا الاتية:



$[\text{Mg}^{2+}] = 0.05 \text{ M}$ و $[\text{Sn}^{2+}] = 0.04 \text{ M}$



$[\text{Cr}^{3+}] = 0.01 \text{ M}$ و $[\text{Zn}^{2+}] = 0.001 \text{ M}$

اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية $E^\circ_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2.37 \text{ V}$ و $E^\circ_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0.14 \text{ V}$ و $E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0.76 \text{ V}$

ج : $+2.23 \text{ V}$; $+2.227 \text{ V}$; -429811 J/mol

و $E^\circ_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = -0.74 \text{ V}$

$+0.02 \text{ V}$; $+0.07 \text{ V}$; -40530 J/mol

8-4 احسب E°_{cell} للخلية المكونة من نصفي التفاعل Zn/Zn^{2+} و SHE . كم سيكون جهد الخلية

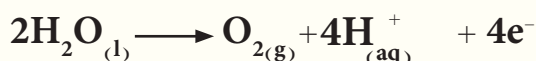
اذا كان $[\text{Zn}^{2+}] = 0.45 \text{ M}$, $P_{\text{H}_2} = 1 \text{ atm}$, $[\text{H}^+] = 1.8 \text{ M}$. اذا علمت ان جهد الاختزال القياسي

ج : $+0.76 \text{ V}$; $+0.79 \text{ V}$

و $E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0.76 \text{ V}$

9-4 ما الفرق بين الخلية الكلفانية (مثل خلية دانيال) و خلايا التحليل الكهربائي.

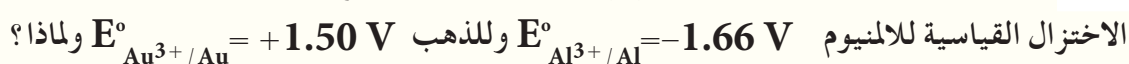
10-4 احد التفاعلات النصفية للتحليل الكهربائي للماء هو :



فاذا تم جمع 0.08 L من O_2 عند 25°C وضغط 755 mm.Hg فأحسب عدد مولات الالكترونات التي يجب تمريرها في المحلول (معلومة: $1\text{atm} = 760 \text{ mm.Hg}$).

ج : 0.012 mol.e

11-4 بين ايهما يحرر الهيدروجين الالمنيوم ام الذهب عند تفاعلها مع الحوامض المخففة. اذا علمت ان جهود



ج : الالمنيوم يحرر الهيدروجين.

12-4 هل يجري تفاعل الخلية التالية المعبر عنها ادناه تلقائياً ام لا؟ علماً ان جهود الاختزال القياسية

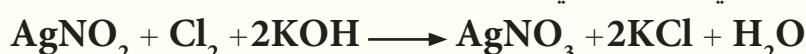


ج : يمكن.

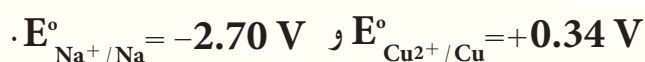
13-4 احسب جهد قطب غاز H_2 في 25°C وضغط 1atm اذا علمت ان pH محلوله الالكتروليتي = 1

ج : -0.0592 V

14-4 حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي :

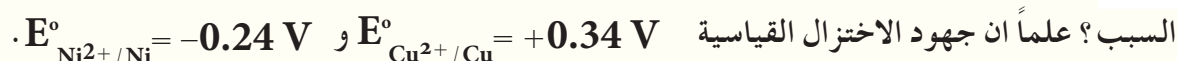


15-4 هل يمكن حفظ محلول ملح الطعام في اناء من النحاس؟ علماً ان جهود الاختزال القياسية



ج : يمكن.

16-4 هل يمكن حفظ محلول كبريتات النحاس CuSO_4 في اناء من النيكل ام لا يمكن ذلك؟ بين ذلك مع ذكر



ج : لا يمكن.

17-4 احسب تركيز ايونات الخارصين في محلول قطب الخارصين اذا كان جهد اختزال الخارصين غير القياسي يساوي (-0.82 V) وجهد اختزاله القياسي $E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0.76 \text{ V}$.

ج : 0.01 mol/L

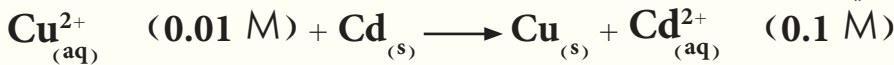
18-4 احسب جهد خلية دانيال اذا علمت ان تركيز كبريتات الخارصين (0.1 M) وتركيز كبريتات النحاس (0.01 M) في درجة 25°C . وان الجهد القياسي للخلية يساوي (1.10 V) ؟

ج : $+1.07 \text{ V}$

19-4 اي تفاعل هو تفاعل اكسدة - اختزال :

- 1) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \longrightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 2) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{NaCl}$
- 3) $2\text{KClO}_3 \longrightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
- 4) $\text{SiBr}_4 + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + 4\text{HBr}$
- 5) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$

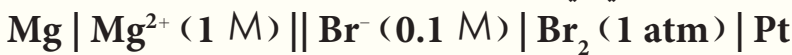
20-4 خلية كلفانية تفاعلها العام في درجة 25°C



وجهدها القياسي يساوي $(+0.74 \text{ V})$. احسب التغير في الطاقة الحرة.

ج : -137030 J/mol

21-4 احسب التغير في الطاقة الحرة لتفاعل الخلية التالي في درجة 25°C :



اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية $E^\circ_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2.37 \text{ V}$ و $E^\circ_{\text{Br}_2/\text{Br}^-} = +1.07 \text{ V}$

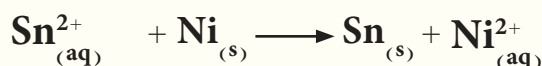
ج : 675500 J/mol

22-4 ما مقدار التغير في الطاقة الحرة للخلية التالية في درجة 25°C علما ان $K_{\text{eq}} = 2.3 \times 10^4$ وان التفاعل العام لهذه الخلية :



ج : -36515 J/mol

23-4 خلية فولتائية في درجة 25°C تفاعلها العام:



إذا علمت ان جهد الخلية غير القياسي يساوي (+0.17 V). احسب تركيز ايونات النيكل Ni^{2+} ، علما ان قطب القصدير في ظروفه القياسية وجهود الاختزال $E^{\circ}_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0.14 \text{ V}$ و $E^{\circ}_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0.25 \text{ V}$.

ج : 0.01 mol/L

24-4 للخلية الاتية :



إذا علمت ان جهد الخلية القياسي يساوي (1.26 V) وجهد الاختزال القياسي للكادميوم يساوي $E^{\circ}_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0.40 \text{ V}$. احسب جهد الاختزال القياسي للالمنيوم؟

ج : -1.66 V

25-4 خلية كلفانية في درجة 25°C احد قطبيها هو الهيدروجين وبضغط 1 atm من غاز الهيدروجين والاخر

قطب النيكل تركيز ايوناته فيه 0.01 M ؟ احسب الاس الهيدروجيني (pH) لمحلول قطب الهيدروجين اذا علمت ان مقدار الطاقة الحرة لتفاعل الخلية -48.25 kJ/mol وان جهد اختزال قطب النيكل القياسي -0.25 V ؟

ج : 1

26-4 اذا علمت ان جهد الخلية الاتية :



عند درجة 25°C يساوي 0.9992 فولت. جد تركيز ايونات القصدير (Sn^{2+}) في محلول القطب علما ان قطب الفضة في ظروفه القياسية وجهود الاختزال القياسية $E^{\circ}_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0.14 \text{ V}$ و $E^{\circ}_{\text{Ag}^{+}/\text{Ag}} = +0.80 \text{ V}$.

ج : 0.01 mol/L

27-4 مرور تيار كهربائي شدته 10 A خلال 965 s في خلية تحليل كهربائي تحتوي على كبريتات النحاس ما

هو وزن النحاس المترسب وعدد ذراته علما ان الكتلة الذرية للنحاس = 63 ؟ ج : 3.15 g ; 0.3×10^{23} atoms

28-4 يترسب 0.648 g من احد الفلزات احادي التكافؤ على الكاثود عند امرار تيار كهربائي شدته 3 A لمدة

3 min و 13 s في محلول احد الاملاح لذلك الفلز. احسب الكتلة الذرية للفلز المترسب ؟ ج : 108 g

29-4 احسب عدد الالكترونات اللازمة لتحرير ضعف الحجم المولي لغاز الاوكسجين في STP (معلومة: الحجم

المولي لاي غاز عند STP يساوي 22.4 L) ؟ ج : $48.16 \times 10^{23} \text{ e}$

30-4 احسب شدة التيار اللازم امراره لمدة 2 hr و 520 s في خلية تحليل الماء كهربائيا لكي يحرق

36.12×10^{21} جزيئة من الهيدروجين والاكسجين على قطبي الخلية ؟ ج : 1 A

31-4 اراد احد الصاغة طلاء خاتم بالذهب فامرر تيار كهربائي شدته 10 A في خلية الطلاء الكهربائي تحتوي على احد املاح الذهب فترسب الذهب على الخاتم، لوحظ انه خلال 9.65 s ان 75 % من الكهربائيه قد استهلك لترسيب الذهب فما كتلة الذهب المترسب ؟ الكتلة الذرية للذهب =197 .

ج : 0.05 g

32-4 احسب ثابت الاتزان للتفاعل الاتي :



علما ان جهود الاختزال القياسيه $E^{\circ}_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0.14 \text{ V}$ و $E^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0.13 \text{ V}$

ج : 2.16

33-4 في خلية تحليل الماء كهربائياً في STP تم امرر تيار كهربائي فيها لمدة 3 دقائق و 13 ثانية، فتحرر غازي الهيدروجين والاكسجين عند قطبي الخلية، وكان مجموع حجمي الغازين المتحررين يساوي 0.0672 L . اكتب معادلتني نصفي الخلية والتفاعل العام لها، ثم جد حجم كل غاز متحرر وشدة التيار المار.

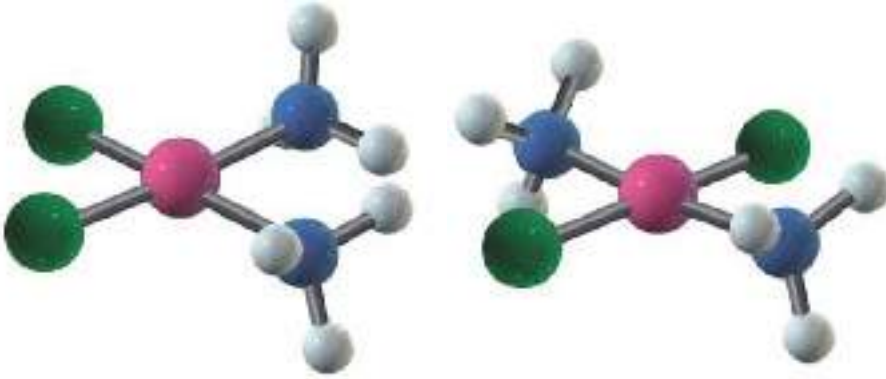
ج : 2 A

34-4 خفف محلول قطب الكاثود خلية دانيال القياسي بالماء المقطر فأخفض جهد القطب بمقدار 0.0592 V عن جهده القياسي . أحسب تركيز ايونات القطب حينئذ .

ج : 0.01 M

Coordination Chemistry

5



cis-diamminedichloroplatinum(II), *trans*-diamminedichloroplatinum(II),
cis-[Pt(NH₃)₂Cl₂] *trans*-[Pt(NH₃)₂Cl₂]

بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يتوقع من الطالب أن :

- يميز بين الملح المزدوج والمركب التناسقي .
- يحدد صفات المركبات التناسقية و يعرف كيف تطورت الكيمياء التناسقية .
- يحسب التكافؤ الأولي والثانوي للمركبات التناسقية .
- يعرف معنى كل مصطلح من المصطلحات الخاصة بالكيمياء التناسقية .
- يتطلع على أنواع الليكندات .
- يفهم قاعدة العدد الذري الفعال ويتمكن من حسابه .
- يسمي المركبات التناسقية على وفق نظام الـ IUPAC .
- يعدد أنواع النظريات المستخدمة لوصف طبيعة التآصر في المعقدات التناسقية
- يطبق نظرية آصرة التكافؤ على المركبات التناسقية .
- يحدد الأعداد التناسقية والأشكال الهندسية المتوقعة لكل عدد تناسقي .

أصبحت دراسة المركبات التناسقية أو المركبات المعقدة من المجالات الرئيسية في الكيمياء اللاعضوية لما تتميز به من ألوان مختلفة وخواص مغناطيسية وبنيات وتفاعلات كيميائية متعددة. حيث تلعب هذه المركبات دوراً مهماً وامتزاجاً في الصناعة والزراعة والطب والصيدلة، وفي إنتاج الطاقة النظيفة، التي اختبرت وأكدت أهميتها في الحياة المعاصرة. ومن المركبات المعقدة المهمة في حياتنا هي الهيموكلوبين وفيتامين B12 والكلوروفيل. إن معظم العناصر الفلزية في الجدول الدوري القابلة على تكوين مركبات معقدة، ولكن ستقتصر دراستنا في هذا الفصل على المعقدات التي تكونها بعض العناصر الانتقالية التي تكون متخصصة في معظمها لتكوين هذا النوع من المركبات والتي سبق أن تعرفت عليها.

تسمى العناصر التي تقع ضمن الجدول الدوري بين المجموعتين IIA و IIIA بالعناصر الانتقالية، [الشكل (1-5)] حيث يعد العنصر انتقالياً إذا كان يحتوي على الغلاف الثانوي d أو f مملوء جزئياً، أما في حالته الحرة أو في أحد مركباته. وتقسّم العناصر الانتقالية إلى قسمين:

1- عناصر مجموعة d أو العناصر الانتقالية الرئيسية وتتألف من ثلاث دورات كل منها يحتوي على عشرة عناصر، تدعى بالسلاسل الانتقالية الأولى والثانية والثالثة.

2- عناصر مجموعة f أو العناصر الانتقالية الداخلية المتكونة من دورتين كل منهما تحتوي على أربعة عشر عنصراً، وتقع أسفل الجدول الدوري وتسمى اللانثانيدات والأكتنيدات.

وتتميز العناصر الانتقالية بخواص مشتركة أهمها:

1- أن لها حالات تأكسد متعددة حيث تميل العناصر الانتقالية إلى إظهار أكثر من حالة تأكسد واحدة مع بعض الحالات الشاذة.

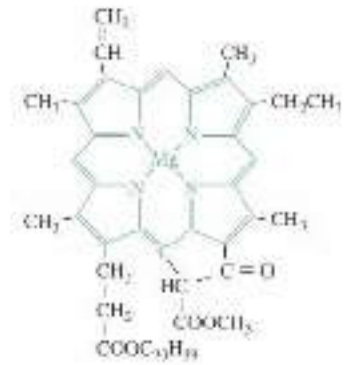
2- تتصف العديد من مركباتها بالصفات البارامغناطيسية حيث إن للعناصر الانتقالية أغلفة d أو f مملوءة جزئياً بالالكترونات ولذلك فإن ذرات الفلز تحتوي على إلكترونات منفردة تميز هذه المواد بخاصية البارامغناطيسية.

3- العديد من مركباتها ملونة.

4- لها ميل كبير لتكوين أيونات أو مركبات معقدة.



الهيموكلوبين



الكلوروفيل



التركيب القفصي للهيموكلوبين

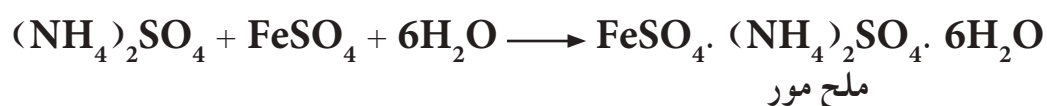
1 IA	2 IIA												13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 H													5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3 Li	4 Be												13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
11 Na	12 Mg	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB							
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub							

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Ir

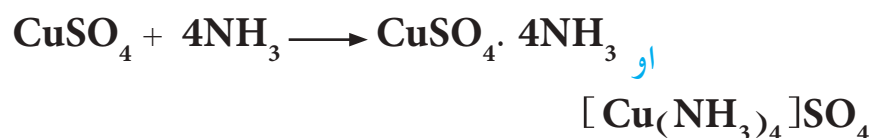
الشكل 1-5
موقع العناصر الانتقالية في
الجدول الدوري

2-5 الملح المزدوج والمركب التناسقي

عند مزج محلولي الملحين البسيطين المستقرين (كبريتات الامونيوم وكبريتات الحديد (II)) التاليين بنسب مولية بسيطة ثم تبخير المحلول الناتج سنحصل على حبيبات مركب جديد يدعى مركب إضافة (Addition compound). كما هو مبين في المعادلة أدناه :



وعند اذابة كبريتات النحاس $CuSO_4$ في مذيب معين وازدادة الامونيا إليه نحصل على مركب الاضافة الاتي :



وعليه يمكن تقسيم مركبات الإضافة الى قسمين :

أ- الملح المزدوج Double Salt

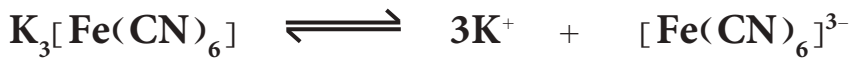
وهو مركب إضافة مستقر يعطي عند إذابته في الماء الايونات المكونة له كافة، وفي هذه الحالة يحتفظ كل ايون بصفاته المستقلة. وعلى سبيل المثال، فعند اذابة ملح مور (Mohr's salt) المزدوج المحضر في المعادلة الأولى أعلاه يعطي أيونات Fe^{2+} و NH_4^+ و SO_4^{2-} التي يمكن التأكد من وجودها في المحلول باستخدام الطرائق الشائعة للكشف عنها.

ب- المركب التناسقي Coordination Compound

وهو مركب اضافة مستقر ولكنه لا يعطي كافة الايونات المكونة له عند ذوبانه في الماء. وفي هذه الحالة فان الصفات المستقلة لقسم من الايونات المكونة له سوف تختفي. وعلى سبيل المثال، فعند إذابة المركب التناسقي $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$ واخضر في المعادلة الثانية أعلاه في الماء فانه لن يعطي الأيونات التي تكون منها (Cu^{2+} و SO_4^{2-}) بل يعطي ايون SO_4^{2-} فقط ويكون ايون Cu^{2+} ضمن الايون المعقد $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ وعلى وفق المعادلة أدناه:



وبالتالي فان هذا المركب في المحلول يعطي كشفاً للأيون SO_4^{2-} فقط ولا يعطي كشف لأيون Cu^{2+} ، لذلك يكتب المركب التناسقي بالشكل $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. يتكون هذا المركب التناسقي من أيون معقد موجب $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ وأيون سالب بسيط (SO_4^{2-}). ويمكن للمركب التناسقي أيضا أن يتكون من أيون معقد سالب وايون موجب بسيط، كما في الأمثلة الآتية:



أيون سالب معقد أيون موجب بسيط مركب تناسقي



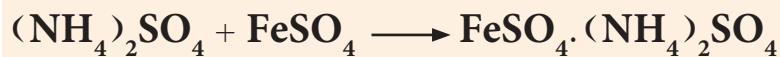
أيون سالب بسيط أيون موجب معقد مركب تناسقي

وهناك مركبات تناسقية لا تذوب في الماء لعدم قدرتها على التأين وبالتالي لن تعطي أي أيونات عند وجودها بتماس مع الماء مثل $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ و $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$

وضح لماذا يصنف المركب $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ كملح مزدوج بينما يصنف المركب $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ كمركب معقد (مركب تناسقي) ؟

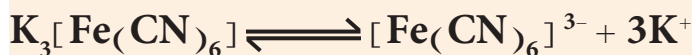
الحل:

يتكون المركب $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ من مزج محلولي كبريتات الحديد (II) وكبريتات الامونيوم وفق المعادلة الآتية :



والمركب الناتج هو ملح مور خالي من الماء، وعند ذوبانه في الماء فإنه يعطي أيونات Fe^{2+} و NH_4^+ و SO_4^{2-} . ويتم التأكد من وجودها في المحلول باستخدام طرائق الكشف الشائعة لكل أيون منها.

أما عند اذابة المركب $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ في الماء فيكون على وفق المعادلة :



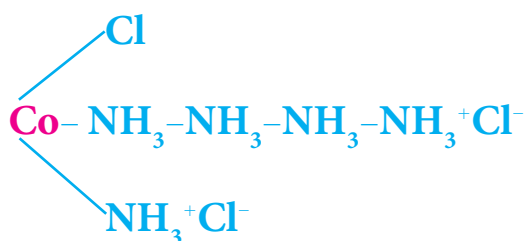
حيث يلاحظ اختفاء أيونات Fe^{3+} المستقلة لأنها تكون ضمن الأيون المعقد $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ وبالتالي فإن المحلول المعقد في الماء يعطي كشف لأيون K^+ فقط ولا يعطي كشف لأيون Fe^{3+} وأيون CN^- . وهذا يعني ان المركب $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ هو ملح مزدوج بينما المركب $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ هو مركب تناسقي.

تطور الكيمياء التناسقية

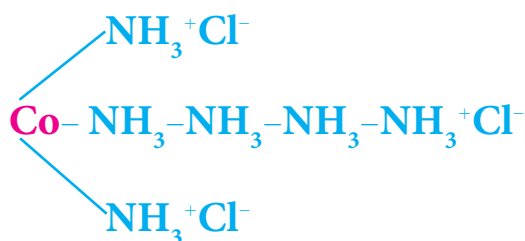
3-5

يعد تحضير المركب كلوريد سداسي أمين الكوبلت (III) $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ في عام (1798) البداية الحقيقية للكيمياء التناسقية. وقد أثار تحضير هذا المركب اهتماما كبيرا لما له من صفات فريدة كان من الضروري تفسيرها. فكيف يمكن لهذا المركب CoCl_3 ان يتحد مع الامونيا وكلاهما مركبان مستقران ولهما تكافؤ مشبع لتكوين مركب آخر مستقر أيضا. وتفسير ذلك لم يتم إلا بعد مرور قرن من الزمن، تم خلالها تحضير ودراسة خواص العديد منها حيث ظهرت عدة نظريات لتفسير تكوين هذه المركبات إلا أن مصيرها كان الإهمال لأنها لم تتمكن من تفسير النتائج العملية. وكانت إحدى هذه النظريات هي نظرية السلسلة (Chain Theory) والتي اقترحت من قبل احد العلماء في السويد الذي انتهج

نفس المفهوم الذي عرف عن تكوين سلاسل بين ذرات الكربون في الكيمياء العضوية. ونظرا للاعتقاد السائد في ذلك الوقت عن وجود نوع واحد من التكافؤ فقد اقترح هذا العالم إن الكوبلت (III) يكون ثلاث أواصر فقط في معقداته. ولهذا استعملت بنية السلسلة لبيان كيفية ارتباط جزيئات الامونيا الستة في المركب $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ {الصيغة (I)}، حيث تكون ايونات الكلوريد غير مرتبطة مباشرة بالكوبلت ولهذا فإن ايونات الكلوريد تترسب بسرعة على شكل كلوريد الفضة عند إضافة محلول نترات الفضة الى المحلول المائي لهذا المركب. وتمثل هذه النظرية بنية المركب $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ بالصيغة (II) حيث يرتبط ايون كلوريد واحد مباشرة بالكوبلت والذي لا يترسب عند إضافة نترات الفضة، بينما يترسب ايوني الكلوريد الآخر بسهولة.

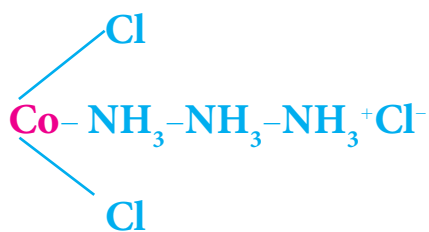


الصيغة (II)

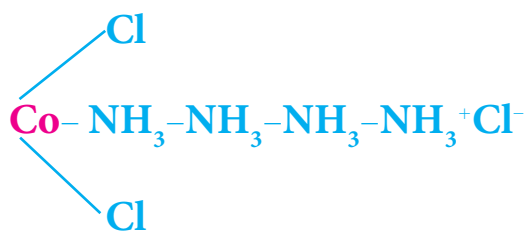


الصيغة (I)

ويتخذ المركب $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$ الصيغة (III) التي تتماشى مع التجارب العملية وتؤكد وجود ايونين من الكلوريد متصلين بشكل مباشر بالكوبلت بينما لا يتصل أيون الكلوريد الثالث بشكل مباشر. يمكن ان يعبر عن المركب $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3$ بالصيغة (IV).



الصيغة (IV)



الصيغة (III)

ويمكن أن نتوقع بان سلوك ايونات الكلوريد في الصيغة (IV) تكون مشابهة لتلك التي في المركب $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$. لكن وجد بانه لا يعطي راسباً عند اضافة محلول نترات الفضة إليه. ولهذا السبب ولاسباب اخرى لم تنجح هذه النظرية في تفسير الخواص كافة لهذا النوع من المركبات.

5-3-1 نظرية فرنر التناسقية Werner's Coordination Theory

استنبط فرنر نظريته والتي أصبحت لاحقاً أساساً للنظريات الحديثة بالاعتماد على الفرضيات الآتية:

1- تمتلك أكثر العناصر نوعين من التكافؤ، تكافؤ أولي متأين يمثل بخط متقطع (-----) والذي يعرف بحالة التأكسد (Oxidation state)، وتكافؤ ثانوي غير متأين يمثل بخط متصل (—) ويعرف بالعدد التناسقي (Coordination number).

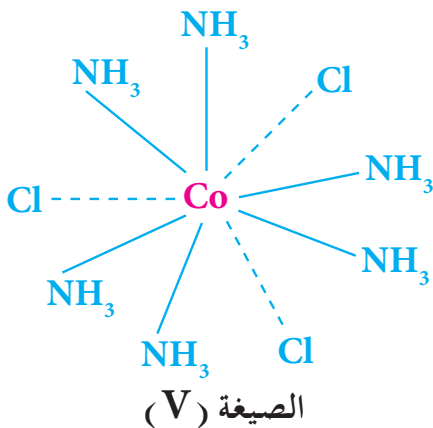
2- يحاول كل عنصر عند اشتراكه في تكوين مركب معقد إشباع كلا التكافؤين، حيث تتشبع التكافؤات الأولية بأيونات سالبة أما التكافؤات الثانوية فتتشبع بأيونات سالبة أو جزيئات متعادلة.

3- تتجه التكافؤات الثانوية نحو مواقع ثابتة في الفراغ تدعى بالمجال التناسقي (Coordination sphere) حول ايون الفلز المركزي وهذا هو أساس الكيمياء الفراغية للمعقدات الفلزية.

هل تعلم

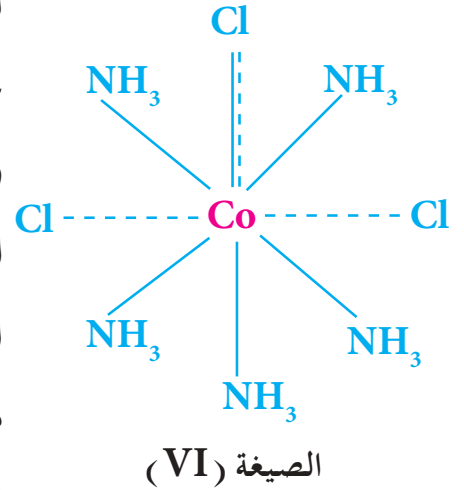
ان فهمنا لطبيعة المركبات المعقدة في الوقت الحاضر يعود لنظرية فرنر البارعة، عند اقتراحه لنظرية التناسق التي تحمل اسمه وهو في السادسة والعشرين من عمره. وهو أول كيميائي يهتم بالكيمياء اللاعضوية حصل على جائزة نوبل للكيمياء عام 1913.

مثلاً فرنر التآصر بين الكوبلت وبين ايونات الكلوريد وجزيئات الامونيا في المركب $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ بالصيغة (V)، والتي يمكن التعبير عنها بالصيغة الجزيئية $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$. حيث تكون الحالة التأكسدية (التكافؤ) للكوبلت (+3) ولذلك تعمل ايونات الكلوريد الثلاثة على اشباع هذه التكافؤات الأولية (معادلة شحنة ايون الكوبلت). أما التكافؤ الثانوي أو عدد التناسق فيشبع من قبل جزيئات الامونيا المتعادلة الست، وبهذا يكون التكافؤ الثانوي للكوبلت (III)، والذي يتمثل بالعدد التناسقي، يساوي (6).

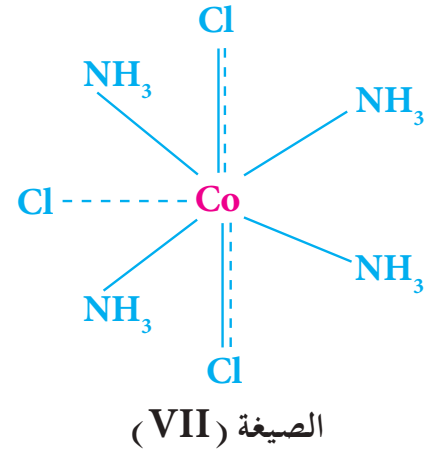


وتسمى جزيئات الامونيا السمت في هذه الحالة بالليكندات (Ligands). يرتبط الليكند حسب هذه النظرية مع الفلز بأواصر تناسقية داخل المجال التناسقي للفلز، ولا تعتبر أيونات الكلوريد ليكندات حيث تكون خارج مجال التناسق وترتبط بالفلز بأواصر أيونية. وتترسب جميعها عند إضافة محلول نترات الفضة.

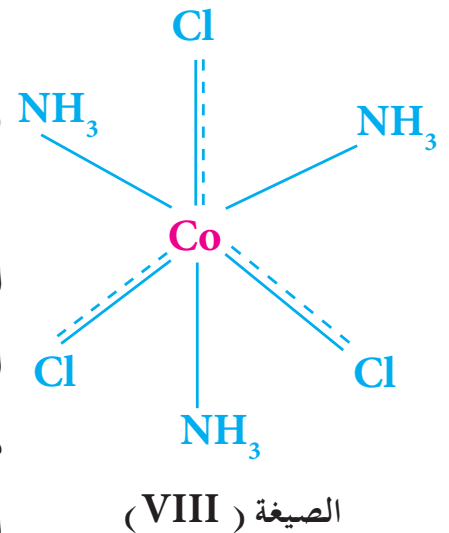
أما المركب $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ فقد مثله فرنر بالصيغة (VI). وهنا نجد أن احد ايونات الكلوريد قد قامَ باشباع كلا التكافؤين الأولي والثانوي وعبر عن الآصرة التي تربطه بالفلز بالخطين المستمر والمتقطع (-----)، ولهذا فايون الكلوريد هذا لا يترسب بسهولة عند إضافة محلول نترات الفضة كونه أصبح مرتبطا ارتباطا قويا مباشرة بذرة الكوبلت داخل المجال التناسقي. كما أن الايون المعقد الموجب $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$ يحمل شحنة مقدارها (+2) لان $(+3) + (-1) = +2$ ولهذا يمثل المركب $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ بالصيغة الجزيئية $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ في الوقت الحاضر.



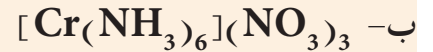
ويمثل المركب $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$ حسب هذه النظرية بالصيغة (VII) حيث يشبع اثنان من ايونات الكلوريد كلا من التكافؤ الأولي والتكافؤ الثانوي ولهذا فإنهما يرتبطان بقوة في مجال التناسق، وبإضافة محلول نترات الفضة يترسب ايون كلوريد واحد فقط موجود خارج مجال التناسق. ويتفكك هذا المركب في المحلول الى ايونات $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$ و Cl^- ولهذا يرمز له بالصيغة الجزيئية $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$.



أما المركب $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3$ والذي يتمثل حسب هذه النظرية بالصيغة (VIII) فهو لا يعطي راسباً عند إضافة محلول نترات الفضة اليه ويمكن تمثيله بالصيغة الكيميائية $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$. ان عدم ترسب ايونات الكلوريد عند إضافة محلول نترات الفضة يعني ان هذا المركب لا يتأين في المحلول وهذا عكس ما توقعته نظرية السلسلة. وقد بينت النتائج العملية ان مركبات من هذا النوع لا تتأين في المحلول مما برهن على عدم صحة نظرية السلسلة وعزز فرضيات نظرية التناسق.



ما التكافؤ الاولي (حالة التأكسد) والتكافؤ الثانوي (عدد التناسق) للفلز المركزي في المركبين الاتيين :



(معلومة : يسلك ايون السيانيد CN^- سلوك ليكند في المعقد $[K_4[Fe(CN)_6]]$.)

الحل:

أ- نعرف ان كل ايون بوتاسيوم له شحنة +1

∴ الأيون السالب هو $[Fe(CN)_6]^{4-}$ اي يحمل شحنة مقدارها (-4) وعليه :



$$\therefore x + 6 \times (-1) = -4$$

$$x = +2$$

لذا فالتكافؤ الاولي يساوي +2 اما التكافؤ الثانوي فيساوي 6 وهو عدد الليكندات المتصلة مباشرة بالفلز او التي توضع داخل الاقواس المربعة .

ب- بما أن كل ايون نترات يحمل شحنة (-1) وأن الأمونيا متعادلة

∴ الايون الموجب هو $[Cr(NH_3)_6]^{3+}$ اي يحمل شحنة مقدارها (+3) وعليه :



$$\therefore x + 0 \times 6 = +3$$

$$x = +3$$

لذا فالتكافؤ الاولي يساوي +3 اما التكافؤ الثانوي فيساوي 6 .

تمرين 5-1

كم هو التكافؤ الاولي والتكافؤ الثانوي

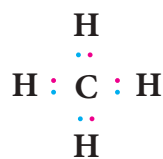
للحديد في المركب $K_3[Fe(CN)_6]$ ؟

ج : +3 ; 6 .

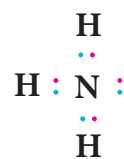
5-3-2 حوامض وقواعد لويس

يمثل كل من جزيء الميثان (CH_4) وجزيء الامونيا (NH_3) على وفق

رمز لويس بالصيغتين الآتيتين :

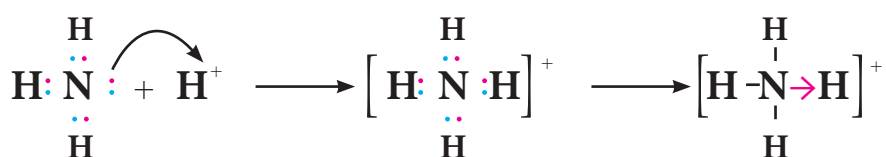


الميثان

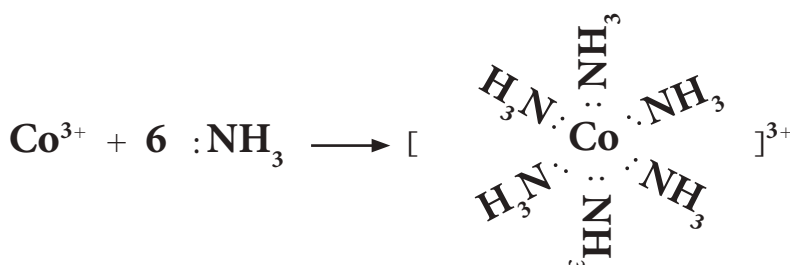
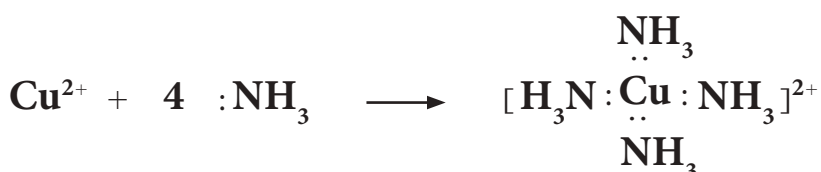


الامونيا

يظهر رمز لويس لكل من جزيء الميثان والامونيا أن هناك نقطة اختلاف جوهرية مهمة جدا بينهما، وهي وجود مزدوج الكتروني على ذرة النتروجين لا تشترك في تكوين أصرة مع ذرة هيدروجين مما يجعل جزيء الامونيا ذا قابلية للتفاعل مع ذرات أخرى عن طريق اشراك هذا المزدوج الالكتروني. تسمى الاصرة المتكونة نتيجة لاشترك مزدوج الكتروني (مزدوج غير مشترك في تكوين أصرة) كما في ذرة النتروجين مع ذرة اخرى تمتلك اوربيتال فارغ مهيأ لاستقباله بالاصرة التناسقية (**Coordination bond**)، ويعبر عنها بسهم (→) يتجه من الذرة الواهبة الى الذرة المستقبلة للمزدوج الالكتروني، كما هو في تفاعل الامونيا مع البروتون لتكوين ايون الامونيوم الموجب.



كما يمكن للامونيا إشراك هذا المزدوج الالكتروني مع مركبات أخرى اضافة لايون الهيدروجين، كما في معقد أمين الفلز عندما يهب النتروجين المزدوج الالكتروني الى ايون الفلز كما هو في التفاعلات الآتية:



تُعدُّ هذه التفاعلات تفاعلات تحدث بين حوامض وقواعد بمفهوم لويس، حيث تُعدُّ الامونيا واهبة للالكترونات ولهذا فهي قاعدة حسب مفهوم لويس، أما الايون الفلزي الذي استقبل هذا المزدوج الالكتروني فيعد حامضاً حسب مفهوم لويس. ونتيجة لهذا التفاعل تتكون الآصرة التناسقية، ويدعى ناتج التفاعل المتكون بالمعقد التناسقي. وباختصار يمكن القول إن هذا التفاعل هو عبارة عن تفاعل قاعدة لويس الذي يسمى الليكند مع حامض لويس والذي يسمى الايون أو الفلز المركزي.

مما تقدم، نلاحظ استخدام عدد من المصطلحات خاصة بالمركبات التناسقية، لهذا يجب أن نتعرف على هذه المصطلحات ومصطلحات أخرى ستترد لاحقاً في هذا الفصل وكالاتي :

1- الليكند

جزيء أو أيون سالب أو موجب الشحنة يرتبط بالايون المركزي من خلال ذرة واحدة أو أكثر مانحة للمزدوجات الالكترونية . وعندما يهب الليكند مزدوجاً واحداً من الالكترونات فإنه يدعى أحادي المخلب (Monodentate) وعندما يهب مزدوجين من الالكترونات يدعى ثنائي المخلب (Bidentate) وعندما يهب أكثر من مزدوجين من الالكترونات يدعى متعدد المخلب (Multidentate) .

2- الايون المركزي

تمتاز المركبات التناسقية بوجود ذرة مركزية مستقبلية (Acceptor) للمزدوجات الالكترونية، وعادة تكون فلزا يرتبط كيميائياً بالليكند بأصرة تناسقية. تسمى هذه الذرة المركزية بالايون المركزي.

3- المعقد التناسقي Coordinate Complex

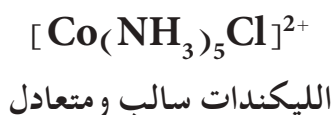
وهو المركب الناتج من اتحاد الايون المركزي مع عدد من الليكندات بوساطة أواصر تناسقية .

4- عدد التناسق Coordination Number

هو عدد الجزيئات أو الايونات (الليكندات) التي ترتبط بالايون الفلزني المركزي مضروباً في عدد المخالب التي يملكها الليكند اي انه يساوي عدد الأواصر التناسقية. واكثر أعداد التناسق شيوعاً هي 2 و 4 و 6، وأما أعداد التناسق الفردية فهي نادرة. إن للذرة المركزية في المعقدات التناسقية تكافئين احدهما عدد التأكسد والثاني هو عدد التناسق، في حين يكون لها في المركبات البسيطة تكافؤ واحد هو عدد التأكسد فقط. فمثلاً للحديد في الأيون المعقد $[Fe(CN)_6]^{4-}$ عدد تأكسدي يساوي (2+) وعدد تناسقي يساوي (6)، أما شحنة الايون المعقد فهي ناتج الجمع الجبري للشحنات في الأيون المعقد وهي تساوي (4-) (المجموع الجبري لشحنة ايون الحديد (II) (2+) وشحنات ايونات السيانيد (CN^-) الست (6-)).

5- الأيون المعقد Complex Ion

وهو صنف مشحون بشحنة موجبة او سالبة ويحتوي على ذرة فلز مركزية وعدد مناسب من الليكنندات تحيط بها. وقد تكون الذرة المركزية متعادلة او لها عدد تأكسد موجب او سالب ، اما الليكنندات فقد تكون جزيئات متعادلة او ايونات سالبة او موجبة الشحنة عموما . ومن الامثلة على ذلك :



6- معقد متعادل Neutral Complex

يسمى المعقد الذي لا يحمل شحنة بالمعقد المتعادل وهو لا يتأين في الماء .
ومن الامثلة على المعقدات المتعادلة هي :



7- مجال التناسق Coordination Sphere

يعبر عن المركب المعقد جزيئياً بحيث تكون ذرة الفلز المركزية والليكنندات المتصلة به داخل أقواس مربعة []. تدعى هذه الاقواس بالمجال التناسقي أو المجال الداخلي (Inner sphere) ، بينما يطلق على الجزء الذي يكتب خارج هذه الاقواس المربعة (خارج مجال التناسق للمعقد) بمجال التأين (Ionisation sphere) أو المجال الخارجي (Outer sphere) للمعقد. وعلى سبيل المثال يكون المجال التناسقي للمعقد $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ مكون من ايون الفلز المركزي Co^{3+} وستة ليكنندات متكونة من خمس جزيئات امونيا وايون كلوريد واحد Cl^- ، أما الجزء الذي يحتوي على ايونين Cl^- فهو المجال الأيوني . لذلك فان المكونات التي تكتب داخل المجال الأيوني لها القابلية على التأين وبالتالي بالإمكان ترسيبها بأحد كواشف الترسيب المناسبة ، بينما المكونات التي تكتب داخل المجال التناسقي فليس لها القابلية على التأين وبالتالي ليس بالإمكان ترسيبها . مثال ذلك :



راسب ابيض

أي: إن أيوني Cl^- الموجودين في مجال التآين يمكن ترسيبهما من محلول المعقد على شكل كلوريد الفضة (راسب ابيض) بإضافة محلول نترات الفضة (AgNO_3) ، بينما أيون Cl^- الموجود في المجال التناسقي غير متآين في أعلاه .

8- الكيمياء التناسقية Coordination Chemistry

وهو ذلك الجزء من الكيمياء اللاعضوية المعني بدراسة المركبات التناسقية وصفاتها .

4-5 أنواع الليكندات

أ- ليكندات أحادية المخلب

إن الغالبية العظمى من هذه الليكندات هي عبارة عن أيونات سالبة أو جزيئات متعادلة قادرة على منح مزدوج الكتروني واحد إلى أيون الفلز الموجب ، وهي تحوي في تركيبها الكيميائي على ذرة واحدة قابلة للارتباط مع الذرة المركزية للفلز مثل الأيونات Cl^- و F^- و Br^- و CN^- وجزيئات مثل الأمونيا (NH_3) والكيل أمين RNH_2 والبيريدين ($\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$) وجزيئات الماء H_2O . وتسمى مثل هذه الليكندات بالليكندات أحادية المخلب أو أحادية السن .

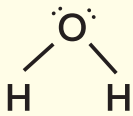
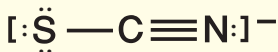
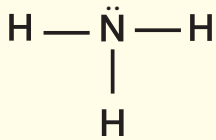
ب- ليكندات ثنائية المخلب

هناك العديد من الأيونات أو الجزيئات التي لها القدرة على الارتباط بأيون الفلز عبر أكثر من ذرة واحدة (تمتلك مزدوج الكتروني غير مشترك في التفاعل) مكونة مركبات حلقية ، مثل أيون الاوكزالات $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ وجزيئة اثيلين ثنائي أمين $\text{NH}_2-\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{NH}_2$.

