



الكيمياء العامة

المفاهيم الأساسية

GENERAL CHEMISTRY
THE ESSENTIAL PRINCIPLES

لطلاب السنة الجامعية الأولى

تأليف

الدكتور: سعد ملهي الشهراني
الدكتور: فالح ظافر القحطاني
الأستاذ الدكتور: بلال حسن الجمال
جيهان محمد ابراهيم
الدكتور: أيمن عبدالعزيز يونس

الطبعة الأولى
١٤٤١ هـ / ٢٠١٩ م

ح | مكتبة المتنبى، ١٤٤٠هـ

فهرسة مكتبة الملك فهد الوطنية أثناء النشر

نخبة من قسم الكيمياء بجامعة بيشة
الكيمياء العامة المبادئ الأساسية لطلاب السنة الجامعية الأولى. / نخبة من قسم
الكيمياء بجامعة بيشة .- الدمام، ١٤٤٠هـ
٣٠٠ ص؛ ٢١ × ٢٩,٧ سم
ردمك: ٨ - ٤١ - ٨٢٧٣ - ٦٠٣ - ٩٧٨

أ - العنوان

١٤٤٠/٨٧٥٢

١- الكيمياء

ديوي ٥٤٠

رقم الإيداع ١٤٤٠/٨٧٥٢

ردمك: ٨ - ٤١ - ٨٢٧٣ - ٦٠٣ - ٩٧٨

حقوق الطبع محفوظة

الطبعة الأولى

١٤٤١هـ / ٢٠١٩م

المركز الرئيسي : الدمام - شارع المستشفى : ت : ٨٤١٣٠٠٠ - فاكس : ٨٤٣٢٧٩٤

فرع غرب الدمام : شارع ابوبكر الصديق التجاري - ت : ٨٠٢٩٠٠٩

فرع الرياض : شارع معن بن زائدة - جوال : ٠٥٠٦٩٦٠١٧٤

فرع جدة : شارع الجامعة - جوال : ٠٥٥١١٩٤٧٨٤

E-Mail: mb.book.sa@gmail.com



مكتبة المتنبى
AL MOTANABI BOOK SHOP



الكيمياء العامة المبادئ الأساسية

GENERAL CHEMISTRY: THE ESSENTIAL PRINCIPLES

1	THE MATTER: Atoms, Ions and Molecules	المادة، الذرات والأيونات والجزيئات	الفصل الأول
29	STOICHIOMETRY	الحساب الكيميائي	الفصل الثاني
54	GASES	الغازات	الفصل الثالث
88	ATOMIC STRUCTURE	بنية الذرة	الفصل الرابع
127	PERIODIC TABLE AND BONDING	الجدول الدوري والربط الكيميائي	الفصل الخامس
165	CHEMICAL EQUILIBRIUM	الاتزان الكيميائي	الفصل السادس
189	IONIC EQUILIBRIUM	الاتزان الأيوني	الفصل السابع
212	ORGANIC CHEMISTRY	الكيمياء العضوية	الفصل الثامن
237	PRACTICAL PART	الجزء العملي	الفصل التاسع
274	REFERENCES AND RESOURCES	المراجع والمصادر العلمية	المراجع والمصادر

محتويات الكتاب

الصفحة	الموضوع	
17		تقديم الكتاب
19	الفصل الاول : المادة : الذرات والأيونات والجزيئات	
21	Introduction3	1-1 مقدمة
21	States of Matter	2-1 حالات المادة
22	Changes of Matter	1-2-1 التغير في حالات المادة
22	Building of Matters	3-1 بناء المواد
22	The Atom	1-3-1 الذرة
22	(e-)nortcelE	1-1-3-1 الإلكترون
23	(P+) Proton	2-1-3-1 البروتون
23	(n°) Neutron	3-1-3-1 النيوترون
23	Atomic Number	1- العدد الذري
24	Mass Number	2- العدد الكتلي
24	Atomic Weight	3- الوزن الذري
24	Isotopes	4- النظائر
25	Atomic Mass Unit	4-1-3-1 وحدة الكتل الذرية
25	The Average Atomic Weight	5-1-3-1 متوسط الوزن الذري لعنصر
26	The Element	2-3-1 العنصر
26	The Compound	3-3-1 المركب
27	Mixtures	4-3-1 المخاليط
27	Homogeneous and Non-Homogeneous Mixtures	1-4-3-1 المخاليط المتجانسة وغير المتجانسة
28	Solutions	2-4-3-1 المحاليل
30	Names and Symbols of the Elements	4-1 أسماء ورموز العناصر
32	Chemical Formulae	5-1 الصيغ الكيميائي
32	Empirical Formula	1-5-1 الصيغة الأولية (البسيطة)
33	Molecular Formula	2-5-1 الصيغة الجزيئية
33	Structural Formula	3-5-1 الصيغة التركيبية
33	Nomenclature of Chemical Compounds	6-1 تسمية المركبات الكيميائية
33	Binary Ionic Compounds	1-6-1 المركبات الايونية الثنائية
35	Polyatomic Compounds	2-6-1 المركبات عديدة الذرات
36	Nomenclature of Covalent Compounds	3-6-1 تسمية المركبات التساهمية
36	International System of Units	7-1 النظام الدولي للوحدات

الصفحة	الموضوع	
37	SI Unit Division	1-7-1 أقسام النظام الدولي للوحدات
37	Basic Units	1-1-7-1 الوحدات الأساسية
37	Derived Units	2-1-7-1 الوحدات المشتقة
38	Characteristics of SI Units	2-7-1 خصائص النظام الدولي للوحدات
40	Common Non - SI Units	3-7-1 وحدات شائعة غير دولية
40	Temperature	أ - درجة الحرارة
42	Volume	ب - الحجم
42	Pressure	ج - الضغط
44	Density	د - الكثافة
45		8-1 أسئلة الفصل الاول
47	الفصل الثاني : الحساب الكيميائي	
49	Introduction	1-2 مقدمة
49	Atomic Weight	2-2 الوزن الذري
49	Molecule, Molecular Mass	3-2 الجزيء والوزن الجزيئي
50	Molar Mass	4-2 الكتلة المولية
52	Identification of Chemical Formulae	5-2 التعرف على الصيغ الكيميائية
52	Empirical Formula	1-5-2 الصيغة الوضعية (الأولية)
53	Molecular Formula	2-5-2 الصيغة الجزيئية
54	Structural Formula	3-5-2 الصيغة التركيبية
55	Chemical Equations	6-2 المعادلات الكيميائية
55	Balance of Chemical Equations	1-6-2 وزن المعادلات الكيميائية
57	Direction of Reaction	2-6-2 اتجاه التفاعل
57	Heat of Reaction	3-6-2 حرارة التفاعل
57	Theoretical and Actual Yield	4-6-2 الناتج النظري والفعلي للتفاعل الكيميائي
58	Limiting and excess reagent	5-6-2 المادة المحددة والمادة الزائدة
59	Methods of Expressing Concentration in solutions	7-2 طرق التعبير عن التركيز في المحاليل
59	The Percentage	1-7-2 النسبة المئوية
59	Weight Percentage	1-1-7-2 النسبة المئوية الوزنية
60	Volume-Volume Percentage	2-1-7-2 النسبة المئوية الحجمية
61	Weight-Volume Percentage	3-1-7-2 النسبة المئوية الوزنية الحجمية
61	Mole Fraction	2-7-2 الكسر المولي
62	Molality	3-7-2 المولالية
63	Molarity	4-7-2 المولارية
64	Normality	5-7-2 العيارية
68		8-2 أسئلة الفصل الثاني

الصفحة	الموضوع	
73	الفصل الثالث : الغازات	
75	Introduction	1-3 مقدمة
75	Ideal and Real Gases	2-3 الغازات المثالية والحقيقية
75	Gases Law	3-3 قوانين الغازات
75	Boyle's Law	1-3-3 قانون بويل
77	Charle's Law	2-3-3 قانون شارل
79	V – T Relationship	3-3-3 العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة
82	Avogadro's Law	4-3-3 قانون أفوجادرو
83	Amonton's Law	5-3-3 قانون أمونتون
83	P – n Relationship	6-3-3 العلاقة بين ضغط الغاز وكميته
84	n – T Relationship	7-3-3 العلاقة بين كمية الغاز ودرجة حرارته
84	State Equation of Gases	8-3-3 معادلة الحالة للغازات
87	General Gas Law	9-3-3 القانون العام للغازات المثالية
91	Gas Density and Molar Mass	10-3-3 كثافة الغاز وكتلته المولية
92	Graham's Diffusion Law	11-3-3 قانون الانتشار لجراهام
93	Molecular Kinetic Theory of Gases	4-3 النظرية الحركية الجزيئية للغازات
93	Hypothesis of Ideal Gas Theory	1-4-3 فروض النظرية الحركية للغازات
94	The Fundamental Equation of the Kinetic Theory	2-4-3 المعادلة الأساسية للنظرية الحركية
97	Dalton's Law of Partial Pressures	5-3 قانون دالتون للضغوط الجزئية
100	Deviation of Real Gases	6-3 حيود الغازات الحقيقية
101	Deviation Resulting from Neglecting Volume of Molecule's	1-6-3 الحيود الناتج عن إهمال حجوم الجزيئات
101		2-6-3 الحيود الناتج عن إهمال قوى التجاذب بين الجزيئات
	Deviation Resulting from Neglecting Intermolecular forces	
103		7-3 أسئلة الفصل الثالث
107	الفصل الرابع : بنية الذرة	
109	Introduction	1-4 مقدمة
109	Aristotle and Democritus concepts of Matter	2-4 مفاهيم ارسطو وديموقريطس للمادة
109	Dalton's Atomic Theory	3-4 النظرية الذرية لدالتون
110	Drawbacks of Dalton's Atomic Theory	1-3-4 الاعتراضات على النظرية الذرية لدالتون
110		4-4 التصريح الكهربائي للغازات والنموذج الذري لطمس
	The Electric Discharge of Gases and Thomson Atomic Model	
112	Drawbacks of Thomson's Atomic Model	1-4-4 الاعتراضات على النموذج الذري لطمس
113	Rutherford's Atomic Model	5-4 النموذج الذري لردفورد
114	Drawbacks of Rutherford's Atomic Model	1-5-4 الاعتراضات على النموذج الذري لردفورد
114	Discovery of Neutrons	6-4 اكتشاف النيوترونات

الصفحة	الموضوع	
115	Maxwell's Objection	7-4. اعتراض ماكسويل
115	Planck's Quantum Theory	8-4. نظرية الكم لبلاك
116	Properties of waves	1-8-4. خواص الموجات
117	Wavelength, Frequency, Amplitude and Velocity	2-8-4. الطول الموجي، التردد، السعة والسرعة
117	Electromagnetic Radiation	3-8-4. الإشعاع الكهرومغناطيسي
118	Bohr's Atomic Model	9-4. النموذج الذري لبور
118	Postulates of Bohr's Atomic Model	1-9-4. فروض النموذج الذري لبور
119	Emission Spectra	2-9-4. طيف الانبعاث
120	Emission Spectrum of Hydrogen Atom	3-9-4. طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين
124		4-9-4. نجاح (نتائج) نموذج بور:
124	Drawbacks of Bohr's Atomic Model	5-9-4. الاعتراضات على النموذج الذري لبور
125	Modern Atomic Theory and Quantum Chemistry	10-4. النظرية الذرية الحديثة وكيمياء الكم
125		1-10-4. فرضية دي بروجلي والطبيعة المزدوجة للإلكترون
	De - Broglie hypothesis and Dual nature of electron	
126	Heisenberg Uncertainty Principle	2-10-4. مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج
126	Schrödinger Wave Equation	3-10-4. المعادلة الموجية لشرودينجر
127	General Hypothesis of Modern Atomic Theory	4-10-4. الفروض العامة للنظرية الذرية الحديثة
127	Description of Hydrogen Atom	5-10-4. وصف ذرة الهيدروجين
128	Quantum Numbers	11-4. أعداد الكم
128	n Principal Quantum Number	1-11-4. عدد الكم الرئيسي
128	l Angular Momentum Quantum Number	2-11-4. عدد كم العزم الزاوي
129	The magnetic quantum number m_l	3-11-4. عدد الكم المغناطيسي
129	The spin quantum number m_s	4-11-4. عدد الكم المغزلي
130	Atomic Orbitals	12-4. الأفلاك الذرية
130	s orbitals	1-12-4. أفلاك s
132	p orbitals	2-12-4. أفلاك p
133	d orbitals and other higher energy orbitals.	3-12-4. أفلاك d والأفلاك الأعلى طاقة
133	f orbitals	4-12-4. أفلاك f
135	Energy of Orbitals	5-12-4. طاقة الأفلاك
136	Electronic Configuration	13-4. التركيب الإلكتروني
136	Pauli Exclusion Principle	1-13-4. قاعدة باولي للاستبعاد
137	Paramagnetic and Diamagnetic properties	2-13-4. الخصائص البارامغناطيسية والديامغناطيسية
137	Screening Effect in Polyatomic Atoms	3-13-4. تأثير الحجب في الذرات عديدة الإلكترونات
139	Hund's Rule	4-13-4. قاعدة هوند
140	Aufbau Principle	5-13-4. مبدأ البناء الصاعد

الصفحة	الموضوع	
143		14-4 أسئلة الفصل الرابع
147	الفصل الخامس : الجدول الدوري والربط الكيميائي	
149	Introduction	1-5 مقدمة
149	Development of the Periodic Table	2-5 تطور الجدول الدوري
149	Dobereiner Triads	1-2-5 ثلاثيات دوبرينر
150	Newlands Classification	2-2-5 تصنيف نيولاندز
150	Mendeleev's - and Mayer's - Classification	3-2-5 تصنيف مندليف وماي
150	Moseley's Classification and Modern Periodic Table	4-2-5 تصنيف موزلي والجدول الدوري الحديث
150	Blocks of the Periodic Table	3-5- قطاعات الجدول الدوري
151	Main - Group Elements A	1-3-5 عناصر المجموعات الرئيسية
151	S-Block Elements	1-1-3-5 عناصر الفئة S
151	P-Block Elements	2-1-3-5 عناصر الفئة P
151	Sub - Group Elements B	2-3-5 عناصر المجموعات الفرعية B
152	d-Block Elements	1-2-3-5 عناصر الفئة d
152	f-Block Elements	2-2-3-5 عناصر الفئة f
152	Newly Discovered Elements in the Periodic Table	4-5 العناصر المكتشفة حديثا في الجدول الدوري
154		الدورة الأولى
154		الدورة الثانية
154		الدورة الثالثة
155		الدورة الرابعة
155		الدورة الخامسة
155		الدورة السادسة
155		الدورة السابعة
156	Periodic Properties of the Elements	5-5 الخواص الدورية للعناصر
156	Effective Nuclear Charge	1-5-5 الشحنة الفعالة للنواة
157	Slater's Rules for calculating Shielding constant	1-1-5-5 قواعد سليتر لحساب ثابت الحجب
157		أولاً: إلكترون يقع في الغلاف من النوع ns أو np
157		ثانياً: إلكترون يقع في الغلاف من النوع nf أو nd
157	Applications on calculating Shielding constant	2-1-5-5 تطبيقات على حساب ثابت الحجب
159	Atomic and Ionic Radii	2-5-5 نصف القطر الذري والأيوني
159	Covalent Radius	1-2-5-5 نصف القطر التساهمي
160	Ionic Radius	2-2-5-5 نصف القطر الأيوني
161		3-2-5-5 تدرج انصاف الأقطار في الجدول الدوري
162	Ionization Energy	3-5-5 جهد التأين
162		1-3-5-5 العوامل المؤثرة على جهد التأين

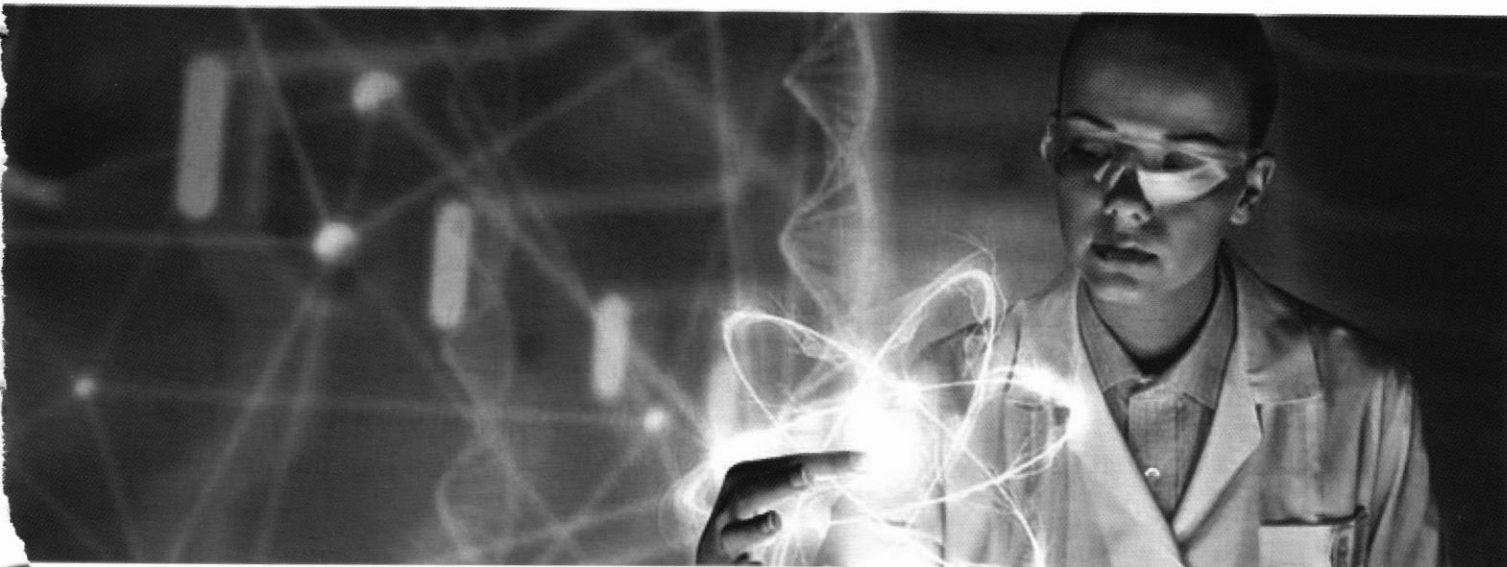
الصفحة	الموضوع	
164		5-5-2 تدرج جهد التأين للعناصر في الجدول الدوري
170	Electron Affinity	5-5-4 الألفة الإلكترونية
171	Electronegativity	5-5-5 السالبية الكهربية
172	Measuring of Electronegativity	5-5-5-1 قياس السالبية الكهربية
175	Chemical Bonding	5-6-6 الربط الكيميائي
175	Ionic Bond	5-6-1 الرابطة الأيونية
176	properties of ionic compounds	خواص المركبات الأيونية
178	Covalent Bond	5-6-2- الرابطة التساهمية
179	Single Covalent Bonds	5-6-3 الروابط التساهمية الأحادية
179	Lewis Structures	5-6-3-1 تراكيب لويس
180	Drawing Lewis Structures	5-6-3-1-1 طريقة رسم تراكيب لويس
182	Multiple Covalent Bonds	5-6-4 الروابط التساهمية المتعددة
183		5-7 أسئلة الفصل الخامس
187	الفصل السادس : الاتزان الكيميائي	
189	Introduction	6-1 مقدمة
189	The State of Chemical Equilibrium	6-2 حالة الاتزان الكيميائي
189	Types of Chemical Equilibrium	6-3 أنواع الاتزان الكيميائي
189	Homogeneous Chemical Equilibrium	6-3-1 الاتزان الكيميائي المتجانس
190	Heterogeneous Chemical Equilibrium	6-3-2 الاتزان الكيميائي غير المتجانس
190	The Law of Mass Action	6-4. قانون فعل الكتلة
191	The First Expression	1-6-4 الصيغة الأولى:
191	The Second Expression	2-6-4 الصيغة الثانية:
191	Equilibrium Constant and the Law of Mass Action	6-4-3 ثابت الاتزان الكيميائي وقانون فعل الكتلة:
195	6-5 علاقة ثابت الاتزان بالمعادلة الكيميائية الموزونة	
	Correlation between Equilibrium Constant and Balanced equation	
196	Equilibria Including Gases	6-5-1 الاتزان التي تتضمن غازات
197	6-5-2 العلاقة بين ثابت الاتزان بدلالة التركيز المولاري والضغط الجزئي K_c K_p	
200	Significance and Uses of Equilibrium constant	3-6-5 مدلول واستخدامات قيمة ثابت الاتزان
202	Factors Affecting Chemical Equilibrium	6-6 العوامل التي تؤثر على الاتزان الكيميائي:
202	Effect of Concentration	6-6-1 تأثير التركيز
203	Effect of Pressure	6-6-2 تأثير الضغط
205	Effect of Temperature	3-6-6 تأثير درجة الحرارة
205	Endothermic Reactions	6-6-3-1 التفاعلات الماصة للحرارة
206	Exothermic Reactions	6-6-3-2 التفاعلات الطاردة للحرارة

الصفحة	الموضوع	
209		7-6 أسئلة على الفصل السادس
211	الفصل السابع : الاتزان الأيوني	
213	Introduction	1-7 مقدمة
213	Acid- Base Theories	2-7 نظريات الحمض- القاعدة
213	Arrhenius Theory	1-2-7 . نظرية أرهينيوس 1887 م
213	Bronsted-Lowry Theory	2-2-7 . نظرية برونستد- لورى 1923 م
214	Lewis Theory	3-2-7 . نظرية لويس
215	Acid-Base Ionization in Aqueous Solutions	3-7 تأين الحمض- القاعدة في المحاليل المائية
216	Ionization of Water	1-3-7 تأين الماء
218	Hydrogen Number and Hydroxyl Number	2-3-7 . الرقم الهيدروجيني و الرقم الهيدروكسيلي
222	Determination of Ionization Constant for Weak Acids	3-3-7 . تعيين ثابت تأين الأحماض الضعيفة
224	Determination of Ionization Constant for Weak Bases	4-3-7 . تعيين ثابت تأين القواعد الضعيفة
227	Common Ion Effect	4-7 . تأثير الأيون المشترك
227	Buffer Solutions	1-4-7 . المحاليل المنظمة
227		1-1-4-7 . محلول منظم من حمض ضعيف وأحد أملاحه:
229		2-1-4-7 . محلول منظم من قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها
230	Solubility of and the Common Ion Effect	2-4-7 . ذوبانية الأملاح وتأثير الأيون المشترك
230	Solubility Product Constant	ثابت حاصل الإذابة
233		6-7 أسئلة الفصل السابع
235	الفصل الثامن : الكيمياء العضوية	
237	Introduction	1-8 مقدمة
237	Vital Force Theory	1-1-8 نظرية القوة الحيوية
237	Classification of Organic Compounds	2-1-8 تصنيف المركبات العضوية
238	Hydrocarbons	2-8 الهيدروكربونات
238	Aliphatic Hydrocarbons	1-2-8 هيدروكربونات اليفاتية
238	Aromatic hydrocarbons	2-2-8 الهيدروكربونات الأروماتية
238	Alkanes	3-8 الألكانات
239	Sources of Alkanes	1-3-8 مصادر الألكانات
239	General Formula of Alkanes	2-3-8 الصيغة العامة للألكانات
239	Nomenclature of Alkanes	3-3-8 تسمية الألكانات
240	Alkyl Group	4-3-8 مجموعة الألكيل
241	Cycloalkanes	5-3-8 الألكانات الحلقية
242	Systematic Nomenclature of Alkanes	6-3-8 الطريقة النظامية لتسمية الألكانات
244	Physical properties of Alkanes	7-3-8 الخواص الفيزيائية للألكانات
245	Alkenes	4-8 الألكينات

الصفحة	الموضوع	
245	Nomenclature of Alkenes	1-4-8 تسمية الألكينات
245	Common Nomenclature	1-1-4-8 التسمية الشائعة
246	Systematic Nomenclature	2-1-4-8 التسمية النظامية
248	Alkynes	5-8 الألكينات
248	Nomenclature of alkynes	1-5-8 تسمية الألكينات
248	Common Nomenclature	1-1-5-8 التسمية الشائعة
248		2-1-5-8 التسمية النظامية
249	Aromatic Compounds	6-8 المركبات الأروماتية
250	Structure of Benzene	1-6-8 تركيب البنزين
250	Physical properties of benzene	2-6-8 الخواص الفيزيائية للبنزين
250	Nomenclature of benzene derivatives	3-6-8 تسمية مشتقات البنزين
254	Importance of Aromatic Compounds	4-6-8 أهمية المركبات الأروماتية
255	Functional Groups	7-8 المجموعات الوظيفية
257		8-8 أسئلة الفصل الثامن
261	الفصل التاسع : الجزء العملي	
263	Introduction	1-9 مقدمة
263	Procedures for Chemicals Safety	2-9 احتياطات السلامة من مخاطر الكيماويات
264	Safety Procedures for Glassware	3-9 احتياطات السلامة من مخاطر الزجاجيات
264	Safety Procedures for Electricity	4-9 احتياطات السلامة من المخاطر الكهربائية
264	Safety Guides in Chemical Laboratories	5-9 إرشادات السلامة في مختبرات قسم الكيمياء
265	Safety Tools in Chemical Laboratories	1-5-9 أدوات السلامة في المختبرات
266		6-9 الكشف عن الشق الحامضي في الأملاح البسيطة
	Identification of Acid Radicals (Anions) in Simple Salts	
266	Classification of Anions	تصنيف الأنيونات
267		1-6-9 الكشف عن أنيونات المجموعة الأولى من الشقوق الحامضية
	Identification of the 1 st Group Anions	
267	The Main Test	التجربة الأساسية
270	Confirmatory Tests	التجارب التأكيدية
270		الكربونات
271		البيكربونات
271		الكبريتيدات
272		الثيوكبريتات
273		الكبريتيت
273		النيتريت
274		السيانات

الصفحة	الموضوع	
274		السيانيدات
274		الكلورات
275		2-6-9 الكشف عن أيونات المجموعة الثانية من الشقوق الحامضية
	Identification of the 2nd Group Anions	
275	The Main Test	التجربة الأساسية
276		الكلوريدات
277		البروميدات
277		اليوديدات
278		النترات
278		الثيوسيانات
279		3-6-9 الكشف عن أيونات المجموعة الثالثة من الشقوق الحامضية
	Identification of the 3 rd Group Anions	
279		الكبريتات
279		الفوسفات
280		البورات
280		الزرنيخات
281		7-9 الكشف عن الشقوق القاعدية في الاملاح البسيطة
	Identification of the Basic Radicals (Cations) in Simple Salts	
282	Identification of 1 st Group Cations	1-7-9 الكشف عن شقوق المجموعة الأولى
282	Main Test	التجربة الأساسية
282	Confirmatory Tests	التجارب التأكيدية
282		أملاح الفضة
283		أملاح الرصاص
283		أملاح الزئبقوز
283	Identification of 2 nd Group Cations	2-7-9 الكشف عن شقوق المجموعة الثانية
284	Main Test	التجربة الأساسية
285	Confirmatory Tests	التجارب التأكيدية
285		املاح النحاس
285		أملاح الكاديوم
285		أملاح الزئبقيك
286		أملاح البزموت
286	Identification of 3 rd Group Cations	3-7-9 الكشف عن شقوق المجموعة الثالثة
286	Main Test	التجربة الأساسية
287	Confirmatory Tests	التجارب التأكيدية
287		املاح الألومنيوم

الصفحة	الموضوع	
287	.	املاح الحديدوز
288		املاح الحديدك
289		املاح الكروم
289	Identification of 4 th Group Cations	4-7-9 الكشف عن شقوق المجموعة الرابعة
289	Main Test	التجربة الأساسية
290	Confirmatory Tests	التجارب التأكيديّة
290		املاح الكوبلت
291		املاح النيكل
291		املاح المنجنيز
292		املاح الخارصين
292	Identification of 5 th Group Cations	5-7-9 الكشف عن شقوق المجموعة الخامسة
292	Main Test	التجربة الأساسية
293	Confirmatory Tests	التجارب التأكيديّة
293		املاح الكالسيوم
293		املاح الاسترانشيوم
295	Identification of 6 th Group Cations	6-7-9 الكشف عن شقوق المجموعة السادسة
295		املاح الصوديوم
295		املاح الماغنسيوم
297		المراجع



تقدم الكتاب

الحمد لله، له النعمة وله الفضل وله الثناء الحسن، والصلاة والسلام على سيدنا محمد سيد الخلق والمرسلين.

يسرُّ مجموعة العمل بقسم الكيمياء بجامعة بيشة أن تهدي إليكم جهداً المتواضع بعد توفيق الله على إنجاز هذه الصورة، راجين الله أن يجد كل قارئ وكل مجتهد متعلم ومهتم بعلم الكيمياء ضالته في هذا العمل البسيط.

هذا العمل قد تم إنجازهِ لإثراء المكتبات العربية بمرجع متخصص في الكيمياء العامة باللغة العربية في الوقت الذي تعاني فيه المكتبة العربية من عدم توافر المراجع الكافية التخصصية في كافة فروع العلوم بلغتنا الأم.

وايماناً من كلية العلوم بجامعة بيشة برسالة نشر العلوم الكيميائية باللغة العربية، فقد قامت الكلية، ممثلة في قسم الكيمياء، بالسعي جاهدةً بنشر العديد من المؤلفات التي يعدُّها أساتذتها سعيًا منهم لخدمة العلم وطلابه. وهذا الكتاب، الكيمياء العامة: المبادئ الأساسية، ما هو إلا إضافةً جديدةً لسلسلة من الكتب القيمة التي سوف تقدمها كلية العلوم بجامعة بيشة بإصدارات متتابعة. وقد شارك في إعداد هذا الكتاب نخبةً من الكوادر العلمية من جميع التخصصات بقسم الكيمياء.

كما نهدف في هذا المؤلف إلى التوضيح المبسط لمادة الكيمياء لطلابنا في العديد من الأقسام العلمية، في قطاعات العلوم والطب والهندسة وغيرها، وذلك من خلال تعريفهم بالأساسيات الجوهرية للمادة والبناء في علم الكيمياء. وعلى تلك الأسس، تم في هذا الكتاب معالجة أهم وأكثر موضوعات الكيمياء شموليةً بأسلوبٍ علميٍّ مبسَّطٍ وتوضيحها بالمعادلات الرياضية كلما احتاج الأمر.

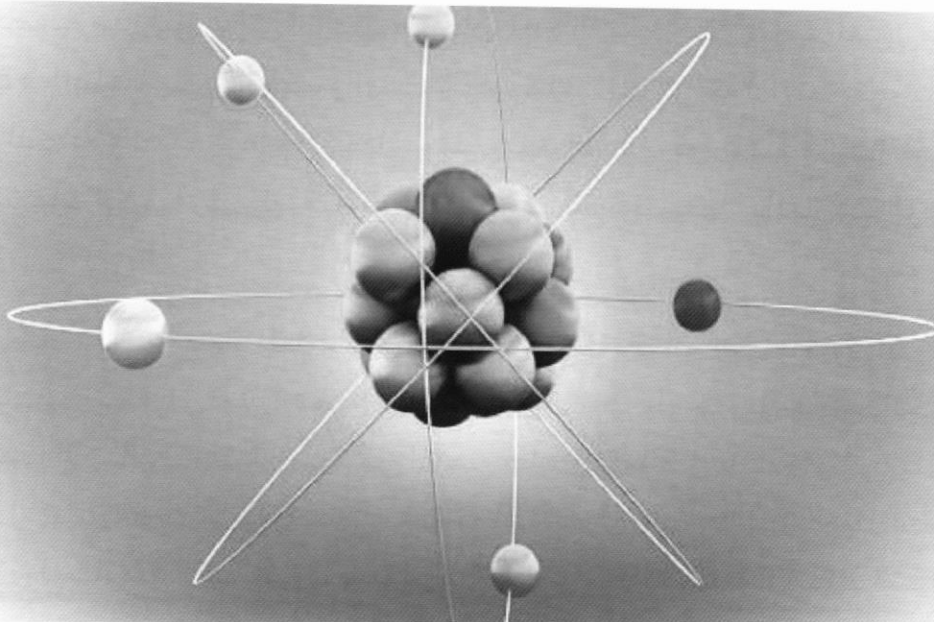
وفي هذا الصدد، تم اختيار المعلومات والمبادئ الأساسية في علم الكيمياء، وترتيبها وإدراجها في هذا الكتاب، مقسمةً إلى ثمانية فصول، كما يشتمل الكتاب على فصل خاص بالجزء العملي. وقد اهتم هذا الكتاب بدراسة العديد من الموضوعات الهامة مثل المادة، وتكوينها، وحالاتها، والوحدات الأساسية ومشتقاتها المستخدمة في وصف تلك المواد، وكذلك الحسابات الكيميائية المتعلقة بوزن المعادلات الكيميائية وتطبيقاتها في الكيمياء. بالإضافة إلى ذلك فقد تطرق هذا

العمل إلى أنواع الصيغ الكيميائية وطرق تعيينها، كما تم التركيز على إعطاء القارئ فكرة مبسطة عن الغازات وأنواعها، وخواصها الفيزيائية والكيميائية والقوانين والعوامل التي تحكم وتتحكم في صفاتها. أضيف إلى ذلك، تم الربط بين البناء الذري للمواد والجزيئات، بداية من نشأة الذرة في تسلسل واضح ومنظم وبين العناصر الكيميائية واكتشافها وترتيبها في الجدول الدوري، بما في ذلك العناصر المكتشفة حديثاً. وبعد الانتهاء من دراسة الصفات الدورية للعناصر الكيميائية، أصبح من الضرورة بمكان دراسة كلا من الاتزان الكيميائي والأيوني على فصلين مستقلين، تم فيهما دراسة القوانين الحاكمة في العمليات الكيميائية، كما تم استعراض النظريات المفسرة للأحماض والقواعد على التفاعلات الكيميائية الأيونية والعوامل التي تؤثر على عملية الاتزان بنوعيه، الكيميائي والأيوني. وقد تناول الكتاب أيضاً، مقدمة عن الكيمياء العضوية، ونشأتها، وتصنيف المركبات العضوية، وتسميتها وأهميتها الكيميائية والبيولوجية. وأخيراً، تناول القسم العملي في مقدمته على بعض إرشادات الأمان داخل المعامل والمختبرات، نظراً لكون الكتاب يدرس لطلاب السنة الأولى الجامعية، ثم تم توضيح طرق الكشف عن الشقوق الحامضية والقاعدية في الأملاح البسيطة والتجارب المميزة لكل منها.

وأخيراً، ندعو الجميع من الأساتذة والطلاب والمهتمين بعلم الكيمياء، إلى تقديم مقترحاتهم، التي نرحب بها لإثراء هذا العمل.

وختاماً، نسأل الله العلي القدير لنا ولكم الهداية التوفيق، والإخلاص في القول والعمل.

المؤلفون





الفصل الأول

العامة

THE MATTER: Atoms, Ions and Molecules

Introduction

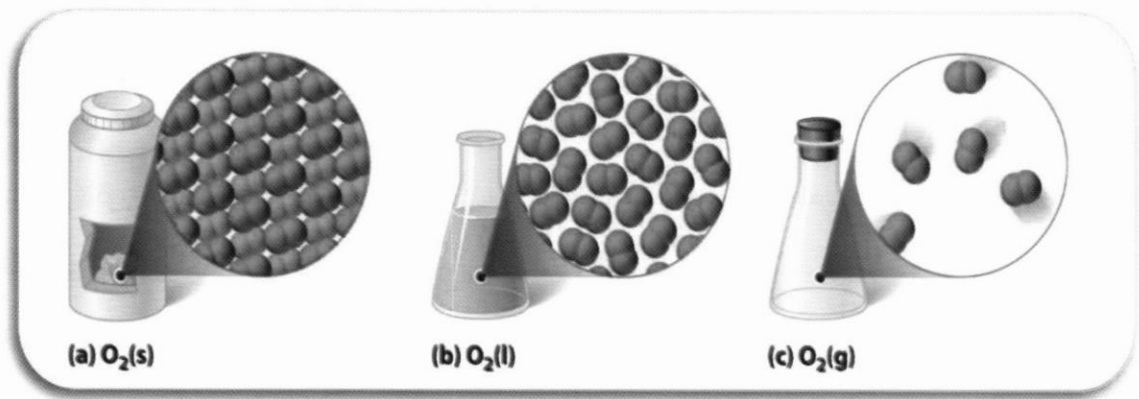
1-1 مقدمة

الكيمياء هو العلم الذي يعنى بدراسة المادة وخواصها وتركيبها وسلوكها، وتعتبر الكيمياء فرع من أهم فروع العلوم الطبيعية التي عرفت منذ القدم وارتباطها بالتعددين والأصباغ والطب والأدوية وبعض الصناعات كدبغ الجلود وصناعة الزجاج. وأحياناً يطلق على علم الكيمياء على أنه علم المادة، أي دراسة المادة والتغيرات التي تطرأ عليها، وتحديدًا تتم دراسة خواصها، وبنيتها، وتركيبها، وسلوكها، وتفاعلاتها، وتداخلاتها التي تحدثها، حيث يرتبط علم الكيمياء مع العلوم الطبيعية الأخرى مثل علم الفلك والجيولوجيا والفيزياء والأحياء، مما يؤثر تأثيراً بالغاً في حياتنا اليومية بشكل عام.

States of Matter

2-1 حالات المادة

تُعرّف المادّة على أنّها كل شيء له كتلة وحجم معيّن ويشغّل حيزاً من الفراغ الموجود. وتتواجد المادة في حياتنا في ثلاث حالات فيزيائية رئيسية هي الغازية، السائلة والصلبة.



شكل 1-1: حالات المادة الثلاث

يُمكن الاختلاف الأساسي بين حالات المادة الثلاث كما في الشكل 1-1 في طريقة ترتيب أو تموضع الذرات، الجزيئات أو الأيونات المكونة لها.

تحتفظ المادة الصلبة بحجم وشكل ثابتين، حيث إنها تتكون من جسيمات مترابطة بشكل كبير، مما يجعلها غير قادرة على الحركة إلا بشكل بسيط جداً، حيث تقتصر حركتها على اهتزاز بسيط للذرات في مكانها ناتج عن حركة الإلكترونات، لذلك عندما يتم وضع المادة الصلبة في وعاء فإنها لا تأخذ شكل الوعاء ولا حجمه، ولو تم ضغط المادة الصلبة بإحكام في وعاء؛ فإن حجمها لن يتغير أبداً تحت أي ظرف.

بينما يتم تعريف المادة السائلة على أنها تلك المادة التي تحتفظ بحجمها دون الاحتفاظ بشكلها، حيث إنه عندما يتم سكب المادة السائلة في وعاء فإنها تأخذ شكله مع الاحتفاظ بحجمها طالما لم تحدث عملية التبخر، وتعتبر هذه الخصائص بمثابة معايير يتم من خلالها تمييز المادة السائلة عن باقي المواد كالصلبة والغازية، فالمادة الصلبة تحتفظ بحجم وشكل ثابتين، بينما المادة الغازية لا تحتفظ لا بشكل ولا بحجم ثابتين.

على الجانب الآخر تتميز المادة الغازية بوجود مسافات كبيرة بين جسيماتها، واحتوائها على طاقة حركية كبيرة، لذلك إن لم يتم احتجازها في وعاء فإنها ستنتشر إلى ما لا نهاية، بينما إن تم وضع الغاز في وعاء فإنه سينتشر في جميع أجزاء الوعاء، ويمكن ضغط الغاز عن طريق خفض حجم الوعاء، حيث يؤدي ذلك إلى تقليل المسافات بين أجزاء الغاز، مما يزيد من الاصطدامات التي تحدث بينها، كما يمكن زيادة الضغط من خلال رفع درجة الحرارة، وتحتوي جزيئات الغاز على طاقة حركية كبيرة تمكنها من التغلب على قوة ترابط الجزيئات، ونتيجة لذلك فإن المادة الغازية لا تحتوي لا على شكل ولا على حجم ثابت.

1-2-1 التغير في حالات المادة *Changes of Matter*

تعتبر المادة عرضةً للتغيير المستمر، وذلك بسبب الظروف الجوية والمؤثرات المحيطة بها، مما يؤدي إلى تغييرها، أو إنتاج مادة جديدة تختلف تماماً في صفاتها ومعالمها عن المادة الأصلية. يوجد نوعان لتغير المادة هما: التغير الكيميائي، والتغير الفيزيائي. فالتغيرات التي تحصل في حالة المادة، وذلك من حيث شكل المادة وهيئتها الخارجية؛ ولكنها تبقى تحتفظ بهويتها تعتبر تغيرات فيزيائية، ومن الأمثلة على ذلك تبخر الماء وانصهار الثلج، أما إذا كانت التغيرات جوهرية في أصل المادة وإنتاج مواد أخرى مختلفة فتعتبر تغيرات كيميائية، ومن الأمثلة على ذلك احتراق الفحم وتحلل الماء كهربائياً.

Building of Matters

3-1 بناء المواد

عادة ما تتكون المواد من ذرات في صورة عنصرية أو جزيئية، وسوف نستعرض فيما يلي أهم الأساسيات الكيميائية التي يركز عليها بناء المادة بدءاً من الذرات وخصائصها وانتهاء بالمخاليط والمحاليل.

1-3-1 الذرة *The Atom*

هي عبارة عن جسيم متناهي في الصغر يحتوي على نواة تمثل معظم كتلة الذرة *massive nucleus*، هذه النواة تحتوي على بروتونات موجبة الشحنة (P^+) ونيوترونات متعادلة الشحنة (n^0) ومن ثم فإن النواة الموجبة الشحنة تتعادل مع الإلكترونات (e^-) سالبة الشحنة التي تدور حول النواة بحيث إن الذرة متعادلة كهربائياً وشحنتها الإجمالية صفر.

وهذا التعريف يجمع تصور كل من **Rutherford** و**Bohr** وعلى أساسه وضع كل منهما نموذجاً للذرة. ونسمى مكونات أي كل من البروتونات والنيوترونات والإلكترونات **بالجسيمات دون الذرية *Subatomic particles***.

1-1-3-1 الإلكترون *Electron (e-)*

تأكد وجود الإلكترون في الذرة بناء على **شواهد معملية *Experimental Evidences*** من خلال تجارب أجراها العالم **بلوكر *Plucker*** عام 1885 على **أشعة المهبط *Cathode Rays*** وتحقق أن لها الخصائص التالية:

- 1- تتحرك في خط مستقيم بعيداً عن المهبط Cathode
- 2- يمكن لهذه الأشعة أن تنحرف أو تنتثني عن مسارها بتأثير مجال كهربائي أو مغناطيسي بإتجاه يدل على أن الجسيمات تحمل شحنة كهربائية سالبة.
- 3- قاس العالم **مليكان Mellikan** في الفترة 1913-1909 شحنة الإلكترون (e^-) بتجربته الخاصة بارتفاع وهبوط قطرات من الزيت مشحونة في وجود وغياب مجال كهربائي فوجد أن هذه القيمة تساوي $1.6022 \times 10^{-19} C$ وحدد لها قيمة نسبية تساوي 1-.
- 4- قام طومسون **Thomson** عام 1897 بحساب كتلة الإلكترون من العلاقة بين شحنته وكتلته وهي تساوي تقريباً $(1/1837)$ من كتلة ذرة الهيدروجين.

2-1-3-1 البروتون (P^+)

لاحظ **جولدستين Goldstein** عام 1886 ظهور آثار ضوئية على السطح الداخلي لأنبوبة الكاثود خلف كاثود منقوب. وهذا يدل على وجود أشعة موجبة تتحرك في الأنبوبة وجزء منها اخترق ثقوب الكاثود وظهر في نهايتها. واعتماداً على الغاز المستخدم لتوهج الأنبوبة قبل تفريغها تمكن من الحصول على أصغر من هذه الشحنات الموجبة عندما استخدم الهيدروجين في عملية التوهج. واتضح أن الشحنة المطلقة على هذا الجسيم هي نفس شحنة الإلكترون $1.6022 \times 10^{-19} C$ ، وحيث أنها موجبة فحدد لها القيمة النسبية +1.

3-1-3-1 النيوترون (n^0)

لاحظ رذرفورد أن قرابة نصف الكتلة الذرية فقط يمكن معادلتها بالبروتونات، فوجه هذا التناقض أنظار الباحثين للبحث عن حل لهذه المشكلة لا يخل بالتوازن الحاصل في الذرة من ناحية الشحنة حتى اكتشف العالم **شادويك Chadwick** عام 1932 م وجود جسيم ليس له شحنة وكتلته تساوي تقريباً كتلة البروتون ويوجد داخل النواة وأطلق عليه اسم النيوترون ويرمز له بالرمز (n^0)

وبناء على المفاهيم السابقة تم الاتفاق على وضع بعض المصطلحات المعبرة عن الذرة ومكوناتها.

1- العدد الذري Atomic Number

يرمز له بالرمز Z وهو عبارة عن عدد البروتونات الموجودة في نواة ذرة العنصر. ولما كانت ذرات العناصر المختلفة متعادلة كهربياً فهذا يعني أن عدد البروتونات = عدد الإلكترونات، لذلك فإن:

$$\text{العدد الذري (Z)} = \text{عدد البروتونات (P}^+) = \text{عدد الإلكترونات (e}^-)$$

ويعتبر العدد الذري مميزاً للعنصر، فلا يوجد عنصران لهما نفس العدد الذري.

2- العدد الكتلي Mass Number

يرمز له بالرمز A وهو مجموع أعداد البروتونات وأعداد النيوترونات في نواة ذرة العنصر، ويمكن حساب عدد الكتلة من العلاقة:

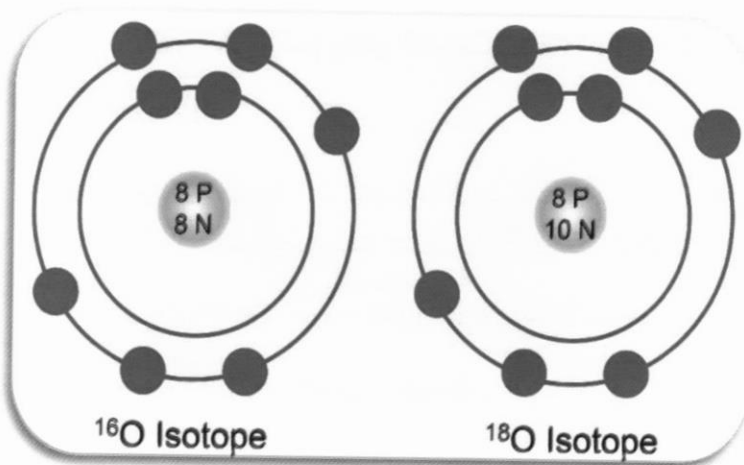
$$\text{العدد الكتلي (A)} = \text{عدد البروتونات (P}^+) + \text{عدد النيوترونات (n}^0)$$

3- الوزن الذري Atomic Weight

الوزن الذري أو الكتلة الذرية **Atomic weight**، هو عبارة عن متوسط العدد الكتلي بين جميع نظائر العنصر، كما تم تعريفه من **الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية IUPAC** باعتباره متوسط الكتلة لكل ذرة من العنصر. ويجب هنا الانتباه إلى الفرق بين الوزن الذري والعدد الكتلي اللذان يتعرّضان للخلط من قبل الكثيرين؛ إذ يُعبر الوزن الذري لعنصر عن متوسط الكتلة المحسوبة لجميع نظائر ذلك العنصر، أما العدد الكتلي فيُعبّر عن كتلة نظير واحد فقط. ونجد الوزن الذري دائماً مكتوباً أسفل يسار العنصر في الجدول الدوري.

4- النظائر Isotopes

حصل العالمان **طومسون و استون Thomson & Aston** في الفترة (1912-1913) عند دراسة النسبة بين الشحنة والكتلة (e/m) للأيونات الموجبة لغاز النيون Ne على نتائج غير متوقعة ولم يمكن تفسيرها إلا إذا اعتبرنا أن 91% من الذرات لها وزن طبيعي و 9% من الذرات أثقل من الوزن الطبيعي. وقد أدى هذا الاكتشاف إلى القول بأن ذرات العنصر الواحد يمكن أن تختلف كتلتها قليلاً عن بعضها البعض وقد سميت هذه الذرات المختلفة في الوزن **النظائر Isotopes** علماً بأن لهذه الذرات الصفات الكيميائية نفسها، إلا أن لها صفات إشعاعية مختلفة وأوزاناً ذرية مختلفة. والشكل 1-1 يوضح نظيرين لعنصر الأكسجين، حيث يتفق النظيران في العدد الذري ويختلفان في كتلة كلاً منهما.



شكل 1-1: نظائر الأكسجين-16 والأكسجين-18.

أدى اكتشاف النشاط الإشعاعي *Radio activity* إلى تعديل الافتراض الأول لدالتون وهو أن ذرات العناصر لا تتغير، كما أدى إلى تعديل الافتراض الثاني وهو أن ذرات العنصر متساوية في الكتلة، واتضح من ذلك أن ذرات بعض العناصر يكون لها نفس العدد الذري ولكن تختلف في أوزانها الذرية نظراً لوجود نظائر لهذه العناصر، هذه النظائر تكون موجودة في كل عنصر بنسبة معينة تسمى الوفرة المئوية. ومعظم العناصر الكيميائية تتكون من نظيرين أو أكثر إلا أن هناك عدداً قليلاً نسبياً مثل الفلور، الصوديوم، الألومنيوم تتكون من نوع واحد من الذرات، أي ليس لها نظير في الطبيعة. فعلى سبيل المثال يتواجد لغاز النيون ثلاث نظائر هي $^{22}_{10}\text{Ne}$, $^{21}_{10}\text{Ne}$, $^{20}_{10}\text{Ne}$ التي تكون نسبها المئوية حوالي 90.9% , 0.2% , 8.8% على الترتيب. تلك النسبية المئوية الميمنة تسمى **الوفرة Abundance**، ونلاحظ من هذه النسب أن نظير ^{20}Ne هو أكثر هذه العناصر وفرة في الطبيعة، هذه النسب ثابتة لا تتغير بتغير العينة أو بمعنى آخر من المستحيل أن تجد نسبة النظير ^{22}Ne - على سبيل المثال- تساوي 10% في عينة طبيعية.

4-1-3-1 وحدة الكتل الذرية Atomic Mass Unit

نظراً لصغر كتلة الذرة وبالتالي صغر القيمة العددية لهذه الكتلة في حالة استخدام وحدة الكتلة المتعارف عليها (الجرام ومشتقاته) حيث اتفق المكتب الدولي للقياسات عام 1961 على اعتبار ذرة الكربون ^{12}C هي **المعيار Standard** لقياس الأوزان الذرية للعناصر واختيرت ذرة الكربون على أن وزنها يساوي 12 وحدة **وزنيه نرية atomic mass unit** وتوزن ذرات العناصر بالنسبة لها باستخدام وحدة نسبية تدعى وحدة الكتل الذرية والتي يرمز لها بنفس الرمز السابق **amu** كبديل عن وحدة الجرام ومشتقاته. وأحياناً تسمى وحدة كتلة الذرة **بوحدة الكتلة الموحدة Unified Mass unit** ويرمز لها بالرمز u أو تسمى أحياناً **بالتون Dalton**. ومثال على ذلك، عند وزن ذرة الهيليوم He نجد أنها تساوي 4 **amu** . ويقصد بذلك أن وزن ذرة الهيليوم تساوي $4 \times 1/12$ من وزن نظير الكربون 12 ويمكن القول بأن وزن ذرة الهيليوم هو $1/3$ وزن ذرة نظير الكربون 12.

5-1-3-1 متوسط الوزن الذري لعنصر The Average Atomic Weight

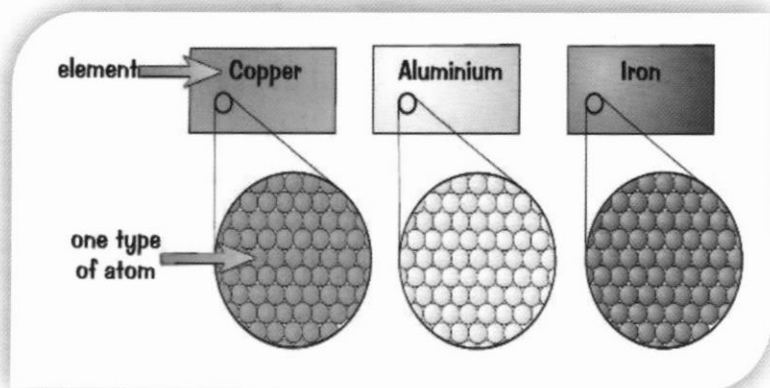
يمكن تعريف متوسط الوزن الذري لعنصر بأنه متوسط أوزان نظائره الطبيعية، ويعتبر **مطياف الكتلة Mass spectrometer** أدق وسيلة لتعيين الأوزان الذرية للعناصر.

بالرجوع الى الوزن الذري للكربون في الجداول الدولية نجد انه يساوي 12.011 بينما وزن ذرة الكربون القياسية $^{12}\text{C} = 12 \text{ amu}$ ، وهنا يجب أن نفرق بين الوزنين ، فالقيمة التي تساوي 12 **amu** تمثل وزن ذرة الكربون ^{12}C بينما 12.011 تمثل قيمة وزن الكربون الطبيعي الذي يحتوي على كمية قليلة من الكربون ^{13}C وكمية أقل من الكربون ^{14}C بالإضافة إلى ^{12}C بنسبة 98.892% وعليه يكون متوسط الوزن الذري للكربون 12.011 **amu** وتسمى النسبة المئوية لتواجد النظير في العنصر **بالوفرة الطبيعية Natural Abundance NA** وبتقسيمها على 100 نحصل على ما يسمى **الوفرة الجزئية Fractional Abundance X** .

The Element

2-3-1 العنصر

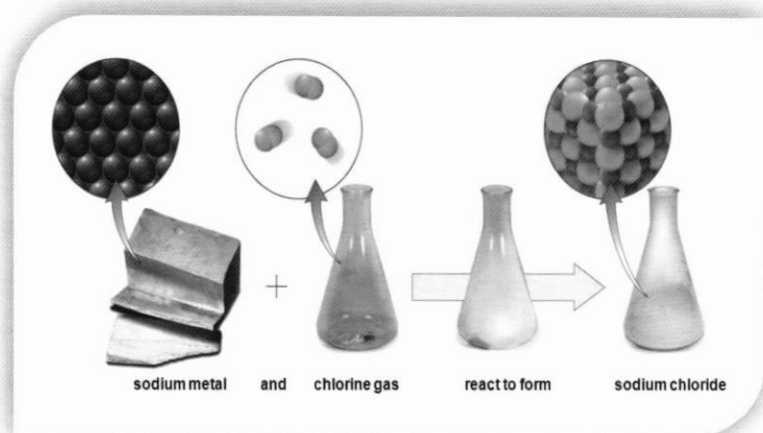
هو أبسط صورة للمادة الموجودة في الطبيعة مكونة من ذرات ولا يمكن تحويلها إلى صورة أبسط منها. وتنقسم إلى فلزات ولا فلزات وأشباه فلزات، ويمثل الشكل 2-1 عناصر النحاس والالومنيوم والحديد حيث يتكون كلا منهم من نوع واحد من الذرات.



شكل 2-1: أمثلة لبعض العناصر الكيميائية

The Compound المركب 3-3-1

يعتبر المركب هو المادة الناتجة من اتحاد عنصرين أو أكثر بنسب ثابتة، بحيث تختلف خواص المركبات عن العناصر المكونة لها، ويمكن تحويل هذه المركبات إلى عناصر أبسط أو مركبات أخرى بالطرق الكيميائية. ويمثل الشكل 3-1 تكوين كلوريد الصوديوم نتيجة لتفاعل فلز الصوديوم مع غاز الكلور في صورة بسيطة.



شكل 3-1: مثال لمركب كيميائي (ملح الطعام)

Pure Materials المواد النقية

هي المواد التي تمتاز بخواص فيزيائية كيميائية وفيزيائية ثابتة لا تتغير إلا بتغير الظروف التي تخضع لها. ومن أمثلة المواد النقية:

1. الزئبق: وهو سائل فضي اللون عند الظروف العادية من الضغط ودرجة الحرارة حيث أن درجة غليانه حوالي 356.58 درجة مئوية عند ضغط واحد جوي بينما درجة تجمده 38.87 درجة مئوية. ويُصنف الزئبق على أنه عنصر نقي.
2. الماء: وهو سائل شفاف عديم اللون، درجة غليانه 100 درجة مئوية، بينما درجة تجمده هو الصفر المئوي عند ضغط واحد جوي. ويُصنف الماء على أنه مركب نقي.

أما إذا كانت المواد غير نقية، فإنها تدخل تحت تصنيف المخاليط.

Mixture المخلوطة

هو المادة الناتجة من مزج عنصرين أو مركبين فأكثر مع بعضهما، دون حدوث أي تفاعل كيميائي بين مكونات المخلوطة، حيث يظل كل عنصر أو مركب مكوناً للمخلوط محافظاً على خواصه الفيزيائية والكيميائية. وعادة ما يتم تقسيم المخاليط الى متجانسة وغير متجانسة.