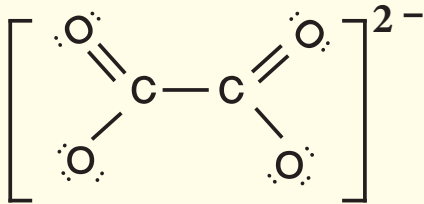
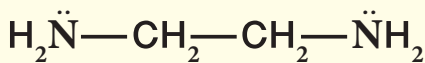
ج- ليكندات متعددة المخلب

وتشمل ليكندات معقدة تحتوي على ثلاث أو أربع وأحيانا حتى أكثر من ذلك من الذرات القادرة على المساهمة في بناء اواصر تناسقية . وكمثال على ذلك الليكند اثيلين ثنائي أمين رباعي حامض الخليك (EDTA) . وهو ليكند سداسي السن لاحتوائه على ست ذرات قادرة على الارتباط التناسقي .

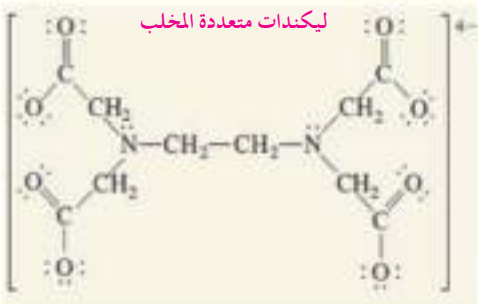
ليكندات احادية المخلب



ليكندات ثنائية المخلب



ليكندات متعددة المخلب



تسمى الليكنندات التي ترتبط في موقعين أو أكثر في آن واحد مع نفس الايون الفلزي بالليكنندات الكليئية (Chelating ligand) . ويوضح الجدول (1-5) امثلة لبعض انواع الليكنندات احادية وثنائية المخلب .

الجدول 1-5			امثلة لبعض انواع الليكنندات احادية وثنائية المخلب
ليكنندات احادية المخلب			
اسم الليكند	تركيب الليكند	اسم الليكند	تركيب الليكند
كاربونييل	CO	نايتروسيل	NO
اكوا	H ₂ O	امين	NH ₃
مثيل امين	CH ₃ NH ₂	بيريدين	C ₅ H ₅ N
خلاتو	CH ₃ COO ⁻	ازيدو	N ₃ ⁻
سيانو	CN ⁻	يوربا	{(NH ₂) ₂ CO}
كلورو	Cl ⁻	برومو	Br ⁻
ليكنندات ثنائية المخلب			
اثيلين ثنائي امين (en)	NH ₂ CH ₂ CH ₂ NH ₂	هايدرازين	NH ₂ NH ₂
او كزاليتو	C ₂ O ₄ ²⁻	كاربونييتو	CO ₃ ²⁻
نتراتو	NO ₃ ⁻	ثنائي مثيل كلايكوسيماتو (dmg ¹⁻)	C ₄ N ₂ O ₂ H ₇ ⁻

5-5 قاعدة العدد الذري الفعال (EAN) The Effective Atomic Number Rule

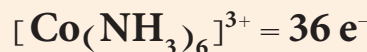
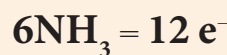
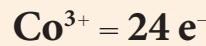
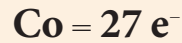
قدمت أول محاولة لتفسير استقرارية المعقدات التناسقية من قبل سيدجويك (Sidgwick) الذي وسع نظرية الثماني اللويس لتشمل المركبات التناسقية، حيث افترض أن استقرارية هذه المركبات تتوقف على تماثل ترتيبها الالكتروني مع الترتيب الالكتروني للغازات النبيلة. حسب هذه القاعدة يصبح المعقد التناسقي مستقرا إذا كان مجموع الالكترونات الموجودة على الفلز أو الايون المركزي والالكترونات الممنوحة من قبل الليكنندات تساوي العدد الذري لأحد الغازات النبيلة (Kr₃₆ أو Xe₅₄ أو Rn₈₆). ويسمى المجموع الكلي للالكترونات على الذرة المركزية والممنوحة من الليكنندات بالعدد الذري الفعال، وتسمى هذه القاعدة بقاعدة العدد الذري الفعال. وتنطبق هذه القاعدة على عدد كبير من المركبات المعقدة.

ملاحظة: يمكن الرجوع الى الجدول في نهاية الكتاب عند حل أسئلة وتمارين الفصل.

ما العدد الذري الفعال للمعقد $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ وهل تنطبق قاعدة (EAN) عليه؟ إذا علمت ان العدد الذري للكوبلت 27.

الحل:

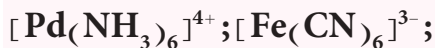
يتم الحساب على وفق الآتي :



العدد الذري الفعال هنا يساوي 36 وهو يساوي العدد الذري للغاز النبيل الكربتون، ولهذا فالمركب المعقد يكون مستقراً لأنه يخضع لقاعدة العدد الذري الفعال .

تمرين 2-5

احسب العدد الذري الفعال للمركبات التالية ثم بين هل تنطبق عليه قاعدة العدد الذري الفعال؟



ج : 35 ; لا تنطبق ; 54 ; تنطبق ;
38 ; لا تنطبق .

الغيبه !

على الرغم من وجود عدد كبير من المركبات المعقدة التي تتماشى مع قاعدة العدد الذري الفعال، إلا أن هناك عدد من المعقدات تكون مستقرة على الرغم من عدم انطباق قاعدة العدد الذري الفعال عليها.

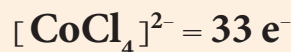
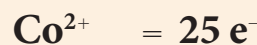
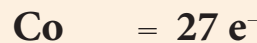
تمرين 3-5

ما هو العدد الذري الفعال للمعقد $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_4]^+$ و $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ وهل تنطبق قاعدة (EAN) عليهم؟ إذا علمت ان العدد الذري للنيكل هو 28، والعدد الذري للفضة 47.

ج : 38 ; لا تنطبق ; 54 ; تنطبق .

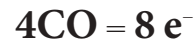
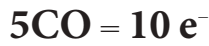
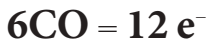
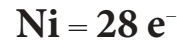
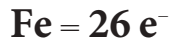
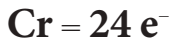
ما العدد الذري الفعال للمعقد $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ وهل تنطبق قاعدة (EAN) عليه؟ إذا علمت ان العدد الذري للكوبلت هو 27.

الحل:



العدد الذري الفعال هنا يساوي 33 وهو لا يساوي العدد الذري لأي من الغازات النبيلة لذا لا تخضع لقاعدة العدد الذري الفعال ولكن وعلى الرغم من ذلك فإن هذا المعقد مركب مستقر .

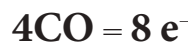
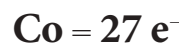
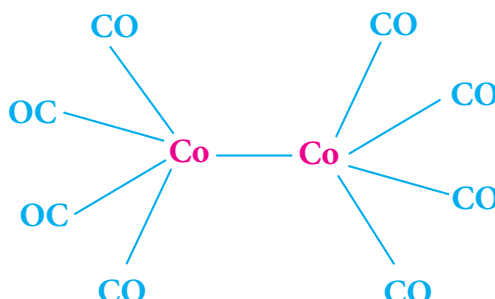
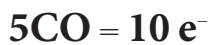
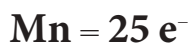
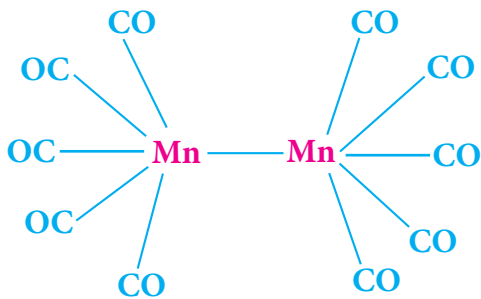
ونتيجة الاستثناءات الكثيرة لهذه القاعدة نستنتج بان أهمية هذه القاعدة تعد قليلة، إلا أنها مفيدة في مجال محدد من الكيمياء التناسقية وخاصة لمعقدات الكاربونيل الفلزية $[M(CO)_x]$ ، ومن الأمثلة على ذلك :



يتضح من قيمة العدد الذري الفعال لهذه المعقدات بأنها تتبع القاعدة. ومن ناحية اخرى، لا تتبع الفلزات ذات الأعداد الذرية الفردية قاعدة العدد الذري الفعال بإضافة هذا النوع من الليكندات لان الناتج النهائي سيكون عدداً فردياً من الالكترونات وبالتالي لا يساوي أيّاً من الأعداد 36 أو 54 أو 86 مهما كان عدد الكاربونيلات المضافة . لذلك وجد أن مثل هذه المركبات تتواجد بشكل مزدوجات جزيئية (Dimer) او متعددات جزيئية (Polymers) مثل المعقدان $[Mn_2(CO)_{10}]$ و $[Co_2(CO)_8]$. وفي هذه الحالة يكون احتساب العدد الذري الفعال لكل من المعقدين أعلاه كما يأتي :

تمرين 4-5

احسب العدد الذري الفعال للمعقد $[Re_2(CO)_{10}]$ ثم بين هل تنطبق قاعدة (EAN) عليه؟ اذا علمت ان العدد الذري لـ Re هو 75 .
ج : 86 ; تنطبق .



تسمية المركبات التناسقية

6-5

يتم اتباع القواعد التي أوصت باستخدامها الهيئة المختصة في تسمية المركبات اللاعضوية في الاتحاد الدولي للكيمياء الصرفة والتطبيقية (IUPAC) لتسمية المركبات التناسقية وكما يأتي :

1- عند تسمية مركب أيوني، يسمى الايون السالب أولاً ثم يتبع بالايون الموجب، كما هو الحال في تسمية الأملاح البسيطة (مع ملاحظة عند التسمية باللغة الانكليزية يسمى الايون الموجب أولاً ثم يتبع بالايون السالب). فمثلا يسمى الملح

البسيط NaCl بـكلوريد الصوديوم (Sodium chloride)
بينما يسمى المعقد التناسقي $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$
بـكلوريد سداسي امين الكروم (III)
(Hexaammine chromium (III) chloride).

2- في المركبات التناسقية، تسمى الليكنندات أولاً ثم الفلز وفي حالة وجود أكثر من ليكند فإنها تذكر في التسمية حسب الترتيب الأبجدي للحروف باللغة الانكليزية، لكن التسمية تكون باللغة العربية، مثل:



كلوريد رباعي أكوا ثنائي كلوروكروم (III)

Tetraaqua dichloro chromium(III) chloride

3- تنتهي الليكنندات السالبة بالحرف (و) (وباللغة الانكليزية بالحرف (o)) بينما تسمى الليكنندات المتعادلة باسم الجزيئة دون تغيير عدا الماء فيسمى أكوا (aqua) والامونيا بالأمين و (ammine) حيث يتكرر الحرف m عند كتابتها باللغة الانكليزية مرتين عند التعبير عن الامونيا لتفريقها عن الأمينات الأخرى حيث تكتب باستخدام حرف m واحد. أما الليكنندات الموجبة (والتي هي نادرة) فتنتهي ب (يوم) (ium). يوضح الجدول (5 - 2) أمثلة على أسماء بعض الليكنندات السالبة و الموجبة بنوعيهما احادية المخلب وثنائية المخلب:

التنبيه!

عند كتابة الاسم العلمي باللغة الانكليزية لا توضع فراغات عند كتابة الاسم العلمي للايون السالب او الايون الموجب ولكن يوضع فراغ واحد بين اسم الايون الموجب واسم الايون السالب. ولكننا لم نتبع هذا السياق العلمي وذلك لتسهيل كتابة الاسم العلمي باللغة العربية.

اسماء ورموز عدد من الليكنندات		الجدول 2-5
رمز الليكند	اسم الليكند باللغة العربية	اسم الليكند باللغة الانكليزية
Cl^-	كلورو	Chloro
CN^-	سيانو	Cyano
CH_3COO^-	خلاتو	Acetato
SCN^-	ثايوسياناتو	Thiocyanato
$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$	اثيلين ثنائي امين	Ethylenediamine
NH_2NH_3^+	هايدرازينيوم	Hydrazinium

4- تستعمل البادئات ثنائي (di) وثلاثي (tri) ورباعي (tetra)..... الخ قبل أسماء الليكندات البسيطة مثل برومو ونايترو وغيرها عندما يوجد أكثر من ليكند من نفس النوع في المعقد، في حين تستخدم البادئات بس (bis) وترس (tris) قبل أسماء الليكندات المعقدة مثل اثلين ثنائي أمين والذي يرمز له (en) واثيلين ثنائي أمين رباعي حامض الخليك والذي يرمز له (EDTA)، مثل :



كبريتات ثنائي كلورو بس (اثيلين ثنائي امين) الكوبلت (III)

Dichloro bis (ethylenedi amine) cobalt (III) sulphate

5- يعبر عن حالة التأكسد للذرة المركزية بالأرقام الرومانية وتختصر بين قوسين مباشرة بعد اسم الفلز. عندما تكون حالة التأكسد مساوية صفراً فيستعمل الرقم (0). مثل :



رباعي كاربونيل نيكل (0)

Tetracarbonyl nickel(0)

6- عندما يكون المعقد ايونا سالبا ينتهي اسم الفلز المركزي ب (ate) وفي أكثر الأحيان تستعمل الأسماء اللاتينية للفلز (مثلاً الحديد فيرم والصوديوم نتروم والرصاص بلمبم .. الخ). أما في المعقدات الأيونية الموجبة أو المتعادلة فيبقى اسم الفلز المركزي دون أي تغيير. مثل :



سداسي سيانو فيرات (II) الكالسيوم

Calcium hexacyano ferrate(II)



كبريتات سداسي اكوا حديد (II)

Hexa aqua iron (II) sulphate

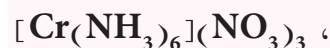
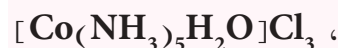


بس (ثنائي مثيل كلايكسيماتو) نيكل (II)

Bis(dimethyl glyoximato) nickel(II)

تمرين 5-5

سم المعقدات التناسقية الآتية :



7-5 نظريات التآصر في المركبات التناسقية

لقد كانت نظرية السلسلة ونظرية التناسق لفرنر لتفسير بنية المعقدات التناسقية مقدمة بسيطة لفهم التآصر في المركبات التناسقية، تلى ذلك توسعا واهتماما كبيرين نتج عنهما ثلاث نظريات تستعمل في الوقت الحاضر لوصف طبيعة التآصر في المعقدات التناسقية هي :

1- نظرية أصرة التكافؤ (VBT) Valence Bond Theory

2- نظرية المجال البلوري (CFT) Crystal Field Theory

3- نظرية الاوربيتال الجزيئي

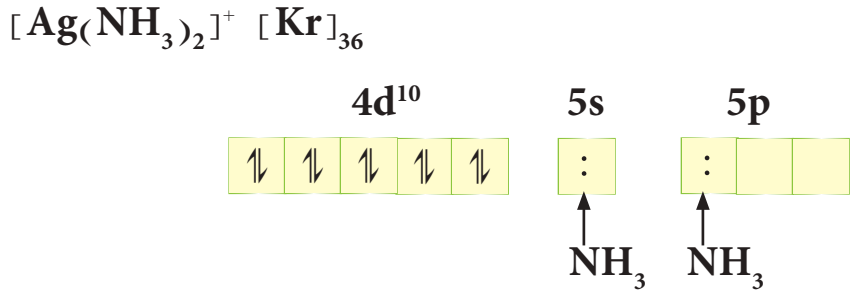
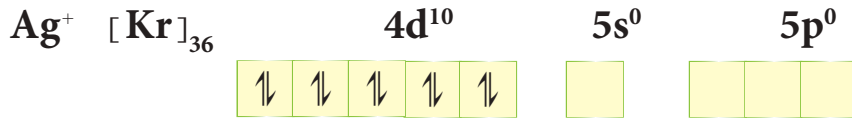
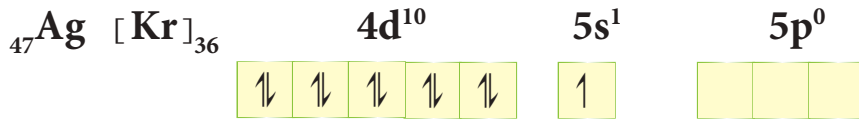
(MOT) Molecular Orbital Theory

وسنقوم في هذه المرحلة الدراسية بشرح مبسط لنظرية أصرة التكافؤ فقط، تاركين دراسة كل من نظرية المجال البلوري ونظرية الاوربيتال الجزيئي للمراحل الجامعية.

5 - 7 - 1 نظرية أصرة التكافؤ

لقد تم تطبيق مفهوم أصرة التكافؤ على المركبات التناسقية وبنجاح كبير التي يطلق عليها عادة اسم نظرية أصرة التكافؤ للمركبات التناسقية، وهي ذات علاقة وثيقة بالتهجين والشكل الهندسي للذرة المركزية. ويعد تكوين المعقد حسب هذه النظرية تفاعلا بين قاعدة لويس (الليكند) وحامض لويس (الفلز) مع تكوين أصرة تناسقية بين الليكند والفلز. تمثل في هذه النظرية اوربيتالات الفلز بمربعات (أو في بعض الاحيان دوائر) لبيان توزيع الكترونات الغلاف الخارجي للفلز والالكترونات الآتية من الليكندات. وسنقوم بتطبيق هذه النظرية على المركبات التناسقية ذات الاعداد التناسقية 2 و 3 و 4 فقط تاركين تطبيق النظرية على الاعداد التناسقية الاعلى الى المراحل الدراسية القادمة.

فمثلا في حالة الأيون المعقد ثنائي امين الفضة (I) $[Ag(NH_3)_2]^+$ يكون الترتيب الالكتروني للغلاف الخارجي للفضة والترتيب الالكتروني في المعقد كالاتي :

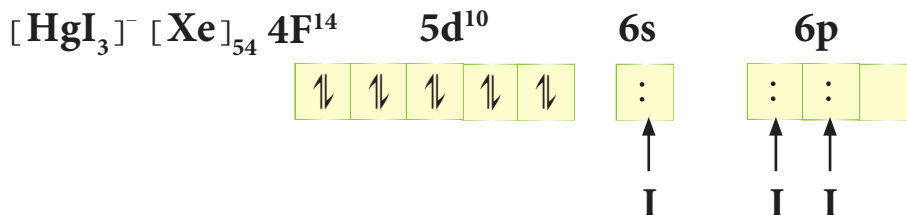
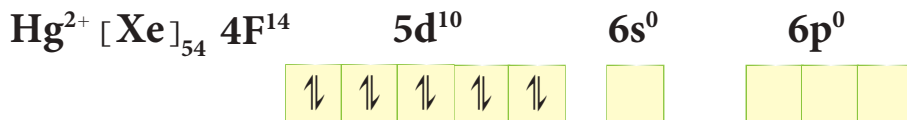


تمرين 5-6

اعتمادا على VBT بين توزيع
الكترونات الفلز والكترونات الاتية
من الليكندات للمعقد $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$

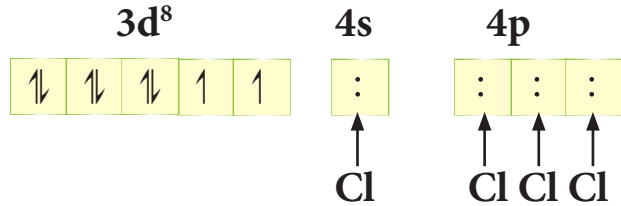
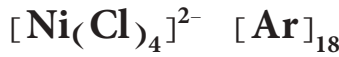
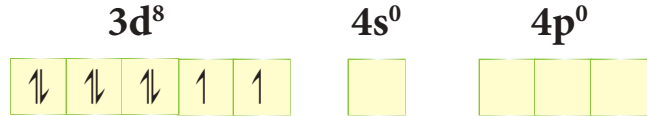
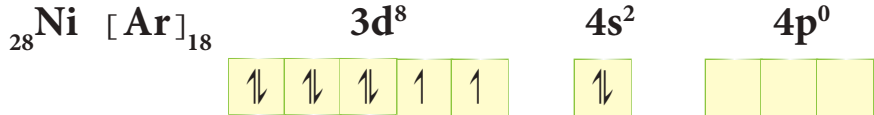
- اربعة الكترونات اتية من ليكندين
- نوع التهجين sp من اشترك اوربيتال واحد من s واوربيتال واحد من p في التآصر.
- شكل الايون المعقد خطي (Linear).
- صفة الايون المعقد ديامغناطيسي نتيجة عدم وجود الكترونات منفردة فيه.

أما الايون المعقد ثلاثي يودو زئبقات (II) $[\text{HgI}_3]^-$ فيكون الترتيب
الالكتروني للغلاف الخارجي لفلز الزئبق والترتيب الالكتروني في المعقد
كما يأتي:



- ستة الكترولونات آتية من ثلاث ليكنندات .
- نوع التهجين sp^2 من اشتراك أوربيتال واحد من s وأوربيتالين من p في التآصر .
- شكل الايون المعقد مثلث مستو (Trigonal planar) .
- صفة الايون المعقد دايامغناطيسي نتيجة عدم وجود الكترولونات منفردة فيه .

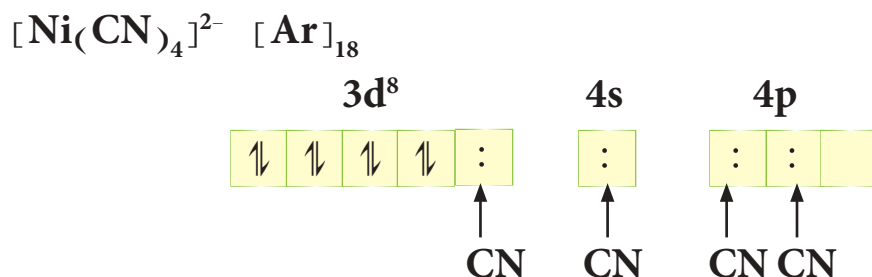
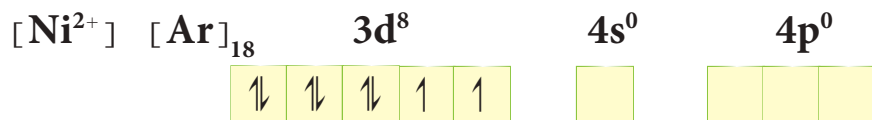
أما الايون المعقد رباعي كلورو نيكلات (II) $[\text{Ni}(\text{Cl})_4]^{2-}$ فيكون الترتيب الالكتروني للغلاف الخارجي للنيكل والترتيب الالكتروني في المعقد كما يأتي :



- ثمانية الكترولونات آتية من أربع ليكنندات .
- التهجين sp^3 من اشتراك أوربيتال واحد من s وثلاثة أوربيتالات من p في التآصر .
- شكل الايون المعقد رباعي الاوجه منتظم (Tetrahedral) .
- صفة الايون المعقد بارامغناطيسي نتيجة لوجود الكترولونين غير مزدوجين .

أما في حالة الايون المعقد رباعي سيانو نيكلات (II) $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ فيكون الترتيب الالكتروني للغلاف الخارجي للنيكل والترتيب الالكتروني في المعقد كما يأتي :



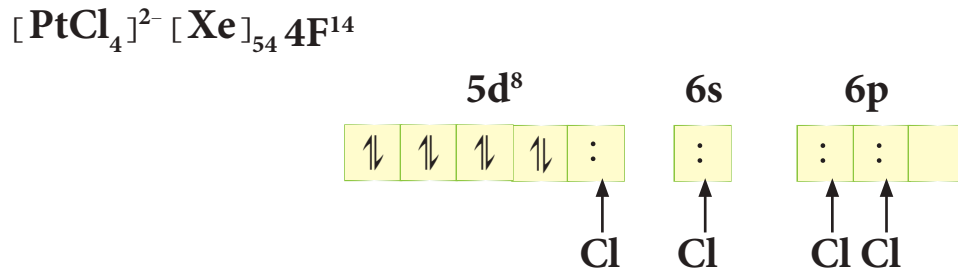
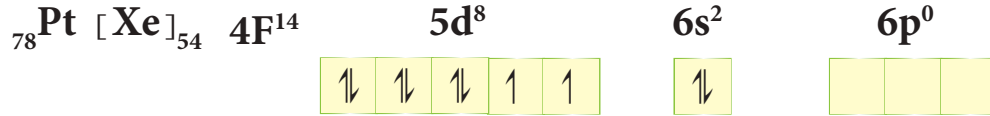


- ثمانية الكترونات آتية من اربعة ليكندات .
- نوع التهجين dsp^2 من اشتراك اوربيتال واحد من **d** واوربيتال واحد من **s** واوربيتالين من **p** في التآصر .
- شكل الايون المعقد مربع مستوي (Square planer) .
- صفة الايون المعقد دايامغناطيسي نتيجة عدم وجود الكترونات منفردة فيه .

نلاحظ من المثالين السابقين أن الكترونات **d** المنفردة بقيت على ما هي عليه في حالة المعقد $[\text{Ni}(\text{Cl})_4]^{2-}$ بينما أصبحت مزدوجة في حالة المعقد $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ ، أي أن لنوع الليكند تأثيراً مهماً في هذه الحالة حيث أن الايون CN^- يُعدُّ ليكنداً قوياً؛ لأنه يجعل الالكترونات المنفردة في المعقد المتكون تزوج، بينما يعتبر الايون Cl^- ليكند ضعيف لأنه غير قادر على جعل الالكترونات المنفردة تزوج. وعليه تصنف الليكندات المعروفة حسب سلسلة الطيف الكيميائي الى ليكندات قوية وليكندات ضعيفة. يوضح الجدول (3 - 5) بعض أنواع الليكندات القوية والضعيفة:

بعض انواع الليكندات الضعيفة والقوية		الجدول 3-5	
ليكندات قوية		ليكندات ضعيفة	
الاسم	الرمز	الاسم	الرمز
سيانيد	CN^-	يوديد	I^-
امونيا	NH_3	بروميد	Br^-
اثلين ثنائي امين	$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$	كلوريد	Cl^-
نتريت	NO_2^-	فلوريد	F^-
كاربونيل	CO	هيدروكسيد	OH^-
بيريدين	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	ماء	H_2O

أما في حالة عناصر السلسلتين الانتقالييتين الثانية والثالثة فان معقداتها رباعية التناسق تكون ذات أشكال هندسية من نوع مربع مستو (تهجين dsp^2) بغض النظر عن كون الليكند قوياً أو ضعيفاً. وفي هذه الحالة يكون السبب هو حجم الايون الكبير مقارنة بحجم الايون في السلسلة الانتقالية الأولى (الحجم الكبير لكل من الاوربتالات $4d$ و $5d$ وسهولة ازدواج الالكترونات فيها مقارنة بالحجم الصغير للاوربتال $3d$ في السلسلة الانتقالية الاولى)، وعليه في حالة المعقد $[PtCl_4]^{2-}$ يكون الترتيب الالكتروني للغلاف الخارجي لفلز البلاتين والترتيب الالكتروني في المعقد كالاتي:



- ثمانية إلكترونات آتية من اربعة ليكنندات Cl^-
- نوع التهجين dsp^2 من اشتراك اوربيتال واحد من d واوربيتال واحد من s واوربيتالين من p في التآصر.
- شكل الايون المعقد مربع مستوي
- صفة الايون المعقد دايمغناطيسي نتيجة عدم وجود إلكترونات منفردة فيه.

تمرين 5-7

لماذا المعقد $[NiCl_4]^{2-}$ بارامغناطيسي بينما المعقد $[PtCl_4]^{2-}$ دايمغناطيسي؟
وضح ذلك وفق نظرية آصرة التكافؤ.

ويمكن معرفة التهجين وبالتالي الشكل الهندسي للمركبات المعقدة وخاصة التي تكون ذرتها المركزية ذات عدد ذري مفرد من خلال حساب عدد الالكترونات المنفردة في مركباتها المعقدة. ويعرف الزخم المغناطيسي (μ) الناتج من برم الالكترونات وفق المعادلة الآتية:

$$\mu (B.M) = [e(e+2)]^{1/2}$$

حيث أن e = عدد الالكترونات المنفردة و أن $B.M$ هي وحدة لقياس الزخم المغناطيسي تسمى بور مغنيتون (Bohr Magneton). ولتوضيح ذلك ناخذ المثال 5-5.

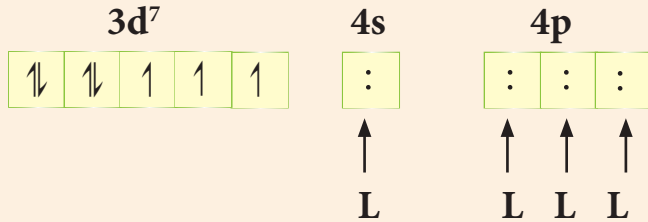
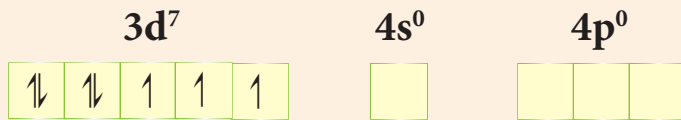
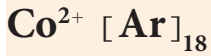
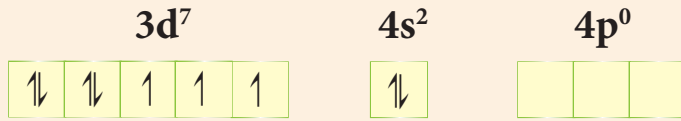
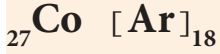
لنفرض أن للكوبلت (II) المعقد $[\text{Co}(\text{L})_4]^{2+}$ حيث أن L يمثل ليكند أحادي المخلب . اكتب تهجين هذا المعقد ثم جد الزخم المغناطيسي :

الحل:

يتم معرفة التهجين على وفق الاتي :

1- الحالة الاولى

يكون الترتيب الالكتروني للغلاف الخارجي لفلز الكوبلت والترتيب الالكتروني في المعقد كالآتي :



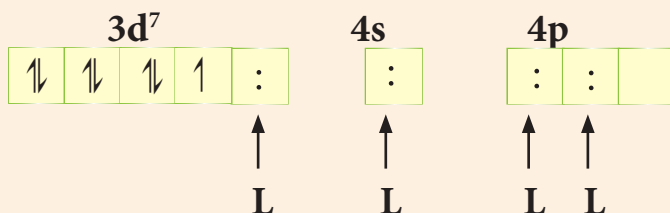
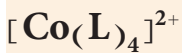
نلاحظ على وفق هذا الترتيب ان عدد الالكترونات المنفردة يساوي 3 ، وعليه تكون قيمة الزخم المغناطيسي كالآتي :

$$\mu = [e(e+2)]^{1/2}$$

$$\mu = [3(3+2)]^{1/2} = 3.87 \text{ B.M}$$

2- الحالة الثانية ; dsp^2 مربع مسطوي

يكون الترتيب الالكتروني في المعقد كالآتي :

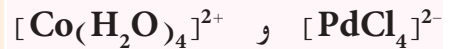


هل تعلم

انه يمكن قياس قيمة الزخم المغناطيسي للمعقدات عملياً باستخدام جهاز خاص بذلك يسمى مقياس الزخم المغناطيسي .

تمرين 8-5

اعتماداً على نظرية آصرة التكافؤ (VBT) ، ما نوع التهجين والشكل الهندسي والصفة المغناطيسية للمعقدين



ثم احسب μ لكل منها .

ج : dsp^2 مربع مسطوي

دايامغناطيسية .

sp^3 رباعي الاوجه منتظم ;

بارامغناطيسية .

نلاحظ على وفق هذا الترتيب ان عدد الالكترونات المفردة يساوي 1 ، وعليه يكون قيمة الزخم المغناطيسي كالآتي :

$$\mu = 1(1 + 2)^{1/2} = 1.73 \text{ B.M}$$

أذن من خلال معرفة الزخم المغناطيسي يمكن معرفة نوع التهجين، ففي حالة هذا المعقد يكون التهجين في الحالة الاولى اي عندما يكون قيمة الزخم المغناطيسي تساوي 3.87 B.M من نوع sp^3 ، بينما يكون نوع التهجين عندما تكون قيمة الزخم المغناطيسي 1.73 B.M من نوع dsp^2 .

هل تعلم

ان المركب ثنائي امين ثنائي كلورو بلاتين(II) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ هو دواء فعال ضد بعض انواع السرطان حيث يقوم هذا المركب بالارتباط مع الحامض النووي DNA حيث يتم إبدال ايوني الكلوريد بذرتي نتروجين مانحة على جزئي DNA. وهذا يؤدي الى خطأ (طفرة) في تكرار ترتيب الحوامض الامينية في DNA حيث تدمر الخلايا السرطانية.

8-5 الأعداد التناسقية والأشكال الهندسية المتوقعة (للاطلاع)

عرفنا سابقا إن العدد التناسقي يمثل عدد الليكندات مضروبة في عدد المخالب المرتبطة مباشرة بالفلز المركزي وان لهذا العدد علاقة بالشكل الهندسي المتوقع للمعقد التناسقي. تتراوح قيم الأعداد التناسقية من 2 الى 9 واكثرها شيوعاً هي 4 و 6. وسنتطرق الآن الى أعداد التناسق من 2 الى 4 في المركبات التناسقية مع ذكر الأشكال الهندسية الأكثر شيوعاً لكل عدد.

1- العدد التناسقي 2

يعد العدد التناسقي 2 نادراً، والمعقد $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ من أحسن الأمثلة التي تعبر عن هذا العدد التناسقي. وكما هو متوقع فان هذا الايون المعقد يمتلك التركيب الخطي $[\text{H}_3\text{N}-\text{Ag}-\text{NH}_3]^+$. ويكون هذا العدد التناسقي شائعاً في معقدات النحاس (I) والفضة (I) والذهب (I) وكما يتضح في الأمثلة الآتية:



2- العدد التناسقي 3

المعقدات التي تمتلك العدد التناسقي ثلاثة نادرة أيضاً ، والأمثلة في هذا المجال قليلة ويعد الايون المعقد السالب $[\text{HgI}_3]^-$ من أحسن الأمثلة على ذلك . والشكل الهندسي المتوقع لهذا النوع من المعقدات هو شكل المثلث المستوي (Trigonal Planer) .

3- العدد التناسقي 4

يُعدُّ العدد التناسقي 4 من اكثر الاعداد التناسقية شيوعاً ويكون للمعقدات التناسقية من هذا النوع أهمية كبيرة في الكيمياء التناسقية، حيث تترتب الاعداد حول ذرة الفلز المركزية بشكل ينتج عنه معقد تناسقي بشكل رباعي الواجه منتظم (Tetrahedral) او مربع مستوي (Square planer). ومن الأمثلة على المعقدات التناسقية ذات الشكل رباعي الواجه منتظم هي $[\text{CoBr}_4]^{2-}$ و $[\text{FeCl}_4]^-$.

أما المعقدات ذات الشكل

الهندسي مربع مستوي فتتكون بصورة خاصة مع الايونات Ni^{2+} و Cu^{2+} و Pd^{2+} و Pt^{2+} و Au^{3+} .

ومن الأمثلة على المعقدات التناسقية

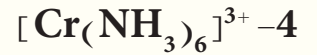
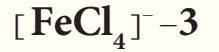
ذات الشكل مربع مستوي هي $[\text{Ni}(\text{CO})_4]^{2+}$ و $[\text{PtCl}_4]^{2-}$ و $[\text{Pd}(\text{CN})_4]^{2-}$.

1-5 ما الذي يميز العناصر الانتقالية عن العناصر المثلثة؟

2-5 ماهو الفرق بين الأملاح مزدوجة والمركبات المعقدة؟

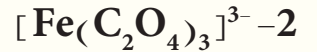
3-5 عند مزج محلول $FeSO_4$ مع محلول $(NH_4)_2SO_4$ بنسبة مولية 1:1 فان الخلول الناتج يعطي كشافاً لايون Fe^{2+} ، بينما عند مزج محلول $CuSO_4$ مع محلول الامونيا بنسبة مولية 1:4 فان الخلول الناتج لا يعطي كشافاً لايون Cu^{2+} . وضح ذلك؟

4-5 عرف العدد الذري الفعال، ثم احسب قيمته لكل من المعقدات الآتية:



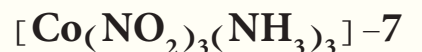
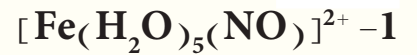
ج: (1) 86 ; (2) 90 ; (3) 31 ; (4) 33 ; (5) 50

5-5 ما العدد التاكسدي (التكافؤ الاولي) للحديد في المركبات الآتية:



ج: (1) 0 ; (2) -2 ; (3) +3 ; (4) +2

6-5 سم المركبات المعقدة الآتية:



7-5 اكتب الصيغ التركيبية للمركبات التناسقية الآتية :

- أ- نترات ترس (أثيلين ثنائي أمين) كوبلت (III) .
- ب- رباعي سيانونيكالات (0) بوتاسيوم .
- ج - ايون اكوا بس او كزالاتوكرومات (III) .
- د - رباعي كلورونيكالات (II) بوتاسيوم .
- هـ - رباعي كلورومانغنات (II) بوتاسيوم .
- و - كلوريد سداسي اكوا تيتانيوم (III) .
- ز - رباعي كاربونييل نيكال (0) .
- ح - ايون (أثيلين ثنائي أمين) رباعي يودو كرومات (III) .
- ط - ايون اكوا سيانو بس اثلين ثنائي الامين الكوبلت (III) .
- ي - ايون رباعي امين نحاس (II) .

8-5 اذا كانت لديك المركبات التناسقية الثلاثة الآتية :

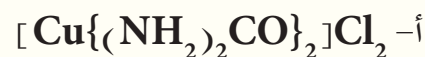
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ و $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ و $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ فما هو الآتي :

- أ- العدد التأكسدي (التكافؤ الاولي) للكروم في كل مركب ؟
- ب- العدد التناسقي للكروم في كل مركب ؟

9-5 اختر الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي :

1- إن العدد التأكسدي (التكافؤ الاولي) للكروم في الايون المعقد $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$ هو :
أ- 3 ب- 1 ج- 6 د- 5

2- إن الصيغة التركيبية للمركب (ثنائي كلورو بس (يوربا) نحاس (II) هي :



د - جميع الاجابات السابقة خطأ .

3- إن اسم المركب $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Br}(\text{NO}_2)\text{Cl}]\text{Cl}$ على وفق نظام الـ IUPAC هو :

أ- كلوريد ثلاثي أمين كلورو برومو نايترو بلاتين (IV) .

ب- كلوريد ثلاثي أمين كلورو برومو نايترو كلورو بلاتين (IV) .

ج- كلوريد ثلاثي أمين برومو كلورو نايترو بلاتين (IV) .

د- كلوريد ثلاثي أمين نايترو كلورو برومو بلاتين (IV) .

10-5 اعتمادا على نظرية آصرة التكافؤ (VBT) أجب عن الأسئلة التالية لكل من المركبات التناسقية الآتية :
[PtCl₄]²⁻ ; [pd(CN)₄]²⁻ ; [Ni(dmg)₂] ; [CoCl₄]²⁻ ; [Zn(CN)₄]²⁻ ; [Co(CN)₄]²⁻
[ZnCl₂(NH₃)₂]

أ- ما نوع التهجين للذرة المركزية ؟

ب- ما الشكل الهندسي للمعقد ؟

ج- ما الصفة المغناطيسية للمعقد ؟ ولماذا ؟

11-5 اعتمادا على نظرية آصرة التكافؤ (VBT) ماهو عدد الالكترونات المنفردة للمركبات التناسقية التالية، وما قيمة (μ) لكل منها ؟
[Ni(H₂O)₄]²⁺ ; [Ni(NH₃)₄]²⁺

12-5 لنفرض ان للنيكل II في المعقد الايوني [NiL₄]²⁻ الليكند L حيث يمثل ليكند احادي المخلب جد :

1) شحنة الليكند L .

2) التهجين للذرة المركزية في المعقد الايوني .

3) الزخم المغناطيسي (μ) .

13-5 عرف المصطلحات الآتية :

المركب التناسقي ، ليكند ، ذرة مانحة ، عدد التناسق ، ليكندات كليتية .

Chemical Analysis



بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يتوقع من الطالب أن :

- يفهم الانواع المختلفة من طرائق التحليل الكيميائي .
- يميز بين التحليل النوعي والتحليل الكمي .
- يكشف عن بعض الايونات الموجبة .
- يدرك اهمية التحليل الوزني لمعرفة كمية المواد المجهولة بطرائقها المختلفة .
- يفهم اسلوب انجاز عملية التحليل الوزني والخطوات التي تتضمنها هذه العملية .
- يستطيع حساب المعامل الوزني واجراء الحسابات اللازمة في عملية التحليل الوزني .
- يميز اهمية التحليل الحجمي في معرفة تراكيز المحاليل المجهولة وحساب كميات المواد المذابة فيها .
- يدرك اهمية حساب الكتل المكافئة للمواد المختلفة وعلاقة ذلك بنوع التفاعل الكيميائي الذي تسلكه في عملية التحليل .
- يميز بين بعض الادوات المهمة التي تستعمل في عملية التحليل الحجمي .
- يدرك كيفية ايجاد نقطة نهاية التفاعل بالاعتماد على استعمال الدلائل اللونية وعلاقة هذه النقطة بنقطة التكافؤ .

لعمليات التحليل الكيميائي تطبيقات واسعة في مجالات مختلفة صناعية وكيميائية و بيولوجية وجيولوجية ومجالات علمية أخرى. فعلى سبيل المثال، عند دراسة تلوث الهواء تكون هناك ضرورة لقياس كميات الهيدروكربونات المختلفة و اكاسيد النتروجين وغاز أحادي او كسيد الكاربون المنبعثة من عوادم السيارات. ومن ناحية أخرى تكون المعرفة الدقيقة لمحتوى دم الإنسان من كمية الكالسيوم المتأين ضرورية لتشخيص الإصابة بمرض الغدة الدرقية المفرط. وفي مجال الأغذية التي يستهلكها الانسان، يمكن الربط بين محتوى النتروجين في أي منتج غذائي مباشرة بمحتوى الغذاء من البروتين. اما في مجال الصناعة مثلاً، فإن إجراء عمليات التحليل الكمي وبشكل دوري تمكن من السيطرة على مواصفات الحديد المنتج من حيث القوة والصلابة وقابليته على مقاومة التآكل. وهناك أمثلة كثيرة أخرى لأهمية عمليات التحليل الكيميائي في كل مجال من مجالات الحياة. تهتم الكيمياء التحليلية بتشخيص العينة المراد تحليلها (التحليل الوصفي) وكذلك بتعيين محتواها من المكونات (التحليل الكمي).

2-6 التحليل الوصفي (النوعي) Qualitative Analysis

تهدف عملية التحليل الوصفي للعينة إلى معرفة هوية مكون واحد أو أكثر من مكونات المادة أو مزيج من المواد أو المحاليل ومعرفة الأسلوب الذي ترتبط به هذه المكونات (العناصر أو مجموعة العناصر) بعضها بالبعض الآخر. تتم عملية تشخيص المادة المراد تحليلها من خلال تحويلها عادة بمساعدة مادة أخرى معروفة التركيب (تدعى الكاشف) بوساطة تفاعل كيميائي إلى مركب جديد ذو خواص معروفة ومميزة ومثال ذلك، يمكن إجراء عملية تحليل وصفي لمزيج مكون من مجموعة الايونات الموجبة الأكثر شيوعاً، حيث تتضمن عملية التحليل الوصفي هذه خطوتين الأولى هي فصل الايونات بعضها عن البعض الآخر والثانية هي الكشف عن وجود كل ايون من عدمه من خلال اجراء تفاعلات كيميائية معروفة تستعمل لهذا الغرض. ولأجل انجاز عمليات التحليل الوصفي لهذه الايونات تقسم عادة إلى عدد من المجموع تمتاز كل مجموعة منها بأن لها عاملاً مرسباً معيناً تؤدي عملية إضافته للمحلول الذي يضم مزيج الايونات إلى ترسيب مجموعة الايونات الخاصة بتلك المجموعة وبالتالي فصلها (بطريقة ترشيح الراسب الذي يحتويها) عن بقية الايونات الأخرى في المزيج و ثم إجراء عمليات الكشف عنها، وتقسم الايونات الموجبة (الأكثر شيوعاً) الى خمسة مجاميع تمتاز ايونات كل مجموعة منها بان لها نفس العامل المرسب كما هو مبين في الجدول (1-6).

تنجز عملية الفصل المبينة بحسب الجدول أعلاه بالإضافة النظامية للعوامل المرسبة للمجموع (أي حسب الترتيب) ابتداء من المجموعة الأولى (I) والى

صيغة الراسب	أيونات المجموعة	العامل المرسب للمجموعة	المجموعة
$\text{AgCl}, \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{PbCl}_2$	$\text{Ag}^+, \text{Hg}_2^{2+}, \text{Pb}^{2+}$	حامض HCl المخفف	I
$\text{HgS}, \text{CuS}, \text{Bi}_2\text{S}_3,$ $\text{CdS}, \text{PbS}, \text{As}_2\text{S}_3,$ $\text{Sb}_2\text{S}_3, \text{SnS}$	$\text{Hg}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Bi}^{3+},$ $\text{Cd}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{As}^{3+},$ $\text{Sb}^{3+}, \text{Sn}^{2+}$	كبريتيد الهيدروجين بوجود HCl المخفف	II
$\text{Al}(\text{OH})_3, \text{Cr}(\text{OH})_3,$ $\text{Fe}(\text{OH})_3$	$\text{Al}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{3+}$	هيدروكسيد الامونيوم مع كلوريد الامونيوم (NH_4Cl و NH_4OH)	A III
$\text{NiS}, \text{ZnS}, \text{CoS}, \text{MnS}$	$\text{Ni}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Co}^{2+},$ Mn^{2+}	كبريتيد الهيدروجين بوجود NH_4Cl و NH_4OH	B
$\text{CaCO}_3, \text{BaCO}_3,$ SrCO_3	$\text{Ca}^{2+}, \text{Ba}^{2+}, \text{Sr}^{2+}$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ بوجود NH_4Cl و NH_4OH	IV
	$\text{Mg}^{2+}, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{NH}_4^+$	تبقى في المحلول النهائي بدون ترسيب	V

النتيجة !

يصنف ايون الرصاص ضمن المجموعتين I و II وذلك لكون ذوبانية كلوريد الرصاص كبيرة نسبياً مما يسبب في بعض الاحيان عدم ترسيبه بشكل تام عند اضافة حامض HCl المخفف.

المجموعة الرابعة (IV) وهذا يعني ان يضاف محلول حامض الهيدروكلوريك المخفف إلى مزيج الايونات أولاً وبعد فصل ايونات المجموعة الأولى (Ag^+) من محلول المزيج، على شكل راسب لكلوريدات هذه العناصر بعملية الترشيح، يمرر غاز كبريتيد الهيدروجين على الراشح (الذي يحوي ايونات المجاميع الاخرى) لترسيب وفصل ايونات المجموعة الثانية ($\text{Hg}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Bi}^{3+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{As}^{3+}, \text{Sb}^{3+}$) ثم يضاف محلول لمزيج من كلوريد الامونيوم ومحلول هيدروكسيد الامونيوم إلى الراشح الناتج لترسيب وفصل ايونات المجموعة IIIA، وتستمر عملية الفصل على هذا المنوال. بعد اتمام عملية فصل الايونات الموجبة حسب مجاميعها يتم التعامل مع الرواسب الناتجة لكل مجموعة لغرض إكمال عملية التحليل من خلال الكشف عن وجود كل ايون من عدمه في كل مجموعة. وسنكتفي هنا بفصل ايونات المجموعة (I) عن بقية المجاميع وطرائق الكشف عن كل ايون فيها وعلى الصورة المبينة في التجربة الاتية:

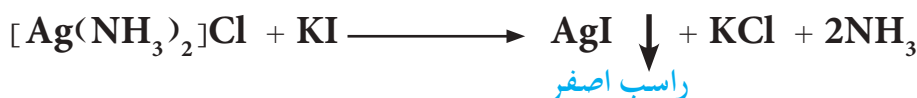
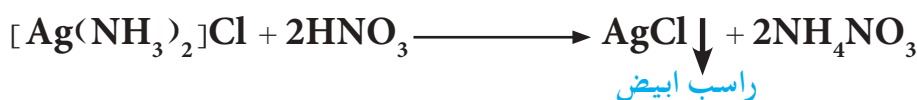
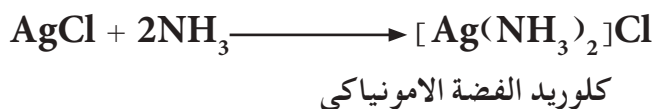
6-2-1 تجربة عملية لفصل وتحليل ايونات المجموعة الأولى

كما سبق وشرنا اعلاه انه يتم فصل ايونات المجموعة الأولى (Ag^+ و Hg_2^{2+} و Pb^{2+}) من المحلول وذلك بترسيبها على هيئة كلوريدات (AgCl و Hg_2Cl_2 و PbCl_2) ثم يتم الكشف عن كل ايون على وفق الأسس الآتية:

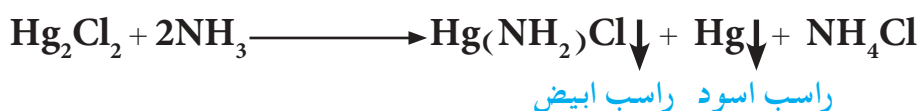
1- يذوب راسب PbCl_2 في الماء المغلي بينما لا يتأثر راسب AgCl و Hg_2Cl_2 بذلك، فعند إضافة الماء المغلي إلى مزيج الرواسب يتم إزالة PbCl_2 عنها بسبب ذوبانه وفصله بعملية الترشيح ويتم الكشف عن وجود الرصاص في الراشح بإضافة محلول كاشف كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 إليه ليكون راسبا اصفر من كرومات الرصاص PbCrO_4 في حال وجود الرصاص وحسب المعادلة الآتية:



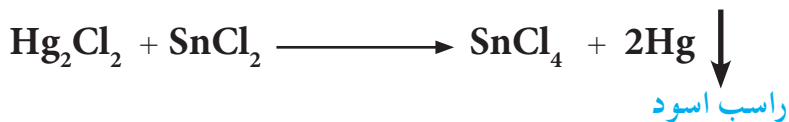
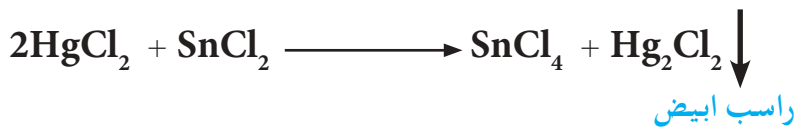
2- يضاف محلول الامونيا المخفف الى الراسب المتبقي (AgCl و Hg_2Cl_2) بعد فصل كلوريد الرصاص، حيث يذوب كلوريد الفضة AgCl في محلول الامونيا المخفف لينتج مركب معقد ذائب هو كلوريد الفضة الامونياكي $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}$ يتم فصله بالترشيح، يمكن التأكد من وجود الفضة في الراشح الناتج من خلال اضافة محلول حامض النتريك HNO_3 المخفف ليعطي راسبا ابيض أو اضافة محلول يوديد البوتاسيوم KI ليعطي راسبا اصفر وكمياتي:



بينما يتفاعل كلوريد الزئبق (I) Hg_2Cl_2 مع محلول الامونيا المضاف ليتحول إلى مزيج غير ذائب ذي لون اسود دلالة على وجود الزئبق وحسب المعادلة الآتية:



ثم يضاف الماء الملكي (مزيج مكون من $3\text{HCl} + \text{HNO}_3$) إليه لتحويله الى ملح ذائب (HgCl_2) ثم يمكن الكشف عن وجود الزئبق بإضافة محلول كلوريد القصدير (II) (SnCl_2) الذي يحول المحلول إلى راسب ابيض ثم يتحول بالتدريج إلى راسب اسود حسب المعادلتين الآتيتين:



مثال 1-6

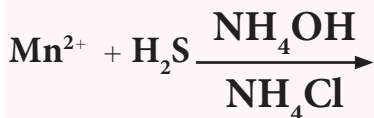
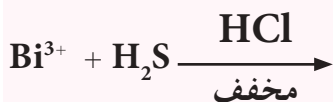
كيف يمكن الفصل بين ايونات الفضة و الكاديوم والحديد (III) ؟

الحل :

بما أن أيون الفضة Ag^+ يصنف ضمن المجموعة الاولى وأيون الكاديوم Cd^{2+} يصنف ضمن المجموعة الثانية وأيون الحديد (III) Fe^{3+} يصنف ضمن المجموعة الثالثة A ، لذلك يمكن الفصل بين هذه الأيونات حسب الاضافة النظامية للعوامل المرسبة لهذه المجموع وكالاتي :

تمرين 1-6

أكمل المعادلات الاتية :



1- يضاف العامل المرسب للمجموعة الاولى (حامض HCl المخفف) فيتفاعل مع ايون الفضة فقط ويرسبه على هيئة AgCl بينما لا تترسب ايونات الكاديوم والحديد (III) بل تبقى ذائبة في المحلول. وهكذا يمكن فصل راسب كلوريد الفضة عن بقية مكونات المحلول بعملية الترشيح.

2- يمرر غاز كبريتيد الهيدروجين على المحلول الحمض لمزيج أيوني الكاديوم والحديد (III) فيتسرب أيون الكاديوم على هيئة كبريتيد الكاديوم CdS ويفصل عن المحلول بالترشيح.

3- يبقى أيون الحديد (III) في المحلول لوحده بعد ترسيب أيون الفضة وأيون الكاديوم، حيث يمكن جمعه ايضاً بترسيبه على هيئة هيدروكسيد الحديد (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ وذلك باضافة محلول هيدروكسيد الامونيوم ومحلول كلوريد الامونيوم.

3-6 التحليل الكمي Quantitative Analysis

تهدف عملية التحليل الكمي إلى الحصول على معلومات تخص كمية المكون (المادة المراد تحليلها) في كمية معينة من النموذج ومثال ذلك تعيين النسبة المئوية للحديد في نموذج صخري. يتم التعبير عن ذلك بدلالة الأجزاء من المكون المراد قياسه الموجود في مائه جزء (نسبة مئوية) أو ألف جزء أو مليون جزء أو ربما بليون جزء من النموذج ويمكن التعبير عن نتيجة التحليل أيضاً بدلالة كتلة أو حجم المكون المراد قياسه المتواجد في حجم معين من النموذج أو بدلالة الكسر المولي.

يمكن إنجاز عملية التحليل الكمي وذلك بإجراء عمليتي قياس الأولى تتعلق بكمية النموذج قيد الدراسة والثانية تخص كمية المكون المراد قياسه والذي يحتويه النموذج. والأمثلة على الكميات التي يتم قياسها في أثناء عملية التحليل هي الكتلة أو الحجم أو الشدة اللونية أو الامتصاصية أو كمية الكهرباء أو أي صفة كيميائية أو فيزيائية متعلقة بكمية المادة. ولكننا سنركز على القياسات التي تتضمن كمية المادة بدلالة عدد المولات وعدد المكافآت الغرامية والكتلة والحجم. وهناك خطوات أخرى تسبق عملية التحليل الكمي وتتضمن:

طريقة النمذجة ويقصد بها الحصول على النموذج بشكل صحيح، ثم اعداد النموذج للتحليل ويشمل ذلك عمليات الطحن والمجانسة والتخلص من الرطوبة. ويلى ذلك قياس كمية النموذج بدقة لمعرفة كتلته او حجمه. بعد ذلك يتم اذابة النموذج بشكل تام في مذيب مناسب للحصول على محلول يصلح لعملية التحليل الكمي. وفي الكثير من الاحيان يكون من الضروري اللجوء الى طرائق تحليلية يكون الغرض منها فصل المكونات (الموجودة اصلاً في النموذج) التي قد تسبب تداخلاً (التداخلات) في عمليات التحليل المطلوبة. هناك عدد كبير من طرائق التحليل الكمي التي يمكن الاعتماد عليها ويمكن تقسيمها الى قسمين رئيسيين.

1-3-6 التحليل الكمي الكمي

Quantitative Chemical Analysis

يتضمن هذا النوع طرائق التحليل الكلاسيكية وهي:

- أ- طرائق التحليل الوزني: وتعتمد على قياس الكتل في إنجاز عملية التحليل.
- ب- طرائق التحليل الحجمي: وتعتمد على قياس الحجم في إنجاز عملية التحليل.

2-3-6 التحليل الآلي Instrumental Analysis

تعتمد على استعمال أجهزة متنوعة بإنجاز عملية التحليل. وسوف يتم مناقشة طرائق التحليل الكمي (طرائق التحليل الكلاسيكية) في هذا الفصل فقط دون التطرق الى فقرة طرائق التحليل الآلي.

تعتمد عملية التحليل الكمي الوزني على عزل وقياس كتلة مادة (ذات تركيب كيميائي معلوم و تكون ذات صلة كيميائية بالمكون المراد تقديره) بشكل نقى وكمي وتتم عملية العزل المقصودة من كتلة معلومة من العينة المراد تقديرها. وبشكل عام فان معظم عمليات التحاليل الوزنية تعتمد على تحويل المكون المراد تقديره في العينة الى مركب نقى ومستقر كيميائيا يمكن أن يحول إلى هيئة أو صيغة قابلة للوزن بشكل دقيق. وبعد انجاز عملية الوزن يمكن حساب كتلة المكون بسهولة من معرفة الصيغة الكيميائية للمادة.

يمكن إنجاز خطوة عزل المادة (التي تحتوي المكون المراد تقديره) في عملية التحليل الوزني بعدد من الطرائق أهمها :

1- طرائق التطاير .

2- طريقة الترسيب .

3- طرائق الترسيب الكهربائي .

4- طرائق فيزيائية أخرى .

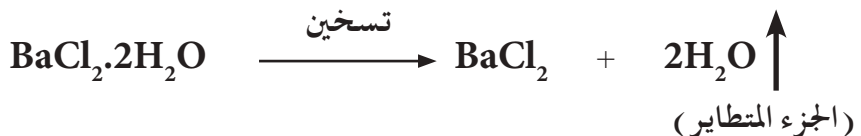
وسوف يتم تناول طرائق التطاير وطرائق الترسيب في هذا الفصل فقط لاهميتها في عمليات التحليل الوزني .

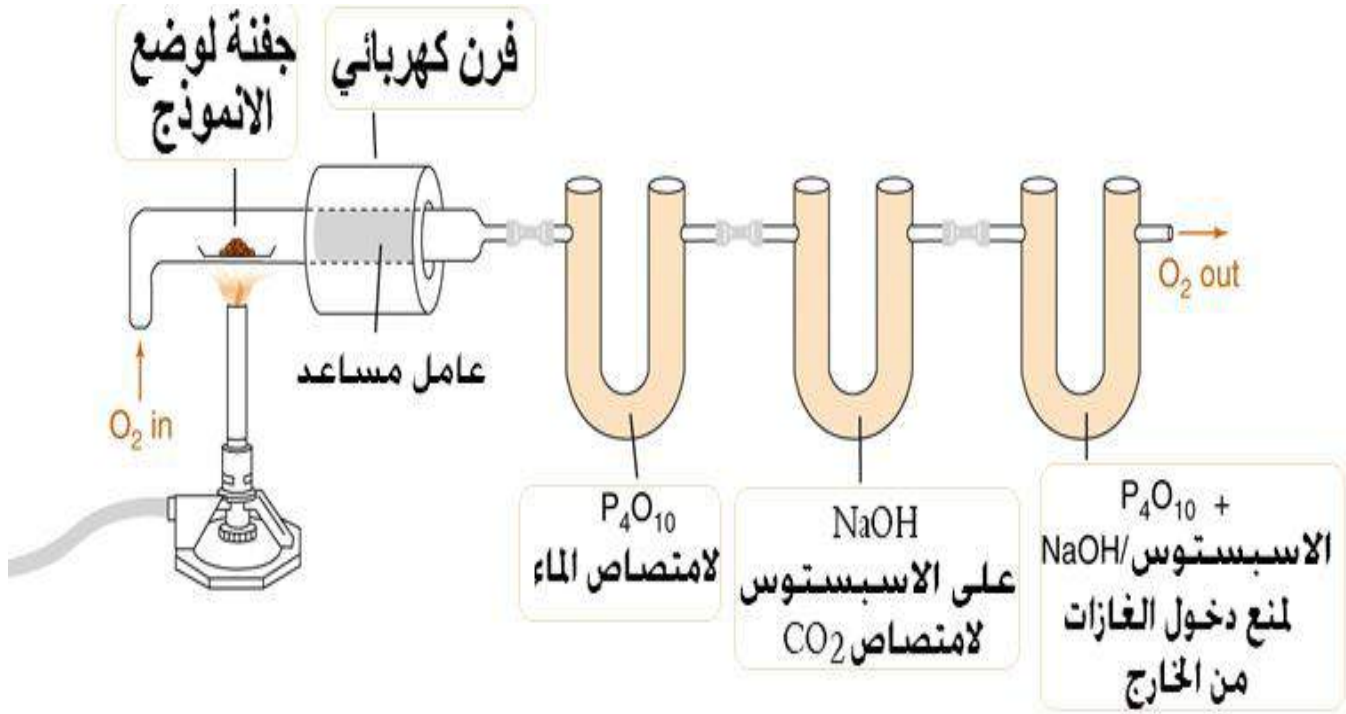
1-4-6 طرائق التطاير Volatilization Methods

تعتمد هذه الطرائق بشكل أساسي على إزاحة المكون المتطاير (الذي يتحول الى حالة غازية أو بخارية) الموجودة في العينة و يمكن عمل ذلك بعدة وسائل :

أ- بوساطة عملية الحرق البسيطة (التسخين الى درجات حرارية عالية) التي تجرى مع الهواء، الشكل (1-6) .

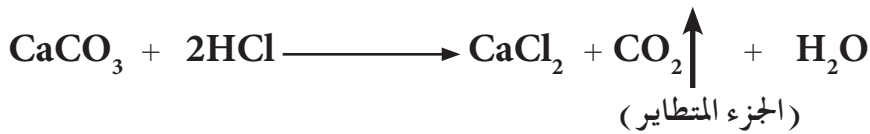
ب- معاملة العينة مع كواشف كيميائية تحول جميع أجزاء العينة إلى حالة متطايرة مع ترك المكون المراد تحليله بحالة غير متطايرة . وبعد ذلك يمكن أن تمتص المادة المتطايرة في وسط مناسب ويتم ايجاد كتلتها وتدعى هذه الطريقة «بطريقة التطاير المباشرة»، أو تحسب كتلة الجزء المتطاير من العينة من النقص الحاصل في كتلتها قبل وبعد عملية التطاير وتدعى هذه الطريقة «بطريقة التطاير غير المباشرة». فعلى سبيل المثال، يمكن تعيين النسبة المئوية لماء التبلور في ملح كلوريد الباريوم المائي ($BaCl_2 \cdot 2H_2O$) وذلك إما بطريقة التطاير المباشرة وذلك بتسخين كتلة معلومة من العينة :





حيث يتم امتصاص بخار الماء المتطاير في وسط مناسب ثم إيجاد كتلته بعد ذلك . أو بطريقة التطاير غير مباشر وذلك بإجراء عملية التسخين في جو مفتوح حيث يسمح لبخار الماء المتطاير بان يتطاير في الهواء ومن ثم يتم وزن الجزء غير المتطاير (BaCl₂) وإيجاد كتلة الماء من الفرق الحاصل في كتلة العينة قبل عملية التطاير وبعدها .

و كمثل آخر يمكن تحليل محتوى ثنائي أو أكسيد الكربون في عينة من كاربونات الكالسيوم CaCO₃ وزنيا وذلك بمفاعلة العينة مع حامض الهيدروكلوريك .



وبعد ذلك يتم امتصاص غاز CO₂ المتطاير بوسط مناسب (مثل قطعة من الاسبستوس المشبعة بمحلول هيدروكسيد الصوديوم) بعد إمرار الغاز المتحرر على مادة مجففة (ساحبة للرطوبة) لإزالة الرطوبة ثم إيجاد كتلة CO₂ من الزيادة الحاصلة في كتلة الوسط الماص .

الشكل 1-6

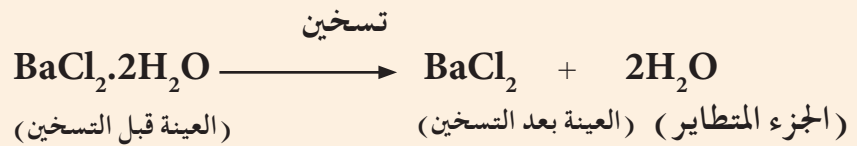
حرق العينة بوساطة الهواء باستخدام فرن كهربائي ذي درجات حرارة عالية .

تم تحليل عينة كتلتها 1.451 g من ملح كلوريد الباريوم المائي النقي ($\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) لمعرفة النسبة المئوية لماء التبلور فيها وذلك باتباع طريقة التطاير غير المباشرة. تم تسخين العينة لمدة كافية عند درجة حرارة 125°C ، وبعد التبريد في محيط جاف، وجد أن كتلة الجزء غير المتطاير كانت تساوي 1.236 g. احسب النسبة المئوية لماء التبلور في العينة.

الحل :

$$\text{النسبة المئوية لماء التبلور} = \frac{\text{كتلة ماء التبلور}}{\text{كتلة العينة}} \times 100\%$$

لحساب النسبة المئوية لماء التبلور، يجب معرفة كتلة ماء التبلور الذي فقد في أثناء عملية التطاير وحسب المعادلة التالية :



كتلة ماء التبلور = كتلة العينة قبل التسخين - كتلة العينة بعد التسخين

$$m_{\text{H}_2\text{O}} (\text{g}) = m_{\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} - m_{\text{BaCl}_2}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} (\text{g}) = 1.451 (\text{g}) - 1.236 (\text{g}) = 0.215 \text{ g}$$

النسبة المئوية لماء التبلور تساوي :

$$\begin{aligned} \% \text{H}_2\text{O} &= \frac{m_{\text{H}_2\text{O}} (\text{g})}{m_{\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} (\text{g})} \times 100\% \\ &= \frac{0.215 (\text{g})}{1.451 (\text{g})} \times 100\% = 14.81\% \end{aligned}$$

مثال 3-6

تم تحليل مركب عضوي لمعرفة النسبة المئوية للكربون فيه بطريقة التطاير المباشرة. فبعد حرق 15.24 mg من المركب بوجود الاوكسجين وامتصاص غاز CO₂ في وسط مناسب، وجد أن كتلة CO₂ تساوي 22.36 mg. احسب النسبة المئوية لعنصر الكربون في المركب.

الحل:

$$\text{النسبة المئوية للكربون} = \frac{\text{كتلة الكربون}}{\text{كتلة العينة}} \times 100\%$$

يمكن حساب كتلة الكربون من كتلة غاز CO₂ الناتج لان مصدر هذا الغاز هو احتراق عنصر الكربون الموجود في المركب كما في المعادلة الاتية :

حرق بوجود الاوكسجين



ومن المعادلة يظهر أن حرق مول واحد من C ينتج مولاً واحداً من CO₂ إذن:

$$m_C = m_{\text{CO}_2} (\text{mg}) \times \frac{M_C (\text{g/mol})}{M_{\text{CO}_2} (\text{g/mol})}$$

$$m_C = 22.36 (\text{mg}) \times \frac{12 (\text{g/mol})}{44 (\text{g/mol})} = 6.1 \text{ mg}$$

$$\% C = \frac{m_C}{m_{\text{المركب}}} \times 100\% = \frac{6.1 (\text{mg})}{15.24 (\text{mg})} \times 100\% = 40\%$$

تمرين 2-6

تم تحليل سبيكة النيكرام (سبيكة مكونة من عنصرين اساسيين هما النيكل والكروم اضافة الى كمية قليلة جداً من الكربون) وزنياً بطريقة التطاير وذلك بحرق 1.4 g منها بوجود الاوكسجين. وقد وجد ان كتلة غاز ثنائي اوكسيد الكربون المتحرر الذي تم جمعه بعد انتهاء عملية الحرق كانت تساوي 2.2 mg. احسب النسبة المئوية لعنصر الكربون في السبيكة.

ج: 0.043 %

5-6 طريقة الترسيب Precipitation Method

تتضمن طرائق التحليل الوزني المعتمدة على تفاعلات الترسيب عدداً من الخطوات التي يجب أن تنجز بشكل كمي (أي أن لا تكون هناك خسارة أو زيادة ملحوظة في كمية المكون المراد تقديره فيها) وهي على النحو الآتي:

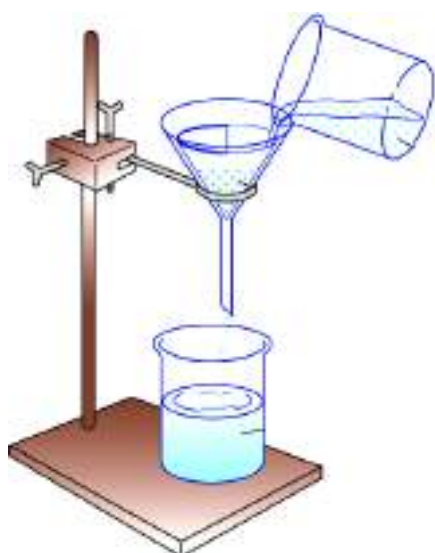
- 1- إذابة كتلة معلومة ومضبوطة من العينة بمذيب مناسب. يتم الوزن بواسطة موازين تختلف في دقتها من واحد الى آخر، فمنها ما هو دقيق تصل دقته الى اربع مراتب عشرية من الغرام ومنها ما دقته مرتبة عشرية واحدة من الغرام.
- 2- ترسيب المكون المراد تقديره من محلول العينة على هيئة مركب شحيح الذوبان (راسب) وبصيغة كيميائية معلومة تدعى صيغة الترسيب (صيغة الراسب) وذلك بمفاعله مع كاشف كيميائي مناسب يدعى العامل المرسب.
- 3- فصل وعزل الراسب المتكون من محلول الترسيب ويتم ذلك عادة عن طريق الترشيح.



بعض انواع الموازين الحساسة المستخدمة لوزن العينات المراد تحليلها



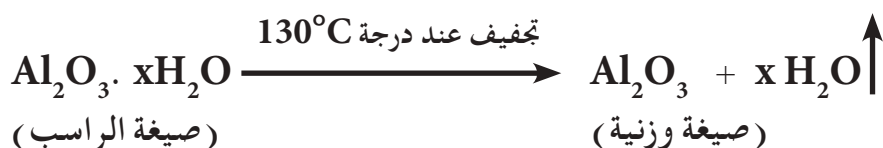
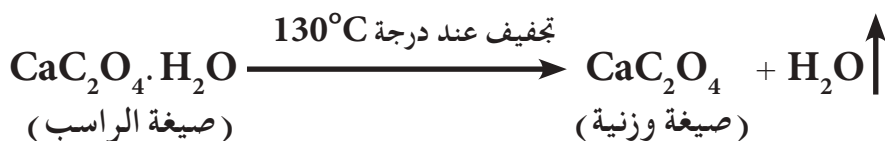
اضافة العامل المرسب الى محلول العينة وتكون الراسب



فصل الراسب بعملية الترشيح ثم غسله بمحلول مناسب

4- غسل الراسب: بعد فصل الراسب المتكون عن محلول الترسيب (عادة بعملية الترشيح) والموجود على ورقة الترشيح، يغسل الراسب باضافة محلول غسيل ملائم على الراسب، للتخلص من الملوثات العالقة على سطحه وهناك عدد من الشروط الواجب توفرها في محاليل الغسيل المستعملة وهي: (أ) أن لا تؤثر على ذوبانية الراسب بل تساعد على ذوبان الملوثات فقط، (ب) أن لا تكون مركبات متطايرة مع الراسب، (ج) أن يكون المحلول المستعمل لغسل الراسب سهل التطاير للتخلص منه لاحقاً.

5- تجفيف الراسب: تعني هذه الخطوة تحويل صيغة الترسيب (الصيغة الكيميائية للراسب المتكون) إلى صيغة وزنية ملائمة وذلك إما بعملية التجفيف (عند درجات حرارة معتدلة قد تتجاوز 100°C) أو بعملية الحرق (عند درجات حرارة عالية قد تصل 1000°C) حيث تؤدي ارتفاع درجة الحرارة إلى التخلص من الرطوبة الموجودة في الراسب. كما هو في الأمثلة الآتية:



أما عملية الحرق فتؤدي إضافة إلى التخلص من الماء الموجود في الراسب إلى تفكك الراسب (تفاعلات حرارية) كما هو مبين في المثال الآتي:



6- يتم وزن الراسب (وهو على هيئة صيغة وزنية) لايجاد كتلته بشكل دقيق.

ومن أهم العوامل التي تؤدي إلى نجاح عملية التحليل الوزني والحصول على نتائج دقيقة بهذه الطريقة هي:

1- يجب أن يكون الراسب المتكون غير ذائب بدرجة كافية (قابلية ذوبانه قليلة جداً) لأجل عدم حصول خسارة ملحوظة للمكون المراد تقديره عند جمعه بعملية الترشيح.

2- يجب أن يتمتع الراسب بصفات فيزيائية مناسبة تمكن من فصله عن محلول الترسيب بشكل كمي ومن ثم غسله للتخلص من الملوثات الذائبة، وهذا يتطلب أن تكون دقائق الراسب ذات حجم مناسب (ان يكون الراسب بلورياً ذا حجم دقائق كبيرة نسبياً) حيث تكون اقل عرضة للتلوث ولا تمر من خلال وسط الترشيح وان لا يتأثر حجم هذه الدقائق بعملية غسل الراسب .

3- يجب أن تكون هنالك إمكانية لتحويل الراسب إلى مادة نقية (غير ملوثة) وذات صيغة كيميائية معلومة وثابتة ويمكن الوصول إلى ذلك عادةً عن طريق التجفيف أو الحرق أو عن طريق معاملة الراسب بكواشف كيميائية مناسبة .

6-5-1 قابلية فصل الراسب المتكون بالترشيح ونقاوته

تعتمد عملية فصل الراسب عن محلول الترسيب والسهولة التي تجري بها هذه العملية بشكل أساسي على حجم دقائق الراسب المتكون فالراسب ذو دقائق كبيرة الحجم نسبياً يمكن أن يفصل بشكل تام وبسرعة وسهولة، بينما تكون هناك حاجة إلى استخدام أوساط ترشيح ذات مسامات صغيرة لفصل الراسب ذي دقائق صغيرة الحجم ما يؤدي إلى صعوبة وبطء في عملية الفصل . ومن ناحية أخرى، فان العلاقة بين حجم دقائق الراسب ونقاوته ليست واضحة بشكل تام ولكن يمكن القول، بشكل عام، أن دقائق الراسب ذات الحجم الكبير تكون اقل عرضة للتلوث من محيط الترسيب .

6-5-2 العوامل المؤثرة على حجم دقائق الراسب

هناك عدد من العوامل التي تؤثر على حجم دقائق الراسب المتكون في أثناء عملية الترسيب بعضها يخص نوع الراسب (صفات الراسب) وبعضها الآخر يخص الظروف التي تجري بها عملية الترسيب وبالتالي يمكن الحصول أما على راسب بشكل عالق غروي (يتراوح قطر دقائق الراسب المتكون فيها بين $10^{-6} - 10^{-4} \text{ mm}$) حيث تبقى هذه الدقائق عالقة بالحلول ولا يمكن فصلها عنه بالترشيح، أو الحصول على راسب بلوري ذو دقائق كبيرة نسبياً تنفصل عن محلول الترسيب ويمكن ترشيحها بسهولة. إن الغاية من إجراء عملية الترسيب هو الحصول على راسب متبلور وهي حالة مرغوبة للراسب، ومن أهم الشروط المؤثرة في ذلك هي :

1- طبيعة الراسب وتركيبه الكيميائي : حيث أن بعض المواد شحيحة الذوبان مثل BaSO_4 تميل إلى تكوين راسب بلوري عند مقارنتها مع مواد أخرى مثل AgCl وتحت نفس الظروف التي تجري بها عملية الترسيب .

2- ذوبانية الراسب : فالرواسب ذات الذوبانية العالية نسبياً في محيط الترسيب (كثير الذوبان نسبياً) تميل إلى تكوين رواسب بلورية والعكس صحيح .



فرن التجفيف يستعمل لتجفيف الراسب عند درجات حرارية عالية قد تصل 100°C



فرن الحرق يستعمل لحرق الراسب عند درجات حرارية عالية قد تتجاوز 1000°C

3- درجة الحرارة : إن إجراء عملية الترسيب عند درجات حرارة عالية يؤدي إلى تكوين راسب متبلور وذلك لأنه بشكل عام يؤدي ارتفاع درجة الحرارة إلى زيادة ذوبانية معظم الرواسب في أثناء عملية الترسيب ويعني ذلك ببطء الترسيب وإتاحة الوقت اللازم لبناء بلورات .

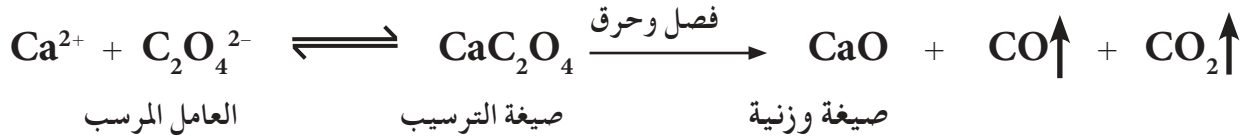
4- تركيز المواد التي تشترك في عملية الترسيب : يفضل إجراء عملية الترسيب من محاليل مخففة (للمكون المراد تقديره وللعامل المرسب) مع إضافة محلول العامل المرسب ببطء وتحريك مستمر لمحلول الترسيب . إن هذه الظروف جميعها تتيح الوقت الكافي لبناء بلورات الراسب والحصول على راسب متبلور .

3-5-6 التركيب الكيميائي للراسب والحسابات في التحليل الكمي الوزني

تكون الخطوة النهائية في عملية التحليل الوزني ، بعد خطوة التجفيف أو الحرق ، هي عملية وزن الراسب بشكل دقيق حيث لا تكون الكتلة النهائية عادة للمكون المراد تقديره بل في أغلب الأحيان مادة أخرى تحوي في تركيبها الكيميائي هذا المكون . فعلى سبيل المثال ، في عملية تحليل وزني لتقدير الباريوم (المكون المراد تقديره) في عينة ، يتم ترسيب الباريوم على هيئة كبريتات الباريوم $BaSO_4$. وبعد إتمام عملية الترسيب وفصل وغسل وتجفيف الراسب يتم وزنه على هيئة $BaSO_4$ (صيغة وزنية) :



ومثال آخر لتقدير الكالسيوم في عينة على هيئة أكسيد الكالسيوم :



ولذلك يكون من الضروري في نهاية كل عملية تحليل وزنية إجراء حسابات لمعرفة كمية المادة المراد تقديرها بعد معرفة الكتلة المضبوطة للصيغة الوزنية باستعمال ميزان حساس يستعمل لهذا الغرض . و تعتمد الحسابات هنا على قوانين النسبة والتناسب المعتمدة أساسا على المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل (أو مجموعة التفاعلات) وكما يأتي :

الكتلة المولية (ذرية او جزيئية) للمكون المراد تقديره

كتلة المكون المراد تقديره

الكتلة المولية للصيغة الوزنية = كتلة الصيغة الوزنية (كتلة الراسب)

وتدعى النسبة بين الكتلة المولية للمكون المراد تقديره إلى الكتلة المولية للصيغة الوزنية (الراسب) بالمعامل الوزني G_f (من **G** من **gravimetric** وتعني وزني و **f** من **factor** وتعني معامل) (للمكون في الصيغة الوزنية) على شرط أن تحتوي كلتا الصيغتين على نفس العدد من ذرات العنصر (أو جزيئات المكون) المراد تقديره، ويمكن التعبير عن المعامل الوزني بشكل عام بالعلاقة الآتية:

$$G_f = \frac{a}{b} \times \frac{M_{\text{المكون المراد تقديره}} \text{ (g/mol)}}{M_{\text{الصيغة الوزنية}} \text{ (g/mol)}}$$

حيث ان **a** و **b** تمثلان اصغر الاعداد التي لها قيم مناسبة لجعل الصيغتين الكيميائيتين في البسط والمقام تحويان على نفس العدد من المكون المراد تقديره. وفيما يلي بعض الأمثلة على كيفية حساب المعامل الوزني:

مثال 4-6

احسب المعامل الوزني للكـلـور (مكون يراد تقديره) ($M = 35.5 \text{ g/mole}$) في راسب كلوريد الفضة AgCl (صيغة وزنية) ($M = 143.5 \text{ g/mole}$).

الحل:

في هذا المثال يعدُّ الكلور هو المكون المراد تقديره و يعدُّ AgCl هو الصيغة الوزنية:

$$G_f = \frac{a}{b} \times \frac{M_{\text{Cl}} \text{ (g/mol)}}{M_{\text{AgCl}} \text{ (g/mol)}}$$

وبما ان كلتا الصيغتين في البسط والمقام تحويان على نفس العدد من ذرات الكلور، لذلك تكون قيم **a** و **b** متساوية وتساوي الواحد الصحيح، لذلك فان المعامل الوزني للكلور في كلوريد الفضة G_f يحسب كالآتي:

$$G_f = \frac{35.5 \text{ (g/mol)}}{143.5 \text{ (g/mol)}} = 0.25$$

ويلاحظ من النتيجة ان المعامل الوزني هي قيمة عددية ليس لها وحدات.

تمرين 3-6

احسب المعامل الوزني للحديد ($M = 56 \text{ g/mole}$) في Fe_2O_3 ($M = 160 \text{ g/mole}$).
ج: 0.7

تمرين 4-6

تمت معالجة 120 mg من مركب عضوي مع حامض النتريك، ثم اضيف الى محلول النموذج الناتج كمية من نترات الفضة لترسيب محتوى المركب من الكلور كميًا على هيئة كلوريد الفضة. احسب النسبة المئوية للكلور المركب اذا علمت ان كتلة كلوريد الفضة المترسبة بلغت 153 mg .
ج: 31.5 %

ويستفاد من قيمة المعامل الوزني بعد حسابه بشكل صحيح في ايجاد كتلة المكون المراد تقديره بدلالة كتلة الراسب الذي تم الحصول عليه عمليا وذلك بضرب قيمته في كتلة الراسب (الصيغة الوزنية) كما هو مبين في العلاقة الاتية:

$$m_{\text{المكون المراد تقديره}} (\text{g}) = G_f \times m_{\text{الصيغة الوزنية}} (\text{g}) \quad (1)$$

أو استفاد منه لحساب النسبة المئوية للمكون المراد تقديره في العينة باستعمال العلاقة الاتية:

$$\% \text{ المكون المراد تقديره} = \frac{m_{\text{المكون المراد تقديره}} (\text{g})}{m_{\text{العينة}} (\text{g})} \times 100 \% \quad (2)$$

وبتعويض المكون المراد تقديره m من المعادلة (1) في المعادلة (2) نحصل على:

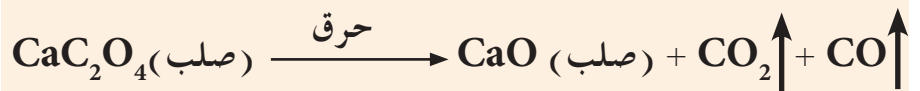
$$\% \text{ المكون المراد تقديره} = \frac{G_f \times m_{\text{الصيغة الوزنية}} (\text{g})}{m_{\text{العينة}} (\text{g})} \times 100 \%$$

مثال 5-6

تم ترسيب 3.164g من اوكزالات الكالسيوم، ثم تم احراقها بشكل تام، ما كتلة او كسيد الكالسيوم الناتجة عن عملية احراقها.

الحل:

تكتب المعادلة الكيميائية الموزونة التي تمثل عملية الحرق



ثم يحسب المعامل الوزني لاوكسيد الكالسيوم CaO ($M=56 \text{ g/mole}$) في اوكزالات الكالسيوم CaC_2O_4 ($M=128 \text{ g/mole}$). ويتم تحديد قيمة $a=1$ وقيمة $b=1$ (لان عدد ذرات الكالسيوم متساوية في الصيغتين).

$$G_f = \frac{a}{b} \times \frac{M_{\text{CaO}} (\text{g/mol})}{M_{\text{CaC}_2\text{O}_4} (\text{g/mol})} = \frac{56 (\text{g/mol})}{128 (\text{g/mol})} = 0.4375$$

وللحصول على كتلة CaO تضرب قيمة المعامل الوزني المحسوب في كتلة CaC_2O_4 وبحسب العلاقة الاتية:

$$m_{\text{CaO}} (\text{g}) = G_f \times m_{\text{CaC}_2\text{O}_4} (\text{g})$$

ونجد كتلة او كسيد الكالسيوم الناتجة كالاتي:

$$m_{\text{CaO}} (\text{g}) = 0.4375 \times 3.164 (\text{g}) = 1.384 \text{ g}$$

يعدُّ التحليل الحجمي من طرائق التحليل الكيميائي الكمي التي تعتمد بالأساس على قياس الحجم الذي يستهلك من محلول لكاشف كيميائي (ذي تركيز معلوم بدقة) عند تفاعله كميًا مع محلول المكون المراد تقديره (محلول ذو تركيز مجهول). يدعى المحلول ذو التركيز المعلوم بدقة بالمحلول القياسي وهو لذلك يعرف على أنه ذلك المحلول الذي يحوي حجمًا معيناً منه على كمية محددة ومعلومة من الكاشف (عدد غرامات مكافئة أو عدد مولات و عدد غرامات ... الخ). وبعد إكمال عملية التحليل الحجمي، يمكن حساب كمية المكون المراد تقديره من معرفة حجم المحلول القياسي المستهلك في التفاعل وحسب قوانين التكافؤ الكيميائي. يمكن الحصول على محاليل قياسية إما عن طريق التحضير المباشر للمحلول وذلك بإذابة كتلة معلومة من مادة قياسية في حجم معلوم من المذيب (عادة ما يستعمل الماء المقطر كمذيب) ويدعى المحلول الذي نحصل عليه بهذه الطريقة بالمحلول القياسي الأولي. ومن ناحية أخرى، فغالبًا ما يتم الحصول على محاليل قياسية بعملية المعايرة وهي تلك العملية التي يتم بواسطتها تعيين تركيز المحلول بشكل مضبوط عن طريق القياس الدقيق للحجم المستهلك منه والذي يتفاعل كميًا مع كمية معلومة من مادة قياسية، ويدعى المحلول القياسي عند ذاك بالمحلول القياسي الثانوي. ومن المعلوم أن ليست جميع المواد الكيميائية المستعملة لتحضير المحاليل هي مواد قياسية، فللمواد القياسية شروط معينة هي:

1. يجب أن تكون مستقرة ذات نقاوة عالية.
2. يجب أن لا تتفاعل أو تمتص مكونات الهواء الجوي (الرطوبة أو الأوكسجين أو ثنائي أوكسيد الكربون) ولا تتأثر بالضوء.
3. يفضل أن يكون لها كتلة مكافئة عالية لتقليل الخطأ الذي قد ينتج في أثناء عملية الوزن اللازمة لتحضير المحلول.
4. يجب أن تكون قابلة للذوبان في المذيب المستعمل في عملية التحليل (غالبًا ما يكون الماء المقطر).
5. يفضل أن لا تكون سامة.
6. يفضل أن تكون رخيصة الثمن ومتوفرة.

6-6-1 عملية التسحيح Titration

تنجز - غالباً - عملية التحليل الحجمي في المختبر عن طريق قياس حجم احد المحاليل (القياسي مثلاً) اللازم ليتفاعل كميًا مع حجم معين من المحلول المجهول، ومن ثم يحسب تركيز المحلول المجهول بدقة. تجرى هذه العملية بالإضافة التدريجية للمحلول القياسي من حاوية على شكل انبوية زجاجية مدرجة، مصممة لهذا الغرض، تدعى السحاحة (Burette) إلى المحلول المجهول الموجود في دورق مخروطي يسمى بدورق إيرلنماير [الشكل (6-2)]. وتدعى عملية الإضافة



الشكل 2-6

أ- الأدوات المستعملة في عملية التسحيح.
ب- تغير لون دليل الفينولفثالين من عديم اللون الى الوردي عند $pH \approx 10$.