Homogeneous and Non-Homogeneous Mixtures 1-4-3-1 المخاليط المتجانسة وغير المتجانسة

Homogeneous Mixtures المخاليط المتجانسة

تتكون المخاليط المتجانسة من اثنين أو أكثر من المواد النقية المخلوطة مع بعضها بأي نسبة ولا يحدث بينها تفاعل كيميائي بحيث يمكن فصلها بأي وقت بالطرق الفيزيائية ولا يمكن تمييزها بالعين المجردة. ومن الأمثلة الشائعة للمخاليط المتجانسة ما يلي:

1. سبيكة الذهب (ذهب + نحاس)
2. محلول الكحول في الماء
3. محلول السكر في الماء
4. محلول الملح في الماء
5. مخلوط الهواء (مخلوط غازي لعناصر مختلفة أهمها الأكسجين والنيتروجين)
6. الرمل (مخلوطاً لمكونات صلبة مثل السليكون وأكسيد السليكون)

Heterogeneous Mixures المخاليط غير المتجانسة

هي المخاليط التي تتكون من مادتين أو أكثر، ولا يحدث بينها تفاعل كيميائي وتحفظ كل مادة بخواصها بحيث يمكن فصلها بالطرق الفيزيائية ويمكن تمييزها بالعين المجردة، لعدم وجود تركيب متماثل بينها. ومن أمثلة المخاليط غير المتجانسة:

1. خراطة النحاس مع الزنك
2. خراطة الحديد مع النحاس
3. مخلوط الحديد مع الكبريت
4. مخلوط الملح مع الرمل

Solutions المحاليل 2-4-3-1

يعرف المحلول الحقيقي على أنه مزيج متجانس من مادتين نقيتين أو أكثر، لا يمكن عزلهما عن بعضهما البعض بأي أسلوب ميكانيكي، كالترشيح مثلاً ويتكون من مذيب ومذاب وغالباً يكون المذيب أكبر من المذاب كما هو الحال عند إذابة السكر لعمل محلول سكري في الماء، أو كما هو الحال عند إذابة الملح في الماء.

وبالرغم من ذلك، يمكن فصل المحاليل الحقيقية عن طريق التبخير مثلاً بحيث لا يتسبب في أي تفاعل كيميائي بين المادتين، كما هو الحال في عملية التبخير لمحلول ملح الطعام في الماء لفصل الملح عن الماء.

ويُمكن تقسيم المحاليل إلى محاليل متجانسة (حقيقية) ومحاليل غير متجانسة (غير حقيقية) تبعاً إلى نوعية المذاب والمذيب لتكوين تسعة أنواع من المحاليل كما مبين في الجدول 1-1.

جدول 1-1: أنواع المحاليل بناء على طبيعة المادة المذابة وحالة المذيب.

الخليط	المذاب	المذيب	المثال
1	مادة صلبة	مادة سائلة	السكر في الماء
2	مادة صلبة	مادة صلبة	السبانك
3	مادة صلبة	مادة غازية	الغبار في الهواء
4	مادة سائلة	مادة سائلة	الكحول في الماء
5	مادة سائلة	مادة صلبة	توزيع الحبر في ورق النشاف
6	مادة سائلة	مادة غازية	الماء في الهواء (بخار الماء)
7	مادة غازية	مادة سائلة	الهواء في الماء (المشروبات الغازية)
8	مادة غازية	مادة صلبة	الهواء في التربة (جيوب التربة)
9	مادة غازية	مادة غازية	مزيج الغازات في الجو

كما يُمكن تقسيم المحاليل إلى محاليل متجانسة (حقيقية) ومحاليل غير متجانسة (غير حقيقية) تبعاً إلى نصف قطر الدقائق المذابة وحالة الإذابة إلى ثلاثة أنواع:

المحاليل الحقيقية True Solutions

هي أبسط أنواع المحاليل حيث تتميز بعدة صفات أهمها:

1. يتجزأ فيها المذاب إلى جزيئات مثل السكر أو إلى أيونات مثل كلوريد الصوديوم وتنتشر بصورة منتظمة في جزيئات المذيب أي انها عملية إذابة.
2. تمر الدقائق خلال ورق الترشيح.
3. لا تترسب الدقائق ما لم نصل إلى درجة التشبع.
4. نصف قطر الدقائق أقل من 10 انجستروم = 1 نانومتر = 1 ملي مايكرون.
5. قطر الدقائق للمذيب مقارب لنصف قطر المذاب لذلك لا يمكن تمييزهم.
6. المحلول مكون من طور واحد.

المحاليل المعلقة Suspensions

وهي حالة من المحاليل التي تتميز بكبر جزيئات المادة المذابة بحيث:

1. يمكن رؤية دقائق المذاب بالعين المجردة.
2. نصف قطر الدقائق أكثر 1000 انجستروم = 100 نانومتر = 100 ملي مايكرون.
3. لا تمر الدقائق خلال ورق الترشيح.
4. هناك فرق كبير جداً بين نصف قطر المادة المعلقة والوسط لذلك يمكن تمييزه.
5. تترسب الدقائق بعد مدة من الزمن.
6. من الأمثلة عليه الرمل في الماء.

المحاليل الغروية Colloidal Solutions

هي محاليل تتوسط خواصها بين خواص كلاً من المحاليل الحقيقية والمعلقات، بحيث يكون حجم الدقائق فيها وسطاً بين حجم دقائق المعلقات وحجم جزيئات المحاليل الحقيقية. وتم تعريف الغرويات على أنها مواد منتشرة داخل وسط انتشار، فنحصل على الغرويات بعملية نشر - وليس إذابة - أي أنها غير ذائبة أو مترسبة في وسط الانتشار، حيث يكون:

1. نصف قطر الدقائق يتراوح بين 10 - 1000 أنجستروم = 100-1 نانومتر = 100-1 ملي مايكرون.
2. لا تترسب من تلقاء نفسها.
3. لا يمر بعضها خلال ورق الترشيح.
4. لا ترى الدقائق بالمجهر العادي لكن يمكن مشاهدة خواصها الضوئية بالمجهر الخارق.
5. مكونة من طورين.
6. من الأمثلة عليه الجيلاتين في الماء.

Names and Symbols of the Elements

4-1 أسماء ورموز العناصر

مما سبق يتضح لنا أن المواد والمركبات جميعها مكونة من العناصر الكيميائية. تلك العناصر تمتلك أسماءً محددة، وللدلالة على هذه الأسماء يستخدم علم الكيمياء ما يسمى بترميز العناصر بحروف تُسهل على الدارس معرفة العنصر الذي يتفاعل معه من جهة وتساعده في كتابة المعادلات الكيميائية ومعرفة التغيرات التي تطرأ على العناصر عند دخولها في التفاعلات المختلفة من جهة أخرى.

فمثلاً الأكسجين هو العنصر الذي يساعد في عملية التنفس، والكربون هو العنصر أو المادة في صورتها العنصرية التي نحرقها للاستفادة من حرارتها، ولكن عند اتحاد هذين العنصرين مع بعضهما نحصل على مركب جديد يختلف بكل خواصه عن خواص العنصرين المتفاعلين هو أحادي (أول) أكسيد الكربون ويمكن أن ينتج ثنائي (ثاني) أكسيد الكربون. وبنفس الأسلوب فإنه عند اتحاد عنصري الهيدروجين والأكسجين يتشكل مركب هام جداً ألا وهو الماء الذي عرف قديماً باسم أكسيد الهيدروجين.

تم الاتفاق على تصنيف العناصر الكيميائية في جدول خاص وإعطائها أسماء باللغة اللاتينية ومن ثم اشتقاقها باللغة الإنجليزية. وتوجد بعض العناصر قد حملت أسماء مكتشفها أو أسماء أطلقت تكريماً لأسماء بعض العلماء. تلي ذلك عملية ترميز العناصر الكيميائية لتسهيل التعامل مع الكم الهائل من العناصر المعروفة، وبالمقابل تسهيل كتابة المعادلات الكيميائية والتنبؤ بالنواتج وأسمائها. ولقد اتفق عالمياً للدلالة على أسماء العناصر ان يؤخذ الحرف الأول من أسم العناصر باللغة الإنجليزية مكتوباً بحرف كبير **Capital Letter** ليكون رمزاً له وفي حالة وجود أكثر من عنصر بأحرف أولى متشابهة مثل الكربون **carbon** والكلور **chlorine** يكون رمز أحدهم الحرف الأول ويكون رمز الآخر الحرف الأول يليه حرف آخر من حروف الاسم بالشكل الصغير **small letter** فرمز الكربون (C) والكلور (Cl) ويوضح الجدول 1-2 أسماء ورموز العناصر وفيه يلاحظ وجود أحد عشر عنصراً ذات رموز اشتقت من أسماء لغوية غير انجليزية ويوضح ذلك الجدول 1-3 .

جدول 1-2: قائمة بالأسماء والرموز الكيميائية للعناصر المعروفة.

الاسم بالإنجليزية	الرمز	الاسم بالعربية	الاسم بالإنجليزية	الرمز	الاسم بالعربية	الاسم بالإنجليزية	الرمز	الاسم بالعربية
Polonium	Po	بولونيوم	Germanium	Ge	جيرمانيوم	Actinium	Ac	أكتينيوم
Praseodymium	Pr	براسيوديوميوم	Hydrogen	H	هيدروجين	Silver	Ag	فضة
Platinum	Pt	بلاتين	Hahnium	Ha	هاهنيوم	Aluminum	Al	الومنيوم
Plutonium	Pu	بلوتونيوم	Helium	He	هيليوم	Americium	Am	أمريسيوم
Radium	Ra	راديوم	Hafnium	Hf	هافنيوم	Argon	Ar	أرجون
Rubidium	Rb	روبيديوم	Mercury	Hg	زئبق	Aesenic	As	زرنيخ
Rhenium	Re	رينيوم	Holmium	Ho	هولميوم	Astatine	At	أستاتين
rutherfordium	Ri	رذفورديوم	Iodine	I	يود	Gold	Au	ذهب
Rhodium	Rh	روديوم	Indium	In	إنديوم	Boron	B	بورون
Radon	Rn	رادون	Iridium	Ir	إيريديوم	Barium	Ba	باريوم
Ruthenium	Ru	روثينيوم	Potassium	K	بوتاسيوم	Beryllium	Be	بيريليوم
Sulfur	S	كبريت	Krypton	Kr	كربتون	Bismuth	Bi	بزموت
Antimony	Sb	أنتيمون	Lanthanum	La	لانثانيوم	Fermium	Fm	فيرميوم
Scandium	Sc	سكانديوم	Lithium	Li	ليثيوم	Berkelium	Bk	بيركليوم
Selenium	Se	سيلينيوم	Lutetium	Lu	لوتيتيوم	Bromine	Br	بروم
Silicon	Si	سليكون	Lawrencium	Lr	لورنسيوم	Carbon	C	كربون
Samarium	Sm	ساماريوم	Mendelevium	Md	مندليفيم	Calcium	Ca	كالكسيوم
Tin	Sn	قصدير	Manganes	Mn	منجنيز	Cadmium	Cd	كادميوم
Strontium	Sr	ستراتشيوم	Magnesium	Mg	ماغنسيوم	Cerium	Ce	سيريم
Tantalum	Ta	تانتاليوم	Molybdenum	Mo	مولبديوم	Californium	Cf	كاليفورنيوم
Terbium	Tb	تيريوم	Nitrogen	N	نيتروجين	Chlorine	Cl	كلور
Technetium	Tc	تكنتيوم	Sodium	Na	صوديوم	Curium	Cm	كوريوم
Tellurium	Te	تيلوريوم	Niobium	Nb	نيوبيوم	Cobalt	Co	كوبالت
Thorium	Th	ثوريوم	Neodymium	Nd	نوديميوم	Chromium	Cr	كروم
Titanium	Ti	تيتانيوم	Neon	Ne	نيون	Cesium	Cs	سيزيوم
Thallium	Tl	ثاليوم	Nickel	Ni	نيكل	Copper	Cu	نحاس
Thullium	Tm	ثوليم	Nobelium	No	نوبليوم	Dysprosium	Dy	دسبروزيوم
Uranium	U	يورانيوم	Neptunium	Np	نبتونيوم	Erbium	Er	إربيوم
Vanadium	V	فاناديوم	Oxygen	O	أكسجين	Einsteinium	Es	آينشتينيوم
Tungesten	W	تجستن	Osmium	Os	أوزميوم	Europium	Eu	يوروبيوم
Xenon	Xe	زينون	Phosphorus	P	فسفور	Fluorine	F	فلور

حديد	Fe	Iron	بروتاكتينيوم	Pa	Protactinium	ايتريوم	Y	Yttrium
فرانسيوم	Fr	Francium	رصاص	Pb	Lead	ايتربيوم	Yb	Ytterbium
جاليوم	Ga	Gallium	بالديوم	Pd	Palladium	خارصين	Zn	Zinc
جادولينيوم	Gd	Gadolinium	بروميثيوم	Pm	Promethium	زركونيوم	Zr	Zirconium

جدول 3-1: قائمة ببعض العناصر ذات الرموز المشتقة من أسماء غير الإنجليزية.

الرمز	الاسم باللاتيني	الاسم بالإنجليزية	الاسم بالعربية
Sb	Stibium	Antimony	أنثيمون
Cu	Cuprum	Copper	نحاس
Au	Aurum	Gold	ذهب
Fe	Ferrum	Iron	حديد
Pb	Plumdum	Lead	رصاص
Hg	Hydrargyrum	Mercury	زئبق
K	Kalium	Potassium	بوتاسيوم
Ag	Argentum	Silver	فضة
Na	Natrium	Sodium	صوديوم

Chemical Formulae

5-1 الصيغ الكيميائية

هي طريقة رمزية للتعبير عن تركيب المواد الكيميائية بحيث يصبح الفهم والتعامل أفضل، مثل استخدام الأعداد عوضاً عن كتابتها لغوياً. وتصبح هذه الصيغ ضرورية عند كتابة المعادلات المعبرة عن التفاعلات الكيميائية.

1-5-1 الصيغة الأولية (البسيطة) Empirical Formula

أحياناً تسمى الصيغة الأولية البسيطة بالصيغة الوضعية التي تبين فقط نوع العناصر الداخلة في تركيب الجزيء من خلال إظهار أبسط نسبة لعدد ذرات العناصر فيه. ومن أهم الأمثلة الصيغة الأولية لـ فوق أكسيد الهيدروجين والصيغة الأولية للجلوكوز، كما موضح في الجدول 4-1 الذي يعطي بجانب الصيغة الأولية، الصيغة الجزيئية لكلا منهما.

جدول 4-1: قائمة ببعض المركبات والصيغ الأولية والجزيئية لها.

الصيغة الأولية	الصيغة الجزيئية	المركب
HO	H ₂ O ₂	فوق أكسيد الهيدروجين
CH ₂ O	C ₆ H ₁₂ O ₆	الجلوكوز

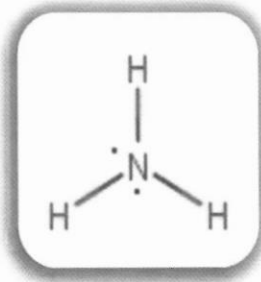
2-5-1 الصيغة الجزيئية Molecular Formula

هي طريقة موجزة للتعبير عن العدد الفعلي للذرات التي تكون مركب كيميائي معين. كما انها تعبر عن كل عنصر برمزه الكيميائية وتحدد عدد الذرات في جزي هذا المركب. وفي حالة وجود أكثر من ذرة لنفس العنصر في الجزيء فإن عدد الذرات يكتب أسفل يمين العنصر. من الأمثلة على ذلك جزي الجلوكوز به 6 ذرات كربون و 12 ذرة هيدروجين و 6 ذرات اكسجين و تكتب صيغته الجزيئية على الصورة $C_6H_{12}O_6$ كما هو مبين في الجدول السابق.

3-5-1 الصيغة التركيبية Structural Formula

تُعرف الصيغة التركيبية أيضاً بالصيغة البنائية وهي صيغة تبين موضع ونوع الارتباط بين ذرات العناصر الداخلة في تركيب الجزيء بجانب العدد الفعلي للذرات المكونة له.

مثال 1-1: أكتب الصيغة التركيبية والجزيئية لجزيء الامونيا.



الحل:

الصيغة الجزيئية : NH_3

الصيغة التركيبية:

يعتبر النيتروجين ذرة مركزية ترتبط مع الهيدروجين بثلاثة روابط تساهمية مع بقاء زوج من الإلكترونات الحرة على ذرة النيتروجين.

Nomenclature of Chemical Compounds

6-1 تسمية المركبات الكيميائية

بالنظر الى الكتب المرجعية لأسماء المركبات، نجد أن لكل مادة اسم يميزها عن بقية المواد الأخرى، وأن كثيراً من المواد سُميت بأسمائها وفقاً لقواعد منهجية، مع وجود بعض المركبات بأسمائها الغير منهجية مثل الماء والنشادر. ومن الجدير بالذكر معرفته ان المركبات الكيميائية تنقسم وفقاً للعناصر المكونة لها وطبيعة ترابطها الى قسمين مركبات ايونية ومركبات تساهمية، فالمركبات الايونية تتكون من عنصرين، أحدهما فلز وآخر لا فلز، حيث يفقد الفلز الكترون او أكثر ويكون له شحنة موجبة ويسمى كاتيون، بينما يكتسب اللافلز الكترون او أكثر ويكون له شحنة سالبة ويسمى انيون. اما بالنسبة للمركبات التساهمية فتتكون من اتحاد عنصرين لا فلزين يحدث بينها تشارك ومساهمة بالإلكترونات.

Binary Ionic Compounds

1-6-1 المركبات الايونية الثنائية

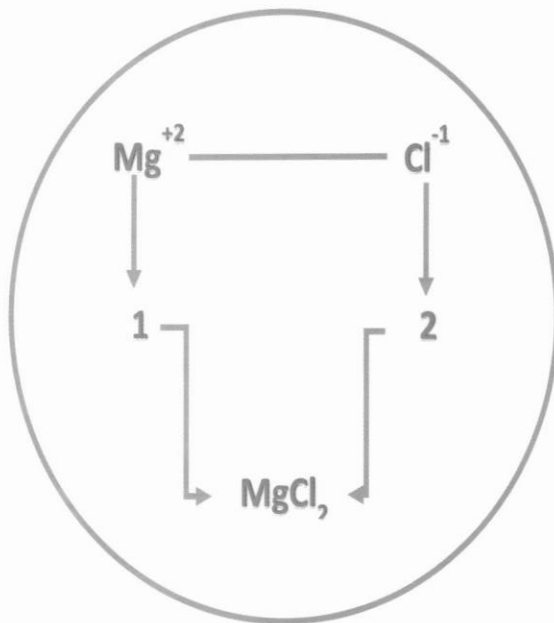
هي مركبات تتكون من عنصرين فقط مثل $NaCl$ فيسمى الشق الموجب بنفس أسم الفلز وأما الشق السالب فيتم إضافة يد **ide** في المقطع الختامي **suffix** لأسم اللافلز، لذا يسمى $NaCl$ كلوريد الصوديوم **Sodium chloride** والجدول 5-1 يوضح أسماء ورموز الشقوق السالبة والتي تنتهي بـ **ide** وتسميتها والشقوق الموجبة وتسميتها كالتالي:

جدول 5-1: امثلة لبعض الأنيونات و الكاتيونات للعناصر والرموز المقابلة.

العنصر	الشق الموجب Cation	العنصر	الشق السالب anions
Li	Lithium Li^{1+} Group 1	C	Carbide C^{4-} Group 4
Na	Sodium Na^{+} Group 1	Si	Silicide Si^{4-} Group 4
K	Potassium K^{+} Group 1	N	Nitride N^{3-} Group 5
Ba	Barium Ba^{2+} Group 2	P	Phosphide P^{3-} Group 5
Mg	Magnesium Mg^{2+} Group 2	O	Oxide O^{2-} Group 6
Be	Beryllium Be^{2+} Group 2	S	Sulfide S^{2-} Group 6
Ca	Calcium Ca^{2+} Group 2	F	Fluoride F^{-} Group 7
Al	Aluminium Al^{3+}	Cl	Chloride Cl^{-} Group 7

مثال 2-1: اكتب صيغة المركب الأيوني الثنائي كلوريد المغنسيوم

الحل:



شكل 4-1: كيفية كتابة الصيغة لمركب أيوني ثنائي.

- 1 - يُكتب رمز الأيون وشحنته بحيث يتم كتابة الأيون الموجب على اليسار بينما يتم كتابة الأيون السالب على اليمين.
- 2- نبدل العدد بدون الإشارة لتصبح هي الأرقام السفلية.
- 3- تكتب الصيغة بعد تبديل الأعداد، ورقم 1 لا يكتب في الصيغة.

2-6-1 المركبات عديدة الذرات Polyatomic Compounds

وهي المركبات التي تحتوي على ثلاثة وأكثر من الذرات مثل الأوزون O_3 والماء H_2O والأمونيا (النشادر) NH_3 .

والجدول التالي 6-1 يوضح أسماء ورموز الشقوق السالبة والموجبة المكونة لبعض المركبات الكيميائية التي تحتوي على أكثر من عنصر وتسميتها.

جدول 6-1: أسماء ورموز معظم الشقوق متعددة الذرات.

Name	Formula	Name	Formula
Ammonium	NH_4^+	Hydroxide	OH^-
Chlorate	ClO_3^-	Chromate	CrO_4^{2-}
Nitrate	NO_3^-	Dichromate	$Cr_2O_7^{2-}$
Carbonate	CO_3^{2-}	Phosphite	PO_3^{3-}
Nitrite	NO_2^-	Phosphate	PO_4^{3-}
Hydrogen Carbonate	HCO_3^-	Thiocyanate	SCN^-
Sulfate	SO_4^{2-}	Cyanide	CN^{1-}

مثال 3-1: سم المركبات التالية باللغة الانجليزية:

$AlCl_3$, $Zn(OH)_2$, Fe_2O_3 , $KMnO_4$, $CaCO_3$, $AgNO_3$, FeO , Na_2S

الحل:

الجدول التالي يوضح أسماء المركبات السابقة

جدول 7-1: تسمية بعض المركبات الكيميائية والصيغ الكيميائية المقابلة لها.

المركب	الاسم	المركب	الاسم
$AlCl_3$	Aluminum Chloride	$CaCO_3$	Calcium Carbonate
$Zn(OH)_2$	Zinc Hydroxide	$AgNO_3$	Silver Nitrate
Fe_2O_3	Iron(III) Oxide	FeO	Iron(II) Oxide
$KMnO_4$	Potassium Permanganate	Na_2S	Sodium Sulfide

3-6-1. تسمية المركبات التساهمية Nomenclature of Covalent Compounds

تستخدم في معظم المركبات التساهمية المقاطع الإغريقية كبادئة **Greek prefix** لكلا الشقين الموجب والسالب في المركبات الثنائية **Binary compounds** وتحتوي عدة ذرات من العنصرين حسب التسمية النظامية، ويوضح الجدول 8-1 تسمية بعض المركبات التساهمية انتساباً إلى عدد الذرات المكونة للمقاطع البادئة فيها.

جدول 8-1: عدد الذرات بما يناسبه من مقطع بادئة

عدد الذرات	مقطع البادئة	عدد الذرات	مقطع البادئة	عدد الذرات	مقطع البادئة
Prefix	Prefix	Prefix	Prefix	Prefix	Prefix
1	mono-	3	tri-	5	penta-
2	di-	4	tetra-	6	hexa-

والجدول 9-1 التالي يوضح أسماء ورموز بعض المركبات التساهمية وفقاً للتسمية النظامية.

جدول 9-1: بعض أسماء الأكاسيد الشائعة.

المركب	الاسم	المركب	الاسم	المركب	الاسم
CO	carbon monoxide	SO ₂	sulfur dioxide	NO ₂	nitrogen dioxide
CO ₂	carbon dioxide	SO ₃	sulfur trioxide	N ₂ O ₄	dinitrogen tetroxide

International System of Units

7-1 النظام الدولي للوحدات

إن قياس أي شيء يعني التعبير عنه بدلالة رقم ووحدة قياس مناسبة ومتفق عليها وهذه الوحدة القياسية يجب أن تكون من نفس نوع الشيء المطلوب قياسه. فمثلاً المسافة بين نقطتين يجب أن تقاس بوحدة المسافة أو بوحدة طول مناسبة. والفترة الزمنية بين حدثين يجب أن تقاس بوحدة زمن مناسبة. وهناك نظم قياس عديدة إلا أن أهمها على الإطلاق هو النظام الدولي للوحدات الذي اتفق عليه عالمياً في عام 1960م ويعرف هذا النظام بالنظام الدولي للوحدات **International System of Units** واختصاراً **SI UNIT**. ويمكن معرفة المعالم الرئيسية لهذا النظام عبر التعرف على أقسامه أولاً ثم التعرف على مميزاته ثانياً.

1-7-1 أقسام النظام الدولي للوحدات SI Unit Division

ينقسم هذا النظام هي الى قسمين أساسيين، أحدهما يختص بالوحدات الأساسية والآخر يهتم بقياس الوحدات المشتقة.

1-1-7-1 الوحدات الأساسية Basic Units

وهي سبعة وحدات تستخدم لقياس الكميات الفيزيائية الأساسية السبع وهي الموضحة في جدول (10-1)

جدول 10-1: الوحدات الأساسية:

الرمز	وحدة القياس	الكمية الفيزيائية
kg	كيلو جرام	الكتلة
m	متر	الطول
s	ثانية	الزمن
A	أمبير	التيار الكهربائي
K	كلفن	درجة الحرارة
Cd	قنديلة	شدة الوميض
mol	مول	كمية المادة

2-1-7-1 الوحدات المشتقة Derived Units

وهي الوحدات المركبة جبرياً من حاصل ضرب أو قسمة الوحدات الأساسية أو الملحقة أو حتى المشتقة ويمتاز معظمها بأسماء ورموز معينة كما يتضح من الجدول 11-1.

جدول 11-1: بعض الوحدات المشتقة

الرمز	الوحدة	الكمية الفيزيائية
Hz	Hertz	التردد
V	Volt	الجهد
N	Newton	القوة
J	Joule	الشغل والطاقة
Pa	Pascal	الضغط

2-7-1 خصائص النظام الدولي للوحدات *Characteristics of SI Units*

لو نظرنا إلى نظام آخر للقياس غير النظام الدولي كالنظام الانجليزي لوجدنا فيه على سبيل المثال ما يلي:

(أ) وحدات الطول هي القدم ومضاعفاته وأقسامه كما يلي:

$$1 \text{ Ft} = 12 \text{ in}$$

$$3 \text{ Ft} = 1 \text{ yd} (1 \text{ yd} = 36 \text{ in})$$

$$1 \text{ mi} = 5280 \text{ Ft}$$

(ب) وحدة الكتلة هي الرطل حيث:

$$1 \text{ lb} = 16 \text{ oz}$$

ولو نظرنا إلى النظام الدولي للوحدات لوجدنا ما يلي:
(أ) وحدة الطول هي المتر ومضاعفاته وأقسامه كما يلي:

$$1 \text{ m} = 100 \text{ cm}$$

$$1 \text{ m} = 10 \text{ dm} (1 \text{ dm} = 10 \text{ cm})$$

$$1 \text{ km} = 1000 \text{ m}$$

(ب) وحدة الكتلة هي الكيلو جرام حيث:

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

$$1 \text{ kg} = 1000000 \text{ mg}, \quad 1 \text{ g} = 1000 \text{ mg}$$

ولو قارنا طريقة قياس الكتلة حسب النظامين لاتفصح لنا أن النظام الدولي يتيح امكانية التحكم بزيادة أو نقصان مقدار الوحدة دون اللجوء إلى وضع قيم عددية شاذة وذلك باستخدام سلسلة من **البادئات prefixes** تعتمد في أسمائها ورموزها على الأسس المرفوع إليها العدد عشرة كما يوضح ذلك جدول 12-1.

جدول 1-12: البادئات المستخدمة في النظام الدولي.

SI Prefixes and Symbols			
Factor	Decimal Representation	Prefix	Symbol
10^{18}	1,000,000,000,000,000,000	exa	E
10^{15}	1,000,000,000,000,000	peta	P
10^{12}	1,000,000,000,000	tera	T
10^9	1,000,000,000	giga	G
10^6	1,000,000	mega	M
10^3	1,000	kilo	k
10^2	100	hecto	h
10^1	10	deka	da
10^0	1		
10^{-1}	0.1	deci	d
10^{-2}	0.01	centi	c
10^{-3}	0.001	milli	m
10^{-6}	0.000 001	micro	μ
10^{-9}	0.000 000 001	nano	n
10^{-12}	0.000 000 000 001	pico	p
10^{-15}	0.000 000 000 000 001	femto	f
10^{-18}	0.000 000 000 000 000 001	atto	a

ومنه نجد على سبيل المثال أن (1 Tm) هي واحد تيرا متر أي أن:

$$1 \text{ Tm} = 10^{12} \text{ m}$$

حيث المتر هو وحدة الطول حسب النظام الدولي. وثمة وحدات لا تخضع لنظام البادئات المذكور مثل وحدة الزمن حيث:

(annum)	سنة	(a)
(day)	يوم	(d)
(hour)	ساعة	(h)
(minute)	دقيقة	(min)
(second)	ثانية	(s)

مثال 4-1: حول 0.000245 جرام الى مليجرام؟

الحل:

$$0.000245 \times 10^3 = 0.245 \text{ mg}$$

مثال 5-1: عبر عن 28000000 s بوحدة Gs؟

الحل:

$$1 \text{Gs} = 10^9$$

$$\frac{28000000}{10^9}$$

$$= 0.028 \text{Gs}$$

3-7-1 وحدات شائعة غير دولية Common Non - SI Units

على الرغم من قدرة النظام الدولي للوحدات على اعطاء وحدة لأي كمية فيزيائية كانت فان هنالك عدداً من الكميات ما زال يفضل قياسها بوحدة غير وحدات النظام الدولي، ومثال ذلك الكميات الفيزيائية التالية:

أ - درجة الحرارة Temperature

هي مقياس لتحديد اتجاه الانتقال التلقائي للحرارة، ولقد شاعت مفاهيم مثل ساخن، بارد، دافئ، وكلها مصطلحات تدل على الفرق في درجة الحرارة، وتقاس درجة الحرارة بواسطة مقياس درجة الحرارة الترموميتر *Thermometer*، وشاع كذلك استخدام ثلاثة تدرجات لقياس الحرارة هي: التدرج المئوي ويشمل مقياس سيلزيوس *Celsius scale* ومقياس كلفن *Kelvin scale* وتدرج مقياس فهرنهايت

Fahrenheit scale، ويوضح الشكل 1-5 مقارنة بين التدرجات الثلاثة، أما علاقات التحويل من مقياس لآخر فهي:

$$T_K = T_c + 273.15$$

$$T_c = \frac{T_F - 32}{1.8}$$

$$T_F = 1.8T_c + 32$$

حيث:

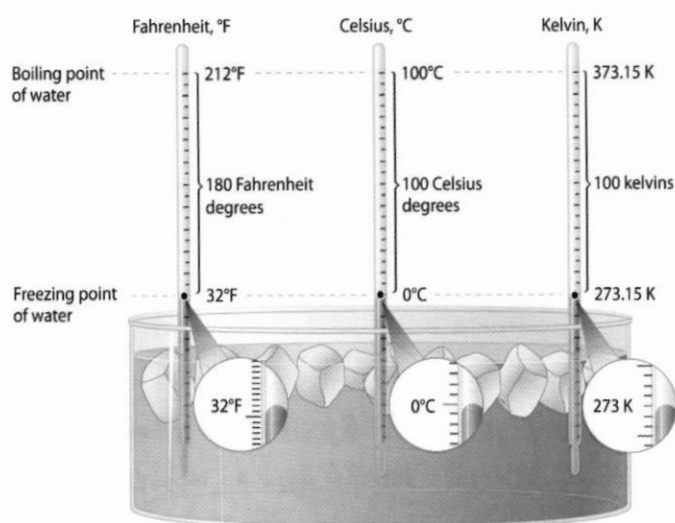
T_K = درجة الحرارة وفق مقياس كلفن (K).

T_c = درجة الحرارة وفق مقياس سيلزيوس ($^{\circ}\text{C}$)

T_F = درجة الحرارة وفق مقياس فهرنهايت ($^{\circ}\text{F}$)

إن وحدات النظام الدولي SI تستخدم تدرج كلفن (K) ، ويجب أن نتذكر أن درجة الصفر المطلق في تدرج

كلفن تعادل (-273.15°C) أي أن: $0\text{ K} = -273.15^{\circ}\text{C}$



شكل 1-5 مقارنة بين مقياس درجة الحرارة، سيلزيوس، كلفن، فهرنهايت

مثال 1-6: ماهي درجة الحرارة بالكلفن إذا كانت قيمتها على المقياس المنوي 20 درجة مئوية؟
الحل:

$$t_k = t_c + 273.15$$

$$t_k = 20 + 273.15$$

$$t_k = 293.15$$

ب - الحجم Volume

وهو يعبر عن الحيز من الفراغ الذي تشغله المادة مما يعني أن وحدات الطول المكعبة هي وحدات قياسية.

طبقاً لحسابات النظام الدولي فإنه يتم التعبير عن الحجم بأنه حاصل ضرب المساحة والطول معاً.

$$V = A \times L \quad \text{expresse in } (m^2 \times m)$$

$$V = A \times L \quad \text{expressed in } m^3$$

حيث يدل V علي الحجم و A على المساحة و L على الطول، الا أنه غالباً ما تستخدم وحدة اللتر (Liter) ويرمز لها بالرمز (ℓ) لقياس حجوم الغازات والمحاليل حيث:

$$1 \ell = 1000 \text{ ml}$$

$$1 \ell = 1000 \text{ cm}^3 \quad (1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3)$$

$$1 \ell = 0.001 \text{ m}^3$$

ومنه فالمتري المكعب عبارة عن ألف لتر.

ج - الضغط Pressure

يعرف الضغط عادة بأنه القوة على وحدة المساحات، ولذا يكون من الطبيعي أن تكون وحدات الضغط هي (N/m^2) نيوتن/متر² حسب النظام الدولي **SI System** أو $(dyne/cm^2)$ داين/سم² حسب نظام سم. جم. ثانية **c. g. s system**. ويعرف النيوتن بأنه القوة التي إذا أثرت على كتلة قدرها 1 كيلوجرام تحركه بعجلة مقدارها الوحدة، أي 1 متر. ثانية⁻² ولذا تكون وحدات النيوتن هي الكيلوجرام. متر. ثانية⁻². أما الداين فيعرف بأنه القوة التي إذا أثرت على كتلة قدرها 1 جم من المادة فإنها تحركه بعجلة مقدارها الوحدة يعني 1 سم. ثانية⁻². إذن وحدة الداين هي: جم. سم. ثانية⁻². ومن ذلك نتضح العلاقة 1 نيوتن = 10^5 داين وتسمى وحدة الضغط حسب النظام العالمي أي (N/m^2) باسم الباسكال (Pa) تخليداً لاسم العالم الفرنسي بليز باسكال الذي أجرى العديد من الدراسات على الضغط الجوي. ويعرف الضغط الجوي أو الضغط الجوي القياسي بأنه ذلك الضغط الذي يحدثه عمود من الزئبق طوله 76 cmHg (أي 760 mmHg) عند درجة الصفر المئوي وعند نقطة على سطح الأرض حيث عجلة الجاذبية الأرضية = الوحدة أي 980.665 سم .

ثانية-2 أو 9.81 م. ثانية-2. ويرمز لوحدة الضغط بالمليمتر زئبق بالرمز (**torr**) اختصاراً لاسم العالم الإيطالي تور شيللي أي أن:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

والتعبير عن الضغط الجوي بطول عمود من الزئبق قدره **76 cmHg** مثلاً لا يدل على المفهوم الحقيقي للضغط والذي هو وحدة القوة على وحدة المساحات. أو لتحويل قيمة الضغط الجوي من وحدة الطول إلى وحدة القوة/المساحة نتبع نظام انتشار الوحدات وذلك بضرب البسط والمقام في نفس الكمية ونأخذ كثافة الزئبق عند درجة الصفر المئوي بأنها = 13.6 gm/cm^3 ، وعجلة الجاذبية الأرضية 981 cm/s^2 حسب نظام c.g.s كالآتي:

$$1 \text{ atm} = (76 \text{ cmHg}) \left(\frac{\text{cm}^2}{\text{cm}^2} \right) \left(\frac{13.6 \text{ gm}}{\text{cm}^3} \right) \left(\frac{981 \text{ cm}}{\text{s}^2} \right)$$

$$1 \text{ atm} = 76 \times 13.6 \times 981 \frac{\text{gm. cm. s}^{-2}}{\text{cm}^2} = 1.01325 \times 10^6 \frac{\text{dyne}}{\text{cm}^2}$$

وإذا اتبعنا نظام SI للوحدات نعبر عن الطول بالمتر وعن الكثافة بالكيلوجرام/متر³ وعن عجلة الجاذبية الأرضية بالمتر ثانية⁻² فنحصل على:

$$1 \text{ atm} = (0.76 \text{ m}) \left(\frac{\text{m}^2}{\text{m}^2} \right) \left(\frac{13.6 \times 10^3 \text{ kg}}{\text{m}^3} \right) \left(\frac{9.81 \text{ m}}{\text{s}^2} \right)$$

$$1 \text{ atm} = 0.76 \times 13.6 \times 9.81 \times 10^3 \frac{\text{kg. m. s}^{-2}}{\text{m}^2}$$

$$1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

$$1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \quad \left(1 \text{ Pa} = \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \right)$$

$$1 \text{ atm} = 101.325 \text{ kPa}$$

ولقد وجد أيضاً أن قيمة الضغط الجوي القياسي تساوي 14.7 رطل على البوصة المربعة، بمعنى آخر ($1 \text{ atm} = 14.7 \text{ psi}$) وهي وحدة شائعة الاستخدام في التعبيرات الهندسية ويمكن حسابها على النحو التالي:

$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cm. Hg} = 76 \text{ cm} \times \frac{1 \text{ inch}}{2.54 \text{ cm}} = 29.92 \text{ inch} \times d_{\text{Hg}}$$

$$1 \text{ atm} = 29.92 \text{ inch} \times \frac{0.79 \text{ Lb}}{\text{inch}^3} = 14.7 \text{ Lb/inch}^2 \text{ (psi)}$$

Density

د - الكثافة

الكثافة تعتبر من أهم الكميات الفيزيائية وتعرف بانها نسبة الكتلة بالجرام الى الحجم بالسنتيمتر المكعب، ويرمز لها بالرمز d :

$$d = \frac{m}{v}$$

وطبقا للعلاقة السابقة فان وحدة القياس للكثافة يمكن التعبير عنها بعدة طرق حسب الوحدات المستخدمة لقياس كلاً من الكتلة والحجم أهمها:

ton/ m³, kg/L, gm/cc, gm/ mL

وتعين كثافة سائلا مجهولا باستعمال **مكثاف معلوم** *Viscometer* الحجم، حيث يوزن المكثف وهو فارغ ويساوي w_1 جم ثم نزن المكثف وهو ممتلئ بالسائل المراد تعيين كثافته ويساوي w_2 ثم يتم التعويض في العلاقة مباشرة كالتالي:

$$d = \frac{w_2 - w_1}{v} = g/cm^3$$

أختَر الإجابة الصحيحة في كل مما يلي:

1. يصنف ماء البحر ك:			
A. مركب	B. عنصر	C. مخلوط متجانس	D. مخلوط غير متجانس
2. مادة أولية لا يمكن تحليلها الى أبسط منها:			
A. عنصر	B. مركب	C. محلول	D. مخلوط
3. يصنف التغير الذي يطرأ على جوهر المادة كتغير.			
A. كيميائي	B. فيزيائي	C. ظاهري	D. اولي
4. يرمز لعنصر Sulfur بالرمز الكيميائي			
A. W	B. F	C. A	D. S
5. أي من العناصر يعتبر الشق السالب في ملح الطعام			
A. الصوديوم	B. البوتاسيم	C. الكلور	D. الكالسيوم
6. أي من العناصر التالية له طبيعة سائلة			
A. Hg	B. Zn	C. Al	D. Zr
7. يحتوي مركب نترات الفضة على عنصر			
A. N	B. K	C. P	D. Ga
8. أي من الصيغ التالية هي صيغة لمركب هيدروكسيد الامونيوم			
A. Al_2O_3	B. $Al(OH)_3$	C. AlO_3	D. $Al(OH)_3$
9. الصيغة الأولية للبنزين هي:			
A. CH	B. C_6H_6	C. C_3H_3	D. C_2H_2
10. عدد الذرات الهيدروجين في مركب هيدروكسيد الامونيوم؟			
A. 5	B. 4	C. 6	D. 2
11. أي من المركبات التالية يحتوي على ست ذرات اكسجين:			
A. نترات الامونيوم	B. كربونات البوتاسيوم	C. بيكربونات الكالسيوم	D. نترات الصوديوم
12. حمض الكلور يسمى:			
A. Hydrogen monochloride	B. Sulfuric Acid	C. Hydrochloric Acid	D. a, c
13. يرمز لوحدة قياس الجهد الكهربى بـ:			
A. V	B. A	C. W	D. N
14. يغلي الماء بمقياس فهرنهايت عند درجة:			

132 .D	100 .C	212 .B	121 .A
15. 1 لتر من السائل يساوي:			
1000 cc .D	100 ml .C	100 cc .B	1 cc .A
16. أي من وحدات القياس التالية مناسبة لـ 1/ثانية:			
.D نيوتن	.C هيرتز	.B داين	.A فولت
17. كم ملليمتر في 1 هيكتومتر؟			
10^{-3} .D	10^2 .C	10^5 .B	10^3 .A
18. ما حجم اناء مملوء بسائل كتلته 5 جم و كثافته 2 جم/مل :			
.D 5 مل	.C 2.5 مل	.B 10 مل	.A 2 مل



الفصل الثاني

الحساب الكيمياء

STOICHIOMETRY

Introduction

1-2 مقدمة

يمكن التطرق إلى الحساب الكيمياء لدراسة العلاقات التي تتضمنها معادلات التفاعل الكيمياء بحساب مقادير المواد الداخلة والمواد الناتجة من التفاعل ودراسة العلاقات الكمية التي تتضمنها معادلات التفاعل الكيمياء الموزونة، التي يمكن استخدامها في المجالات الصناعية المختلفة مثل خلط المتفاعلات بنسب معينة للحصول على نواتج بالموصفات والمقادير المطلوبة، وذلك لأن المعادلة تعطي نسبة أعداد الذرات أو الجزيئات أو الأيونات التي تدخل في التفاعل الكيمياء والناتجة عنه.

Atomic Weight

2-2 الوزن الذري

هو كتلة ذرات العنصر بالنسبة لكتلة ذرة الكربون $^{12}_6\text{C}$ التي حددت بـ 12 وحدة كتلة ذرية amu التي تأخذ الرمز (u). ويمكن حساب متوسط الوزن الذري للعنصر الذي له أكثر من نظير كيمياء من العلاقة:

الوزن الذري للعنصر = (الوزن الذري لنظيره الأول × نسبة وجوده) + (الوزن الذري لنظيره الثاني × نسبة وجوده) + ...

من المعلوم أن الذرات صغيرة جداً، فوزن ذرة الهيدروجين على سبيل المثال يساوي 1.67×10^{-24} g، ووزن ذرة الأكسجين يساوي 2.66×10^{-23} g، وبذلك فإن التعامل مع هذه الأرقام الصغيرة جداً يعد أمراً في غاية الصعوبة، ولذلك فمن المناسب مقارنة أوزان الذرات ببعضها البعض، وقد نتج عن هذه المقارنة أوزان نسبية للذرات، فمثلاً الأوزان النسبية لذرات (H, C, O) هي على التوالي (1, 12, 16) وقد وضع لها وحدة تسمى **وحدة الكتلة الذرية atomic mass unit** ويرمز لها اختصاراً amu فمثلاً: الوزن الذري (الكتلة الذرية) للهيدروجين H : 1 amu و الوزن الذري (الكتلة الذرية) للأكسجين O : 16 amu. ولقد وجد أن وحدة الأوزان الذرية ($1 \text{ amu} = 1.661 \times 10^{-24} \text{ kg}$) تتناسب مع الأوزان الفعلية للذرات.

مثال 1-2: ذرات الكلور توجد في الطبيعة كما يلي: كلور ^{35}Cl بنسبة % 75.4، كلور ^{37}Cl يوجد بنسبة % 24.6 فما متوسط الكتلة الذرية (Aw) للكلور؟
الحل:

$$A_{w\text{Cl}} = \left(\frac{75.4}{100} \times 35 \right) + \left(\frac{24.6}{100} \times 37 \right) = 35.49 \text{ amu}$$

Molecule, Molecular Mass

3-2 الجزيء والوزن الجزيئي

العنصر هو أبسط أشكال المادة، والذرة هي الوحدة الأساسية له ولكن هذا لا يعني أن ذرات العنصر يمكن أن توجد في تجمعاتها الكبيرة بشكل حر مستقل مهما كان العنصر، حيث أنه في الوقت الذي توجد فيه ذرات مادة ما مثل النيون بشكل حر أي أحادية (Ne) فإن ذرات مادة أخرى مثل الأكسجين لا توجد إلا بشكل ثنائي (O_2)، وذرات مادة ثالثة مثل الكبريت إلا بشكل ثماني (S_8). وحينما لا يوجد العنصر إلا بشكل جزيئي، مما يعني أن الجزيء هو الوحدة الأساسية للمادة والتي تتكون من أكثر من ذرة واحدة والقادرة على أن توجد بشكل حر مستقل. مما سبق يعني أن أي مركب كيمياء عبارة عن جزيئات تتكون على الأقل من ذرتين ولكنها تختلف عن جزيئات العنصر أو الجزيئات العنصرية في كون ذرات جزيء المركب غير متشابهة، ولهذا فالجزيء يمكن أن يأخذ أحد الصيغتين التاليتين:

1. جزيئاً متجانس الذرات مثل (O_2)، (O_3)، (S_8).

2. جزيئاً غير متجانس الذرات مثل (HF)، (H₂O)، (NH₃).
وسواء كان الجزيء من هذا النوع أو ذلك فهو بناء على عدد الذرات إما ثنائي الذرات مثل (O₂)، (HF) أو ثلاثي الذرات مثل (CO₂)، (H₂O) أو رباعي أو خماسي الذرات... إلخ.
إن كتلة الجزيء الواحد تقاس بكتلة الذرة، بوحدة الكتلة الذرية وتساوي مجموع كتل الذرات المكونة لهذا الجزيء فإذا كانت الكتل (الأوزان) الذرية لكل من ذرات العناصر التالية هي كما يلي:

$$H = 1$$

$$N = 14$$

$$O = 16$$

$$F = 19$$

فيمكن حساب الكتل (الأوزان) الجزيئية التالية لكلا من جزيئات HF، H₂O، NH₃ كما يلي:

$$HF = 1 + 19 = 20$$

$$H_2O = (2 \times 1) + 16 = 18$$

$$NH_3 = 14 + (3 \times 1) = 17$$

فالوزن الجزيئي هو مجموع الأوزان الذرية المكونة للجزيء، ويرمز له بالرمز M_w . ويستخدم الوزن الجزيئي للمركبات التي توجد على هيئة جزيئات في الطبيعة، والتي تمثلها المركبات التساهمية، مثل مركب سكر الجلوكوز C₆H₁₂O₆. أما وزن الصيغة هو مجموع الأوزان الذرية للذرات المكونة للصيغة، ويرمز له بالرمز F_w ويستخدم وزن الصيغة للمركبات التي توجد على هيئة أيونات أو جزيئات في الطبيعة، ومن الامثلة على المركبات التي تحتوي على أيونات: المركبات الأيونية مثل مركب ملح الطعام (كلوريد الصوديوم)

NaCl

مثال 2-2: أوجد الوزن الجزيئي M_w للمركب C₈H₁₈O₄N₂S علماً بأن الأوزان الذرية للعناصر المكونة للمركب هي:

$$(H=1, C=12, N=14, O = 16, S=32,)$$

الحل:

$$M_w_{C_8H_{18}O_4N_2S} = (8 \times 12) + (18 \times 1) + (4 \times 16) + (2 \times 14) + (32 \times 1)$$

$$M_w_{C_8H_{18}O_4N_2S} = 238 \text{ amu}$$

Molar Mass

4-2 الكتلة المولية

نجد أن الحصول على عدد أفوجادرو من ذرات عنصر ما مثل الأكسجين (O) أو على عدد أفوجادرو من جزيئات عنصرية مثل (O₂) أو على عدد أفوجادرو من جزيئات مركب ما مثل (H₂O) يتطلب عدداً من الجرامات يساوي الوزن الذري للأول أي (16 g) ويساوي الوزن الجزيئي للثاني والثالث أي (32 g) و (18 g) وذلك لكون كتلة المول الواحد من هذه المواد الثلاث هو كذلك، وتسمى هذه أي كتلة المول الواحد

من المادة مقاسة بوحدة الجرام باسم الكتلة المولية ويرمز لها بالرمز (M) أو (Mm)، حيث أن الكتلة المولية لأي مادة تساوي كتلة مول واحد من الذرات أو الجزيئات أو الأيونات ووحدتها g. mol^{-1} وإذا كان المراد حسابه هو الوزن الجزيئي لمول واحد من الجزيئات فإن له الوزن بوحدة (amu) إلا أن وحدة الوزن حينئذ هي g. mol^{-1} بدلاً من amu ويطلق على الوزن حينئذ بالكتلة المولية (الوزن المولي). القيمة العددية للكتلة المولية هي نفسها القيمة العددية للوزن الذري إن كانت عنصراً أو للوزن الجزيئي إن كانت مركباً وذلك كما هو موضح بالجدول 1-2.

جدول 1-2: الوزن الذري أو الجزيئي والكتلة المولية لبعض الذرات والمركبات الكيميائية.

المادة	الوزن الذري أو الجزيئي (Mw), (Aw) (amu)	الكتلة المولية (M) = (Mm) (g.mol ⁻¹)
H	1	1
C	12	12
O	16	16
O ₂	32	32
NH ₃	17	17

ومن أهم استخدامات الكتلة المولية في الحسابات الكيميائية هو استخدامه في قياس كمية المادة بوحدة المول، وهي وحدة قياس الكمية، وغالباً يرمز لكمية المادة حينما تقاس بالمول بالرمز (n).

$$n = \text{عدد المولات}$$

وكقاعدة عامة فإن كمية المادة مقاسة بعدد المولات n يساوي حاصل قسمة كتلتها m بوحدة الجرامات على كتلتها المولية M بوحدة الجرام لكل مول :

$$n = \frac{m}{M}$$

مثال 2-3: أوجد الكتلة المولية M لمول واحد من $\text{C}_8\text{H}_{18}\text{O}_4\text{N}_2\text{S}$ بوحدة g/mol علماً بأن الأوزان الذرية: (H=1, C=12, N=14, O=16, S=32.1).

الحل:

$$M_{\text{C}_8\text{H}_{18}\text{O}_4\text{N}_2\text{S}} = (8 \times 12) + (18 \times 1) + (4 \times 16) + (2 \times 14) + (32 \times 1)$$

$$M_{\text{C}_8\text{H}_{18}\text{O}_4\text{N}_2\text{S}} = 238 \text{ g/mol}$$

مثال 2-4: أحسب عدد مولات (48 g) من الكربون علماً بأن الكتلة المولية للكربون 12 g/mol ؟
الحل:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{48 \text{ g}}{12 \text{ g. mol}^{-1}} = 4.0 \text{ mol}$$

مثال 5-2: أحسب كتلة (3.5 mol) من ثاني أكسيد الكبريت SO₂ علماً بأن الكتلة المولية لثاني أكسيد الكبريت 64 g/mol؟
الحل:

$$m = n M = 3.5 \text{ mol} \times 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 224 \text{ g}$$

Identification of Chemical Formulae

5-2 التعرف على الصيغ الكيميائية

هي طريقة رمزية للتعبير عن تركيب المواد الكيميائية بحيث يصبح الفهم والتعامل أفضل، مثل استخدام الأعداد عوضاً عن كتابتها لغوياً. وتصبح هذه الصيغ ضرورية عند كتابة المعادلات المعبرة عن التفاعلات الكيميائية. أفضل الصيغ هي التي تصف التركيب الفراغي للمادة وكيفية ترابط الذرات المكونة للمادة وتسمى هذه بالصيغة التركيبية أو البنائية **Structural Formula**، وللوصول إلى هذه الصيغة لا بد أولاً من معرفة النسب المئوية الوزنية لكل عنصر في هذا الجزيئي المركب، ومعرفة ذلك تتم بواسطة التحليل الكيميائي، وثانياً معرفة الوزن الذري لكل عنصر من عناصر هذا المركب، ومعرفة ذلك تتم بمجرد النظر إلى الجدول الدوري.

وهناك ثلاثة أنواع من الصيغ الكيميائية كما تم الإشارة إليها في الفصل الأول من الكتاب وهي:

1-5-2 الصيغة الوضعية (الأولية) Empirical Formula

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

مثال 6-2: حلت عينة من الماء النقي فوجدت النسب الآتية للمكونين، الأكسجين والهيدروجين:
H 11.1 % و O 88.9 % أوجد الصيغة الأولية للماء
الحل:

نحول نسب المكونين إلى الوحدة بالقسمة على 100

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

نقسم كل مكون على عدده الذري

$$\frac{0.111}{1} : \frac{0.889}{16}$$

$$0.111 : 0.0556$$

نقسم النسبتين على الأصغر منهما

$$\frac{0.111}{0.0556} : \frac{0.0556}{0.0556}$$

$$1.996 : 1$$

$$2 : 1$$

أي أن الصيغة هي 2 هيدروجين إلى 1 أكسجين. ويمكن التعبير عن ذلك بالصيغة الوضعية H_2O ، حيث يكتب خلف رمز العنصر عدد الذرات (تسمى لاحقة سفلية subscript)

2-5-2 الصيغة الجزيئية Molecular Formula

يلي معرفة الصيغة الوضعية محاولة الوصول إلى العدد الحقيقي من كل ذرة عنصر مكون للجزيء. نلاحظ أن الصيغة الوضعية ليست أكثر من نسب أعداد الذرات المكونة للجزيء. فمثلاً قد يكون جزيء الماء H_2O أو H_2O_2 أو H_8O_4 وهكذا. لاحظ أن النسبة $HO_{1/2}$ أو $H_{2/3}O_{1/3}$ غير مقبولة، لأنه لا يوجد كسر من الذرة بل عدد صحيح. يتم الوصول إلى الصيغة الجزيئية بتقدير الوزن الجزيئي بطريقة مناسبة، مثل مطياف الكتلة *mass spectroscopy*، أو من الخواص الجامعة *colligative properties*. وهكذا من محصلة نسب ذرات العناصر والوزن الذري للجزيء يمكن التوصل إلى الصيغة الصحيحة للجزيء.

مثال 2-7: إذا كان الكتلة المولية للماء هي 18.003 g/mol ، والصيغة الوضعية للماء هي H_2O . أكتب الصيغة الجزيئية للماء.
الحل:

وزن الماء = وزن الذرات المكونة للماء

$$2H + O = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18$$

إذا الصيغة الوضعية للماء H_2O هي أيضاً الصيغة الجزيئية ($18 \approx 18.003 \text{ g}$)

والصيغة الجزيئية تعبر عن الصيغة الحقيقية أو الفعلية للمركب أي العدد الحقيقي وليس النسبي لعدد ذرات المركب في الجزيء وتساوي مضاعفات أبسط صيغة للمركب ولذلك يتوجب البحث عن عدد مرات التضاعف (n) والذي يتم حسابه من معرفة الوزن الجزيئي للمركب (يحدد هذا الوزن بطرق عديدة معروفة وناجحة)

$$n = \frac{\text{الكتلة المولية للصيغة الجزيئية}}{\text{الكتلة المولية للصيغة الأبسط}}$$

مثال 2-8: يعد الستايرين مادة أولية لصنع بوليمر البولي ستايرين وأبسط صيغة له هي CH. حددت الكتلة المولية فوجدت أنها (104 g/mol). ماهي صيغته الجزيئية؟
الحل:

نحسب أولاً الكتلة المولية لأبسط صيغة: $12 \times 1 + 1 \times 1 = 13 \text{ g/mol}$
بما أن هذه النتيجة بعيدة عن الوزن الجزيئي (104) لذلك نحسب عدد مرات التضاعف:

$$n = \frac{104 \text{ g/mol}}{13 \text{ g/mol}} = 8.00$$

∴ الصيغة الحقيقية أو الجزيئية للمركب هي (CH)_n أو (CH)₈ ويمكن أن تكتب هكذا C₈H₈ والتي يمكن تصوره كمركب أروماتي لقلّة عدد ذرات الهيدروجين نسبة إلى الكربون.

3-5-2 الصيغة التركيبية Structural Formula

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

مثال 2-9: ماهي الصيغة التركيبية الممكنة لكلا من:

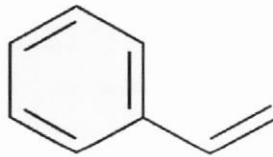
الجزيء C₂H₆O ؟

الجزيء C₈H₈ الذي تم دراسته في المثال السابق؟

الحل:

أولاً: هناك جزيئان يمكن أن يكون لهما نفس الصيغة الجزيئية C₂H₆O، وهما اثير ثنائي الميثيل CH₃OCH₃ والكحول الإيثيلي (الإيثانول) CH₃CH₂OH. ومن الواضح التباين الكبير في السلوك الكيميائي.

ثانياً: نظراً لأن المركب C₈H₈ يمكن تصوره كمركب أروماتي لقلّة عدد ذرات الهيدروجين نسبة إلى الكربون، فإن الصيغة التركيبية له هي



الستايرين

Chemical Equations

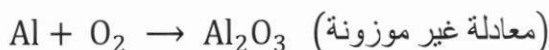
6-2 المعادلات الكيميائية

هي صور توضح المواد الداخلة في التفاعل الكيميائي والمواد الناتجة من هذا التفاعل والتغيير الذي يصاحب هذا التفاعل من حيث عدد المولات ويفصل بينهما سهم كما هو موضح في المثال التالي وعادة ما تكتب المواد المتفاعلة من الجهة اليسرى والناتجة في الجهة اليمنى وتقرأ المعادلة من اليسار إلى اليمين.
المواد الناتجة → المواد المتفاعلة

Reactants → Products

ومن أهم خواص المعادلة الكيميائية أنها تمكننا من إيجاد العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل، ولإجراء الحساب الكيميائي المطلوب يشترط أن تكون المعادلة الكيميائية موزونة أي تخضع لقانون حفظ الكتلة. ولكتابة معادلة كيميائية موزونة يجب أن نتبع الخطوات التالية:
تكتب المواد المتفاعلة والمواد الناتجة لفظاً ويفصل بينهما سهم. مثلاً لتفاعل الألومنيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد الألومنيوم.

أكسيد الألومنيوم → أكسجين + الألومنيوم
تكتب المعادلة بالرموز والصيغ للمواد المتفاعلة والناتجة.



1-6-2 وزن المعادلات الكيميائية Balance of Chemical Equations

يتم وزن الذرات في طرفي المعادلة، بناءً على قانون حفظ المادة، الذي ينص على أن عدد الذرات قبل التفاعل، مساوٍ لعدد الذرات بعد التفاعل.

خطوات وزن المعادلة الكيميائية

1. اكتب المعادلة المراد موازنتها، على سبيل المثال؛ معادلة حرق غاز البيوتان، بوجود الأكسجين، لإنتاج الماء وثاني أكسيد الكربون



2. اكتب عدد عناصر وكل عنصر من طرفي المعادلة الكيميائية، وهو العدد السفلي المكتوب إلى يمين كل ذرة، كالتالي:

أ. عدد ذرات الجهة اليسرى:

عدد ذرات الكربون = 4

عدد ذرات الهيدروجين = 10

عدد ذرات الأكسجين = 2

ب. عدد ذرات الجهة اليمنى:

عدد ذرات الكربون = 1

عدد ذرات الهيدروجين = 2

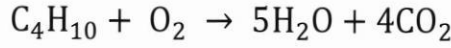
عدد ذرات الأكسجين = 3

3. اترك وزن ذرات الهيدروجين والأكسجين للخطوة الأخيرة.

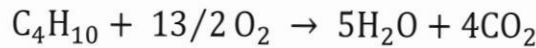
4. ابدأ بموازنة ذرات الكربون، حيث يجب البدء بالعنصر الذي يظهر على شكل جزيء واحد في المواد المتفاعلة، والمواد الناتجة .
5. أضف معامل لذرة الكربون الموجودة في الجهة اليمنى لوزنها مع عدد ذرات الكربون الموجودة في الجهة اليسرى
- أ. عدد ذرات الكربون في الجهة اليمنى هو 1، بينما عددها في الجهة اليسرى هو 4
- ب. اضرب عدد ذرات الكربون في الجهة اليمنى بالعدد 4 لموازنتها مع الجهة اليسرى، ليصبح عدد ذرات الكربون في طرفي المعادلة يساوي 4، لتصبح المعادلة بالشكل التالي:



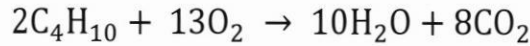
6. ابدأ بوزن عدد ذرات الهيدروجين، من بعد الانتهاء من وزن الجزيئات
- أ. عدد ذرات الهيدروجين في الجهة اليسرى هو 10، بينما عدد ذرات الهيدروجين في الجهة اليمنى هو 2، لذلك يجب إضافة المعامل للجهة اليمنى لوزن ذرات الهيدروجين
- ب. اضرب عدد ذرات الهيدروجين الموجودة في ناتج التفاعل في العدد 5، ليصبح عدد الذرات متساوياً، وبالتالي تصبح المعادلة بالشكل التالي:



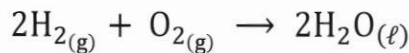
7. ابدأ بوزن عدد ذرات الأكسجين بعد الانتهاء من عملية وزن عدد ذرات الهيدروجين. عدد ذرات الأكسجين في الجهة اليسرى هو 2، بينما عددها في الجهة اليمنى هو 13، نتيجة لإضافة معاملات للجزيئات الموجودة في الجانب الأيمن للمعادلة، مما نتج عنها 5 ذرات أكسجين في جزيء الماء، و8 ذرات أكسجين في جزيء ثاني أكسيد الكربون، إذاً يجب إضافة المعامل للجهة اليسرى من التفاعل لوزن عدد الذرات في طرفي المعادلة .
8. اضرب عدد ذرات الأكسجين الموجودة في المواد المتفاعلة في العدد 13/2، ليصبح عدد الذرات متساوياً، وتصبح المعادلة بالشكل التالي:



9. اجمع عدد الذرات في طرفي المعادلة، لتجد أن عدد الذرات الكلي في الجهة اليسرى مساوٍ لعدد الذرات الكلي في الجهة اليمنى.
10. ضرب المعادلة في 2 لإلغاء الكسور الرياضية.



لإثراء المعادلة الكيميائية يضاف أحياناً بعض المعلومات التي يمكن الاستفادة منها عند الحساب الكيميائي من أهمها، حالات المواد الداخلة في التفاعل (غاز، سائل، مذاب في الماء، صلب، نوع التبلر إن وجد وهكذا). تكتب عادة كلاحقة سفلية لصيغة الجزيء أو الذرة وتكون بين قوسين مستديرين، مثل:



بيث (g) تعني غاز Gas و (l) سائل Liquid

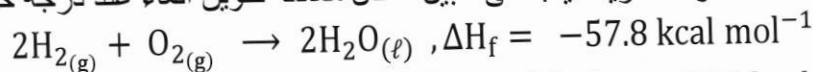
2-6-2 اتجاه التفاعل Direction of Reaction

هناك نوعان رئيسيان من التفاعلات وهما: **التفاعل غير العكسي Irreversible Reaction** و**التفاعل العكسي Reversible Reaction**، والنوع الأول يعبر عنه بسهم يشير إلى ناحية النواتج (اليمين)، بينما يعبر عن التفاعل العكسي بسهمين متوازيين يشار إلي اليمين واليسار، مما يعني إمكانية تحول كلا من النواتج والمواد المتفاعلة إلي بعضهم البعض (كما في حالة تكوين الامونيا).



3-6-2 حرارة التفاعل Heat of Reaction

عند الحساب الكيميائي قد يحتاج الامر إلي ذكر حرارة التفاعل (أو أي دالة أو كمية أخرى مثل الطاقة الحرة أو الإنتالبي). عادة يذكر ذلك في أقصى اليمين بعد النواتج ويمكن أن يعتبر كنواتج باستخدام الإشارة (+). يعامل هذا المقدار حسب القواعد الرياضية. على سبيل المثال معادلة تكوين الماء عند درجة حرارة 25 °C:



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



4-6-2 الناتج النظري والفعلي للتفاعل الكيميائي Theoretical and Actual Yield

بالنظر في المعادلة التالية $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$ نستطيع القول من وصف هذه المعادلة الموزونة أن: 1 مول من الكربون يتفاعل مع 1 مول من الأوكسجين، ليعطي 1 مول من ثاني أكسيد الكربون.

أو نعبر عن ذلك بالكتلة فنقول إن: 12 جم من الكربون تحترق مع (16 × 2 g) من الأوكسجين ويتكون 44 جرام من ثاني أكسيد الكربون.

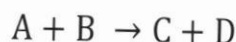
تمثل المعادلة السابقة نوعية وكمية المواد المتفاعلة والناجمة من الناحية النظرية، ووفقاً لقانون بقاء المادة فإن الناتج النظري يجب ألا يتعدى 44 جم بالضبط وعلى هذا ومن الناحية النظرية فإن تفاعل 12 جم من الكربون مع 32 جم من الأوكسجين سينتج عنه 44 جم من CO₂ وتكون الإنتاجية 100%. ولكن واقع الحال يختلف، فالكربون مثلاً يمكن أن يحتوي على شوائب من الكبريت والأوكسجين يمكن أن يحتوي بعضاً من النيتروجين وربما شوائب أخرى وهذه الشوائب لن تنتج ثاني أكسيد الكربون ومن ثم فإن CO₂ الناتج غالباً ما يكون أقل من 44 جم وخاصة إذا أخذنا بعين الاعتبار إمكانية تسرب بعضاً منه لكونه غاز، وعليه فالناتج الفعلي (الحقيقي) سيكون أقل من 44 جم، فلو كان مثلاً 40 جم فتحسب النسبة المئوية للإنتاجية (y) كم يلي:

$$y = \left(\frac{\text{الناتج الفعلي}}{\text{الناتج النظري}} \right) \times 100$$

$$y = \left(\frac{40}{44} \right) \times 100 = 90.91 \%$$

5-6-2 المادة المحددة والمادة الزائدة Limiting and excess reagent

الحسابات الكيميائية من خلال المادة المحددة والمادة الزائدة لا تكون صحيحة إلا إذا كانت معادلة التفاعل متوازنة بشكل صحيح لذلك من الضروري جداً قبل البدء بالحساب تدقيق موازنة المعادلة: عند تفاعل مادة (A) مثلاً مع أخرى (B) فإن التفاعل يمكن أن ينجز وفق الاحتمالات الثلاثة التالية للتفاعل على صورة:



1. أن نخلط في وعاء التفاعل كمية من A تكفي تماماً أو بالضبط للتفاعل مع كمية أخرى B وبحيث أنه عند نهاية التفاعل فإنه لا يوجد سوى نواتج التفاعل C و D فقط، أي تفاعل كل المادة A مع كل المادة B.
2. أن ينجز التفاعل بخلط كمية ما من A وكمية زائدة من B، وفي هذه الحالة يتفاعل كل A مع ما يلزمه من B ويبقى بنهاية التفاعل ما زاد من B عن حاجة A بالإضافة إلى نواتج التفاعل C و D. وهنا تسمى المادة B بالمادة الزائدة، أما A فتسمى بالمادة المحددة لأنه بانتهائها يتوقف التفاعل فكمية A إذن هي التي تحدد التفاعل في هذه الحالة.
3. أن ينجز التفاعل بخلط كمية ما من B مع كمية زائدة من A وفي هذه الحالة تتفاعل كل المادة B مع الكمية اللازمة لها من A ويتبقى بنهاية التفاعل ما زاد من A عن حاجة B بالإضافة إلى نواتج التفاعل C و D. وتسمى في هذه الحالة B بالمادة المحددة و A بالمادة الزائدة.

يمكن تحديد المادة الزائدة والمحددة في أي تفاعل بطريقتين هما:

- أ. طريقة مقارنة عدد المولات: وفيها نحسب عدد مولات المادة A اللازمة للتفاعل مع B من معادلة التفاعل ثم نقارن هذه القيم مع عدد المولات التي خلطت للتفاعل فعلاً ومنه نستنتج أي المادتين هي بزيادة فتكون الأخرى هي المحددة.
- ب. طريقة مقارنة الكتلة الجرامية: نحسب كتلة المادة A بالجرام اللازمة للتفاعل نظرياً مع كتلة المادة B من معادلة التفاعل ثم نقارن هذه القيم مع الأوزان الداخلة (المخلوطة) في التفاعل فعلاً.

مثال 2-12: تم حرق 12 جم من الكربون مع 50 جم من الأكسجين، بين أيهما المادة المحددة والزائدة؟ وما مقدار الزيادة؟

الحل:





$$\frac{12}{12} = 1.0 \text{ mol} \quad \frac{50}{32} = 1.56 \text{ mol} \quad .2 \text{ عدد المولات للمواد المخلوطة}$$

$$1.0 \text{ mol} \quad 1.0 \text{ mol} \quad .3 \text{ عدد المولات للمواد المتفاعلة}$$

(إن 1 مول من C يلزمه 1 مول من O₂)

$$0.56 + \quad .4 \text{ بطرح (2) من (3) لاشئ}$$

ومن الواضح أن الكربون هو المادة المحددة، حيث أنه يُستهلك بالكامل وأن الأكسجين هو الزائد ومقدار الزيادة هو 0.56 mol

7-2 طرق التعبير عن التركيز في المحاليل Methods of Expressing Concentration in solutions

بما أن طرق قياس مقادير المادة متعددة كقياسها مثلاً بدلالة كتلتها أو عدد مولاتها أو حجمها، فإن طرق التعبير عن التركيز ستكون بالتالي متعددة، إلا أنها كلها تتفق في كونها تعبر عن كمية أحد مكونات المحلول الموجودة أما مع كمية محدودة من بقية مكونات المحلول أو في كمية محددة من كل مكونات المحلول. وفيما يلي عرض لأهم الطرق المستخدمة للتعبير عن التركيز:

1-7-2 النسبة المئوية The Percentage

1-1-7-2 النسبة المئوية الوزنية Weight Percentage

هي عبارة عن كتلة المادة المذابة مقاسة بالجرامات الموجودة في مائة جرام من المحلول. فإذا كانت كتلة المذيب هي (m_1) وكتلة المذاب هي (m_2) فإن كتلة المحلول (m_{sol}) ستكون:

$$m_{sol} = m_1 + m_2$$

وتكون النسبة المئوية الوزنية للمذاب حسب هذه الطريقة:

$$\% \text{ solute} = \frac{m_2}{m_{sol}} \times 100$$

وتكون النسبة المئوية الوزنية للمذيب حسب هذه الطريقة:

$$\% \text{ solvent} = \frac{m_1}{m_{sol}} \times 100$$

مثال 2-13: أحسب النسبة المئوية الوزنية لمادة كلوريد الصوديوم (NaCl) حينما يذاب منها 43.0 g في 108.0 g من الماء؟

الحل:

بتطبيق العلاقة :

$$m_{\text{sol}} = m_1 + m_2$$

$$m_{\text{sol}} = 43 + 108 = 151\text{g}$$

$$\% \text{ NaCl} = \frac{m_2}{m_{\text{sol}}} \times 100$$

$$\% \text{ NaCl} = \frac{43.0 \text{ g}}{151 \text{ g}} \times 100 = 28.5 \%$$

مثال 2-14: حضر محلول بإذابة 1.25 g من الإيثانول $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ في 11.6 g من الماء H_2O ، أحسب النسبة المئوية الوزنية للإيثانول؟

الحل:

نحسب أولاً كتلة المحلول حيث:

$$m_{\text{sol}} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}$$

$$m_{\text{sol}} = 11.6 \text{ g} + 1.25 \text{ g} = 12.85 \text{ g}$$

حساب النسبة المئوية للمذاب $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

$$\% \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}}{m_{\text{sol}}} \times 100$$

$$\% \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} = \frac{1.25 \text{ g}}{12.85} \times 100 = 9.73\%$$

2-1-7-2 النسبة المئوية الحجمية Volume-Volume

Percentage

ويرمز لها بالرمز (v/v) وهي حجم المادة المذابة منسوب لحجم المحلول (غالباً ما يكون 100 cm^3) وتستخدم عامة في المحاليل السائلة. ويمكن تعين النسبة المئوية بالحجم للمادة المذابة B كما يلي:

$$\text{volume \% of B} = \frac{V_B}{V_{\text{Total}}} \times 100$$

كما يمكن فهم النسب الحجمية بأنها متكاملة كما هو الحال في النسب الوزنية. فمثلاً عندما يقال أن محلول معين يتكون من كحول وماء وكانت نسبة الكحول (v/v) % 40 ، هذا يعني أن في كل 100 cm^3 من المحلول أن هنالك 40 cm^3 كحول و 60 cm^3 ماء.

مثال 2-15: احسب النسبة المئوية الحجمية لمحلول تم تحضيره بإضافة 50mL ميثانول إلى 200mL ماء.
الحل:

$$\text{Volume of solution} = 50 + 200 = 250\text{mL}$$

$$\% (V/V) = \frac{V_B}{V_{\text{Total}}} \times 100$$

$$\% (V/V) = \frac{50}{250} \times 100 = 20 \%$$

3-1-7-2 النسبة المئوية الوزنية الحجمية Weight-Volume Percentage

ويرمز لها بالرمز (W/V) وهى عبارة عن عدد جرامات المادة المذابة في 100 cm^3 من المحلول. فمثلاً عندما يقال أن محلول السكر في الماء تركيزه (10 % w/v) هذا يعني أن 10 g من السكر مذابة في 100 cm^3 ورياضياً تعطي بالعلاقة:

$$\% (W/V) = \frac{\text{weight of substance}}{\text{volume of solution}} \times 100$$

2-7-2 الكسر المولى Mole Fraction

هو عبارة عن النسبة بين عدد مولات أحد مكونات المحلول (n) الى مجموع مولات كل مكوناته (n_t). ويفرض أن لدينا ثلاث مواد (A, B, C) وعدد مولات هذه المواد (n_A, n_B, n_C) فإن الكسر المولى للمواد هو:

$$X_A = \frac{n_A}{n_t}, \quad X_B = \frac{n_B}{n_t}, \quad X_C = \frac{n_C}{n_t}$$

حيث

$$n_t = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$$

ومجموع هذه الكسور المولية يساوى دائماً الواحد الصحيح:

$$\Sigma X = 1$$

$$X_A + X_B + X_C = 1$$

$$\frac{n_A}{n_t} + \frac{n_B}{n_t} + \frac{n_C}{n_t} = \frac{n_t}{n_t} = 1$$

مثال 2-16: أحسب الكسر المولي للماء H_2O ، ولـ $NaCl$ في محلول يحتوي على (0.735 mol) من كلوريد الصوديوم و (6 mol) من الماء؟
الحل:

نحسب عدد المولات الكلي n_t :

$$n_t = n_{NaCl} + n_{H_2O}$$

$$n_t = 0.735 + 6 = 6.735 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow X_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_t} = \frac{6}{6.735} = 0.89$$

$$\Rightarrow X_{NaCl} = \frac{n_{NaCl}}{n_t} = \frac{0.735}{6.735} = 0.11$$

Molality 3-7-2 المولالية

هي عدد مولات المادة المذابة في كيلو جرام من المذيب. فإذا رمز لعدد مولات المذاب بالرمز (n) وإلى كتلة المذيب بالكيلو جرام بالرمز (W) فإن المولالية تكون

$$\text{molality} = \frac{n_2}{W_1} \text{ mol of solute/kg. solvent}$$

$$m = \frac{n}{W} \text{ molal}$$

ووحدة المولالية هي مولال mol/Kg أو molal ويمكن استخدام وحدة الجرام في قانون المولالية بحيث يصبح القانون

$$m = \frac{n}{W_g} \times 1000$$

مثال 2-17: احسب التركيز بالمولالية لمحلول تم تحضيره بإذابة (2 mol) من حمض الكلور في 800 g من الماء؟
الحل:

$$\text{molality} = \frac{n}{W \text{ g}} \times 1000$$

$$\text{molality} = \frac{2}{800} \times 1000 = 2.5 \text{ molal}$$

مثال 2-18: عند إذابة 20 g من كلوريد الصوديوم NaCl في كمية من الماء بحيث تصبح كتلة المحلول المطلوب 90 g. احسب مولالية المحلول علماً بأن الأوزان الذرية للذرات هي: (Na = 23, Cl = 35.5)
الحل:

$$M_{w_{\text{NaCl}}} = 23 + 35.5 = 58.5 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m}{M_w} = \frac{20}{58.5} = 0.342 \text{ mol}$$

$$W_2 = W_{\text{sol}} - W_1$$

$$W_2 = 90 - 20 = 70 \text{ g}$$

$$\text{molality} = \frac{n_1}{W_2} \times 1000$$

$$\text{molality} = \frac{0.342}{70} \times 1000 = 4.88 \text{ molal}$$

4-7-2 المولارية Molarity

هي عبارة عن عدد مولات المادة المذابة في لتر من المحلول. فلو رمزنا لعدد مولات المذاب بالرمز (n) ولحجم المحلول باللترات بالرمز (V) فان المولارية تكون:

$$\text{Molarity (M)} = \frac{n}{V} \text{ mol of solute/ L of solution}$$

$$M = \frac{n}{V} \text{ molar}$$

مثال 2-19: ما مولارية محلول يحتوى على 3 mol من سكر الجلوكوز ($C_6H_{12}O_6$) مذاب في كمية من الماء بحيث يصبح حجم المحلول 750 ml ؟
الحل:

$$M = \frac{n}{V} \times 1000$$

$$M = \frac{3 \text{ mol}}{750 \text{ ml}} \times 1000 = 4 \text{ mol/L}$$

مثال 2-20: محلول مائى حجمة 200 cm^3 يحتوى على 2.0 g من هيدروكسيد الصوديوم (NaOH).
أحسب المولارية لهذا المحلول. الأوزان الذرية: (H =1, O=16, Na = 23)
الحل:

$$M_{W_{NaOH}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

$$n_{NaOH} = \frac{m}{M_w} = \frac{2}{40} = 0.05 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n}{V} \times 1000 = \frac{0.05}{200} \times 1000 = 0.25 \text{ mol/L}$$

5-7-2 العيارية Normality

هى عبارة عن عدد الأوزان المكافئة الجرامية من المادة المذابة الموجودة فى لتر من المحلول. فلو رمزنا لعدد الأوزان الجرامية المكافئة بالرمز (E_q) ولحجم المحلول باللترات بالرمز (V) فان العيارية تكون:

$$N = \frac{E_q}{V} \text{ normal}$$

حيث E_q هى عدد المكافئات الجرامية، أو عدد الأوزان المكافئة عند التعبير عنها بالجرام. ويمكن حساب عدد المكافئات الجرامية بقسمة وزن المادة بالجرام m على الوزن المكافئ E_w من العلاقة التالية:

$$E_q = \frac{m}{E_w}$$

حيث E_w هو الوزن المكافئ للمادة المذابة، والذي يمكن حسابه من العلاقة التالية:

$$E_w = \frac{M_w}{n_{(H^+, OH^-)}}$$

حيث n : تعبر عن عدد الوحدات المستبدلة من وحدات الهيدروجين (H^+) أو الهيدروكسيد (OH^-) أو عدد الإلكترونات المشاركة فى تفاعلات الاكسدة والاختزال أثناء التفاعل.

الوزن المكافئ للحمض:

هو وزن الحمض الذي يعطى عند تفككه مكافئاً واحداً من أيونات الهيدروجين (H^+) .

الوزن المكافئ للقاعدة:

هو وزن القاعدة التي تعطى عند تفككها مكافئاً واحداً من أيونات الهيدروكسيل (OH^-) .

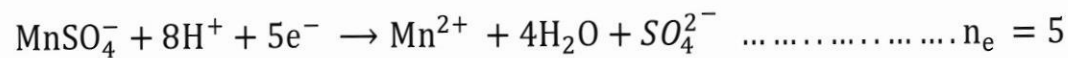
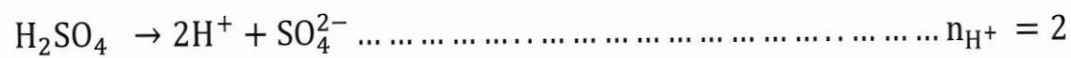
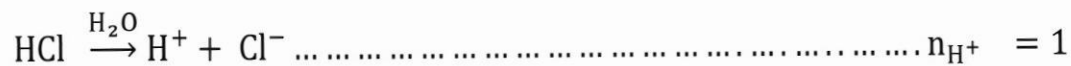
الوزن المكافئ للملح:

هو وزن الملح الذي يفقد عند الاكسدة ويكتسب عند الاختزال مكافئاً واحداً من الإلكترونات.

مثال توضيحي:

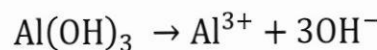
- المول الواحد من حمض الكبريتيك H_2SO_4 يحتوى على 2 مول (2 moles) من أيونات الهيدروجين (H^+) ، أو عدد 2 مكافئ من أيونات الهيدروجين الموجبة.
- مول واحد من قاعدة هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$) يحتوى على مولاً واحداً من أيونات الهيدروكسيد (OH^-) ، أو عدد واحد مكافئ من أيونات الهيدروكسيل السالبة.
- مول واحد من هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ يحتوي على 2 مول من أيونات الهيدروكسيل، أو عدد 2 مكافئ من أيونات الهيدروكسيل السالبة.

والامثلة التالية توضح ذلك: -



مثال 2-12: احسب الوزن المكافئ لهيدروكسيد الالمونيوم $Al(OH)_3$ علماً بأن الكتل الذرية للذرات الداخلة في التركيب هي ($H=1, O= 16 Al=23$)
الحل:

معادلة تفكك هيدروكسيد الالمونيوم هي:



عدد مولات OH^- الناتجة عن التفكك = 3

الكتلة المولية المقابلة للوزن الجزيئي لهيدروكسيد الالمونيوم = 78 جم/مول

الوزن المكافئ لهيدروكسيد الالمونيوم

$$E_w = \frac{M_w}{n_{H^+,OH^-}} = \frac{78 \text{ g/mol}}{3 \text{ mol}} = 26 \text{ g}$$

مثال 21-2: أحسب عيارية محلول NaOH الذي يحتوي على 16 g في 400 mL من المحلول، علماً بان الكتل الذرية: (Na = 23, O=16, H=1)
الحل:

$$N = \frac{Eq}{V_{sol} \text{ mL}} \times 1000$$

$$N = \frac{Eq_{NaOH}}{V_{sol} \text{ mL}} \times 1000$$

$$N = \frac{\frac{m_{NaOH}}{E_{wNaOH}}}{V_{sol} \text{ (mL)}} \times 1000$$

$$N = \frac{\frac{m_{NaOH}}{\left(\frac{M_{wNaOH}}{n_{OH^-}}\right)}}{V_{sol} \text{ mL}} \times 1000$$

$$N = \frac{\frac{16}{\left(\frac{23 + 16 + 1}{1}\right)}}{400} \times 1000 = \frac{0.4}{400} \times 1000 = 1 \text{ N (1 normal, 1 Eq/L)}$$

يمكن حساب عدد المكافئات الجرامية بقسمة وزن المادة بالجرام على الوزن المكافئ (E_w). بالعلاقة التالية:

$$Eq = \frac{m}{E_w}$$

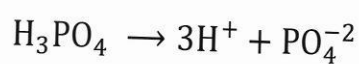
حيث E_w : الوزن المكافئ للمادة المذابة، والذي يمكن حسابه من العلاقة التالية:

$$E_w = \frac{M_w}{n_{(H^+,OH^-)}}$$

حيث n : تعبر عن عدد الوحدات المستبدلة من وحدات الهيدروجين (H^+) أو الهيدروكسيد (OH^-) أو عدد الإلكترونات المشاركة في تفاعلات الأكسدة والاختزال أثناء التفاعل.

مثال 2-22: أوجد عدد الأوزان المكافئة H_3PO_4 3 mol .

الحل:



$$Eq = n_{H_3PO_4} \times n_{H^+}$$

$$Eq = 3 \times 3 = 9 \text{ eq}$$

مثال 2-23: أحسب عدد الأوزان المكافئة (Eq) لمذاب موجود في نصف لتر من محلول تركيزه 0.25 (N) ؟

الحل:

$$N = \frac{Eq}{V_{sol} (L)}$$

$$Eq = N \times V_{sol}(L)$$

$$Eq = 0.25 \times 0.5 = 0.125 \text{ eq}$$

8-2 أسئلة الفصل الثاني

أختار الإجابة الصحيحة في كل مما يلي:

1. النسبة المئوية الوزنية للماء لمحلول حضر بإذابة 1.25 g من الإيثانول C_2H_5OH في 11.6 g من الماء H_2O :

(a)	90.27 %	(b)	80.27 %	(c)	70.27 %	(d)	60.27 %
-----	---------	-----	---------	-----	---------	-----	---------

2. النسبة المئوية الوزنية للإيثانول لمحلول حضر بإذابة 1.25 g من الإيثانول C_2H_5OH في 11.6 g من الماء H_2O :

(a)	10.73%	(b)	9.73%	(c)	8.73%	(d)	7.73%
-----	--------	-----	-------	-----	-------	-----	-------

3. عدد مولات HCl الموجودة في 5 cm^3 من حمض الكلور الذي كثافته (1.19 g/cm^3) ويحتوي على 37.23 % بالوزن. علماً بأن الأوزان الذرية: $(H = 1, Cl = 35.5)$.

(a)	0.08 mol	(b)	0.07 mol	(c)	0.06 mol	(d)	0.05 mol
-----	----------	-----	----------	-----	----------	-----	----------

4. الوزن الجزيئي لنترات الخارصين $Zn(NO_3)_2$ إذا علمت أن الكتل الذرية: $(Zn = 65.4, N=14, O=16)$

(a)	819.4 g/mol	(b)	719.4 g/mol	(c)	981.4 g/mol	(d)	189.4 g/mol
-----	-------------	-----	-------------	-----	-------------	-----	-------------

5. عدد المولات لـ 127 g من نترات الخارصين $Zn(NO_3)_2$ إذا علمت أن الكتل الذرية: $(Zn = 65.4, N=14, O=16)$

(a)	0.76 mol	(b)	7.6 mol	(c)	0.67 mol	(d)	6.7 mol
-----	----------	-----	---------	-----	----------	-----	---------

6. الكسر المولي للماء H_2O في محلول يحتوي على (0.735 mol) من كلوريد الصوديوم و (6 mol) من الماء؟

(a)	0.98	(b)	0.89	(c)	0.90	(d)	0.78
-----	------	-----	------	-----	------	-----	------

7. الكسر المولي لكلوريد الصوديوم في محلول يحتوي على (0.735 mol) من كلوريد الصوديوم و (6 mol) من الماء هو:

(a)	0.11	(b)	0.12	(c)	0.13	(d)	0.14
-----	------	-----	------	-----	------	-----	------

8. الكسر المولي لكلوريد الصوديوم في محلول يحتوي على 5 mol من كلوريد الصوديوم مذاب في كيلو جرام من الماء (الكتل الذرية: $(H=1, O=16)$)

(a)	0.0286	(b)	0.0826	(c)	0.0682	(d)	0.0386
-----	--------	-----	--------	-----	--------	-----	--------

9. عدد مولات المادة المذابة في كيلو جرام من المذيب هي:

(a) المولارية	(b) العيارية	(c) المولالية	(d) الكسر المولي
---------------	--------------	---------------	------------------

10. التركيز بالمولالية لمحلول تم تحضيره بإذابة (2 mol) من حمض الكلور في 800 g من الماء؟

(a) 5.2 molal	(b) 4.2 molal	(c) 6.2 molal	(d) 2.5 molal
---------------	---------------	---------------	---------------

11. عند إذابة 20 g من كلوريد الصوديوم NaCl في كمية من الماء بحيث تصبح كتلة المحلول 90 g . أحسب مولالية المحلول. (الأوزان الذرية: Na = 23, Cl = 35.5)

(a) 2.86 molal	(b) 3.86 molal	(c) 4.86 molal	(d) 5.86 molal
----------------	----------------	----------------	----------------

12. عدد المولات المذابة في لتر من المحلول

(a) المولارية	(b) المولالية	(c) العيارية	(d) الكسر المولي
---------------	---------------	--------------	------------------

13. مولارية محلول مائي حجمة 200 cm³ يحتوى على 2.0 g من هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) . الأوزان الذرية: (H =1, O=16, Na = 23)

(a) 0.25 mol L ⁴	(b) 0.35 mol L ⁴	(c) 0.45 mol L ⁴	(d) 0.55 mol L ⁴
-----------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-----------------------------

14. عدد الأوزان المكافئة الجرامية (Eq) من المادة المذابة الموجودة في لتر من المحلول

(a) المولارية	(b) العيارية	(c) المولالية	(d) الكسر المولي
---------------	--------------	---------------	------------------

15. كتلة الصيغة (الوزن الجزيئي) للأسبرين C₉H₈O₄ :

(a) 190 g/mol	(b) 170 g/mol	(c) 180 g/mol	(d) 160 g/mol
---------------	---------------	---------------	---------------

16. كتلة الصيغة لمركب خلات الرصاص (أسيتات) الكالسيوم هي:

(a) 185.1 g/mol	(b) 125.1 g/mol	(c) 115.1 g/mol	(d) 158.1 g/mol
-----------------	-----------------	-----------------	-----------------

17. عدد مولات الكبريت اللازمة للاتحاد مع 2 مول من الحديد لتكوين بيريت الحديد FeS₂ :

(a) 6 mol	(b) 5 mol	(c) 4 mol	(d) 3 mol
-----------	-----------	-----------	-----------

18. عدد المولات التي توجد في 90 جراماً من الماء

(a) 6 mol	(b) 5 mol	(c) 4 mol	(d) 3 mol
-----------	-----------	-----------	-----------

19. كتلة الخارصين اللازمة لإضافتها إلى 1.95 كجم من النحاس لتكوين سبيكة من البرونز تتكون من 35 % خارصين و 65 % نحاس:

(a) 1.05 kg	(b) 2.05 kg	(c) 3.05 kg	(d) 4.05 kg
-------------	-------------	-------------	-------------

20. كربونات الباريوم، مسحوق أبيض يستخدم في صناعة الدهانات، والخزف، وله التركيب التالي 69.58% Ba ، 6.09% C ، 24.32% O . أبسط صيغة له هي؟

Ba(CO ₃) ₂	(d)	Ba ₃ CO ₂	(c)	BaCO ₃	(b)	Ba ₂ CO ₃	(a)
-----------------------------------	-----	---------------------------------	-----	-------------------	-----	---------------------------------	-----

21. الكالوميل مسحوق أبيض يستخدم لعلاج مرض السلفس، له التركيب التالي: 84.98% Hg و 15.02% Cl. أبسط صيغة له؟

HgCl ₂	(d)	HgCl	(c)	Hg ₂ Cl ₂	(b)	Hg ₂ Cl	(a)
-------------------	-----	------	-----	---------------------------------	-----	--------------------	-----

22. مركب كيميائي تبين أنه يحوي 30% نيتروجين و 70% أكسجين. ماهي صيغته الجزيئية إذا علمت أن كتلته الجزيئية (90±2 amu)؟

N ₂ O ₄	(d)	NO ₂	(c)	NO ₃	(b)	N ₂ O ₃	(a)
-------------------------------	-----	-----------------	-----	-----------------	-----	-------------------------------	-----

23. الوزن المكافئ لهيدروكسي الصوديوم NaOH عندما يدخل في تفاعل ويتعادل بالكامل

30 g	(d)	40 g	(c)	50 g	(b)	60 g	(a)
------	-----	------	-----	------	-----	------	-----

24. محلول متجانس من البنزين (C₆H₆) والكلورفورم (CHCl₃) فإذا كان الكسر المولي للبنزين هو 0.45، فإن النسبة المئوية الوزنية للبنزين في هذا المحلول هي:

45.55 %	(d)	55.75 %	(c)	65.16 %	(b)	75.16 %	(a)
---------	-----	---------	-----	---------	-----	---------	-----

25. ما مولارية محلول مائي لكلوريد الباريوم (BaCl₂) كثافته 1.1 g/cm³ تم تبخيره فكانت كتلة كلوريد الباريوم الجافة 45g؟

0.132 مولاري	(d)	0.232 مولاري	(c)	0.332 مولاري	(b)	0.432 مولاري	(a)
--------------	-----	--------------	-----	--------------	-----	--------------	-----

26. الكسر المولي للماء في كمية من الماء كتلتها كيلو جرام واحد هو:

77.77 mol	(d)	66.66 mol	(c)	55.55 mol	(b)	44.44 mol	(a)
-----------	-----	-----------	-----	-----------	-----	-----------	-----

27. ما وزن بيكربونات الصوديوم (NaHCO₃) اللازمة لتحضير محلول حجمه 150 cm³ وتركيزه 0.35 M؟

3.41 g	(d)	4.41 g	(c)	5.61 g	(b)	6.41 g	(a)
--------	-----	--------	-----	--------	-----	--------	-----

28. ما مولالية (m) محلول تم تحضيره بإذابة 262 g من الاثيلين جليكول C₂H₆O₂ في 8000 g من الماء؟

0.53 m	(d)	0.63 m	(c)	0.73 m	(b)	0.83 m	(a)
--------	-----	--------	-----	--------	-----	--------	-----

29. مولالية محلول مائي حجمه 120 cm³ ويحتوي على 15 g سكر (C₁₂H₂₂O₁₁) إذا كانت كثافة هذا المحلول هي 1.042 g/cm³.

0.3 m	(d)	0.4 m	(c)	0.5 m	(b)	0.6 m	(a)
-------	-----	-------	-----	-------	-----	-------	-----

30. ما مولارية محلول مائي حجمه 120 cm³ ويحتوي على 15 g سكر (C₁₂H₂₂O₁₁) إذا كانت كثافة هذا المحلول هي 1.042 g/cm³؟

0.166 M	(d)	0.266 M	(c)	0.366 M	(b)	0.466 M	(a)
---------	-----	---------	-----	---------	-----	---------	-----

31. أذيب 10.0 g من كلوريد الصوديوم (NaCl) في 75.0 g من الماء (H₂O) فنتج عنه محلول له كثافة تساوي 1.077 g/cm³ . النسبة المئوية الوزنية للملح هي:

(a)	11.76 %	(b)	10.76 %	(c)	9.76 %	(d)	8.76 %
-----	---------	-----	---------	-----	--------	-----	--------

32. أذيب 10.0 g من كلوريد الصوديوم (NaCl) في 75.0 g من الماء (H₂O) فنتج عنه محلول له كثافة تساوي 1.077 g/cm³ . النسبة المئوية الوزنية للماء هي:

(a)	99.24 %	(b)	88.24 %	(c)	77.24 %	(d)	66.24 %
-----	---------	-----	---------	-----	---------	-----	---------

33. أذيب 10.0 g من كلوريد الصوديوم (NaCl) في 75.0 g من الماء (H₂O) فنتج عنه محلول له كثافة تساوي 1.077 g/cm³ . الكسر المولي للملح هو:

(a)	0.06	(b)	0.05	(c)	0.04	(d)	0.03
-----	------	-----	------	-----	------	-----	------

34. أذيب 10.0 g من كلوريد الصوديوم (NaCl) في 75.0 g من الماء (H₂O) فنتج عنه محلول له كثافة تساوي 1.077 g/cm³ . الكسر المولي للماء هو:

(a)	0.66	(b)	0.76	(c)	0.86	(d)	0.96
-----	------	-----	------	-----	------	-----	------

35. مولالية محلول ناتج من إذابة 10.0 g من كلوريد الصوديوم (NaCl) في 75.0 g من الماء (H₂O) فنتج عنه محلول له كثافة تساوي 1.077 g/cm³ :

(a)	4.28 m	(b)	3.28 m	(c)	2.28 m	(d)	1.28 m
-----	--------	-----	--------	-----	--------	-----	--------

36. مولارية محلول ناتج من إذابة 10.0 g من كلوريد الصوديوم (NaCl) في 75.0 g من الماء (H₂O) فنتج عنه محلول له كثافة تساوي 1.077 g/cm³ :

(a)	3.16 M	(b)	2.16 M	(c)	1.16 M	(d)	0.16 M
-----	--------	-----	--------	-----	--------	-----	--------

37. عيارية محلول ناتج من إذابة 10.0 g من كلوريد الصوديوم (NaCl) في 75.0 g من الماء (H₂O) فنتج عنه محلول له كثافة تساوي 1.077 g/cm³ :

(a)	2.16 ℓ/eq	(b)	3.16 ℓ/eq	(c)	4.16 ℓ/eq	(d)	5.16 ℓ/eq
-----	-----------	-----	-----------	-----	-----------	-----	-----------

Gases



الفصل الثالث

الغازات

GASES

Introduction

يعتبر الغاز هو أحد المكونات الرئيسية لإحدى حالات المادة الثلاث (صلبة – سائلة – غازية)، ويتكون الغاز من جسيمات صغيرة جداً تسمى جزيئات حقيقية (Real molecules) قد تكون وحيدة الذرة مثل: (Ne, Ar, Kr, Xe) أو ثنائية الذرة مثل: (N₂, O₂) أو متعددة الذرات مثل: (CH₄, NH₃, CO₂). تتميز الغازات بالسلوك المتشابه وعدم وجود شكل أو حجم معين لها. ومن صفات الغازات أيضاً صغر كثافتها ولزوجتها مما يؤدي إلى سهولة انتشارها وقدرتها على ملء الفراغ أو الوعاء الحاوي مما يجعل جزيئاتها حرة الحركة. نجد أن قوة التجاذب بين الجزيئات تكاد لا تذكر أو مهملة، وأنه يمكن لجميع الغازات أن تتمزج بعضها البعض أمتزاجاً تاماً بدون حدود وتكون مخاليط متجانسة. وعندما تكون المسافات الفاصلة بينهما كبيرة جداً و أكبر بكثير من قطرها نقول إنه لا توجد فيما بينها قوى تأثير متبادلة (تجاذب أو تدافع) وإن حجمها صغير جداً بحيث يمكن إهماله بالنسبة لحجم الوعاء ويسمى مثل هذا الغاز بالغاز المثالي وتتنطبق عليه قوانين الغازات المثالية (بويل – شارل – جاي لوساك). ينحرف الغاز عن الحالة المثالية كلما زاد ضغطه أو انخفضت درجة حرارته ويدعي في هذه الحالة بالغاز الحقيقي (Real gas). القوانين التي سنذكرها تخص حالة الغاز المثالي فقط.

2-3 الغازات المثالية والحقيقية

Ideal and Real Gases

الغاز المثالي هو نموذج افتراضي للغاز (لايوجد حقيقة في الطبيعة) يتبع مجموعة من القوانين عند كل الظروف من الضغط ودرجة الحرارة. وقد افترض فيه أن حجم جزيئاته وقوى التجاذب بينهما مهملة.

على الجانب الأخر، فإن الغاز الحقيقي هو الغاز الموجود فعلاً في الواقع (في الطبيعة)، ويتبع قوانين الغاز المثالي عند الضغوط المنخفضة ودرجات الحرارة العالية فقط. ولكنه يبدأ في الحيود عن تلك القوانين عند الضغوط العالية ودرجات الحرارة المنخفضة.

3-3 قوانين الغازات

Gases Law

تسلك جميع الغازات سلوكاً متشابهاً فيما يتعلق بتأثير العوامل المختلفة مثل الضغط ودرجة الحرارة والحجم ويعرف مثل هذا التأثير بقوانين الغازات. والعوامل التي تؤثر في سلوك الغازات هي عادة أربعة: الضغط ودرجة الحرارة والحجم وعدد جزيئاته (P, V, T, n). وفي الواقع نجد انه من الصعب دراسة تأثير هذه المتغيرات في آن واحد، وإلا احتاج الأمر إلى الأشكال البيانية الفراغية (المجسمة). ولتسهيل هذه الدراسة لابد وأن نثبت بعض هذه المتغيرات (اثنان مثلاً) وندرس العلاقة بين المتغيرين الآخرين لأننا في جميع الحالات مرتبطون بإحداثيين كارتيزيين فقط على الورق أو على السبورة هما الإحداثي السيني (الأفقي) والإحداثي الصادي (الرأسي).

Boyle's Law

1-3-3 قانون بويل

في هذه الحالة تثبت درجة الحرارة وكمية الغاز ويكون المتغيران هما الحجم والضغط، وينص القانون على ما يلي: (يتناسب حجم كمية معينة من أي غاز تناسباً عكسياً مع الضغط عند ثبوت درجة الحرارة).

ويمكن أن يعبر عن هذا القانون رياضياً على الوجه الآتي، بفرض أن (V) هي حجم الغاز، (P) ضغط الغاز عند ثبوت درجة الحرارة

$$V \propto \frac{1}{P}$$

أو

$$V = \frac{K_T}{P}$$

حيث (K) مقدار ثابت، تعتمد قيمته على كمية الغاز المستخدمة وعلى درجة الحرارة التي تجرى عندها التجربة:

$$PV = K_T \quad \dots (1)$$

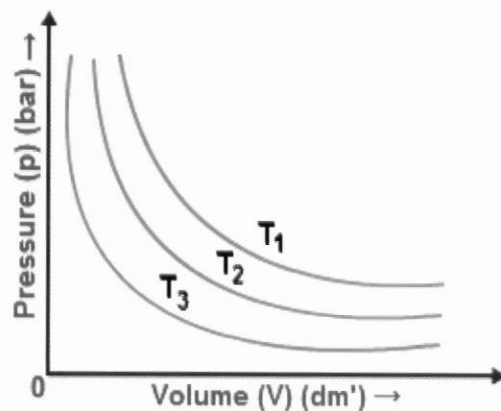
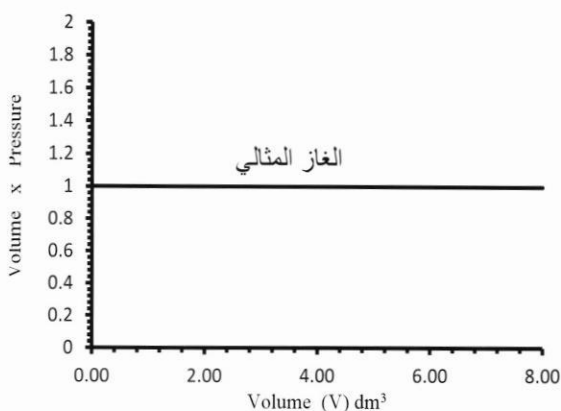
- 3)

أو لنفس الكمية من الغاز عند حجمين وضغطين مختلفين وثبوت درجة الحرارة

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$

ويمكن التعبير عن قانون بويل بيانياً فنحصل على الشكل رقم (1-3) ويعرف المنحني الذي يمثل تغير حجم الغاز مع ضغطه عند ثبوت درجة الحرارة باسم "متساوي الحرارة" لبويل (Isotherm) ومن الواضح أننا نحصل للغاز الواحد على عدة متساويات للحرارة حسب الدرجة التي تجرى عندها التجربة وحسب كمية الغاز المستخدمة ويعرف مثل هذا المنحني رياضياً منحني القطع الزائد المستطيل الشكل ونظراً لأن حاصل ضرب (PV) للغاز = مقدار ثابت. فإنه يرسم حاصل الضرب هذا مع الحجم أو الضغط فإننا نحصل على خط مستقيم مواز لمحور السينات (الشكل 1-3 و 2-3) ويكون هذا هو سلوك الغاز المثالي (Ideal Gas).



الشكل (1-3) متساويات الحرارة لبويل عند الشكل (2-3) حاصل ضرب (PV) - الحجم (V) ثلاث درجات حرارة مختلفة

مثال 3-1: يبلغ ضغط كمية معينة من غاز في إناء حجمه (4L) مقدار (2 atm) عند (0 °C) فكم يبلغ ضغط نفس الكمية عند نفس درجة الحرارة إذا وضعت في إناء حجمه (2 L)؟
الحل:

	الحالة الابتدائية (1)	الحالة النهائية (2)
P	2 atm	P ₂
V	4 L	2 L

بتطبيق علاقة بويل:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_2 = P_1 \times \left[\frac{V_1}{V_2} \right]$$

$$P_2 = 2 \text{ atm} \times \left[\frac{4 \text{ L}}{2 \text{ L}} \right]$$

$$P_2 = 4 \text{ atm}$$

مثال 3-2: عينة من غاز مثالي، فإذا كان حجمه 5 L تحت ضغط قدرة 15 atm فاحسب حجم هذا الغاز إذا صار ضغطه 3 atm ، باعتبار درجة الحرارة ثابتة.
الحل:

يمكن حل هذه المسألة بقانون بويل مباشرة كما يلي:

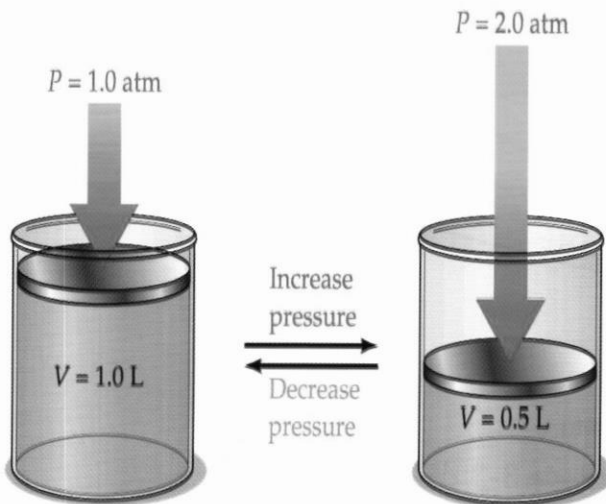
$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$15 \text{ atm} \times 5 \text{ L} = 3 \text{ atm} \times V_2$$

$$V_2 = \frac{15 \text{ atm} \times 5 \text{ L}}{3 \text{ atm}} = 25 \text{ L}$$

Charle's Law

2-3-3 قانون شارل



وهنا يثبت الضغط وكمية الغاز ويكون المتغيران هما الحجم ودرجة الحرارة وينص القانون على ما يلي " عند ثبوت الضغط يتناسب حجم كمية معينة من غاز تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المطلقة".

إذا رمزنا للحجم بالرمز (V) وإلى درجة الحرارة المطلقة بالرمز (T) نجد أن: عند ثبوت الضغط

$$V \propto T$$

$$\therefore V = K_p T \quad \dots (2 - 3)$$

أو

$$\frac{V}{T} = K_p \quad (3 - 3)$$

حيث K مقدار ثابت تعتمد قيمته على كمية الغاز وعلى قيمة الضغط الثابت. إذا تغيرت درجة الحرارة من T_1 إلى T_2 فإن الحجم سيتغير من V_1 إلى V_2 وعند ثبوت الضغط ستصبح المعادلة (3-3) كما يلي:

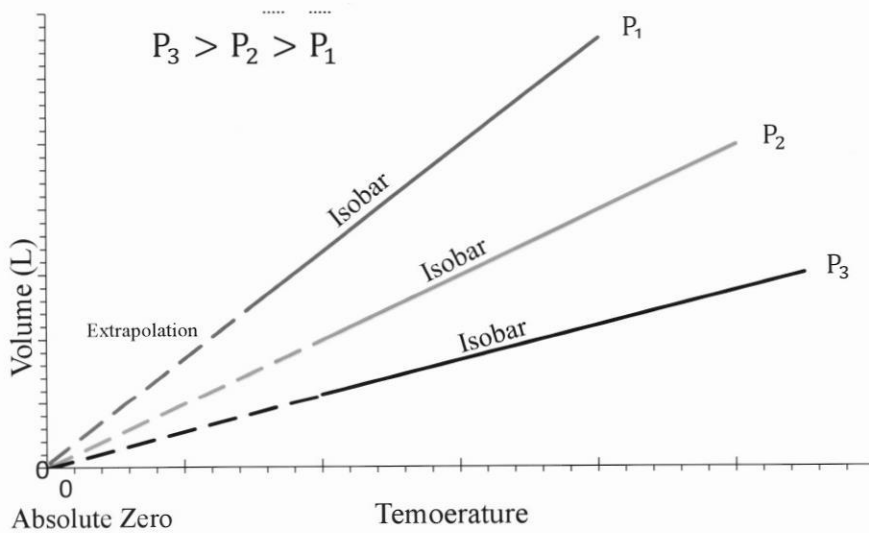
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

العلاقة بين درجة الحرارة المطلقة (T) على مقياس كلفن (K) ودرجة الحرارة (t) بالمئوي ($^{\circ}C$) على مقياس سلسيوس ($Celsius$) هي :

$$T (K) = t (^{\circ}C) + 273.15$$

وتشير درجة الحرارة -273.15 مئوية إلى الصفر المطلق ويجب أن نتذكر أن التغير في مقياس سلسيوس لدرجة مئوية واحدة يعادل تماماً التغير في مقياس كلفن لدرجة واحدة ويتبع ذلك أن درجة التجمد للماء مثلاً والتي هي أعلى بمقدار 273.15 درجة فوق الصفر المطلق وقيمتها فعلاً 273.15 مطلقة على مقياس كلفن.

وبرسم العلاقة بين حجم الغاز (V) ودرجة حرارته المطلقة (T) نحصل على خط مستقيم يمر بنقطة الأصل كما هو موضح بالشكل رقم (3-3)



شكل 3-3 متساويات الضغط لشارل

ونظراً لأن جميع النقاط المرسومة على هذا الخط قد تم الحصول عليها عند ضغط ثابت فإنه يطلق على مثل هذا الخط "متساوي الضغط" لشارل (Isobar) وفي الواقع يمكننا الحصول على عدة متساويات للضغط للغاز الواحد تبعاً لكمية الغاز المستخدمة ولقيمة الضغط الثابت في التجربة.

نلاحظ أن جميع الخطوط تكون منقطة عند درجات الحرارة المنخفضة بالقرب من الصفر المطلق وتتقابل كلها عند نقطة الأصل أي عند (V) يساوي صفراً حينما تكون قيمة (T) تساوي صفراً والسبب في تنقيط الخط المستقيم عند درجات الحرارة المنخفضة هو أن كل الغازات تتحول إلى الحالة السائلة أو الصلبة بالقرب من الصفر المطلق وحينئذ يصعب الحصول على أية نتائج معملية في هذا المدى المنخفض لدرجة الحرارة. ولذلك فإن الخط المنقط سوف يمثل سلوك الغاز لو استمر على هيئة غاز ولو لم يتحول إلى الحالة السائلة أو الصلبة، وحيث إن جميع الخطوط تتقابل في نقطة الأصل أي عند (T = 0) أو الصفر المطلق فإنه يمكن تعريف الصفر المطلق بأنه تلك الدرجة التي ينعدم عندها حجم الغاز أي يساوي صفراً لو برد الغاز تدريجياً عند ضغط ثابت. وقد يكون هذا الاستنتاج غير مستساغ من الناحية العملية إذ كيف يختفي حجم الغاز نهائياً وأين تذهب كتلته، إلا أن نقطة الأصل على الرسم تمثل درجة الحرارة المصاحبة لحجمه وقدرها صفر وهي المعروفة بالصفر المطلق.

3-3-3 العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة V - T Relationship

قانون تشارلز - جاي لوساك Charles's - Gay Lusac's Law

نشر العالم جاي لوساك عام 1802 م القانون التالي الذي سبق وتوصل إليه العالم تشارلز عام 1787 م والذي يوضح العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته:

"عند ضغط ثابت، يزداد (أو يقل) حجم كمية معينة من أي غاز بمقدار ثابت (1/273.15) من حجمها عند درجة الصفر المئوي كلما ازدادت (أو قلت) درجة حرارة الغاز بمقدار درجة مئوية واحدة وذلك عند ثبوت الضغط".