هذه والتي تستمر حين اكتمال التفاعل بين الكاشف الكيميائي المضاف والمكون المراد تقديره بعملية التسحيح، اما النقطة التي يكتمل فيها التفاعل في عملية التسحيح فتدعى من الناحية النظرية بنقطة التكافؤ (Equivalent point). تحدد هذه النقطة عمليا من خلال حدوث تغير ما في إحدى صفات المحلول (كتغير لون المحلول أو تكون راسباً) يمكن تمييزه بسهولة بالعين المجردة، ولهذا الغرض عادة ما تضاف كواشف كيميائية تساعد في ذلك تدعى الدلائل (Indicators) وهي مواد كيميائية لا تشترك عادة في تفاعل التسحيح بل يتغير لونها أو إحدى صفاتها الفيزيائية بشكل واضح عند نقطة التكافؤ النظرية أو بالقرب منها، ولهذا السبب تدعى النقطة التي يحدث عندها هذا التغير و إيقاف عملية التسحيح (الإضافة من السحاحة) بنقطة نهاية التفاعل (End point) والتي يفترض من الناحية النظرية ان تنطبق مع نقطة التكافؤ النظرية، ولكن قد يحصل اختلاف بسيط بين النقطتين (النظرية والعملية) حيث يمثل ذلك خطأ التسحيح.

وفي الكثير من الأحيان يستعاض عن مصطلح التحليل الحجمي بمصطلح آخر هو التحليل التسحيحي لكون إن عملية التسحيح هي العملية الأكثر شيوعاً واستعمالاً، لكن يبقى مصطلح التحليل الحجمي أكثر شمولاً يتضمن إضافة الى التحليل باستعمال عمليات التسحيح، عمليات التحليل الكمي التي تتضمن تحليل الغازات أيضاً.

يشترط في التفاعلات الكيميائية بين الكواشف القياسية و المكونات المراد تقديرها في عمليات التحليل الحجمي بطريقة التسحيح ان تخضع لشروط معينة هي:

1. يجب أن يكون التفاعل بسيطاً ويمكن التعبير عنه بمعادلة كيميائية موزونة تمثل تفاعل المكون المراد تقديره كميًا مع الكاشف القياسي.

2. أن يتجه التفاعل باتجاه واحد (تفاعل غير انعكاسي).

3. يجب أن يحدث التفاعل من الناحية العملية بشكل أني (تفاعل سريع جدا)، وفي بعض الأحيان يمكن إضافة عامل مساعد لزيادة سرعة التفاعل.
4. يجب أن تتوفر وسيلة لتعيين نقطة نهاية التفاعل من الناحية العملية، وذلك عن طريق حصول تغير ملحوظ في إحدى صفات المحلول، عند نقطة التكافؤ أو بالقرب منها، يؤدي إلى تحديد نقطة انتهاء التفاعل.

وعلى هذا الاساس، يمكن تقسيم التفاعلات الكيميائية التي يمكن استعمالها بنجاح في عمليات التسحيح، لانطباق الشروط السابقة عليها، إلى أربعة أقسام هي:

1. تفاعلات الحوامض والقواعد (تفاعلات التعادل): يتضمن هذا النوع تسحيح محلول لقاعدة قوية (أو المحاليل الناتجة من التحلل المائي لأملح الحوامض الضعيفة) مقابل محلول قياسي لحمض قوي أو بالعكس أي تسحيح محلول لحمض قوي (أو المحاليل الناتجة من التحلل المائي لأملح القواعد الضعيفة) مقابل محلول قياسي لقاعدة قوية، حيث يتحد ايون الهيدروجين مع ايون الهيدروكسيد لتكوين الماء.

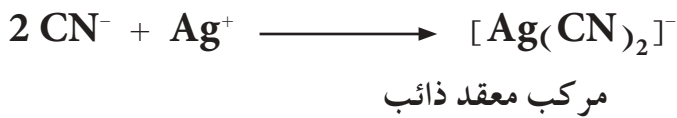
تعرفت سابقاً على معنى مصطلح التحلل المائي للاملاح المشتقة من الحوامض والقواعد الضعيفة. وكذلك على معنى عمليتي التأكسد والاختزال والاستفادة من تفاعلاتها في عملية التحليل الكيميائي.

2. تفاعلات التأكسد و الاختزال: يتضمن هذا النوع جميع التفاعلات التي يحدث فيها تغير للأعداد التاكسدية للمواد المشتركة فيها (تتضمن انتقال الكترونات)، ويكون فيها المحلول القياسي إما عاملاً مؤكسداً أو عاملاً مختزلاً.

3. تفاعلات الترسيب: يتضمن هذا النوع اتحاد الايونات (عدا H^+ و OH^-) لتكوين رواسب بسيطة كما هو في تفاعل ايون الفضة مع ايون الكلوريد.



4. تفاعلات تكوين معقد: يتضمن هذا النوع اتحاد أيونات (عدا H^+ و OH^-) لتكوين مركبات معقدة (يتضمن الاتحاد تكوين آصرة تناسقية) ذائبة في المحلول ولكنها قليلة التفكك مثل التفاعل الآتي:



6-6-2 طرق التعبير عن تراكيز المحاليل المستعملة في عمليات التسحيح

يعرف المحلول القياسي، كما عرفنا سابقاً، على انه ذلك المحلول الذي يحوي حجم محدد منه على كتلة معلومة من الكاشف المذاب فيه. وهناك طرائق كثيرة للتعبير عن تركيز المحلول، ومن اهم تلك الطرائق الشائعة الاستعمال في التحليل الحجمي هي:

التركيز المولاري (M)

المحلول ذو تركيز واحد مولاري هو ذلك المحلول الذي يحوي على مول واحد من المذاب في لتر واحد من المحلول، اي ان:

$$M \text{ (mol/L)} = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} = \frac{n \text{ (mmol)}}{V \text{ (mL)}} = \frac{\frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}}}{V \text{ (L)}}$$

حيث ان n عدد المولات و M الكتلة المولية للمذاب و V حجم المحلول والتي تم ذكرها سابقاً.

التركيز العياري (النورمالي) (N)

تعرفت عزيزي الطالب على طرائق مختلفة للتعبير عن تركيز مادة مذابة في محلول، وستتعرف هنا على طريقة جديدة للتعبير عن التركيز تدعى التركيز العياري (النورمالي) وهناك تعابير اخرى مختلفة ستتعرف عليها لاحقاً.

المحلول ذو تركيز واحد عياري هو ذلك المحلول الذي يحوي على مكافئ غرامي واحد من المذاب في لتر واحد من المحلول، اي ان:

النتيجة !

لاحظ هنا انه تم استخدام الكتلة المكافئة $EM (g/eq)$ بدلاً من الكتلة المولية $M (g/mol)$.

$$N(eq/L) = \frac{Eq (eq)}{V(L)} = \frac{Eq (m eq)}{V(mL)} = \frac{\frac{m (g)}{EM (g/eq)}}{V(L)}$$

حيث ان Eq عدد المكافآت الغرامية و EM الكتلة المكافئة.

وكما هو معلوم فالكتلة المولية M لأي مادة تساوي مجموع الكتل الذرية للذرات التي تكون تلك المادة وهي كمية ثابتة ويعبر عنها بوحدات جرام\مول ($g/mole$)، اما الكتلة المكافئة EM للمادة فتمثل كتلة المادة التي تنتج او تستهلك مولاً واحداً من المكون الفعال (الذي يشترك في التفاعل) وهي كمية غير ثابتة وقد تتغير مع تغير نوع التفاعل الكيميائي الذي تشترك فيه المادة وهذا يعني انه يمكن أن يكون لمركب واحد أكثر من كتلة مكافئة واحدة تبعا لنوع التفاعل الذي يشترك فيه ويعبر عنها بوحدات جرام\ مكافئ (g/eq).

يستعمل التركيز العياري (النورمالي) عادة لتجنب الالتباس الذي قد يحصل من احتواء مول واحد من المادة على مول واحد او اكثر من الصنف الفعال (الذي يشترك في التفاعل) فيها، لذلك يفضل استعماله في الحسابات التي تتضمنها طرائق التحليل الحجمي المعتمدة على التسحيح.

3-6-6 حساب الكتلة المكافئة (EM)

تختلف طريقة حساب الكتلة المكافئة لأي مركب تبعا لنوع التفاعل الذي يشترك فيه المركب وكما هو مبين فيما يأتي :

1. تفاعلات التعادل

تعرف الكتلة المكافئة للحامض على انها كتلة الحامض التي تحوي على مول واحد من ذرات الهيدروجين ($1.008 g$ من الهيدروجين) القابلة للإبدال (الاشترك) في التفاعل، ويمكن التعبير عن ذلك حسابيا :

$$\frac{\text{الكتلة المولية للحامض}}{\text{عدد ذرات الهيدروجين المتأينة (H+)}} = \text{الكتلة المكافئة للحامض}$$

$$EM = \frac{M_a}{\text{عدد ذرات الهيدروجين المتأينة (H+)}}$$

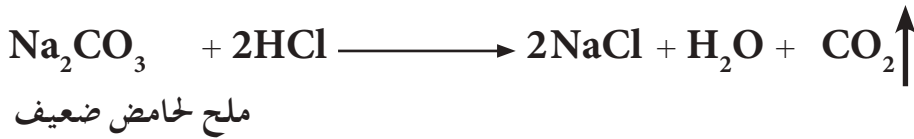
حيث a من acid وتعني حامض .

الكتلة المكافئة للقاعدة هي كتلة القاعدة التي تحوي على مول واحد من مجاميع الهيدروكسيد القابلة للإبدال (أي على $17.0081g$ من جذر الهيدروكسيد المتأين).

$$EM = \frac{M_b}{\text{عدد مجاميع الهيدروكسيد (OH⁻) المتأينة}}$$

حيث **b** من **base** وتعني قاعدة .

أما الأملاح المشتقة من حوامض ضعيفة وقواعد قوية او بالعكس ، والتي تعاني من تحلل مائي ، فيمكن حساب كتلتها المكافئة عند اشتراكها في هذا النوع من التفاعلات وذلك بكتابة المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعلها مع الحامض أو القاعدة و إيجاد عدد المولات التي تكافئها من الحامض أو القاعدة واستعماله لغرض حساب الكتلة المكافئة كما هو في المثال التالي :



$$\frac{\text{الكتلة المولية لملح Na}_2\text{CO}_3}{2} = \frac{\text{الكتلة المولية لملح Na}_2\text{CO}_3}{\text{عدد مولات الجزء الفعال من الحامض (عدد مولات H⁺)}} = \text{الكتلة المكافئة لـ Na}_2\text{CO}_3$$

$$EM_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{2}$$

2. تفاعلات الترسيب و تفاعلات تكوين المعقد

الكتلة المكافئة لمادة تشترك في تفاعل الترسيب هي تلك الكتلة من المادة التي تحوي أو تتفاعل مع مول واحد من ايون موجب أحادي الشحنة (الذي يكافئ 1.008 g من الهيدروجين) وعليه :

$$\frac{\text{الكتلة المولية للمادة}}{\text{عدد الايونات الموجبة} \times \text{تكافؤها}} = \text{الكتلة المكافئة}$$

$$EM = \frac{M}{\text{عدد الايونات الموجبة} \times \text{تكافؤها}}$$

اما الكتلة المكافئة لمادة تشترك في تفاعل تكوين معقد (الذي يكون فيه الجزء الفعال من المادة هي المزدوجات الالكترونية) فتمثل كتلة المادة التي تهب او تكتسب مزدوج الكتروني وعليه :

$$EM = \frac{M}{\text{عدد المزدوجات الالكترونية الموهوبة او المكتسبة}}$$

3. تفاعلات التأكسد والاختزال

تعرف الكتلة المكافئة للعامل المؤكسد او العامل المختزل على انها تلك الكتلة من الكاشف التي تتفاعل أو تحتوي على 1.008 g من الهيدروجين او 8.000 g من الاوكسجين، فعلى سبيل المثال يمكن حساب الكتل المكافئة لبرمنكنات البوتاسيوم وثنائي كرومات البوتاسيوم اللتين تشتركان في تفاعلات التأكسد والاختزال كما يلي :

لحساب الكتلة المكافئة لبرمنكنات البوتاسيوم KMnO_4 وثنائي كرومات البوتاسيوم $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ يكتب تفاعل افتراضي لتعيين كمية الاوكسجين الذي يتضمنه تفاعل كل جزئيء منهما وكما يأتي :



وهذا يعني أن جزيئتين من برمنكنات البوتاسيوم تنتج 5 ذرات من الاوكسجين ولذلك يمكن حساب الكتلة المكافئة لهذه المادة باستعمال العلاقة الاتية :

$$\frac{\text{الكتلة المولية} \times 2}{10} = \text{الكتلة المكافئة لـ } \text{KMnO}_4$$

وبنفس الطريقة نستنتج إن الكتلة المكافئة لـ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

$$\frac{\text{الكتلة المولية}}{6} = \text{الكتلة المكافئة لـ } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

ولتبسيط المسألة، يمكن بشكل عام حساب الكتلة المكافئة لأي مادة تشترك في تفاعلات التأكسد والاختزال على وفق العلاقتين الحسابيتين الاتيتين :

$$\frac{\text{الكتلة المولية}}{\text{عدد الالكترونات المكتسبة}} = \text{الكتلة المكافئة للعامل المؤكسد}$$

$$\frac{\text{الكتلة المولية}}{\text{عدد الالكترونات المفقودة}} = \text{الكتلة المكافئة للعامل المختزل}$$

يتضح مما سبق أن الكتلة المكافئة للمادة تساوي كتلتها المولية مقسومة على عدد (n)، يمثل عدد مولات الجزء الفعال من المادة (الذي يشترك في التفاعل)، ولهذا فعند تحديد الجزء الفعال في المادة (بالاعتماد على نوع التفاعل الذي تشترك فيه المادة) يمكن تعيين قيمة (n) حيث تكون قيمته $1 \leq$ ويمكن كتابة علاقة عامة تربط بين الكتلة المكافئة و الكتلة المولية للمادة.

التعبئة !

الحرف (n) اللاتيني يُقرأ (إيتا).

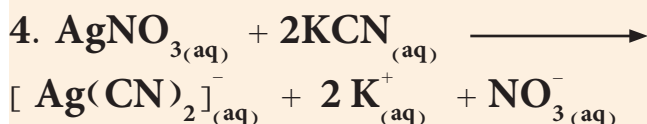
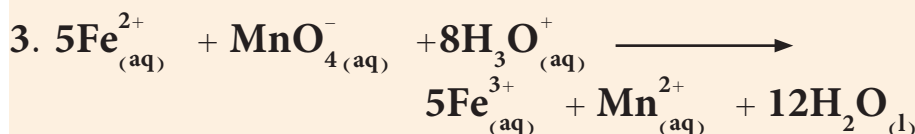
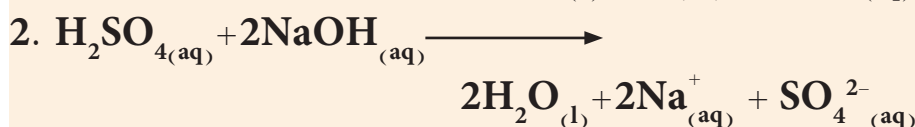
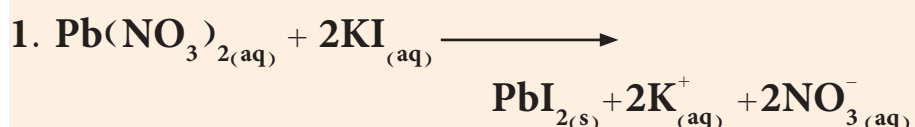
$$EM = \frac{M(\text{g/mol})}{\eta(\text{eq/mol})} = \frac{M}{\eta} (\text{g/eq})$$

$$= \frac{M}{\eta} (\text{mg/meq})$$

η = عدد ايونات الملح الموجبة المستبدلة \times مقدار شحنة الايون الفلزي

مثال 6-6

احسب الكتلة المكافئة لكل من المواد المشتركة في التفاعلات الاتية:



الحل:

1. لحساب الكتلة المكافئة للمادة يجب معرفة كتلتها المولية و قيمة η بالاعتماد على نوع التفاعل الذي تشترك فيه .

$$EM_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = \frac{M_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2}}{\eta}$$

تحسب الكتلة المولية لـ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ وذلك بجمع الكتل الذرية للذرات المكونة له .

$$M [\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = 1 \times 207 + [2 \times 1 \times 14] + [2 \times 3 \times 16]$$

$$= 331 \text{ g/mol}$$

ثم يتم تحديد قيمة η حسب التفاعل الذي تمثله المعادلة الكيميائية الموزونة



تبين المعادلة ان $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ قد اشترك بتفاعل ترسيب بسبب تكون ملح PbI_2 شحيح الذوبان لذلك فان قيمة η تحسب كالآتي:

التعبئة!

لقد تم اختيار الرمز (η) كعدد مولات الجزء الفعال من المادة للتمييز بينه وبين عدد المولات (n).

$$\eta = \text{عدد الايونات الموجبة} \times \text{تكافؤها} = 2 \times 1 = 2 \text{ eq/mol}$$

$$EM_{\text{Pb(NO}_3)_2} = \frac{M_{\text{Pb(NO}_3)_2}}{\eta} = \frac{331 \text{ (g/mol)}}{2 \text{ (eq/mol)}} = 165.5 \text{ g/eq}$$

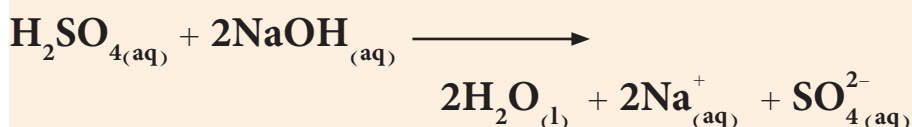
وبنفس الطريقة تحسب الكتلة المكافئة لملح KI

$$M(\text{KI}) = 1 \times 39 + 1 \times 127 = 166 \text{ g/mol}$$

$$\eta = \text{عدد الايونات الموجبة} \times \text{تكافؤها} = 1 \times 1 = 1 \text{ eq/mol}$$

$$EM_{\text{KI}} = \frac{M_{\text{KI}}}{\eta} = \frac{166 \text{ (g/mol)}}{1 \text{ (eq/mol)}} = 166 \text{ g/eq}$$

2. التفاعل الاتي هو من نوع حامض - قاعدة:



الكتلة المكافئة لحامض الكبريتيك

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ g/mol}$$

$$\eta = \text{عدد ذرات الهيدروجين المتأينة} = 2 \text{ eq/mol}$$

$$EM_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{\eta} = \frac{98 \text{ (g/mol)}}{2 \text{ (eq/mol)}} = 49 \text{ g/eq}$$

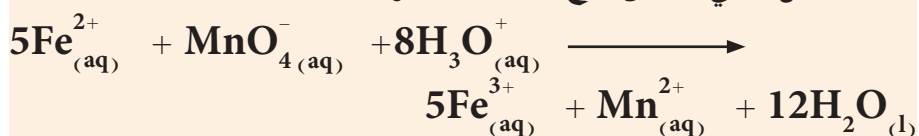
الكتلة المكافئة لهيدروكسيد الصوديوم

$$M(\text{NaOH}) = 1 \times 23 + 1 \times 16 + 1 \times 1 = 40 \text{ g/mol}$$

$$\eta = \text{عدد مجاميع الهيدروكسيد المتأينة} = 1 \text{ eq/mol}$$

$$EM_{\text{NaOH}} = \frac{M_{\text{NaOH}}}{\eta} = \frac{40 \text{ (g/mol)}}{1 \text{ (eq/mol)}} = 40 \text{ g/eq}$$

3. التفاعل الاتي هو من نوع تأكسد واختزال:



الكتلة المكافئة لايون Fe^{2+} (يسلك هذا الايون سلوك عامل مختزل في هذا التفاعل).

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$$

$\eta = \text{عدد الالكترونات المفقودة} = 1 \text{ eq/mol}$

عدد الالكترونات المفقودة تحسب من الفرق بين الاعداد التأكسدية لـ Fe^{2+} و Fe^{3+}

$$EM_{\text{Fe}} = \frac{M_{\text{Fe}}}{\eta} = \frac{56(\text{g/mol})}{1(\text{eq/mol})} = 56 \text{ g/eq}$$

الكتلة المكافئة لايون MnO_4^- (يسلك هذا الايون سلوك عامل مؤكسد في هذا التفاعل)

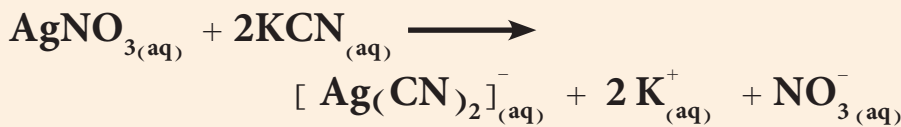
$$M(\text{MnO}_4) = 1 \times 55 + 4 \times 16 = 119 \text{ g/mol}$$

$\eta = \text{عدد الالكترونات المكتسبة} = 5 \text{ eq/mol}$

عدد الالكترونات المكتسبة تحسب من الفرق بين الاعداد التأكسدية لـ MnO_4^- و Mn^{2+}

$$EM_{\text{MnO}_4} = \frac{M_{\text{MnO}_4}}{\eta} = \frac{119(\text{g/mol})}{5(\text{eq/mol})} = 23.8 \text{ g/eq}$$

4. التفاعل الاتي هو من نوع تكوين معقد:



الكتلة المكافئة لنترات الفضة AgNO_3

$$M(\text{AgNO}_3) = 1 \times 108 + 1 \times 14 + 3 \times 16 = 170 \text{ g/mol}$$

$\eta = \text{عدد المزدوجات الالكترونية المكتسبة} = 2 \text{ eq/mol}$

$$EM_{\text{AgNO}_3} = \frac{M_{\text{AgNO}_3}}{\eta} = \frac{170(\text{g/mol})}{2(\text{eq/mol})} = 85 \text{ g/eq}$$

الكتلة المكافئة لسيانيد البوتاسيوم KCN

$$M(\text{KCN}) = 1 \times 39 + 1 \times 12 + 1 \times 14 = 65 \text{ g/mol}$$

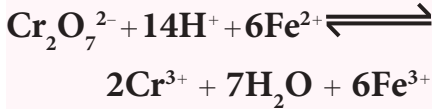
$\eta = \text{عدد المزدوجات الالكترونية الموهوبة} = 1 \times 1 = 1 \text{ eq/mol}$

$$EM_{\text{KCN}} = \frac{M_{\text{KCN}}}{\eta} = \frac{65(\text{g/mol})}{1(\text{eq/mol})} = 65 \text{ g/eq}$$

تمرين 6-5

ما الكتلة اللازمة من ثنائي كرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ ($M = 294 \text{ g/mole}$) لتحضير

محلول بحجم 2 L وتركيز 0.12 N من هذا الكاشف ليستعمل كعامل مؤكسد بحسب التفاعل التالي؟



ج : 11.76 g

تمرين 6-6

ما هي الكتلة اللازمة من هيدروكسيد الصوديوم NaOH لتحضير

500 mL من محلول تركيزه 0.2 M ؟

ج : 4 g

تمرين 6-7

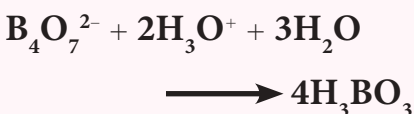
احسب كتلة المذاب الموجود في كل من المحاليل الآتية:

1. 350 mL من 0.125 M نترات الفضة.

2. 250 mL من 0.1N محلول

البوراكس $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ ($M = 381 \text{ g/mole}$)

ويستعمل حسب التفاعل الآتي:



ج : 1. 7.44 g ; 2. 4.76 g

عند استعمال حامض الكبريتيك في تفاعلات التعادل تكون قيمة $n = 2$ eq/mol . احسب عيارية محلول هذا الحامض تركيزه 0.23 mol/L .

الحل:

يتضح من مراجعة مصطلحات مكافئ وكتلة مكافئة وتركيز عياري هي مناظرة لمصطلحات مول وكتلة مولية وتركيز مولاري . ومن مراجعة العلاقتين الرياضيتين الخاصتين بحساب عيارية و مولارية المحلول ، يتبين انه بالامكان ايجاد عيارية محلول بشرط معرفة مولاريتته و قيمته n (eq/mol) بحسب العلاقة التالية :

$$N \text{ (eq/L)} = n \text{ (eq/mol)} \times M \text{ (mol/L)}$$

لذلك :

$$N = 2 \text{ (eq/mol)} \times 0.23 \text{ (mol/L)} = 0.46 \text{ eq/L.}$$

6-6-4 الأدوات المستعملة في التحليل الحجمي

قبل البدء بالتعرف على الادوات المستعملة في التحليل الحجمي لابد ان نذكر ان اللتر (L) يستعمل كوحدة أساسية لقياس حجوم الخاليل المستعملة في عملية التحليل الحجمي ، ويستعمل المللتر (mL) ايضاً ويمثل جزء من الألف من اللتر (1L = 1000 mL) . وعند إجراء القياسات الخاصة بحجوم الخاليل بشكل دقيق (وهي الاساس الذي تعتمد عليه عملية التحليل الحجمي) تستعمل أدوات زجاجية معينة ، دون غيرها ، لهذا الغرض وهي :

1. الدورق الحجمي : يستعمل لقياس حجم المحلول بشكل دقيق في أثناء عملية تحضيره .
2. السحاحة : تستعمل لقياس حجم المحلول المستهلك في عملية التسحيح بدقة .
3. الماصة : تستعمل لقياس حجم معلوم ومضبوط من المحلول لغرض نقله من وعاء إلى وعاءٍ آخر ، الشكل (6-3) .

6-6-5 حساب نتائج التحليل الحجمي

إن الهدف من إجراء أي عملية تحليل حجمية ، بطريقة التسحيح ، هو إضافة محلول قياسي بكمية مكافئة كيميائياً للمادة مجهولة الكمية ، وهذا الشرط يتحقق في عملية التسحيح ، كما هو معلوم ، فقط عند نقطة معينة في عملية التسحيح تدعى من الناحية النظرية بنقطة التكافؤ (النقطة التي تتكافأ عندها كمية المادة القياسية مع كمية المادة المراد تقديرها في تفاعل التسحيح) ويمكن تعيين هذه النقطة عملياً بتحديد نقطة نهاية التفاعل (نقطة التكافؤ العملية) وهي النقطة التي تتغير فيها إحدى صفات المحلول كاللون مثلاً .

يستخدم الكيميائيون عادة التركيز العياري (النورمالي) للتعبير عن التراكيز عند تحضير الخاليل المستعملة في عمليات التسحيح ، والذي يعتمد في

الأساس، كما تعلمنا، على الكتلة المكافئة للمواد في الحسابات المتعلقة بالتحليل الحجمي.

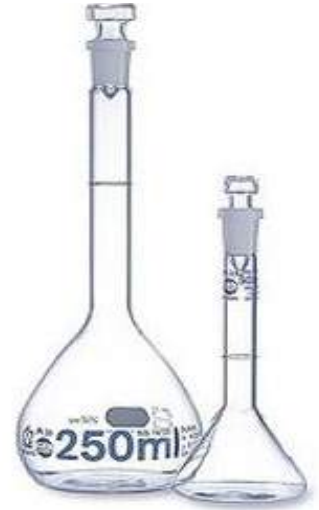
يبين المثال الاتي عملية تحليل حجمية، بالاعتماد على عملية التسحيح، والحسابات اللازمة لإيجاد كتلة هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ ($M= 171 \text{ g/mol}$) في عينة وذلك باتباع الخطوات الاتية:

1. إذابة هذه العينة في الماء المقطر بشكل تام، ثم إكمال حجم المحلول الناتج إلى 25 mL بالماء المقطر في دورق حجمي (تستعمل هذه الأداة لقياس حجم المحلول المحضر بشكل دقيق).

2. تجرى عملية التسحيح وذلك بنقل 20 mL من المحلول المحضر للعينة، باستعمال ماصة (وهي أداة تستعمل لنقل حجم من المحلول مقاس بشكل دقيق)، إلى دورق مخروطي ذي حجم مناسب.

3. إضافة بضع قطرات من محلول دليل المثيل الأحمر، وهي مادة عضوية خاملة لا تشترك في تفاعل التسحيح، يتغير لونها من الأصفر إلى الأحمر عند نقطة نهاية هذا التفاعل نتيجة لتغير قيمة pH للمحلول، فيتلون المحلول باللون الأصفر.

4. بدء عملية تسحيح محلول هيدروكسيد الباريوم (الموجود في الدورق المخروطي) مقابل محلول حامض الهيدروكلوريك القياسي (ذو تركيز 0.098 M أو 0.098 N)، وذلك بالإضافة التدريجية لمحلول هذا الحامض، الموجود في سحاحة، إلى محلول العينة، الموجود في الدورق المخروطي مع التحريك المستمر لمزج المحلولين بشكل جيد. وقد تطلب إضافة 22.4 mL من محلول الحامض حين تغير لون المحلول (لون الدليل المضاف اليه) من اللون الأصفر إلى اللون الأحمر (أي الوصول إلى نقطة نهاية التفاعل).



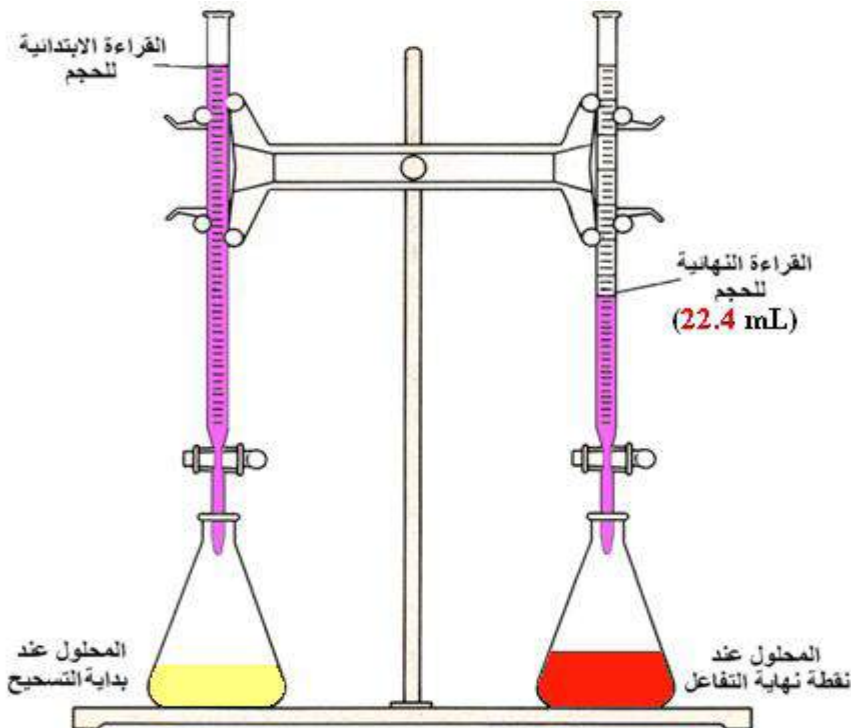
دورق حجمية



سحاحة ماصات مختلفة

الشكل 3-6

ادوات مختبرية لقياس حجوم المحاليل بشكل دقيق



5. الحسابات :

من المعلوم انه عند نقطة نهاية التفاعل (نقطة التكافؤ العملية) ، تتكافأ كمية المادة المجهولة (المطلوب قياسها) مع كمية المادة القياسية . يمكن التعبير عن كمية أي مادة مذابة في محلول (معبرا عنها بدلالة عدد المولات او بعدد المكافئات الغرامية ... الخ) وذلك بضرب حجم المحلول (mL) × تركيز المحلول (معبرا عنه بوحدة mol / L أو eq / L على التوالي) ، اي ان :

$$\text{كمية المادة المذابة في المحلول (mmol)} = V_{\text{المحلول}} \text{ (mL)} \times M \text{ (mmol / mL)}$$

وان

$$\text{كمية المادة المذابة في المحلول (meq)} = V_{\text{المحلول}} \text{ (mL)} \times N \text{ (meq / mL)}$$

وبشكل عام وفي اي عملية تسحيح ، فعند الوصول الى نقطة نهاية التفاعل يمكن كتابة العلاقة الاتية :

$$\text{كمية المادة المجهولة} = \text{كمية المادة القياسية}$$

عدد ملي مكافئات (meq) المادة المجهولة = عدد ملي مكافئات (meq) المادة القياسية

$$(N \times V)_{\text{HCl}} = (N \times V)_{\text{Ba(OH)}_2}$$

$$N_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} = N_{\text{Ba(OH)}_2} \times V_{\text{Ba(OH)}_2}$$

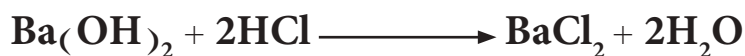
$$0.098 \text{ (meq / mL)} \times 22.4 \text{ (mL)} = N_{\text{Ba(OH)}_2} \times 20 \text{ (mL)}$$

ومن هذه العلاقة يمكن حساب التركيز العياري لمحلول Ba(OH)_2 .

$$N_{\text{Ba(OH)}_2} = \frac{0.098 \text{ (meq / mL)} \times 22.4 \text{ (mL)}}{20 \text{ (mL)}} = 0.1097 \text{ meq / mL} = 0.1097 \text{ eq / L}$$

ولحساب كتلة المادة المذابة في حجم معين من المحلول (الحجم المستعمل لاذابة العينة يساوي 25 mL) ، تحسب اولا الكتلة المكافئة لهيدروكسيد الباريوم كالاتي :

التفاعل المستعمل في التسحيح



نستنتج من هذا التفاعل ان قيمة $\eta = 2 \text{ eq / mol}$ ، لذلك :

$$EM_{\text{Ba(OH)}_2} = \frac{EM_{\text{Ba(OH)}_2}}{\eta} = \frac{171 \text{ (g / mol)}}{2 \text{ (eq / mol)}} = 85.5 \text{ g / eq}$$

التعبير !

ان وحدة mmole / mL تكافئ وحدة mole / L وكلاهما يمثلان وحدة المولارية M .

تمرين 6-8

تستعمل برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$ في تفاعلات التأكسد والاختزال، فإذا تفاعلت هذه المادة في محيط متعادل كعامل مؤكسد لنتج MnO_2 ، ما قيمة n لبرمنجنات البوتاسيوم وكم هي عيارية محلول هذه المادة الذي تركيزه المولاري يساوي $0.05 M$.

ج : 3 ; 0.15 eq/L

$$N (\text{eq/L}) = \frac{Eq (\text{eq})}{V (\text{L})} = \frac{\frac{m (\text{g})}{EM (\text{g/eq})}}{\frac{V (\text{mL})}{1000 (\text{mL/L})}}$$

وبإعادة ترتيب حدود المعادلة ينتج :

$$m (\text{g}) = \frac{N (\text{eq/L}) \times V (\text{mL}) \times EM (\text{g/eq})}{1000 (\text{mL/L})}$$

$$m (\text{g}) = \frac{0.1097 (\text{eq/L}) \times 25 (\text{mL}) \times 85.5 (\text{g/eq})}{1000 (\text{mL/L})}$$

$$m (\text{g}) = 0.235 \text{ g}$$

مثال 6-8

في عملية تسحيح حامض الاوكزاليك $H_2C_2O_4$ ($M = 90 \text{ g/mol}$) مع محلول هيدروكسيد الصوديوم، تطلب تسحيح 0.1743 g من عينة غير نقية لهذا الحامض إضافة 39.82 mL من $0.09 M$ من محلول القاعدة للوصول إلى نقطة نهاية التفاعل. احسب النسبة المئوية لحامض الاوكزاليك في العينة.

الحل :

معادلة التفاعل هي :



تظهر المعادلة الكيميائية الموزونة ان مول واحد من الحامض يكافئ مولين من القاعدة، وهذا يعني انه عند نقطة نهاية التفاعل :

$$(\text{mmol}) H_2C_2O_4 = \frac{1}{2} \times (\text{mmol}) NaOH$$

تحسب كمية (mmol) هيدروكسيد الصوديوم المتفاعلة :

$$(\text{mmol}_{NaOH}) = V_{\text{المحلول}} (\text{mL}) \times M (\text{mmol/mL})$$

$$\begin{aligned} \text{mmol}_{NaOH} &= 39.82 (\text{mL}) \times 0.09 (\text{mmol/mL}) \\ &= 3.584 \text{ mmol} \end{aligned}$$

تمرين 6-9

تم تقدير محتوى النيكل في عينة بعملية تسحيح تعتمد على التفاعل الآتي :



فإذا علمت ان 160 mg من العينة قد استهلكت في تسحيح 38.3 mL من محلول KCN القياسي بتركيز $0.137 N$ للوصول إلى نقطة نهاية التفاعل. احسب النسبة المئوية لأوكسيد النيكل Ni_2O_3 ($M=165 \text{ g/mole}$) في العينة.

ج : 67.5%

النتيجة !

عند الاعتماد على استعمال التركيز المولاري في تحضير المحاليل المستعملة في عمليات التسحيح يتم الاعتماد على المعادلة الكيميائية الموزونة في تحديد الكميات المتكافئة من المحلول القياسي و محلول المكون المراد تقديره. ولكن عند استعمال التركيز العياري لنفس الغرض يمكن مباشرة تطبيق العلاقة الآتية عند نقطة نهاية التفاعل دون الحاجة لكتابة المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

ولهذا السبب يفضل استخدام التركيز العياري للتعبير عن تراكيز المحاليل المستعملة في عمليات التسحيح.

تمرين 6-10

تمت معايرة 0.958 g من عينة تحوي حامض الخليك CH_3COOH (M=60 g/mol) بالتسحيح مع محلول هيدروكسيد الصوديوم القياسي بتركيز 0.225 N، فاذا علمت ان حجم محلول القاعدة المضاف من السحاحة اللازم للوصول الى نقطة نهاية التفاعل بلغ 33.6 mL. احسب النسبة المئوية لحامض الخليك في العينة.

ج : 47.34 %

ومن كمية NaOH يمكن حساب كمية حامض الاوكزاليك المتفاعل والمكافئ لهيدروكسيد الصوديوم:

عند نقطة نهاية التفاعل (نقطة التكافؤ العملية)

نصف كمية هيدروكسيد الصوديوم = كمية حامض الاوكزاليك

$$(\text{mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{\text{كمية هيدروكسيد الصوديوم المتفاعلة}}{2}$$

$$\frac{3.584 \text{ mmol}}{2} = 1.79 \text{ mmol} = 1.79 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M (\text{mol/L}) = \frac{\frac{m (\text{g})}{M (\text{g/mol})}}{V (\text{mL})}$$

وباعادة ترتيب حدود المعادلة ينتج:

$$m (\text{g}) = M (\text{mol/L}) \times V (\text{L}) \times M (\text{g/mol})$$

يعوض في هذه العلاقة عن حاصل ضرب حجم المحلول (L) × تركيزه المولاري (mol/L) بكمية الحامض معبرا عنه بعدد مولاته (mol).

$$m (\text{g}) = 1.79 \times 10^{-3} (\text{mol}) \times 90 (\text{g/mol}) = 0.16 \text{ g.}$$

وتحسب النسبة المئوية لحامض الاوكزاليك في العينة غير النقية بعد ذلك حسب العلاقة الآتية:

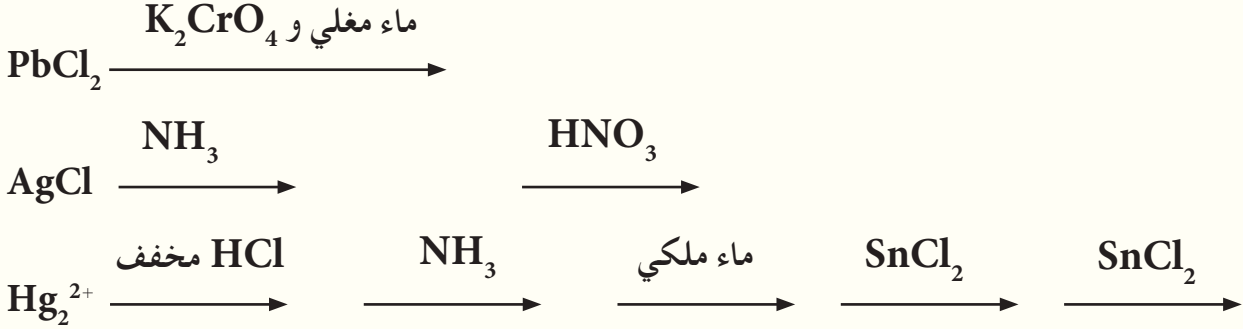
$$\% \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \frac{m_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} (\text{g})}{m_{\text{العينة}} (\text{g})} \times 100$$

$$= \frac{0.16 (\text{g})}{0.1743 (\text{g})} \times 100 = 91.8 \%$$

1-6 كيف يمكن الفصل بين الايونات الموجبة الأكثر شيوعا؟

2-6 عدد الايونات الموجبة المصنفة ضمن المجموعة الثانية مع ذكر العامل المرسب لها، ثم بين كيف يمكن فصل أيون النحاس عن أيون الحديدك عند وجودهما في نفس المحلول.

3-6 أكمل التفاعلات التالية مع ذكر صفات النواتج في كل مما يأتي:



4-6 كيف يمكن الفصل بين ايوني Hg_2^{2+} و Hg^{2+}

5-6 اكمل الفراغات الاتية:

- 1- ايون Cr^{3+} يصنف ضمن الايونات الموجبة للمجموعة و يترسب عند اضافة بوجود
- 2- العامل المرسب للأيونات الموجبة في المجموعة الرابعة هو بوجود العوامل المساعدة و
- 3- محلول من $Al_2(SO_4)_3$ عيارته $0.3N$ فإن مولارية المحلول =
- 4- محلول من مركب مولاريتته $0.2M$ وعيارته 1 eq/L فإن قيمة η للمركب =

6-6 كم هو عدد غرامات يودات البوتاسيوم KIO_3 اللازمة لترسيب 1.67 g من يودات الرصاص $Pb(IO_3)_2$ ؟

ج : 1.283 g

7-6 عند حرق 5.7 mg من مركب عضوي نتج 14.4 mg من غاز ثنائي اوكسيد الكربون و 2.5 mg من بخار الماء. احسب النسبة المئوية للكربون و الهيدروجين في المركب.

ج : 68.9% ; 4.9%

8-6 ما هي مولارية محلول حامض الهيدروكلوريك ؟ إذا علمت أن 36.7 mL من محلول هذا الحامض تكافئ 43.2 mL من محلول 0.236 M هيدروكسيد الصوديوم؟

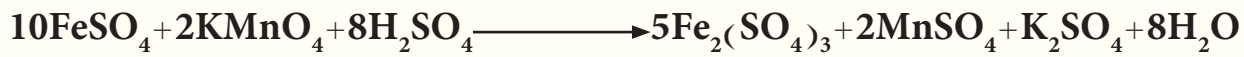
ج : 0.278 M

9-6 ما هي مولارية و عيارية محلول هيدروكسيد الباريوم المخضر بإذابة 9.5 g من هذه المادة في 2 L من المحلول والمستعمل في تفاعل حامض - قاعدة؟

ج : 0.027 M ; 0.054 eq/L

10-6 عند حرق 5.7mg من مركب عضوي هيدروكربوني ينتج من عملية احتراقه التام 15.675mg من غاز CO₂ . ما النسبة المئوية للهيدروجين في المركب ؟

11-6 ما حجم محلول برمنغنات البوتاسيوم الذي تركيزه 0.2 M اللازم لتسحيح (تفاعل تأكسد واختزال) 40 mL من محلول 0.1 M كبريتات الحديد (II) في محيط حامضي؟ معادلة تفاعل التسحيح هي:



ج : 4 mL

12-6 اختر الجواب الصحيح في كل مما يأتي:

- 1- قيمة η للملح كبريتات الحديد (III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ المستعمل في تفاعل ترسيب أيون الرصاص هي:
- (أ) 4 eq / mol .
(ب) 5 eq / mol .
(ج) 6 eq / mol .

2- يمكن فصل أيون Cu^{2+} عن أيون Ca^{2+} وذلك بإضافة:

(أ) حامض HCl المخفف .