ولو رمزنا للحجم عند درجة الصفر المئوي بالرمز (V₀) وعند درجة حرارة أخرى ولتكن (t₁) بالرمز (V) فإن:

$$V = V_0 + \frac{t}{273.15} V_0$$

$$V_1 = V_0 \left(1 + \frac{t}{273.15} \right)$$

$$V = \frac{V_0}{273.15} (273.15 + t) \quad \dots (3 - 6)$$

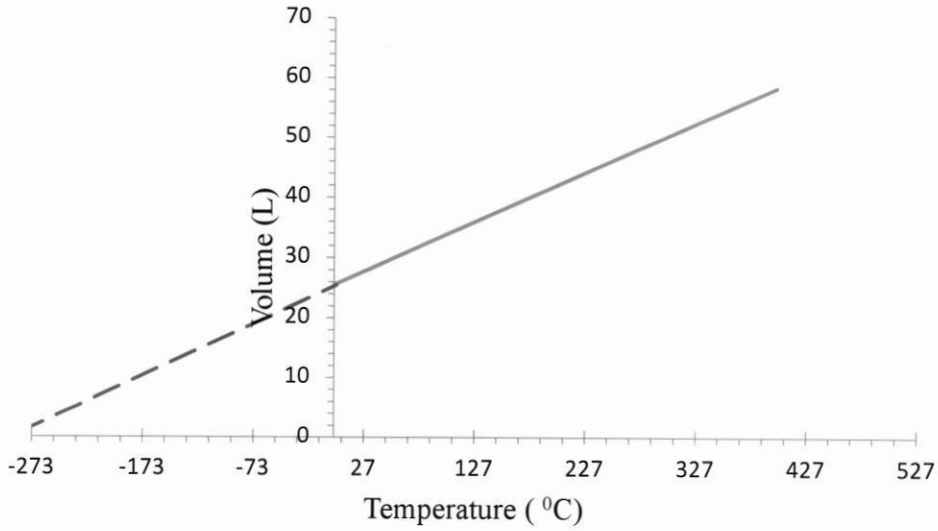
وهذا يعني أنه عند درجة حرارة مئوية قدرها (-273.15) فإن:

$$\therefore V = \frac{V_0}{273.15} (273.15 - 273.15)$$

$$V = 0$$

أي سيصل حجم الغاز إلى صفر أي يتلاشى الغاز تدريجياً عند مثل هذه الدرجة. ومن الناحية العملية فإنه عند خفض درجة حرارة أي غاز تدريجياً، فإنه وعند درجة حرارة تكون عادة غاية في الانخفاض ولكن أعلى من (-273.15 °C) سيتحول الغاز إلى سائل وتنتفي صفته الغازية وبالتالي وعند هذه الحالة

لا يمكن تطبيق قانون شارلز - جاي لوساك عليه لأنه لم يعد غازاً. ولكن يمكن تصور حدوث ذلك نظرياً كما في الشكل 4-3 التالي:



شكل 4-3: علاقة الضغط بدرجة الحرارة عند درجات الحرارة المنخفضة

ولما كان حجم أي غاز عند درجة حرارة قدرها ($-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$) يساوي صفراً فلقد رأى العالم كلفن (Kelvin) عام 1848 م اعتبار هذه الدرجة الحرارية أساساً لتدريج حراري جديد تكون درجة الصفر فيه هي تلك الدرجة التي يصل عندها حجم الغاز إلى الصفر عند ثبوت الضغط وتسمى هذه الدرجة بالصفر المطلق لأنه عند درجة أدنى منها سيكون الحجم ذا قيمة سالبة. وتساوي تقسيماته التدريج المنوي ويرمز له بالرمز (K) نسبة إلى (Kelvin).

$$0\text{ K} = -273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$273.15\text{ K} = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$$

ويكون رمز درجة الحرارة المطلقة (T)، والعلاقة بينها وبين الدرجة المنوية (t) هي كما يلي:

$$T = (t + 273.15)$$

وفي أغلب الأحوال فإن الجزء العشري (0.15) يهمل وبناء على المعادلة (3-6) يصبح ممكناً إعادة صياغة قانون شارلز - جاي لوساك بشكل أكثر بساطة كما يلي:
" يتناسب حجم كمية معينة من أي غاز تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة وذلك عند ثبوت الضغط".

$$V \propto T$$

$$V = KT$$

$$\frac{V}{T} = K$$

... (3 - 6)

الفصل الثالث : الغازات
GASES

أي أن حاصل قسمة الحجم على درجة الحرارة المطلقة لكمية معينة من غاز ما يساوي دائماً قيمة ثابتة عند ثبوت الضغط، ومنه:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{constnt} = K_2$$

مثال 3-3 :

عينة من الغاز حجمها 150 ml عند درجة الصفر المئوي. احسب حجم الغاز عند تسخينه الى درجة 25 °C مع ثبوت ضغطه؟
الحل:

$$V_1 = V_0 + \left(\frac{t_1}{273.15}\right) V_0$$

$$V_1 = V_0 + \left(\frac{t_1}{273.15}\right) V_0$$

$$V_1 = 150 \text{ ml} + \left(\frac{25 \text{ }^\circ\text{C}}{273 \text{ }^\circ\text{C}}\right) \times 150 \text{ ml}$$

$$V_1 = 163.74 \text{ ml}$$

مثال 3-4: يبلغ حجم كمية معينة من غاز ما (22.4 L) عند ضغط يساوي (1 atm) ودرجة حرارة تساوي (0 °C) ما حجم نفس الكمية عند نفس الضغط، وعند درجة حرارة الغرفة (25 °C).
الحل:

لحل هذه المسألة نضع جدولاً يتضمن الحالة الابتدائية والنهائية

	الحالة الابتدائية (1)	الحالة النهائية (2)
T	0°C = 273 K	25 °C = 298 K
V	2.24 L	V ₂ = ?

نطبق علاقة تشارلز:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$V_2 = V_1 \left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

$$V_2 = 2.24 \text{ L} \left(\frac{298 \text{ K}}{273 \text{ K}}\right)$$

$$V_2 = 2.445 \text{ L}$$

Avogadro's Law

4-3-3 قانون أفوجادرو

في هذا القانون سوف نثبت درجة الحرارة والضغط ويكون المتغيران الوحيدان هما الحجم وعدد الجزيئات ولقد وجد أفوجادرو أنه عند ثبوت درجة الحرارة والضغط فإن أي إناء له حجم معين يحتوي دائماً على نفس العدد من جزيئات الغاز بصرف النظر عن نوع الغاز وعبر عن هذه الحقيقة كالآتي:
"الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحت نفس الضغط ودرجة الحرارة تحتوي على نفس العدد من الجزيئات"

وهذا القانون لا يعنى ان تكون حجوم الجزيئات نفسها متساوية ولكنها تدل على أن الغازات إذا تساوت حجوماً تحت نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة، كان عدد جزيئاتها متساوياً ولا بأس من اختلاف الجزيئات نفسها على حساب الفراغ الكائن بينها.

وبصاغ قانون أفوجادرو رياضياً كالآتي:

$$V \propto n$$

$$V = K \cdot n \quad \dots (3 - 4)$$

$$\frac{V}{n} = K (\text{const. } P, T) \quad \dots (3 - 5)$$

وهذا معناه ان مضاعفة عدد المولات يضاعف حجم الغاز عند نفس الظروف من الحرارة والضغط

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

أو

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

وبفرض وجود غازين مختلفين (A, B) تحت الضغط ودرجة الحرارة نفسها فإن المعادلة $V = Kn$ تكون كالآتي:

$$V_A = K \cdot n_A$$

$$V_B = K \cdot n_B$$

حيث (V_A, V_B) تمثل حجوم الغازين (A, B) على التوالي للكميات (n_A, n_B) . ولو فرضنا أن عدد مولات الغازين متساوية فإن:

$$n_A = n_B$$

وتحت نفس الضغط ودرجة الحرارة وجد أفوجادرو أن حجم الغازين (A, B) تتساوي أي أن:

$$\frac{V_A}{V_B} = \frac{K \cdot n_A}{K \cdot n_B} = 1$$

$$V_A = V_B$$

ومعنى ذلك أن المولات المتساوية العدد من الغازات المختلفة تحتوي على الحجم نفسه عند تساوي الضغط ودرجة الحرارة.

يمثل قانون أمونتون العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة كالآتي:
"يتناسب ضغط (P) كتلة معينة من غاز ما تناسباً طردياً مع درجة حرارتها المطلقة (T) عند ثبوت الحجم."
ويعبر عن قانون أمونتون رياضياً:

$$P \propto T$$

$$\frac{P}{T} = K \quad \dots (3 - 8)$$

حيث K ثابت الغاز بالنسبة لحجم معين منه ويتغير بتغير الحجم عند درجات حرارة مختلفة ويمكن كتابة القانون على الصورة

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{or} \quad \frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

مثال 5-3: إناء سعته (10 L)، ملى بغاز ما حتى وصل ضغط الغاز (1 atm) عند درجة حرارة 25 °C ما هو ضغط الغاز في الإناء لو تم التسخين حتى درجة حرارة 75 °C ؟
الحل:

	الحالة الابتدائية (1)	الحالة النهائية (2)
P	1 atm	P ₂ = ?
T	298 K	348 K

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$P_2 = P_1 \left(\frac{T_2}{T_1} \right) = 1 \times \left(\frac{348}{298} \right) = 1.17 \text{ atm}$$

P – n Relationship

6-3-3 العلاقة بين ضغط الغاز وكميته

تظهر العلاقة بين كمية الغاز وتأثيرها على الضغط بحيث يتناسب ضغط الغاز طردياً مع كميته عند ثبوت الحجم ودرجة الحرارة.

$$P \propto n$$

$$P = K n$$

$$\frac{P}{n} = K$$

... (3 - 9)

$$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2} \quad \text{or} \quad \frac{P_1}{P_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

مثال 3-6: تحتوي اسطوانة غاز تجارية علي (15 Kg) من الأكسجين (O_2) فإذا علمت أن ضغطها يبلغ (280 atm) عند درجة حرارة معينة فكم سيصبح ضغطها عند نفس درجة الحرارة بعد أن يستهلك نصف كميتها؟

الحل:
وبتطبيق العلاقة بين الضغط وعدد المولات فإن:

$$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$$

$$P_2 = n_1 \times \left[\frac{P_1}{n_1} \right]$$

$$P_2 = 0.5 n_1 \times \left[\frac{P_1}{n_1} \right] = 0.5P_1$$

$$P_2 = 0.5P_1$$

$$P_2 = 0.5 \times 280 = 140 \text{ atm}$$

7-3-3 العلاقة بين كمية الغاز ودرجة حرارته $n - T$ Relationship

عند ثبوت الحجم والضغط فإن العلاقة بين كمية الغاز ودرجة حرارته المطلقة تكون عكسية"

$$n \propto \frac{1}{T}$$

$$n = \frac{K}{T}$$

$$nT = K$$

... (3 - 10)

$$n_1T_1 = n_2T_2$$

8-3-3 معادلة الحالة للغازات State Equation of Gases

حالة الغاز يمكن تحديدها بدلالة كل من كميته (n) وحجمه (V) وضغطه (P) ودرجة حرارته (T) والمعادلة التي تصف حالة غاز ما بدلالة هذه الخواص تسمى بمعادلة الحالة للغاز. ويمكن دمج معادلات:

1. قانون بويل الذي يربط بين الضغط والحجم لعينة غاز عند درجة حرارة ثابتة

$$P_1V_1 = P_2V$$

$$V = \frac{P_1V_1}{P_2} \quad \dots (3 - 11)$$

2. قانون تشارلز الذي يربط بين الحرارة والحجم عند ضغط ثابت

$$\frac{V}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$V = \frac{T_1 V_2}{T_2} \quad \dots (3 - 12)$$

بمقارنة المعادلتين (3-11) و (3-12) فان:

$$\frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{T_1 V_2}{T_2}$$

وباعادة ترتيب المعادلة السابقة فان:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \text{constant}$$

$$\frac{PV}{T} = K \quad \dots (3 - 13)$$

وهذه العلاقة لا تكون صحيحة إلا عند ثبوت كمية الغاز ($n = \text{constant}$) وهو قانون صالح فقط مادامت كمية الغاز (n) لم تتغير. ومن المعادلة:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

هناك ست متغيرات إذا علمت خمس منها يمكن حساب السادس. وعندما:

$$T_1 = T_2 \text{ (ثابتة } T) \text{ نحصل على قانون بويل:}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_1 = V_2 \text{ (ثابتة } V) \text{ نحصل على قانون غاي لوساك}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$P_1 = P_2 \text{ (ثابتة } P) \text{ نحصل على قانون تشارلز}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

مثال 3-7: عينة من غاز النيون تشغل حجماً قدره (10 L) تحت ضغط (985 torr) ما الحجم الذي تشغله عند الظروف القياسية. (الظروف القياسية هي: $T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$ ، $P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$)
الحل:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$V_2 = V_1 \left(\frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} \right)$$

$$V_2 = 105 \times \left(\frac{985 \text{ torr} \times 10 \text{ L} \times 273 \text{ K}}{760 \text{ torr} \times 300 \text{ K}} \right) = 124 \text{ L}$$

مثال 3-8: ما الحجم المتوقع لغاز عند STP إذا وجد أنه يشغل حجماً مقداره 255 cm^3 عند درجة حرارة 25°C وضغط 85.0 kPa ؟

الحل:

	الحالة الابتدائية (1)	الحالة النهائية (2)
V	255 cm^3	$V_2 = ?$
P	85.0 kPa	101.325 kPa
T	298 K	273 K

وبتطبيق العلاقة:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

ولإيجاد V_2 :

$$V_2 = V_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right) \cdot \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

$$V_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{P_2 T_1}$$

$$V_2 = \frac{255 \text{ cm}^3 \times 85.0 \text{ kPa} \times 273 \text{ K}}{101.325 \text{ kPa} \times 298 \text{ K}}$$

$$V_2 = 195.97 \approx 196 \text{ cm}^3$$

مثال 3-9: عينة من الغاز تمارس ضغطاً قدره (82.5 kPa) في وعاء حجمه 300 cm^3 عند (25°C) . ما الضغط الذي ستمارسه نفس عينة الغاز في وعاء حجمه (500 cm^3) عند درجة حرارة (50°C) ؟

الحل:

	الحالة الابتدائية (1)	الحالة النهائية (2)
V	300 cm^3	500 cm^3
P	82.5 kPa	$P_2 = ?$
T	298 K	323 K

يمكن حل هذه المسألة مباشرة من العلاقة

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$P_1 V_1 T_2 = P_2 V_2 T_1$$

$$P_2 = \frac{82.5 \text{ kPa} \times 300 \text{ cm}^3 \times 323 \text{ K}}{500 \text{ cm}^3 \times 298 \text{ K}}$$

$$P_2 = 49.5 \text{ kPa}$$

9-3-3 القانون العام للغازات المثالية *General Gas Law*

من قانون تشارلز ومبدأ أفوجادرو نجد أن الحجم يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة ($V \propto T$) وعدد المولات ($V \propto n$) على التوالي. ومن قانون بويل نجد أن الحجم (V) يتناسب عكسياً مع الضغط ($V \propto \frac{1}{P}$) (P)

عندما نوحدهم هذه العلاقات الثلاث (قانون تشارلز ومبدأ أفوجادرو وقانون بويل) نحصل على:

$$V \propto \frac{1}{P}$$

$$V \propto T$$

$$V \propto n$$

$$V \propto \frac{1}{P} (T) (n)$$

$$V \propto \frac{\underbrace{\text{From Avagadro}}_n \times \underbrace{\text{From Charles}}_T}{\underbrace{\text{From Boyle}}_P}$$

$$\Rightarrow PV \propto nT$$

ثابت التناسب (Constant of Proportionality) في العلاقة $PV \propto nT$ يرمز له بالرمز R وتصبح العلاقة:

$$PV = nRT$$

R : يسمى الثابت العام للغازات، لأنه له نفس القيمة لجميع الغازات، والغاز الذي يتبع هذا القانون العام وجميع القوانين السابقة تحت كل الظروف يسمى الغاز المثالي. وهذا التعبير يسمى القانون العام للغاز المثالي أو معادلة الحالة بالنسبة للغاز المثالي.

ويمكن إيجاد قيمة R بقياس (T, P, V) لعينة غاز تحت ضغط منخفض (عندما يتصرف مثالياً وتعويض قيمها في المعادلة:

$$R = \frac{PV}{nT} \quad \dots (3 - 14)$$

ويتم حساب القيمة العددية للثابت العام للغازات (R) في مجموعة من الوحدات لاستخدامها في حل المسائل المتعلقة بالغازات واستخدامها كذلك في كثير من موضوعات الكيمياء مثل التيرموديناميك والكهربية والإتزان الكيميائي والكيمياء الحرارية.

1. قيمة الثابت المولاري (R) للغازات بوحدة بالتر . جو Liter. atmosphere

باعتبار حجم 1.0 مول من غاز مثالي عند الظروف القياسية يكون الحجم 22.414 L والضغط 1.0 atm ودرجة الحرارة المطلقة 273.15 K
وحيث أن:

$$R = \frac{PV}{Tn}$$

$$R = \frac{(22.414 \text{ L})(1 \text{ atm})}{(273.15 \text{ K})(1 \text{ mol})}$$

$$R = 0.082057 \text{ Liter. atm. K}^{-1}. \text{mol}^{-1}$$

2. قيمة الثابت المولاري (R) للغازات بوحدة الكالوري Calorie

حيث إن 1 Calorie = 4.184 Joule

$$R = \frac{8.314 \text{ Joule. K}^{-1}. \text{mol}^{-1}}{4.184 \text{ Joule. Cal}^{-1}} = 1.987 \text{ Cal. K}^{-1}. \text{mol}^{-1}$$

$$\therefore R = 1.987 \text{ Cal. K}^{-1}. \text{mol}^{-1} \approx 2.0 \text{ Cal. K}^{-1}. \text{mol}^{-1}$$

ويتضح أن قيمة R لها قيم متعددة حسب طبيعة الوحدات المستخدمة في التعبير عنها بما يلائم التطبيقات المختلفة.

مثال 3-10: أحسب حجم الغاز الذي تشغله كمية من غاز الفلور $F_{2(g)}$ مقدارها 4.20 g عند درجة حرارة 42°C وتحت ضغط 720 torr (علماً بأن الكتلة الذرية: (F = 19) ؟
الحل:

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$= \frac{\left(\frac{4.20 \text{ g}}{38 \text{ g mol}^{-1}}\right) \times (0.08206 \text{ L atm mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (42 + 273)}{\left(\frac{720 \text{ torr}}{760 \text{ torr atm}^{-1}}\right)}$$

$$V = 3.00 \text{ L}$$

مثال 3-11: ملء إناء ذو حجم ثابت مقداره 1.20 L بغاز النيتروجين (N_2) تحت درجة الحرارة والضغط القياسي. كم يصبح الضغط إذا رفعت درجة الحرارة الي ($90^\circ C$)؟
الحل:

الحجم في هذه الحالة ثابت، وعدد المولات كذلك ثابت، والمتغير هنا درجة الحرارة والضغط.

$$P_1 V = nRT_1$$

$$P_2 V = nRT_2$$

$$\frac{P_1 V}{P_2 V} = \frac{nRT_1}{nRT_2}$$

$$P_2 = P_1 \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

$$P_2 = 1 \text{ atm} \times \frac{363 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 1.22 \text{ atm}$$

مثال 3-12: ما الحجم الذي تشغله كمية من غاز الهيدروجين تزن 2.5 g عند الظروف القياسية (الكتلة الذرية $H = 1$) ($R = 0.0821 \text{ L. atm/mol K}$)
الحل:

$$PV = nRT$$

$$V = n \left(\frac{RT}{P} \right)$$

$$V = \left(\frac{m_{H_2}}{MW_{H_2}} \right) \times \left(\frac{RT}{P} \right)$$

$$V = \left(\frac{2.5 \text{ g}}{(2 \times 1) \text{ g mol}^{-1}} \right) \times \left(\frac{0.0821 \text{ L. atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} \right)$$

$$V = (1.25 \text{ mol}) \times \left(\frac{0.0821 \text{ L. atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} \right) = 28 \text{ L}$$

مثال 3-13: احسب حجم (6.02 × 10²² molecules) جزئي من غاز الهيدروجين عند الشروط القياسية (R = 0.0821 L. atm mol⁻¹ K⁻¹)

الحل:

أولاً نحسب عدد المولات من العلاقة:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

حيث N_A : عدد أفوجادرو

N : عدد جزيئات الغاز

$$n = \frac{6.02 \times 10^{22} \text{ molecules}}{6.023 \times 10^{23} \text{ molecules/mole}}$$

$$n = 0.1 \text{ mole}$$

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{(0.1 \text{ mol}) \times (0.0821 \text{ L. atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{(1 \text{ atm})}$$

$$V = 2.24 \text{ L}$$

ويمكن حل المثال السابق بالطريقة الآتية:

وفقاً لقانون أفوجادرو – أمبير الذي ينص على : (إن مولات الغازات المختلفة والماخوذة الشروط القياسية من الضغط ودرجة الحرارة تشغل الحجم المولي نفسه).

أولاً نحسب عدد المولات من العلاقة:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

حيث N_A : عدد أفوجادرو

N : عدد جزيئات الغاز

$$n = \frac{6.02 \times 10^{22} \text{ molecules}}{6.023 \times 10^{23} \text{ molecules/mole}}$$

$$n = 0.1 \text{ mole}$$

ومن قانون أفوجادرو – أمبير نجد أن:

$$n = \frac{V_g}{V_m}$$

حيث V_g حجم الغاز و V_m الحجم المولي للغاز

$$0.1 \text{ mol} = \frac{V_g}{22.4 \text{ L. mol}^{-1}}$$

$$V_g = 2.24 \text{ L}$$

10-3-3 كثافة الغاز وكتلته المولية Gas Density and Molar Mass

تعرف كثافة المادة على أنها كتلة حجم معين من المادة عند درجة حرارة معينة، وبما أن أثر درجة الحرارة على حجم الغاز هو أكبر من أثره على حجم السائل أو الصلب فإنه يمكن الاستعانة بالقانون العام للغازات لمعرفة كثافة الغاز عند الظروف المختلفة كما يلي:

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

حيث (m) كتلة الغاز و (M) كتلته المولية، ومنه:

$$PM = \frac{m}{V} RT$$

$$PM = d RT$$

$$\dots (3 - 15)$$

حيث (d) هي الكثافة.

مثال 14-3: كم تبلغ كثافة ثاني أكسيد الكربون عند 100°C و (1.5 atm) ؟
الحل:

$$M_{\text{CO}_2} = (1 \times 12) + (2 \times 16) = 44 \text{ g. mol}^{-1}$$

$$T = 273 + 100 = 373 \text{ K}$$

$$PM = d RT$$

$$d = \frac{PM}{RT}$$

$$d = \frac{1.5 \text{ atm} \times 44 \text{ g. mol}^{-1}}{0.0821 \text{ atm. L mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 373 \text{ K}} = 2.16 \text{ g. L}^{-1}$$

أي أن كتلة اللتر تساوي (2.16 g) ومنه:

$$\text{density} = 2.16 \times 10^{-3} \text{ g cm}^{-3}$$

11-3-3 قانون الانتشار لجراهام *Graham's Diffusion Law*

يمكن القول بأن خاصية الانتشار هي أهم ما تمتاز به الغازات، ولقد درس العالم جراهام هذه الخاصية وتمكن في عام (1831) من التوصل إلى العلاقة التي تربط سرعة انتشار الغاز بكثافته ووزنه الجزيئي وينص قانون جراهام للانتشار أو التدفق على:
"تناسب سرعة انتشار الغاز عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة تناسباً عكسياً مع الجذر التربيعي لكثافته أو لوزنه الجزيئي".
أي أن:

$$r \propto \frac{1}{\sqrt{d}} \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$$

وعند مقارنة سرعة انتشار أكثر من غاز عند نفس الظروف فإن:

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} \quad \dots \dots (3 - 16)$$

مثال 3-15: قارن بين كل من غازي الهيدروجين والأكسجين من ناحية سرعة الانتشار
الحل:
عند نفس الظروف فإن:

$$\frac{r_{H_2}}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}}$$

$$\frac{r_{H_2}}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{32}{2}} = \sqrt{16} = 4$$

$$r_{H_2} = 4r_{O_2}$$

أي أن الهيدروجين أسرع انتشاراً من الأكسجين أربع مرات وذلك عند نفس الظروف.

مثال 3-16:

احسب الوزن الجزيئي لغاز إذا كان معدل انتشاره يساوي 4.69 مرة أسرع من انتشار غاز CO₂ (الكتل الذرية : (C = 12, O = 16)
الحل:

$$M_{CO_2} = (1 \times 12) + (2 \times 16) = 44 \text{ g. mol}^{-1}$$

$$\frac{r_x}{r_{CO_2}} = \sqrt{\frac{M_{CO_2}}{M_x}}$$

$$4.69 = \sqrt{\frac{44}{M_{w_x}}}$$

$$(4.69)^2 = \left(\sqrt{\frac{44}{M_x}} \right)^2$$

$$21.9961 = \frac{44}{M_x} \Rightarrow M_{w_x} = \frac{44}{21.9961} = 2 \text{ g/mol}$$

والغاز الذي وزنه الجزيئي (2) هو غاز الهيدروجين.

ومن التطبيقات العملية لقانون جراهام للانتشار:

- فصل مخاليط الغازات.
- فصل النظائر المشعة.
- تعيين كثافة غاز بمقارنة سرعة انتشاره بسرعة انتشار غاز آخر كثافته معلومة.
- تعيين الوزن الجزيئي لغاز بمقارنة سرعة انتشار غاز آخر معلوم وزنه الجزيئي.

Molecular Kinetic Theory of Gases

4-3 النظرية الحركية الجزيئية للغازات

تساعد قوانين الغازات في التنبؤ بسلوك الغازات ولكنها لا تفسر على المستوي الجزيئي التغيرات في الحجم أو الضغط أو درجة الحرارة التي تحدث عند تغير الظروف. فمثلاً، لماذا يتمدد حجم الغاز عند التسخين؟ لقد استطاع بعض الفيزيائيين مثل بولتزمان (Boltzmann) وماكسويل (Maxwell) أن يفسروا الخواص الفيزيائية للغازات بواسطة حركة جزيئاتها المفردة.

لقد بينت القوانين التجريبية السابقة للغازات قابلية الغازات للانضغاط، قابلية الغازات للانتشار، تناسب حجم الغاز عكسياً مع ضغطه وطردياً مع درجة حرارته المطلقة. والقوانين السابقة لم تصل لتفسير مناسب لتلك الخواص، ولهذا عمل العلماء على إيجاد تفسير لهذه الخواص فكانت جهود هؤلاء العلماء في نظرية سميت بالنظرية الحركية للغازات وهي تتألف من فروض لتفسير سلوك الغازات المثالية التي تخضع لقانون الغاز المثالي.

1-4-3 فروض النظرية الحركية للغازات Hypothesis of Ideal Gas Theory

تتكون فروض النظرية الحركية للغازات من النقاط التالية

- الغازات تتكون من دقائق صغيرة تسمى الجزيئات، وجزيئات الغاز الواحد متشابهة من حيث الكتلة والحجم.
- حجم جزيئات الغاز صغيرة جداً يمكن إهمالها بالنسبة لحجم الوعاء.
- جزيئات الغاز متباعدة جداً عن بعضها إلى درجة يمكن معها إهمال قوى التجاذب فيما بينها.
- جزيئات الغاز تتحرك بصورة عشوائية (غير محددة المقدار والاتجاه). وتصطدم أثناء حركتها بجدار الوعاء مما ينتج عنه الضغط.

5. جزيئات الغاز كروية الشكل وتامة المرونة أي أنه لا يحدث فقد في كمية الحركة نتيجة التصادم.
6. متوسط طاقة حركة جزيئات الغاز تتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة.
بالاستعانة بالفروض السابقة وباستخدام قوانين ميكانيكا نيوتن أمكن اشتقاق المعادلة التي تعبر تعبيراً كميّاً عن النظرية الحركية للغازات.

$$PV = 1/3 m N \bar{u}^2$$

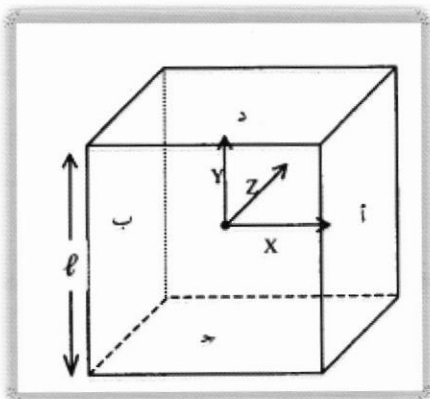
حيث P = الضغط
V = الحجم
m = كتلة الجزيء
N = عدد الجزيئات
 \bar{u}^2 = متوسط مربع السرعات

2-4-3 المعادلة الأساسية للنظرية الحركية The Fundamental Equation of the Kinetic Theory

لنفترض بناء على ما سبق وجود عدد معين من جزيئات الغاز المثالي (N) وكتلة كل جزيء تساوي (m) وذلك في حيز ما، ولنتصور سلوك كل جزيء من هذه الجزيئات في جزء من هذا الحيز الذي يمتاز بأنه عبارة عن مكعب طول ضلعه يساوي (ℓ cm). يتحرك كل جزيء بسرعة معينة بحيث أنه في لحظة معينة يمكن أن نتعرف على عدد كبير من الجزيئات لكل منها سرعة تختلف عن سرعة الآخر. ولذلك يرمز لسرعة الجزيء الأول والثاني والثالث ... إلخ كما يلي:

$$u_1, u_2, u_3 \dots u_N \text{ (cm s}^{-1}\text{)}$$

لنأخذ جزيئاً ولنحلل سرعته إلى مكوناتها الثلاث u_{1x}, u_{1y}, u_{1z} ولندرس حركة هذا الجزيء في واحد من هذه الاتجاهات. سنجد أن الجزيء يقطع في الثانية الواحدة مسافة قدرها $(u_{1x} \text{ cm})$ وفي نفس الوقت فإن هذا الجزيء يحدث اصطداماً واحداً على الجدار كلما قطع مسافة قدرها $(\ell \text{ cm})$. وبالتالي فإن عدد الاصطدامات التي يحدثها الجزيء في هذا الاتجاه في الثانية الواحدة تساوي (u_{1x}/ℓ) ولما كان عزم الجزيء قبل الاصطدام تساوي $(+mu_{1x})$ ، فإنه سيكون بعد الاصطدام $(-mu_{1x})$ وبالتالي سيكون التغير في العزم نتيجة لحدوث اصطدام واحد مع الجدار مساوياً $(2mu_{1x})$. ويكون التغير في العزم في الثانية الواحدة مساوياً للمقدار $(2mu_{1x})$ مضروباً في عدد الاصطدامات في الثانية الواحدة، أي أنه $(2mu_{1x} \cdot \frac{u_{1x}}{\ell})$ وهذا بدوره يساوي $(\frac{2m u_{1x}^2}{\ell})$.



وكذلك الحال في الاتجاهين (y) و (z) ، سيكون التغير في العزم في الثانية الواحدة كما يلي: $\left(\frac{2m u_{ly}^2}{\ell}\right)$

و $\left(\frac{2m u_{lz}^2}{\ell}\right)$ على التوالي.

ويكون مجمل التغير في عزم هذا الجزيء في جميع الاتجاهات في الثانية الواحدة مساوياً لما يلي:

$$\frac{2m u_{lx}^2}{\ell} + \frac{2m u_{ly}^2}{\ell} + \frac{2m u_{lz}^2}{\ell}$$

وهذا يساوي:

$$\frac{2m}{\ell} [u_{lx}^2 + u_{ly}^2 + u_{lz}^2] = \frac{2m}{\ell} u_l^2$$

وبتطبيق ما سبق على كل الجزيئات الموجودة سيكون التغير في عزوم الجزيئات الثاني والثالث ... إلخ في جميع الاتجاهات في الثانية الواحدة كما يلي:

$$\left(\frac{2m}{\ell} u_2^2\right), \left(\frac{2m}{\ell} u_3^2\right) \dots \text{ect}$$

وأخيراً فإن مجموع التغير في عزوم جميع الجزيئات في جميع الاتجاهات في الثانية الواحدة هو:

$$\left(\frac{2m}{\ell} \overline{u^2} \times N\right) \dots (3 - 17)$$

$$\overline{u^2} = \frac{u_1^2 + u_2^2 + u_3^2 + \dots + u_N^2}{N} \text{ حيث:}$$

حيث يسمى $\left(\overline{u^2}\right)$ بمتوسط مربع سرعة الجزيء الواحد. والمقدار الظاهر في المعادلة (3-17) هو عبارة عن القوة المبذولة من قبل جميع الجزيئات في جميع الاتجاهات:

$$F = \frac{2mNu^2}{\ell} \dots (3 - 18)$$

وحيث أن الضغط هو عبارة عن القوة المبذولة على وحدة المساحات، وبما ان مجموع المساحة التي تصطدم بها الجزيئات يساوي $(6\ell^2)$ فان:

$$P = \frac{F}{6\ell^2} \quad \dots (3 - 19)$$

$$P = \frac{2mNu^2}{6\ell^3} \quad \dots (3 - 20)$$

وحيث أن (ℓ^3) هو عبارة عن حجم الحيز الذي تتحرك فيه الجزيئات فإن:

$$\left. \begin{aligned} P &= \frac{1}{3} \frac{m Nu^2}{V} \\ PV &= \frac{1}{3} m Nu^2 \end{aligned} \right\} \quad \dots (3 - 21)$$

تعرف المعادلة (3-21) عادة بالمعادلة الأساسية للنظرية الحركية. إضافة إلى ذلك فإنه واعتماداً على الفروض السابقة فإن مقدار الطاقة الحركية لجزيء الغاز تترتب بمتوسط مربع سرعة الجزيء حسب المعادلة التالية:

$$\overline{ke} = \frac{1}{2} m \overline{u^2} \quad \dots (3 - 22)$$

حيث (\overline{ke}) هو متوسط الطاقة الحركية للجزيء الواحد. وسيكون لجميع الجزيئات كما يلي:

$$\overline{ke} \times N = \frac{1}{2} m Nu^2$$

$$(\overline{ke})_N = \frac{1}{2} m Nu^2 \quad \dots (3 - 23)$$

حيث:

$$\overline{ke} \times N = (\overline{ke})_N$$

وبناء على فروض النظرية الحركية فإن:

$$\overline{ke} \propto T$$

$$\overline{ke} = \text{constant} \times T \quad \dots (3 - 24)$$

ومن المعادلة (3-22) فإن:

$$\frac{1}{2} m Nu^2 = \text{constant} \times T \quad \dots (3 - 25)$$

ومن المعادلة (3-23) فإن:

$$\begin{aligned} (\overline{ke})_N &= \frac{1}{2} m N \overline{u}^2 \\ &= \text{constant} \times T \end{aligned} \quad \dots (3 - 26)$$

وبضرب طرفي المعادلة (3-25) في عدد أفوجادرو فإن:

$$\overline{ke} N_A = \frac{1}{2} m N \overline{u}^2 N_A = \text{constant} \times N_A \times T$$

حيث $(\overline{ke} N_A)$ هو متوسط الطاقة الحركية لمول واحد من الجزيئات ويرمز له بالرمز (KE) حيث:

$$\overline{ke} N_A = KE$$

ومما سبق فإن:

$$KE = \text{constant} \times N_A \times T \quad \dots (3 - 27)$$

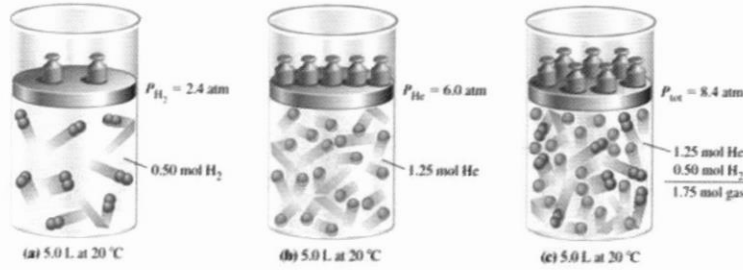
وتوضح المعادلات (3-24) و (3-26) و (3-27) قيمة الطاقة الحركية لجزيء واحد، ولعدد من الجزيئات يساوي (N)، وأخيراً لكمية من الغاز عدد مولاتها يساوي واحداً على التوالي ومنها جميعاً نرى أن الطاقة الحركية وعند ثبوت الكمية لغاز ما لا تتغير إلا بتغير درجة الحرارة فقط.

Dalton's Law of Partial Pressures

5-3 قانون دالتون للضغوط الجزئية

الضغط الكلي لخليط من الغازات لا تتفاعل مع بعضها يساوي مجموع الضغوط الجزئية لهذه الغازات إذا شغل كل غاز الحيز بمفرده.

فلنأخذ مثلاً وعاءان مليانين بغازين، سعة كل منها 1 L ، وعند نفس درجة الحرارة ، أحدها يحتوي علي غاز الهيدروجين (H₂) عند ضغط 2.4 atm والثاني يحتوي علي غاز الهيليوم (He) عند ضغط 0.6 atm .



فإذا اختلطت هذه الغازات في إناء واحد، سعته لتر فإن الضغط الكلي (P_{total}) يساوي مجموع ضغوط هذه الغازات منفصلة عند نفس الدرجة والحجم:

$$P_{total} = P_{H_2} + P_{He}$$

$$P_{total} = 2.4 + 6.0$$

$$P_{total} = 8.4 \text{ atm}$$

ويعبر عنه رياضياً في حالة خليط يحتوي علي عدد (n) من الغازات

$$P_t = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

وبشكل عام لو كان لدينا غازات (A, B, C)، عدد مولاتها (n_A, n_B, n_C) فإن ضغوطها الجزئية تحسب كما يلي:

$$P_A V = n_A RT \Rightarrow P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

$$P_B V = n_B RT \Rightarrow P_B = \frac{n_B RT}{V}$$

$$P_C V = n_C RT \Rightarrow P_C = \frac{n_C RT}{V}$$

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3$$

$$P_t = \frac{n_A RT}{V} + \frac{n_B RT}{V} + \frac{n_C RT}{V}$$

$$P_t = \frac{(n_A + n_B + n_C) RT}{V}$$

$$P_t = \frac{n_t RT}{V}$$

$$P_t V = n_t RT$$

ومن هنا فإن المعادلة العامة للغازات في صورتها العامة في حالة الغازات النقية:

$$PV = nRT$$

ولتطبيق قانون دالتون في كثير من المسائل العلمية فإننا نشق ما يسمى بالكسر الضغطي (Pressure Fraction) وهو نسبة الضغط الجزئي لأي مكون من مكونات المخلوط الي الضغط الكلي

$$\text{Pressure Fraction} = \left(\frac{P_A}{P_t} \right)$$

ويمكن أن يحسب لأي غاز بقسمة معادلة الغاز المثالي في الحالة النقية على معادلة الغاز المثالي في حالة مخلوط الغازات:

$$P_A V = n_A RT$$

$$P_t V = n_t RT$$

$$\frac{P_A V}{P_t V} = \frac{n_A RT}{n_t RT}$$

$$\frac{P_A}{P_t} = \frac{n_A}{n_t} = X_A$$

$$\frac{P_B}{P_t} = \frac{n_B}{n_t} = X_B$$

$$\frac{P_C}{P_t} = \frac{n_C}{n_t} = X_C$$

حيث (X_A, X_B, X_C) هي الكسور المولية (Mole Fraction) للغازات (A, B, C) ومجموع الكسور المولية هو واحد.

$$\sum X = 1$$

ويمكن حساب الضغط الجزئي لأي مكون من مكونات المخلوط كما يلي:

$$P_A = X_A P_t$$

$$P_B = X_B P_t$$

$$P_C = X_C P_t$$

مثال 3-17: أحسب الضغط المبذول لمخلوط من غازين 7.50 g نيتروجين (N_2)، و 6.00 g هيليوم (He) في وعاء حجمه 2.50 L ودرجة حرارته $(15^\circ C)$. (الكتل الذرية: He = 4, N = 14)
الحل:

أولاً: نحسب عدد مولات كل غاز ثم نوجد عدد المولات الكلي كما يلي:

$$n_{N_2} = \frac{m}{M} = \frac{7.5 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0.27 \text{ mol}$$

$$n_{He} = \frac{m}{M} = \frac{6 \text{ g}}{4 \text{ g/mol}} = 1.5 \text{ mol}$$

$$n_t = n_{N_2} + n_{He} = 0.27 + 1.5 = 1.77$$

وباستخدام القانون العام للغازات المثالية:

$$P_t V = n_t RT$$

$$P_t = \frac{n_t RT}{V}$$

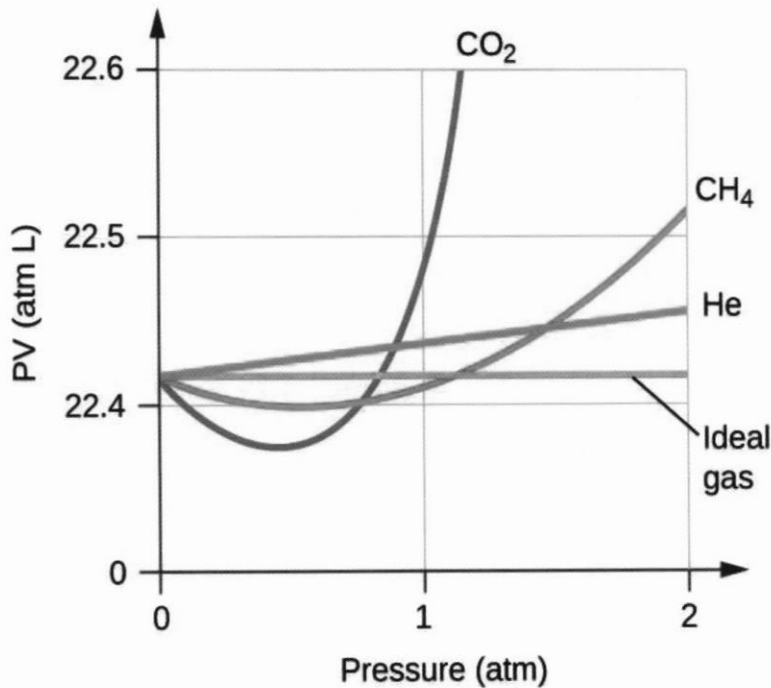
$$P_t = \frac{1.77 \times 0.0821 \times (15 + 273)}{2.50}$$

$$P_t = 16.74$$

Deviation of Real Gases

6-3 حيود الغازات الحقيقية

إن الغازات التي تتبع القانون ($PV = nRT$) هي غازات مثالية ولكن وجد أن معظم الغازات ليست مثالية أي تنحرف عن قوانين الغاز المثالي أي أنها غازات حقيقية. وفي الواقع تتبع أغلب الغازات قانون بويل وشارل والقانون العام عند درجات الحرارة المرتفعة والضغط المنخفضة وعند خفض درجة الحرارة أو زيادة الضغط نلاحظ انحرافاً ملموساً عن هذه القوانين ويتضح من الشكل (3-4) أنه عند درجة حرارة الغرفة مثلاً نحصل على خط مستقيم وأن قيمة (PV) لا تتغير بزيادة الضغط، ونلاحظ مثلاً في ثاني أكسيد الكربون أن القيمة (PV) تتناقص أولاً حتى تصل إلى نهاية صغرى ثم بعد ذلك تزداد. أن معظم الغازات تسلك سلوكاً حقيقياً وليست غازات مثالية وبالتالي فهي لا تتبع قانون الغاز المثالي تماماً ولذلك اقترح العالم فان ديرفال في تعديل المعادلة العامة للغاز المثالي لكي تنطبق على جميع الغازات ولقد أوضح فان ديرفال أنه عند اشتقاق القانون العام للغازات على أساس نظرية الحركة الجزيئية لم يؤخذ في الاعتبار عاملين هما حجم الجزيئات وقوى التجاذب بين الجزيئات.



شكل 3-4 السلوك اللامثالي لعدد من الغازات الحقيقية

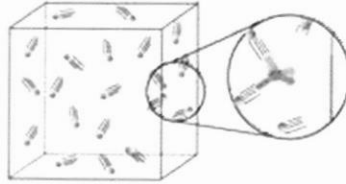
1-6-3 الحيود الناتج عن اهمال حجوم الجزيئات Deviation Resulting from Neglecting Volume of Molecule's

أفترض أن الجزيئات لا حجم لها أو أن حجمها صغير جداً بالنسبة إلى حجم الإناء الذي يشغله الغاز، وهذا الافتراض ليس صحيحاً في حالة الغازات الحقيقية فلجزيئات الغاز أبعاد (أقطار) ولا بد من أن تشغل حجماً معيناً من حجم الغاز الكلي فعند الضغوط الكبيرة والحجوم الصغيرة نجد أن حجم الجزيئات لا بد أن يؤخذ في الاعتبار، والتصحيح الذي أدخل على المعادلة العامة للغازات ليعادل تأثير حجم الجزيئات هو (b) إذ يكون الحجم الحقيقي الذي يمكن لجزيئات الغاز أن تتحرك فيه هو $(V - nb)$ حيث (b) ليس حجم الجزيئات نفسها ولكنه ثابت يعرف بحجم الجزيئات الذي لا ينضغط وهو أكبر من حجم الجزيئات نفسها.

2-6-3 الحيود الناتج عن إهمال قوى التجاذب بين الجزيئات Neglecting Intermolecular forces

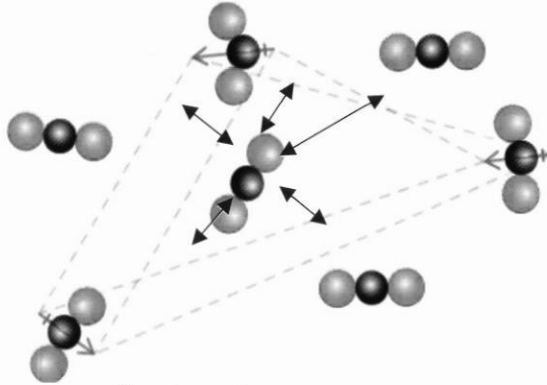
جزيئات الغاز تامة المرونة وبينها قوى تجاذب إلكتروستاتيكي ضعيف يسمى قوى فان ديرفال، ويضح الشكل (3-5) أن حركة جزيء واحد فقط صوب الجدار بقوة معينة فإنه يولد ضغطاً معيناً، وهذا ما يحدث لجميع الجزيئات بالصورة المثالية ويكون ضغط الغاز هو ضغط الغاز المثالي حيث أن قوى التجاذب بين الجزيئات مهمة

When gas particles collide, they do not stick together but immediately bounce apart.



شكل (5-3) حركة جزيء غازي أهملت قوى التجاذب بينه وبين الجزيئات الأخرى

أما في حالة الأخذ بعين الاعتبار قوتي التجاذب بين الجزيء والجزيئات المحيطة به كما يظهر في الشكل (6-3)، حيث يتحرك الجزيء صوب الجدار بقوة أقل من القوة السابقة مولداً ضغطاً أقل من الضغط السابق، وهذا ما يحدث لجميع الجزيئات بالصورة الحقيقية ويكون ضغط الغاز أقل من ضغطه بالصورة المثالية.



شكل رقم (6-3): حركة جزيء غازي لم تهمل قوتي التجاذب بينه وبين الجزيئات الأخرى.

الضغط الحقيقي $(P + \Delta P)$ أي أن الضغط الحقيقي أكبر من الضغط المقاس بمقدار (ΔP) ويضاف ليعادل تأثير قوتي التجاذب بين الجزيئات. تزداد قوتي التجاذب بزيادة عدد الجزيئات المحيطة بالجزيء القريب من جدار الإناء، ولكن الضغط يتناسب مع درجة تركيز الغاز وفي نفس الوقت يتوقف عدد الجزيئات التي تصطدم بجدار الإناء على نفس القيمة. بما أن: قوتي التجاذب تتناسب طردياً مع مربع التركيز، ودرجة التركيز تتناسب عكسياً مع الحجم، وعليه فإن قوتي التجاذب تتناسب عكسياً مع مربع الحجم. أي أن $(\Delta P = a \frac{n^2}{V^2})$ وبناء على ذلك يعدل القانون المثالي للغازات: $(PV = nRT)$ ليصبح:

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

اختر الإجابة الصحيحة في كل مما يلي:

1. حجم مقدار محدد من الغاز يتناسب عكسياً مع الضغط الواقع عليه عند ثبوت درجة حرارته هو نص قانون:

(a) بويل	(b) شارل	(c) دالتون	(d) جراهام
----------	----------	------------	------------

2. أي من القوانين الرياضية التالية تعبر عن قانون بويل:

(a) $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	(b) $P_1V_1 = P_2V_2$	(c) $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	(d) $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$
---	-----------------------	---	---

3. إذا كان حجم غاز عند ضغط 99 kPa هو 300 ml وأصبح 188 kPa فما الحجم الجديد؟ (افتراض أن درجة الحرارة وكمية الغاز ثابتان)

(a) 287 ml	(b) 386 ml	(c) 157.98 ml	(d) 62.04 ml
------------	------------	---------------	--------------

4. إذا كان ضغط عينة من غاز الهيليوم في إناء حجمه 0.988 atm فما مقدار ضغط هذه العينة إذا نقلت إلى وعاء حجمه 2 L. (افتراض أن درجة الحرارة وكمية الغاز ثابتان)

(a) 3 atm	(b) 3.988 atm	(c) 2.964 atm	(d) 0.494 atm
-----------	---------------	---------------	---------------

5. عند درجة حرارة 20 °C وضغط جوي 1 atm يشغل غاز النيتروجين (N₂) حجماً مقداره 2L . ما الحجم النهائي إذا تغير الضغط إلى 3 atm .

(a) 1.5 L	(b) 6.0 L	(c) 0.66 L	(d) 3.0 L
-----------	-----------	------------	-----------

6. إذا كان مقدار حجم غاز محصور تحت مكبس أسطوانة 145.7 L وضغطه 1.08 atm فما حجمه الجديد عندما يزداد الضغط بمقدار 25 % (افتراض أن درجة الحرارة وكمية الغاز ثابتان).

(a) 0.179 L	(b) 116.56 L	(c) 5.587 L	(d) 146.78 L
-------------	--------------	-------------	--------------

7. عمليتي الشهيق والزفير في التنفس تطبيق علي قانون:

(a) بويل	(b) شارل	(c) دالتون	(d) أفوجادرو
----------	----------	------------	--------------

8. اختلاف مظهر كرة القدم في المكان البارد عن المكان الحار تطبيق علي قانون:

(a) جاي لوساك	(b) شارل	(c) بويل	(d) جراهام
---------------	----------	----------	------------

9. أقل قيمة ممكنة لدرجة الحرارة التي تكون عندها طاقة الذرات أقل ما يمكن:

(a) الصفر المئوي	(b) الصفر الحراري	(c) الصفر الخطي	(d) الصفر المطلق
------------------	-------------------	-----------------	------------------

10. حجم أي مقدار محدد من الغاز يتناسب طردياً مع درجة حرارته عند ثبوت الضغط هو نص قانون:

(a) أفوجادرو	(b) بويل	(c) دالتون	(d) شارل
--------------	----------	------------	----------

11. درجة الحرارة في الرياض صيفاً 50 °C فكم تساوي بالكلفن:

(a) 50 K	(b) 150 K	(c) 323 K	(d) 273 K
----------	-----------	-----------	-----------

12. أي من القوانين الرياضية التالية تعبر عن قانون شارل:

(a) $P_1V_1 = P_2V_2$	(b) $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	(c) $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	(d) $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$
-----------------------	---	---	---

13. إذا كان حجم بالون هيليوم 2.32 L داخل سيارة مغلقة عند درجة حرارة 20 °C فإذا وقفت السيارة في ساحة البيت في يوم حار وارتفعت درجة الحرارة داخلها إلى 70 °C فما الحجم الجديد للبالون إذا بقي الضغط ثابتاً:

(a) 2.58 L	(b) 4.45 L	(c) 5.5 L	(d) 7.0 L
------------	------------	-----------	-----------

14. يشغل غاز درجة حرارة 89 °C حجماً مقداره 0.67 L . عند أي درجة حرارة سيليزية سيزيد الحجم ليصل إلى 1.12 L (افتراض أن الضغط وكمية الغاز ثابتان):

(a) 605.13	(b) 332.134	(c) 150.654	(d) 60.233
------------	-------------	-------------	------------

15. عينة من غاز الهيدروجين حجمها 30 L عند درجة حرارة 25 °C إذا سخنت إلى درجة 200 °C وتحت ضغط ثابت. فما الحجم النهائي للهيدروجين:

(a)	47.62 ml	(b)	47.621 L	(c)	4.73 L	(d)	4.73 L
-----	----------	-----	----------	-----	--------	-----	--------

16. إذا انخفضت درجة الحرارة السيليزية لعينة من الغاز حجمها 3 L من الغاز إلى 30 °C فما الحجم الجديد للغاز (افتراض أن الضغط وكمية الغاز ثابتان):

(a)	4.32 L	(b)	7.98 L	(c)	5.65 L	(d)	2.58 L
-----	--------	-----	--------	-----	--------	-----	--------

17. يشغل غاز حجماً مقداره 0.67 L عند درجة حرارة (350 K). ما درجة الحرارة اللازمة لخفض الحجم بمقدار 45 %؟

(a)	79.72 K	(b)	466.28 K	(c)	193.28 K	(d)	55 K
-----	---------	-----	----------	-----	----------	-----	------

18. ضغط مقدار محدد من الغاز يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة له إذا بقي الحجم ثابتاً هو نص قانون:

(a)	جراهام	(b)	جاي لوساك	(c)	دالتون	(d)	أوجادرو
-----	--------	-----	-----------	-----	--------	-----	---------

19. أي من القوانين الرياضية التالية تعبر عن قانون جاي لوساك:

(a)	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	(b)	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	(c)	$P_1 V_1 = P_2 V_2$	(d)	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$
-----	-------------------------------------	-----	-------------------------------------	-----	---------------------	-----	---

20. وحدة قياس درجة الحرارة في قوانين الغازات يجب ان تكون بـ:

(a)	المنوي	(b)	الكلفن	(c)	السيليزيه	(d)	فهرنهايت
-----	--------	-----	--------	-----	-----------	-----	----------

21. إذا كان ضغط غاز الاكسجين داخل الاسطوانة 5 atm عند درجة 25 °C ووضعت الاسطوانة في خيمة علي قمة جبل إفرست حيث تكون درجة الحرارة 10 °C - فما الضغط الجديد داخل الأسطوانة؟ (افتراض أن حجم الغاز زمقداره ثابتان):

(a)	9.543 atm	(b)	7.413 atm	(c)	4.413 atm	(d)	2.543 atm
-----	-----------	-----	-----------	-----	-----------	-----	-----------

22. إذا كان ضغط إطار سيارة 1.88 atm عند درجة حرارة 25 °C فكم يكون الضغط إذا ارتفعت درجة الحرارة إلى 37 °C. (افتراض أن حجم الغاز ومقداره ثابتان)

(a)	1.033 atm	(b)	3.75 atm	(c)	4.96 atm	(d)	1.96 atm
-----	-----------	-----	----------	-----	----------	-----	----------

23. يوجد غاز الهيليوم في اسطوانة حجمها 2 L تحت تأثير ضغط جوي مقداره 1.12 atm فإذا أصبح ضغط الغاز 2.56 atm عند درجة حرارة 36.5 °C فما قيمة درجة حرارة الغاز الابتدائية. (افتراض أن حجم الغاز ومقداره ثابتان):

(a)	335 K	(b)	235 K	(c)	135 K	(d)	435 K
-----	-------	-----	-------	-----	-------	-----	-------

24. إذا كان ضغط عينة من الغاز يساوي 30.7 kPa عند درجة حرارة 0 °C فكم ينبغي أن ترتفع درجة الحرارة السيليزية للعينة حتى يتضاعف ضغطها. (افتراض أن حجم الغاز ومقداره ثابتان):

(a)	346 K	(b)	546 K	(c)	246 K	(d)	146 K
-----	-------	-----	-------	-----	-------	-----	-------

25. ضغط عينة من الغاز عند 300 K يساوي 30 kPa إذا تضاعف الضغط فإن درجة الحرارة النهائية تساوي:

(a)	600 K	(b)	300 K	(c)	1800 K	(d)	900 K
-----	-------	-----	-------	-----	--------	-----	-------

26. أواني الضغط مثال تطبيقي في واقع الحياة على قانون:

(a)	جراهام	(b)	جاي-لوساك	(c)	بويل	(d)	أفوجادرو
-----	--------	-----	-----------	-----	------	-----	----------

27. بالون الطقس مثال تطبيقي في واقع الحياة على قانون:

(a)	شارل	(b)	جراهام	(c)	الغازات العام	(d)	بويل
-----	------	-----	--------	-----	---------------	-----	------

28. القانون الذي يحدد العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة والحجم لكمية محددة من الغاز:

(a)	شارل	(b)	جاي - لوساك	(c)	بويل	(d)	الغازات العام
-----	------	-----	-------------	-----	------	-----	---------------

29. أي من العبارات التالية صحيحة للقانون العام للغازات:

1999.68 L	(d)	2599.68 L	(c)	3599.68 L	(b)	1599.68 L	(a)
-----------	-----	-----------	-----	-----------	-----	-----------	-----

43. حجم بخار الماء الناتج عن تفاعل 8 g من الأكسجين مع الهيدروجين في الظروف المعيارية STP .
(H = 1, O = 16)

22.4 L	(d)	0.25 L	(c)	0.50 L	(b)	11.2 L	(a)
--------	-----	--------	-----	--------	-----	--------	-----

44. إناء بلاستيكي مرن يحتوي 0.86 g من غاز الهيليوم بحجم 19.2 L فإذا أخرج 0.205 g من غاز الهيليوم عند ضغط ودرجة حرارة ثابتين فما الحجم الجديد (He = 4) .

12.62 L	(d)	13.62 L	(c)	14.62 L	(b)	11.62 L	(a)
---------	-----	---------	-----	---------	-----	---------	-----

45. تعرف الغازات التي تنطبق عليها افتراضات نظرية الحركة الجزيئية:

الغازات الحقيقية	(a)	الغازات النبيلة	(b)	الغازات المثالية	(c)	الغازات الخاملة	(d)
------------------	-----	-----------------	-----	------------------	-----	-----------------	-----

46. وحدة قياس ثابت الغاز المثالي (R) :

L. atm/mol. K	(d)	mol. K/L. atm	(c)	L. K/atom. mol	(b)	L. mol/atm. K	(a)
---------------	-----	---------------	-----	----------------	-----	---------------	-----

47. أي من العلاقات الرياضية التالية تمثل قانون الغاز المثالي:

PR = nTV	(d)	PV = nRT	(c)	Pn = RTV	(b)	PT = nRV	(a)
----------	-----	----------	-----	----------	-----	----------	-----

48. احسب عدد مولات غاز الامونيا NH₃ الموجودة في وعاء حجمه 3 L عند 3 x 10² K وضغط 1.5 atm

3.18 mol	(d)	2.18 mol	(c)	0.18 mol	(b)	1.18 mol	(a)
----------	-----	----------	-----	----------	-----	----------	-----

49. ما درجة حرارة 2.49 mol من الغاز الموجود في إناء سعته 1 L وتحت ضغط مقداره 143 kPa:

4.9 K	(d)	5.9 K	(c)	3.9 K	(b)	6.9 K	(a)
-------	-----	-------	-----	-------	-----	-------	-----

50. احسب حجم 0.323 mol من غاز ما عند درجة حرارة 265 K وضغط جوي مقداره 0.9 atm .

4.8 L	(d)	6.8 L	(c)	7.8 L	(b)	3.8 L	(a)
-------	-----	-------	-----	-------	-----	-------	-----

51. حجم 0.5 mol من غاز الأكسجين عند درجة حرارة 300 K وضغط جوي واحد هو :

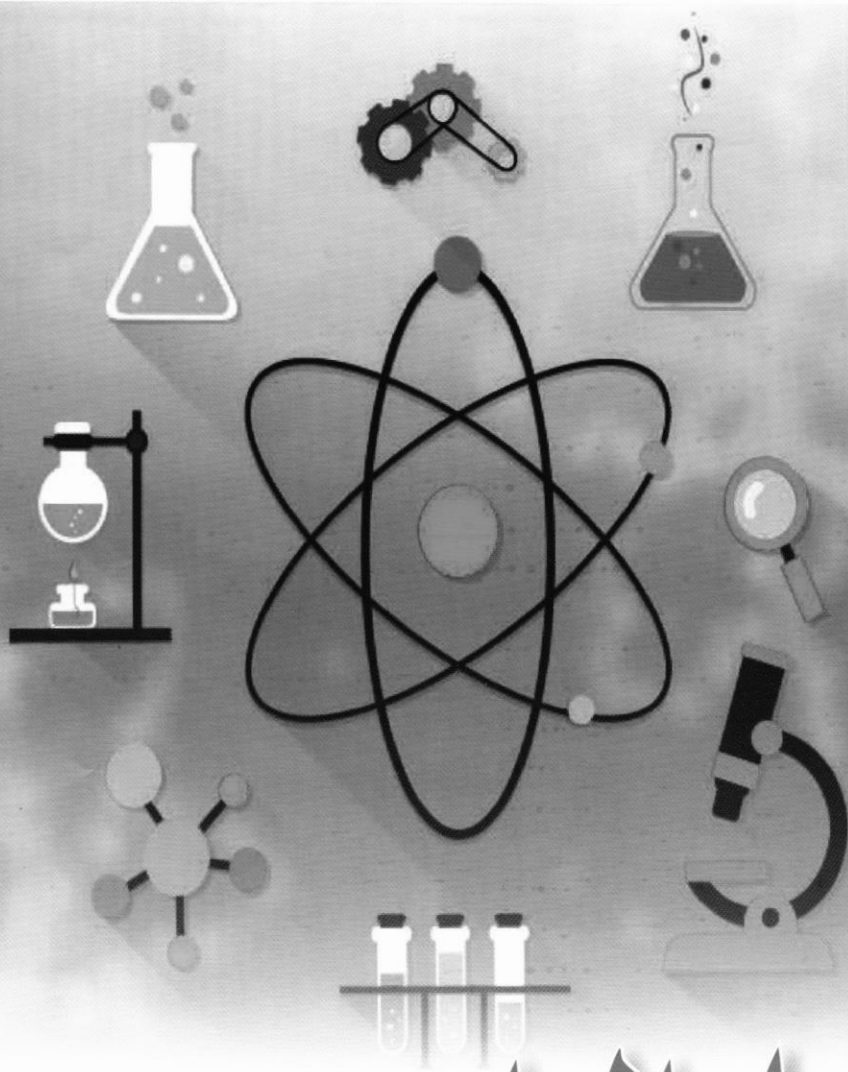
17 L	(d)	12.315 L	(c)	16.532 L	(b)	15.5 L	(a)
------	-----	----------	-----	----------	-----	--------	-----

52. ما مقدار ضغط 0.108 mol بوحدة الضغط الجوي (atm) لعينة من غاز الهيليوم عند درجة حرارة :

5.14 atm	(d)	7.14 atm	(c)	6.14 atm	(b)	8.14 atm	(a)
----------	-----	----------	-----	----------	-----	----------	-----

53. عند إطفاء الحرائق يحل غاز ثاني أكسيد الكربون محل الأكسجين لأن:

ثاني أكسيد الكربون عدد ذراته أكبر من الأكسجين	(d)	كثافة ثاني أكسيد الكربون أكبر من كثافة الأكسجين	(c)	كثافة ثاني أكسيد الكربون تساوي كثافة الأكسجين	(b)	كثافة ثاني أكسيد الكربون أقل من كثافة الأكسجين	(a)
---	-----	---	-----	---	-----	--	-----



الفصل الرابع

بنية الذرة

ATOMIC STRUCTURE

Introduction

1-4. مقدمة

تتمكن أهمية دراسة التركيب الذري وبناء الذرات في التعرف على بعض الحقائق المتمثلة في اكتشاف العديد من خصائص المركبات العضوية وغير العضوية وتباين تلك الخصائص على ما يقتضيه التركيب الجزيئي لتلك المركبات وما يسمى بالتركيب الإلكتروني للذرات المكونة لها.

2-4 مفاهيم ارسطو و ديموقريطس للمادة Aristotle and Democritus concepts of Matter

اعتبر البابليون أن الماء هو العنصر الأساسي في تركيب المواد بينما أضاف الإغريق كلاً من الهواء والتراب والنار للماء لتصبح العناصر الرئيسية المكونة للمواد أربعة عناصر فقط. وقد أيد فكرة العناصر الأربعة الكثير من الفلاسفة ومن بينهم **أرسطو Aristotle** قبل القرن الثامن عشر. بيد أن **ديموقريطس Democritus** في نهاية هذا القرن هو أول من قال بوجود الذرة فذكر نصاً "لو قمنا بتقسيم أي مادة بشكل مستمر فإننا سنصل لجزء لا يمكن أن ينقسم يسمى (Atomous) وتعني الغير قابل للانقسام ومنه جاء اسم (Atom) في الإنجليزية". وقد عرف ديموقريطس الذرة على أنها " وحدة متجانسة غير محسوسة، غير متناهية العدد، متناهية الصغر، وهي الجزء الذي لا يتجزأ من المادة، أزلية ومتحركة بذاتها. وتتشابه الذرات من حيث طبيعة المادة وعدم قبولها القسمة، لكنها تختلف من حيث الشكل والوضع والترتيب".

قدم ديموقريطس نظرياته للعالم ولكن تلقى الكثير من الانتقادات خصوصاً لعدم قدرته على اثبات أفكاره بالتجارب الضابطة في ذلك الوقت وسبب الانتقاد هو عدم إجابته على أسئلة الفلاسفة الآخرين عن ارتباط الذرات ببعضها البعض وكان من هؤلاء الفلاسفة أرسطو الذي رفض أفكار ديموقريطس لأنها تتنافى مع أفكاره حول الطبيعة فقد نصت نظريات ديموقريطس أن الذرات تسبح في الفراغ ولأن أرسطو لم يؤمن بوجود الفراغ فقد قام بانتقاده وكان أرسطو فيلسوفاً عظيماً لذلك تبعه الآخرون.

3-4. النظرية الذرية لدالتون Dalton's Atomic Theory

في بداية القرن الثامن عشر قام العلماء بالتجارب للتعرف على مكونات المادة فعملوا على تركيب وفصل المواد ووجدوا أن هناك مواد لا تفصل لمواد أبسط منها أسموها العناصر. فجاء **جون دالتون John Dalton** (1766-1844) م ووضع مفهومه للذرة في عام 1802 م بالدمج بين فكرة العناصر ونظرية الذرة السابقة في ستة نقاط هي:

1. تتكون المادة من ذرات.
2. اعتبر دالتون الذرة كرة مصمتة ككرة البليارد.
3. الذرات لا تنقسم إلى أجزاء أصغر منها.
4. ذرات العنصر الواحد متشابهة تماماً.
5. تختلف ذرات العناصر المختلفة عن بعضها.
6. اعتبر دالتون أن التفاعلات الكيميائية ما هي إلا عملية ترتيب للذرات المصمتة.

وجد دالتون أن نظريته الذرية للمادة يمكن أن تشرح بعض النماذج الكيميائية الشائعة بشكل دقيق، ففي حالة أكاسيد القصدير سوف تتحد ذرة واحدة من القصدير مع ذرة أو ذرتين من الأوكسجين. كما أن نظريته قادرة على تفسير سبب امتصاص المياه للغازات المختلفة بنسب مختلفة، على سبيل المثال وجد أن الماء يمتص ثنائي أكسيد الكربون بشكل أفضل من امتصاصه لغاز النيتروجين. افترض دالتون أن سبب هذا

السلوك هو الاختلافات في الكتلة ومزيج جزيئات الغاز، بالإضافة إلى أن جزيئات ثنائي أكسيد الكربون أثقل وأكبر من جزيئات النيتروجين.

اقترح دالتون أن كل عنصر كيميائي يتكون من ذرات نوع فريد واحد، وعلى الرغم من أن هذه الذرات لا يمكن تدميرها أو تغييرها بوسائل كيميائية، فإنه من الممكن أن تجتمع لتشكيل بنى أكثر تعقيداً (المركبات الكيميائية). كانت هذه أول نظرية علمية حقيقية عن الذرة، حيث توصل دالتون إلى استنتاجاته عن طريق التجريب.

3-4-1. الاعتراضات على النظرية الذرية لدالتون Drawbacks of Dalton's Atomic Theory

واجهت النظرية الذرية لدالتون بعض الاعتراضات المتمثلة في النقاط الجوهرية التالية:

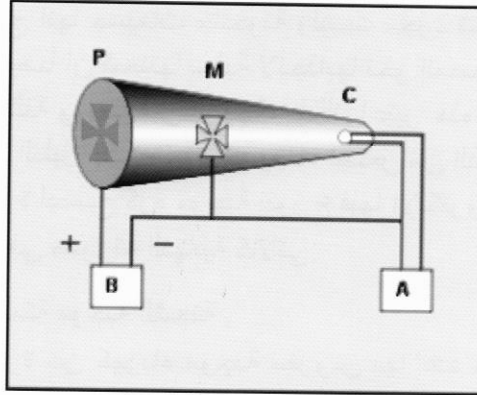
- 1- ثبت أن عدم قابلية الذرة للتجزئة غير صحيح حيث يمكن تقسيم الذرة إلى بروتونات ونيوترونات والكترونات. لكن الذرة هي أصغر جسيم يشارك في التفاعلات الكيميائية.
- 2- وفقاً لدالتون، فإن ذرات نفس العنصر متشابهة من جميع النواحي. ومع ذلك، تختلف ذرات بعض العناصر في كتلتها وكتافاتها. هذه الذرات من كتل مختلفة تسمى النظائر. على سبيل المثال، يحتوي الكلور على نظيرين مختلفين في عدد الكتلة هما الكلور-35 والكلور-37.
- 3- كما زعم دالتون أن ذرات العناصر المختلفة مختلفة من جميع النواحي. وقد ثبت أن هذا خطأ في بعض الحالات: فعلى سبيل المثال تمتلك كل من ذرات الأرجون والكالسيوم كتلة ذرية تبلغ 40 وحدة كتلة ذرية amu وهذه الذرات تعرف باسم **المتكاثلات Isobars**.
- 4- وفقاً لدالتون، فإن ذرات العناصر المختلفة تتجمع في نسب أعداد صحيحة بسيطة لتشكيل المركبات ولكن لم يلاحظ هذا في المركبات العضوية المعقدة مثل السكر ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
- 5- فشلت النظرية في تفسير وجود ظاهرة التآصل فعلى سبيل المثال نجد أن الكربون يوجد في عدة صور منها الفحم، الجرافيت، الماس.

4-4. التفريغ الكهربائي للغازات والنموذج الذري لطمس Thomson Atomic Model

قام العالم الإنجليزي **وليام كروكس William Crookes** عام 1870م بعمل تجربة التفريغ الكهربائي للغازات حيث استخدم أنبوب مفرغ من الهواء تقريباً والسبب في ذلك أن الغازات لا تنقل التيار الكهربائي إلا إذا كانت تحت ضغط منخفض جداً (0.01 جو) وثبت بداخله قطبين فلزيين وأوصلهما ببطارية بحيث يكون القطب السالب يسمى **مهبط Cathode** والموجب ويسمى **مصعد Anode** وفي الوسط ثبت جسم على شكل (+) كما في الشكل 1-4.

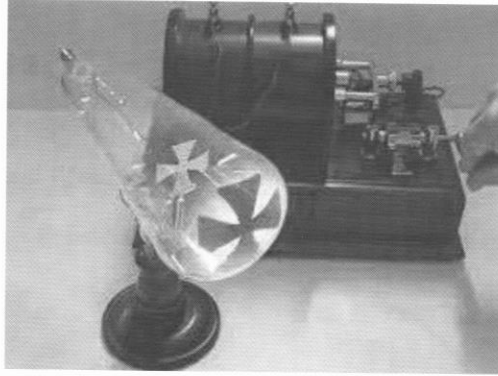
الفصل الرابع : بنية الذرة
ATOMIC STRUCTURE

A



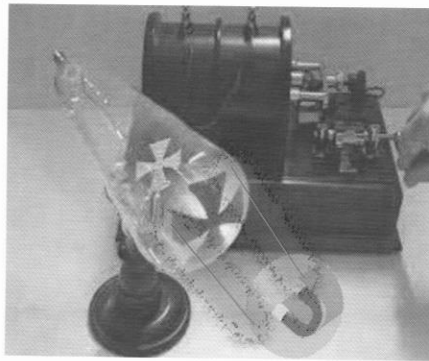
تركيب أنبوب كروكس

B



توليد الأشعة الخضراء في
أنبوب كروكس

C



عند تعليق مغناطيس عند
عنق الزجاجاة (يمين)
الأشعة تنحرف لأسفل،
عمودياً على الحقل
المغناطيسي الأفقي، لذا
تنحرف الحزمة الفلورية
لأسفل. الهواء المتبقي في
الأنبوب يضيء باللون
الوردي عندما يصطدم
بالإلكترونات.

شكل 1-4: مراحل اكتشاف أشعة المهبط باستخدام أنبوب كروكس.

عند مرور التيار الكهربائي لاحظ انبعاث شعاع أخضر، كما وجد ظل الجسم على المصعد فأطلق على الشعاع الأخضر اسم أشعة المهبط وسميت بذلك لأنها تصدر من المهبط واستدل على وجود الأشعة بملاحظة تكون ظل الأشعة على المصعد.

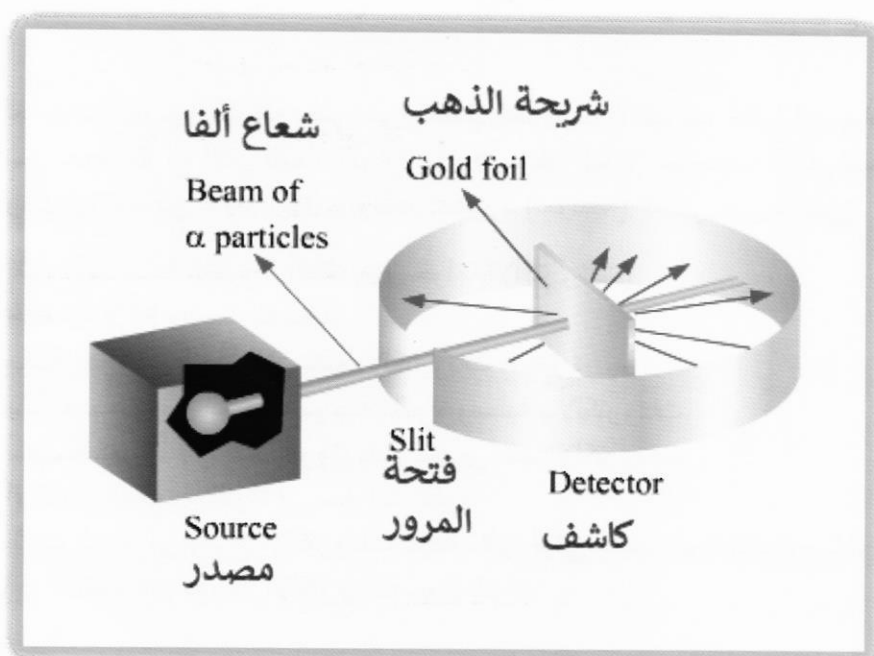
حدث تضارب في الآراء بين العلماء في تفسير ماهية أشعة المهبط التي اكتشفها كروكس حتى قام العالم الفيزيائي جوزيف جون طمسن *Joseph John Thomson* عام 1897م وبمساعدة ويليم طمسن الشهير

ككل تحمل شحنات كهربائية متعادلة ولكن السؤال الأهم الذي لم يجب عليه النموذج الذري لطمسن أين تتواجد الشحنة الموجبة التي تعادل شحنة الإلكترون.

Rutherford's Atomic Model

5-4. النموذج الذري لردرفورد

بدأ **Ernest Rutherford** ومساعدوه عام 1906م بتجارب للتأكد من صحة نموذج طمسن حيث صمم تجربته على أساس إطلاق جسيمات ألفا (α) الموجبة على صفيحة رقيقة (400 نانومتر) من الذهب كما في شكل 3-4، محاطة بشاشة فلورسنتية لأن تلك الشاشة لها خاصية التوهج عند سقوط الجسيمات المشحونة عليها.



شكل 3-4: تجربة ردفورد لاكتشاف أشعة ألفا.

طبقاً لنموذج طمسن توقع ردفورد بأن جسيمات ألفا ستمر من خلال الصفيحة لتصطدم بالشاشة لعدم وجود كمية كافية من المادة تصدها أو تغير مسارها فوجد أن:

1. معظم الجسيمات مرت دون أن تنحرف ودل ذلك على أن معظم حجم الذرة فراغ
2. جزء من الجسيمات مرت لكنها انحرفت بزواوية كبيرة عن مسارها حيث انحرفت واحدة فقط من عشرين ألف جزئ (ألفا) بزواوية حوالي 45 درجة أو أكثر فاستنتج ردفورد أنها مرت بالقرب من جسم صلب وكثيف موجب الشحنة حيث أن جسيمات ألفا مشحونة مسبقاً بشحنة موجبة.

3. بعض الجسيمات ارتدت من سطح الصفيحة حيث أن جزءاً قليلاً من جسيمات ألفا تحرف بزوايا 180 درجة أي أنها ترتد إلى الوراء مباشرة فاستنتج رذرفورد أنها اصطدمت بجسم صلب وثقيل.
4. إن عدد جسيمات ألفا التي ترتد إلى الوراء تتناسب طردياً مع سمك الصفيحة المستعملة ونوع مادتها.

إن الاحتمالات التي مكنت رذرفورد من تفسير نتائج تجربته المدهشة وقدرة الجسيمات على المرور والانحراف والارتداد ضمن الذرة تتلخص في الآتي:

أولاً: وجود فراغ كبير في الذرة دليل على عدم الانحراف الكلي للجسيمات.

ثانياً: احتواء الذرة على بعض الجسيمات الثقيلة والمشحونة بشحنات موجبة وبالتالي فإن اقتراب جسيمات ألفا من هذه الجسيمات الموجبة قد تتسبب في تنافر بسيط معها، وبالتالي كان سبباً في انحراف بعض جسيمات ألفا.

ثالثاً: تمركز الجسيمات الموجبة الشحنة بالذرة في وسطها مما سبب الانحراف الكلي لجسيمات ألفا (قليلة العدد نظراً لصغر حجم الفراغ الذي تشغله النواة) المارة بمركز النواة. مما سبب الانحراف الكبير لهذه الجسيمات. ليقوم رذرفورد في عام 1911 م بوضع تصوره (نموذجه) المبني على ما يلي:

1. الذرة تشبه المجموعة الشمسية (نواة يدور حولها الإلكترونات)
2. الذرة معظمها فراغ وليست مصمتة
3. تتركز كتلة الذرة في النواة، لأن كتلة الإلكترونات صغيرة
4. يوجد بالذرة نوعان من الشحنة، موجبة بالنواة وسالبة بالإلكترونات
5. الذرة متعادلة كهربياً لأن عدد البروتونات يساوي عدد الإلكترونات
6. تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات خاصة
7. يرجع ثبات الذرة إلى وقوع الإلكترونات تحت تأثير قوتي جذب النواة للإلكترونات وقوة الطرد المركزي الناشئة عن دوران الإلكترونات حول النواة.

4-5-1. الاعتراضات على النموذج الذري لرذرفورد Drawbacks of Rutherford's Atomic Model

الاعتراض الأول الذي تم توجيهه إلى نموذج رذرفورد هو عدم تحديد كتلة الذرة وتفسير كتلتها الكبيرة إلى ما تم اكتشافه من البروتونات. وتم وضع تفسير على هذا الاعتراض بفرضية العلماء وجود جسيمات أخرى داخل النواة سميت بالنيوترونات. أما الاعتراض الآخر على النموذج الذري لرذرفورد اشتهر باعتراض ماكسويل وسوف يتم مناقشته بالتفصيل فيما بعد.

4-6. اكتشاف النيوترونات Discovery of Neutrons

لم يجب رذرفورد بنموذجه على سبب كون معظم الذرات كتلتها قرابة ضعف كتلة بروتوناتها، لذلك قام العلماء للخروج من هذا المأزق بافتراض وجود جسيمات أخرى غير البروتونات في النواة. وبعد 20 عاماً وبالتحديد في عام 1932م، تم التفجير النووي لعنصر البريليوم، الذي انبعثت إشعاعات متعادلة اعتقد أنها أشعة جاما إلا أن طاقتها الكبيرة، وأدى ذلك إلى توصل **جيمس شادويك James Chadwick** إلى اكتشاف الجزيئة الموجودة في نواة الذرة أسماها النيوترونات وافترض أن لها كتلة البروتون تقريباً.

وعرّف شادويك النيوترون تعريفاً دقيقاً على أنه "جسيم تحت ذري، كتلته تساوي تقريباً كتلة البروتون، يوجد في أنوية الذرات، كما يمكن أن يوجد خارجها حيث يدعى بالنيوترون الحر. النيوترون الحر غير مستقر له متوسط عمر قدره حوالي 886 ثانية (حوالي 15 دقيقة)، حيث يتحلل بعد هذه الفترة القصيرة إلى بروتون وإلكترون".

7-4. اعتراض ماكسويل Maxwell's Objection

جاء جيمس كلارك ماكسويل James Clerk Maxwell معترضاً فقط على البند السابع لنموذج رذرفورد الذي ينص على أن ثبات الذرة يرجع إلى وقوع الإلكترونات تحت تأثير قوتي جذب النواة للإلكترونات وقوة الطرد المركزي الناشئة عن دوران الإلكترونات حول النواة. وبنى ماكسويل اعتراضه طبقاً لقوانين ميكانيكا نيوتن المسماة بالميكانيكا الكلاسيكية آنذاك والتي ترى أن الإلكترونات أثناء دورانها حول النواة في حالة إشعاع مستمر، وبذلك يقل نصف قطر دورانها ويتحول مسارها لمسار حلزوني إلى أن تسقط في النواة ويتلاشى النظام الذري.

8-4. نظرية الكم لبلاانك Planck's Quantum Theory

تكمن أهمية نظرية الكم لبلاانك في التفسير والرد على اعتراض ماكسويل حيث تفترض القوانين الكلاسيكية أن الذرات والجزيئات يمكنها أن تمتص أو تبعث أي كمية من الطاقة. ولكن نظرية بلاانك تفترض أن امتصاص أو انبعاث الطاقة يجب أن يتم بكميات محددة فقط وكأنها طرود أو صناديق صغيرة وقد أطلق بلاانك على هذه القطع الصغيرة من الطاقة اسم **كمات quantum** والتي تعني أصغر كمية من الطاقة يمكن أن تبعثها أو تمتصها المادة بصورة إشعاع كهرومغناطيسي. وقد وضع بلاانك المعادلة الآتية التي تعطي طاقة الإشعاع الكهرومغناطيسي:

$$E = h\nu \quad (1)$$

حيث h ثابت بلاانك ν هو تردد الإشعاع. وتبلغ قيمة ثابت بلاانك $6.63 \times 10^{-34} J.s$ حيث

$$\nu = c/\lambda \quad (2)$$

وبذلك تصبح معادلة بلاانك على الصورة

$$E = hc/\lambda \quad (3)$$

وبحسب نظرية الكم فإن الطاقة يجب أن تبعث دائماً على هيئة مضاعفات صحيحة للقيمة $h\nu$ بمعنى أن المضاعفات المسموحة هي $2h\nu$ و $3h\nu$ و $4h\nu$ وهكذا ولكن القيمة $1.5h\nu$ أو القيمة $4.9h\nu$ غير مسموحتان. ورغم نجاح هذا التفسير إلا أن بلاانك لم يكن قادراً على إعطاء السبب الذي يجعل الطاقة تبعث على الشكل الكمّي هذا. ولكن هذه النظرية لاقت نجاحاً كبيراً في تفسير النتائج التجريبية حيث استخدم العالم أينشتاين هذه النظرية لحل مشكلة أخرى كانت تواجه العلماء في تلك الأيام، وهي **الظاهرة الكهروضوئية The Photoelectric Effect** والمقصود بها خروج الإلكترونات من سطح الفلزات حين تتعرض لضوء ذو تردد معين، وفسر أينشتاين هذه الظاهرة على أساس أن الإشعاع الضوئي مكون من سيل من الجسيمات أطلق عليها اسم **الفوتونات photons** وعلى ضوء نظرية بلاانك أعطى أينشتاين لكل فوتون طاقة تعطي بمعادلة بلاانك $E = h\nu$ حيث ν هي تردد الضوء.

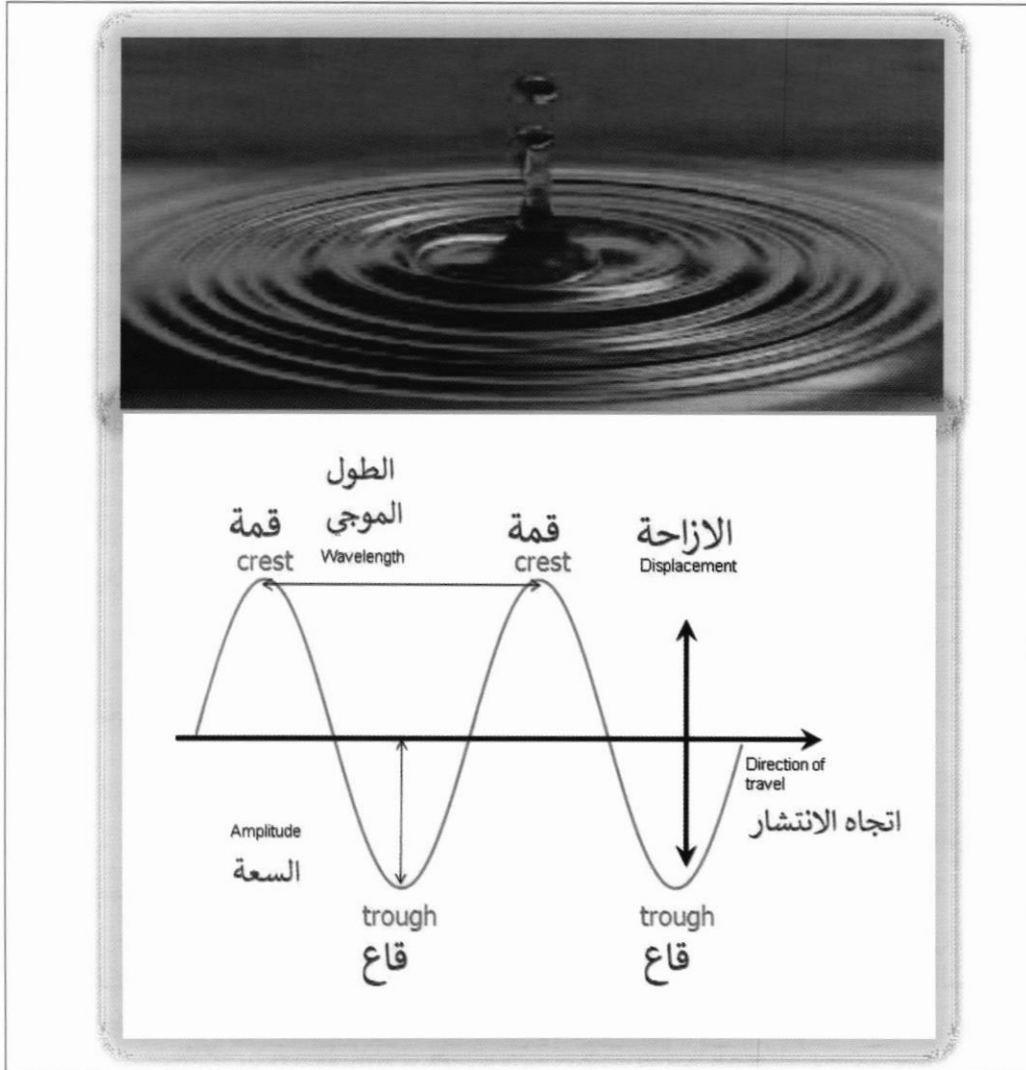
وقد استخدمت هذه النظرية بشكل مباشر في تفسير التركيب الإلكتروني للذرات كما سيأتي فيما بعد عند التحدث عن النموذج الذري للعالم النيوزيلاندي نيلز بور.

Properties of waves

1-8-4. خواص الموجات

لفهم نظرية بلانك لكم علينا أولاً أن نعرف الأشياء الأساسية المتعلقة بخواص الموجات waves. تُعرف الموجه بأنها اضطراب ينشأ في الوسط بما يسمح بانتقال الطاقة. ويمكن فهم الخواص الأساسية للموجات عن طريق مراقبة ما يحدث في الموجات المتولدة على سطح الماء كما هو موضح في 4-4. فالتغيرات المنتظمة في القمم والقيعان المكونة للموجات تمكننا من فهم كيفية سريانها.

تتميز الموجات بمعرفة طولها وارتفاعها وكذلك بعدد الموجات التي تمر في نقطة واحدة لكل وحدة زمنية.



شكل 4-4: التغيرات المنتظمة في القمم والقيعان المكونة للموجات واتجاه انتشارها.

2.8-4. Wavelength, Frequency, Amplitude and Velocity الطول الموجي، التردد، السعة والسرعة

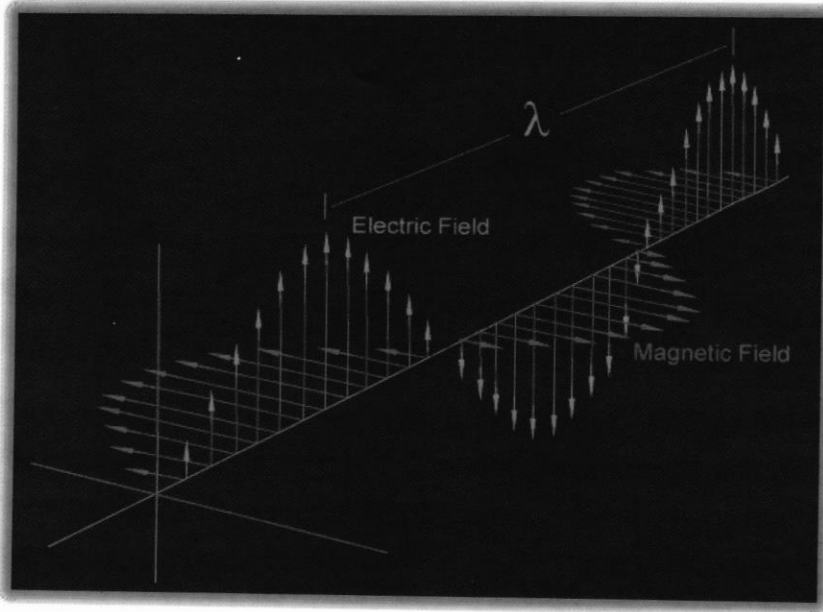
يُعرف **الطول الموجي λ the wavelength** بأنه المسافة بين أي نقطتين متماثلتين في موجتين متعاقبتين فلو حددنا نقطة على قمة أي موجة فإن الطول الموجي هو المسافة بين هذه القمة وقمة الموجة التي تليها مباشرة. ويُعرف **التردد ν the frequency** بأنه عدد الموجات التي تمر في نقطة ما في ثانية واحدة. أما **سعة الموجة $amplitude$** فإنه مقدار ارتفاع الموجة أو انخفاضها عن السطح المستوي الأساسي الموجود قبل حدوث الاضطراب.

وتعتبر **السرعة $velocity$** أيضاً من الخواص المهمة للموجات وهذه الخاصية تعتمد على نوع الموجة وعلى طبيعة الوسط الذي تمر به الموجة (أي إن كانت الموجة تسير في الهواء أو الماء أو الفراغ). وتحسب سرعة الموجة على أنها حاصل ضرب الطول الموجي في التردد حسب العلاقة $c = \lambda\nu$ تعطى وحدات الطول الموجي باستخدام وحدات المتر أو أجزاءه (عادة السنتيمتر cm والنانومتر nm). ويعبر عن التردد بوحدات الهيرتز Hertz التي تساوي مقلوب وحدة الزمن فهي حسب نظام SI تساوي sec^{-1} بينما تكون وحدة السرعة هي $m.sec^{-1}$.

3.8-4. Electromagnetic Radiation

الإشعاع الكهرومغناطيسي

هناك أنواع عديدة من الموجات مثل الموجات التي تتولد على سطح الماء أو الموجات الصوتية أو الموجات الضوئية. وقد اقترح العالم جيمس كلارك ماكسويل في العام 1873م أن الضوء المرئي يتكون من **موجات كهرومغناطيسية $Magnetic waves$** . وعلى حسب نظرية ماكسويل تتكون الموجة الكهرومغناطيسية من مجال كهربائي ومجال مغناطيسي متعامدين على بعضهما بحيث أن لهما نفس الطول الموجي والتردد أي لهما نفس السرعة كما في الشكل 4-5 وقد ظهرت أهمية نظرية ماكسويل في أنها أعطت تفسيراً رياضياً للسلوك العام للضوء. حيث أنها قدمت تفسيراً لكيفية اختراق الإشعاعات الضوئية للفضاء على هيئة مجالات كهربائية ومغناطيسية متذبذبة. وبذلك فإن الإشعاع الكهرومغناطيسي هو انبعاث وانتقال الطاقة على هيئة موجات كهرومغناطيسية. تسير الموجات الكهرومغناطيسية في الفراغ بسرعة 3×10^8 متر/ثانية (بعد التقريب). وتختلف هذه السرعة باختلاف الأوساط التي يمر خلالها. وقد تم الاصطلاح على استخدام الرمز c للتعبير عن سرعة الموجات الكهرومغناطيسية وهو الثابت الذي نسميه عادة **سرعة الضوء $Speed of light$** . تعطى قيم الأطوال الموجية عادة بوحدات النانومتر nm خاصة لتلك التي تقع في الجزء المرئي والتي تسمى **الضوء المرئي $Visible light$** الذي كما يتضح من الشكل 4-7 يمثل جزءاً صغيراً من الإشعاع الكهرومغناطيسي والذي يقسم إلى مناطق تختلف باختلاف أطوالها الموجية وتردداتها.



شكل 4-5: تقريب ماكسويل لتركيب الموجات الكهرومغناطيسية.

تستخدم محطات الإرسال هوائيات طويلة حتى يمكنها أن تبعث موجات الراديو التي طولها الموجي كبير يصل إلى بضعة أمتار. أما الأشعة المرئية ذات الأطوال الموجية الأقصر فهي تنبعث من حركة الإلكترونات في الذرات والجزيئات. أما أشعة جاما γ ذات الأطوال القصيرة جداً والطاقة العالية جداً فهي تنتج من حركة الجسيمات المكونة للنواة.

Bohr's Atomic Model

9-4. النموذج الذري لبور

قام الفيزيائي الدنماركي **نيلز بور Niels Bohr** بعد نجاح تفسير أينشتين للظاهرة الكهروضوئية بتجارب على طيف ذرة الهيدروجين حيث استخدم طيف الانبعاث الخطي لذرات الهيدروجين في بناء نموذج حيث يمكن تعريف طيف الانبعاث للذرات على أنه الضوء الصادر المنبعث من تسخين الغازات وأبخرة المواد تحت ضغط معين. بينما يعرف الطيف الخطي المميز بأنه عدد محدود من الخطوط الملونة تظهر عند تحليل طيف الانبعاث للذرات ولا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطي، لذلك يعتبر الطيف الخطي هو خاصية مميزة للعناصر.

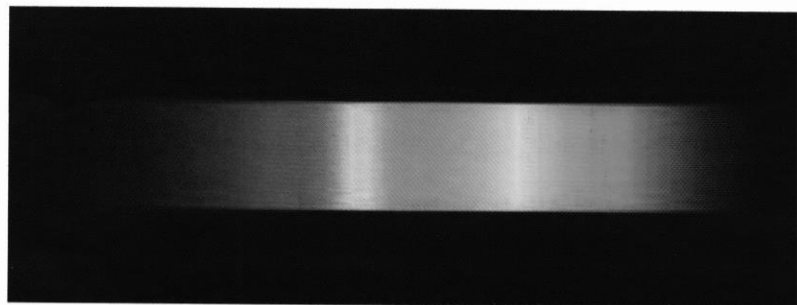
9-4.1. فروض النموذج الذري لبور Postulates of Bohr's Atomic Model

1. الإقرار المبدئي بأن فروض نموذج الذرة لردرفورد صحيحة
2. تدور الإلكترونات في عدد من المدارات تسمى **مستويات الطاقة Energy levels** المحددة الثابتة والفراغات بينهما مناطق محرمة لدوران الإلكترونات.
3. الإلكترونات أثناء دورانها لا تشع طاقة.
4. عبر بور عن طاقة المستوى بعدد يسمى **عدد الكم Quantum Number**.
5. تزداد طاقة المستوى كلما بعد عن النواة لزيادة نصف القطر
6. الذرة في **الحالة المستقرة Ground State** لا تكتسب أو تفقد طاقة.

7. عندما تكتسب الذرة كماً من الطاقة تصبح **ذرة مثارة Excited Atom** بمعنى أن يكتسب الإلكترون كماً من الطاقة و ينتقل لمستوى طاقة أعلى يناسب طاقته الجديدة ويكون في حالة عدم استقرار تسمى **الحالة المثارة Excited State**.
8. يعود الإلكترون لمستواه الأصلي فاقداً نفس الكم من الطاقة على صورة طيف خطي مميز .
9. الكم أو **الكوانتم The Quantum** يعبر عنه بمقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة لآخر.
10. الكم متغير وغير ثابت ويقل بين كل مستويين متتاليين لتقارب طاقة المستويات.

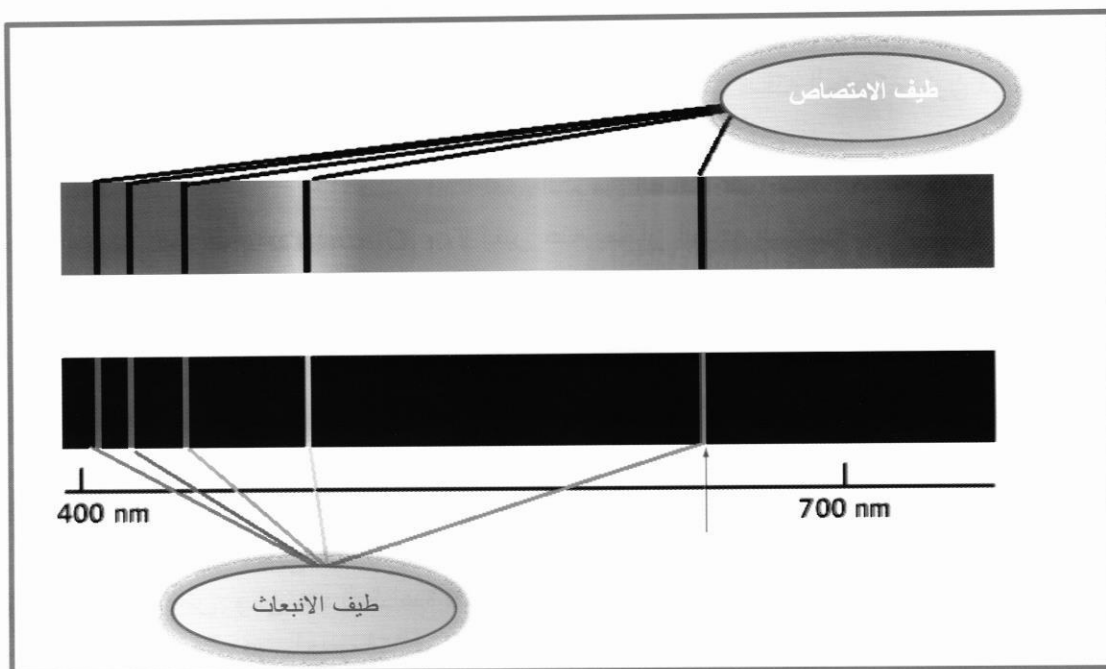
2-9-4. طيف الانبعاث Emission Spectra

كان نيوتن هو أول من أوضح أن ضوء الشمس يتكون من عدة ألوان حين تتحد هذه الألوان مع بعضها يتكون الضوء الأبيض. ومن هذه المشاهدات نشأت دراسة خصائص طيف الانبعاث، وهو عبارة عن طيف خطي أو مستمر ينبعث عن الجسيمات حين تتفاعل مع الضوء. ينطلق طيف الانبعاث من أي مادة حين يتم إثارتها بطاقة ذات قدر مناسب (مثل تفريغ كهربائي عالي الجهد). ومن أمثلة هذه الظاهرة الاحمرار أو اللون الأبيض الذي ينتج عن تسخين قضيب من الحديد. تمثل هذه الألوان جزء من الإشعاعات التي تصدر عن فلز الحديد وهي الجزء الذي يمكن أن تستشعره العين البشرية وهناك بالمقابل أجزاء لا تستشعرها العين وهي التي تقع في المدى تحت الأحمر infrared region. ومن أهم خواص هذا النوع من الانبعاث أنه مستمر continuous مثل الطيف الشمسي بمعنى أن الطيف يتمثل بجميع الأطوال الموجية بشكل متصل بدون انقطاع كما في الشكل 4-6.



شكل 4-6: تدرج الطيف المستمر على هيئة أطول موجية متصلة.

أما طيف الانبعاث الخاص بالذرات في حالتها الغازية فهو ليس متصلاً ولكنه يظهر على هيئة خطوط مضيئة في أجزاء مختلفة من المنطقة المرئية من الطيف الكهرومغناطيسي. يمثل هذا الطيف الخطي انبعاثاً ضوئياً عند أطوال موجية محددة. وفي الشكل 4-7 تظهر الخطوط الضوئية الأربع التي تنبعث من ذرة الهيدروجين في أنبوبة التفريغ.



شكل 4-7: تدرج طيفي الامتصاص والانبعاث على هيئة أطول موجية خطية.

يتميز كل عنصر بطيف الانبعاث الخاص به والمميز له. والخطوط المميزة في الطيف الذري يمكن أن تستخدم كتحليل نوعي للتعرف على أي فلز مجهول بشكل يشبه استخدام بصمات الإصبع للتعرف على الأشخاص. وعندما تتفق الخطوط المكونة لطيف انبعاث عنصر مجهول مع تلك الخاصة بعنصر معلوم فإن هذا يعني أنهما نفس العنصر.

3-9-4. طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين Emission Spectrum of Hydrogen Atom

في العام 1913م استطاع العالم الدنماركي **نيلز بور Niels Bohr** أن يقدم تفسيراً للخطوط الظاهرة في طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين. ورغم أهمية هذا التفسير والفرضيات والاستنتاجات التي قدمها فيما يتعلق بتركيب ذرة الهيدروجين في ذلك الوقت إلا أن النظرية اليوم تعتبر غير مقبولة في الكثير من جوانبها وتكمن أهميتها الحالية في التفسير الذي قدمه لطبيعة الخطوط الطيفية.

كانت النظرة إلى التركيب الذري في ذلك الوقت تتضمن وجود إلكترونات تدور بسرعة هائلة في مسارات دائرية حول النواة المحتوية على البروتونات بشكل يشبه حركة الكواكب السيارة حول الشمس. وفي هذا الطرح تعمل قوى الجذب الكهروستاتيكية على جذب الإلكترون نحو النواة المخالفة له في الشحنة بينما تعمل قوة الطرد المركزية الناتجة من دوران الإلكترون حول النواة على إبعاد الإلكترون عن أن يسقط في النواة وأن هاتين القوتين متعادلتين بشكل يضمن حفظ الإلكترون مستقراً في مداره الدائري حول النواة.

وفي تصور بور للتركيب الذري افترض أن الإلكترون يجب أن يوجد في أماكن محددة من مساره الدائري. وذلك لأن كل مدار يحمل طاقة خاصة محددة له وأن هذه الطاقة يجب أن تكون محددة ومكامة، حسب نظرية بلانك. وبحسب نظرية بور يحدث الانبعاث الضوئي حين ينزل الإلكترون من مدار عالي الطاقة

إلى مدار أقل طاقة ليبعث كما من الطاقة **Quantum of Energy** أو فوتون ضوئي **Photon of Light**. وباستخدام عدد من المعالجات الرياضية المبنية على أساس التفاعلات الكهروستاتيكية وقوانين نيوتن للحركة وضعت المعادلة الرياضية الآتية لحساب طاقة الإلكترون في ذرة الهيدروجين

$$E_n = -R_H \left(\frac{1}{n^2} \right) \quad (4)$$

حيث R_H هو ثابت رايديبرج **Rydberg Constant** الذي له القيمة 2.18×10^{-18} Joule، أما n تسمى عدد الكم الرئيسي **Principle Quantum Number** الذي يأخذ قيماً لأعداد صحيحة تبدأ من 1 ، 2 ، 3 ، ...

وتدل الإشارة السالبة في المعادلة (4) على أن طاقة الإلكترون في الذرة يجب أن تكون أقل من طاقة الإلكترون الحر البعيد بشكل لانهائي عن النواة. وقد اصطلح على إعطاء الإلكترون الحر طاقة بقيمة صفرية وهذه التي تقابل رياضياً عدد كم رئيس بقيمة لانهاية ∞ في المعادلة (5) أي عندما

$$E_\infty = 0 \quad (5)$$

وكما ازداد اقتراب الإلكترون من النواة وذلك بنقصان قيمة n كلما زادت القيمة المطلقة للقيمة E_n أي زادت قيمتها السالبة. وبذلك فإن أعلى قيمة سالبة هي عندما $n = 1$ وهي حالة الطاقة الأكثر استقراراً وهي التي تسمى **الحالة الأرضية Ground State** أو **المستوى الأرضي Ground Level**، وهي الحالة الأقل طاقة في النظام (الذي هو الذرة في هذه المناقشة). وتزداد طاقة الإلكترونات كلما زادت قيمة n التي تأخذ قيماً بدأ من 2 ، 3 ، ... حيث تظهر الحالات التي يطلق عليها اسم **الحالات المثارة Excited States** أو **المستويات المثارة Excited Levels** وهي التي طاقتها أكبر من طاقة الحالة أو المستوى الأرضي. وبحسب نظرية بور يعتمد نصف قطر كل مدار دائري على قيمة n^2 حيث أن القيمة المربعة تعني أن نصف القطر يزداد بشكل كبير، وكما ازداد ابتعاد الإلكترون عن النواة كلما قل ارتباطه بها.

تمكن بور في نظريته أن يعطي تفسيراً للخطوط الظاهرة في طيف الهيدروجين، حيث تتسبب الطاقة الإشعاعية الممتصة بواسطة الذرة في تحرك الإلكترون من مستوى طاقة أقل (قيمة n له صغيرة) إلى مستوى طاقة أعلى (قيمة n له كبيرة) وبعد ذلك يتم انبعاث الطاقة الإشعاعية (في صورة فوتونات) حين يعود الإلكترون مرة أخرى إلى المستوى الأرضي. تشبه حركة الإلكترون من مستوى إلى آخر حركة كرة التنس على درجات السلالم صعوداً أو هبوطاً، حيث أن الكرة تنتقل من درجة إلى أخرى ولكنها لن تكون أبداً في المناطق بين الدرجات. وتعتبر النقلة إلى الدرجة الأعلى عملية مطلوبة للطاقة والعكس. والطاقة اللازمة لكل انتقال يعتمد على المسافة بين المرحلة الابتدائية والنهائية. وبالمثل تعتمد الطاقة اللازمة لتحريك الإلكترون بين المدارات في ذرة بور على الفرق في الطاقة بين الحالتين البدائية والنهائية.

ولتطبيق المعادلة (5) على عملية الانبعاث في ذرة الهيدروجين فإننا يجب أن نفترض أولاً أن الإلكترون في الحالة المثارة n_i وعندما ينزل الإلكترون إلى المستوى الأقل طاقة n_f الذي يمكن أن يكون هو المستوى الأرضي أو مستوى مثار ولكنه أقل طاقة من المستوى n_i . والفرق في الطاقة بين هذين المستويين يعطى بالمعادلة

$$\Delta E = E_f - E_i \quad (6)$$

ولأن هذا الانتقال ينتج عنه انبعاث للفوتونات التي لها التردد ν وبالتالي فإن طاقتها $h\nu$ نستطيع أن نكتب

$$\Delta E = h\nu = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \quad (7)$$

وعندما ينبعث الفوتون فإن $n_i > n_f$ وعليه فإنه عندما تكون القيمة داخل الأقواس سالبة فإن هذا سيؤدي إلى قيمة طاقة سالبة أي أن الطاقة تنطلق من النظام. أما عندما يتم امتصاص الطاقة أي أن $n_i < n_f$ يصبح الحد داخل الأقواس موجباً. يقابل كل خط طيفي في طيف الانبعاث انتقال مقابل في مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين. ويعتمد مدى وضوح الخطوط الطيفية على عدد الفوتونات التي تنبعث عند نفس الطول الموجي، وتوضح الأمثلة التالية كيفية حساب طاقة الانتقالات بين المستويات المختلفة.

مثال 4-1: احسب الطول الموجي للضوء بوحدة النانومتر الذي يقبله الانتقال الإلكتروني من المستوى الرابع إلى المستوى الثاني في ذرة الهيدروجين. واذكر هل هذا الضوء ممتص أم منبعث من ذرة الهيدروجين؟

الحل:

$$\begin{aligned} \Delta E &= h\nu = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \\ &= 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{2^2} \right) \\ &= -4.09 \times 10^{-19} \text{ J} \end{aligned}$$

ويلاحظ من المثال أن الفرق بالطاقة ذو قيمة سالبة، وبناءً عليه فإن الضوء ينبعث من ذرة الهيدروجين. ولحساب الطول الموجي نستخدم العلاقة التالي:

$$\begin{aligned} \lambda &= \frac{c}{\nu} = \frac{ch}{\Delta E} = \frac{(3 \times 10^8)(6.63 \times 10^{-34})}{4.09 \times 10^{-19}} \\ &= 4.87 \times 10^{-7} \text{ m} = 487 \text{ nm} \end{aligned}$$

مثال 4-2: احسب الطول الموجي لفوتون بوحدة النانومتر المنبعث أثناء الانتقال الإلكتروني من المستوى الخامس إلى المستوى الثاني في ذرة الهيدروجين؟

الحل:

$$\begin{aligned} \Delta E &= h\nu = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \\ &= 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{2^2} \right) \\ &= -4.58 \times 10^{-19} \text{ J} \\ \lambda &= \frac{c}{\nu} = \frac{ch}{\Delta E} = \frac{(3 \times 10^8)(6.63 \times 10^{-34})}{4.58 \times 10^{-19}} \end{aligned}$$

$$= 4.34 \times 10^{-7} m = 434 \text{ nm}$$

مثال 3-4: احسب التردد لفوتون بوحدة الهرتز المنبعث أثناء الانتقال الإلكتروني من المستوى السادس إلى المستوى الرابع في ذرة الهيدروجين؟

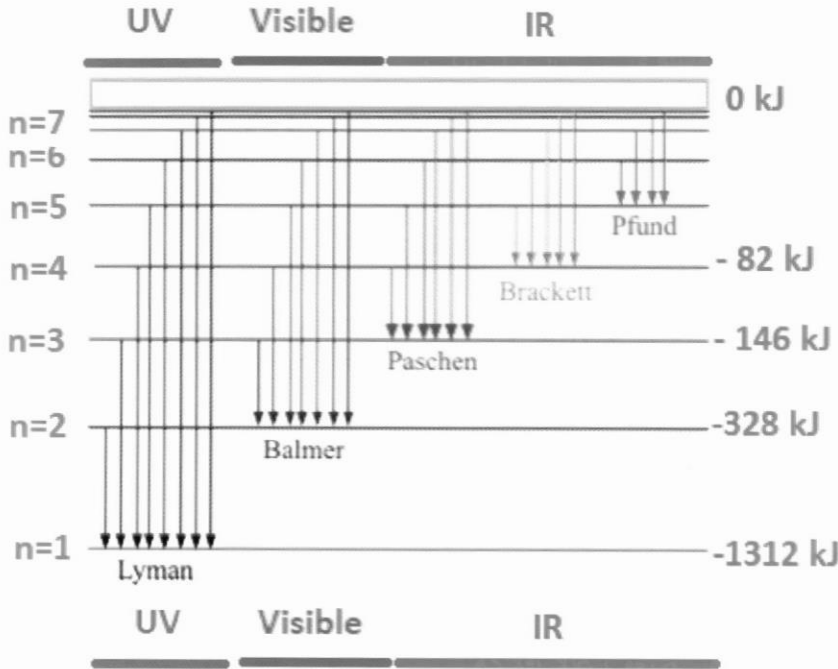
الحل:

$$\begin{aligned} \Delta E &= h\nu = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \\ \nu &= \frac{\Delta E}{h} = \frac{R_H}{h} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \\ &= \frac{2.18 \times 10^{-18}}{6.63 \times 10^{-34}} \left(\frac{1}{6^2} - \frac{1}{4^2} \right) \\ &= 1.14 \times 10^{14} \text{ Hz} \end{aligned}$$

يتضمن طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين مجموعات من الخطوط تقع في مناطق مختلفة من الطيف الكهرومغناطيسي تتراوح ما بين منطقة فوق البنفسجي (متسلسلة ليمن Lyman series) إلى المنطقة المرئية (متسلسلة بالمر Balmar series) والمنطقة تحت الحمراء (متسلسلات باشن Paschen) وبراكيت Brakett وفوند Pfund) والجدول 1-4 يوضح هذه المتسلسلات وقيمة n_i الخاصة بكل متسلسلة وقيم n_f التي يمكن أن تصل إليها. تمثل الأسماء ليمن وبالمر وبراكيت وباشن وفوند أسماء العلماء اللذين قاموا بدراستها. وقد كان بالمر هو أول من قام بالدراسة حيث أن أربعة خطوط من المتسلسلة الخاصة به هي التي تقع في المنطقة المرئية مما جعل دراستها سهلاً. يوضح الشكل 4-8 الخطوط الخاصة بكل متسلسلة في حالة عملية الانبعاث.

جدول 1-4: متسلسلات طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين والمناطق الطيفية المقابلة لها.

المنطقة الطيفية Spectral Region	n_f	n_i	المتسلسلة Series
فوق البنفسجية Ultraviolet	1	2, 3, 4, 5, 6, 7, ...	ليمن Lyman series
المرئية Visible	2	3, 4, 5, 6, 7, ...	بالمر Balmar series
تحت الحمراء Infrared	3	4, 5, 6, 7, ...	باشن Paschen series
تحت الحمراء Infrared	4	5, 6, 7, ...	براكيت Brakett series
تحت الحمراء Infrared	5	6, 7, ...	فوند Pfund series



شكل 4-8: خطوط طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين على هيئة متسلسلات منفصلة.

4-9-4. نجاح (نتائج) نموذج بور:

1. استطاع تفسير طيف ذرة الهيدروجين تفسيراً صحيحاً.
2. أول من أدخل فكرة الكم في تحديد طاقة المستويات.
3. الإلكترونات لا تشع طاقة أثناء دورانها.

4-9-5. الاعتراضات على النموذج الذري لبور Drawbacks of Bohr's Atomic Model

1. فسّر فقط طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين ولم يستطع تفسير أطياف بقية العناصر المعروفة بالجدول الدوري.
2. افترض أنه يمكن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً وهذا مستحيل عملياً.
3. اعتبر أن الإلكترون جسيم مادي مشحون متحرك فقط ولم يتعرض إلى الصفات الموجية له.
4. افترض أن الذرة مسطحة وهذا خطأ أكدته المشاهدات والتجارب فيما بعد.

10-4. النظرية الذرية الحديثة وكيمياء الكم Modern Atomic Theory and Quantum Chemistry

تم تأسيس النظرية الذرية الحديثة لتركيب الذرة بناء على ما فشل فيه النموذج الذري لبور مثل الطبيعة المزدوجة للإلكترون، مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج والمعادلة الموجية للعالم شرودنجر، وذلك بسبب بعض الطبايع غير المتوقعة للإلكترونات. لم يستطع بور في نظريته أن يعطي تفسيراً لأطياف الانبعاث للعناصر التي تمتلك أكثر من إلكترون مثل الهيليوم والليثيوم كما أنه لم يكن قادراً على تفسير السبب في ظهور خط طيفي جديد في طيف الهيدروجين حين تتعرض لمجال مغناطيسي خارجي.

10-4-1. فرضية دي بروجلي والطبيعة المزدوجة للإلكترون *De - Broglie hypothesis and Dual nature of electron*

كانت نقطة البداية باتجاه إيجاد الحلول للصعوبات التي واجهت نموذج بور وإعطاء صورة صحيحة عن سلوك الإلكترون في الذرات والجزيئات من قبل الفيزيائي الفرنسي لويس دي بروجلي في عام 1923 م حيث استنتج نصاً "كما هو الحال مع الضوء الذي يمتلك سلوك موجي وجسمي فإن كل جسم متحرك تصاحبه حركة موجية لها بعض خصائص الموجات الضوئية". وبناءً على تلك الفرضية فإن كل إلكترون متحرك حول النواة في الذرة يمكن لنا إما اعتباره كموجة لها طول موجي أو كجسيم له كمية حركة أو عزم p (تعتمد على الكتلة m والسرعة u) ويوضح الجدول 4-2 الفرق بين الموجات المادية والموجات الكهرومغناطيسية.