- (ب) إمرار غاز H_2S بوجود NH_4OH و NH_4Cl في المحلول .
(ج) إمرار غاز H_2S بوجود HCl المخفف في المحلول .

3- النسبة المئوية لمبيد الحشرات (DDT) $\text{C}_{14}\text{H}_9\text{Cl}_5$ في عينة غير نقية منه، تم تحليل 0.74 g منها وزنيا لتعطي 0.253 g من AgCl هي:

- (أ) 17 % .
(ب) 19 % .
(ج) 21 % .

4- تدعى الطريقة الوزنية المعتمدة على تسخين او حرق كتلة معينة من عينة في جو من الهواء المفتوح ثم ايجاد كتلة المكون المتطاير من الفرق الحاصل في كتلة العينة بـ :

- (أ) طريقة التطاير المباشرة .
(ب) طريقة التطاير غير المباشرة .
(ج) طريقة الترسيب .

5- في عمليات التحليل الوزني المعتمد على تفاعلات الترسيب :

(أ) يفضل ان يتم الحصول على راسب بشكل عالق غروي .

(ب) يفضل ان يتم الحصول على راسب متبلور .

(ج) لا يهم نوع الراسب الذي يتم الحصول عليه .

6- تمثل النسبة بين الكتلة المولية للمكون المراد تقديره إلى الكتلة المولية للصيغة الوزنية على شرط أن تحتوي كلتا الصيغتين

على نفس العدد من ذرات العنصر (أو جزيئات المكون) المراد تقديره :

(أ) صيغة الترسيب .

(ب) الصيغة الوزنية .

(ج) بالمعامل الوزني .

7- تعرف كتلة المادة التي تنتج أو تستهلك مول واحد من المكون الفعال بـ :

(أ) الكتلة المكافئة .

(ب) الكتلة المولية .

(ج) الكتلة القياسية .

8- عيارية المحلول الناتج من اذابة 13 g من العامل المؤكسد $K_2Cr_2O_7$ في 500 mL من الماء النقي هي :

(أ) 0.53 mole/L .

(ب) 0.53 eq/L .

(ج) 3.18 eq/L .

13-6 احسب المعامل الوزني لـ $Na_5P_3O_{10}$ ($M=368$ g/mole) في $Mg_2P_2O_7$ ($M=222$ g/mole)

ج : 1.11

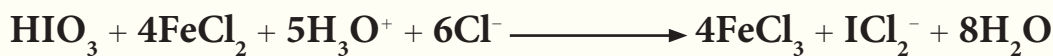
14-6 تمت معايرة 50 mL من محلول حامض HIO_3 ($M=176$ g/mole) بالتسحيح مع محلول

هيدروكسيد الصوديوم القياسي بتركيز 0.145 N، فإذا علمت ان حجم محلول القاعدة المضاف من السحاحة اللازم

للوصول الى نقطة نهاية التفاعل بلغ 45.8 mL احسب :

أ. التركيز العياري لحامض HIO_3 .

ب. ماهي عيارية محلول الحامض نفسه عند استعماله في تقدير الحديد حسب التفاعل الاتي .



ج : أ. 0.13 N ; ب. 0.52 N

15-6 معايرة محلول NaOH و ايجاد تركيزه بشكل مضبوط ، تم تسحيح 25 mL منه مع محلول حامض الكبريتيك H_2SO_4 ذو تركيز 0.08 M وكان الحجم المضاف من الحامض اللازم للوصول الى نقطة النهاية هو 47.1 mL . احسب التركيز المولاري لمحلول هيدروكسيد الصوديوم ، ثم جد عدد غرامات NaOH المذابة في 500 mL من هذا المحلول .

ج : 0.3 M ; 6 g

16-6 عند اذابة 0.5 g من ملح غير نقي ليوديد الصوديوم NaI (M= 150 g / mole) في الماء و اضافة زيادة من محلول نترات الفضة $AgNO_3$ لترسيب ايون اليوديد بشكل تام ، تم الحصول على 0.744 g من يوديد الفضة AgI (M= 235 g / mole) . احسب النسبة المئوية ليوديد الصوديوم في الملح غير النقي .

ج : 95 %

17-6 اذيب 4.29g من بلورات كاربونات الصوديوم المائية $NaCO_3 \cdot x H_2O$ في قليل من الماء المقطر ثم اكمل حجم المحلول الى 250mL ، فإذا علمت ان 25mL من المحلول الاخير يحتاج الى 15mL من محلول HCl عيارته 0.2N لمكافئته . ما عدد جزيئات الماء (x) في الصيغة الكيميائية لكاربونات الصوديوم المائية؟

ج : $NaCO_3 \cdot 10 H_2O$

18-6 أضيف 20 mL من محلول برمنكنات البوتاسيوم $KMnO_4$ تركيزه 0.3 N الى كمية وافية من محلول يوديد البوتاسيوم KI الحمض ، فتحررت كمية من اليود I_2 التي تم تسحيحها مع محلول ثايوكبريتات الصوديوم $Na_2S_2O_3$ (M= 158 g / mole) حسب التفاعل الاتي :



حيث استهلك 25 mL من هذا المحلول للوصول الى نقطة نهاية التفاعل . احسب :

أ- عيارية محلول $Na_2S_2O_3$.

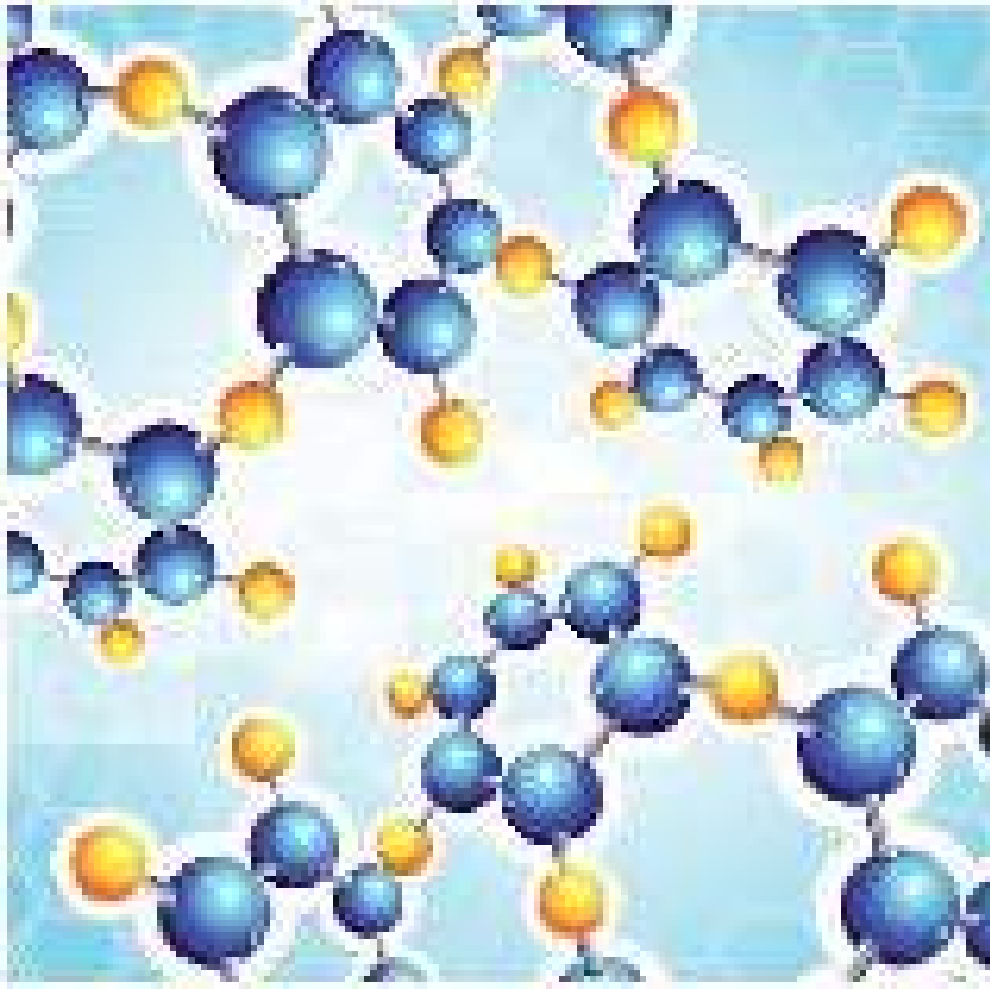
ب- عدد غرامات ثايوكبريتات الصوديوم المذابة في 1L من هذا المحلول .

ج : أ . 0.24 N ؛ ب . 37.92 g

ما كتلة كبريتات الباريوم BaSO_4 ($M = 233\text{g/mol}$) التي تترسب تماماً عند مزج كمية كافية من محلول BaCl_2 ($M = 208\text{g/mol}$) مع 100mL من حامض الكبريتيك ($M = 98\text{g/mol}$). علماً بأن 20mL من نفس الحامض تحتاج الى 16mL من NaOH تركيزها 0.10M لمعادلته.

ج: 0.932g

Organic Chemistry for Substituted Hydrocarbons



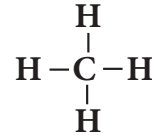
بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يتوقع من الطالب أن :

- يحدد المجموعة الوظيفية في المركب من خلال الصيغة البنائية له .
- يطبق نظام التسمية ايوباك (IUPAC) لتسمية المركبات العضوية (الهيدروكربونات المعوضة) .
- يعرف الخواص الفيزيائية للمركبات الهيدروكربونية المعوضة ودراسة الخواص الكيميائية وتفاعلاتها .
- يعرف طرائق التحضير لهذه المركبات .
- يميز بين انواع الكحولات وبين الالديهيدات والكيونات باستخدام طرائق كشف خاصة .
- يعرف اهمية واستخدامات هذه المركبات في الحياة اليومية .

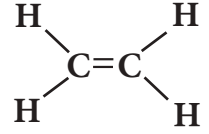
مقدمة 1-7

درست سابقاً الكيمياء العضوية والتي هي احد فروع علم الكيمياء الذي يهتم بدراسة خواص وتركيب وتفاعلات الانواع المختلفة للمركبات التي يكون فيها عنصر الكربون اساسياً في تكوينها اضافة الى عناصر اخرى. ومنها الهيدروكربونات بوصفها ابسط المركبات العضوية، اذ تحتوي على عنصري الكربون والهيدروجين فقط وعرفت ان هذه المركبات ترتبط فيها ذرات الكربون بأواصر تساهمية مفردة وتسمى هيدروكربونات مشبعة الكانات (اليفاتية ذات سلسلة مفتوحة وحلقية)، وهيدروكربونات غير مشبعة ترتبط فيها ذرات الكربون فيما بينها بأواصر تساهمية مزدوجة كالكينات وثلاثية كالكينات ومنها الاروماتي كالبنزين ومشتقاته.

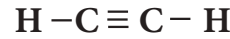
عرفنا الصيغ البنائية (التركيبية) للمركبات العضوية واهميتها في التمييز بين مركبات مختلفة تشترك في صيغة جزيئية واحدة وتعرف بالايزومرات حيث تكون مختلفة في درجات الغليان والانصهار والخواص الفيزيائية والكيميائية.



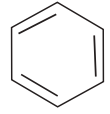
(ميثان)
هيدروكربون مشبع
اصرة مفردة



(اثيلين)
هيدروكربون غير مشبع
اصرة مزدوجة



(استيلين)
هيدروكربون غير مشبع
اصرة ثلاثية

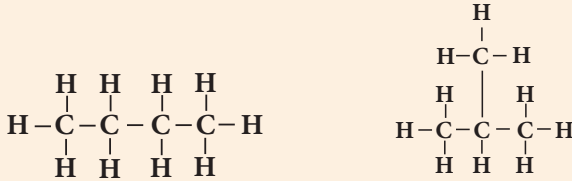


(بنزين)
هيدروكربون غير مشبع
مركب اروماتي (حلقي)

مثال 1-7

ما الصيغتان البنائيتان للمركبين ن - بيوتان و 2 - ميثيل بروبان (ايزو بيوتان) والذتان لهما نفس الصيغة الجزيئية C_4H_{10} .

الحل:



ن - بيوتان

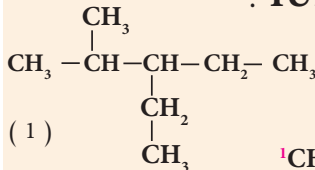
2 - ميثيل بروبان

وكما هو متوقع فالمركبين مختلفين في خواصهما الفيزيائية والكيميائية على الرغم من كونهما يمتلكان نفس الصيغة الجزيئية.

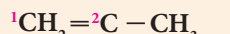
تسمى المركبات العضوية كما تعرفت سابقاً حسب تسمية نظام الايوباك IUPAC ويمكن الاستعانة بالجدول (7 - 1) لهذا الغرض.

مثال 2-7

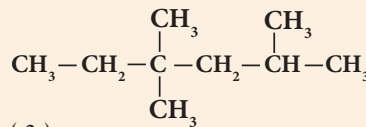
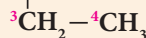
ما اسم كل من المركبات التالية وفق نظام IUPAC :



(1)



(3)



(2)

الحل:

(1) 3 - اثيل - 2 ميثيل بنتان

(2) 4، 4، 2 - ثلاثي ميثيل هكسان

(3) 2 - ميثيل - 1 - بيوتين

تمرين 1-7

اكتب جميع الصيغ التركيبية للمركب C_5H_{12} مع تسميتها.

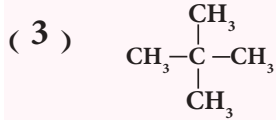
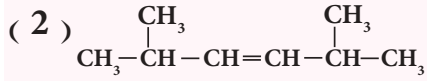
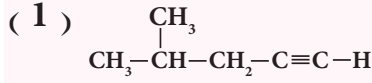
الجدول 1 - 7

اختلاف تسمية الالكانات والالكينات والالكينات

عدد ذرات الكربون	المقطع اللاتيني	الكان (ان)	الكين (ين)	الكين (اين)
C1	ميث	ميثان	-	-
C2	إيث	إيثان	إيثين	إيثانين
C3	بروب	بروبان	بروبين	بروبانين
C4	بيوت	بيوتان	بيوتين	بيوتانين
C5	بنت	بنتان	بنتين	بنتانين
C6	هكس	هكسان	هكسين	هكسانين
C7	هبت	هبتان	هبتين	هبتانين
C8	اوكت	اوكتان	اوكتين	اوكتانين
C9	نون	نونان	نونين	نونانين
C10	ديك	ديكان	ديكين	ديكانين

تمرين 2-7

ان كل مركب هيدروكاربوني عضوي لا بد وان يحتوي على عنصري الكربون والهيدروجين بشكل اساسي ، إلا ان هناك عدد كبير من المركبات العضوية تحتوي على عناصر أخرى مثل الاوكسجين والنتروجين والهالوجين والكبريت وغيرها . نظام ايوباك (IUPAC) اكتب اسماء المركبات التالية حسب



فما أنواع هذه المركبات؟ وما أهم خصائصها؟ وما العلاقة بينها وبين الهيدروكاربونات؟

ان وجود أي من العناصر غير الكربون والهيدروجين في المركب العضوي يكسبه بعض الصفات التي تميزه عن المركبات التي تخلو من ذلك العنصر . وقد اصطلح على العنصر او مجموعة العناصر التي تكسب المركب العضوي صفات خاصة بالمجاميع الوظيفية أو المجاميع الفعالة (المميزة).

المجاميع الوظيفية في المركبات العضوية

الجدول 7 - 2

اسم المركب	الصيغة العامة	المجموعة الفعالة (الوظيفية)	مقطع التسمية	القانون العام	مثال
هاليدات الالكيل	$\text{R}-\text{X}$ $\text{X} = (\text{Cl}, \text{Br}, \text{I})$	$-\text{X}$	يل	$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{X}$	CH_3Br بروميدي المثيل
الكحولات	$\text{R}-\text{OH}$	$-\text{OH}$	ول	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{OH}$ ايتانول
الاثيرات	$\text{R}-\text{O}-\text{R}'$	$-\text{OR}'$ الكوكسي	إيثر	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$	$\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$ ثنائي ميثيل إيثر
الالديهيدات	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	$-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-$ الكاربونيل	آل	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$ ايتانال
الكيتونات	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}'$	$-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-$ الكاربونيل	ون	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$ برويانون
الحوامض الكاربوكسيلية	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	$-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{H}$ الكاربوكسيل	ويك	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ حامض الايتانويك
الاسترات	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OR}'$	$-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OR}'$ استر	اسم الالكيل + وات	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OCH}_3$ ميثيل ايتانوات
الامينات	$\text{R}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{N}}}-\text{H}$ اولي $\text{R}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{R}'}{\text{N}}}-\text{R}'$ ثانوي $\text{R}-\overset{\text{R}''}{\underset{\text{R}'}{\text{N}}}-\text{R}'$ ثالثي	$-\text{NH}_2$	امين	$\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{NH}_2$ اثيل امين

فالمجموعة الوظيفية (الفعالة) هي ذرة أو مجموعة ذرات ترتبط بذرة الكربون في المركبات العضوية فتكسب هذه المركبات صفات كيميائية و فيزيائية متماثلة تميزها عن غيرها من المركبات العضوية . والجداول (2 - 7) يبين المجاميع الوظيفية في المركبات العضوية والتي سنتناول بعضها بالتفصيل .

7 - 2 هاليدات الالكيل Alkyl Halides

تعرفت من دراستك السابقة الى مجاميع الالكيل وهي ما ينتج عند حذف ذرة هيدروجين من الالكان . والجدول (7 - 3) يبين بعض مجاميع الالكيل المشتقة من بعض الالكانات .



الجدول 7 - 3

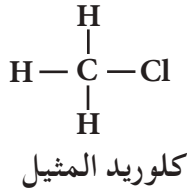
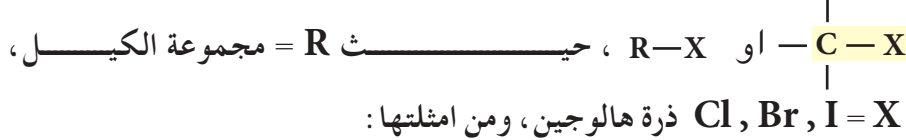
بعض مجاميع الالكيل المشتقة من بعض الالكانات .

عندما ترتبط بمجموعة الالكيل

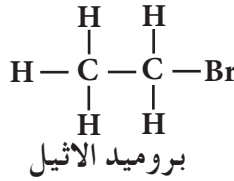
(R -) ذرة هالوجين (X -) ، فان المواد الناتجة من هذا النوع من التآصر تدعى بهاليدات الالكيل وهذه المركبات ناتجة من احلال ذرة هالوجين محل ذرة هيدروجين في الالكانات ، لذلك تعد من مشتقات الالكانات .

اسم الالكان	صيغته	مجموعة الالكيل المشتقة منه	اسم المجموعة
ميثان	CH ₄	CH ₃ -	مثيل
ايثان	C ₂ H ₆	C ₂ H ₅ -	اثيل
بروبان	C ₃ H ₈	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -	ن - بروبييل
بروبان	C ₃ H ₈	CH ₃ -CH-CH ₃ 	ايزو - بروبييل

والمجموعة الوظيفية (الفعالة) فيها هي

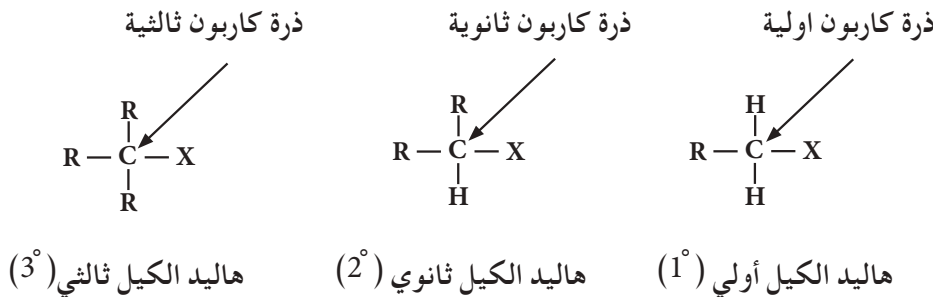


Methyl chloride



Ethyl bromide

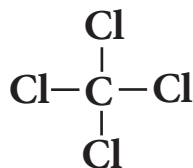
تصنف هاليدات الالكيل الى هاليدات الكيل أولية (1°) وثانوية (2°) وثالثية (3°) بالاعتماد على ذرة الكربون التي تحمل ذرة الهالوجين فيما اذا كانت أولية أو ثانوية أو ثالثية وكما هو مبين في ادناه .



وهناك هاليدات الكيل اخرى يتم فيها استبدال اكثر من ذرة هيدروجين بذرات هالوجين وقد تكون على نفس الذرة او على ذرات مختلفة :

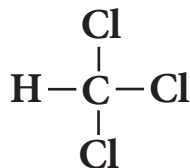
النتيجه !

ان mono تعني احادي
و primary (1°) تعني اولي
و di تعني ثنائي
و secondary (2°) تعني ثانوي
بينما تعني tri ثلاثي
و tertiary (3°) تعني ثالثي



رباعي كلورو ميثان (رابع كلوريد الكربون)

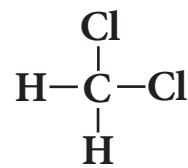
tetrachloromethane



ثلاثي كلورو ميثان (كلوروفورم)

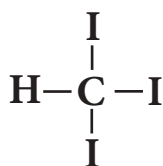
trichloromethane

chloroform



ثنائي كلورو ميثان

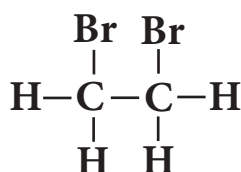
dichloromethane



ثلاثي يودو ميثان (ايودوفورم)

Triiodomethane

Iodoform



1، 2-ثنائي برومو ايثان

1,2-dibromoethane

7-2-1 تسمية هاليدات الالكيل

تسمى هاليدات الالكيل حسب الطريقة النظامية (ايوباك IUPAC)،

وتتبع في ذلك الخطوات الاتية:

1 - يتم اختيار أطول سلسلة مستمرة لذرات الكربون تحتوي ذرة هالوجين، ثم نرقمها من الطرف الاقرب لذرة الكربون الحاملة لذرة الهالوجين حيث تأخذ اصغرا لرقام.

2 - يكتب اسم المركب بوضع رقم يحدد موقع ذرة الكربون المرتبطة بذرة الهالوجين، ثم علامة (-) ثم كتابة اسم الهالوجين مع اضافة حرف الواو الى نهايته (كلورو، برومو، يودو)، ثم وضع علامة (-) قبل ذرة الهالوجين الاخرى عند وجودها وهكذا مع باقي ذرات الهالوجين في المركب ان وجدت ويراعى في تسلسل كتابة اسماء ذرات الهالوجين المختلفة عند وجودها في نفس المركب الابجدية فالبروم يسبق الكلور ثم اليود. من الامثلة على ذلك ما هو موضح في الجدول 4-7.

الاسماء النظامية لبعض هاليدات الالكيل.

الجدول 4-7

التنبيه!

عند كتابة اسماء المركبات يراعى عدم وضع فراغات ضمن التسمية وكما هو ملاحظ عند كتابة اسماء المركبات باللغة الانكليزية، ولكن ولاجل السهولة تم وضع فراغات عند كتابة الاسماء نفسها باللغة العربية.

المركب	الاسم النظامي
$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ 1 \quad 2 \quad 3 \quad 4 \end{array}$	2 - كلورو بيوتان 2-chlorobutane
$\begin{array}{c} \text{Br} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{Br} \\ 1 \quad 2 \quad 3 \end{array}$	2، 2 - ثنائي برومو بروبان 2,2-dibromopropane
$\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{Br} \\ \quad \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \\ 1 \quad 2 \quad 3 \quad 4 \end{array}$	2 - برومو - 3 - كلورو بيوتان 2-bromo-3-chlorobutane
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{Br} \\ 1 \quad 2 \quad 3 \quad 4 \end{array}$	1 - برومو - 3 - مثيل بيوتان 1-bromo-3-methylbutane

7-2-2 تحضير هاليدات الالكيل

تمرين 3-7

هناك طرائق مختبرية وصناعية متعددة لتحضير هاليدات الالكيل وسنقتصر على طريقة مختبرية واحدة وهي:

1- ارسم الصيغة البنائية لكل مما يأتي:

أ - 1,1 - ثنائي كلورو ايثان

ب - 2 - برومو - 2 - يودو هكسان

ج - 2 - يودو - 2 - ميثيل بيوتان

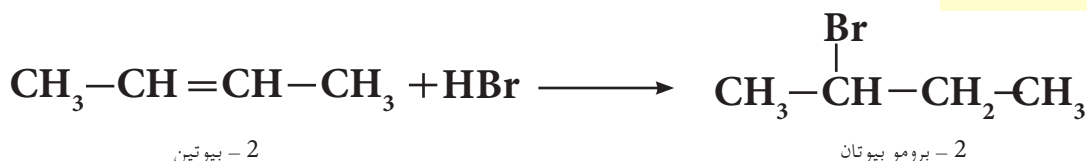
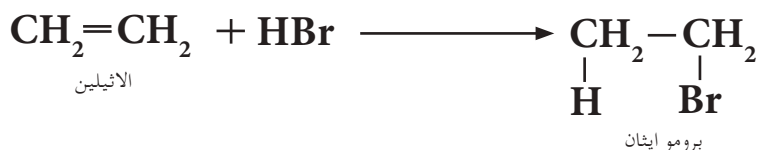
2 - اكتب الاسم النظامي لكل مما

يأتي:

أ - CHCl_3

ب - $\begin{array}{c} \text{Br} \quad \text{Cl} \\ | \quad | \\ \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array}$

اضافة هاليد الهيدروجين الى الالكين
عند تفاعل هاليد الهيدروجين HX والذي يشمل (HBr و HCl و HI) مع الالكين ستضاف ذرة الهيدروجين الى احدى ذرتي كاربون الاصرة المزدوجة وذرة الهالوجين الى ذرة كاربون الاصرة المزدوجة الاخرى لينتج عن ذلك هاليد الالكيل، ويعتبر هذا التفاعل من تفاعلات الاضافة الالكتروفيلية (الباحثة عن الالكترونات). يحصل هذا النوع من التفاعلات في المركبات التي تحتوي على أواصر كاربون - كاربون مزدوجة وثلاثية. ومن امثلة ذلك اضافة بروميد الهيدروجين الى الاثيلين والى 2 - بيوتين:



ملاحظة

ميكانيكيات التفاعل اينما وجدت

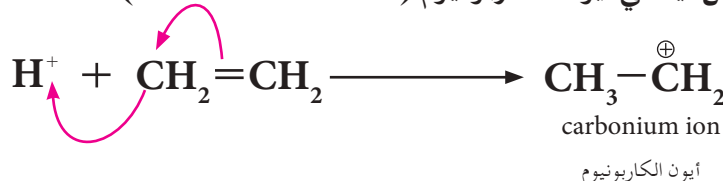
للاطلاع فقط.

وتتم ميكانيكية التفاعل حسب الخطوات الاتية:

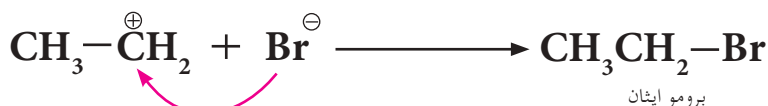
1 - بروميد الهيدروجين يعطي (H^+) بروتون وأيون البروميد السالب (Br^-).



2 - يضاف البروتون (الايون الموجب) (الالكتروليل) الى الاصرة المزدوجة للاثيلين ليعطي أيون الكاربونيوم (Carbonium ion)



3 - يهاجم أيون البروميد السالب (الذي يسلك سلوك نيوكليوفيل) أيون الكاربونيوم (الذي يسلك سلوك الكتروليل) ليعطي ناتج الاضافة هاليد الالكيل هو برومو ايثان.

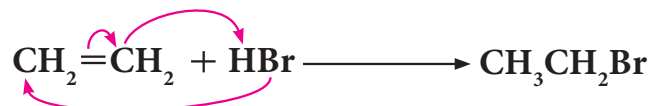
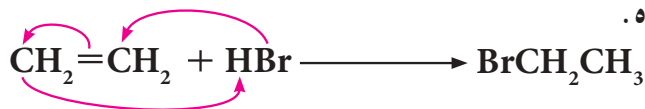


النتيجة!

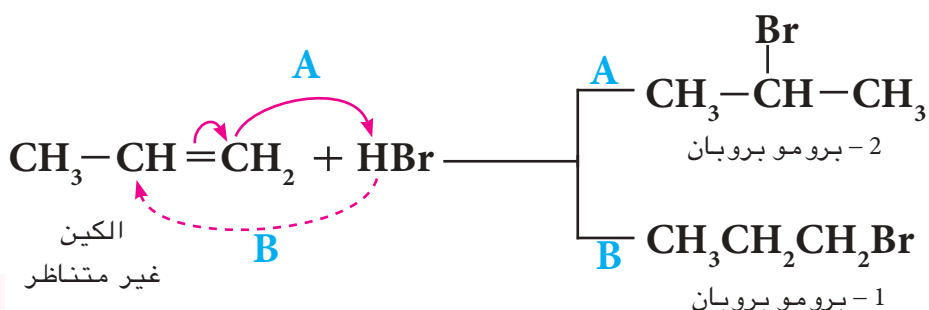
النيوكليوفيل هو كاشف باحث عن النواة لانه غني بالالكترونات (تمتلك مزدوج واحد او اكثر من الالكترونات) غير المتآصرة.

الالكتروليل هو كاشف باحث عن الالكترونات (فقير بالالكترونات) لانه يمتلك اوربيتال فارغ مهياً لاستقبال مزدوج الكتروليل.

وهذه الخطوات تحصل لجميع الالكينات المتناظرة (التي تكون متشابهة على طرفي الآصرة المزدوجة) فيكون الناتج هو نفسه لعدم اهمية موقع اضافة ذرة الهيدروجين وذرة الهاليد حيث انها في النهاية سوف تنتج نفس المركب وكما هو موضح في ادناه.



اما في حال كون الالكين غير متناظر (لا يكون المركب متشابه على طرفي الآصرة المزدوجة). تتم الميكانيكية حسب قاعدة ماركوفنيكوف.



تمرين 4-7

اكتب تفاعل اضافة HCl مرة الى 1- بيوتين واخرى الى 2- بيوتين.

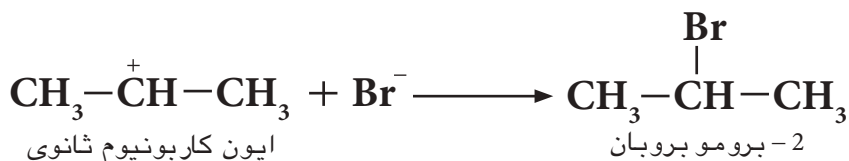
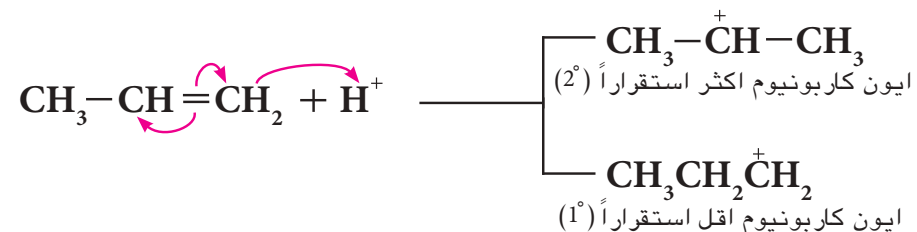
وهنا يكون التفاعل (حسب قاعدة ماركوفنيكوف) هو التفاعل A والناتج الرئيسي هو 2- برومو بروبان وليس 1- برومو بروبان.

بعد دراسة العديد من التفاعلات من هذا النوع. وضع العالم الروسي فالديمر ماركوفنيكوف (Valdimir Markovnikov) قاعدته التي تنص:

عند اضافة الكاشف غير المتناظر الى مركبات الآصرة المزدوجة غير المتناظرة فإن أيون الهيدروجين (الأيون الموجب) من الكاشف يضاف الى ذرة كربون الآصرة المزدوجة التي تحمل العدد الاكبر من ذرات الهيدروجين وتكوين ايون الكاربونيوم الاكثر استقراراً.

ان أيون الكاربونيوم الثالثي (3°) اكثر استقراراً من أيون الكاربونيوم الثانوي (2°) والاخير اكثر استقراراً من ايون الكاربونيوم الاولي (1°). وفي المثال السابق للبروين يكون الناتج A هو الاكثر تكون لأنه أكثر استقراراً.

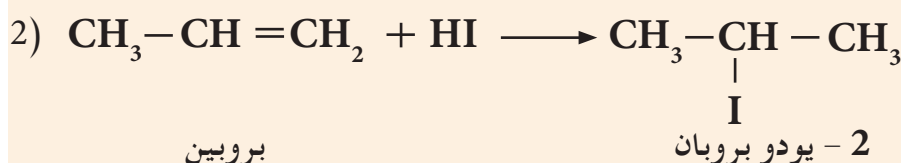
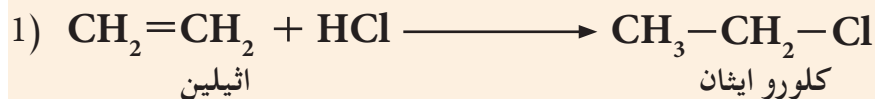
وكما في المثال الاتي:



حضر كل مما يأتي :

- 1 (كلورو ايثان من الاثيلين .
- 2 (2 - يودو بروبان من البروبين .

الحل:



تمرين 5-7

اكتب المعادلة الكيميائية التي

تحقق التفاعلات الاتية :

1 - تحضير (2 - برومو بيوتان) من الالكين المناسب .

2 - اضافة حامض الهيدروكلوريك HCl الى (2 - ميثيل بروبين) .

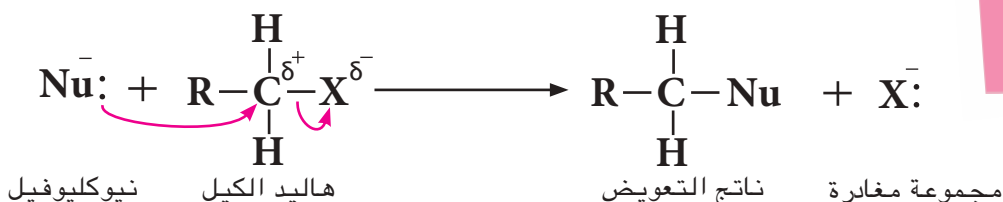
7 - 2 - 3 خواص هاليدات الالكيل

1 - الخواص الفيزيائية

هاليدات الالكيل CH_3Cl و CH_3Br و $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ هي غازات في درجة حرارة الغرفة ، وهاليدات الالكيل الاخرى فهي سوائل عديمة اللون الى غاية C_{18} ، اما الهاليدات التي تتكون من اكثر من ثمانية عشر ذرة كاربون (C_{18}) فهي مواد صلبة عديمة اللون . لا تذوب في الماء ولكنها تذوب في المذيبات العضوية ويرجع ذلك لعدم قابليتها على تكوين اواصر هيدروجينية مع الماء .

2 - الخواص الكيميائية

تكون الاصرة بين ذرتي الكاربون والهالوجين في هاليدات الالكيل ذات صفة قطبية بسبب الكهرسلبية العالية لذرة الهالوجين نسبة الى الكهرسلبية لذرة الكاربون ، وتختلف قطبية هذه الاصرة بحسب نوع ذرة الهالوجين ففي حالة اليود يكون الاستقطاب ضعيف جداً . لكن استقطاب الاصرة يكون كبيراً في هذه المركبات ، لهذا تكون ذرة الكاربون المرتبطة بذرة هالوجين هدفاً جيداً للاضافة من قبل النيوكليوفيل (كواشف باحثة عن النواة) وتعتبر تفاعلات التعويض النيوكليوفيلية من اكثر تفاعلات هاليدات الالكيل اهمية :



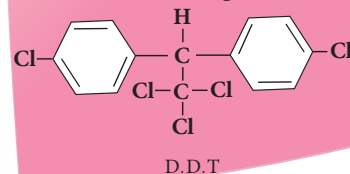
ومن تفاعلات التعويض النيوكليوفيلية :

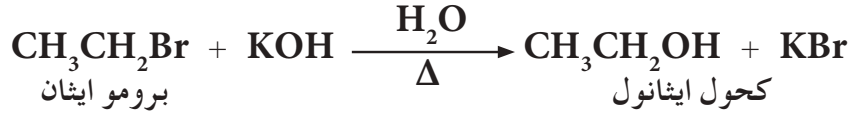
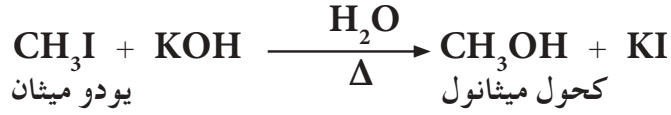
أ - تفاعل هاليد الالكيل مع محلول مائي لهيدروكسيد البوتاسيوم KOH :

وهنا التفاعل يعطي الكحولات حيث يتم تعويض (استبدال) ذرة الهالوجين بمجموعة الهيدروكسيل (-OH) وحسب المعادلات الاتية :

هل تعلم

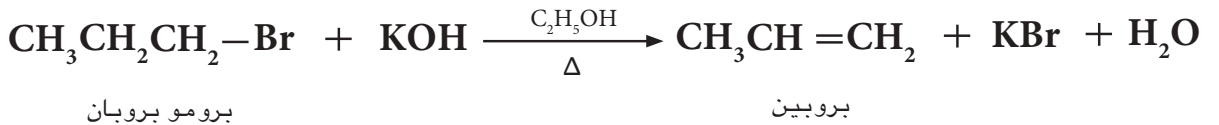
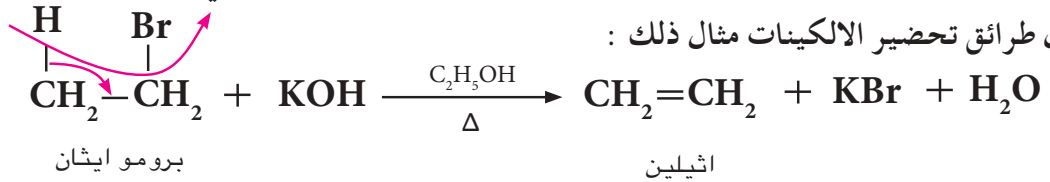
انه يمكن استخدام بعض هاليدات الالكيل كرباعي كلوريد الكاربون CCl_4 في عمليات اطفاء الحريق . لارتفاع كثافته فيكون طبقة عازلة لاهتمام الحريق . لكن قل استخدامه لما يسببه من تلوث . وتستخدم هاليدات الالكيل ايضاً في صناعة المبيدات الحشرية التي ترش بها النباتات المصابة ببعض الآفات مثل مركب D.D.T . لكن البعض منها منع استخدامه لخطورته على الحياة .





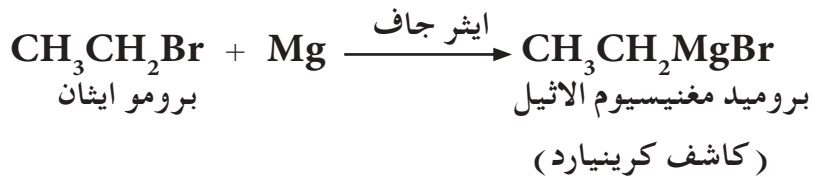
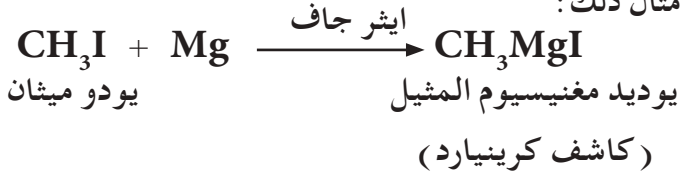
ب - تفاعل هاليدات الالكيل مع KOH الكحولي :

يتفاعل هاليد الالكيل مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم الكحولي لانتاج الالكين. يتضمن هذا التفاعل حذف جزيء HX من هاليدات الالكيل. وهي احدى طرائق تحضير الالكينات مثال ذلك :



ج - التفاعل مع فلز المغنيسيوم

تتفاعل هاليدات الالكيل مع فلز المغنيسيوم Mg في وسط من الايثر الجاف (الخالي من الرطوبة) لنتج كاشف كرينيارد والذي تحضر منه الالكانات (كما مر بك سابقاً). ومثال ذلك :



تمرين 6-7

وضح بالمعادلة الكيميائية ماذا يحدث عند مفاعلة :

1 - محلول هيدروكسيد البوتاسيوم

KOH في محلولها المائي مع

2 - كلورو - 2 - مثيل بروبان .

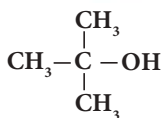
2 - محلول هيدروكسيد البوتاسيوم

KOH الكحولي مع

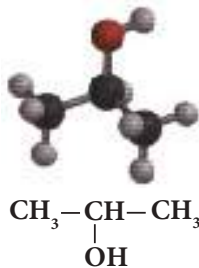
1 - برومو - 3 - اثيل بنتان .

3 - 7 الكحولات

مركبات هيدروكاربونية تكون فيها مجموعة هيدروكسيل مرتبطة بذرة كربون مشبعة، وتعتبر (OH-) المجموعة الوظيفية (الفعالة) في هذه المركبات، وصيغتها العامة هي R - OH وقانونها العام (C_nH_{2n+2}O). تدعى الكحولات التي تحتوي مجموعة هيدروكسيل واحدة الكحولات الاحادية وقد مر ذكرها في المراحل الدراسية السابقة وهي الانواع الاكثر شيوعاً مثل .



2 - 2 - مثيل - 2 - بروبانول



2 - بروبانول



ايثانول
CH₃CH₂OH



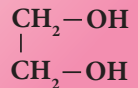
ميثانول
CH₃OH

المجموعة الوظيفية

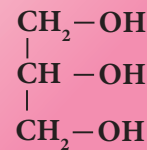


هل تعلم

ان هناك انواع اخرى من الكحولات شائعة الاستعمال منها الكحولات الثنائية الهيدروكسيل والتي تحتوي مجموعتي هيدروكسيل كالاثنين كلايكون أو ثلاثية الهيدروكسيل كالكلسرين والتي صيغها التركيبية كالاتي:

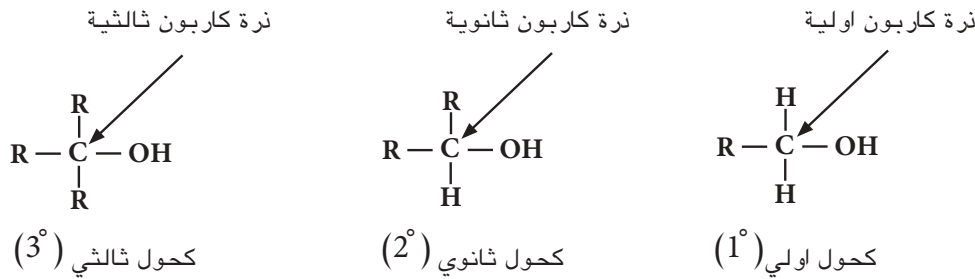


اثيلين كلايكون
(ثنائي الهيدروكسيل)



الكلسرين
(ثلاثي الهيدروكسيل)

وتصنف الكحولات حسب ارتباط مجموعة الهيدروكسيل بذرة الكربون اذا كانت أولية فالكحول أولي (1°) واذا كانت ذرة الكربون ثانوية فالكحول ثانوي (2°) والثالثية فالكحول ثالثي (3°).