جدول 4-2: الفرق بين الموجات المادية والكهرومغناطيسية.

الموجات المادية	الموجات الكهرومغناطيسية
تصاحب الجسم المتحرك ولا تنفصل عنه.	تنفصل عن الجسم المولد لها.
سرعتها أقل من سرعة الضوء.	تقارب سرعة الضوء

حيث ترتبط الخواص الجسيمية والموجية بالعلاقة

$$\lambda = \frac{h}{p}$$

$$\lambda = \frac{h}{mu}$$

ويتم التعبير عن الكتلة بوحدة الكيلوجرام.

مثال 4-4: ما قيمة الطول الموجي لإلكترون متحرك بسرعة تساوي $5.97 \times 10^6 \text{ m/s}$ علماً بأن كتلة الإلكترون تساوي $9.11 \times 10^{-31} \text{ kg}$.

الحل:

$$\lambda = \frac{h}{mu} = \frac{(6.63 \times 10^{-34})}{(9.11 \times 10^{-31})(5.97 \times 10^6)} = 1.22 \times 10^{-10} \text{ m}$$

مثال 4-5: ما قيمة الطول الموجي في معادلة دي بروجلي بوحدة النانومتر لجسيم كتلته 250 g ويتحرك بسرعة تساوي 108 km/h .

الحل:

$$\lambda = \frac{h}{mu} = \frac{(6.63 \times 10^{-34})}{\left(\frac{250}{1000}\right) \left(108 \times \frac{10^3}{60 \times 60}\right)} = 8.83 \times 10^{-35} \text{ m}$$

$$= 8.83 \times 10^{-26} \text{ nm}$$

2-10-4. مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج *Heisenberg Uncertainty Principle*

كان العالم هايسنبرج *Heisenberg* في عام 1926 م هو من حل مشكلة تحديد مكان الجسيم الذي يتحرك حركة موجية حين قدم صياغة تسمى **مبدأ عدم التأكد *uncertainty principle*** والتي تنص على أنه "من المستحيل أن نحدد بدقة تامة عزم ومكان وجود الإلكترون في نفس الوقت". والصياغة الرياضية لهذا المبدأ يمكن كتابتها على الصورة:

$$\Delta x \Delta p = (\Delta x) \times m(\Delta u) \geq \frac{h}{4\pi} \quad (8)$$

حيث أن $p = mu$ ، تمثل p العزم الذي هو حاصل ضرب كتلة الإلكترون m في سرعته u ، Δp الخطأ في تحديد قيمة العزم.

h ثابت بلانك

Δx الخطأ في تحديد موضع وجود الإلكترون

تعني المعادلة (8) أنه إذا استطعنا قياس عزم الجسيم بدقة (أي أصبحت قيمة Δp صغيرة جداً) فإن معرفتنا بمكان وجود الإلكترون تصبح أقل دقة (أي يصبح Δx قيمة أكبر)، والعكس بالعكس.

3-10-4. المعادلة الموجية لشرودينجر *Schrödinger Wave Equation*

رغم أن فكرة الطاقة الكمماة لحركة الإلكترون في الذرة كانت فكرة ناجحة إلا أن نظرية بور لم تكن قادرة على اعطاء وصف كاف لسلوك الإلكترون في الذرة. وفي العام 1926 م قدم العالم النمساوي ايرون شرودينجر معادلة تفاضلية لوصف حركة الإلكترون في الذرة بناء على معالجة رياضية معقدة أخذاً في الاعتبار قوانين نيوتن للحركة والمعادلات الموجية وفرضية دي بروجلي للطبيعة الموجية للإلكترون مع الاحتفاظ بالحد الذي يعبر عن الطبيعة الجسيمية للإلكترون وهو قيمة كتلته m . عن الخاصية الموجية في معادلة شرودينجر بالدالة بساي ψ التي تعبر عن موضع الإلكترون في الذرة.

ليس للدالة ψ أي معنى فيزيائي مباشر ولكن مربعها ψ^2 يدل على احتمالية وجود الإلكترون في حيز معين من الفضاء المحيط بالنواة. وقد جاء هذا الفرض من النظرية الموجية التي تربط قيمة ψ^2 التي هي عبارة عن مربع سعة الموجة بتناسب طردي مع كثافة الضوء. حيث أن أكثر الأماكن احتمالية لوجود الفوتون هي حين تكون الكثافة الإلكترونية أكبر ما يمكن. وبالمثل تمثل قيمة ψ^2 احتمالية وجود الإلكترون في المنطقة المحيطة بالنواة.

وقد كانت معادلة شرودنجر بداية لعصر جديد في الفيزياء والكيمياء وبدأ معه علم جديد يسمى علم ميكانيكا الكم أو الميكانيكا الموجية التي أساسها النظري هو **نظرية الكم Quantum Theory**.

4-10-4. الفروض العامة للنظرية الذرية الحديثة Theory

يمكن تلخيص شكل الذرة بمفهوم النظرية الذرية الحديثة كالآتي:

1. تتكون الذرة من نواة تحتوي على الشحنة الموجبة (البروتونات) وهي تحوي معظم كتلة الذرة (البروتونات والنيوترونات).
2. تحاط النواة بالإلكترونات وهي تحمل الشحنة السالبة وهي تتحرك بسرعة كبيرة.
3. الإلكترونات تشغل مناطق محددة من الفراغ حول النواة ولها طاقة معينة ويعبر عن هذه المناطق بالسحابة الإلكترونية حيث يكون احتمالية وجود الإلكترونات داخل هذه المناطق أكبر ما يمكن.
4. عندما تتحد الذرات أثناء التفاعل الكيميائي فإن الإلكترونات المحيطة بالنوى هي التي تتفاعل نظراً لتلامس الأجزاء الخارجية فقط مع بعضها.
5. تتحدد الخواص الكيميائية لعنصر ما بالتركيب الإلكتروني للذرة.
6. عن طريق تحليل الضوء الذي تبعثه الذرات بعد اثارها يمكن معرفة التركيب الإلكتروني للذرة.

5-10-4. وصف ذرة الهيدروجين Atom

بناء على الفروض العامة للنظرية الذرية الحديثة فإن معادلة شرودنجر يمكنها تحديد مستويات الطاقة الممكن أن يشغلها الإلكترون في ذرة الهيدروجين ومنها يعرف الدالة الموجية ψ^2 المقابلة لكل مستوى. وتتميز مستويات الطاقة هذه بمجموعة من أعداد الكم التي منها يمكننا أن نضع نموذجاً وافياً لتركيبة ذرة الهيدروجين.

وعلى الرغم من أن معالجات الميكانيكا الموجية لا تمكننا من أن نحدد مكان ذرة الهيدروجين بالضبط إلا أنها تحدد لنا المنطقة التي يحتمل وجود الإلكترون بها عند زمن معين. ومن هنا يظهر مفهوم **السحابة الإلكترونية Electron Density** الذي يعني احتمالية وجود الإلكترون عند منطقة معينة من الذرة. حيث تحدد مربع الدالة ψ^2 توزيع السحابة الإلكترونية في الفضاء ثلاثي الأبعاد المحيط بالنواة. وتمثل المناطق ذات السحابة الإلكترونية عالية الكثافة المناطق الأكثر احتمالاً لوجود الإلكترون والمناطق ذات الكثافة الإلكترونية المنخفضة تمثل المناطق الأقل احتمالاً لوجود الإلكترون.

وللتفرقة بين مفاهيم الميكانيكا الكمية ووصف بور للذرة كان من الضروري استخدام مصطلح الفلك الذري **Atomic Orbital** للدلالة على دالة الإلكترون الموجية في الذرة بدلاً من مصطلح المدار **Orbit** الذي وضعه بور لوصف المدارات ثنائية الأبعاد في نظريته. وعندما نتحدث عن إلكترون في فلك محدد فإننا

نعني بالقول توزيع الكثافة الإلكترونية أو احتمالية وجود الإلكترون في الفضاء الذي تحدده مربع الدالة الموجية ψ في الذرة. وبذلك يكون للفلك الذري طاقة محددة وتوزيع محدد للسحابة الإلكترونية الخاصة به. وقد نجحت معادلة شرودنجر في إعطاء وصف دقيق لحركة الإلكترون في ذرة الهيدروجين المحتوية على إلكترون وبروتون أما الذرات المحتوية على أكثر من إلكترون فإن الحلول الدقيقة غير ممكنة ولكننا نلجأ لطرق تقريبية لمحاولة الحل وهذه الطرق تعطي نتائج مرضية إلى حد كبير.

11-4. أعداد الكم Quantum Numbers

حسب معطيات ميكانيكا الكم يلزمنا ثلاث أعداد كمية لوصف الإلكترون الوحيد الموجود في ذرة الهيدروجين تنتج هذه الأعداد الكمية من حل معادلة شرودنجر رياضياً. تتضمن هذه الأعداد:

عدد الكم الرئيسي Principle Quantum Number

عدد الكم الثانوي أو عدد كم العزم الزاوي Angular Momentum Quantum Number

عدد الكم المغناطيسي Magnetic Quantum Number

عدد الكم المغزلي Spin Quantum Number

تستخدم أعداد الكم الثلاثة الأولى في وصف الإلكترون والفلك الذي يشغله، أما عدد الكم الرابع فهو يصف حركة الإلكترون تحت ظرف محدد وتكمن أهميته في إعطاء الوصف الكامل للإلكترون.

1-11-4. عدد الكم الرئيسي n Principal Quantum Number

يعطى بقيم صحيحة تأخذ قيم تتراوح ما بين 1 إلى 7 وهي نفس أعداد الكم التي اقترحها بور في المعادلة (7) وهي في ذرة الهيدروجين تمثل البعد عن النواة وطاقة الفلك الذي يشغله (هذا لا ينطبق تماماً على الذرات الأخرى غير ذرة الهيدروجين) فمن المعروف أنه كلما زادت قيمة n كلما زاد بعد الإلكترون عن النواة وكلما زادت طاقته وصار يشغل فلكاً أكبر حجماً.

2-11-4. عدد كم العزم الزاوي ℓ Angular Momentum Quantum Number

يحدد عدد كم العزم الزاوي ℓ شكل الفلك الذي يتخذه الإلكترون في دورانه حول النواة. وتعتمد القيم التي يتخذها على قيمة عدد الكم الرئيسي n ، ففي حالة قيمة معينة من n يأخذ عدد كم العزم الزاوي القيم الصحيحة من صفر حتى أعلى قيمة له التي يجب أن لا تتجاوز $n-1$. فإذا كان عدد الكم الرئيسي $n=1$ فإن قيم ℓ هي 0 فقط وإذا كانت $n=2$ فإن قيم ℓ هي 0 و 1 وإذا كانت قيمة $n=3$ فإن ℓ يأخذ القيم 0 و 1 و 2 وهكذا. ولكل قيمة من ℓ يوجد حرف مقابل يمثل الرمز الطيفي الخاص بشكل الفلك حسب الجدول الآتي:

جدول 3-4: الرموز الطيفية للأفلاك الذرية طبقاً لعدد الكم الثانوي.

ℓ	0	1	2	3	4	5
Name of orbital	s	p	d	f	g	h

ونلاحظ أنها تمثل بالأحرف الصغيرة small letters، وهذا يعني عندما $\ell = 0$ فإن الفلك هو s وعندما $\ell = 1$ فإن الفلك هو p (وليس P بالحرف الكبير). تمثل هذه الرموز شكل الخطوط الطيفية لطيف الانبعاث كما تم رصدها من العلماء اللذين قاموا بدراسة طيف الهيدروجين. حيث

$s = \text{sharp}$	تعني حاد
$p = \text{principle}$	تعني رئيسي
$d = \text{diffuse}$	تعني مشوش
$f = \text{fundamental}$	تعني أساسي

أما الرموز التالية لهذه الأربعة فهي تتبع الترتيب الأبجدي g, h, i, j, k, \dots . وعندما يكون لدينا عدد من الأفلاك التي لها نفس عدد الكم الرئيسي فإنه يقال أنها تمثل غلافا shell رئيسياً. أما الأفلاك الممثلة بالقيم المختلفة من ℓ فهي تمثل **أغلفة فرعية subshells**. فعلى سبيل المثال الغلاف الرئيس $n = 2$ يمتلك غلافان فرعيان هما $2s$ و $2p$.

وتوضح أيضاً قيمة عدد الكم الثاني عدد المستويات العقدية التي تظهر في السحابة الإلكترونية الممثلة لحركة الإلكترون حول النواة ففي حالة ما يتخذ القيمة 0 فإن الفلك يظهر بدون مستويات عقدية ويكون له الشكل الكروي وهذه حالة الفلك s . أما حين يتخذ القيمة 1 فإن هذا يعني أن الفلك يمتلك مستوى عقدي واحد وتمثل السحابة الإلكترونية على شكل فصين يفصل بينهما منطقة تبلغ قيمة الكثافة الإلكترونية فيها صفر أي أنها منطقة قيمة احتمال وجود الإلكترون فيها صفر وهذه هي **المستوى العقدي Nodel Plane** وهي حالة الفلك p . أما في الفلك d حيث $\ell = 2$ لأنه يحتوي على مستويين عقديين وبذلك تمثل السحابة الإلكترونية على هيئة أربعة فصوص. وثمانية فصوص في الفلك f الذي قيمة $\ell = 3$ وله ثلاث مستويات عقدية.

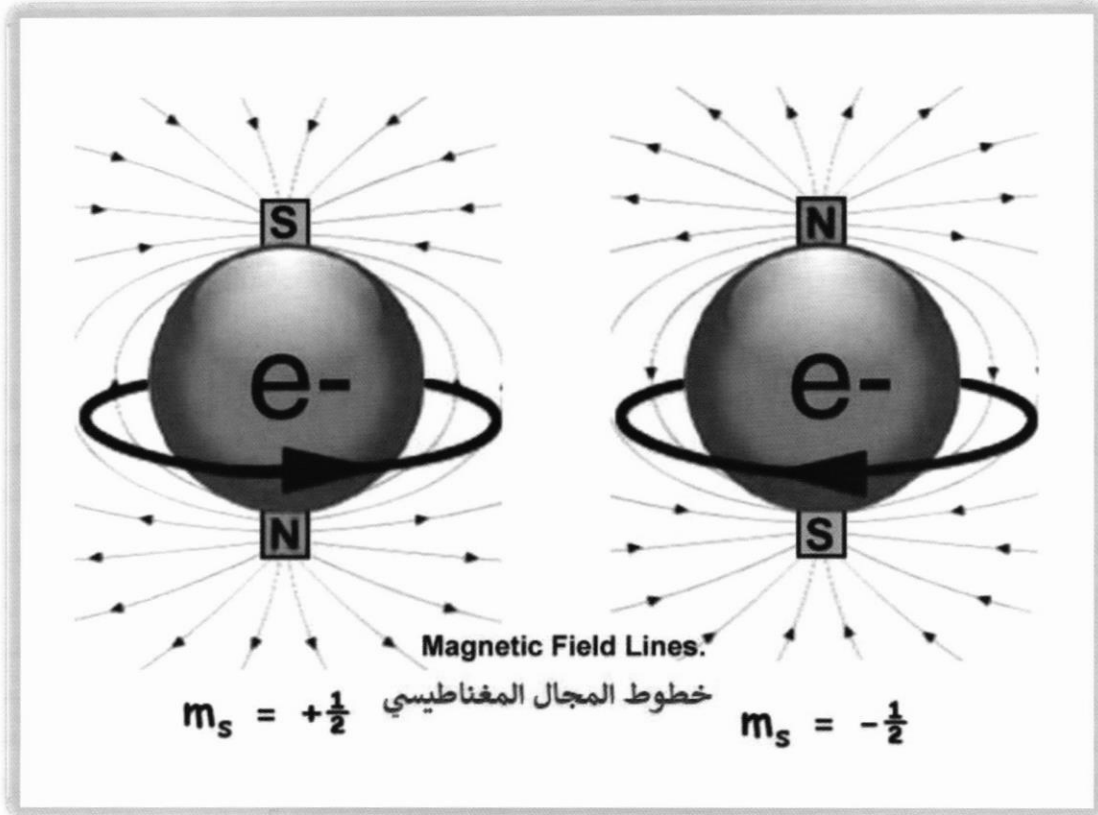
3-11-4. عدد الكم المغناطيسي m_l The magnetic quantum number

يمثل عدد الكم هذا اتجاه الفلك في الفضاء في الغلاف الفرعي وتعتمد قيمته على قيمة ℓ فهو يأخذ قيمة الصحيحة السالبة والموجبة مروراً بالصفر. ولكل قيمة ℓ هناك عدد من القيم لعدد الكم المغناطيسي تساوي $2\ell + 1$ بمعنى إذا كانت $\ell = 0$ أي حالة الفلك s فإن لدينا عدد 0 من قيم m_l . وإذا كانت $\ell = 1$ أي حالة الفلك p فإن لدينا عدد $3 = 2(1) + 1$ من قيم m_l . وإذا كانت $\ell = 2$ أي حالة الفلك d فإن لدينا عدد $5 = 2(2) + 1$ من قيم m_l .

4-11-4. عدد الكم المغزلي m_s The spin quantum number

أظهرت التجارب على طيف الانبعاث لكل من الهيدروجين والصوديوم أنه عند وجود تأثير لمجال مغناطيسي خارجي فإن ذلك يؤدي إلى انشطار كل خط طيفي من الطيف الظاهر لهما. وكان التفسير الوحيد المقبول لهذه الظاهرة هو أن كل إلكترون يتصرف كأنه مغناطيس صغير وهذا لا يحدث إلا لو كان

الإلكترون يغزل حول محوره كما تدور الأرض حول محورها. فعلى حسب النظرية الكهرومغناطيسية تتولد المجالات المغناطيسية من حركة الغزل للشحنات أو الجسيمات المشحونة ويوضح الشكل 4-9 الاحتمالين الممكنين لحركة الغزل للإلكترون الأولى حين يكون الدوران مع عقارب الساعة *clockwise* والثانية ضد عقارب الساعة *counterclockwise* ومن هنا يتحتم علينا ادخال عدد كم جديد رابع لوصف هذه الحركة المغزلية وهو العدد m_s الذي يمكن أن يأخذ القيم $+\frac{1}{2}$ أو $-\frac{1}{2}$.



شكل 4-9: اختلاف غزل الإلكترون طبقاً لخطوط الفيض في المجال المغناطيسي.

Atomic Orbitals

12-4. الأفلاك الذرية

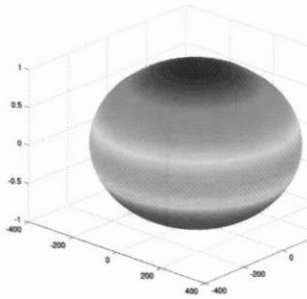
12-4.1. أفلاك s orbitals-

من أهم ما يطرح من أسئلة في هذا المقام هو الآتي: ما هو شكل الفلك الذي يتخذه الإلكترون؟ والإجابة أن الفلك ليس له شكل محدد لأن الدالة الموجية المحددة للفلك تمتد من النواة وحتى اللانهاية مما يجعل وصف شكل الفلك صعباً. وبالمقابل فإنه من المفيد التفكير في أن الأفلاك لها أشكال محددة خاصة عندما نريد أن نصف كيفية حدوث الترابط الكيميائي.

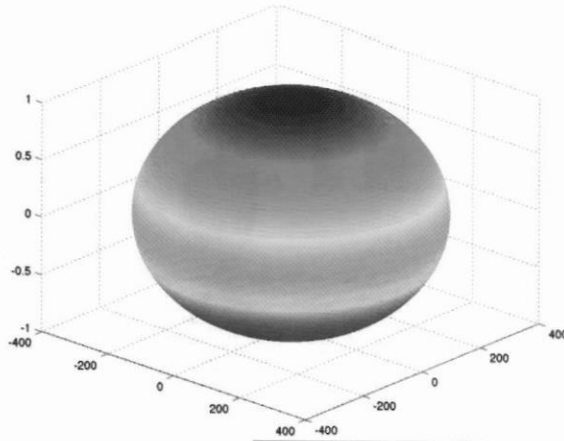
ولحل هذا التناقض فإننا نقول أنه من الصحيح أن الإلكترون يمكن أن يوجد في أي مكان في الذرة وبالقرب من النواة إلا أن كثافة السحابة الإلكترونية المتخلفة من حركته تختلف من منطقة لأخرى (وهذه في حالة الفلك $1s$) تتمدد من داخل الذرة إلى خارجها بمعنى أنها تكون كثيفة جداً بالقرب من النواة ثم تقل كثافتها بشكل متجانس كلما ابتعدت إلى اللانهاية التي عندها تصبح الكثافة صفراً. وبالتقريب يمكننا أن نقول أن

الإلكترون يقضي 90% من وقته بالقرب من النواة في محيط كروي له نصف قطر يبلغ 100 بيكومتر. وبذلك يصبح التمثيل برسم دائري أو كروي يعني أن هذه هي الحدود السطحية التي تغلف المنطقة التي تمثل 90% من السحابة الإلكترونية الكلية الناتجة عن حركة الإلكترون في الفلك $1s$.

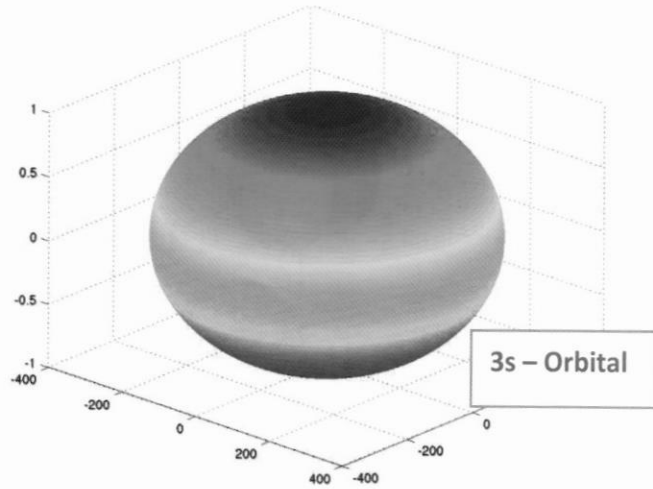
يوضح الشكل 4-10 الحدود السطحية لأفلاك $1s$ و $2s$ و $3s$ لذرة الهيدروجين وجميعها عبارة عن أفلاك كروية الشكل *spherical shapes* ولكنها تختلف في أحجامها حيث يزداد الحجم بزيادة عدد الكم الرئيس. ومن الملاحظ أن هذا النوع من التمثيل يفتقد إلى تفاصيل توزيع الكثافة الإلكترونية ولكنه في ذات الوقت مفيد لتخيل كيفية شكل الفلك وكذلك حجمه النسبي مقارنة بغيره في الذرة.



1s – Orbital



2s – Orbital

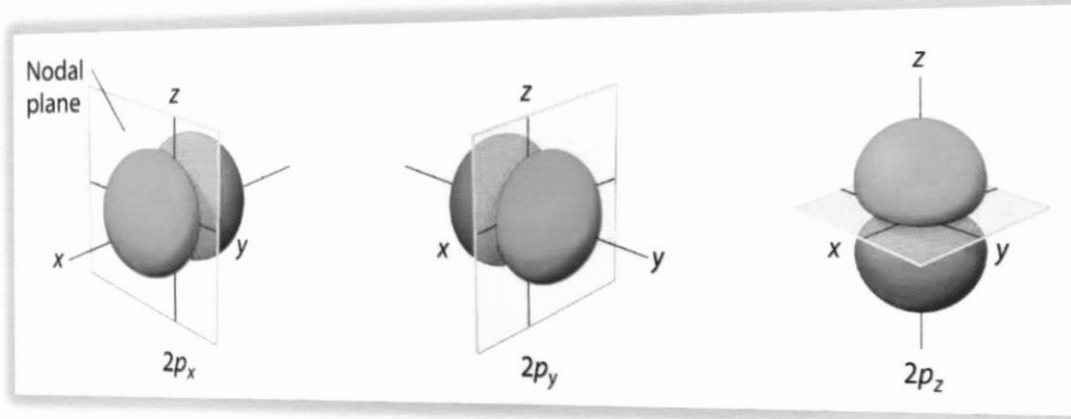
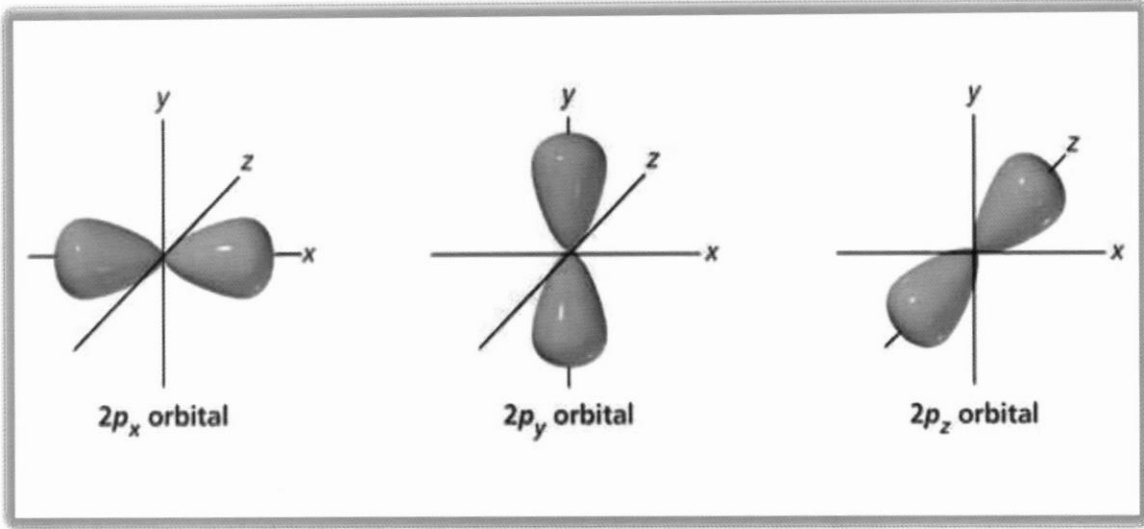


3s – Orbital

شكل 4-10: الحدود السطحية لأفلاك $1s$ و $2s$ و $3s$ لذرة الهيدروجين.

2-12-4. أفلاك p orbitals p

يبدأ ظهور أفلاك p في الغلاف الثاني أي أن أول غلاف فرعي من p له العدد الكمي الرئيس $n = 2$ أي أنه $2p$. وفي هذه الحالة عدد الكم المغناطيسي يأخذ ثلاث قيم هي $-1, 0, +1$ مما يعني أن الفلك p يمكن أن يأخذ ثلاث توجهات فراغية على المحاور الكارتيزية أي أنه ينقسم إلى ثلاث أفلاك هي الموضحة بالشكل 11-4 وهي التي تسمى p_x, p_y, p_z تعني الرموز الصغيرة الموجودة مع كل حرف من p الاتجاه الذي يتخذه الفلك في الفراغ أو المحور الكارتيزي الذي توجد حوله السحابة الإلكترونية الخاصة بالفلك. هذه الأفلاك الثلاثة متماثلة تماماً في الشكل والحجم وهذا يعني أن الإلكترون الذي يشغلها له نفس القدر من الطاقة.

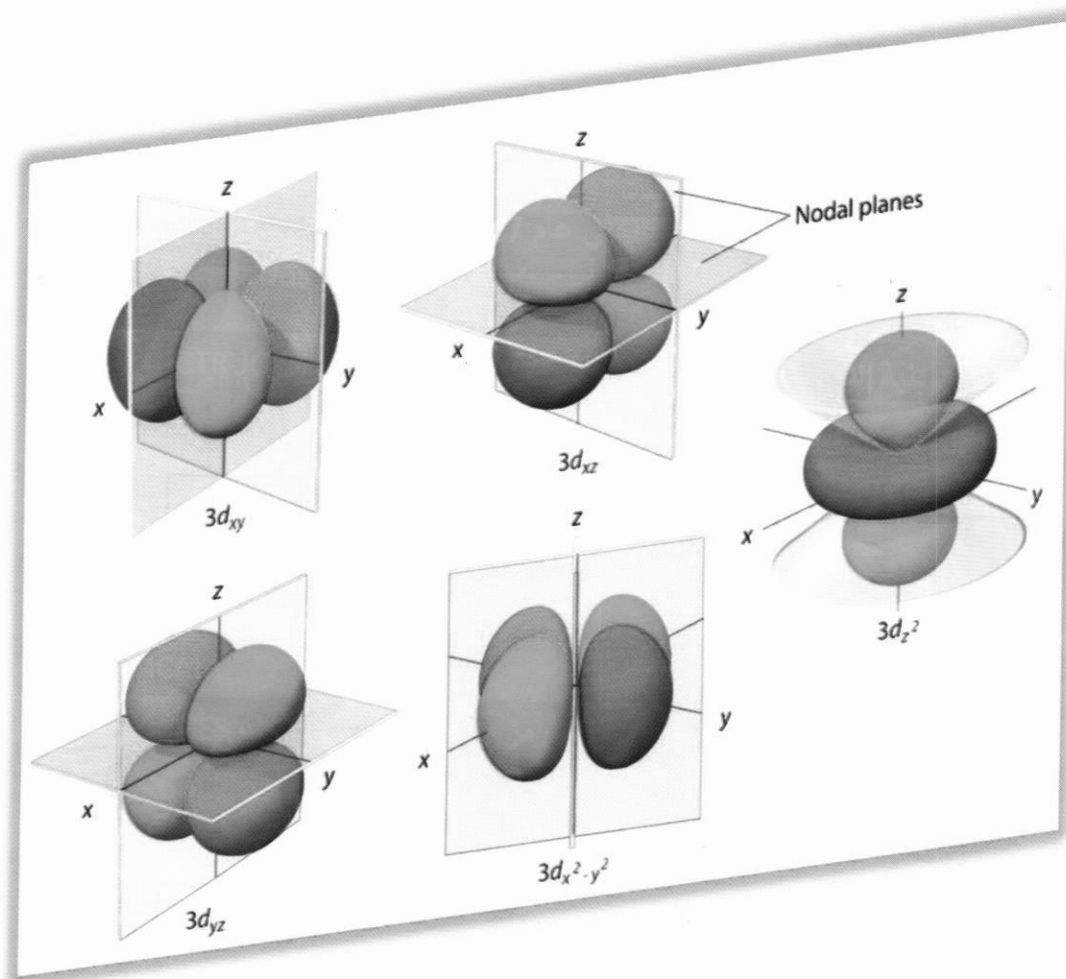


شكل 11-4: الحدود السطحية لأفلاك p في الاتجاهات الكارتيزية.

وكما وضحنا سابقاً أن الاختلاف بين الأفلاك $1s$ و $2s$ و $3s$... يكون فقط في الحجم ويكون الحال بالمثل بين الأفلاك $2p$ و $3p$ و $4p$... تختلف فقط في أحجامها التي تزيد بزيادة قيمة عدد الكم الرئيس الذي يعني زيادة الطاقة أي أنه كلما كبر حجم الفلك كلما زادت طاقة الإلكترون الذي يشغله.

3-12-4. أفلاك d والأفلاك الأعلى طاقة d orbitals and other higher energy orbitals

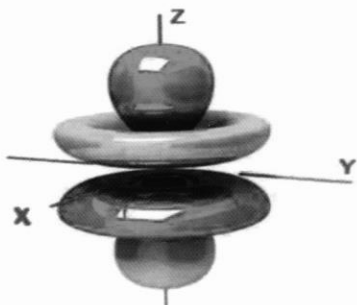
عندما تتخذ / القيمة 2 هذا يكون ابتداءً من الغلاف الرئيس الثالث أي الفلك $3d$ الذي له خمس قيم من عدد الكم المغناطيسي هي $-2, -1, 0, +1, +2$ وهي الممثلة بالشكل 4-12 بالشكل 4-12 بالأسماء الموضحة على كل فلك. وكما في حالة أفلاك p فإن الاختلافات في أفلاك d يكون فقط في اتجاه الفلك ولكن الإلكترونات فيها لها نفس القدر من الطاقة. واختلاف أفلاك $3d$ و $4d$ و $5d$... عن بعضها يكون فقط في الحجم وليس في الشكل.



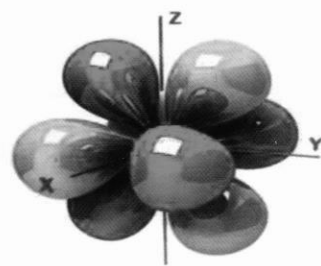
شكل 4-12: الحدود السطحية لأفلاك d في الاتجاهات الكارتيذية.

4-12-4. أفلاك f orbitals f

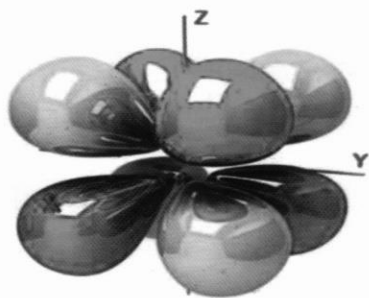
تظهر أهمية أفلاك f عند دراسة عناصر الكتلة f من الجدول الدوري التي هي الفلزات المعروفة باسم اللانثينيدات والأكتينيدات مثل فلزي الثوريوم 90Th واليورانيوم 92U وهذه الأفلاك السبعة لها أشكال معقدة نوعاً ما ويمكن توضيحها في الشكل 4-13.



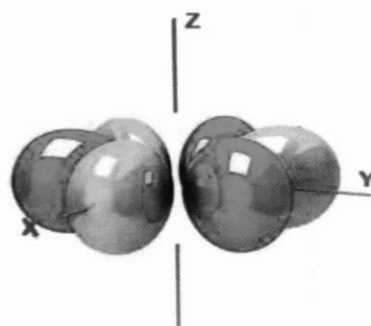
$$4f z^3$$



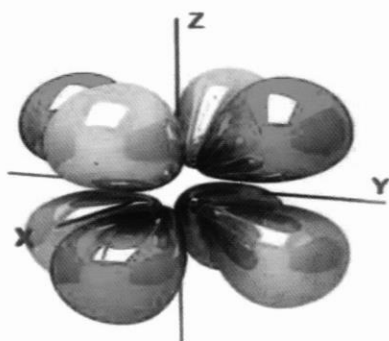
$$4f x (z^2 - y^2)$$



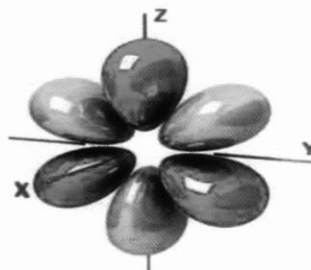
$$4f xyz$$



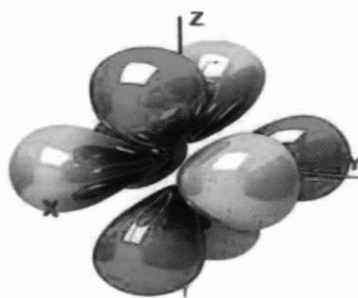
$$4f xy$$



$$4f z(x^2 - y^2)$$



$$4f yz$$



$$4f y(z^2 - x^2)$$

شكل 4-13: الحدود السطحية لأفلاك f في الاتجاهات الكارتيزية.

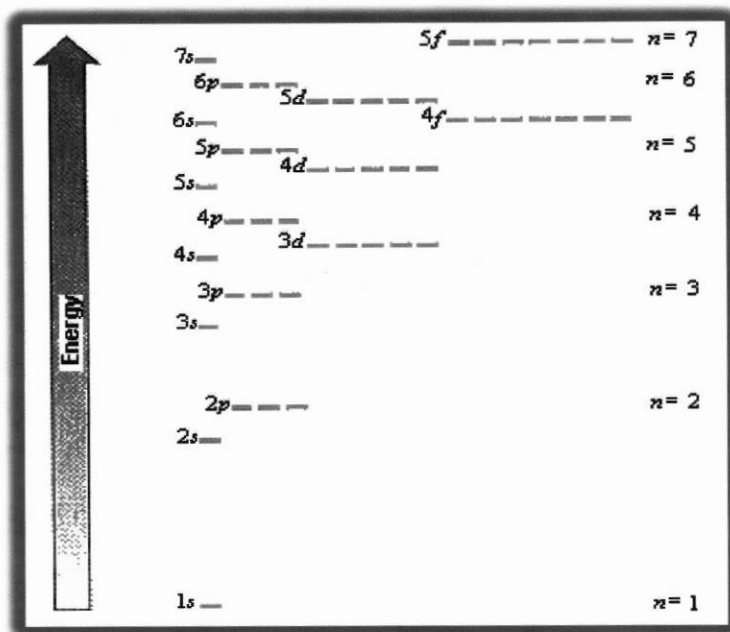
5-12-4. طاقة الأفلك Energy of Orbitals

الآن وبعد أن حددنا الفروقات بين الأفلك المختلفة في حجمها وأشكالها أصبح من المهم أن نحدد مقادير طاقاتها النسبية لمعرفة كيفية تأثير ترتيب الإلكترونات في الذرة بمستويات الطاقة المتاحة. وعلى حسب المعادلة (7) فإن طاقة الإلكترون في ذرة الهيدروجين تتأثر بشكل حصري بقيمة عدد الكم الرئيس n وبالتالي فإن طاقة الأفلك في ذرة الهيدروجين تزيد حسب الترتيب الآتي:

$$1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s = 4p = 4d = 4f < \dots$$

ومن هذا يتضح أنه رغم أن شكل السحابة الإلكترونية تختلف في حالة الفلك $2s$ عن الفلك $2p$ إلا أن الإلكترون في كلاهما له نفس القدر من الطاقة. وأن الفلك $1s$ يمثل أقل طاقة ممكنة للإلكترون أي أنه الحالة الأكثر استقراراً أي الحالة الأرضية ground state. والإلكترون الموجود في هذا الفلك هو الأكثر ارتباطاً بالنواة فهو الأقرب لها، أما حين يوجد الإلكترون في المستويات الأعلى طاقة فإن طاقته تزداد وتصبح الذرة في الحالة المثارة.

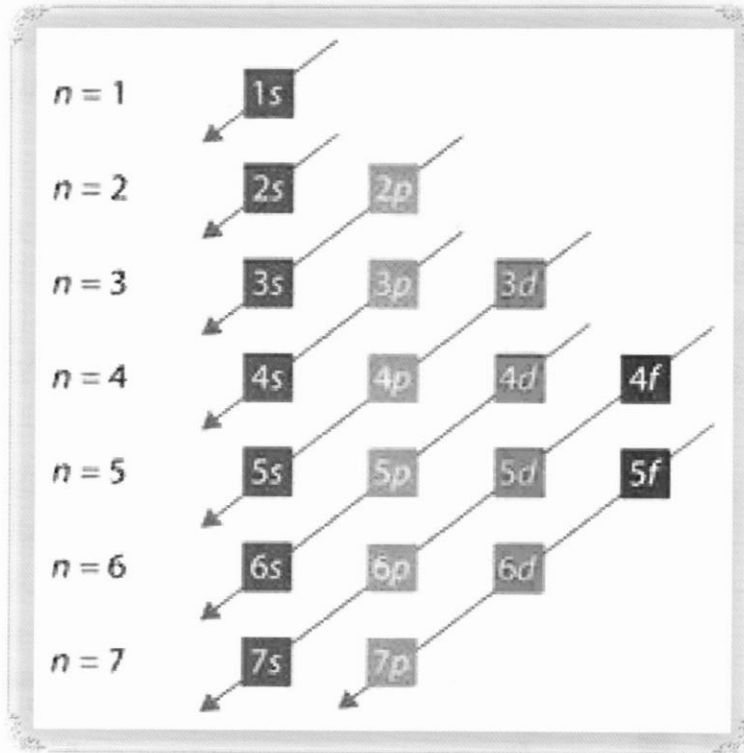
أما بالنسبة للذرات الأكبر من الهيدروجين فإن صورة مستويات الطاقة المتاحة للإلكترونات تصبح أكثر تعقيداً ويدخل عامل الحركة الزاوية المتمثلة في عدد كم العزم الزاوي إلى جانب اعتمادها على قيمة عدد الكم الرئيسي، والشكل 4-14 يحدد الطاقات المختلفة للمستويات الفرعية والرئيسية في ذرة متعددة الإلكترونات ومنها يتضح أن الفلك $3d$ له طاقة متقاربة جداً مع طاقة الفلك $4s$.



شكل 4-14: الطاقات المختلفة للمستويات الفرعية والرئيسية في ذرة متعددة الإلكترونات.

وتعتمد قيمة الطاقة الكلية للذرة ليس فقط على مجموع طاقات الأفلك المشغولة ولكن أيضاً على قيم طاقات التنافر بين الإلكترونات التي تشغل هذه الأفلك مع التذكير بأن طاقة استيعاب كل فلك من أفلك المستويات الفرعية يبلغ الكترونيين فقط، وهذا ما يجعل في هذه الحالة من المحبذ أن يتم ملء الفلك $4s$ أولاً بالإلكترونين لأنهما أقصى استيعاب له ومن ثم يتم ملء الأفلك الخمسة للمستوى $3d$. يوضح الشكل

15-4 الترتيب الذي تملأ به الأفلاك الخمسة حسب تزايدها في الطاقة وهذا هو ما يعرف بمبدأ البناء الصاعد *Aufbau principle*.



شكل 15-4: ترتيب ملء الأفلاك الخمسة حسب تزايدها في الطاقة.

Electronic Configuration

13-4. التركيب الإلكتروني

تسمح معرفة الأعداد الكمية الأربعة لأي إلكترون بتحديد معلومات ومواصفات هذا الإلكترون بدقة في فلك محدد في الذرة، بمعنى أن هذه الأعداد الكمية تمثل ما يشبه العنوان الدقيق للإلكترون. فعلى سبيل المثال الأعداد الكمية الأربعة لأحد إلكترونات الفلك $2s$ هي الآتي:

$$n = 2, l = 0, m_l = 0 \text{ and } m_s = +\frac{1}{2} \text{ or } -\frac{1}{2}$$

وهذه الأعداد عادة ما يشار إليها بطريقة مبسطة كالتالي $(2, 0, 0, +\frac{1}{2})$ أو $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$ حيث الأرقام من اليسار إلى اليمين تمثل الأعداد الكمية الأربعة n و l و m_l و m_s على التوالي. ومن الواضح أن قيمة عدد الكم المغزلي m_s لا تؤثر على شكل ولا حجم الفلك مما يعني أنها لا تؤثر على طاقته.

1-13-4. قاعدة باولي للاستبعاد *Pauli Exclusion Principle*

تطبق هذه القاعدة للذرات المحتوية على أكثر من إلكترون وتنص على أنه "من المستحيل أن يتفق إلكترونين في نفس الذرة في أعدادهم الكمية الأربعة فإذا اتفق الإلكترونات في الأعداد الكمية الثلاثة

الأولى فمن المؤكد أن يكون لكل منهما غزل مختلف عن الآخر". وبعبارة أخرى أن كل فلك يجب أن يشغل فقط بالكترونين على شرط أن يكونا متعاكسين في الغزل.

2-13-4. الخصائص البارامغناطيسية و الديامغناطيسية *Paramagnetic and Diamagnetic properties*

تعتبر قاعدة باولي للاستبعاد من أهم أسس ميكانيكا الكم، وما يجعلها أهم من أن تعتبر مجرد نظرية أنها مدعومة بمشاهدة تجريبية قاطعة فلو كان الإلكترونان الموجودان في الفلك $1s$ لذرة الهيليوم متوازيين في الغزل لكان المجموع الكلي للعزم الناتج عن حركتيهما المغزلية مساوياً لمجموع ما يساهم به كل إلكترون حيث أنهما يعززان بعضهما بسبب غزلهما في نفس الاتجاه ولكن الحقيقة التجريبية تظهر أنهما ليسا كذلك مما يؤكد أنهما موجودان في الحالة المستقرة بشكل متعاكس في الغزل أي أن كلاهما يلغي العزم الناتج من حركة الآخر وبذلك تعتبر ذرة الهيليوم ذرة ديامغناطيسية أي ذرة لا تحتوي على إلكترونات منفردة. أما ذرة الهيدروجين بالمقابل فهي ذرة بارامغناطيسية لأنها تحتوي على إلكترون وحيد منفرد.

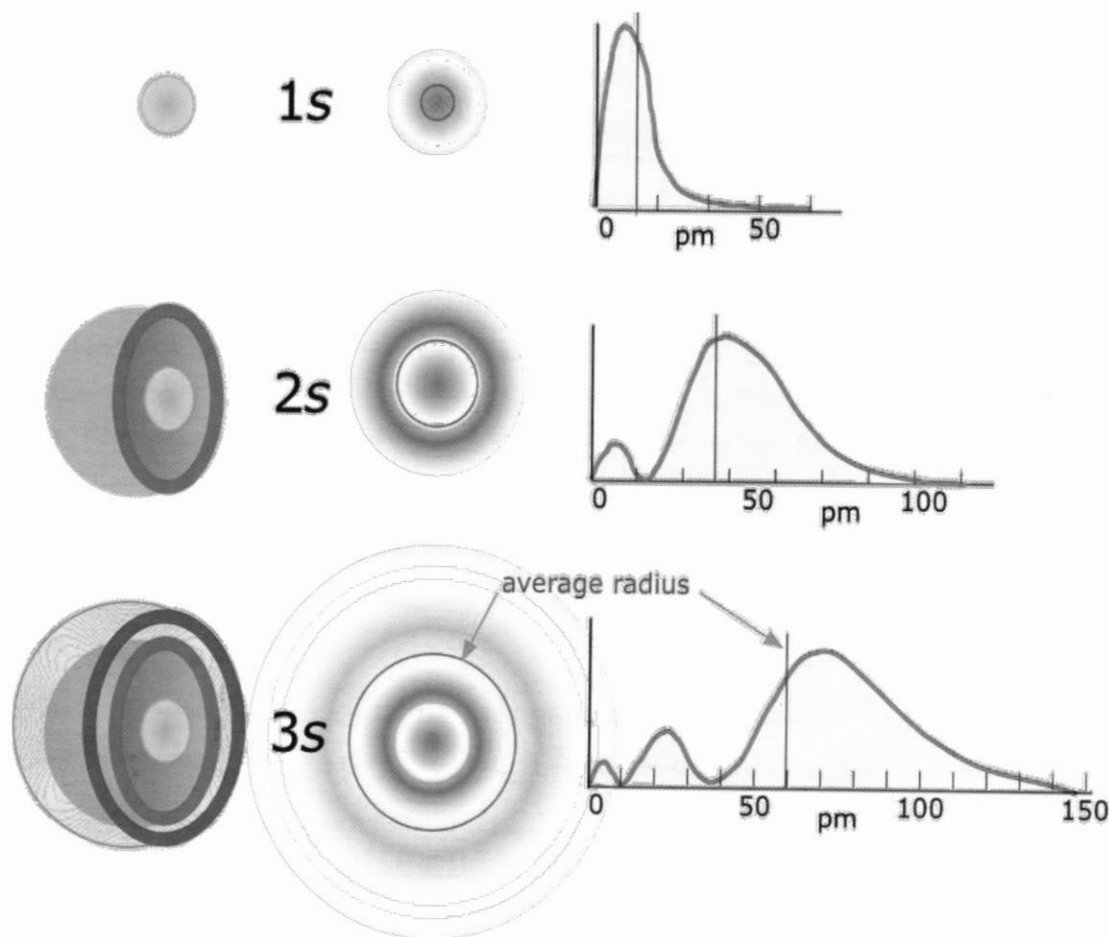
وبصفة عامة تعرف المواد البارامغناطيسية *paramagnetic substances* بأنها المواد التي تنجذب إلى خطوط القوى الناشئة عن مجال مغناطيسي خارجي نتيجة لوجود إلكترونات منفردة في تركيبها الإلكتروني.

أما المواد الديامغناطيسية *diamagnetic substances* فهي المواد التي تتنافر مع خطوط القوى الناشئة عن مجال مغناطيسي خارجي وهذا راجع لأن تركيبها الإلكتروني يحتوي فقط على إلكترونات مزدوجة.

ومن قياس الخواص المغناطيسية للعناصر نحصل على أكثر الدلائل التجريبية المباشرة على كيفية ترتيب الإلكترونات في الأفلاك. وقد ساهمت التطورات الكبيرة التي طرأت على تقنيات أجهزة القياس في تمكين العلماء من تعيين التوزيع الإلكتروني وتحديد عدد الإلكترونات المنفردة لكل العناصر. وبصفة عامة يمكننا القول أن أي ذرة تحتوي على عدد ذري فردي هي ذرة ذات خواص بارامغناطيسية راجعة لوجود إلكترون أو أكثر في صورة منفردة. ولكننا بالمقابل لا نستطيع أن نقول أن الذرات ذات العدد الذري الزوجي تكون دائماً ديامغناطيسية فهي من الممكن أن يحتوي توزيعها على إلكترونين أو أكثر في صورة منفردة وهذا كما في حالة ذرة الأكسجين $8O$ ذات العدد الذري الزوجي ولكنها تحتوي كما دلت القياسات التجريبية على إلكترونين منفردين كما سيظهر في المناقشة اللاحقة.

3-13-4. تأثير الحجب في الذرات عديدة الإلكترونات *Screening Effect in Polyatomic Atoms*

وجد عملياً أن الفلك $2p$ أعلى طاقة بقليل من الفلك $2s$ للذرات متعددة الإلكترونات، لذلك فإنه لعمل توزيع إلكتروني لذرة تحتوي على 3 إلكترونات التوزيع الأقل طاقة هو $1s^2 2s^1$ وليس $1s^2 2p^1$ وهذا يفسر بناءً على ما يعرف بتأثير الحجب للأفلاك القريبة من النواة. يوضح الشكل 4-16 رسم بياني لكيفية توزيع دالة الاحتمال القطري للأفلاك $1s$ و $2s$ و $2p$ ومن الشكل يظهر أنه نظراً لكبر حجم كل من $2s$ و $2p$ مقارنة بالفلك $1s$ فإن الإلكترونات فيهما سوف تقضي وقتها بعيداً عن النواة بشكل أكبر من حالة الإلكترونات في الفلك $1s$ ، والفلك $1s$ كروي الشكل وقريب من النواة مما يجعل ارتباط الإلكترونين اللذان يشغلانه أكبر ما يمكن الأمر الذي يؤدي إلى حجب تأثير النواة جزئياً عن الإلكترونات في الفلكين $2s$ و $2p$ الأبعد عن النواة يقلل التجاذب الإلكترونياتيني بين الإلكترونات فيهما وبين الشحنة الموجبة على النواة مقارنة بوضع إلكترونات الفلك $1s$.



شكل 4-16: توزيع دالة الاحتمال القطري للأفلاك $1s$ و $2s$ و $2p$

والأمر الذي يجعل الفلك $2s$ أقل طاقة من الفلك $2p$ رغم أنهما من نفس الغلاف الرئيس يرجع إلى طبيعة توزيع الكثافة الإلكترونية في كلاهما فكما يتضح من الشكل 4-16 حجم الفلك $2s$ أكبر من نظائره في $2p$ ولكن الكثافة الإلكترونية له بالقرب من النواة أكبر من الكثافة الإلكترونية لأفلاك $2p$ يتضح هذا من الجزء الصغير من دالة الاحتمال القطري للفلك $2s$ الأمر الذي يجعله فلماً أكبر اختراقاً للجزء الداخلي من الذرة القريب من النواة وبذلك يصبح أقل حجماً بواسطة $1s$ مقارنة بالفلك $2p$. وبصفة عامة فإن قدرة الفلك على الاختراق للمنطقة الداخلية من الذرة تقل كلما زادت قيمة l للأفلاك التي لها نفس عدد الكم الرئيس n بمعنى أن الترتيب سيكون كالآتي

$$s > p > d > f > \dots$$

وحيث أن ثبات الإلكترون يتحدد بمدى ارتباطه بالنواة (أي قربه منها) فإن هذا سيؤدي إلى أن الإلكترونات في الفلك $2s$ تكون أقل طاقة من إلكترونات الفلك $2p$. أو بعبارة أخرى يتطلب نزع الإلكترونات من أفلاك $2p$ طاقة أقل من اللازمة لنزع إلكترونات الفلك $2s$ التي تعاني من تأثير حجبها عن النواة بواسطة الفلكين $1s$ و $2s$ الأقرب للنواة. وأخيراً يمكننا أن نقول أن الإلكترون الوحيد في ذرة الهيدروجين لا يعاني من أي تأثير حجب.

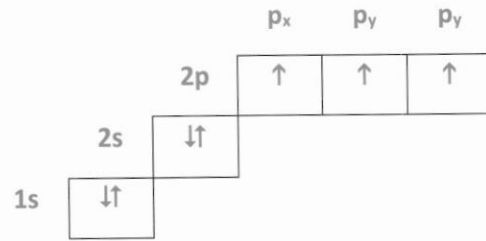
4-13-4. قاعدة هوند Hund's Rule

تنص على أن أكثر الطرق ثباتاً لعمل التوزيع الإلكتروني للإلكترونات التي تحتل نفس الغلاف الفرعي هي أن تشغله بشكل متوازي الغزل أولاً حتى تحقق أكبر عدد ممكن من الإلكترونات المنفردة ولا تبدأ الإلكترونات في الازدواج إلا بعد استنفاد الخيارات المتاحة لها.

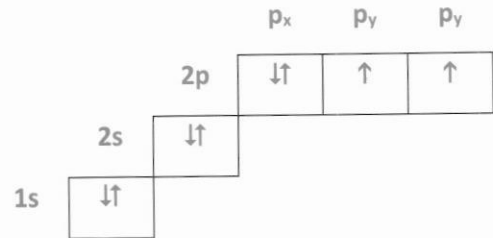
مثال 4-6: أكتب التوزيع الإلكتروني لكلاً من النيتروجين والأكسجين مستخدماً قاعدة هوند في عملية التوزيع؟

الحل:

العدد الذري للنيتروجين يساوي 7 وبالتالي فإن التوزيع الإلكتروني له هو:



العدد الذري للأكسجين يساوي 8 وبالتالي فإن التوزيع الإلكتروني له هو:



في ذرة ^{16}O يفضل الإلكترون الرابع أن يزدوج مع إلكترون آخر في نفس المستوى الفرعي عن الدخول في أوربيتال مستقل في المستوى الفرعي التالي لأن طاقة التنافر بين الإلكترونين عند الازدواج أقل من الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من مستوى فرعي إلى مستوى فرعي آخر. كذلك فإن غزل الإلكترونات المفردة يكون في اتجاه واحد لأن هذا الوضع يعطى الذرة أكبر قدر من الاستقرار.

4-13-5. مبدأ البناء الصاعد Aufbau Principle

وهو ما يعرف بمبدأ أوفباو Aufbau أي البناء باللغة الألمانية، والذي ينص على أنه " كما يتزايد العدد الذري للعناصر بزيادة عدد البروتونات في النواة فإن الإلكترونات أيضاً يتزايد عددها تدريجياً بزيادة العدد الذري للعناصر وتضاف تدريجياً للأفلاك حسب تزايد طاقتها". وهذا هو المبدأ الأساسي الذي به يتم عمل التوزيع الإلكتروني للعناصر وهو العامل الأساسي المؤثر على الخواص الكيميائية واختلافها في العناصر المختلفة كما سنرى لاحقاً.

القواعد العامة لتوزيع الإلكترونات والأفلاك الذرية

مما سبق يمكننا وضع القواعد التالية لكيفية عمل التوزيع الإلكتروني على مختلف الأغلفة الفرعية والأفلاك الذرية. هذه القواعد هي:

- 1- لكل غلاف رئيس قيمته n هناك عدد n أيضاً من الأغلفة الفرعية أي للغلاف $n=2$ هناك غلافان فرعيان هما $2s$ و $2p$.
- 2- كل غلاف فرعي له القيمة l يحتوي على عدد $(2l+1)$ من الأفلاك مثلاً الغلاف الفرعي p يحتوي على 3 أفلاك.
- 3- لا يمكن أن يوجد أكثر من إلكترونين في كل فلك ذري وبالتالي فإن أقصى عدد للإلكترونات في كل غلاف فرعي هي ضعف عدد أفلاكه.
- 4- يمكن تعيين العدد الأقصى من الإلكترونات في كل غلاف رئيس حسب العلاقة $2n^2$.


ويوضح جدول 4-4 التوزيع الإلكتروني المثالي لجميع عناصر الجدول الدوري.

جدول 4-4: التركيب الإلكتروني المثالي للعناصر في الجدول الدوري.

اسم العنصر	التوزيع الإلكتروني	اسم العنصر	التوزيع الإلكتروني
Actinium	[Rn]7s ² 6d ¹	Mendelevium	[Rn]7s ² 5f ¹³
Aluminum	[Ne]3s ² 3p ¹	Mercury	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰
Americium	[Rn]7s ² 5f ⁷	Molybdenum	[Kr]5s ¹ 4d ⁵
Antimony	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ³	Moscovium	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7p ^{3[note]}
Argon	[Ne]3s ² 3p ⁶	Neodymium	[Xe]6s ² 4f ⁴
Arsenic	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ³	Neon	[He]2s ² 2p ⁶
Astatine	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁵	Neptunium	[Rn]7s ² 5f ⁴ 6d ¹
Barium	[Xe]6s ²	Nickel	[Ar]4s ² 3d ⁸
Berkelium	[Rn]7s ² 5f ⁹	Nihonium	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7p ^{1[note]}
Beryllium	[He]2s ²	Niobium	[Kr]5s ¹ 4d ⁴
Bismuth	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ³	Nitrogen	[He]2s ² 2p ³
Bohrium	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ^{5[note]}	Nobelium	[Rn]7s ² 5f ¹⁴
Boron	[He]2s ² 2p ¹	Oganesson	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7p ^{6[note]}
Bromine	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	Osmium	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁶
Cadmium	[Kr]5s ² 4d ¹⁰	Oxygen	[He]2s ² 2p ⁴
Calcium	[Ar]4s ²	Palladium	[Kr]4d ¹⁰
Californium	[Rn]7s ² 5f ¹⁰	Phosphorus	[Ne]3s ² 3p ³
Carbon	[He]2s ² 2p ²	Platinum	[Xe]6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ⁹
Cerium	[Xe]6s ² 4f ¹ 5d ¹	Plutonium	[Rn]7s ² 5f ⁶
Cesium	[Xe]6s ¹	Polonium	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁴
Chlorine	[Ne]3s ² 3p ⁵	Potassium	[Ar]4s ¹
Chromium	[Ar]4s ¹ 3d ⁵	Praseodymium	[Xe]6s ² 4f ³
Cobalt	[Ar]4s ² 3d ⁷	Promethium	[Xe]6s ² 4f ⁵
Copernicium	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ^{10[note]}	Protactinium	[Rn]7s ² 5f ² 6d ¹
Copper	[Ar]4s ¹ 3d ¹⁰	Radium	[Rn]7s ²
Curium	[Rn]7s ² 5f ⁷ 6d ¹	Radon	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶
Darmstadtium	[Rn]7s ¹ 5f ¹⁴ 6d ^{9[note]}	Rhenium	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁵
Dubnium	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ^{3[note]}	Rhodium	[Kr]5s ¹ 4d ⁸
Dysprosium	[Xe]6s ² 4f ¹⁰	Roentgenium	[Rn]7s ¹ 5f ¹⁴ 6d ^{10[note]}
Einsteinium	[Rn]7s ² 5f ¹¹	Rubidium	[Kr]5s ¹
Erbium	[Xe]6s ² 4f ¹²	Ruthenium	[Kr]5s ¹ 4d ⁷
Europium	[Xe]6s ² 4f ⁷	Rutherfordium	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ²
Fermium	[Rn]7s ² 5f ¹²	Samarium	[Xe]6s ² 4f ⁶

Flerovium	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^{10}7p^{2[n]}$ ote]	Scandium	$[\text{Ar}]4s^23d^1$
Fluorine	$[\text{He}]2s^22p^5$	Seaborgium	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^4$ [note]
Francium	$[\text{Rn}]7s^1$	Selenium	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^4$
Gadolinium	$[\text{Xe}]6s^24f^75d^1$	Silicon	$[\text{Ne}]3s^23p^2$
Gallium	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^1$	Silver	$[\text{Kr}]5s^14d^{10}$
Germanium	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^2$	Sodium	$[\text{Ne}]3s^1$
Gold	$[\text{Xe}]6s^14f^{14}5d^{10}$	Strontium	$[\text{Kr}]5s^2$
Hafnium	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^2$	Sulfur	$[\text{Ne}]3s^23p^4$
Hassium	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^6$ [note]	Tantalum	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^3$
Helium	$1s^2$	Technetium	$[\text{Kr}]5s^24d^5$
Holmium	$[\text{Xe}]6s^24f^{11}$	Tellurium	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^4$
Hydrogen	$1s^1$	Tennessine	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^{10}7p^{5[n]}$ ote]
Indium	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^1$	Terbium	$[\text{Xe}]6s^24f^9$
Iodine	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^5$	Thallium	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^1$
Iridium	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^7$	Thorium	$[\text{Rn}]7s^26d^2$
Iron	$[\text{Ar}]4s^23d^6$	Thulium	$[\text{Xe}]6s^24f^{13}$
Krypton	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^6$	Tin	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^2$
Lanthanum	$[\text{Xe}]6s^25d^1$	Titanium	$[\text{Ar}]4s^23d^2$
Lawrencium	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}7p^1$	Tungsten	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^4$
Lead	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^2$	Uranium	$[\text{Rn}]7s^25f^36d^1$
Lithium	$[\text{He}]2s^1$	Vanadium	$[\text{Ar}]4s^23d^3$
Livermorium	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^{10}7p^{4[n]}$ ote]	Xenon	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^6$
Lutetium	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^1$	Ytterbium	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}$
Magnesium	$[\text{Ne}]3s^2$	Yttrium	$[\text{Kr}]5s^24d^1$
Manganese	$[\text{Ar}]4s^23d^5$	Zinc	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}$
Meitnerium	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^7$ [note]	Zirconium	$[\text{Kr}]5s^24d^2$

اختر الإجابة الصحيحة مما يأتي:

1. وضع جون دالتون John Dalton (1766-1844) مفهومه للذرة في عام 1802 كالآتي			
A. تتكون المادة من ذرات.	B. الذرات لا تنقسم إلى أجزاء أصغر منها	C. تختلف ذرات العناصر المختلفة عن بعضها	D. جميع ما سبق
2. اعتبر دالتون ان التفاعلات الكيميائية ما هي الا عملية			
A. فصل ذرات	B. ترتيب ذرات	C. تفاعل ذرات	D. تناثر ذرات
3. تمتلك كل من ذرات الأرجون والكالسيوم كتلة ذرية تبلغ			
A. 20 وحدة كتلة ذرية amu	B. 30 وحدة كتلة ذرية amu	C. 40 وحدة كتلة ذرية amu	D. 50 وحدة كتلة ذرية amu
4. وضع العالم الفيزيائي جوزيف جون طمسن Joseph John Thomson عام 1897م نظريته على أن			
A. الذرة مصمتة	B. الذرة مفرغة	C. الذرة تختلف من عنصر إلى عنصر	D. الإلكترونات هي المكونة للمواد
5. الشكل الموضح هو الشكل المقترح لنموذج			
			
A. بور	B. طمسن	C. راذرفورد	D. ماكس بلانك
6. بدأ أرنست رذرفورد Ernest Rutherford ومساعدوه عام 1906م بتجارب للتأكد من صحة نموذج طمسن حيث صمم تجربته على أساس إطلاق			
A. جسيمات بيت	B. الإلكترونات	C. جسيمات الفا	D. النيوترونات
7. جسيمات الفا تحمل			
A. شحنة موجبة	B. شحنة سالبة	C. متعادلة كهربيا	D. سالبة جزئية
8. اكتشف راذرفورد			
E. وجود فراغ في الذرة	F. الذرة تحتوي على جسيمات ثقيلة	G. تمركز الجسيمات الموجبة وسط الذرة	H. جميع ما سبق
9. تم اكتشاف النيوترونات بواسطة			

.A رذرفورد	.B بور	.C ماكس بلانك	.D شادويك
10. كتلة البروتون تساوي كتلة			
.A الإلكترون	.B اشعة الفا	.C الذة	.D النيترون
11. تحمل النيترونات شحنات			
.A موجبة	.B سالبة	.C صفر	.D متعادلة
12. متوسط عمر النيترون الحر			
.A 15 دقيقة	.B 18 دقيقة	.C 20 دقيقة	.D 5 دقائق
13. خروج الإلكترونات من سطح الفلزات حين تتعرض لضوء ذو تردد معين تسمى			
.A الكمات	.B الانبعاث	.C طيف الامتصاص	.D الظاهرة الكهروضوئية
14. الشعاع الضوئي مكون من سيل من الجسيمات أطلق عليها			
.A الكمات	.B الفوتونات	.C اشعة جاما	.D اشعة بيتا
15. المسافة بين أي نقطتين متماثلتين في موجتين متعاقبتين تمثل			
.A الطول الموجي	.B السرعة	.C الازاحة	.D العجلة
16. يقاس التردد للموجات الكهرومغناطيسية بوحدات			
.A المتر	.B النانومتر	.C الكيلومتر	.D الهيرتز
17. عندما تكتسب الذرة كما من الطاقة تكون في			
.A حالة مستقرة	.B حالة مثارة	.C حالة وسيطة	.D المستوى الارضي
18. نحصل على طيف الانبعاث من أي مادة حين يتم إثارتها بطاقة ذات قدر مناسب مثل			
.A تسخين قضيب من الحديد	.B الحرارة العالية كما في ضوء الشمس	.C تفريغ كهربى عالي الجهد	.D جميع ما سبق
19. طيف الانبعاث الخاص بالمواد هو طيف			
.A خطي متصل	.B خطي	.C مستمر	.D مستمر للنهائية
20. طيف الانبعاث الخاص بالذرات هو طيف			
.A خطي متصل	.B خطي	.C مستمر	.D مستمر للنهائية
21. أنواع الطيف الذري			
.A طيف امتصاص	.B طيف انبعاث	.C امتصاص وانبعاث	.D مستمر
22. السلسلة الاولى لطيف ذرة الهيدروجين تسمى متسلسلة			
.A بالمر	.B ليمان	.C رذرفورد	.D باشن
23. في سلسلة بالمر يعود الإلكترون إلى المستوى			
.A الأول	.B الثاني	.C الثالث	.D الرابع
24. عدد متسلسلات طيف ذرة الهيدروجين يساوي			
.A 5	.B 6	.C 7	.D 8

25. في سلسلة فوند يعود الإلكترون إلى المستوى																															
A. الثالث	B. الرابع	C. الأول	D. الخامس																												
26. طيف الانبعاث في المنطقة فوق البنفسجية يمثل متسلسلة																															
A. فوند	B. براكت	C. ليمان	D. بالمر																												
27. تمثل العلاقة $\lambda = \frac{h}{p}$																															
A. الطول الموجي لجسيم	B. سرعة الجسيم	C. إزاحة الموجة	D. سرعة الموجة																												
28. ما قيمة الطول الموجي لإلكترون متحرك بسرعة تساوي $5.97 \times 10^7 \text{ m/s}$ علماً بأن كتلة الإلكترون تساوي $9.11 \times 10^{-31} \text{ kg}$.																															
A. $1.22 \times 10^{-10} \text{ m}$	B. $1.22 \times 10^{-11} \text{ m}$	C. $1.22 \times 10^{-12} \text{ m}$	D. $1.22 \times 10^{-13} \text{ m}$																												
29. العلاقة $p = mu$ في مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج تمثل																															
A. الافلاك الذرية	B. العزم الزاوي	C. عدد الكم الرئيسي	D. مبدأ البناء التصاعدي																												
30. عدد الكم الرئيسي لذرة الهيدروجين يمثل																															
A. بعد الإلكترون عن النواة	B. طاقة الفلك	C. طاقة الإلكترون	D. جميع ما سبق																												
31. المدار p له																															
A. ثلاثة أشكال	B. ثلاثة اتجاهات	C. أربعة اشكال	D. أربعة اتجاهات																												
32. عندما يكون عدد الكم الزاوي يساوي 3 فإننا نتنبأ بشكل المدار																															
A. d	B. f	C. s	D. g																												
33. من المستحيل أن يتفق إلكترونين في نفس الذرة في أعدادهم الكمية الأربعة فإذا اتفق الإلكترونات في الأعداد الكمية الثلاثة الأولى فمن المؤكد أن يكون لكل منهما غزل مختلف عن الآخر																															
A. مبدأ البناء التصاعدي	B. قاعدة هوند	C. قاعدة ملء المدارات	D. مبدأ الاستبعاد																												
34. الخصائص المغناطيسية للمادة تعتمد على																															
A. مبدأ الاستبعاد	B. مبدأ البناء التصاعدي	C. قاعدة هوند	D. قاعدة ملء المدارات																												
35. يمثل التركيب																															
<table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td></td> <td>p_x</td> <td>p_y</td> <td>p_z</td> </tr> <tr> <td></td> <td>↓↑</td> <td>↓↑</td> <td>↑</td> </tr> <tr> <td>2p</td> <td colspan="3"></td> </tr> <tr> <td></td> <td>↓↑</td> <td colspan="2"></td> </tr> <tr> <td>2s</td> <td colspan="3"></td> </tr> <tr> <td></td> <td>↓↑</td> <td colspan="2"></td> </tr> <tr> <td>1s</td> <td colspan="3"></td> </tr> </table>					p_x	p_y	p_z		↓↑	↓↑	↑	2p					↓↑			2s					↓↑			1s			
	p_x	p_y	p_z																												
	↓↑	↓↑	↑																												
2p																															
	↓↑																														
2s																															
	↓↑																														
1s																															
A. النيتروجين	B. الاكسجين	C. الفلور	D. الصوديوم																												

Introduction

1-5 مقدمة

أجريت دراسات عديدة قديماً لترتيب العناصر الكيميائية المعروفة بطريقة صحيحة تسمح لوضع حد للتشابه والاختلاف بين العناصر الكيميائية ومع تطور الاكتشافات الكيميائية كان من الضروري وجود شكل يمثل تدرج الصفات والخواص الكيميائية للعناصر، بحيث تصبح الدراسة أكثر نظاماً حيث تم تنظيم الجدول الدوري الحديث من قبل الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية IUPAC.

Development of the Periodic Table

2-5 تطور الجدول الدوري

في عام 1770 م صنف العالم الفرنسي *انتوان لافوازييه Antoine-Laurent de Lavoisier* 33 عنصر و فرّق بين الفلزات (المعادن) واللافلزات قبل اكتشاف التركيب الذري للعناصر.

1-2-5 ثلاثيات دوبرينر Dobereiner Triads

كان العالم الألماني *دوبراينر Dobereiner* في عام 1817 م أول من قام بترتيب العناصر في مجاميع ثلاثية عندما كان عدد العناصر المعروفة محدوداً سميت حينئذ *بالثلاثيات triads* بحيث يكون الفرق بين الكتل الذرية للعناصر ثابتاً تقريباً.

تم تصنيف العناصر على أساس العلاقة بين الكتل الذرية للعناصر وخواصها الكيميائية حيث وجد أن فلزات الكالسيوم Ca والسترانشيوم Sr والباريوم Ba لها خواص كيميائية متشابهة وكتلها الذرية هي 40 ، 88 ، 137 ولاحظ أن الكتلة الذرية للاسترانشيوم تساوي تقريباً متوسط الكتلة الذرية للكالسيوم والباريوم ووجد أيضاً أن هذه العلاقة صحيحة بين عناصر الليثيوم Li والصوديوم Na والبوتاسيوم K وكذلك بين عناصر الكلور Cl والبروم Br واليود I.

جدول 1-5. ثلاثيات دوبرينر لبعض العناصر الكيميائية.

الرمز والوزن الذري للعناصر			
Ba	Sr	Ca	الثلاثية الأولى
137	88	40	
K	Na	Li	الثلاثية الثانية
39	23	7	
I	Br	Cl	الثلاثية الثالثة
127	80	35	

وتمكن الكيميائيون في عام 1م من احصاء 20 ثلاثية وكانت تمثل أول مظهر لوجود توافق في توزيع هذه العناصر.

2-2-5 تصنيف نيولاندز *Newlands Classification*

بعد أن أصبح عدد العناصر المعروفة حوالي 63 عنصراً قام العالم جون نيولاندز *Jon Newlands* في عام 1864 م بترتيب هذه العناصر وفقاً لتزايد كتلتها الذرية على شكل مجموعات يتكون كل منها من ثمانية عناصر أطلق عليها *ثمانيات نيولاندز Newlands Octaves* ووضع قاعدة عامة تنص على أنه إذا بدأ بعنصر ما فإن العنصر الثامن يشبه العنصر الأول في خواصه الكيميائية وأطلق عليها *قانون الثمانيات Octaves Law* وقد نجح هذا الانتظام فقط لأول 16 عنصراً معروفاً في ذلك الوقت وذلك لعدم دقة الكتل الذرية من جهة وإلى عدم تركه أماكن شاغرة لعناصر لم تكتشف بعد.

3-2-5 تصنيف مندليف وماير *Mendeleev's - and Mayer's - Classification*

كان الكيميائي الروسي الصربي المولد *ديمتري مندليف Dmitri Ivanovich Mendeleev* متزامناً مع العالم الألماني *يوليوس لوثر ماير Julius Lothar Meyer* قد عملا منذ عام 1864 م حتى عام 1869 على تصميم جدول يتضمن اعتماد خواص العناصر على الكتلة الذرية ووضع العناصر المتشابهة في الصفات ضمن عمود واحد وبرز ظاهرة الدورية فيما يخص الخواص. ترك مندليف فراغات في جدولته لعناصر لم تكن مكتشفة بعد حيث توقع وجود عناصر توافق هذه الفراغات. ففي عام 1886 م تم اكتشاف عنصر الجرمانيوم وطابقت صفاته أحد المواقع الفارغة في جدول مندليف وفي عام 1895 م قدم مندليف النموذج الأول لجدوله. وتلي ذلك اكتشاف عناصر الأرجون والهليوم بواسطة العالم الإسكتلندي *وليام رامساي Sir William Ramsay* ولم يكن لتلك العناصر ذات الاستقرار الكيميائي العالي مكاناً في جدول مندليف واستناداً على تماثلها في خصائصها تم إضافة عمود لها في الجدول الدوري بعد الهالوجينات.

4-2-5 تصنيف موزلي والجدول الدوري الحديث *Moseley's Classification and Modern Periodic Table*

في عام 1913 م وجد *هنري موزلي Henry Moseley* أن هناك علاقة بين الطول الموجي بأشعة إكس للعناصر مع رقمها الذري. واستنتج موزلي أن البنية الإلكترونية تكون أساساً لتصنيف العناصر أفضل من الكتلة الذرية، إذ تُرتب العناصر وفقاً لتزايد أعدادها الذرية ونلاحظ نفس الدورية فيما يخص الخصائص الفيزيائية والكيميائية وتبين أن خواص العنصر هي تابع دوري لأعدادها الذرية وليس لأوزانها الذرية مما أدى إلى تصويب جدول مندليف إلى جدول حديث يعرف بجدول *سيبورغ Seaborg Table*.

أظهرت أبحاث موزلي أيضاً أن هناك فجوة بجانب الأرقام الذرية 43 و61، وهي الآن كل من العنصرين *التكنيشيوم Tc* و *البروميثيوم Pm* على الترتيب. وهذه العناصر لا تتواجد في الطبيعة بمفردها. وباتباع خطوات مندليف قام موزلي أيضاً بتوقع اكتشاف عناصر جديدة.

تمكن العالم موزلي في 1914 م من إجراء توزيع يميز بترتيب أفقية يمكن وصفها *بالدورات Periods* و *أعمدة رأسية Groups* يمكن أن توصف بالعائلات الكيميائية حيث اعتمد التصنيف على أن العناصر مرتبة وفق تزايد أرقامها الذرية وترتيب العناصر التي تمتلك نفس العدد من الإلكترونات في المدار الخارجي في نفس العمود حيث يبرز سطر جديد كلما ازداد مدار إلكتروني جديد.

3-5-3 قطاعات الجدول الدوري

حيث أن خواص العناصر الكيميائية والطبيعية تابعاً دورياً لأعدادها الذرية أصبح الجدول الدوري يتكون من خطوط رأسية تسمى *بالمجموعات Groups* وأخرى أفقية تُعرف *بالدورات الأفقية Horizontal*

Periods وهناك تقسيم ثالث إلى قطاعات Blocks. بصفة عامة يمكن تقسيم الجدول الدوري إلى قطاعات طبقاً لطريقة ملء تحت الأغلفة **Subshells** s, p, d, f فعناصر المجموعات الرئيسية (A) تقع في القطاعين (s, p) بينما تقع عناصر المجموعة الفرعية (B) في القطاعين (d, f)

يتكون الجدول الدوري من ثمانية عشر مجموعة. ثمانية مجموعات رأسية رئيسية يرمز لها بالرمز A وعشرة فرعية يرمز لها بالرمز B حسب التشابه في خواصها الكيميائية توصل الاتحاد العالمي للكيمياء النظرية والتطبيقية IUPAC عام 1984م إلى اعتماد الأرقام العربية (1,2,3,4,.....) بدلاً من الأرقام الرومانية (I,II,III,IV,.....) في ترقيم المجموعات.

1-3-5 عناصر المجموعات الرئيسية Main - Group Elements A

تسمى عناصر المجموعات الرئيسية بالعناصر الممثلة **Representative Elements** وهي العناصر المتواجدة في المجموعات 1A حتى 8A من الجدول الدوري. جميع هذه العناصر غير ممتلئة مداراتها S و P لعددها الكم الأكبر باستثناء الغازات النبيلة الموجودة في المجموعة 8A (أحياناً تسمى بالمجموعة الصفرية) التي يكون مدارات S و P الأخيرة ممتلئة بالإلكترونات.

1-1-3-5 عناصر الفئة S S-Block Elements

ينتهي الترتيب الإلكتروني لذرات عناصر هذا المجمع بالغلاف الثانوي S، وعناصر هذه المجموعة مبينة في الجانب الأيسر من الجدول الدوري، يتكون هذا المجمع من مجموعتين من العناصر التي تسمى بالمعادن الخفيفة **Light Metals**.

مجموعة المعادن القلوية Alkali metals – وتشمل المجموعة 1A

مجموعة المعادن الأرضية القلوية alkali earth metals – وتشمل المجموعة 2A

وغالباً عندما يكون الغلاف S غير ممتلئ بالإلكترونات في المجموعات (1A-2A) تتصرف هذه العناصر كفلزات.

2-1-3-5 عناصر الفئة P P-Block Elements

ينتهي الترتيب الإلكتروني لذرات عناصر هذا المجمع بالغلاف الثانوي P، عناصر هذه المجموعة مبينة في الجانب الأيمن من الجدول الدوري.

يضم هذا المجمع ست مجموعات (13-18) أو (3A-8A) حيث تسمى المجموعة الأخيرة 8A بالغازات النبيلة Noble Gases، أما المجموعة السابقة لها 7A بالهالوجينات Halogens.

وغالباً عندما يكون الغلاف الثانوي من نوع P غير ممتلئ بالإلكترونات يتصرف قسم منها ككافلزات والقسم الآخر كأشباه فلزات، أحياناً يتواجد بها الفلزات كما هو الحال في الألومنيوم Al.

2-3-5 عناصر المجموعات الفرعية Sub - Group Elements B

هي العناصر المتواجدة ظاهرياً في المنطقة الوسطى من الجدول التي يرمز لها بالرمز B و عدد مجموعاتها 10 مجموعات رأسية تأخذ الأرقام (3-12) في الجدول الدوري الحديث أو (1B-8B) مع ملاحظة الآتي:

1. تحتوي المجموعات الفرعية B على فئتين أو قطاعين من العناصر هما الفئة d والفئة f.

2. لا تبدأ المجموعات من 1B, 2B ولكن يبدأ العد التصاعدي لها من المجموعة 3B حتى المجموعة 8B.
3. تضم المجموعة 8B ثلاث مجموعات رأسية تتشابه كل مجموعة رأسية في الخواص.
4. يلي ذلك المجموعتين 1B, 2B.

1-2-3-5 عناصر الفئة d d-Block Elements

ينتهي الترتيب الإلكتروني لذرات عناصر هذه الفئة بالغلاف الثانوي d وتسمى بالعناصر الانتقالية الأساسية حيث تشتمل هذه الفئة على ثلاث سلاسل Series من العناصر وهي السلسلة الانتقالية الأولى 3d والسلسلة الانتقالية الثانية 4d و السلسلة الانتقالية الثالثة 5d بحيث يتم ملء المدار d بعدد معين من الإلكترونات من 1 إلى 9 في أغلب الأحوال.

2-2-3-5 عناصر الفئة f f-Block Elements

ينتهي الترتيب الإلكتروني لذرات هذه الفئة بالغلاف الثانوي f حيث تسمى بالعناصر الانتقالية الداخلية **Inner-Transition Elements** وتتكون من سلسلتين من العناصر وهما سلسلة اللانثانيدات **Lanthanide Series** التي ينتهي الترتيب الإلكتروني لذراتها بالغلاف 4f وسلسلة الأكتينيدات **Actinide Series** التي ينتهي الترتيب الإلكتروني لها بالغلاف الثانوي 5f. وعامة تسمى عناصر كلاً من الفئات d ، f بالمعادن الثقيلة **Heavy Metal**.

4-5 العناصر المكتشفة حديثاً في الجدول الدوري Newly Discovered Elements in the Periodic Table

في مطلع عام 2016م، أعلن الاتحاد الدولي للكيمياء النظرية والتطبيقية IUPAC، أن العناصر الجديدة التي أضيفت إلى جدول مندلييف الدوري تحمل الأرقام الذرية 113 و 115 و 117 و 118 بصورة مؤقتة وفي الإجتماع الأخير في سبتمبر 2018 م اعتمد الاتحاد الدولي القائمة الأخيرة وأسماء تلك العناصر المكتشفة حديثاً طبقاً لأعدادها الذرية: نيهونيوم ^{113}Nh ، موسكوفيوم ^{115}Mc ، تينيسين ^{117}Ts ، أوغانيسون ^{118}Og . وبصفة عامة توجد العناصر الأولى حتى العدد الذري 94 بشكل طبيعي في القشرة الأرضية بينما تتواجد العناصر الـ 24 المتبقية الأمريسيوم ^{95}Am حتى الأوغانيسون ^{118}Og فقط عند تحضيرها في المختبرات النووية. ويوضح شكل 1-5 الجدول الدوري الحديث محتويًا على جميع العناصر المكتشفة.

Groups 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

Blocks s p d f

Periods 1 2 3 4 5 6 7 Lanthanides Actinides

Periodic Table

The Royal Society of Chemistry's interactive periodic table features history, alchemy, podcasts, videos, and data trends across the periodic table. Click the tabs at the top to explore each section. Use the buttons above to change your view of the periodic table and view Murray Robertson's stunning Visual Elements artwork. Click each element to read detailed information.

H 1																	He 2																												
Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10																												
Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18																												
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36																												
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54																												
Cs 55	Ba 56	La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86																												
Fr 87	Ra 88	Ac 89	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Rg 111	Cn 112	Nh 113	Fl 114	Mc 115	Lv 116	Ts 117	Og 118																												
<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tbody> <tr> <td>Ce 58</td> <td>Pr 59</td> <td>Nd 60</td> <td>Pm 61</td> <td>Sm 62</td> <td>Eu 63</td> <td>Gd 64</td> <td>Tb 65</td> <td>Dy 66</td> <td>Ho 67</td> <td>Er 68</td> <td>Tm 69</td> <td>Yb 70</td> <td>Lu 71</td> </tr> <tr> <td>Th 90</td> <td>Pa 91</td> <td>U 92</td> <td>Np 93</td> <td>Pu 94</td> <td>Am 95</td> <td>Cm 96</td> <td>Bk 97</td> <td>Cf 98</td> <td>Es 99</td> <td>Fm 100</td> <td>Md 101</td> <td>No 102</td> <td>Lr 103</td> </tr> </tbody> </table>																		Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103
Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71																																
Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103																																

شكل 1-5 : الجدول الدوري الحديث بعد إضافة العناصر المكتشفة حديثاً.

الدورة الرابعة

1. تحتوي على ثمانية عشر عنصراً
2. تبدأ بعنصر البوتاسيوم $19K$ وتنتهي بعنصر الكريبتون $36Kr$ وهو غاز خامل.
3. تمتلئ فيها المجالات الإلكترونية للمستويات الفرعية $(4s, 4p)$ وتستوعب ثمانية إلكترونات إلى جانب المجالات الإلكترونية للمستوى الفرعي $(3d)$ التي تستوعب عشرة إلكترونات.
4. تبدأ العناصر (d) بعنصر السكندسيوم $(3d^1)$ $(21Sc)$ وتنتهي بعنصر الخارصين $(30Zn: 3d^{10})$ ويطلق عليها اسم العناصر الانتقالية الأساسية (السلسلة الانتقالية الأولى).

الدورة الخامسة

1. تحتوي على ثمانية عشر عنصراً
2. تبدأ بعنصر الروبيديوم $(37Rb)$ وتنتهي بعنصر الزينون $(54Xe)$ وهو غاز خامل.
3. تمتلئ فيها المجالات الإلكترونية $(5s, 4d, 5p)$.
4. تستوعب المجالات (d) عشرة إلكترونات لعشرة عناصر وتبدأ العناصر $(4d)$ بعنصر الإيتريوم $39Y$ وتنتهي بعنصر الكاديوم $48Cd$ ويطلق عليها العناصر الانتقالية الأساسية (السلسلة الانتقالية الثانية).

الدورة السادسة

1. تحتوي على عدد 32 عنصراً
2. تبدأ بعنصر السيزيوم $55Cs$ وتنتهي بعنصر الرادون $86Rn$.
3. تمتلئ فيها المجالات الإلكترونية (s, p, d, f) ويستوعب المجال $(4d)$ عشرة إلكترونات ويطلق على العناصر (d) اسم العناصر الانتقالية الأساسية (السلسلة الانتقالية الثالثة).
4. تستوعب المجالات الإلكترونية $(4f)$ 14 إلكترونات وهي لعناصر تشبه كثيراً عنصر اللانثانيوم $57La$ لذلك تسمى بسلسلة اللانثانيدات كما تعرف أحياناً باسم عناصر الأرض النادرة.

الدورة السابعة

1. تحتوي على عدد 32 عنصراً
 2. تبدأ بعنصر الفرانسيوم $87Fr$ وتنتهي بعنصر الأوغانيسون $118Og$ ، أخِرُ العناصر المكتشفة حديثاً بالجدول الدوري الحديث.
 3. تمتلئ فيها المجالات الإلكترونية (s, p, d, f) ويستوعب المجال $(4d)$ عشرة إلكترونات ويطلق على العناصر (d) اسم العناصر الانتقالية الأساسية (السلسلة الانتقالية الرابعة).
 4. بعد عنصر الفرانسيوم $87Fr$ يأتي الراديوم $88Ra$ ثم الأكتينيوم $89Ac$ ثم تأتي بعدها عناصر $(5f)$ وهي سلسلة العناصر شبيهة بالأكتينيوم تعرف بسلسلة الأكتينيدات.
- ويمكن وصف دورات الجدول الدوري للعناصر في الجدول 2-5 كما يلي:

جدول 5-2: ملخص للدورات الأفقية بالجدول الدوري والمستويات الرئيسية والفرعية المرتبطة بها.

العنصر الخامل	عدد العناصر	مستويات الطاقة الفرعية	مستوى الطاقة الرئيسي		رقم الدورة
			الرمز	رقم المستوى	
${}^2\text{He}$ هيليوم	2	واحد (1s)	K	1	الأولى
${}^{10}\text{Ne}$ نيون	8	اثنين (2s, 2p)	L	2	الثانية
${}^{18}\text{Ar}$ أرجون	8	اثنين (3s, 3p)	M	3	الثالثة
${}^{36}\text{Kr}$ كريبتون	18	ثلاثة (4s, 3d, 4p)	N	4	الرابعة
${}^{54}\text{Xe}$ زينون	18	ثلاثة (5s, 4d, 5p)	O	5	الخامسة
${}^{86}\text{Rn}$ رادون	32	أربعة (6s, 4f, 5d, 6p)	P	6	السادسة
${}^{118}\text{Og}$ أوغانيسون	32	أربعة (7s, 5f, 6d, 7p)	Q	7	السابعة

Periodic Properties of the Elements

5-5 الخواص الدورية للعناصر

يتضح مما سبق أن التركيب الإلكتروني للعناصر يتغير دورياً مع ازدياد العدد الذري، وبالتالي توجد تغيرات دورية في السلوك الفيزيائي والكيميائي للعناصر.

5-5-1 الشحنة الفعالة للنواة Effective Nuclear Charge

معلوم أن الإلكترونات القريبة من النواة تقوم بتأثير ما يعرف بـ **الحجب** *Shielding Effect* على الإلكترونات الموجودة في المدارات الخارجية.

يؤدي وجود إلكترونات الحجب إلى انخفاض التجاذب الكهربائي بين البروتونات في النواة والإلكترونات في المدارات الخارجية بجانب تأثير التنافر الإلكتروني الذي يخفف قوة التجاذب للنواة (البروتونات) حيث يساعد مفهوم فعل شحنة النواة في تقدير فعل الحجب على الخواص الدورية.

ويتم التعبير عن الشحنة النووية الفعالة Z_{eff} بالمعادلة التالية

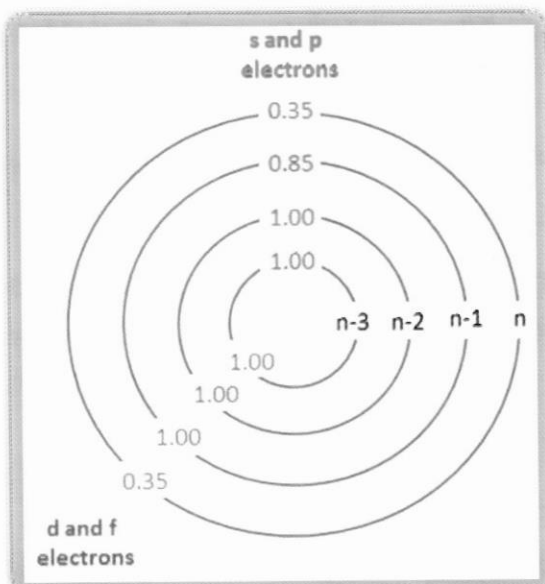
$$Z_{eff} = Z - \sigma$$

حيث Z شحنة النواة وتكون مساوية للعدد الذري للعنصر بينما σ تعبر عن قوة الحجب عن هذه الشحنة وتسمى **ثابت الحجب** *Shielding Constant*.

1-1-5-5 قواعد سليتر لحساب ثابت الحجب Slater's Rules for calculating Shielding constant

يمكن حساب ثابت الحجب *Shielding Constant* بإتباع قواعد معينة وضعت من قبل العالم جون سليتر *John C. Slater* بحيث يتم معاملة الإلكترون طبقاً لحالة أعداد الكم له واعتبار ثابت الحجب له مختلفاً عن بقية الإلكترونات الواقعة معه في نفس المدار طبقاً للقواعد التالية كما هو مبين في الشكل 2-5:

أولاً: إلكترون يقع في الغلاف من النوع *ns* أو *np*



شكل 2-5: ثابت الحجب للإلكترونات في المدارات الرئيسية

1. يُكتب الترتيب الإلكتروني للعنصر طبقاً لقاعدة ملء المدارات
2. الإلكترونات التي تلي المدارات *np* أو *ns* لا يتم احتسابها ضمن حساب ثابت الحجب.
3. كل الإلكترونات الواقعة في نفس المدار الإلكتروني *np* أو *ns* تشارك في الحجب بمقدار 0.35 من الشحنة النووية المؤثرة.
4. كل الإلكترونات الواقعة في المدار $(n - 1)$ تشارك في الحجب بمقدار 0.85
5. كل الإلكترونات الواقعة في المدارات $(n - 2)$ أو دونها تشارك في الحجب بمقدار الوحدة

ثانياً: إلكترون يقع في الغلاف من النوع *nd* أو *nf*

1. الإلكترونات التي تلي المدارات *nd* أو *nf* لا يتم احتسابها ضمن حساب ثابت الحجب.
2. كل الإلكترونات الواقعة في نفس المدار الإلكتروني *nd* أو *nf* تشارك في الحجب بمقدار 0.35 من الشحنة النووية المؤثرة.
3. كل الإلكترونات الواقعة في المدارات $(n - 1)$ فما دون تشارك في الحجب بمقدار الوحدة

2-1-5-5 تطبيقات على حساب ثابت الحجب Applications on calculating Shielding constant

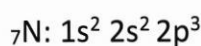
مثال 1-5: أحسب الشحنة النووية المؤثرة Z_{eff}

أولاً: لإلكترون التكافؤ الأخير لذرة النيتروجين؟

ثانياً: للإلكترون الرابع في نفس الذرة؟

الحل:

أولاً: بمعلومية العدد الذري للنيتروجين (7) يمكن كتابة التركيب الإلكتروني على الصورة



وحيث ان إلكترونات التكافؤ تقع في المدارين np و ns فيمكن إعادة ترتيب التركيب الإلكتروني على حسب عدد الكم الرئيسي على الصورة

$${}_{7}\text{N}: (1s)^2 (2s 2p)^5$$

ثابت الحجب الكلي للإلكترون الأخير يعني أنه أحد الإلكترونات المتواجدة في المدار np ويتم التأثير عليه بأربعة إلكترونات متواجدة في المدار الرئيسي الممثل بعدد الكم الرئيسي الثاني والإلكترونين من المدار السابق له ويتم التعبير عن ثابت الحجب الكلي σ_{Total} لهذا الإلكترون على الصورة:

$$\sigma_{Total} = \sum n_i \sigma_i = (4 \times 0.35) + (2 \times 0.85) = 3.10$$

بينما يتم حساب الشحنة النووية الفعالة من المعادلة:

$$Z_{eff} = Z - \sigma_{Total} = 7 - 3.10 = 3.90$$

ثانياً: عند حساب الشحنة النووية الفعالة على الإلكترون الرابع في نفس الذرة نلاحظ أن الإلكترون الرابع يعني وجوده في المدار ns ويتم التأثير عليه فقط بالإلكترون واحد من نفس مداره وعدد 2 إلكترون من المدار السابق له لذلك نجد أن:

$$\sigma_{Total} = \sum n_i \sigma_i = (1 \times 0.35) + (2 \times 0.85) = 2.05$$

$$Z_{eff} = Z - \sigma_{Total} = 7 - 2.05 = 4.95$$

مثال 5-2: أحسب الشحنة النووية المؤثرة للإلكترون الأخير في الفوسفور Z_{eff} علماً بأن العدد الذري للفوسفور 15؟

الحل

$${}_{15}\text{P}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$$

$${}_{15}\text{P}: (1s)^2 (2s 2p)^8 (3s 3p)^5$$

$$\sigma_{Total} = \sum n_i \sigma_i = (4 \times 0.35) + (8 \times 0.85) + (2 \times 1) = 10.20$$

$$Z_{eff} = Z - \sigma_{Total} = 15 - 10.20 = 4.80$$

مثال 5-3: أحسب الشحنة النووية المؤثرة على الإلكترون التكافؤي $4s$ والإلكترون الأخير $3d$ لذرة الخارصين في السلسلة الانتقالية الأولى.

الحل

$${}_{30}\text{Zn}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$$

$${}_{30}\text{Zn}: (1s)^2 (2s 2p)^8 (3s 3p)^8 (3d)^{10} (4s)^2$$

الشحنة المؤثرة للإلكترون التكافؤي $4s$ يتم حسابه كالاتي:

$$\sigma_{Total} = \sum n_i \sigma_i = (1 \times 0.35) + (18 \times 0.85) + (10 \times 1) = 25.65$$

$$Z_{eff} = Z - \sigma_{Total} = 30 - 25.65 = 4.35$$

الشحنة المؤثرة للإلكترون الأخير في المدار 3d يتم حسابه كآتي:

$$\sigma_{Total} = \sum n_i \sigma_i = (9 \times 0.35) + (18 \times 1) = 21.15$$

$$Z_{eff} = Z - \sigma_{Total} = 30 - 21.15 = 8.85$$

ويتضح من المثال السابق أن مقدار الشحنة النووية المؤثرة يزداد في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري وتقل في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري.

2-5-5 نصف القطر الذري والأيوني Atomic and Ionic Radii

تأخذ الذرات والأيونات اشكالاتاً متعددة إلا أنه تم الاتفاق على أنه يمكن اعتبارها على شكل كرات ذات أنصاف أقطار محددة.

نصف قطر الذرة

هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزئ ثنائي الذرة وتقاس بوحدات البيكومتر pm أو الأنجستروم A° .

عادةً ما تتراوح أنصاف الأقطار بين 30-200 pm ($0.3-2 A^\circ$).

طول الرابطة

هو المسافة بين نواتي ذرتين متحدتين وتقاس طول الرابطة بواسطة الأشعة السينية أو حيود الإلكترونات النيتروني، بحيث أنه في مركب أيوني يكون مجموع نصفي قطر الكاتيون الحامل للشحنة الموجبة والأيون الحامل للشحنة السالبة يعطي في النهاية المسافة بين الأيونات في الشبكة البلورية.

1-2-5-5 نصف القطر التساهمي Covalent Radius

يعتبر نصف القطر التساهمي معبراً عاماً عن طول الرابطة ويتوقف نصف القطر في هذه الحالة على نوع الذرات المرتبطة

أولاً في حالة ذرتين متماثلتين:

نصف القطر التساهمي = نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين ومتحدتين في المركز

ثانياً في حالة ذرتين غير متماثلتين:

نصف قطر أحدي الذرات = طول الرابطة بين ذرتين غير متماثلتين - نصف قطر الذرة الأخرى

مثال 4-5: إذا كانت المسافة بين نواتي ذرتي الهيدروجين المتحدتين يساوي 0.6 انجستروم كم يبلغ نصف قطر ذرة الهيدروجين؟

الحل

$$r = \frac{L}{2}$$

$$r = \frac{0.6}{2} = 0.3 \text{ \AA}$$

مثال 5-5: إذا كان طول الرابطة في جزيء الكلور يساوي 1.98 انجستروم طول الرابطة بين ذرة الكربون وذرة الكلور تساوي 1.76 انجستروم احسب نصف قطر ذرة الكربون؟

الحل:

نصف قطر ذرة الكلور يتم حسابه من العلاقة

$$r = \frac{L}{2}$$

$$r_{Cl} = \frac{1.98}{2} = 0.99 \text{ \AA}$$

نصف قطر ذرة الكربون = طول الرابطة بين الكلور والكربون - نصف قطر الذرة الكلور

$$r_C = L_{(C-Cl)} - r_{Cl}$$

$$r_C = 1.76 - 0.99 = 0.77 \text{ \AA}$$

2-2-5-5 نصف القطر الأيوني Ionic Radius

يُعبّر مصطلح الأيون عن أحد الذرات فقدت أو اكتسبت إلكترون أو أكثر لتصل إلى حالة الاستقرار الثماني في تفاعل كيميائي، ويُعرف نصف القطر الأيوني على أنه نصف قطر الأنيون السالب أو الكاتيون الموجب ويعرف طول الرابطة على أنه مجموع نصفي قطري الأيون الموجب والسالب معا.

(أ) نصف القطر للأيون السالب

نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته. وذلك لأن الذرة لكي تتحول إلى أيون سالب يجب عليها أن تكتسب إلكترونات فيزيد عدد الشحنات السالبة في المستويات الرئيسية عن عدد الشحنات الموجبة داخل النواة فتصبح قوة الجذب للنواة موزعة على عدد كبير من الإلكترونات فيقل جذب النواة.

(ب) نصف القطر للأيون الموجب

نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر ذرته لأن الذرة لكي تتحول إلى أيون موجب يجب عليها أن تفقد إلكترونات لتصل إلى الاستقرار فيقل عدد الإلكترونات في المستويات عن عدد البروتونات في النواة فيزداد قوة جذب النواة للإلكترونات.

جدول 3-5: مقارنة خصائص الأيونات الموجبة والسالبة

الأيون الموجب (الكاتيون)	الأيون السالب (الأنيون)
يتكون بفقد إلكترون أو أكثر	يتكون باكتساب إلكترون أو أكثر
تقل السحابة الإلكترونية	تزيد السحابة الإلكترونية
تزيد قوة جذب النواة للإلكترونات	يقل جذب النواة للإلكترونات ويزيد التنافر بين الإلكترونات
يقل نصف قطر الأيون الموجب	يزيد نصف قطر الأيون السالب
تتكون الفلزات من الأيونات الموجبة	تتكون اللافلزات من الأيونات السالبة
يتكون عبر تفاعل ماص للطاقة، تسمى هذه الحالة طاقة التأين	يتكون عبر تفاعل طارد للحرارة، تسمى الطاقة في هذه الحالة الميل الإلكتروني
Ionization Energy	Electron Affinity
$Al^{3+}, Bi^{3+}, Co^{2+}, Fe^{3+}, Hg^{2+}$	$I^-, F^-, S^{2-}, Cl^-, O^{2-}$

3-2-5-5 تدرج انصاف الأقطار في الجدول الدوري

(أ) تدرج نصف القطر الذري عبر الدورة الواحدة

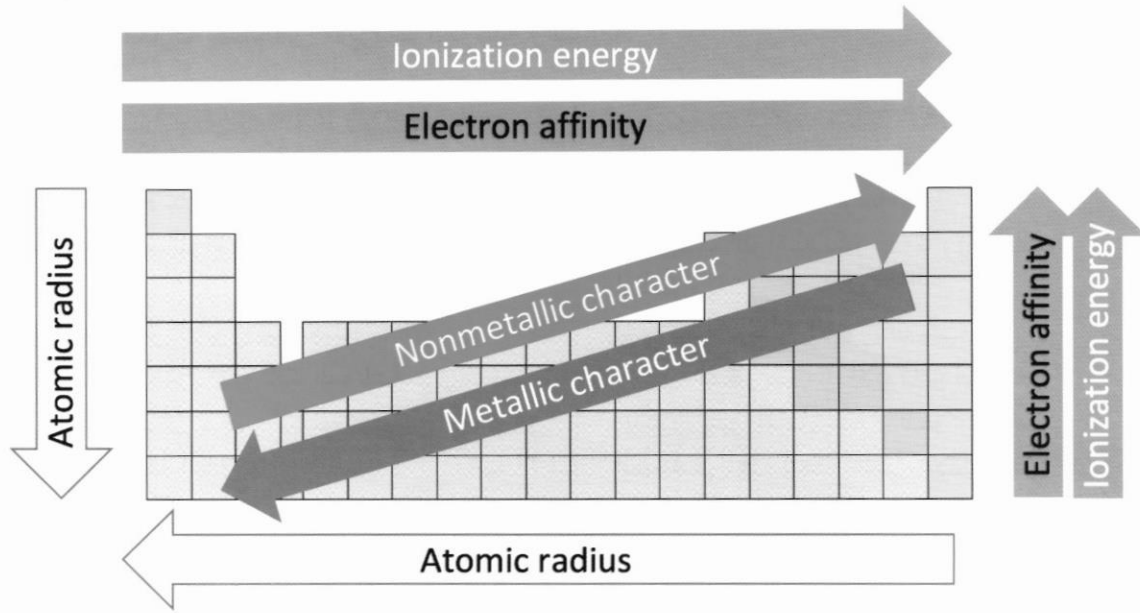
يقل نصف القطر الذري بزيادة العدد الذري عبر الدورة الواحدة بالانتقال من اليسار إلى اليمين لأنه بزيادة العدد الذري تزيد الشحنة الموجبة فتزيد قوة جذبها للإلكترونات في مستويات الطاقة الخارجية فتسحب الإلكترونات نحو النواة ويقل نصف القطر.

(ب) تدرج نصف القطر الذري عبر المجموعة الواحدة

يزيد نصف القطر الذري في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري بالانتقال من أعلى إلى أسفل لأنه بالانتقال من أعلى لأسفل عبر المجموعة الواحدة. يزيد العدد الذري وتزيد الشحنة الموجبة. ولكن في نفس الوقت تزيد عدد مستويات الطاقة المملوءة بالإلكترونات فتحجب قوة جذب النواة للإلكترونات في المستويات الخارجية. وبالتالي تقل قوة جذب النواة لهذه الإلكترونات ويزيد حجم الذرة ويزيد نصف القطر.

جدول 4-5: تدرج الخصائص للعناصر في الجدول الدوري

الخاصية	التدرج في الدورة الواحدة	التدرج في المجموعة الواحدة
نصف القطر الذري	يقل	يزداد
نصف القطر الأيوني	يقل	يزداد
جهد التأين الأول	يزداد	يقل
الميل الإلكتروني	يزداد	يقل
السالبية الكهربائية	تزداد	تقل



شكل 3-5: الخصائص الدورية الأساسية للعناصر في الجدول الدوري.

وسوف يتم التطرق إلى الخواص الدورية التالية لنصف القطر للعناصر بالتفصيل.

3-5-5 جهد التأين Ionization Energy

يعرف جهد التأين بأنه الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة وهي في الحالة الغازية

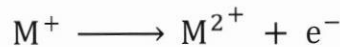
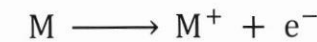


1-3-5-5 العوامل المؤثرة على جهد التأين

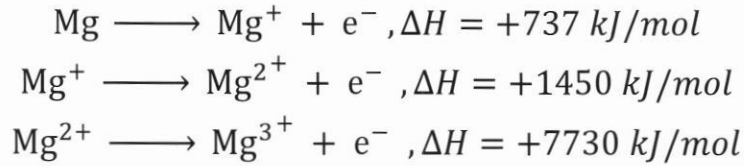
1. مقدار الشحنة النووية المؤثرة والتي تعتمد بدورها على مدى حجب الإلكترونات الأخرى.
2. المسافة بين الإلكترون والنواة أو بمعنى آخر أدق طول نصف القطر الأكثر احتمالاً لهذا الإلكترون.
3. مدى نفاذية الإلكترون للسحابة الإلكترونية للإلكترونات الأخرى حيث أن نفاذية الإلكترونات في المدارات s, p, d, f, تقل بداية من المدار s إلى المدار f.
4. مقدار شحنة الأيون الموجب، حيث تزداد طاقة التأين بزيادة شحنة الأيون الموجب.

مع ملاحظة الآتي:

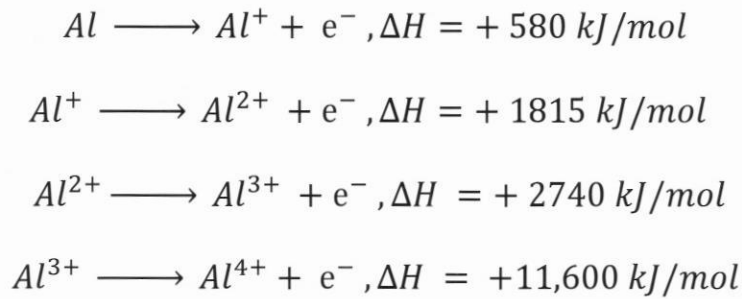
1. جهد التأين عملية ترموديناميكية ماصة للحرارة تحمل إشارة موجبة (+).
2. قد يوجد للعنصر أكثر من جهد تأين لأنه من الممكن إزالة إلكترون أو اثنين أو ثلاثة من الذرة فقد يوجد للذرة جهد تأين أول وثان وثالث.... الخ.



3. جهد التأين الثاني أكبر من جهد التأين الأول وذلك لزيادة شحنة النواة عن شحنة الإلكترونات المتبقية في الذرة مما يزيد من قوة جذب النواة للإلكترونات.
4. جهد التأين الثالث يكون أكبر من جهدي التأين الأول والثاني وذلك لأنه قد يتسبب في كسر مستوى طاقة مكتمل كما في ذرة الماغنسيوم.



5. جهد التأين الرابع يكون أكبر من جهود التأين الثلاثة الأولى وذلك لأنه قد يتسبب في كسر مستوى طاقة مكتمل كما في ذرة الألومنيوم.



6. جهد التأين الأول للغازات النبيلة مرتفع جداً لاستقرار نظامها الإلكتروني حيث يصعب إزالة إلكترون من مستوي طاقة مكتمل.
7. يتم قياس جهد التأين حسب التفسير الكهروستاتيكي ونموذج بور من العلاقة الآتية:

$$V = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \times \frac{ne}{a}$$

حيث V هو جهد التأين المطلوب قياسه بوحدة الكيلو جول kJ و e هي شحنة الإلكترون و a نصف قطر الذرة في نموذج بور حينما تفقد الذرة عدد n من الإلكترونات في الحالة الغازية، بينما ϵ_0 و π ثوابت.

وحيث أن الإلكترون له شحنة سالبة، ومنجذب إلى الجهد الموجب للنواة وقيمة هذا الجهد يسمى جهد التأين فتلزمه طاقة E بوحدة الإلكترون فولت eV ليقفز ويترك الذرة وتحدد هذه الطاقة من العلاقة:

$$E = eV = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \times \frac{ne^2}{a}$$

5-5-3-2 تدرج جهد التأين للعناصر في الجدول الدوري

1- في الدورات الأفقية:

تزداد قيم جهد التأين كلما اتجهنا ناحية اليمين في الجدول الدوري أي بزيادة العدد الذري ويرجع السبب في ذلك إلى نقص نصف قطر الذرة أو نقص الحجم الذري أو الأيوني مما يؤدي إلى اقتراب إلكترونات التكافؤ من النواة فتحتاج إلى طاقة كبيرة لفصلها عن الذرة.

2- في المجموعات الرأسية:

يقل جهد التأين من أعلى إلى أسفل أي بزيادة العدد الذري السبب في ذلك هو زيادة نصف القطر وذلك بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسية فيزداد حجب شحنة النواة بسبب وجود المستويات الحاجبة، فيبتعد الإلكترون عن النواة فتسهل إزالته. ولأهمية جهود التأين في التأثير على الخواص الكيميائية تم وضع جهود التأين لمعظم العناصر في الجدول 5-5.

العدد الذري		جهود التأين الأربعة الأولى			
Atomic Number	العنصر	1	2	3	4
1	H	1,312			
2	He	2,372	5,251		
3	Li	520.3	7,298	11,815	
4	Be	899.5	1,757	14,849	21,007
5	B	800.7	2,427	3,660	25,026
6	C	1,086	2,353	4,621	6,223
7	N	1,402	2,856	7,475	9,445
8	O	1,314	3,388	5,301	7,469
9	F	1,681	3,374	6,051	8,408
10	Ne	2,081	3,952	6,122	9,370
11	Na	495.9	4,563	6,913	9,544
12	Mg	737.8	1,451	7,733	10,541
13	Al	577.6	1,817	2,745	11,578
14	Si	786.5	1,577	3,232	4,356
15	P	1,012	1,903	2,912	4,957
16	S	999.6	2,251	3,361	4,564
17	Cl	1,251	2,297	3,822	5,158
18	Ar	1,521	2,666	3,931	5,771
19	K	418.9	3,051	4,412	5,877

العدد الذري		جهود التأين الأربعة الأولى			
Atomic Number	العنصر	1	2	3	4
20	Ca	589.8	1,145	4,912	6,474
21	Sc	631	1,235	2,389	7,089
22	Ti	658	1,310	2,653	4,175
23	V	650	1,414	2,828	4,507
24	Cr	652.9	1,592	2,987	4,740
25	Mn	717.4	1,509	3,249	4,940
26	Fe	759.4	1,561	2,958	5,290
27	Co	758	1,646	3,232	4,950
28	Ni	736.7	1,753	3,394	5,300
29	Cu	745.5	1,958	3,554	5,330
30	Zn	906.4	1,733	3,833	5,730
31	Ga	578.8	1,979	2,963	6,200
32	Ge	762.2	1,537	3,302	4,411
33	As	947	1,798	2,736	4,837
34	Se	941	2,045	2,974	4,144
35	Br	1,140	2,100	3,500	4,560
36	Kr	1,351	2,368	3,565	5,070
37	Rb	403	2,632	3,900	5,080
38	Sr	549.5	1,064	4,210	5,500
39	Y	616	1,181	1,980	5,960

الفصل الخامس : الجدول الدوري والترابط الكيميائي
PERIODIC TABLE AND BONDING

العدد الذري	جهود التأين الأربعة الأولى				
Atomic Number	العنصر	1	2	3	4
40	Zr	660	1,267	2,218	3,313
41	Nb	664	1,382	2,416	3,700
42	Mo	685	1,558	2,621	4,480
43	Tc	702	1,472	2,850	
44	Ru	711	1,617	2,747	
45	Rh	720	1,745	2,997	
46	Pd	805	1,875	3,177	
47	Ag	731	2,074	3,361	
48	Cd	867.7	1,631	3,616	
49	In	558.3	1,821	2,705	5,200
50	Sn	708.6	1,412	2,943	3,930
51	Sb	833.8	1,595	2,440	4,260
52	Te	869.3	1,790	2,698	3,610
53	I	1,008	1,846	3,200	
54	Xe	1,170	2,047	3,100	
55	Cs	375.7	2,420		
56	Ba	502.9	965.3		
57	La	538.1	1,067	1,850	4,820
58	Ce	527.4	1,047	1,949	3,547
59	Pr	523.2	1,018	2,086	3,761

العدد الذري Atomic Number	العنصر	جهود التأين الأربعة الأولى			
		1	2	3	4
60	Nd	529.6	1,035	2,130	3,899
61	Pm	535.9	1,052	2,150	3,970
62	Sm	543.3	1,068	2,260	3,990
63	Eu	546.7	1,085	2,405	4,110
64	Gd	592.6	1,167	1,991	4,250
65	Tb	564.7	1,112	2,114	3,839
66	Dy	571.9	1,126	2,200	4,001
67	Ho	580.7	1,139	2,204	4,100
68	Er	588.7	1,151	2,194	4,115
69	Tm	596.7	1,163	2,544	4,119
70	Yb	603.4	1,176	2,415	4,220
71	Lu	523.6	1,340	2,022	4,360
72	Hf	680	1,440	2,250	3,215
73	Ta	761			
74	W	770			
75	Re	760			
76	Os	840			
77	Ir	880			
78	Pt	870	1,791		
79	Au	890.1	1,980		

العدد الذري		جهود التأين الأربعة الأولى			
Atomic Number	العنصر	1	2	3	4
80	Hg	1,007	1,810	3,300	
81	Tl	589.4	1,971	2,878	
82	Pb	715.6	1,450	3,082	4,083
83	Bi	703.3	1,610	2,466	4,370
84	Po	812			
85	At	890			
86	Rn	1,037			
87	Fr	384			
88	Ra	509.4	971.9		
89	Ac	499			
90	Th	587			
91	Pa	568			
92	U	584			
93	Np	597			
94	Pu	585			
95	Am	578			
96	Cm	581			
97	Bk	601			
98	Cf	608			
99	Es	619			

العدد الذري	جهود التأين الأربعة الأولى				
Atomic Number	العنصر	1	2	3	4
100	Fm	627			
101	Md	635			
102	No	642			

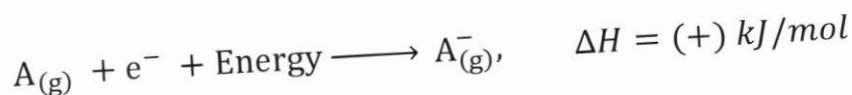
Reference: Dasent, pps. 44-47; C.E. Moore, "National Standard Reference Data Series," National Bureau of Standards, No. 34, Washington, DC, 1970; W.C. Martin, L. Hagan, J. Reader, and J. Sugar, J. Phys. Chem. Ref. Data, 3, 771-9 (1974)

4-5-5 الألفة الإلكترونية Electron Affinity

يمكن تعريف الألفة الإلكترونية بأنها الطاقة المتحررة عند اتحاد ذرة غازية متعادلة وهي في أدنى حالات الطاقة مع إلكترون معطية الأيون السالب الأحادي الشحنة الغازي. وفي بعض الأحيان تسمى الألفة الإلكترونية بالميل الإلكتروني، حيث يمكن التعبير عنه بالمعادلة التالية:



بعض الذرات تجبر على اكتساب إلكترون بإعطائها طاقة فتكون أيون سالب، ولكنه في هذه الحالة تكون غير مستقرة.