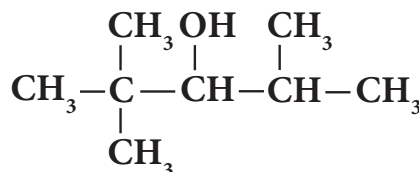
7-3-1 تسمية الكحولات

تسمى الكحولات حسب الطريقة النظامية الايوباك IUPAC ، وتبوع الخطوات الاتية :

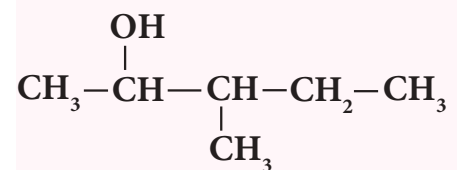
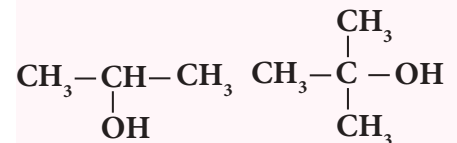
1 - اختيار اطول سلسلة كربونية مستمرة تحتوي مجموعة الهيدروكسيل ، وترقيمها من الطرف الاقرب اليها لكي تأخذ ذرة الكربون الحاملة لمجموعة الهيدروكسيل اصغر رقم .

2 - تكون التسمية بالاعتماد على عدد ذرات كربون السلسلة المختارة حيث يتم اعطاء اسم الالكان المقابل واطراف المقطع (ول) .

3 - تحديد عدد التفرعات والمجاميع المعوضة الاخرى وموقعها في السلسلة ان وجدت كما في الامثلة الاتية :



4,2,2 - ثلاثي مثيل - 3 - بنتانول



ب - اكتب الصيغة البنائية لكل مما يأتي :

(1) 2 - مثيل - 2 - هكسانول

(2) 2,2 - ثنائي مثيل - 1 - بيوتانول

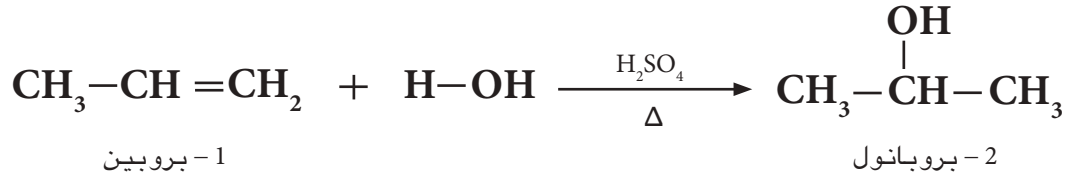
(3) 3 - مثيل - 3 - بنتانول

7-3-2 تحضير الكحولات

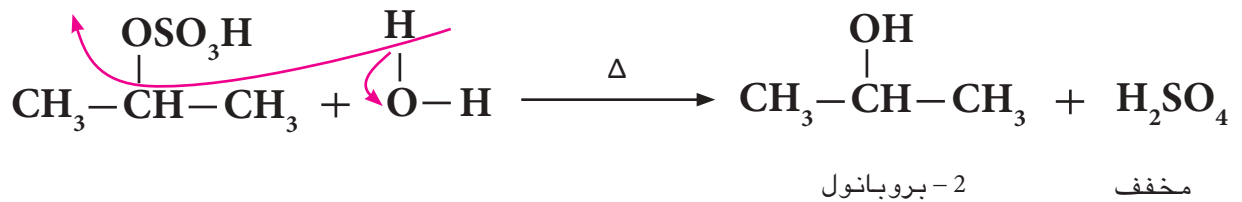
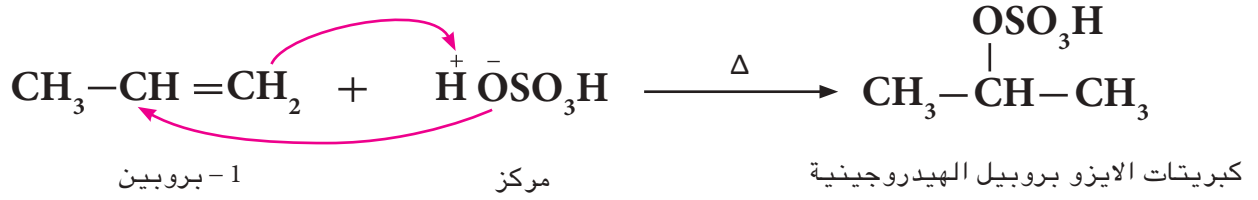
هناك طرائق مختبرية وصناعية متعددة لتحضير الكحولات وسنقتصر على طريقة مختبرية واحدة وهي :

اضافة جزيء ماء الى الالكين

تحصل عملية اضافة جزيء ماء الى الالكين بوجود حامض الكبريتيك المركز الساخن كعامل مساعد ، حيث يتفاعل حامض الكبريتيك مع الالكين في بداية التفاعل ليكون كبريتات الالكيل الهيدروجينية (حسب قاعدة ماركوفنيكوف عند الاضافة) وهذه بدورها تتحلل مائياً لتعطي الكحول المقابل واعادة تكوين حامض الكبريتيك :



وحسب ميكانيكية التفاعل الآتية :



النتيجة !

تحل مجموعة OH^- محل مجموعة OSO_3H^- الموجودة في المركب الوسطي لان الاولى اكثر قاعدية واكبر تركيزاً من الثانية. وتعتبر عملية التحضير هذه الطريقة العامة التجارية لتحضير الكحولات.

مثال 4-7

ما هي الصيغ البنائية المحتملة للكحولات ذوات الكتلة المولية 74 g/mol ؟
 علماً ان الكتل الذرية للذرات كالتالي $\text{O} = 16$, $\text{C} = 12$, $\text{H} = 1$

الحل:

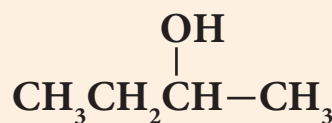
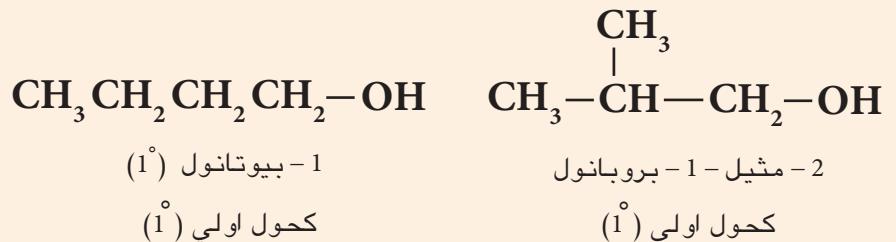
القانون العام للكحولات $(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O})$

$$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O} = (n \times 12) + [(2n+2) \times 1] + (1 \times 16)$$

$$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O} = 12n + 2n + 2 + 16 = 74 \text{ g/mol}$$

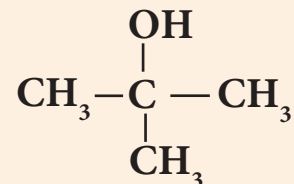
$$14n = 74 - 18 \Rightarrow n = 4$$

لذا فالكحول هو $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ والصيغ البنائية المحتملة لها هي :



2- بيوتانول (2°)

كحول ثانوي (2°)



2- مثيل - 2- بروبانول (3°)

كحول ثالثي (3°)

تمرين 9-7

حضر :

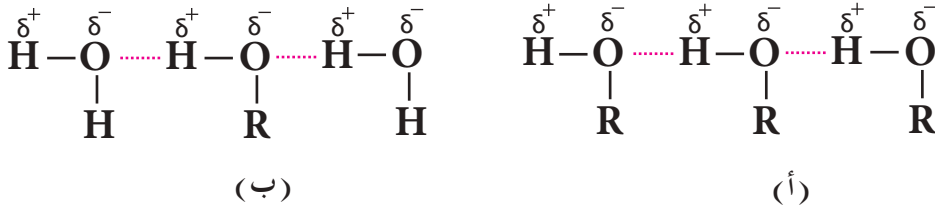
1) 2- بيوتانول من 1- بيوتين

2) الايثانول من الاثيلين

7 - 3 - 3 خواص الكحولات

1 - الخواص الفيزيائية

تمتاز الكحولات ذات الكتل المولية الصغيرة بانها سوائل ذات سمية، عديمة اللون وذات رائحة مميزة، وتكون درجات غليان الكحولات عالية جداً نسبة الى الالكانات المقابلة لها. ويعود السبب الى قابلية الكحولات على تكوين اواصر هيدروجينية بينية بين جزيئاتها، [الشكل (7 - 1)]. كما تمتزج الكحولات من ($C_3 - C_1$) بشكل تام مع الماء بسبب قابلية جزيئاتها على تكوين اواصر هيدروجينية مع جزيئات الماء.



الشكل 1-7

أ - الاواصر الهيدروجينية بين جزيئات الكحول ب - الاواصر الهيدروجينية بين جزيئات الماء والكحول.

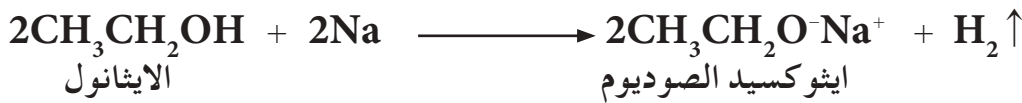
2 - الخواص الكيميائية:

الكحولات مركبات فعالة، تتفاعل مع الكواشف الايونية والقطبية وكما

مبين في الامثلة التالية:

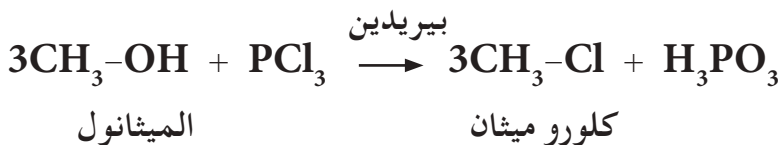
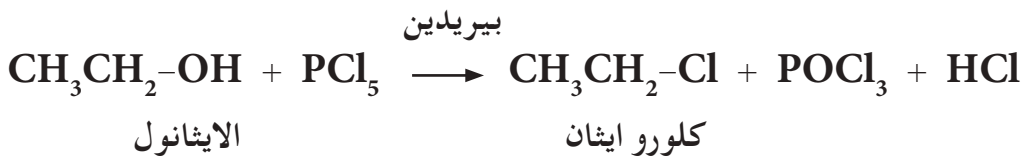
أ - تتفاعل الكحولات مع فلز الصوديوم أو البوتاسيوم مكونة الكوكسيدات

مع تحرر غاز الهيدروجين



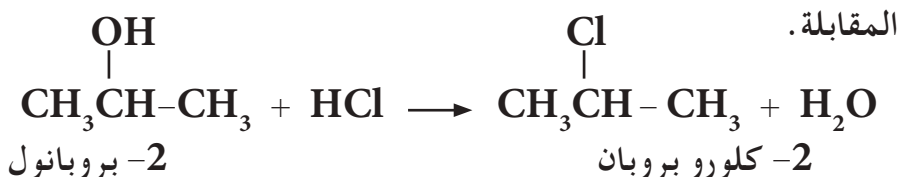
ب - تتفاعل الكحولات مع ثلاثي كلوريد الفسفور (PCl_3) وخماسي

كلوريد الفسفور (PCl_5) لتكوين هاليد الالكيل كما مبين في ادناه:



ج - التفاعل مع هاليد الهيدروجين

تتفاعل الكحولات مع هاليد الهيدروجين HX لتكوين هاليدات الالكيل



الغيبه !

لا تصنف مجموعة OH الكحولية ضمن القواعد القوية لانها لا تتأين لتعطي ايون الهيدروكسيد.

يكون هذا التفاعل سريعاً للكحولات الثالثة وخصوصاً عند استعمال حامض الهيدروكلوريك المركز، لكن تفاعل الكحولات الاولية والثانوية يكون بطيئاً. كما وتعتمد سرعة التفاعل على نوع هاليد الهيدروجين وكما يأتي :



يدعى مزيج (محلول كلوريد الزنك المذاب في حامض الهيدروكلوريك المركز) بكاشف لوكاس، ويستعمل للتمييز بين الكحولات الاولية والثانوية والثالثة حيث تتفاعل الكحولات الثالثة مباشرة مع هذا الكاشف مكونة عكرة في المحلول نتيجة لتكون هاليد الالكيل غير الذائب في وسط التفاعل واما الكحولات الثانوية فيستغرق تفاعلها مع كاشف لوكاس (وتكون عكرة في المحلول) عادة حوالي 5 دقائق، بينما لاتتفاعل الكحولات الاولية مع هذا الكاشف عند درجة حرارة الغرفة.

مثال 5 - 7

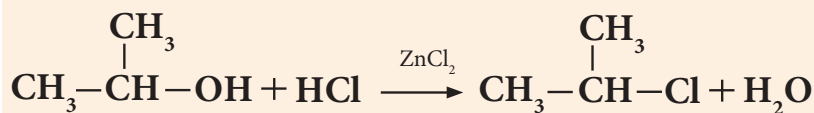
ميز كيميائياً بين 1 - بروبانول و 2 - بروبانول و 2 - ميثيل - 2 - بروبانول

الحل:

يمكن التمييز بينهما باستخدام كاشف لوكاس $ZnCl_2/HCl$ اللامائي، حيث يتفاعل مع 2 - بروبانول (كحول ثانوي) بعد 5 دقائق حيث يكون طبقة من 2 - كلورو بروبان ، اما 1 - بروبانول (كحول اولي) فلا يتفاعل مع كاشف لوكاس. اما 2 - ميثيل - 2 - بروبانول (كحول ثالثي) فتفاعله يكون مباشرة.

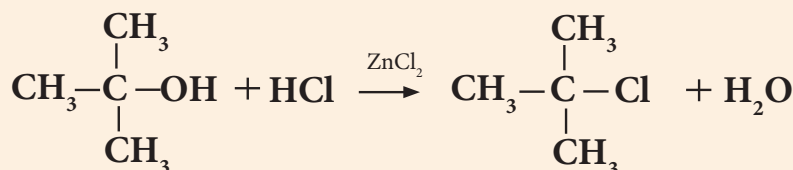


1 - بروبانول



2 - بروبانول

2 - كلورو بروبان



2 - ميثيل - 2 - بروبانول

2 - كلورو - 2 - ميثيل بروبان

مما تقدم يمكن القول انه يمكن التمييز بين الكحولات الاولية والثانوية والثالثة بواسطة كاشف لوكاس:

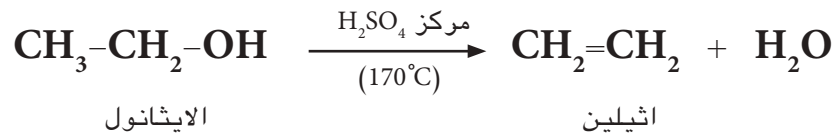
1 - تظهر عكرة في المحلول نتيجة لتكون هاليد الالكيل مباشرة مع الكحول الثالثي (3°).

2 - تظهر عكرة في المحلول بعد مرور 2 - 5 دقائق مع الكحول الثانوي (2°).

3 - يبقى المحلول رائق لان الكحول الاولي (1°) لا يتفاعل مع كاشف لو كاس في درجة حرارة الغرفة لانه يحتاج الى حرارة عالية.

د - نزع جزيء الماء من الكحولات لتكوين الالكينات

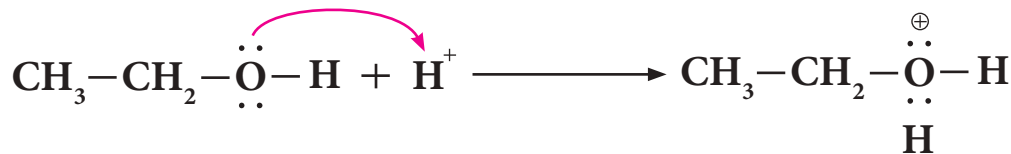
يعامل كحول الاثيل مع حامض الكبريتيك المركز في درجة حرارة (170°C) مكوناً الاثيلين .



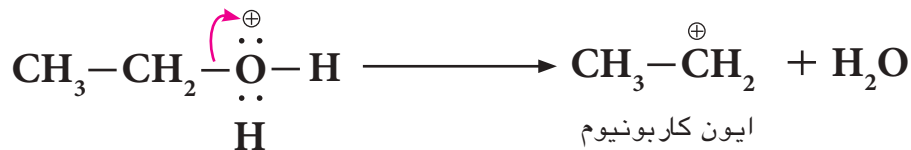
الميكانيكية:

تتضمن ميكانيكية التفاعل اعلاه الخطوات الاتية:

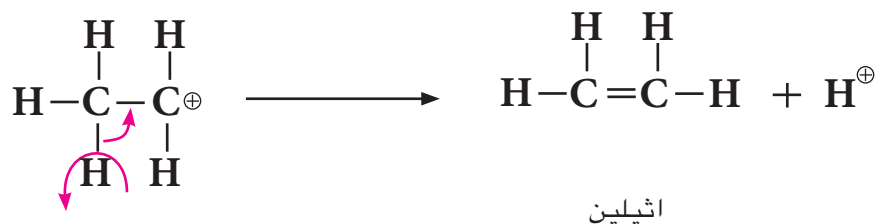
1 - اضافة بروتون الى جزيء الكحول:



2 - نزع او حذف جزيء ماء من المركب الوسطي اعلاه ليعطي ايون كاربونيوم الاكثر استقراراً:



3 - فقدان بروتون من ايون الكاربونيوم ليعطي الالكين:



تسحب مجموعة OH من ذرة الكربون مع ذرة هيدروجين من ذرة الكربون المجاورة لذرة الكربون التي تحمل OH والتي تحمل اقل عدد من ذرات الهيدروجين وذلك وفق قاعدة ستيسيف للحذف التي تنص على ان الايون الموجب H⁺ يسحب من ذرة الكربون الحاملة اقل عدد من ذرات الهيدروجين المجاورة لذرة الكربون التي يسحب منها الايون السالب .

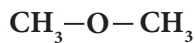
تمرين 7 - 10

عند سحب جزيء ماء من
2 - بيوتانول يكون الناتج 2 - بيوتين
وليس 1 - بيوتين ، علل ذلك .

والمجموعة الوظيفية
(الفعالة) في الاثيرات هي
مجموعة C - O - C



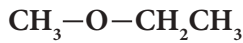
اثير متناظر



ثنائي مثيل اثير



اثير غير متناظر



اثيل مثيل اثير

7 - 4 - 1 تسمية الاثيرات

تسمى الاثيرات بإسم الكوكسي الكان وحسب الطريقة النظامية الايوباك IUPAC، وتتبع في التسمية الخطوات الاتية:

- 1 - نختار اطول سلسلة من مجموعتي الالكيل (المجموعة الاكبر) المرتبطتان بذرة الاوكسجين ونعتبرها السلسلة الام (الاساس لاسم المركب) ومنها نشق الاسم النهائي للمركب.
- 2 - نرقم السلسلة الام من الطرف الاقرب لذرة الكربون المرتبطة بذرة الاوكسجين.
- 3 - نعتبر الفرع RO المتصل بالسلسلة الام تفرعاً يأخذ الاسم: الكوكسي بحسب نوع مجموعة الالكيل.
- 4 - نكتب موقع واسم التفرعات الاخرى ان وجدت، وعلى الصورة الاتية:

رقم الكربون المتصل بالمجموعة RO - اسم التفرع -
اسم المجموعة RO + اسم الالكان وفق اطول سلسلة

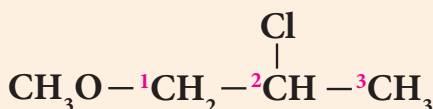
وفي ادناه بعض اسماء مجاميع (RO -) الكوكسي:

- 1) ميثوكسي - CH_3O
- 2) ايثوكسي - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}$
- 3) بروبووكسي - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{O}$
- 4) ايزوبروبووكسي - $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CHO}$

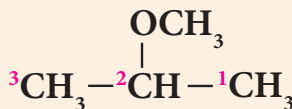
مثال 6 - 7

اكتب الاسم النظامي للمركبات الاتية:

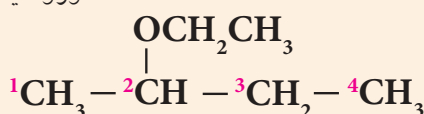
الحل:



2 - كلورو ميثوكسي بروبان



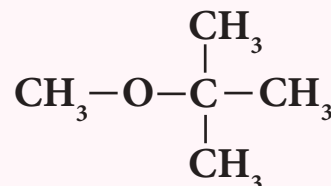
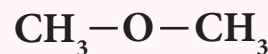
2 - ميثوكسي بروبان



2 - ايثوكسي بيوتان

تمرين 7 - 13

أ - اكتب الاسم النظامي لكل من المركبات الاتية:



ب - اكتب الصيغة البنائية لكل من المركبات الاتية:

1) 2,2 - ثنائي اثيل ميثوكسي هكسان

2) 2 - كلورو - 2 - مثيل بروبوكسي بنتان

7-4-2 تحضير الايثرات

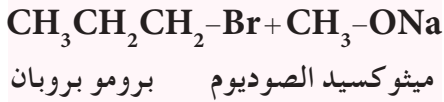
هناك طرائق مختبرية وصناعية متعددة لتحضير الايثرات وسنقتصر على طريقة مختبرية واحدة وهي:

طريقة وليمسون

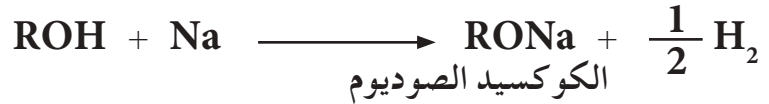
تمرين 7-14

1 - اكتب معادلة تحضير ايثوكسي بيوتان، من الايثانول.

2 - اكمل نواتج التفاعل الاتي:



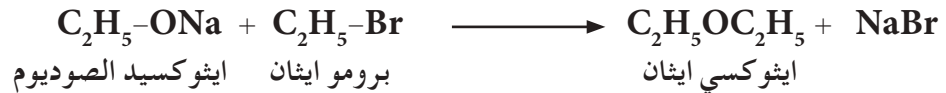
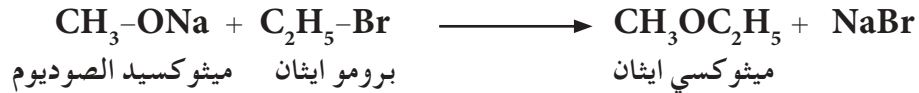
تحضر الايثرات بطريقة وليمسون (Williamson) نسبة الى العالم وليمسون حيث تتم مفاعلة فلز الصوديوم مع كحول مناسب لتكوين الكوكسيد الصوديوم المناسب، وكما يأتي:



وبعد ذلك يتم مفاعلة الكوكسيد الصوديوم مع هاليد الالكيل المناسب لتكوين الايثر المطلوب



يمكن تحضير ميثوكسي ايثان او ايثوكسي ايثان من فلز الصوديوم مع الميثانول او الايثانول لتكوين ميثوكسيد الصوديوم وايثوكسيد الصوديوم ومن ثم مفاعلتهم مع برومو ايثان للحصول على الناتج المطلوب وكما مبين في المعادلات الاتية:



هل تعلم

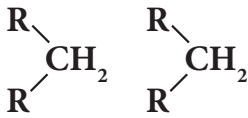
ان تفاعل الايثرات مع اوكسجين الهواء يكون الايبوكسيدات، فعند تقطير الايثرات تتركز الايبوكسيدات في المادة المتبقية من التقطير ولذلك فعند نهاية عملية التقطير ترتفع درجة الحرارة فيؤدي ذلك الى انفجار المادة المتبقية من الايبوكسيد. لذلك يجب عدم تقطير الايثرات الى حد الجفاف (dryness).

وهنا يجب الملاحظة انه في هذا النوع من التفاعلات يجب استخدام هاليد الكيل اولي، لان استخدام ثانوي او ثالثي في التفاعل يؤدي الى تكوين مركبات اخرى غير مرغوب فيها.

7-4-3 خواص الايثرات

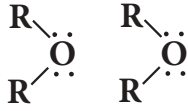
1 - الخواص الفيزيائية

ان ميثوكسي ميثان وميثوكسي ايثان هي غازات في درجة الحرارة الاعتيادية بينما تكون معظم الايثرات الاخرى سوائل متطايرة بدرجة حرارة الغرفة لكونها تمتلك درجات غليان واطئة وهي قابلة للاشتعال بصورة كبيرة وتكون عديمة اللون تمتاز بروائح مقبولة. والايثرات تكون ذات درجات غليان اوطأ من تلك التي تكون للكحولات المناظرة لها وذلك بسبب عدم قدرة الايثرات على تكوين اواصر هيدروجينية بينية بين جزيئاتها، وهي ايضاً قليلة الذوبان في الماء بسبب عدم قابليتها على تكوين اواصر هيدروجينية مع جزيئات الماء عدا تلك التي تمتلك مجاميع الكيلية صغيرة فتكون ذائبة في الماء بشكل جزئي كما هو الحال في الكحولات اما الالكانات فلا تذوب في الماء وكما موضح في الامثلة الاتية:



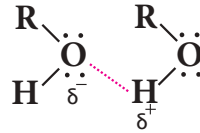
الالكانات

لا توجد أصرة هيدروجينية بين جزيئاته، فله درجة غليان اوطأ.



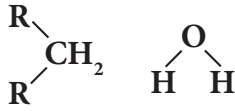
الايثرات

لا توجد أصرة هيدروجينية بين جزيئاته، فله درجة غليان اوطأ.



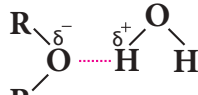
الكحولات

تتكون او اصرة هيدروجينية بين جزيئاته، فله درجة غليان عالية.



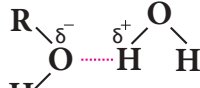
الكان

لا ينوب في الماء



ايثر

ينوب في الماء



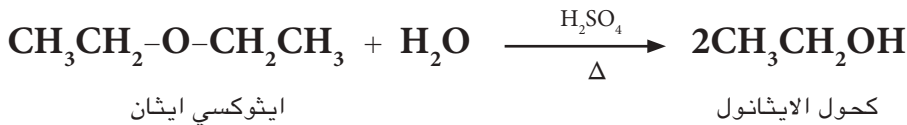
الكحولات

تنوب في الماء

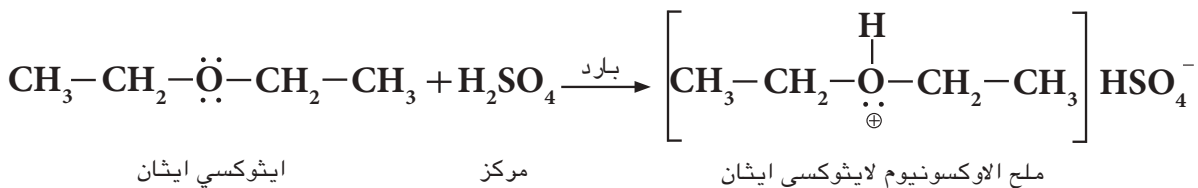
2 - الخواص الكيميائية

تعتبر الايثرات مركبات مستقرة الى حد ما، فهي لا تتفاعل مع القواعد ولا مع العوامل المؤكسدة او العوامل المختزلة ولا مع الفلزات الفعالة. تدخل الايثرات في التفاعلات الاتية:

أ - تتفاعل مع حامض الكبريتيك المخفف وبالتسخين لتعطي الكحولات:



اما اذا تفاعلت مع حامض الكبريتيك المركز البارد أو HCl فانها تعطي املاح الاوكسونيوم حيث تهب الايثرات زوج من الالكترونات الى ايون الهيدروجين لتكوين هذه الاملاح والتي تكون ذائبة في المحلول المحمض. ومن الممكن ان يعاد تكون الايثرات من معاملة املاح الاوكسونيوم مع الماء. يستخدم هذا التفاعل للتمييز بين الايثرات والالكانات لكون الالكانات لا تتفاعل مع الحوامض المركزة. وكما في المثال الاتي:

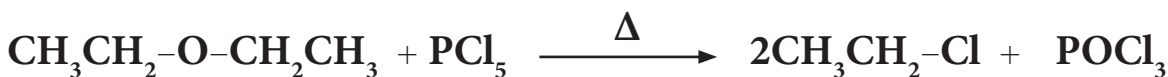


ب - التفاعل مع PCl₅

تتفاعل الايثرات مع خماسي كلوريد الفسفور PCl₅ لتعطي كلوريدات الالكيل.



وعلى سبيل المثال:

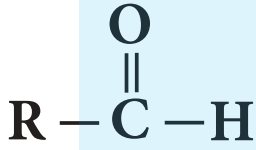


ايثوكسي ايثنان

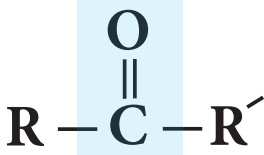
كلورو ايثنان

تمرين 7 - 15

كيف تميز كيميائياً بين ميثوكسي ميثنان والايثنان. معلومة: يمكن للطالب الاعتماد على تفاعل الايثرات مع الماء بوجود حامض الكبريتيك الساخن للتمييز بين هذين المركبين.



الصيغة العامة
للأليدهايدات



الصيغة العامة
للكيونات

هل تعلم

المحلول المستخدم في إزالة بعض أنواع الطلاء - كطلاء الاظافر مثلاً والذي يتميز برائحة قوية ومميزة، غالباً ما تتكون من مادة عضوية، تسمى الالستون (بروبانول) وهي أبسط الامثلة على الكيونات.

هل تعلم

عند قيامك بعملية تشريح في مادة الاحياء لضفدع واحتجت عندها مادة لحفظ ذلك المخلوق فانك تستخدم محلولاً تغمره به، هذا المحلول هو الفورمالين الذي هو محلول مائي لمادة عضوية تسمى: الفورمالديهايد، يعتبر أبسط الامثلة على مركبات الأليدهايدات.

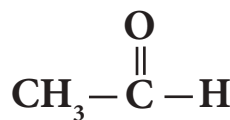
تشارك الأليدهايدات والكيونات في مجموعة وظيفية واحدة هي مجموعة الكربونيل والتي تتكون من ارتباط ذرة اوكسجين بذرة كربون بأصرة مزدوجة $\text{C}=\text{O}$ ولهذا اطلق على المركبات التي تحتوي على هذه المجموعة الفعالة بمركبات الكربونيل، وقانونها العام $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ ترتبط في الأليدهايدات ذرة كربون الكربونيل بذرة هيدروجين ومجموعة الكيل واحدة او ذرة هيدروجين اخرى، اما في الكيونات فترتبط ذرة كربون الكربونيل بمجموعتي الكيل متشابهتين أو مختلفتين.

5 - 7 - 1 تسمية الأليدهايدات والكيونات

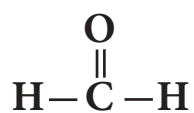
تسمى الأليدهايدات والكيونات حسب الطريقة النظامية الايواك IUPAC، وتتبع في التسمية الخطوات الآتية:

أ - تسمية الأليدهايدات

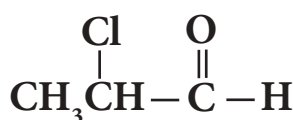
- 1 - يبدأ بترقيم الأليدهايد من ذرة كربون الكربونيل حيث تأخذ الرقم 1، ونستمر باتجاه أطول سلسلة كربونية.
 - 2 - تسمى الأليدهايد بالاعتماد على اسم الالكال المقابل لعدد ذرات الكربون وإضافة المقطع (آل) الدال على مجموعة كربونيل الأليدهايد.
 - 3 - تسمى التفرعات ان وجدت كما تعلمنا ذلك سابقاً.
- لا حاجة لكتابة رقم موقع مجموعة الكربونيل عند تسمية الأليدهايدات بالطريقة النظامية وذلك لكونها في طرف السلسلة الكربونية دائماً. كما في الامثلة الآتية:



ايثانال Ethanal

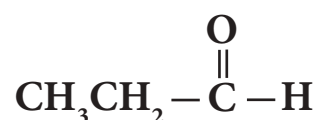


ميثانال Methanal



2 - كلورو بروبانال

2 - chloropropanal



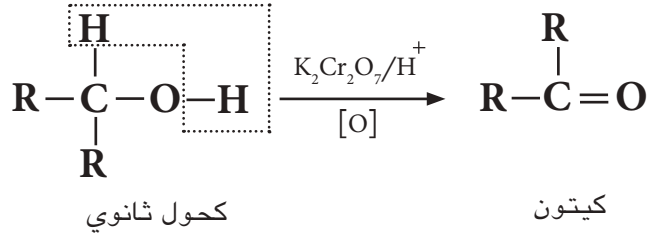
بروبانال

propanal

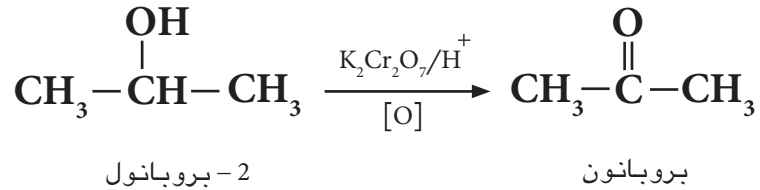
التهيه !

عند وضع الكواشف الكيميائية المستخدمة لاجراء التفاعلات الكيميائية فوق السهم في المعادلة الكيميائية، فهذا يعني انه يمكن ان تكتب المعادلة بغض النظر عن الموازنة.

اما الكيتونات فتحضر من اكسدة الكحولات الثانوية (2°).



مثال ذلك :



وهنا يجب ملاحظة ان عملية الاكسدة لا تشمل الكحول الثالثي لانه لا يتأكسد في هذه الظروف.

هل تعلم

تستخلص مركبات الالديهيد والكيتون في الطبيعة من بعض النباتات الطبيعية، فالبنزلهديهيد يستخلص من نبات اللوز

بنزلهديهيد



لوز



دارسين

بينما تستخلص بعض الكيتونات من الدارسين (القرفة).

تمرين 7 - 17

حضر كلاً من المركبات التالية باستخدام

كحول مناسب :

(1) ايثانال

(2) 2-بيوتانول

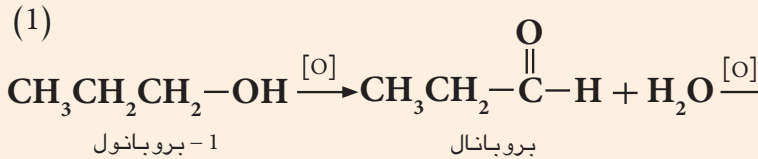
مثال 7 - 7

ما ناتج الاكسدة التامة للمركبات :

(1) 1-بروبانول

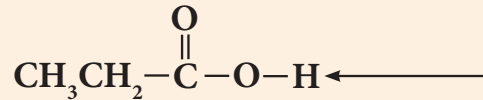
(2) 2-بنتانول

الحل :



1-بروبانول

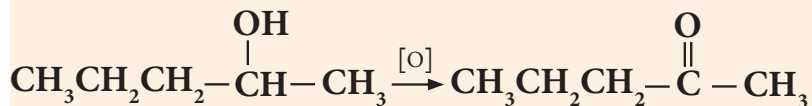
بروبانال



الحامض المقابل

حامض البروبانويك

(2)



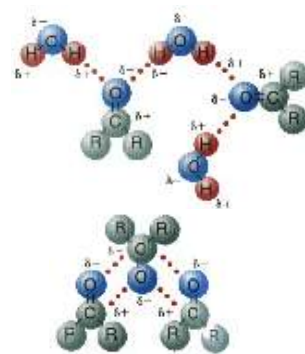
2-بنتانول

2-بنتانون

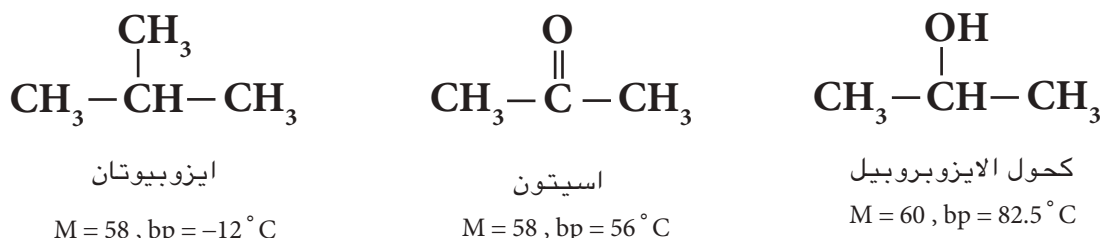
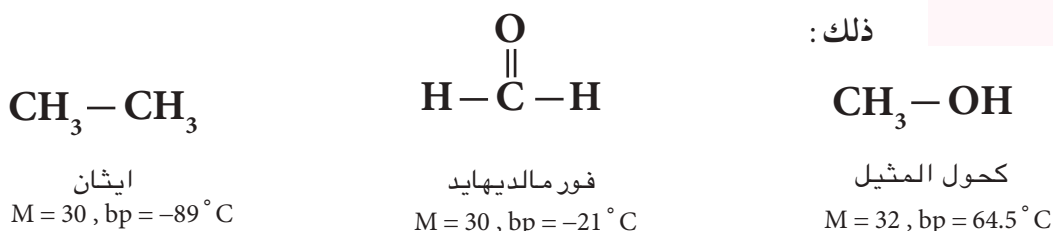
7 - 5 - 3 خواص الالديهيدات والكيونات

1 - الخواص الفيزيائية

تكون جميع الالديهيدات والكيونات سوائل في درجة حرارة الغرفة (عدا الفورمالديهيد (الميثانال) فهو غاز)، وتتميز الالديهيدات بامتلاكها روائح غير مقبولة بينما تمتلك الكيونات روائح مقبولة وتكون كثافة هذه المواد اقل كثافة من الماء، وبسبب قطبية مجموعة الكربونيل، تعتبر هذه المركبات قطبية ويمكنها ان تمتزج مع الماء كما يمكنها ان تذوب في المذيبات العضوية كالاثير. وتكون درجات غليان الالديهيدات والكيونات اعلى من تلك للجزيئات غير القطبية للالكانات، لكنها اقل من الكحولات التي لها كتل مولية متقاربة، ومثال



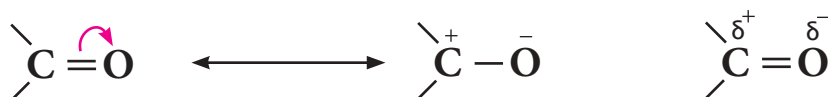
تذوب الالديهيدات في الماء لقابليتها على تكوين اواصر هيدروجينية معه.



حيث (bp) تعني درجة الغليان و (M) هي الكتلة المولية.

2 - الخواص الكيميائية

ان مجموعة الكربونيل في الالديهيدات والكيونات مجموعة عالية القطبية ويمكن تمثيلها بالشكل الاتي:



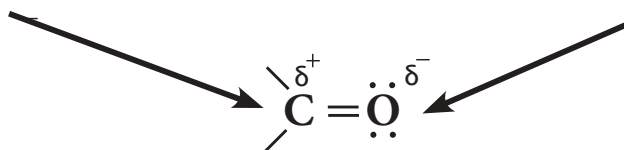
وكاربون الكربونيل المشحون جزئياً بشحنة موجبة يهاجم من قبل كاشف نيوكليوفيلي (باحث عن النواة غني بالالكترونات (Nu:)) اما الاوكسجين المشحون جزئياً بشحنة سالبة فيهاجم من قبل كاشف الكتروليفيلي (باحث عن الالكترونات).

تتفاعل الكربون كالكتروليفيل مع

تتفاعل نرة الاوكسجين كنيوكليوفيل مع

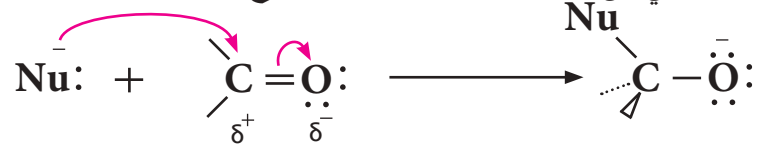
الكواشف الباحثة عن النواة

الكواشف الباحثة عن الالكترونات

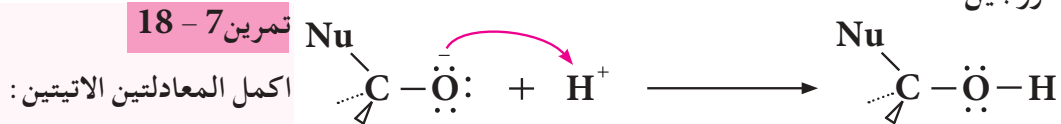


تتفاعل الالديهيدات والكيونات تفاعلات اضافة نيوكليوفيلية، وتكون بخطوتين:

الخطوة الاولى: يهاجم الكاشف الباحث عن النواة كاربون الكاربونيل مكونة اصرة جديدة تؤدي الى كسر الاصرة π بين الاوكسجين والكاربون حيث يذهب الزوج الالكتروني الى ذرة الاوكسجين وبذلك تصبح مشحونة بشحنة سالبة.

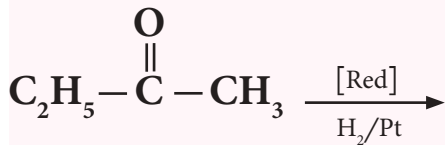


الخطوة الثانية: هي مهاجمة الالكتروفيل (الكاشف الباحث عن الالكترونات) مثل ايون الهيدروجين H^+ .

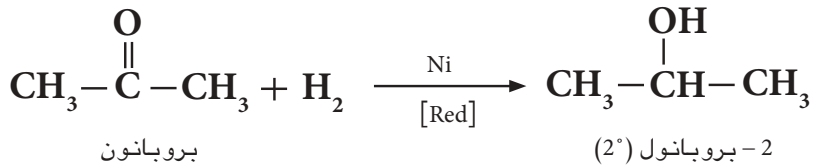
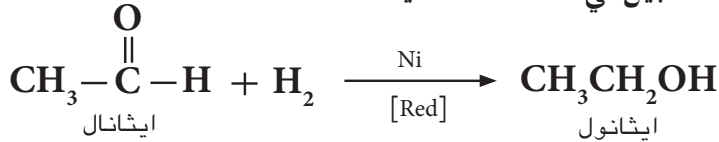
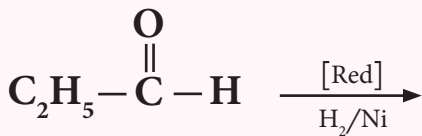


ومن تفاعلات الالديهيدات والكيونات:

أ - اختزالها بالهيدروجين



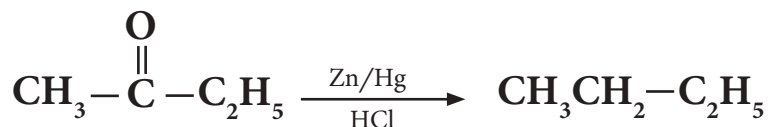
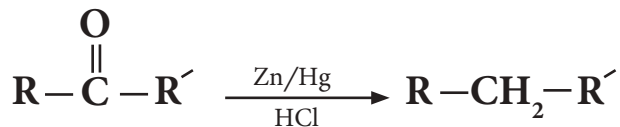
تختزل الالديهيدات والكيونات الى الكحولات بمعاملتها مع H_2 بوجود Ni أو Pt كعامل مساعد. الالديهيدات تعطي كحولات اولية والكيونات تعطي كحولات ثانوية كما مبين في المعادلات الاتية:



حيث [Red] من Reduction وتعني اختزال.

ب - الاختزال الى الالكانات

تختزل الالديهيدات والكيونات الى الالكانات المقابلة بطريقة اختزال كلمنسون (Clemmensen reduction) التي تتضمن استخدام ملغم (الزئبق - خارصين) في حامض الهيدروكلوريك كعامل مختزل وكما في المثال الاتي:



2-بيوتانول

بيوتان



6

5

4

3

2

1

كاشف تولن

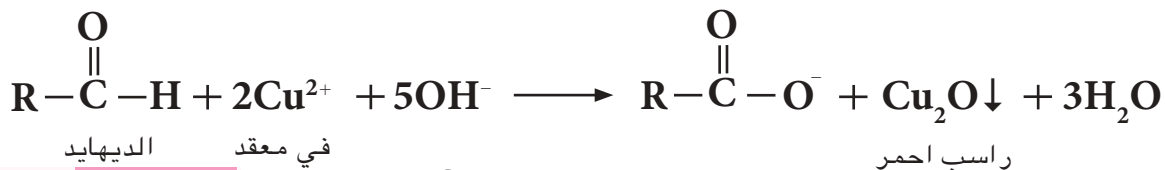


ب - محلول فهلنك Fehling's Solution

محلول فهلنك محلول قاعدي ازرق غامق وهو محلول لملح كبريتات النحاس (II) القاعدية، يحتوي على جذور سالبة مثل السترات والترات لمنع تكون راسب هيدروكسيد النحاس وذلك لأنها تكون معه معقدات مستقرة دائماً، يستخدم لأكسدة الالديهيد حيث تختزل نتيجة لذلك ايونات النحاس (II) الى اوكسيد النحاس (I) ذا اللون الاحمر. ويدل تكون الراسب الاحمر لاوكسيد النحاس (I) على وجود مجموعة الالديهيد في الجزيء. اما الكيتون فلا يتفاعل مع هذا الكاشف وكما هو مبين في المعادلة العامة ادناه.

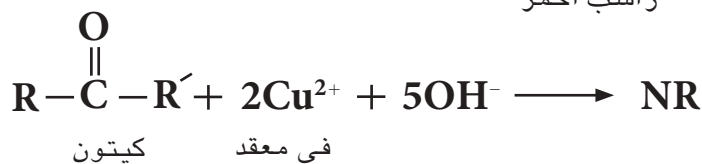


محلول فهلنك



تمرين 7 - 20

كيف تميز عملياً بين مركب البروبانال والبروبانول باستخدام :
أ - محلول فهلنك .
ب - كاشف تولن .



6-7 الحوامض الكربوكسيلية Carboxylic acid

تشارك جميع الاحماض الكربوكسيلية باحتوائها مجموعة وظيفية (فعالة) هي مجموعة الكربوكسيل (-COOH) أو ($-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$) وهي مكونة من مجموعتين: مجموعة الهيدروكسيل ومجموعة الكربونيل. الصيغة العامة للحوامض الكربوكسيلية هي $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ ، حيث R مجموعة الكيل أو ذرة هيدروجين، قانونها العام $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$

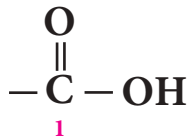


حامض الخليك (الايثانويك)

7-6-1 تسمية الحوامض الكربوكسيلية

تسمى الحوامض الكربوكسيلية حسب الطريقة النظامية الايوباك IUPAC، وتتبع في التسمية الخطوات الاتية:
1 - يبدأ بترقيم اطول سلسلة كربونية تحوي اكبر عدد ممكن من المعوضات

ما امكن ابتداء من ذرة الكربون الكربوكسيلية اي ان ذرة كاربون مجموعة الكربوكسيل تعطى دائماً رقم (1).



2 - تكتب كلمة حامض .

3 - تسمى المعوضات إن وجدت بحسب الابدجيدية العربية .

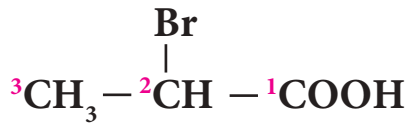
4 - يكتب اسم الالكان الذي تدل عليه اطول سلسلة من ذرات الكاربون، ويضاف الى آخر الاسم المقطع (ويك) الدال على وجود مجموعة كاربوكسيل في المركب وكما في الامثلة الاتية:



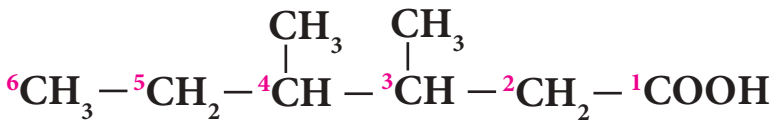
حامض الايثانويك



حامض الميثانويك



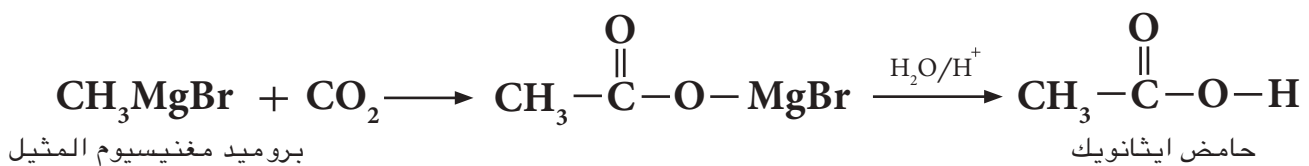
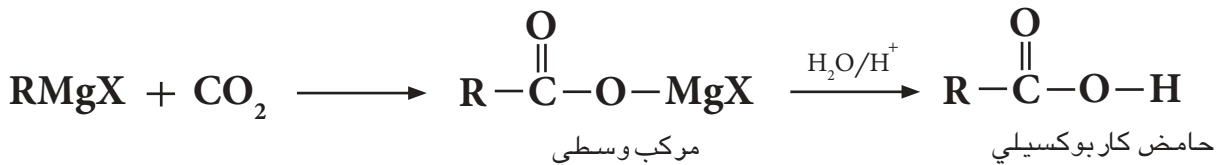
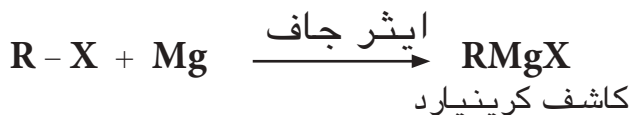
حامض 2 - برومو بروبانويك



حامض 3,4 - ثنائي ميثيل هكسانويك

7 - 6 - 2 تحضير الحوامض الكربوكسيلية

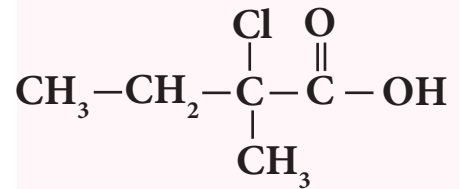
هناك عدة طرائق لتحضير الحوامض الكربوكسيلية منها ما سبق وان تطرقنا اليه، كأكسدة الكحولات الاولية (1°) أو الالديهايدات. وسنشرح هنا طريقة واحدة تعتمد على استخدام كاشف كرينيارد ويعتبر هاليد الالكيل هو المادة الاولية في هذا التفاعل مع غاز CO_2 ثم اجراء عملية التحلل المائي في وسط حامضي للحصول على الحامض الكربوكسيلي المطلوب وكما يأتي:



يحتوي الليمون على حامض كاربوكسيللي

تمرين 7 - 21

1 - اكتب الاسم النظامي للمركب

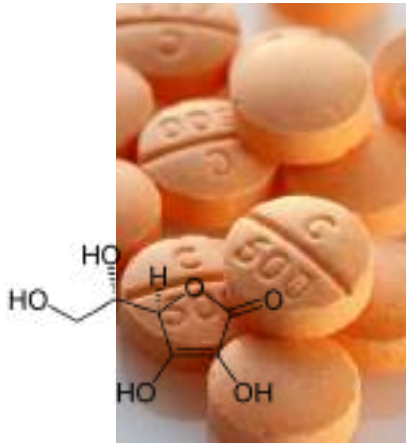


2 - ارسم الصيغة البنائية لكل من المركبات الاتية:

أ) حامض 2 - ميثيل بيوتانويك

ب) حامض 3 - كلورو بروبانويك

حضر حامض البيوتانويك من كحول البيوتانول؟

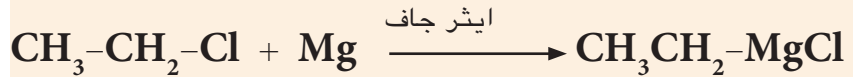


يتوفر فيتامين C في اغلب الفواكه

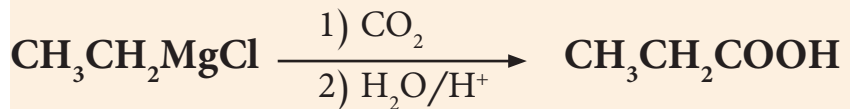
مبتدأ بكلوريد الاثيل حضر حامض البروبانويك .

الحل:

هذه الطريقة لتحضير حوامض كاربوكسيلية بزيادة عدد ذرات الكربون ذرة واحدة في المركب الناتج :



كاشف كرينيارد

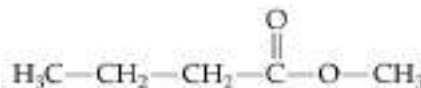


يكون من المفيد ان نذكر هنا ان فيتامين C (Vitamine C)، يدعى حامض الاسكوربيك وهو من اشهر انواع الفيتامينات المتداولة في حياتنا اليومية يتوفر في معظم الحمضيات بنسب متفاوتة، عرف بدوره الكبير في رفع مقاومة الجسم وتنشيط الاجهزة المناعية والدفاعية فيه ويتوفر على شكل اقراص فوارة تعطي نسبة من الاحتياج اليومي وتصرف للمرضى المصابين بنقص هذا الفيتامين، وهو مثال على الحوامض الكاربوكسيلية .

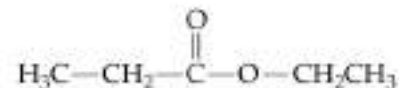
7 - 7 الاسترات Esters

تعد الاسترات مواد عضوية مشتقة من الحوامض الكاربوكسيلية حيث تشترك معها بوجود الجزء ($\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-$) بينما يكمن الاختلاف بينهما في الجزء المرتبط بذرة الاوكسجين، فاذا كان مجموعة الكيل R فسيكون المركب واحد من مجموعة الاسترات .

الصيغة العامة للاسترات $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{R}'$ ، وقانونها العام $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ ، حيث $\text{R}' = \text{R}$ أو $\text{R}' \neq \text{R}$ كما ان R يمكن ان تكون ذرة H خلافاً لـ R' . ومن الامثلة على الاسترات هي :



Methyl butanoate
مثيل بيوتانوات



Ethyl propanoate
ايثيل بروبانوات

هل تعلم

تتميز معظم الاسترات بروائح عطرية محبة تتواجد في كثير من الفواكه والخضروات ولقد اشتهر استخدامها كثيراً في اضعاء بعض النكهات الصناعية المرغوبة على بعض المنتجات الغذائية وفي كثير من الصناعات خاصة صناعة العطور وحلويات الاطفال وبعض ادواتهم .

7-7-1 تسمية الاسترات



تسمى الاسترات وذلك باتباع طريقة بسيطة هي بان تقسم جزيئة

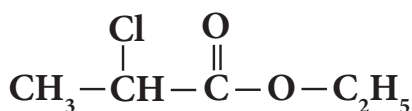
الاستر $R-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-O-R'$ الى قسمين احدهما مشتق من الحامض

الكاربوكسيلي $R-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-OH$ والثاني مشتق من الكحول $R'-OH$

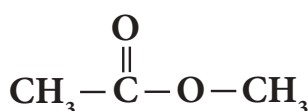
وكما يأتي :

1- يكون الاسم الاول للاستر هو الخاص بمجموعة الالكيل الموجودة في الشق الكحولي للاستر (R') المرتبط بذرة الاوكسجين .

2- يكون بقية اسم الاستر هو الخاص بالحامض الكاربوكسيلي بعد اضافة مقطع وات الى نهاية اسم الالكان المشتق من الحامض . وكما في الامثلة الاتية :



اثيل - 2 - كلورو بروبانات



مثيل ايثانات

7-7-2 تحضير الاسترات

هنالك طرائق متعددة لتحضير الاسترات، منها ماسبق وان تطرقنا اليه

عند دراستنا للخواص الكيميائية للحوامض الكاربوكسيلية (تفاعل الحامض الكاربوكسيلي مع الكحول لتكوين الاستر) . كما يمكن تحضير الاسترات من مفاعلة كلوريد الحامض الكاربوكسيلي مع الكحول بوجود البيريدين المستخدم لازالة حامض HCl المتكون كما في المثال الاتي :

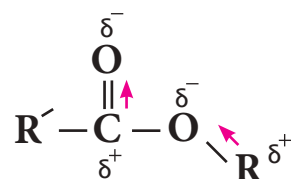


كلوريد الاستيل ميثانول مثيل ايثانات

7-7-3 الخواص العامة

1 - الخواص الفيزيائية للاسترات .

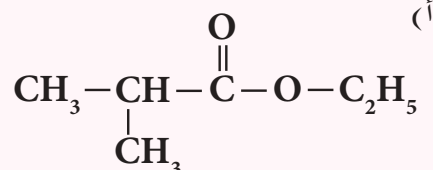
تظهر الاسترات صفة قطبية في جزيئاتها إلا انه يقل تأثيرها على الجزيء بازيداد الجزء الهيدروكاربوني غير القطبي، ولا يمكنها ان تكون اواصر هيدروجينية بينية بين جزيئاتها، لذا فان درجات غليانها اقل مما هي عليه في الحوامض الكاربوكسيلية المقابلة . ولا يمكن لمعظم الاسترات ان تذوب في الماء لكنها تذوب في اغلب المذيبات العضوية، كما ويمكن استخدام هذه المركبات كمذيبات عضوية جيدة لمواد عضوية كثيرة .



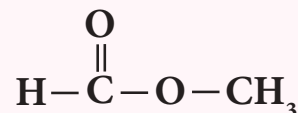
شمع عسل النحل استر لحامض كاربوكسيلي والتفاح ايضاً .

تمرين 7 - 26

1 - اكتب الاسم النظامي لكل مما يأتي :



(أ)



(ب)

2 - ارسم الصيغة البنائية للمركب الاتي :

بروبيل - 2، 3 - ثنائي مثيل هكسانوات

تمرين 7 - 27

1- مبدئاً بالميثانول حضراتيل ميثانات .

2 - مبدئاً بالايثانول حضراتيل ميثانول .

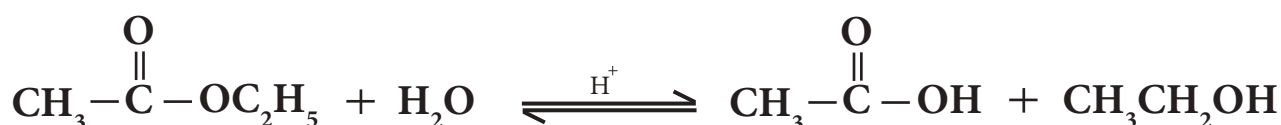
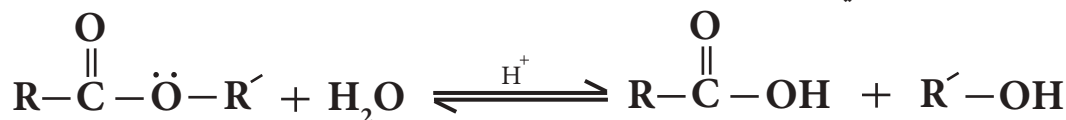
3 - مبدئاً بكلوريد الاستيل حضراتيل ميثانات .

2 - الخواص الكيميائية للاسترات

تشارك الاسترات في التفاعلات الاتية:

أ - التحلل المائي للاسترات في محيط حامضي

هو عكس التفاعل المستعمل لتحضيرها من الكحولات مع الحوامض الكاربوكسيلية حيث يتضمن جزيء ماء بوجود عامل مساعد (H_2SO_4) أو (HCl) ليعطي الحامض الكاربوكسيلي والكحول



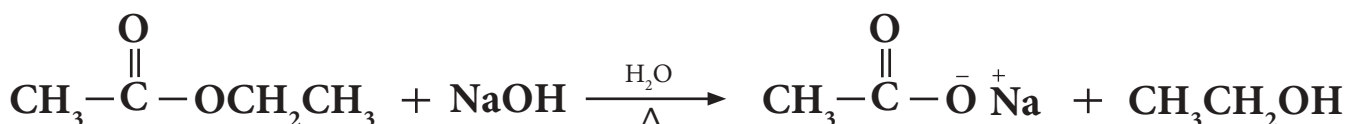
اثير ايثانوات

حامض الايثانويك

ايثانول

ب - التحلل المائي للاسترات في محيط قاعدي

يمكن لجزيء الاسترات ان يتفاعل مع جزيء الماء في وسط قاعدي مثل $NaOH$ لينتج ملح الصوديوم للحامض الكاربوكسيلي مع الكحول، ويكتسب هذا التفاعل شهرة كبيرة لانه يستخدم في تحضير الصابون وهو لذلك يدعى بتفاعل الصبونة ($Saponification$) كما يمكن ان يستخدم للكشف عن الاسترات وكما مبين في المعادلة الاتية:



اثير ايثانوات

ايثانوات الصوديوم

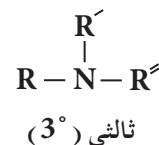
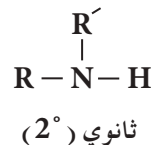
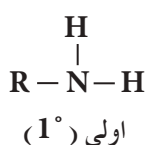
ايثانول

تمرين 7 - 28

اكتب تفاعلات التحلل المائي لايثير ميثانوات مرة في وسط حامضي واخر في وسط قاعدي.

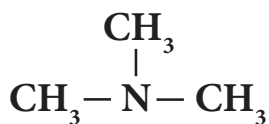
7 - 8 الامينات Amins

تعد الامينات مشتقات للامونيا NH_3 حيث تحل مجموعة الكيل واحدة أو أكثر محل ذرة هيدروجين واحدة أو أكثر، وعلى هذا تصنف الامينات بحسب عدد مجاميع الالكيل فيها، ومنها ما يدعى بالامين الاولي (1°) حيث تستبدل ذرة هيدروجين بمجموعة الكيل واحدة في جزيء الامونيا RNH_2 ، والامين الثانوي (2°) حيث يتم استبدال ذرتي هيدروجين بمجموعتي الكيل في جزيء الامونيا R_2NH ، والامين الثالثي (3°) تستبدل فيه ثلاث ذرات هيدروجين بثلاث مجاميع الكيل R_3N ، وكما في الامثلة الاتية:

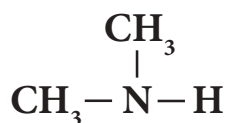


الامينات هي المسؤولة عن رائحة السمك الميت.

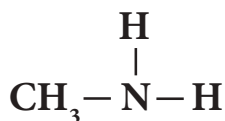
ومن امثلتها:



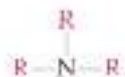
ثلاثي مثيل امين



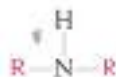
ثنائي مثيل امين



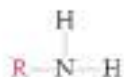
مثيل امين



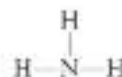
امين ثالثي (3°)



امين ثانوي (2°)



امين اولي (1°)



امونيا



ثلاثي مثيل امين



ثنائي مثيل امين



مثيل امين



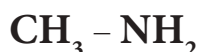
امونيا

7 - 8 - 1 تسمية الامينات

أ - تسمية الامينات وفق الطريقة الشائعة

1 - تسمى الامينات بالطريقة الشائعة بتسمية مجموعة الالكيل المرتبطة بذرة النتروجين ويتبع بكلمة امين .

مثال:



مثيل امين



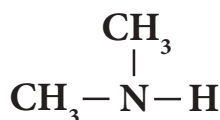
اثيل امين



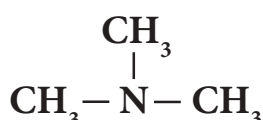
ن - بروبيل امين

2 - اذا كانت مجموعتين أو ثلاث مجاميع الكيل متشابهة مرتبطة بذرة النتروجين فتضاف كلمة ثنائي أو ثلاثي على التوالي الى اسم الامين .

مثال:



ثنائي مثيل امين

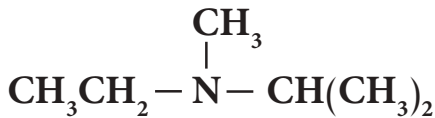


ثلاثي مثيل امين

3 - تسمى مجاميع الالكيل المرتبطة بذرة النتروجين ، اذا كانت مختلفة حسب الاحرف الابجدية .



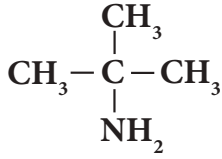
اثيل مثيل امين



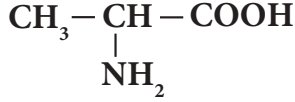
اثيل ايزوبروبيل مثيل امين

ب - يمكن تسمية الامينات حسب نظام الايوباك IUPAC كالآتي:

1 - ترقيم السلسلة الكربونية التي تحتوي على ذرة الكربون الحاملة لمجموعة الامين (-NH₂) والتي تاخذ اقل رقم ممكن . اما مجموعة الامين فتعامل معاملة مجموعة معوضة .

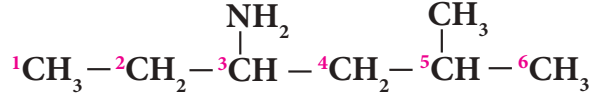


2- امينو - 2 - مثيل بروبان



حامض 2 - امينو البروبانويك

2 - تتبع جميع الخطوات المذكورة في تسمية المركبات السابقة عند تسمية المركبات الامينية وكما في الامثلة الاتية :



3- امينو - 5 - مثيل هكسان

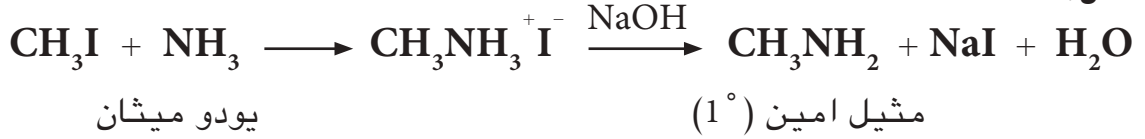
7 - 8 - 2 تحضير الامينات

هناك طرائق عديدة لتحضير الامينات سنقتصر على اثنتين منها :

1 - تفاعل الامونيا مع هاليدات الالكيل

يمكن تحضير الامينات بأنواعها الثلاثة باستخدام الامونيا NH_3 كمادة اولية ، حيث يتم خلالها تسخين هاليد الالكيل مع محلول الامونيا الكحولي في انبوبة اختبار محكمة ليتكون الامين ، وكما في المثال الاتي :

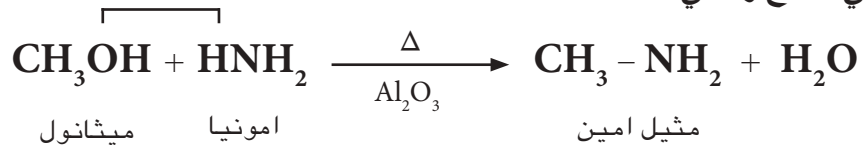
مثال :



ولا بد هنا من الاشارة الى ان هذه الطريقة غير ناجحة مخبرياً لان الناتج عبارة عن مزيج من عدة امينات ، اولية وثانوية وثالثية ، فيصعب فصلها عن بعضها ، لذا سنكتفي بتحضير الامينات الاولية فقط .

2 - تفاعل الكحولات مع الامونيا

يمكن تحضير الامينات الاولية من امرار بخار الكحول والامونيا على الالومينا الساخنة Al_2O_3 عند درجة حرارة (400°C) كما في المعادلة التالية . وهذا التفاعل شأنه شأن التفاعل اعلاه حيث ينتج مزيج من الامينات الاولية والثانوية والثالثية ، لكنه عند استخدام زيادة كبيرة من الامونيا ممكن الحصول على الامين الاولي كناتج رئيسي .



7 - 8 - 3 الخواص العامة

1 - الخواص الفيزيائية

تمتلك الامينات ذات الكتل المولية الواطئة رائحة مشابهة لرائحة الامونيا ، تكون غازات او سوائل في درجة حرارة الغرفة ، وبسبب قطبية هذه المركبات لذلك يمكنها ان تكون اواصر هيدروجينية بينية لهذا تكون ذات درجات غليان اعلى من تلك للمركبات المقابلة لها غير القطبية ، الشكل (7 - 2) .

تمرين 7 - 29

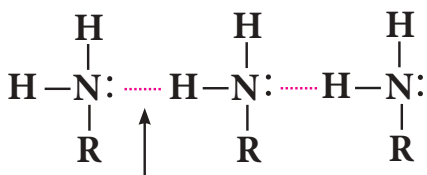
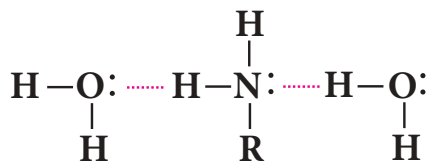
حضر ائيل امين من هاليد الكيل

مناسب .

تمرين 7 - 30

حضر بروبيل امين باستخدام كحول

مناسب .



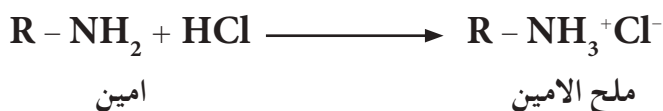
اصرة هيدروجينية

وهذه المركبات قابلة للذوبان في الماء بسبب قابليتها لتكوين اواصر هيدروجينية مع جزيئات الماء كما يمكنها ايضاً الذوبان في بعض المذيبات العضوية مثل البنزين والايثر.

2 - الخواص الكيميائية

تعتبر الامينات قواعد، بسبب وجود المزدوج الالكتروني غير المشترك (زوج حر) لذرة النتروجين والذي يمكن ان يكون اصرة جديدة مع بروتون او حوامض لويس.

ويبدل على ذلك قدرتها على التفاعل مع الحوامض مثل HCl وكما في ادناه:



ومن شأن هذا الملح ان يعود ثانية الى الامين الاصلي بمفاعله مع قاعدة قوية مثل NaOH.



كما وتتفاعل الامينات مع كلوريدات الحامض (الاسيلة) لتكون مركبات عضوية تسمى الاميدات وحسب المثال الاتي:



N-مثيل اسيتاميد

الشكل 2-7

أ - الاصرة الهيدروجينية بين جزيئات الماء والامين .

ب - الاصرة الهيدروجينية بين جزيئات الامين نفسها .



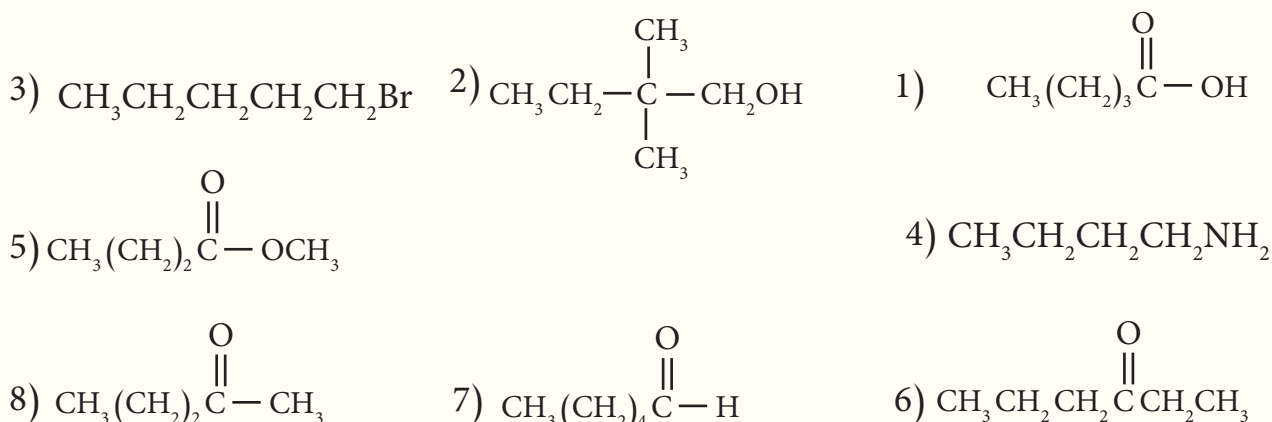
الامين قاعدة بسبب وجود الزوج الالكتروني لذرة النتروجين .

1-7 انبوتتا اختبار تحتويان على سائلين غير ملونين في احدهما 1-هكسانول وفي الاخرى هكسان ، كيف تميز بين السائلين؟

2-7 اكتب المعادلات الكيميائية التي تمثل تحضير المركبات التالية من المادة الاولية المذكورة واي مواد اخرى مناسبة :
 أ) 1 - بروبانول من 1 - كلورو بروبان .
 ب) الايثانول من الايثين .
 ج) الايثانال من الايثانول .
 د) ايثانوات الصوديوم من مثيل ايثانوات .

3-7 يتوافر في المختبر كل من المركبين 1 - كلورو بيوتان و 1 - بيوتين ، ايهما تختار لتحضير 1 - بيوتانول؟

4-7 اعط اسماء المركبات العضوية التالية على وفق نظام ايوباك



5-7 ما الصيغة البنائية للمركبات العضوية الاتية :

- 1) حامض 2، 3 - ثنائي مثيل الهكسانويك
 2) بيوتيل بيوتانوات
 3) اثيل هبتانول
 4) 3 - مثيل - 4 - هبتانول
 5) 2 - مثيل - 2 - بنتانول
 6) 3 - اثيل - 2 - امينو هكسان
 7) 3 - كلورو هكسان
 8) 2 - امينو - 2 - مثيل بيوتان
 9) بيوتوكسي بيوتان
 10) حامض 3 - مثيل بنتانويك

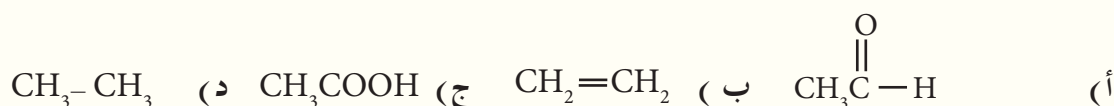
6-7 اكتب المعادلات الكيميائية التي تعبر عن التفاعلات الآتية:

- 1) مبتدئاً بالميثانال حضر حامض الايثانويك .
- 2) مبتدئاً بالميثانول حضر الايثانول .
- 3) مبتدئاً ببروموبروبان حضر حامض البروبانويك .

7-7 مركب عضوي قانونه العام $C_nH_{2n+2}O$ كتلته المولية $60g/mol$ لا يستجيب لكاشف لوكاس ولكنه يتأكسد تماماً . اكتب الصيغة الجزيئية والتركيبية للمركب . ثم اذكر التفاعل مع تسمية النواتج وكتابة القانون العام والمجموعة الفعالة لكل ناتج .

8-7 اختر الاجابة الصحيحة فيما يأتي:

1 - عند تسخين الايثانول CH_3CH_2OH مع حامض الكبريتيك المركز ينتج المركب العضوي:



2 - المركب الناتج من اكسدة المركب 2 - بروبانول باستخدام $K_2Cr_2O_7$ في وسط حامضي هو:

أ) بروبانال (ب) بروبانون (ج) بروبين (د) حامض البروبانويك

3 - عند اختزال البروبانال بواسطة H_2 وبوجود Ni فان المركب الناتج:

أ) حامض البروبانويك (ب) 1 - بروبانول (ج) 2 - بروبانول (د) بروبانون

4 - الغاز الناتج من تفاعل فلز الصوديوم مع كحول الايثانول:

أ) CO_2 (ب) O_2 (ج) CO (د) H_2

5 - عند اضافة ملغم (الزئبق - خارصين) الى الايثانال بوجود حامض HCl ينتج:

أ) كحول اولي (ب) كحول ثانوي (ج) كحول ثالثي (د) ألكان

6 - الغاز الناتج من تفاعل حامض الايثانويك مع كاربونات الصوديوم الهيدروجينية هو:

أ) H_2 (ب) CO_2 (ج) O_2 (د) CO

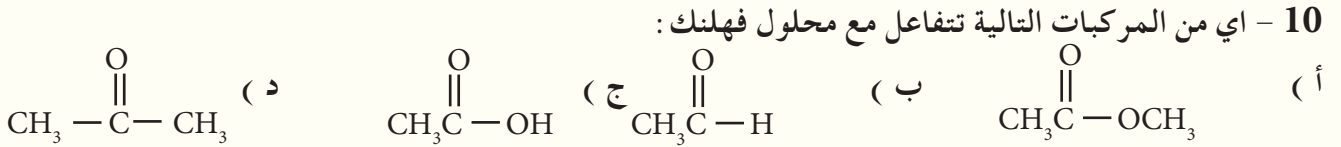
7 - يستخدم كاشف لوكاس (اللامائي $HCl/ZnCl_2$) للتمييز بين:

أ) الكحولات الاولية والثانوية والثالثية . (ب) الالديهيدات والكيونات . (ج) الامينات الاولية والثانوية .

8 - عدد الصيغ البنائية المحتملة للمركب $C_3H_6Br_2$ هو:

أ) 2 (ب) 3 (ج) 4 (د) 5

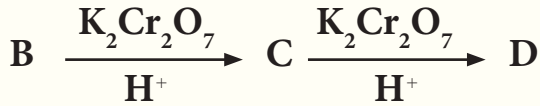
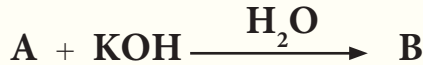
9- تتكون المرآة الفضية نتيجة مفاعلة محلول هيدروكسيد الفضة الامونياكي $Ag(NH_3)_2OH$ لاحد المركبات التالية وهو ما يدعى كاشف تولن .
 أ) كيتون ب) الديهايد ج) كحول ثالثي د) الكان



11 - نوع التفاعل الذي يحول البروبانول الى 2 - بروبانول يسمى تفاعل :
 أ) تأكسد ب) حذف ج) اختزال د) استبدال

9-7 اكتب ممثلاً بالمعادلات تحضير حامض البيوتانويك ، باستخدام كاشف كرينيارد وهاليد الكيل مناسب .

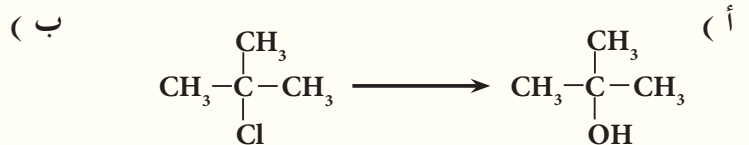
10-7 فيما يلي سلسلة من التفاعلات التي تبدأ بالايثين $CH_2=CH_2$ ، اكتب الصيغ البنائية لكل من النواتج العضوية بدءاً من A الى E :



11-7 كيف تميز مختبرياً بين كل زوج من المركبات الاتية :

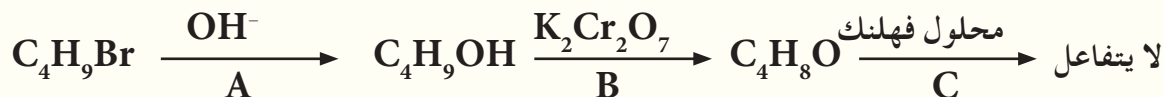
- | | | | |
|--|-----|-----------------------------|-----|
| 1 - بنتانول و بنتان | (2 | بروبانال و بروبانول | (1 |
| 2 - مثيل - 2 - بروبانول و 1 - بروبانول | (4 | بيوتانال و حامض البيوتانويك | (3 |
| اثيل امين و الايثان | (6 | الايثانول و حامض الايثانويك | (5 |

12-7 وضح بمعادلات كيميائية ، كيف تحدث التحولات الاتية :



13-7 اكتب الاسم والصيغة البنائية للكحول الذي يتأكسد ليعطي :
 أ (ايثانال) ب (2 - ميثيل بروبانال) ج (2 - بيوتانول)

14-7 ادرس مخطط التفاعل التالي وأجب عن الاسئلة التي تليه :

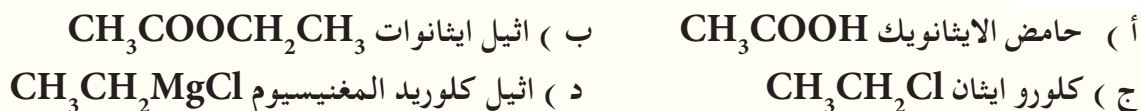


أ (اكتب الصيغ البنائية لكل من : A و B و C)
 ب (اعط اسماء كل من : A و B و C)
 ج (ايهما اعلى درجة غليان C أم B ، لماذا؟)
 د (اكتب صيغة بنائية اخرى للمركب B لا يتأكسد بوساطة $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ المحمضة .)

15-7 يتفاعل اثنان من المركبات الواردة ادناه في وسط حامضي ، لينتج مركب له رائحة مقبولة وصيغته $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ ، حدد المركبين ، ومثل التفاعل الحاصل بينهما بمعادلة كيميائية .



16-7 اكتب معادلات كيميائية تبين تحضير المواد التالية ، مبتدئاً من الايثانول وأي مواد غير عضوية او عضوية مناسبة .

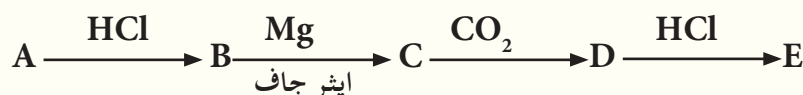


17-7 مبتدئاً من الاثيلين $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ بين بالمعادلات تحضير كل من :

أ (الايثانال) ب (اثيل كلوريد المغنيسيوم) ج (اثيل هكسانوات)

18-7 استنتج الصيغ البنائية للمركبات العضوية A , B , C , D , E في مخطط التفاعلات التالية اذا علمت ان A

مركب عضوي يحوي على ثلاث ذرات كربون :



19-7 يتكون المركب (A) من ثلاث ذرات كربون ، يتأكسد ليعطي المركب (B) وهذا بدوره لا يعطي كشف محلول

فهلنك . وعند تفاعل المركب (A) مع فلز الصوديوم ينتج المركب (C) ، اما اذا اختزل المركب (B) فانه يعطي المركب (A) .

أ (اكتب الصيغ البنائية لكل من : A و B و C) ب (اكتب المعادلات الكيميائية لتكوين المركبات : A و B و C)

Biochemistry

8



بعد الإنتهاء من دراسة هذا الفصل يتوقع من الطالب أن :

- يميز بين أنواع الكربوهيدرات .
- يعرف أنواع السكريات وما هي الاختلافات بينها .
- يستطيع الكشف عن النشأ .
- يعرف اللبيدات (الدهون) .
- يتعلم كيفية صناعة الصابون والمواد المستخدمة في صناعته .

تُعَدُّ الكيمياء الحياتية العلم الذي يعنى بكيمياء التراكيب الحيوية في اجسام المخلوقات الحية. حيث يدرس هذا العلم التغيرات الكيميائية التي تحدث في جسم الانسان او اجسام المخلوقات الحية فان هذا النوع من الدراسة يربط بين المجال الكيميائي والمجال الحيوي الوظيفي لتلك المخلوقات. وفي هذا الفصل سنتطرق لمقدمات يسيرة عن نوعين من المواد الغذائية المهمة لصحة اجسامنا وما يحدث لهما من تغيرات خلال العمليات الحيوية داخلها. هذان النوعان هما: الكاربوهيدرات والبروتينات.

2 - 8 الكاربوهيدرات Carbohydrates

هل فكرت يوماً بالنشويات التي تُكون معظم غذائنا من الخبز والرز ونحوها وم تتكون؟ ام هل تعرف السبب الكامن وراء الطعم الحلو للعسل وبعض الفواكه كالموز والتفاح والعنب؟
ان نوعاً من المواد الكيميائية يدخل في تركيب تلك الاغذية يعرف بالكاربوهيدرات او النشويات او السكريات.



فما هي الكاربوهيدرات؟ وما انواعها وخصائصها؟

8 - 2 - 1 تركيب الكاربوهيدرات

لو اجريت تحليلاً لأنواع من هذه المواد لوجدت انها تحتوي على كاربون وهيدروجين وواوكسجين ونسبة الاوكسجين فيها مرتفعة. وتبين الصيغة التركيبية لمعظم الكاربوهيدرات ان كل ذرة كاربون في الجزيء ترتبط بالذرات المكونة لجزيئات الماء وهي $(CH_2O)_n$ أو $C_n(H_2O)_n$ ولذا اطلق عليها اسم كاربوهيدرات المشتق من كاربون (Carbon) وماء (Hydrate).
تقسم الكاربوهيدرات الى كاربوهيدرات معقدة (Complex carbohydrate) وكاربوهيدرات بسيطة (Simple carbohydrate) وغالباً ما تكون على شكل سلاسل كاربونية مستمرة قابلة للالتفاف وتشكيل جزيئات ذات سلاسل كاربونية حلقية ويكون التركيبان الحلقي والمستمر في حالة اتزان مستمر.



الكاربوهيدرات والنشويات والسكريات هي المواد الغذائية الاساسية للانسان.

8-2-2 اصناف الكربوهيدرات:

تصنف الكربوهيدرات الى انواع اهمها ما يأتي :

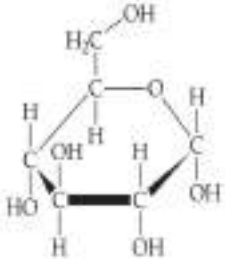
- 1- الكربوهيدرات احادية التسكر (سكريات احادية) (Monosaccharides) : كاللوكوز والفركتوز.
- 2- الكربوهيدرات ثنائية التسكر (سكريات ثنائية) (Disaccharides) : كالتروز والمالتوز واللاكتوز.
- 3- الكربوهيدرات متعددة التسكر (سكريات متعددة) (Polysaccharides) : كالنشأ والسيليلوز.

سنعرض بعض التفاصيل عن كل نوع منها :

1 - الكربوهيدرات احادية التسكر

تعد الكربوهيدرات الاحادية التسكر ابسط انواع الكربوهيدرات ومن

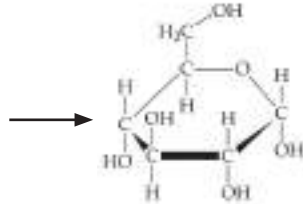
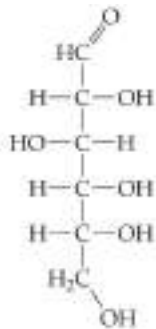
اشهر الامثلة عليها اللوكوز والفركتوز.



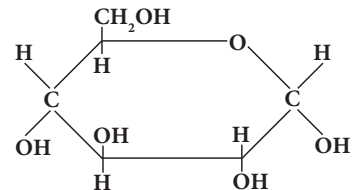
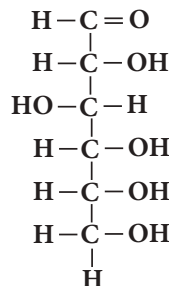
أ - سكر اللوكوز أو سكر العنب (Glucose) :

يوجد سكر اللوكوز في الطبيعة كما ويوجد في فاكهة العنب وله أهمية واستعمالات طبية في تغذية المرضى واسعافهم خلال العمليات الجراحية وفي الحالات التي لا يتناول المريض فيها غذاءً كافياً عن طريق الفم. الصيغة الجزيئية للوكوز هي $C_6H_{12}O_6$ أو $C_6(H_2O)_6$ ، غير انه يأخذ شكلاً بنائياً يتوقف على الحالة التي يوجد عليها كما يأتي :

الصيغة البنائية المغلقة للوكوز.



تترتب جزيئة اللوكوز من الصيغة البنائية المفتوحة الى الصيغة البنائية المغلقة .



من تأمل الشكلين يمكننا ملاحظة ما يلي :

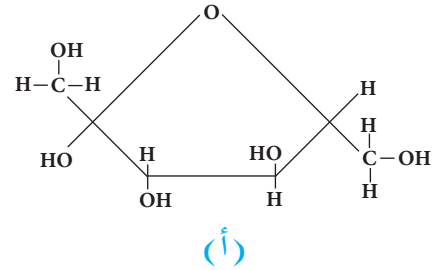
* الشكل الحلقي عبارة عن ايثر حلقي يحوي عدداً من مجاميع الهيدروكسيل .

* الشكل المفتوح عبارة عن الديهايد يحوي عدداً من مجاميع الهيدروكسيل .

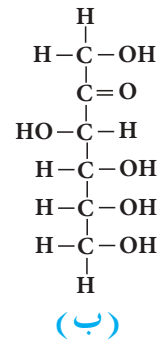
للكلوكوز صفات يمكن تفسيرها بناء على شكل الجزيء وكلا الشكلين يدل على الصفات الاساسية للكلوكوز، وتستعمل في تمثيل التفاعلات الكيميائية، لكون معظم التفاعلات تجري في المحاليل المائية، وجميع تفاعلاته الكيميائية يمكن فهمها على اساس الشكل في الحالة المفتوحة (السائلة)، ولسهولة تمثيله فسنبسـتعمله في معرفتنا صفات الكلوكوز. فالكلوكوز عبارة عن بلورات صلبة، له درجة غليان عالية، كما انه يذوب جيداً في الماء. ومن الصيغة التركيبية للكلوكوز نلاحظ وجود مجاميع الهيدروكسيل وذرات الهيدروجين التي تسبب القطبية العالية للجزيء والتي تكون اواصر هيدروجينية بين جزيئات الكلوكوز نفسها فتسبب ارتفاع درجة غليانه، كما انه يكون اواصر هيدروجينية مع الماء مما يؤدي الى شدة ذوبانه في الماء. ومن الصيغة البنائية المفتوحة للكلوكوز يظهر احتوائه على عدد كبير من مجاميع الهيدروكسيل ومجموعة الديهايد واحدة، لذا فان صفاته الكيميائية تشبه الى حد كبير صفات الكحولات والالديهايدات، لذلك فهو يتأكسد بالتفاعل مع محلول تولن ومحلول فهلنك.

ب - سكر الفركتوز (سكر الفواكه) Fructose

يوجد الفركتوز في العسل ومعظم الفواكه، والصيغة الجزيئية للفركتوز هي $C_6H_{12}O_6$ ، وهي كما تلاحظ تشبه الصيغة الجزيئية للكلوكوز، اما الصيغة البنائية له فتمثل بالشكلين المجاورين (أ) و (ب).



وتتشابه الخواص الفيزيائية للفركتوز مع الخواص الفيزيائية للكلوكوز نظراً للتشابه في التركيب البنائي لهما، (فكلاهما يحوي مجاميع الهيدروكسيل (-OH) ومجموعة الكاربونيل (C=O) في الصيغة البنائية المفتوحة، ومجموعة (-C-O-C-) اضافة الى (-OH) في الصيغة البنائية الحلقية تجعل الفركتوز له درجة غليان مرتفعة وقدرة عالية على الذوبان في الماء.



تُظهر الصيغة البنائية المفتوحة للفركتوز وجود عدد من مجاميع الهيدروكسيل اضافة الى مجموعة الكاربونيل الكيتونية (C=O)، الامر الذي يكسبه تفاعلات مثيلة لتفاعلات الكحولات والكيتونات، ومن تلك التفاعلات قابلية الفركتوز للتأكسد فمن الامور التي خالف فيها الفركتوز معظم الكيتونات قابليته للتأكسد بمؤكسد مثل كاشف تولن أو محلول فهلنك الامر الذي لم نعهده في الكيتونات، لذا يصنف الفركتوز على انه من السكريات المختزلة رغم كونه كيتوناً.

أ- الصيغة البنائية الحلقية للفركتوز
ب- الصيغة البنائية المفتوحة للفركتوز.

2) الكربوهيدرات ثنائية التسكر :

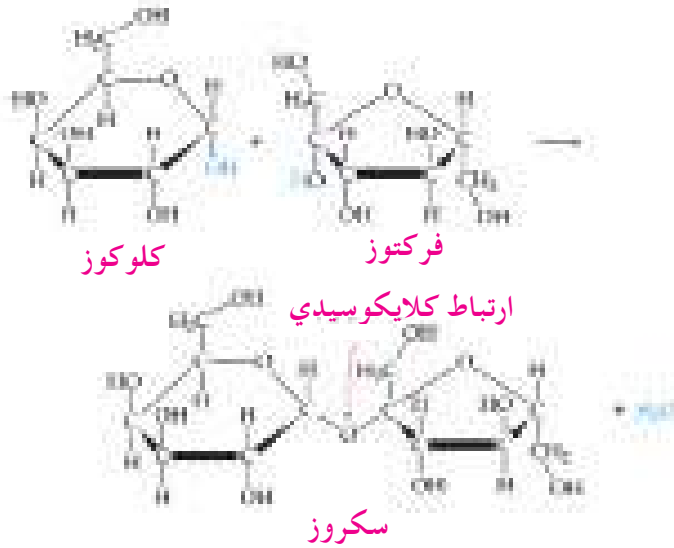
يتكون جزيء هذا النوع من ارتباط جزيئين من السكر الأحادي متمثلين أو مختلفين بعد فقدان جزيء ماء ومن أشهر الأمثلة على ذلك :

سكر القصب أو السكروز (Sucrose) :

يستخلص السكروز ذو الطعم الحلو من نبات قصب السكر، وعند تكرير هذا السكر وتنقيته وبلورته تحصل على مادة بيضاء نقية هي السكر المتداول في نظامنا الغذائي، والذي صيغته الجزيئية: $C_{12}H_{22}O_{11}$. إن الجزيء من السكروز يتكون من جزيء كلوكوز وجزيء فركتوز مرتبطين ببعضهما من خلال اصرة كلايكوسيدية تنشأ بانتزاع جزيء ماء منها. إلا أنه من السهل تحليله إليهما في عملية الهضم التي تحدث في أجسامنا.



سكروز فركتوز كلوكوز

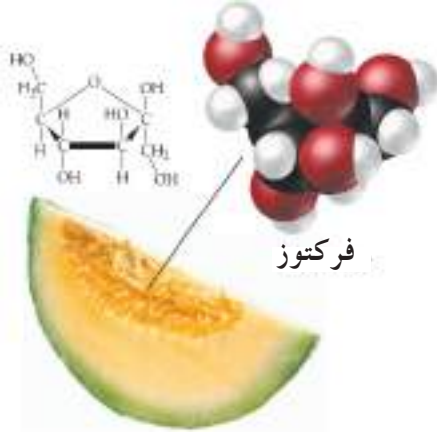


3) الكربوهيدرات متعددة التسكر :

تعد بوليمراً ضخماً للسكريات الأحادية ومن أشهر الأمثلة عليها: النشأ والسليولوز (الخشب).

أ- النشأ Starch :

حين نتناول البطاطا فنحن نتناول غذاء يحوي مادة كربوهيدراتية ضخمة بُني هيكلها من وحدات صغيرة هي الكلوكوز، إن تلك المادة هي النشأ التي تعد بوليمراً يمثل الكلوكوز الوحدة الأساسية في بنائه حيث يتم ترابطها من خلال فك الاصرة الثنائية في الكربونيل. وجرت العادة على تسمية الأغذية الحاوية على هذا النوع من الكربوهيدرات بـ (النشويات) نسبة إلى وجود النشأ فيها بكمية كبيرة.



فركتوز

الفركتوز هو السكر الاساسي الموجود في الفواكة.



قصب السكر



البنجر



سكروز



سكر المائدة هو السكروز ثنائي التسكر

ب- السليلوز Cellulose :

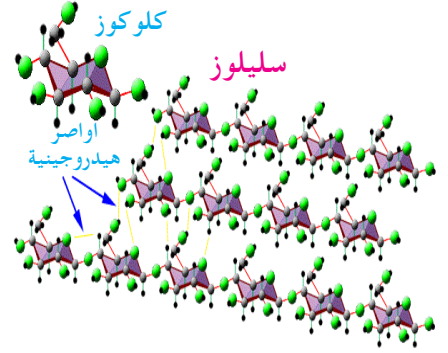
يتكون السليلوز من بوليمر ضخم للكلوكوز، وعلى الرغم من أن الوحدة الأساسية له وللنشأ هي نفسها (كلاهما بوليمر للكلوكوز) إلا أن هناك اختلافاً بينهما في الشكل والخواص سببه اختلاف عدد وحدات الكلوكوز المكونة لكل منهما واختلاف ترابطها مع بعضها. إن المصدر الطبيعي للسليلوز ألياف المواد الخشبية كما أنه يوجد في قشور بعض ثمار الفواكه كالتمر. يمكن تفكيك الجزيئات الكبيرة كالنشأ والسليلوز إلى مكوناتها من الكلوكوز، وذلك بتفاعلها مع محاليل الحوامض، أو بتأثير بعض الأنزيمات. وهي تشبه ما يحدث في اجسامنا عند هضم تلك المواد.

محاليل حوامض او انزيمات

Cellulose → Glucose

نشأ أو سيليلوز

كلوكوز



السليلوز

8-2-3 الكشف عن النشأ

يمكن لجزيئات النشأ ان ترتبط مع جزيئات اليود في محلول اليود لتكون مركباً ذا لون ازرق، ومحلول اليود يحضر باذابة بلورات يود في محلول مائي ليوديد البوتاسيوم. لذا فالكشف عن النشأ يتم باضافة قطرات من محلول النشأ المائي الى محلول اليود في يوديد البوتاسيوم وظهور اللون الازرق دلالة على ان المادة المضافة هي النشأ.



النشويات

8-3 البروتينات Proteins

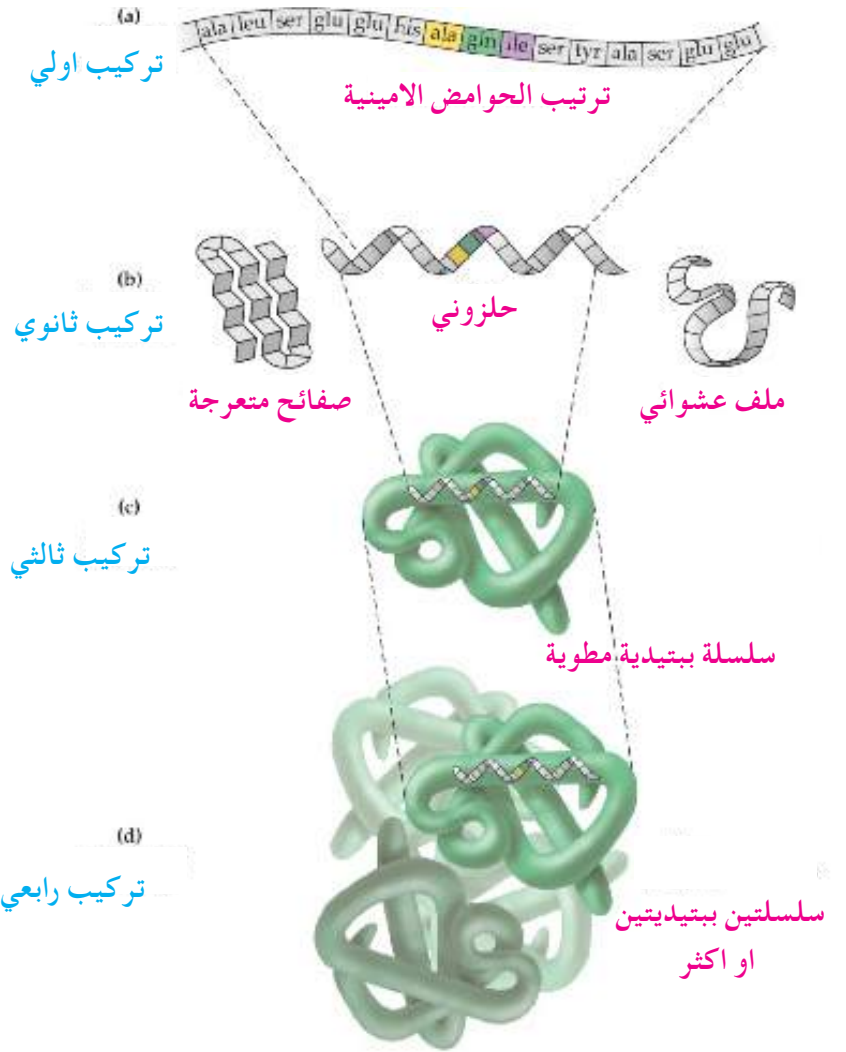
الأصل اليوناني لكلمة بروتين المقطع الاول (Pro) يعني الاول والمقطع الثاني (teins) يعني أهمية أو الأساس، إن هذه المواد خلقها الله سبحانه لتسهم في بناء أنسجة المخلوقات الحية، حيث تدخل في تركيب جميع الخلايا الحية، وهي أساسية في غذاء الإنسان لأنها المصدر الأول للحوامض الأمينية التي يحتاجها الانسان لنموه.

فما هو التركيب الكيميائي لهذه المواد؟ فيم تتشابه جزيئاتها، وفيم تختلف؟ وماذا نعرف عن أشكال جزيئاتها؟ وهل نستطيع تحضيرها بسهولة في المختبر؟

المصدر الأساسي لأي بروتين هو الأجسام الحية، إلا أن المنطقة الواحدة من الجسم قد تحتوي على انواع متعددة من البروتينات التي يجب فصل بعضها بعضاً، ونظراً لتشابه تركيبها الكيميائي وصفاتها الفيزيائية والكيميائية، فإنه من الصعب فصلها بطرق كيميائية سهلة.



البيض مصدر للبروتين



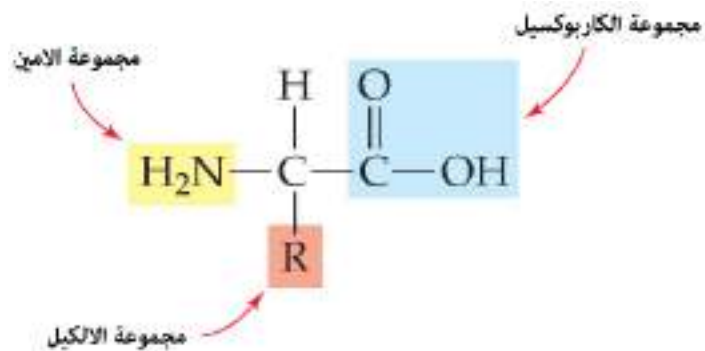
جزيئات البروتينات

1-3-8 العناصر المكونة لجزيئات البروتين

بعد إجراء التجارب العملية وجد ان البروتينات تحتوي على عناصر أساسية هي: الكربون والهيدروجين والاكسجين والنتروجين وأحياناً على عناصر ثانوية مثل الكبريت والفسفور.

2-3-8 الاحماض الأمينية

تعد الاحماض الأمينية الوحدة الأساسية لبناء البروتين، وتمثل بالصيغة البنائية العامة الاتية:



الصيغة العامة للاحماض الامينية.

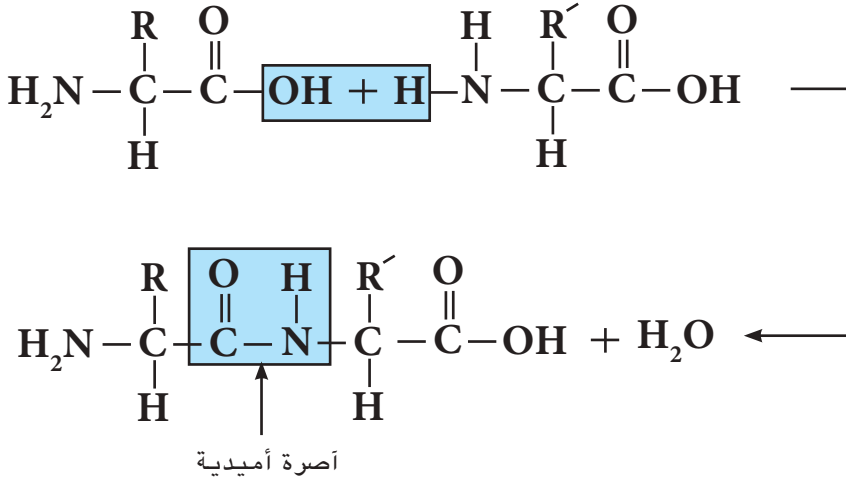
تأمل الصيغة البنائية العامة للأحماض الأمينية ثم أجب عن التساؤلات

الاتية:

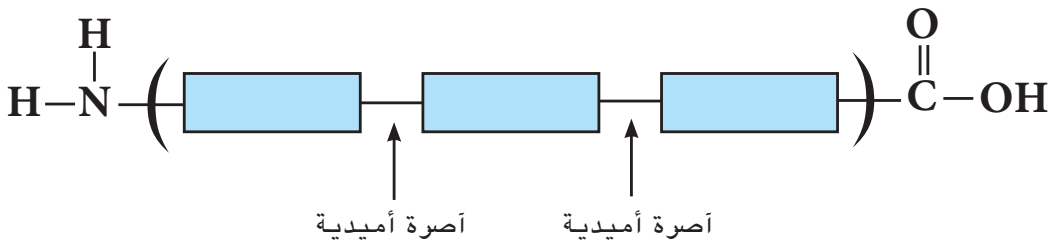
- 1 - ما المجموعتان الوظيفيتان التي تشترك فيهما جميع الاحماض الأمينية؟
 - 2 - ما الأثر الكيميائي لكل مجموعة على صفات الحامض الأميني؟
- من الواضح أن أختلاف الأحماض الأمينية عن بعضها ناشئ عن اختلاف الجذر R.

3-3-8 تكوين البروتين

يتكون البروتين من ارتباط اعداد كبيرة من وحدات بنائية صغيرة هي الاحماض الأمينية (بعد فقدان جزيء ماء لكل نقطة ارتباط) باواصر تدعى الاواصر الأميدية (الببتيدية) مكونة سلسلة طويلة من الجزيئات (بوليمر) ذات كتلة مولية كبيرة تتراوح بين 40000 - 40000000 ، وفي التفاعل العام التالي تتضح الطريقة التي يتم بها تكوين البروتين :



سيكون أحد طرفي البروتين عبارة عن مجموعة كاربوكسيل ، والطرف الآخر مجموعة أمين وفي ثناياه عدد من المجاميع الأميدية كما هو في الشكل التوضيحي الاتي :



4-3-8 التفاعلات الأساسية للبروتينات :

معظم التفاعلات المهمة للبروتينات تحدث في خلايا أجسام المخلوقات الحية ، ومعظمها يشمل تجزئة البروتين إلى أجزاء صغيرة مكونة من واحد أو أكثر من الاحماض الأمينية ، وفي المختبر يمكن أيضاً تجزئة البروتين إلى الاحماض الأمينية المكونة له ، وذلك بالتفاعل مع الاحماض غير العضوية مثل HCl حيث يقوم بفك الاصرة الأميدية (هو تفاعل مماثل لما يحدث عند هضم البروتين في المعدة) ، كما يمكن تجزئة البروتين إلى أملاح الاحماض الامينية بالتفاعل مع القواعد غير العضوية مثل NaOH .

تمرين 1-8

علل ان البروتينات مواد ذات صفات حامضية - قاعدية (مواد امفوتيرية) (amphoteric) .



تختلف البروتينات بعضها عن بعض باختلاف أنواع الاحماض الأمينية وأعدادها وترتيبها، فهناك ما لا يقل عن 20 حامضاً أمينياً تنتج عدداً ضخماً من البروتينات المختلفة، ووظيفة البروتين في الجسم الحي تعتمد على نوع الاحماض الأمينية المكونة له وترتيبها داخل بنية جزيئاته، ولهذا يبذل الباحثون جهوداً كبيرة لمعرفة ترتيب الاحماض الامينية في بروتين ما بهدف محاولة انتاج مشابه له في المختبر لتعويضه عند الحاجة الى ذلك في أجسام المخلوقات الحية .
تقوم البروتينات بدور حيوي في جسم المخلوق الحي، وبالرغم من تشابهها في التركيب الكيميائي، والواصر بين ذراتها وجزيئاتها، إلا أنها بسبب كبر حجمها تتخذ أشكالاً تختلف في وظائفها وصفاتها الطبيعية مثل :
● بروتينات تتخذ شكلاً خيطياً (ليفياً) كما هو في الكرياتين في الشعر والصوف .
● بروتينات شبه كروية كما هو في البيض .

الشعر بروتينات ذات شكل خيطي .

والوظائف الاساسية للبروتينات تتمثل بانها تقوم بوظائف أساسية في أجسام المخلوقات الحية تعتمد إلى حد كبير على الشكل العام للجزيئات (نوع مكوناتها وتركيبها) ، واي تأثير يغير من الشكل العام للبروتينات في هذه المواد يعطلها عن عملها ويؤثر على حياة المخلوق الحي . ومن أشهر المواد الحيوية البروتينية في أجسامنا: الأنزيمات والهرمونات والهيموكلوبين في الدم.

4-8 الانزيمات

تُعدُّ الانزيمات صنفاً من البروتينات وهي موجودة في جميع خلايا الجسم كعوامل مساعدة عضوية تتكون داخل الاجسام الحية وتعمل بصورة مستقلة، ولها فاعلية في العمليات الحيوية كالهضم والتمثيل الغذائي، وعملية التنفس .
تتكون الانزيمات داخل جسم الكائن الحي وتتجدد باستمرار بسبب انها تفقد فاعليتها بمرور الزمن في اثناء التفاعلات الحيوية ويكون عملها ضمن pH معينة وتتلف بالحرارة، كما ان لها مضادات توقف عملها .
تعمل الانزيمات كعوامل مساعدة للتقليل من الطاقة اللازمة (طاقة التنشيط أوطاً) لحدوث التفاعل عنه بدون انزيم .

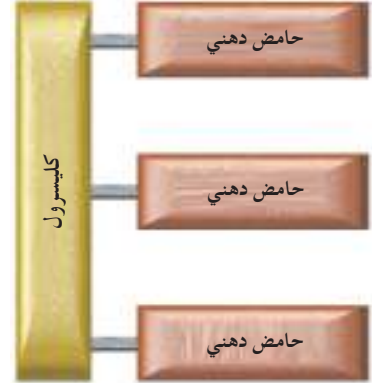
وهناك نوعان من الانزيمات :

- 1 - الانزيمات الداخلية وتعمل داخل الخلية نفسها وليس لها القابلية على التنافذ خلال غشاء معين مثل الانزيمات التأكسدية .
- 2 - الانزيمات الخارجية ويكون عملها خارج الخلية (اي بعد افرازها من الانسجة) مثل الانزيمات الهاضمة .

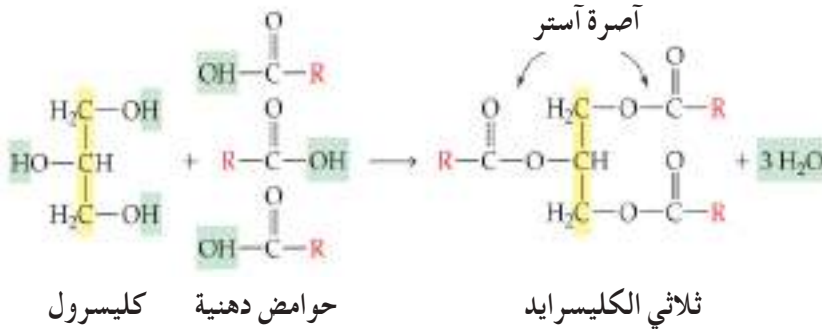
5-8 الدهون (الليبيدات) Lipids

توجد المواد الدهنية في الطبيعة بكميات كبيرة، وتتركز الزيوت النباتية في بذور النباتات مثل القطن والذرة والسمسم وفي بعض الثمار مثل الزيتون وجوز الهند، وهناك الشحوم الحيوانية وتوجد في كل خلايا الجسم وتُعدُّ المادة الأساس التي يخزنها الجسم للحصول على الطاقة عند الحاجة، إذ إن هضمها وأكسبتها يؤدي إلى تحرر كميات كبيرة من الطاقة، فهي تمثل اغذية الطاقة الكامنة المخزونة في جسم الكائن الحي. وكذلك لها اهمية اقتصادية حيث تدخل في صناعة الصابون والاصباغ والشموع.

الدهون (الشحوم الحيوانية والزيوت النباتية) مركبات لا تذوب في المذيبات القطبية كالماء، لكنها تذوب في المذيبات العضوية كالاثير والكلوروفورم، وتكون هذه المركبات ذات ملمس دهني. تكون الشحوم الحيوانية صلبة في درجة حرارة الغرفة اما الزيوت النباتية فتكون سائلة. والدهون عبارة عن الـ **ثلاثي الكليسرول** (Triester of glycerol) مع الحوامض الشحمية **Fatty acids** والتي تتكون من سلسلة هيدروكاربونية طويلة ($C_{12} - C_{24}$) لها مجموعة كربوكسيلية طرفية، ويدعى هذا التركيب بثلاثي الكليسراليد.



ثلاثي الكليسراليد

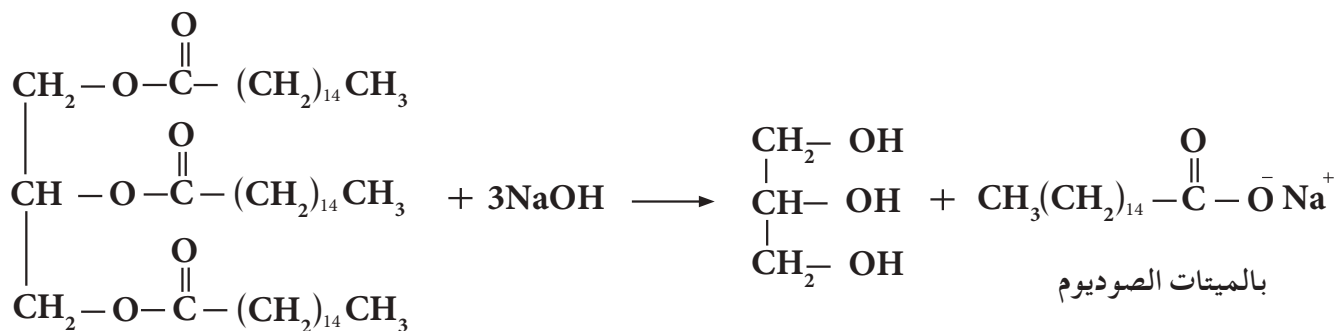


6-8 الصابون

إن صناعة الصابون من أقدم الصناعات الكيميائية التي عرفها الانسان، فالصابون هو عبارة عن ملح الصوديوم (او البوتاسيوم) لحامض دهني، وتتم عملية الصوبنة هذه بفعل القواعد القوية مثل هيدروكسيد الصوديوم **NaOH** او هيدروكسيد البوتاسيوم **KOH** على الزيت او الدهن **Fat** ويضاف محلول لملاح كلوريد الصوديوم فتتصلب مادة تتكون على شكل طبقة سميكة ترشح من خلال قطعة قماش لينتج الصابون بعد غسله بالماء البارد لازالة اي بقايا من الملح.



الصابون



بالميتات الصوديوم

ثلاثي بالميتات الكليسرول

يتوقف عمل الصابون الناتج من عملية الصوبنة على نوع القاعدة المستخدمة ونوع الزيت او الدهن، فاستخدام قاعدة NaOH ينتج الصابون الصلب وهو الصابون العادي المستخدم في المنازل، اما استخدام قاعدة هيدروكسيد البوتاسيوم KOH فينتج عنها الصابون الطري أو السائل المستخدم في الغسيل أو كريم الحلاقة.

وتتوقف جودة الصابون على نوع الدهون المستخدمة.

تمرين 2-8

لماذا لا يستخدم الكالسيوم او المغنيسيوم بدلاً عن الصوديوم والبوتاسيوم في صناعة الصابون.



خطوات صناعة الصابون

1-8 اختر الاجابة الصحيحة مما يلي :

1 - اي المواد التالية ليس مصدرها بروتينا :

- أ - جزيء مركب يحتوي على الكربون والاكسجين والهيدروجين والكبريت .
 ب - جزيء مركب يحتوي على الكربون والهيدروجين والنتروجين .
 ج - مركب يتفاعل مع الحوامض والقواعد .

2 - يتكون جزيء السكروز من وحدات صغيرة هي :

- أ - كلوكوز ب - فركتوز ج - كلوكوز وفركتوز .

3 - اي من العناصر التالية لا يوجد في الحوامض الامينية :

- أ - النتروجين ب - الفسفور ج - الاوكسجين د - الكربون

4 - اي من البوليمرات التالية تُعدُّ الحوامض الدهنية الوحدة البنائية (المونمر) لها :

- أ - البروتينات ب - الكاربوهيدرات ج - اللبيدات (الدهون)

2-8 علل ما يلي :

أ - يُعدُّ سكر الفركتوز من السكريات المختزلة .

ب - تتفاعل البروتينات مع الحوامض والقواعد .

ج - يصعب فصل البروتينات بطرق كيميائية بسيطة .

3-8 اشتبه عليك محلولان احدهما نشأ والآخر كلوكوز، فكيف يمكنك التمييز بينهما في المختبر؟

4-8 أكمل الجدول التالي :

وجه المقارنة	الكلوكوز	الفركتوز
الصيغة الجزيئية		
الصيغة البنائية المفتوحة		
المجموعة الوظيفية المميزة في الحالة المفتوحة		
المجموعة الوظيفية المميزة في الحالة الحلقية (المغلقة)		

المصطلحات

Carbonium ion	أيون الكاربونيوم	(أ)	Enthalpy	انثالبي
Carbanian ion	أيون الكاربانيون		Complex ion	ايون معقد
Electrophil	الكتروفيل (كاشف باحث عن النواة)		Initial	ابتدائي
Primary	أولي		Hydroxide ion	ايون الهيدروكسيد
Mono	أحادي		Hydrogen ion	ايون الهيدروجين
Ester	أستر		Electron	الالكترون
Anzyme	أنزيم		IUPAC	الاتحاد الدولي للكيمياء الصرفة والتطبيقية
Reduction	أختزال		Addition	إضافة
Anode	أنود		Coordination bond	اصرة تناسقية
Ampere	أمبير (وحدة التيار الكهربائي)		Monodentate	احادي المخلب
(ب)		Ionic equilibrium	اتزان ايوني	
Bohr magneton	بور مغنيتون (وحدة الزخم المغناطيسي)	Chemical equilibrium	اتزان كيميائي	
Protein	بروتين	Cation	ايون موجب	
Battery	بطارية	Anion	ايون سالب	
(ت)		Weak electrolyte	الكتروليت ضعيف	
Exothermic Reaction	تفاعل باعث للحرارة	Amphoteric	امفوتيري	
Endothermic Reaction	تفاعل ماص للحرارة	Hydrogen-ion exponent	الاس الهيدروجيني	
Quantitative analysis	تحليل كمي	Common ion	ايون مشترك	
Qualitative analysis	تحليل نوعي (وصفي)	Fusion	انصهار	
Volumetric analysis	تحليل حجمي	Entropy	انتروبي	
Volatilization	تطاير	Forward	امامي	
Titration	تسحيح	Isomer	ايزومر	
Nutralization	تعادل	Hydrogen bond	اصرة هيدروجينية	
		Ether	ايشر	
		Esterfication	استرة	

المصطلحات

Di	ثنائي
Tri	ثلاثي
Solubility product	ثابت حاصل الذوبان
(ج)	
Molecule	جزيء
Salt bridge	جسر ملحي
Cell potential	جهد الخلية
Oxidation potential	جهد التأكسد
Reduction potential	جهد الاختزال
Standard potential	جهد قياسي
Joule (J)	جول (وحدة الطاقة)
(ح)	
Heat	حرارة
Specific heat	حرارة نوعية
State	حالة
Absorbed heat	حرارة ممتصة
Evolved heat	حرارة متحررة
Boundary	حد
Volume	حجم
Calculator	حاسبة يدوية
Oxidation state	حالة التأكسد
Acid	حامض
Weak acid	حامض ضعيف
Reaction quotient	حاصل التفاعل
Polyprotic acid	حامض متعدد البروتون
Strong acid	حامض قوي

Valancy	تكافؤ
Electric current	تيار كهربائي
Chemical analysis	تحليل كيميائي
Homogeneous reaction	تفاعل متجانس
Heterogeneous reaction	تفاعل غير متجانس
Concentration	تركيز
Self ionization	تأين ذاتي
Solvolyis	تمذوب
Hydrolysis	تحلل مائي
Electrolysis	تحلل كهربائي
Vaporization	تبخر
Condensation	تكثيف
Crystalization	تبلور
Spontaneous	تلقائي
Reversible reaction	تفاعل انعكاسي
Irreversible reaction	تفاعل غير انعكاسي
Common - ion effect	تأثير الايون المشترك
Redox reaction	تفاعل تأكسد واختزال
(ث)	
Thermodynamic	ثرموداينمك
Bidentate	ثنائي المخلب
Equilibrium constant	ثابت الاتزان
Secondary	ثانوي
Tertiary	ثالثي

المصطلحات

(ر)	
Tetrahedral	رباعي الواجه منتظم
Precipitate	راسب
(ز)	
Time	زمن
(س)	
Heat capacity	سعة حرارية
Liquid	سائل
Centimeter	سنتيمتر
Burret	سحاحة
Saccharides	سكريات
(ص)	
Solid	صلب
Saponification	صوبنة
(ض)	
Pressure	ضغط
Standrad Temperature and Pressure (STP)	ظروف قياسية من ضغط ودرجة حرارة
(ط)	
Energy	طاقة
Kinetic energy	طاقة حركية
Carboxylic acid	حامض كاربو كسيللي
Amino acid	حامض اميني
(خ)	
Extensive property	خاصية شاملة
Intensive property	خاصية مركزة
Linear	خطي
Backward	خلفي
Electrochemical cell	خلية كهربائية
cell	خلية
Galvanic cell	خلية كلفانية
Electrolyte cell	خلية الكتروليتية
Voltaic cell	خلية فولتائية
Fuel cell	خلية وقود
Dry cell	خلية جافة
Mercury cell	خلية زئبقية
(د)	
Indicator	دليل
Erylnmyer	دورق ايرلنماير
Temperature	درجة الحرارة
Melting point	درجة الانصهار
Boiling Point	درجة الغليان
Lipid	دهن (لبيد)
(ذ)	
Solubility	ذوبانية
Atom	ذرة
Molar solibility	ذوبانية مولارية

المصطلحات

(ق)

Effective atomic number rule	قاعدة العدد الذري الفعال
Base	قاعدة
Le Chatelir's Principle	قاعدة لوشاتليه
Weak Bade	قاعدة ضعيفة
Strong base	قاعدة قوية
Conjucated base	قاعدة قرينة
Hess law	قانون هيس
Markovnikov rule	قانون ماركوفينيكوف
Electromotive force (emf)	قوة دافعة كهربائية
Reference electrode	قطب مرجع
Satandard hydrogem electrode (SHE)	قطب الهيدروجين القياسي

(ك)

Equivalent mass	كتلة مكافئة
Molar mass	كتلة مولية
Mass	كتلة
Quantity	كمية
Corrination chemistry	كيمياء تناسقية
Graphite	كرافيت
Organic chemistry	كيمياء عضوية

Potential energy	طاقة كامنة
Gibbs free energy	طاقة كبس الحرة
Satandard Gibbs free energy	طاقة كبس الحرة القياسية
Satandard Gibbs free energy of formation	طاقة كبس الحرة للتكوين القياسية

(ع)

Normality	عيارية
Avogadro's number	عدد افوكادرو
Oxidiation number	عدد التأكسد
Coordination number	عدد التناسق
Element	عنصر
Oxidiation agent	عامل مؤكسد
Reduction agent	عامل مختزل

(غ)

Nonelectrolyte	غير الكتروليت
Nonespontaneous	غير تلقائي

(ف)

Oven	فرن
Buffer action	فعل البفر
Voltmeter	فولتметр (مقياس الجهد)
Volt	فولت (وحدة الجهد)

المصطلحات

Coordination sphere	مجال التناسق	Tollen's reagent	كاشف تولن
Multidentate	متعدد المخلب	Carbohydrates	كاربوهيدرات
Acceptor	مستقبل	Electrochemistry	كيمياء كهربائية
Coordination complex	معقد تناسقي	Cathode	كاثود
Equilibrium posttion	موضع الاتزان	Columb (C)	كولوم (وحدة الشحنة الكهربائية)
Diamond	ماس	Biochemistry	كيمياء حيائية
Rhombic	معيني	(ل)	
Orthorhombic	موشوري	Ligand	ليكند
Fehlings solution	محلول فهلنك	Chealating ligand	ليكند كليتي
Buffer solution	محلول بفر (منظم)	Logarethem	لوغاريتيم
Nernest equation	معادلة نيرنست	(م)	
(ن)		Reactant	متفاعل
Product	نتج	Chemical equation	معادلة كيميائية
Valence bond theory	نظرية اصرة التكافؤ	Neutral complex	معقد متعادل
System	نظام	Trigonal planer	مثلث مستوي
End point	نقطة النهاية	Squar planer	مربع مستوي
Werners theory	نظرية فرنر	Surrounding	محيط
Nucleuphil	نيوكليو فيل	Universe	مجموعة
(هـ)		Balance	ميزان
Triagonal pyramid	هرم ثلاثي القاعدة	Factor	معامل
(و)		Mole	مول
Donor	واهب	Molarity	مولارية
		Millimeter	مللمتر
		Pipte	ماصة
		Salt	ملح

أمثلة عن الحوامض والقواعد والأملاح

املاح تامة الذوبان	مواد شحيحة الذوبان	قواعد ضعيفة	حوامض ضعيفة	قواعد قوية	حوامض قوية
NaCl كلوريد الصوديوم	AgCl كلوريد الفضة	NH ₃ الامونيا	الحوامض العضوية بصفة R-COOH مثل :	NaOH هيدروكسيد الصوديوم	HCl حامض الهيدروكلوريك
KCl كلوريد البوتاسيوم	PbSO ₄ كبريتات الرصاص	و الامينات بصفة R-NH ₂	CH ₃ COOH حامض الخليك	Ba(OH) ₂ هيدروكسيد الباريوم	HBr حامض الهيدروبروميك
KNO ₃ نترات البوتاسيوم	BaSO ₄ كبريتات الباريوم	C ₆ H ₇ N الانيلين	HCOOH حامض الفورميك	Ca(OH) ₂ هيدروكسيد الكالسيوم	HI حامض الهيدرويوديك
Na ₂ SO ₄ كبريتات الصوديوم	CaF ₂ فلوريد الكالسيوم		C ₆ H ₅ OH الفينول	KOH هيدروكسيد البوتاسيوم	H ₂ SO ₄ حامض الكبريتيك
K ₂ CrO ₄ كرومات البوتاسيوم	Zn(OH) ₂ هيدروكسيد الزنك		HCN حامض الهيدروسيانيك	LiOH هيدروكسيد الليثيوم	HNO ₃ حامض النتريك
CaCl ₂ كلوريد الكالسيوم	Ca ₃ (PO ₄) ₂ فوسفات الكالسيوم		HF حامض الهيدروفلوريك		HClO ₄ حامض البيروكلوريك
NH ₄ Cl كلوريد الامونيوم	Ag ₂ CrO ₄ كرومات الفضة		HNO ₂ حامض النتروز		H ₂ CrO ₄ حامض الكروميك
CH ₃ COOK خلات البوتاسيوم	Fe(OH) ₃ هيدروكسيد الحديد				
CH ₃ COONa خلات الصوديوم	Al(OH) ₃ هيدروكسيد الالمنيوم				
MgSO ₄ كبريتات المغنيسيوم	MgF ₂ فلوريد المغنيسيوم				
	Mg(OH) ₂ هيدروكسيد المغنيسيوم				

عدد المخالب	نوعه	صيغة الليكاند	اسم الليكاند	
احادي المخلب	قوي	CH_3COO^-	Acetato	خلاتو
احادي المخلب	قوي	NH_3	Ammine	أمين
احادي المخلب	ضعيف	H_2O	Aqua	أكوا
احادي المخلب	ضعيف	N_3^-	Azido	ازيدو
احادي المخلب	ضعيف	Br^-	Bromo	برومو
ثنائي المخلب	قوي	CO_3^{2-}	carbonato	كاربونيتو
احادي المخلب	قوي	CO	Carbonyl	كاربونيل
احادي المخلب	ضعيف	Cl^-	Chloro	كلورو
احادي المخلب	قوي	CN^-	Cyano	سيانو
ثنائي المخلب	قوي	dmg^-	Dimethylglyoximato	ثنائي مثيل كلايكسيماتو
ثنائي المخلب	قوي	$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$	Ethylenediamine	اثيلين ثنائي امين en
سداسي المخالب	قوي	EDTA	Ethylenediaminetetraacetic acid	اثيلين ثنائي امين رباعي حامض الخليك
احادي المخلب	ضعيف	F^-	Fluoro	فلورو
ثنائي المخلب	قوي	NH_2NH_2	Hydrazine	هايدرازين
احادي المخلب	قوي	NH_2NH_3^+	Hydrazinium	هايدرازينيوم
احادي المخلب	ضعيف	OH^-	Hydroxido	هيدروكسيدو (هيدروكسو)
احادي المخلب	ضعيف	I^-	Iodo	ايودو
احادي المخلب	قوي	CH_3NH_2	Methylamine	مثيل امين
ثنائي المخلب	قوي	NO_3^-	Nitrato	نتراتو
احادي المخلب	قوي	NO_2^-	Nitrito	نترينو
احادي المخلب	قوي	NO	Nitrosyl	نايتروسيل
ثنائي المخلب	ضعيف	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Oxalato	اوكلالينو
احادي المخلب	قوي	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	Pyridine	بيريدين
احادي المخلب	ضعيف	SCN^-	Thiocyanato	ثايوسياناتو
احادي المخلب (معقد)	قوي	$\{(\text{NH}_2)_2\text{CO}\}$	Urea	يوريا

المصادر باللغة الانكليزية

- 1- P.W. Atkins and J. d Paula, "Atkins Physical Chemistry" 9th Edition, Oxford University Press, Oxford (2012).
- 2- A.F. Cotton, G. Wilkinson, A.C. Murillo and B. Bochmann, "Advanced Inorganic Chemistry" 7th Edition, Wiley-VCH, New York (2008).
- 3- R.T. Morrison and R.N. Boyd, "Organic Chemistry" 6th Edition, Pearson Prentice Hall, New Jersey (2008).
- 4- K.W. Whitten, R.E. Davis and L. M. Peck, "General Chemistry" 7th, Edition, Holt Rinehart and Winston, New York (2010).
- 5- A.T. Schwartz, D. M. Bunce, R. G. Silberman , C. L. Stanitski, W. J. Statton and A. P. Zipp, "Chemistry in Context" American Chemical Society, New York (1997).
- 6- R. Duran , L. P. Gold, C. G. Hass, and A. D. Norman "Chemistry" McGraw-Hill, New York (2003).
- 7- I. A. Vogel , "Text Book of Quantitative Chemical Analysis", 5th Edition, Longman Press, England (1989).
- 8- D. A. Skoog, D.M. Weast, F. G. Holler and S.R. Crouch, "Fundamental of Analytical Chemistry", 8th Edition, Brooks Cole, Canada(2004).
- 9- I. A. Vogel , "A Text Book of Macro and Semimicro Quantitative Inorganic Analysis", 4th Edition, Longman Press, England (1974).
- 10- S. Prakash, G.D. Tuli, S.K. Basu and R.D. Madan, "Advanced Inorganic Chemistry" vol. II, Chand Company Ltd., New Delhi (2010).
- 11- J. E. Huheey "Inorganic Chemistry" Harper and Row Publisher, London (1997).
- 12- N. J. Tro , "Introductory Chemistry" 3rd Edition, Pearson Prentice Hall, New Jersey (2009).
- 13- A. C. Wilbraham , D. D. Staley, M. S. Matta , and E. L. Waterman, "Chemistry", Pearson Prentice Hall, New Jersey (2008).
- 14- R. Chang , and B. C. Shank , " Chemistry", Mc Graw - Hill , New York (2005).
- 15- K. J. Denniston , J. J. Topping , and R. L. Caret, "General Organic and Biochemistry", Mc-Graw- Hill, New York (2004).
- 16- S.S Zumdahle and S.A Zumdahle "Chemistry" Houghton Mifflin Boston (2003).
- 17- M.S. Silberberg , "Chemistry , the Molecular Nature of Matter and Change" Mc Graw Hill, London (2003).

المصادر باللغة العربية

- 1- إبراهيم الزامل، سليمان حمادي الخويطر ومحمد عبد العزيز الحجاجي "التفاعلات الكيميائية"، الكتاب المرجع في الكيمياء للمرحلة الثانوية، المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم، الجزء الثاني (1987).
- 2- نعمان النعيمي وعبد الرزاق حمودي "الكيمياء اللاعضوية" الجزء الثالث، جامعة بغداد، كلية العلوم، بغداد (1984).
- 3- احسان عبد الغني مصطفى وسعد عز الدين المختار، "الكيمياء اللاعضوية والتناسقية" جامعة الموصل، كلية العلوم، الموصل (1988).
- 4- الكيمياء للصف الثاني عشر - الجزء الثاني، شركة جيوبروجكتس، شركة المطبوعات للتوزيع والنشر، لبنان (2008-2009).
- 4- الكيمياء للمرحلة الثانوية للمستويين الاول والثاني، ادارة المناهج والكتب المدرسية، الاردن (2006).