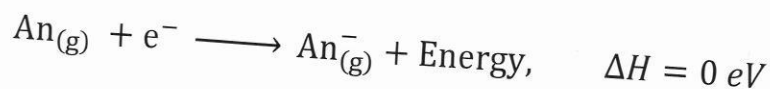
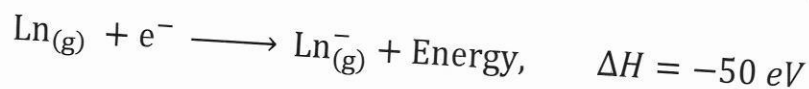


ويلاحظ أن قيم الميل الإلكتروني تتوقف على عدة عوامل أهمها:

1. الذرة تكتسب إلكترون أو أكثر حتى يصبح عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي ثمانية إلكترونات بحيث تكون الذرة أكثر استقراراً.
2. يقاس الميل الإلكتروني بوحدة الإلكترون فولت eV كأحد وحدات الطاقة.
3. العملية العكسية للميل الإلكتروني هي طاقة التأين (جهد التأين).
4. الكلور له أعلى ميل إلكتروني بين العناصر حيث يعتبر الكلور أقوى العناصر التي يمكن أن تقوم بالهجوم على الإلكترونات واقتناصها بينما الرادون أضعفها.
5. الميل الإلكتروني للفلزات أكبر من الفلزات وذو قيمة سالبة.
6. الغازات النبيلة تعتبر استثناء حيث تكون قيمة الميل الإلكتروني لها صغيرة جداً ويكون موجباً لأن مستوى الطاقة الخارجي لها مكتمل وإذا أرغمت على اكتساب إلكترون يكون ذلك بامتصاصها كمية طاقة كبيرة، ولكن لا تلبث أن تفقد هذا الإلكترون لأنها تكون في حالة غير مستقرة.
7. الميل الإلكتروني لا يكون للعناصر فقط وإنما يشمل الجزيئات أيضاً، فعلى سبيل المثال نجد أن الميل الإلكتروني للبنزين موجب والميل الإلكتروني للهكسابيانو بنزين يفوق الفلور.

الفصل الخامس : الجدول الدوري والربط الكيميائي
PERIODIC TABLE AND BONDING

8. الميل الإلكتروني لللانثانيدات Ln(g) له طاقة متوسطة تساوي -50 إلكترون فولت بينما متوسط الميل الإلكتروني للأكتينيدات An(g) يساوي صفر .



9. في الدورات الأفقية يزداد الميل الإلكتروني بزيادة العدد الذري من اليسار إلى اليمين، والسبب في ذلك يعود إلى صغر أنصاف الأقطار كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين، مما يسهل للنواة جذب الإلكترون الجديد. ويشذ عن ذلك - البريليوم والماغنسيوم والفسفور والنيتروجين حيث يكون المستوى الفرعي ممتلئ في كلاً من الماغنسيوم والبريليوم ونصف ممتلئ في النيتروجين والفسفور مما يؤدي إلى استقرار الذرات. كذلك، الغازات الخاملة لها ميل إلكتروني منخفض بسبب ملء مستويات الطاقة.

10. في المجموعات الرأسية، يقل الميل الإلكتروني في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري من أعلى إلى أسفل. والسبب يعود إلى التزايد في نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل، مما يجعل الإلكترونات في المستوى الأخير بعيدة نسبياً عن مركز الجذب في النواة، ولذلك تضعف قدرة الذرة على جذب الإلكترون الجديد. ويشذ عن ذلك الفلور والكلور حيث أنه من المفترض أن تكون قيم الميل الإلكتروني كبيرة عندما يعمل الإلكترون المكتسب على ملء مستوى الطاقة الأخير أو يجعل مستوى الطاقة الفرعي ممتلئاً أو نصف ممتلئاً. فالفلور له ميل إلكتروني أقل من الكلور بالرغم من صغر نصف قطره حيث أن إضافة إلكترون جديد لكلاً من الكلور والفلور سوف يعمل على امتلاء المستويات الفرعية لكلاً منهما ولكن عملية الاستقرار للكلور أكبر من الفلور، بالإضافة إلى أن إضافة الإلكترون الأخير للفلور سوف يتسبب في وجود تنافر أكبر داخل ذرته.

5-5-5 السالبية الكهربية Electronegativity

يمكن تعريف السالبية الكهربية على أنها قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية إذا اشتركت مع ذرة أخرى لتكوين تلك الرابطة.

وتختلف السالبية الكهربية عن الميل الإلكتروني المشار إليه سابقاً، حيث يعرف الميل الإلكتروني على أنه مقدار من الطاقة المنطلقة من الذرة المفردة وهي في حالتها الغازية عندما تكتسب إلكترونات مكونة أيوناً سالباً، أما السالبية الكهربية فهي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية ومن هذه التعريفات يتضح لنا أن الميل الإلكتروني مصطلح طاقة يشير إلى الذرة في حالتها المفردة، بينما تشير السالبية الكهربية إلى الوضع الإلكتروني الحالي للذرة عند ارتباطها مع غيرها.

وتستخدم قيم السالبية الكهربية في تحديد نوع الروابط الكيميائية بين الذرات وبعضها حسب الفرق في السالبية الكهربية بين الذرات كما هو موضح بالجدول 6-6 على النحو التالي:

جدول 5-6: تأثير الفرق في السالبية الكهربية على تكوين الروابط الكيميائية.

نوع الرابطة	المركب	الفرق في السالبية	العنصر الثاني	العنصر الأول
تساهمية نقية	Cl ₂	0	Cl = 3	Cl = 3
أيونية	NaCl	2.1	Na = 0.9	Cl = 3
تساهمية قطبية	H ₂ O	1.4	H = 2.1	O = 3.5
تساهمية	CH ₄	0.4	H = 2.1	C = 2.5

فالرابطة التساهمية القطبية تنشأ عندما تجذب الذرة الأكثر سالبية كهربية إلكترونات التكافؤ بصورة أكبر ويتكون عليها شحنة سالبة جزئية وتكون شحنتها سالبة جزئية - δ على عكس الذرة الأقل سالبية كهربية تتكون عليها شحنة موجبة جزئية + δ . بينما الرابطة التساهمية الغير القطبية تنشأ عند التوزيع المتساوي للإلكترونات بين الذرتين المرتبطتين في الرابطة الكيميائية.

وعامة يمكن القول أنه يمكن الاعتماد على الفرق في السالبية الكهربية بين الذرات لمعرفة نوع الرابطة الكيميائية المتكونة. فإذا كان الفرق بينهما يساوي صفر فإن الرابطة تكون تساهمية نقية غير قطبية، وإذا كان الفرق بينهما أقل من 0.4 فإن الرابطة تكون تساهمية وإذا كان الفرق بينهما ما بين القيمتين 0.4 و 1.7 فإن الرابطة تصنف على أنها تساهمية قطبية، وإذا كان الفرق في السالبية بين الذرتين أكبر من 1.7 فإن الرابطة تكون أيونية غالباً.

1-5-5-5 قياس السالبية الكهربية Measuring of Electronegativity

يتم قياس السالبية الكهربية بعدة طرق أهمها مقياس مولكين ومقياس الردد-روتشو و مقياس باولينج.

• مقياس مولكين للسالبية الكهربية Mulliken Electronegativity Scale

قام روبرت مولكين **Robert S. Mulliken** بعملية حساب السالبية الكهربية ووضع مقياس مولكين للسالبية الكهربية وعرفها على أنها المتوسط الحسابي لجهد التأين والألفة الإلكترونية، وعلى هذا يتم التعبير عن السالبية الكهربية مباشرة بوحدات الطاقة، وعادة ما تكون بالإلكترون فولت ويعبر عنها بالعلاقة:

$$\chi = \frac{E_{IE} + E_{EA}}{2}$$

E_{IE} = Ionization Energy = طاقة التأين

E_{EA} = Electron affinity = الميل الإلكتروني

• مقياس الردد - روتشو للسالبية الكهربية Allred-Rochow Electronegativity Scale

أسس هذا المقياس العالمان لويس اللرد و أويجن روتشو **Louis Allred and Eugene G. Rochow** على أساس أن السالبية الكهربية ترتبط بالشحنة الخاصة بالإلكترون على سطح الذرة. وكلما ارتفعت الشحنة لكل وحدة مساحة من السطح الذري كلما ازداد ميل هذه الذرة لجذب الإلكترونات. ففي هذا المقياس يتم حساب السالبية الكهربية من قيم كلاً من الشحنة المؤثرة التي نحصل عليها من قواعد سلتر لحساب الشحنة المؤثرة، ومربع نصف القطر التساهمي للذرة عن طريق العلاقة التالية:

$$\chi = 3590 \frac{Z_{eff}}{r_{cov}^2} + 0.744$$

Z_{eff} = Effective Nuclear Charge = شحنة النواة الفعالة

r_{cov} = Covalent Radius = نصف القطر التساهمي

● مقياس باولينج للسالبية الكهربية **Pauling Electronegativity Scale**

اقترح لينوس باولينج **Linus Pauling** لأول مرة مفهوم السالبية الكهربية في عام 1932 م كتفسير لحقيقة أن الرابطة التساهمية بين ذرتين مختلفتين ($B - A$) أقوى مما هو متوقع من القيم الناتجة عند أخذ متوسط نقاط القوة في $A-A$ و $B-B$ ، ووفقاً لنظرية رابطة التكافؤ، التي كان باولينج من المؤيدين البارزين لها، فإن هذه القوة الإضافية المتغايرة هو نتيجة مساهمة النماذج الأيونية في الترابط. نتيجة للفرق في السالبية الكهربية بين الذرات A و B بواسطة المعادلة:

$$|\chi_A - \chi_B| = (eV)^{-\frac{1}{2}} \sqrt{E_d^{AB} - \frac{[E_d^{AA} + E_d^{BB}]}{2}}$$

E_d = dissociation energy = طاقة التفكك

χ_A = السالبية الكهربية للعنصر الأول

χ_B = السالبية الكهربية للعنصر الثاني

حيث يتم التعبير عن طاقات التفكك، E_d ، كلاً من $A - B$ ، $A - A$ و $B - B$ بوحدات الإلكترون فولت. ولذلك تم تضمين العامل $(eV)^{-\frac{1}{2}}$ لنحصل على نتيجة الفرق في السالبية الكهربية بدون وحدات للقياس. وبالتالي، فإن الفرق في السالبية الكهربية لبولينج بين الهيدروجين والبروم هو 0.73، حيث أن طاقات التفكك لبروميد الهيدروجين $H-Br$ هي 3.79 فولت، $H-H$ تساوي 4.52 فولت، $Br-Br$ تساوي 2.00 فولت.

وبما أن الاختلافات في السالبية الكهربية هي التي يتم تحديدها فقط، فمن الضروري اختيار نقطة مرجعية عشوائية من أجل بناء مقياس. تم اختيار الهيدروجين كمرجع، حيث أنه يشكل روابط تساهمية مع مجموعة كبيرة من العناصر حيث تم تحديد سالبية الكهربية لأول مرة عند 2.1، ثم تمت مراجعتها في وقت لاحق إلى 2.20. فقام العالم لينوس باولينج بوضع مقياس رقمي لقيم السالبية الكهربية حيث لكل عنصر كيميائي سالبية كهربية مميزة تتراوح بين صفر وأربعة (0-4)، ويكون عنصر الفلور هو أعلى العناصر في السالبية الكهربية حيث تبلغ 3.98، بينما أقل العناصر سالبية كهربية هو الفرنسيوم وله قيمة تبلغ 0.7، والعناصر الباقية تتراوح قيمها بين هاتين القيمتين، ويوضح الشكل 2-5 قيم السالبية الكهربية المعتمدة على مقياس باولينج لعناصر الجدول الدوري.

H 2.20																	He
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.60
Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 1.87	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2
Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27
**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.3

شكل 5-2: قيم السالبية الكهربائية لمعظم عناصر الجدول الدوري.

ونلاحظ من الشكل تدرج قيم السالبية الكهربائية في الجدول الدوري على النحو التالي:

- 1- تزداد السالبية الكهربائية في الدورات الأفقية إذا اتجهنا من اليسار إلى اليمين أي بزيادة العدد الذري ونقص نصف القطر وهذا يؤدي إلى زيادة قوة جذب النواة للإلكترونات الرابطة.
- 2- تقل السالبية الكهربائية في المجموعات الرأسية من أعلى إلى أسفل أي بزيادة العدد الذري وزيادة نصف القطر وهذا يؤدي إلى نقص قوة جذب النواة للإلكترونات الرابطة.
- 3- الفلور يعتبر أكبر العناصر سالبية كهربائية.
- 4- الفرق في السالبية الكهربائية للعناصر له دور في تحديد نوع الرابطة بين الذرات.
- 5- الفلزات لها أقل سالبية لكبر نصف قطرها.
- 6- اللافلزات لها أكبر سالبية لصغر نصف قطرها.
- 7- تعتمد السالبية الكهربائية على الحجم الذري فالذرة الأصغر حجماً تكون الأعلى في السالبية الكهربائية.
- 8- العناصر ذات السالبية الكهربائية الأعلى في الجدول الدوري هي النيتروجين والأكسجين والهالوجينات (عناصر المجموعة 17).
- 9- العناصر ذات السالبية الكهربائية الأقل في الجدول الدوري هي الفلزات القلوية (عناصر المجموعة الأولى) والفلزات القلوية الأرضية (عناصر المجموعة الثانية).
- 10- الغازات النبيلة بعضها لا يمكن تعيين السالبية الكهربائية له لأنه لا يكون مركبات وعندما يكون الغاز النبيل مركبات تكون ساليته الكهربائية عالية جداً ومشابهة لقيمة السالبية الكهربائية للهالوجينات.

تميل الذرات الى الترتيب مع بعضها على هيئة أنماط أكثر استقرارًا، وهذا يعني أن لديها الميل لإكمال أفلاكها الإلكترونية الخارجية أو ملئها، ولفعل ذلك فإن الذرات تنتظم مع ذرات أخرى بتجمعات تعرف **بالجزيئات molecules**، ويشار إلى القوة التي تمسك الذرات في الجزيئات باسم **الرابطة الكيميائية Chemical Bond**. وهناك 5 أنواع مختلفة من الترابط الكيميائي:

1. الرابطة الأيونية
2. الرابطة الفلزية.
3. الرابطة التساهمية.
4. الرابطة التساهمية التناسقية.
5. الرابطة الهيدروجينية

وسوف يتم التطرق في هذه المرحلة الدراسية إلى الروابط الأيونية والروابط التساهمية.

1-6-5 الرابطة الأيونية Ionic Bond

يمكن وصف الرابطة الأيونية بأنها الرابطة التي تنشأ من اتحاد فلز مع لافلز حسب الفرق في السالبية الكهربية بين العنصرين المتفاعلين وهي **قوة إلكتروستاتيكية Electrostatic Attraction** تحافظ على الشحنات المختلفة في المركب الأيوني الواحد. ويمكن تمثيل طريقة تكوين الرابطة الأيونية لأي مركب ثنائي بكتابة التوزيع الإلكتروني للذرتين الممثلتين للشقين الموجب والسالب، ومن ثم كتابة التوزيع الإلكتروني الجديد للوصول إلى حالة الاستقرار للوصول إلى أقرب غاز خامل لكلا الذرتين باكتساب أو فقد الإلكترونات المكتملة للتركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل، وفي النهاية نكتب معادلة التفاعل بعد وزنها طبقاً لعدد الإلكترونات المكتسبة أو المفقودة، كما يتضح من الأمثلة الآتية:

تكوين جزيء كلوريد الصوديوم NaCl

نكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الشق الموجب



نكتب التوزيع الإلكتروني لأيون الشق الموجب:



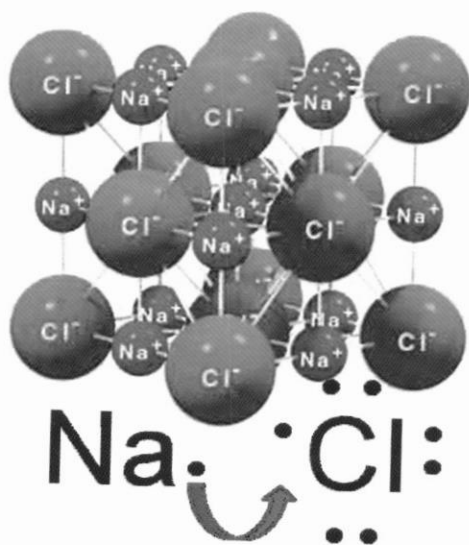
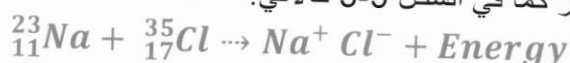
نكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الشق السالب:



نكتب التوزيع الإلكتروني لأيون الشق السالب:

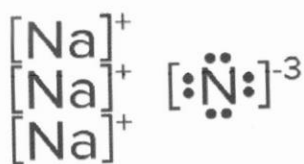
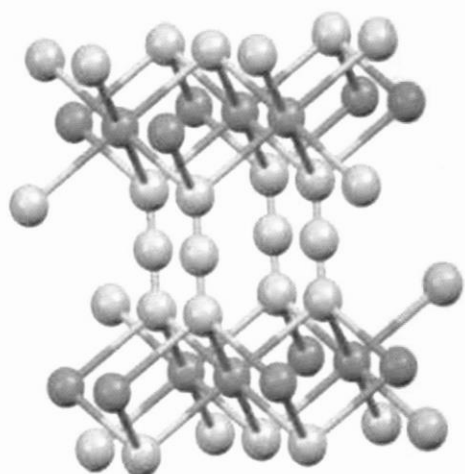


نكتب المعادلة الأيونية لتكوين جزيء كلوريد الصوديوم التي توضح الانتقال الإلكتروني من الصوديوم إلى الكلور كما في الشكل 3-5 كالآتي:



شكل 3-5: الشكل البنائي لبلورة كلوريد الصوديوم.

تكوين جزيء نيتريد الصوديوم Na_3N .



شكل ٥-٤: الشكل البنائي لبلورة نيتريد الصوديوم

نكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الشق الموجب.



نكتب التوزيع الإلكتروني لأيون الشق الموجب.



نكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الشق السالب.



نكتب التوزيع الإلكتروني لأيون الشق السالب

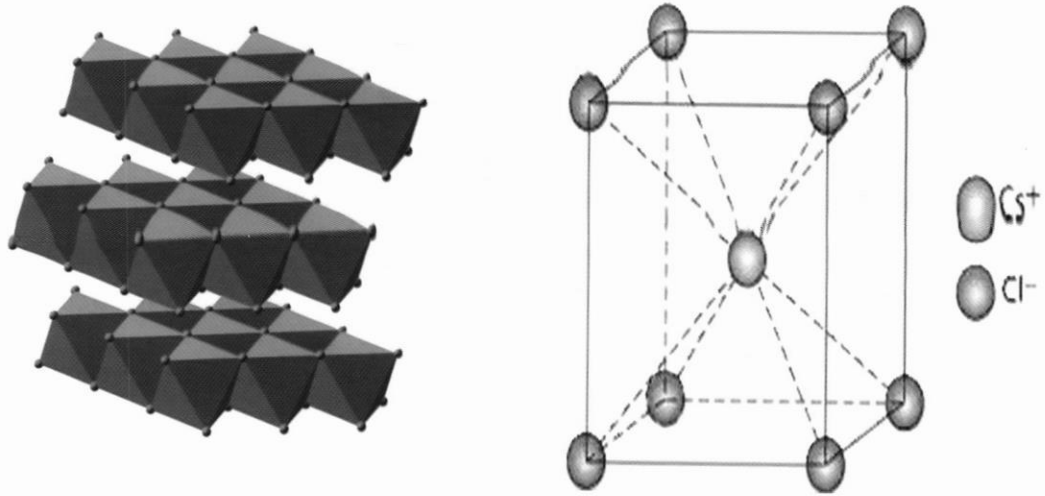


نكتب معادلة التفاعل لتكوين جزيء نيتريد الصوديوم التي توضح انتقال الشحنات من الصوديوم الى النيتروجين كما في الشكل 4-5 كالآتي:



خواص المركبات الأيونية *properties of ionic compounds*

نلاحظ من الأمثلة السابقة لتكوين المركبات الأيونية خروج طاقة حرارية عند تكوين تلك المركبات، حيث يصنف تكوين المركبات الأيونية *بالتفاعلات الطاردة أو المنتجة للحرارة Exothermic Reactions*، وذلك لأنه عندما تتجاذب الأيونات الموجبة والسالبة يتقارب بعضها من بعض مكونة نظاماً أكثر استقراراً، طاقته أقل من طاقة الأيونات المنفردة، ويسمى هذا النظام *بالشبكة البلورية Crystal Lattice* ويمكن تعريف *طاقة الشبكة البلورية Energy of Crystal Lattice* بأنها الطاقة اللازمة لفصل أيونات مول واحد من المركب الأيوني، وتعتمد طاقة الشبكة البلورية على كلاً من مقدار شحنة الأيون و حجم الأيونات المرتبطة.



شكل 5-5: الشبكة البلورية المكونة لكلوريد السيزيوم $CsCl$ وكلوريد الماغنسيوم $MgCl_2$.

وعند مقارنة طاقة الشبكة البلورية لكلاً من كلوريد السيزيوم وكلوريد الماغنسيوم نجد أن $MgCl_2$ أكبر طاقة شبكة بلورية من $CsCl$ حيث أنها تزداد بزيادة كلاً من الشحنة والحجم للأيونات المكونة للمركب الأيوني. وتتميز المركبات الأيونية بالآتي:

1. المركبات الأيونية لا توصل التيار الكهربائي في حالتها الصلبة، نظراً لقوى الجذب الكبيرة بين الأيونات والتي تؤدي لتقييد حركتها
2. تصبح المركبات الأيونية جيدة التوصيل الكهربائي في حالة المحاليل وفي حالتها المصهورة أيضاً، لأن الأيونات التي كانت مقيدة في الحالة الصلبة أصبحت حرة الحركة
3. يسمى المركب الأيوني في حالة التوصيل الكهربائي، **إلكتروليت $Electrolyte$** وهو مركب أيوني يوصل محلوله أو مصهوره التيار الكهربائي.
4. المركبات الأيونية ذات درجات غليان وانصهار مرتفعة وذلك بسبب قوة الروابط الأيونية.
5. تمتاز كثير من بلورات المركبات الأيونية بألوان زاهية والسبب يعود لوجود فلزات انتقالية داخل الشبكة البلورية.
6. تمتاز كثير من بلورات المركبات الأيونية بالقوة والصلابة، نظراً لوجود قوة التجاذب التي تثبت الأيونات في أماكنها.

2-6-5- الرابطة التساهمية Covalent Bond

الرابطة التساهمية هي الرابطة التي تنشأ عن مشاركة الإلكترونات لتكوين أصغر وحدة في المركب التي تسمى الجزيء *Molecule*، ويتكون الجزيء عندما ترتبط ذرتان أو أكثر بروابط تساهمية، بمشاركة الإلكترونات المتواجدة في مجال الطاقة الخارجي، لكلا الذرتين التي تكون الرابطة التساهمية، حيث تقع الذرتان بين نوعين من القوى، الأولى هي قوى التنافر *Repulsion Force* و الثانية قوى التجاذب *Attraction Force* في نفس الوقت بحيث يتواجد:

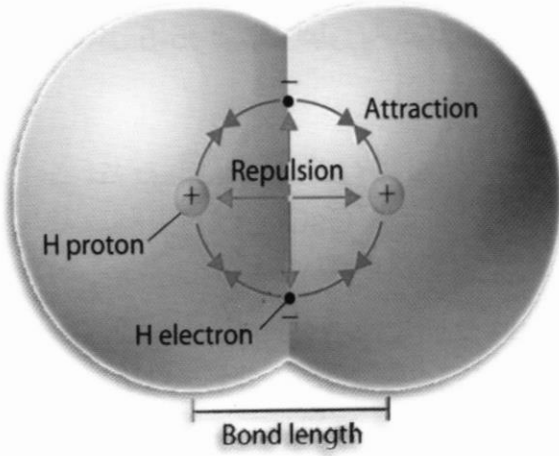
1. قوى التجاذب بين الأنوية الموجبة الشحنة والسحب الإلكترونية السالبة الشحنة

2. قوى التنافر بين الأنوية الموجبة في كلتا

الذرتين

3. قوى التنافر بين السحب الإلكترونية السالبة في

كلتا الذرتين



شكل 5-6: قوى التجاذب والتنافر عند تكوين الرابطة التساهمية

فعندما تقترب الذرتان من بعضهما البعض نتيجة التجاذب بين الأنوية والسحب الإلكترونية تتولد قوتا تنافر تؤثران أيضاً في الذرات أحدهما قوة التنافر بين النواتين (بروتونات الذرتين) والأخرى قوة التنافر بين السحب الإلكترونية (الإلكترونات الذرتين)، وكلما اقتربت الذرتين من بعضهما البعض زادت قوة التجاذب بين بروتونات إحداهما مع إلكترونات الأخرى، لتصل إلى نقطة تكون عندها محصلة قوى التجاذب أكبر من محصلة قوى التنافر، وعندئذ ترتبط الذرتان برابطة تساهمية ويتكون الجزيء. يحدث الترتيب الأكثر

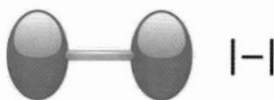
استقراراً والأمثل للذرات في الرابطة التساهمية عند أفضل مسافة بين نواتي الذرتين حيث تصبح محصلة قوى التجاذب عند هذه النقطة أكبر من محصلة التنافر، وتسمى متوسط المسافة بين نواتي الذرتين بطول

الرابطة *Bond Length*.

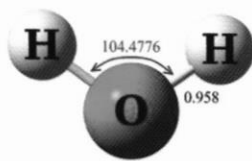
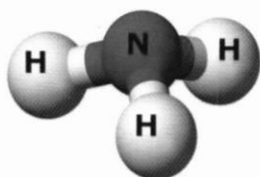
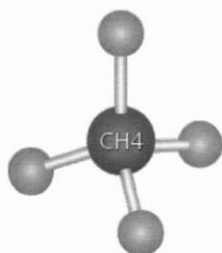
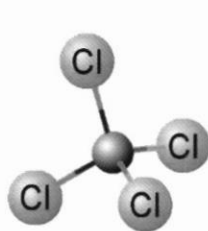
3-6-5 الروابط التساهمية الأحادية Single Covalent Bonds

تظهر الروابط التساهمية الأحادية باشتراك زوج واحد من الإلكترونات في تكوين الرابطة.

مثال:



ويتضح من المثال أن الرابطة التساهمية الأحادية تنشأ عند:



شكل 5-7: أمثلة على بعض المركبات المكونة من روابط تساهمية أحادية.

1. تكوين الجزيئات ثنائية الذرة المتشابهة لعنصر الهيدروجين H_2
2. تكوين الجزيئات ثنائية الذرة لعناصر المجموعة السابعة عشرة F_2, Cl_2, Br_2, I_2
3. تفاعل عناصر المجموعة السابعة عشرة مع اللافلزات مثل الكربون كما في CCl_4
4. تفاعل عناصر المجموعة 16 مع الهيدروجين كما في الماء H_2O
5. تفاعل عناصر المجموعة 15 مع الهيدروجين كما في النشادر NH_3
6. تفاعل عناصر المجموعة 14 مع الهيدروجين كما في الميثان CH_4 .

وتسمى الرابطة التساهمية الأحادية رابطة **Sigma Bond** ويرمز لها بالرمز الإغريقي σ ، عندما يقع زوج الإلكترونات المشتركة في المنتصف بين الذرتين ، أو عندما تتشارك ذرتان في الإلكترونات وتتداخل مجالات تكافؤهما معاً رأساً مقابل رأس فتزداد الكثافة الإلكترونية في مجال الربط بين الذرتين بحيث يقع مجال الربط في المنطقة التي يكون احتمال وجود إلكترونات الرابطة أكبر ما يمكن . كذلك يمكن تكوين الرابطة التساهمية الأحادية عندما يتداخل مجال S مع مجال S آخر ، أو مجال S مع مجال P ، أو مجال P مع مجال P آخر عند التقابل بالرأس.

ويمكن تمثيل الرابطة التساهمية الأحادية برسم تركيب لويس للجزيئات الناتجة.

1-3-6-5 تراكيب لويس Lewis Structures

قام العالم الأمريكي جيلبرت نيوتن لويس **Gilbert Newton Lewis** بوضع طريقة بسيطة لتمثيل إلكترونات التكافؤ والتي تتميز بوجود بعض من حرية الحركة **Degree of Freedom** وتسمى تراكيب لويس حيث يتم التعبير فيها عن الإلكترونات على شكل نقاط. تلك الطريقة توضح شكل الجزيء، بحيث تبين ترتيب إلكترونات التكافؤ وعدد الروابط في ذرات الجزيء. ويرمز للإلكترون الحر بنقطة والرابطة الأحادية بنقطتين أو خط والرابطة الثنائية بأربعة نقاط أو خطين والثلاثية بستة نقاط أو ثلاث خطوط. ويمكن رسم شكل لويس لأي جزيء يتمتع برابطة تساهمية أو للمركبات ذات الروابط التناسقية.

1-1-3-6-5 طريقة رسم تراكيب لويس Drawing Lewis Structures

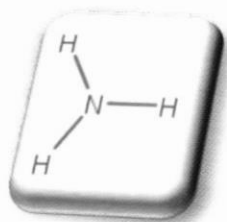
- 1- نحدد أولاً الذرة المركزية وهي الذرة ذات السالبية الكهربية الأقل والتكافؤ الأعلى.
- 2- نحسب عدد إلكترونات التكافؤ لكل عنصر.
- 3- نحسب العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ في الجزيء.
- 4- نربط الذرة المركزية بالذرات الأخرى بروابط تساهمية.
- 5- كل نقطتين أو خط مستقيم قصير يمثل رابطة تساهمية وهي عبارة عن زوج من الإلكترونات وتسمى الإلكترونات الرابطة.
- 6- نطرح عدد الإلكترونات الرابطة من العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ ونوزع الباقي على الذرات الخارجية بحيث تحصل كل ذرة على ثمانية إلكترونات ما عدا الهيدروجين يحصل على إلكترونين فقط.
- 7- الباقي من إلكترونات التكافؤ يُضاف الي الذرة المركزية على هيئة إلكترونات غير رابطة.
- 8- إذا كان عدد الإلكترونات على الذرة المركزية أقل من ثمانية تستخدم الأزواج الإلكترونية غير الرابطة في عمل روابط ثنائية بين الذرة المركزية والذرات الخارجية.

مع ملاحظة الاعتبارات التالية:

- 1- الذرة المركزية هي التي تكتب أولاً
- 2- إذا كان الجزيء أيوناً سالباً **Anion** نضيف إلى عدد إلكترونات التكافؤ عدداً يماثل الشحنة التي يحملها الأيون السالب.
- 3- إذا كان الجزيء أيوناً موجباً **Cation** نطرح من عدد إلكترونات التكافؤ عدداً يماثل الشحنة التي يحملها الأيون الموجب.
- 4- نبدأ بتوزيع إلكترونات التكافؤ التي تشكل الروابط على ذرات الجزيء بحيث تأخذ ذرة الهيدروجين إلكترونين وأي ذرة أخرى سيكون نصيبها 8 إلكترونات.

مثال 5-6: ارسم تركيب لويس للأمونيا NH_3

الحل:



1- الذرة المركزية هي النيتروجين

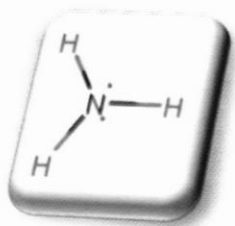
2- عدد إلكترونات التكافؤ $H = 1$ ، $N = 5$

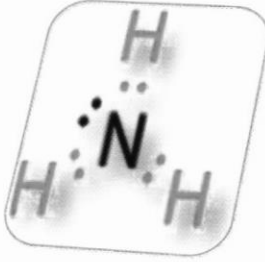
3- العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ في الجزيء $= 5 + (1 \times 3) = 8$

4- وصل الذرة المركزية بالذرات الأخرى بروابط تساهمية أحادية

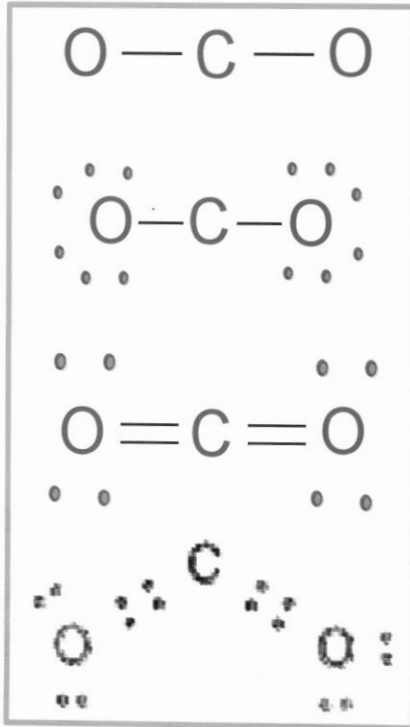
عدد الإلكترونات الرابطة = 6

الفرق = $8 - 6 = 2$ إلكترون يُوضعان على هيئة زوج غير رابط على الذرة المركزية





يتم تحويل الروابط بين الذرة المركزية والذرات الأخرى إلى نماذج نقطية

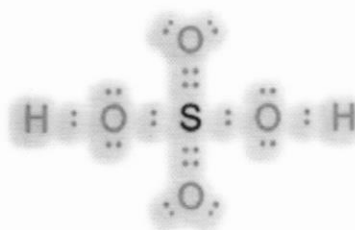
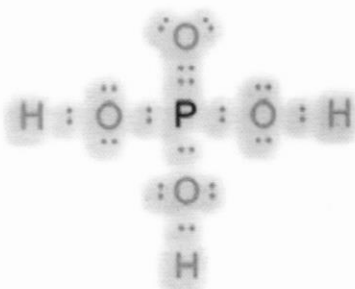
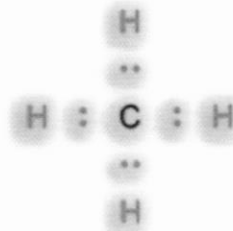
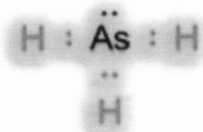
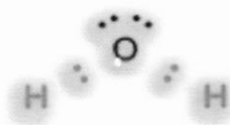


مثال 5-7: ارسم تركيب لويس لثاني اكسيد الكربون CO2

الحل:

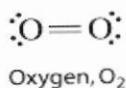
- 1- الذرة المركزية هي الكربون
- 2- عدد إلكترونات التكافؤ $C = 4$ ، $O = 6$
- 3- عدد إلكترونات التكافؤ للجزيء $= 4 + (6 \times 2) = 16$
- 4- كون الروابط التساهمية
- 5- الفرق بين الإلكترونات الرابطة والعدد الكلي لإلكترونات التكافؤ $= 16 - 4 = 12$ توزع على الذرات الخارجية (الأكسجين) لتحصل كل منها على ثمانية إلكترونات.
- 6- لكي تحصل الكربون على ثمانية إلكترونات نكون روابط ثنائية بينها وبين ذرات الأكسجين.
- 7- نقوم بتحويل الروابط إلى نقاط لويس بحيث يتم تمثيل الروابط المزدوجة بنقاط سوداء.

تدريب: أكتب خطوات تراكيب لويس للماء والميثان وحمض الفوسفوريك وحمض الكبريتيك والأرسين
الموضحة بالشكل؟



4-6-5 الروابط التساهمية المتعددة Multiple Covalent Bonds

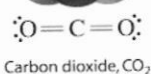
تكتسب الذرات في بعض الجزيئات التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة نفسه عندما تشترك بأكثر من زوج من الإلكترونات مع ذرة أخرى أو أكثر مكونة روابط تساهمية متعددة. هذه الروابط من الممكن أن تكون ثنائية أو ثلاثية، وغالباً هناك بعض الذرات مثل الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت تستطيع تكوين روابط تساهمية متعددة مع اللافلزات بحيث يكون عدد إلكترونات التكافؤ التي تحتاج إليها الذرة للوصول للتركيب المستقر مساوياً لعدد الروابط التساهمية الممكن تكوينها.



فعندما تقوم كل ذرة بالمشاركة بالإلكترونين ليصل المجموع إلى زوجين مشتركين من الإلكترونات بين الذرتين فإننا نحصل على الرابطة الثنائية كما هو الحال في جزيئات الأكسجين O_2 .



وعندما تقوم كل ذرة بالمشاركة بثلاثة إلكترونات ليصل المجموع إلى ثلاثة أزواج مشتركة من الإلكترونات بين الذرتين فإننا نحصل على الرابطة الثلاثية كما هو الحال كما في جزيئات النيتروجين N_2 وثاني أكسيد الكربون، وتتكون الرابطة التساهمية المتعددة من رابطة سيجما واحدة و **رابطة باي Pi Bond** واحدة على الأقل، ويرمز لها بالرمز الإغريقي π ، وهي الرابطة التي تتكون من تداخل المجالات المتوازية بهدف التشارك في الإلكترونات عندما تتداخل مجالات **P** الفرعية المتوازية وتشترك في الإلكترونات، بحيث تشغل أزواج الإلكترونات المشاركة الرابطة.



1. قسم العالم الألماني <i>Dobereiner</i> في عام 1817 عناصره المكتشفة إلى			
A. رباعيات	B. ثلاثيات	C. خماسيات	D. سداسيات
2. تم تقسيم قطاعات الجدول الدوري الأساسية إلى عدد			
A. 2 قطاع	B. 3 قطاعات	C. 4 قطاعات	D. خمسة قطاعات
3. المجموعة 1A تسمى			
A. العناصر النادرة	B. العناصر الانتقالية	C. الأكتينيدات	D. المعادن القلوية
4. المجموعة 2A			
A. الغازات الخاملة	B. اللانثانيدات	C. المعادن القلوية الأرضية	D. العناصر الانتقالية
5. عناصر الفئة p عبارة عن			
A. 5 مجموعات	B. 6 مجموعات	C. 8 مجموعات	D. 7 مجموعات
6. يعتبر الأرجون من			
A. السوائل	B. الغازات النبيلة	C. الجزيئات	D. القلويات
7. عدد عناصر الجدول الدوري الحديثة المعتمدة			
A. 118	B. 1103	C. 114	D. 104
8. عدد العناصر في الدورة الرابعة			
A. 6	B. 7	C. 9	D. 18
9. الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة وهي في الحالة الغازية تسمى			
A. الألفة الإلكترونية	B. السالبية الكهربية	C. جهد التأين	D. الميل الإلكتروني
10. جهد التأين عملية ترموديناميكية			
A. ماصة للحرارة	B. طاردة للحرارة	C. لا تعتمد على الحرارة	D. الإجابة غير ما سبق
11. جهد التأين الثاني			
A. أكبر من جهد التأين الأول	B. أقل من جهد التأين الأول	C. يساوي جهد التأين الأول	D. الإجابة غير ما سبق
12. جهد التأين الرابع في ذرة الألومنيوم			
A. أكبر من جهود التأين الثلاثة الأولى	B. أقل من جهود التأين الثلاثة الأولى	C. يساوي جهود التأين الثلاثة الأولى	D. غير ما سبق
13. الميل الإلكتروني للفلزات أكبر من			
A. المركبات التساهمية	B. الفلزات	C. المركبات الأيونية	D. المركبات القطبية

14. جهد التأين الثالث في المغنسيوم			
A. أكبر من جهود التأين الأولى	B. أقل من جهود التأين الأولى والثانية	C. يساوي جهود التأين الأولى	D. يساوي مجموع جهود الثلاثة الأولى
15. الطاقة المتحررة عند اتحاد ذرة غازية متعادلة وهي في أدنى حالات الطاقة مع إلكترون معطية الأيون السالب الأحادي الشحنة الغازي تسمى			
A. الميل الإلكتروني	B. السالبية الكهربية	C. الألفة الإلكترونية	D. الإجابة الأولى والثالثة
16. جهد التأين الرابع في الصوديوم			
A. أكبر من جهود التأين الثلاثة الأولى	B. أقل من مجموع جهود التأين الثلاثة الأولى	C. يساوي جهود التأين الثلاثة الأولى	D. يساوي مجموع جهود التأين الثلاثة الأولى
17. يقدر الميل الإلكتروني بوحدة			
A. الكلفن	B. المتر	C. الجول	D. الإلكترون فولت
18. الميل الإلكتروني للهكساسيانو بنزين يفوق			
A. الكلور	B. الفلور	C. اليود	D. جميع ما سبق
19. الميل الإلكتروني للغازات النبيلة			
A. سالب	B. كبير جدا وسالب	C. كبير جدا وموجب	D. صغير وموجب
20. تكون الرابطة أيونية نقية إذا كان الفرق في السالبية بين الذرتين أكبر من			
A. 0	B. 2.1	C. 1.4	D. 0.4
21. المتوسط الحسابي لجهد التأين والألفة الإلكترونية			
A. مقياس باولينج	B. مقياس مولكين	C. مقياس اللرد-روتشو	D. مقياس بور
22. تكون الرابطة تساهمية نقية إذا كان الفرق في السالبية بين الذرتين حوالي			
A. 0	B. 2.1	C. 1.4	D. 0.4
23. تكون الرابطة تساهمية قطبية إذا كان الفرق في السالبية بين الذرتين حوالي			
A. 0	B. 2.1	C. 1.4	D. 0.4
24. تكوين المركبات الأيونية			
A. طارد للحرارة	B. ماص للحرارة	C. متساوي الحرارة	D. ليس ما سبق
25. حجم الذرات في كلوريد المغنسيوم أكبر من			
A. كلوريد الصوديوم	B. كلوريد الكالسيوم	C. كلوريد الليثيوم	D. كلوريد الحديد الثلاثي
26. المركبات الأيونية توصل التيار الكهربائي في حالة			
A. المحاليل	B. المصاهير	C. الألكتروليت	D. جميع ما سبق

.27 الروابط في جزيء النيتروجين			
A. أحادية	B. ثنائية	C. ثلاثية	D. أيونية
.28 العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ في النشادر			
A. 6	B. 8	C. 9	D. 10
.29 الروابط في غاز ثاني أكسيد الكربون			
A. أحادية	B. ثنائية	C. ثلاثية	D. أيونية
.30 الفرق بين الإلكترونات الرابطة والعدد الكلي لإلكترونات التكافؤ في ثاني أكسيد الكربون			
A. 12	B. 11	C. 9	D. 8



الفصل السادس

الاتزان الكيميائي

CHEMICAL EQUILIBRIUM

وجد أن أغلب التفاعلات الكيميائية لا تصل إلى الانتهاء فعند إضافة المواد المتفاعلة بنسب محددة حسب المعادلة الكيميائية المتزنة لا تتحول المتفاعلات كلية إلى نواتج. هذا النوع من التفاعلات الذي لا تنتهي فيه كمية المتفاعلات يعرف بالتفاعلات الانعكاسية وأهم ما يميز هذه النوعية من التفاعلات انها تسير في اتجاهين طردي وعكسي. عندئذ، تطبق حالة الاتزان على هذه التفاعلات ويكون هذا النوع من الاتزان اتزان ديناميكي.

The State of Chemical Equilibrium

2-6 حالة الاتزان الكيميائي

تعرف حالة الاتزان الكيميائي بأنها الحالة التي تتساوى عندها سرعة تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج مع سرعة تحول النواتج إلى متفاعلات. عندئذ، يكون سرعة التفاعل الطردي تساوى سرعة التفاعل العكسي. ففي بداية التفاعل توجد المواد المتفاعلة فقط فيسير التفاعل في الاتجاه الأمامي بسرعة كبيرة ويختفي جزء من المواد المتفاعلة بحيث تقل تركيز المتفاعلات ويبدأ تركيز المواد الناتجة في التزايد فتتفاعل المواد الناتجة لتنتج المواد المتفاعلة مرة أخرى ليبدأ التفاعل في السير في الاتجاه الخلفي، ويكون سرعة هذا التفاعل بطيء في البداية وتزداد سرعته بمرور الزمن حتى يصل التفاعل الكلى إلى حالة الاتزان التي يتساوى عندها سرعة التفاعل الأمامي وسرعة التفاعل الخلفي ويثبت عندها تركيزات المواد المتفاعلة والناتجة. ويتم التعبير عن التفاعلات الانعكاسية بسهمين بهذا الشكل \rightleftharpoons بحيث يشير السهم العلوى إلى تحول المتفاعلات إلى نواتج بينما يشير السهم السفلى إلى تحول النواتج إلى متفاعلات.

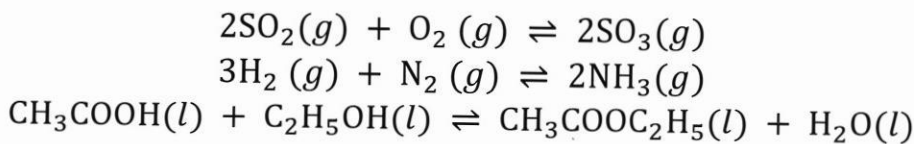
Types of Chemical Equilibrium

3-6 أنواع الاتزان الكيميائي

بغض النظر عن الأيونات والصيغة الكيميائية المتواجدة في النظام الكيميائي يمكن تصنيف الاتزان الكيميائي طبقاً لحالات الأطوار المتواجدة أثناء التفاعل إلى نوعين أساسيين هما المتجانس وغير المتجانس.

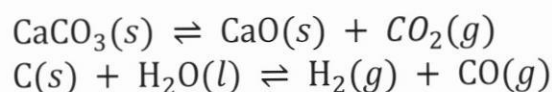
1-3-6 الاتزان الكيميائي المتجانس Homogeneous Chemical Equilibrium

يحدث في الأنظمة التي تحتوي على مواد لها نفس الحالة الفيزيائية مثل الأنظمة التي تحتوي على غازات فقط او سوائل فقط. الوصول إلى الاتزان في هذه الأنظمة يحدث عادة بسرعة كبيرة ومن أمثلة الأنظمة المتجانسة التفاعلات التالية



2-3-6. الاتزان الكيميائي غير المتجانس Heterogeneous Chemical Equilibrium

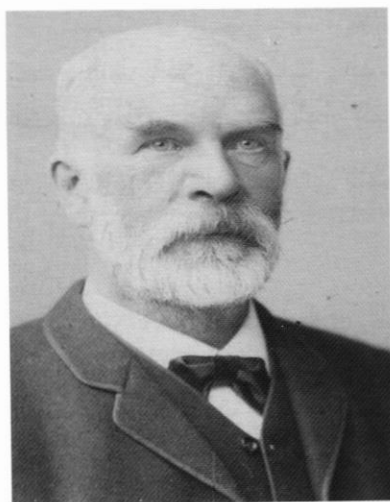
يحدث في الأنظمة التي تحتوي على مواد مختلفة في الحالة الفيزيائية بحيث يكون النظام مكوناً من أطوار مختلفة وفي حالة الاتزان غير المتجانس معدل الوصول إلى حالة الاتزان يكون بطيء مقارنة بالإنترانات المتجانسة ومثال لها التفاعلات التالية



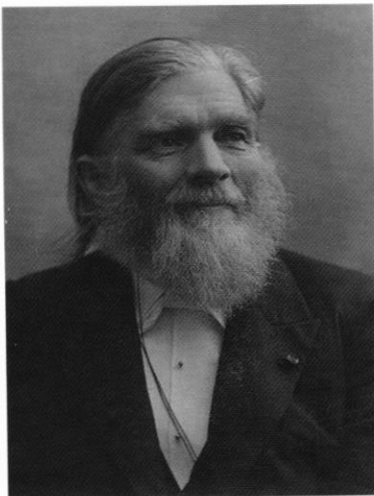
وسوف نلاحظ من خلال الفقرات التالية أنه في حالة الاتزان غير المتجانس لا تحتوى معادلة ثابت الاتزان على تركيز كلاً من المواد الصلبة أو السوائل النقية لأن تراكيزها ثابتة وتساوى الوحدة حيث أشار العالمان النرويجيان **جولدبرج** *Guldberg* و **واج** *Waage* أنه عندما تكون المادة الصلبة أحد مكونات العملية العكسية فإن كتلتها الفعالة تكون ثابتة مهما كانت كميتها ولذلك فإن إضافة أي كتلة زائدة من المادة الصلبة أو السائلة النقية إلى تفاعل متزن لا يؤثر على موضع الاتزان .

The Law of Mass Action

4-6. قانون فعل الكتلة



Cato Maximilian Guldberg



Peter Waage

أكتشف العالمان النرويجيان كاتو ماكسيميليان جولدبرج *Cato Maximilian Guldberg* و بيتر واج *Peter Waage* هذه العلاقة والتي تنسب اليهما حيث تربط بين سرعة التفاعل الكيميائي والكتل الفعالة أو تراكيز المواد المتفاعلة، حيث قام العالمان بتعيين ثوابت التوازن بالتجربة وباستخدام معادلات مستنبطة من عملهم، تؤكد أن التوازن الكيميائي هو عملية ديناميكية حركية يسري فيها تفاعلان عكسيان في وقت واحد، يكون خلالها معدلي التفاعلين متساويين وهناك صيغ عديدة لهذا القانون نذكر منها الصيغتين التاليتين :

تتناسب سرعة التفاعل الطردني متناسباً طردياً مع حاصل ضرب تركيزات المواد المتفاعلة مرفوعة لأس يساوي عدد المولات المقابلة $[A]^a \cdot [B]^b$ وبالتالي فإن سرعة التفاعل الطردني تساوي $K_f [A]^a \cdot [B]^b$ ، بينما سرعة التفاعل العكسي تتناسب مع حاصل ضرب تركيزات المواد الناتجة مرفوعة لأس يساوي عدد المولات المقابلة $[C]^c \cdot [D]^d$ و سرعة التفاعل العكسي تساوي $K_b [C]^c \cdot [D]^d$

عند الاتزان تكون سرعة التفاعل الطردني مساوية لسرعة التفاعل العكسي

$$K_f [A]^a \cdot [B]^b = K_b [C]^c [D]^d$$

بإعادة ترتيب المعادلة السابقة بحيث تصبح ثوابت الاتزان في إحدى طرفي المعادلة والتراكيز المولارية للمتفاعلات والنواتج في الطرف الآخر نحصل على المعادلة التالية

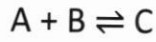
$$\frac{K_f}{K_b} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

وبما أن كلاً من K_f, K_b ثوابت فيمكن التعويض عن حاصل قسمة K_f/K_b بثابت جديد يعرف بثابت الاتزان الكيميائي يرمز له بالرمز K_e مع الأخذ في الاعتبار أن هذا القانون يطبق عندما يتم كلاً من التفاعلين الطردني والعكسي في خطوة واحدة عندما يكون التفاعل في صورة بسيطة **Elementary Reaction** حيث تصبح العلاقة بين هذه الثوابت أكثر تعقيداً في حالة التفاعلات التي تسير بميكانيكية متعددة الخطوات **Multi-Steps Mechanism** وتصبح المعادلة النهائية هي:

$$K_e = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

يمكن حساب قيمة K_e عملياً عن طريق قياس تركيزات المواد الناتجة والمتفاعلة عند الاتزان، علماً بأن قيمة هذا الثابت لا تعطى فكرة عن سرعة التفاعل وإنما تدل فقط على اتجاه التفاعل وعلى اكتماله.

مثال 6-1: تفاعلت المادة A مع المادة B حسب المعادلة التالية



فاذا كانت تراكيز المواد المختلفة عن الاتزان كالتالي

$$[C] = 0.03 \times 10^{-2} \text{ M} \quad [B] = 3.3 \times 10^{-2} \text{ M}, \quad [A] = 2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

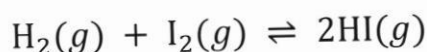
احسب قيمة ثابت الاتزان لهذا التفاعل؟

الحل:

$$\begin{aligned} K_e &= \frac{[C]}{[A] \cdot [B]} \\ &= \frac{(0.03 \times 10^{-2} \text{ M})}{(2 \times 10^{-3} \text{ M} \times 3.3 \times 10^{-2} \text{ M})} \\ &= 4.5 \text{ M}^{-1} \end{aligned}$$

مثال 6-2: عند تسخين 2.94 مول من اليود مع 8.1 مول من الهيدروجين في وعاء حجمه 1 لتر عند ضغط ثابت ودرجة حرارة 444 درجة مئوية، ينتج عند الاتزان 5.6 مول من يوديد الهيدروجين احسب ثابت الاتزان لهذا التفاعل.

الحل: يتفاعل كلاً من الهيدروجين واليود حسب التفاعل التالي:



ويمكن تكوين الجدول التالي لتركيزات المتفاعلات والنواتج

	H_2	I_2	HI
التركيز الابتدائي	8.1	2.94	0
التغير في التركيز	-X	-X	+2X
التركيز عند الاتزان	8.1-X	2.94-X	2X=5.6

حيث تمثل X قيمة النقصان في تركيزات المتفاعلات أو الزيادة في تركيزات النواتج على الترتيب. ولمعرفة قيمة X يمكن استخدام القيمة المعطاه ليوديد الهيدروجين المدونة بالجدول فنجد أن

$$2X = 5.6$$

$$X = \frac{5.6}{2} = 2.8 \text{ M}$$

وعليه يمكن حساب تركيزات الهيدروجين واليود عند الاتزان طبقاً للآتي

$$[\text{H}_2] = 8.1 - 2.8 = 5.3 \text{ M}$$

$$[\text{I}_2] = 2.94 - 2.8 = 0.14 \text{ M}$$

وبتطبيق قانون فعل الكتلة نجد ان قيمة ثابت الاتزان يتم حسابها كالآتي

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

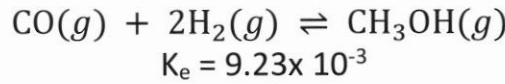
$$= \frac{5.6}{5.3 \times 0.14} = 7.55$$

5-6 علاقة ثابت الاتزان بالمعادلة الكيميائية الموزونة
Correlation between Equilibrium Constant and Balanced equation

طبقا للحسابات الكيميائية الدقيقة فيمكن ربط ثابت الاتزان الكيميائي بالمعادلة الكيميائية الموزونة المعبرة عن التفاعل فيمكن تطبيق الحالات التالية:

- أ- إذا عكس اتجاه تفاعل ما فإن ثابت الاتزان الجديد يساوي $\frac{1}{\text{الثابت الأول}}$.
- ب- إذا ضرب التفاعل في معامل ما فإن ثابت الاتزان الجديد يرفع إلى أس يساوي ذلك المعامل.
- ج- إذا كان التفاعل الكلي مكون من مجموعة تفاعلات فإن ثابت اتزان التفاعل الكلي يساوي حاصل ضرب ثوابت الاتزان لكل التفاعلات المكونة له.
- د- عند قسمة المعاملات في المعادلة الكيميائية الموزونة بمعامل ما 2, 3..... تصبح قيمة الاتزان للتفاعل الجديد مساوية الجذر التربيعي، الجذر التكعيبي..... لثابت اتزان التفاعل الأول.

ففي التفاعل التالي:



عند عكس التفاعل السابق كما يلي:

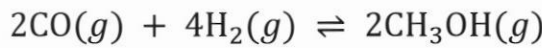


يُحسب ثابت الاتزان للتفاعل الجديد كما يلي:

$$K = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]^2}{[\text{CH}_3\text{OH}]} = \frac{1}{\frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2}}$$

$$= 1/K_e = 1/(9.23 \times 10^{-3}) = 0.108 \times 10^3$$

وعند ضرب التفاعل الأول في عامل مشترك وليكن 2 على سبيل المثال يصبح التفاعل الجديد:



يُحسب ثابت اتزان هذا التفاعل كما يلي:

$$K' = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]^2}{[\text{CO}]^2[\text{H}_2]^4} = \left(\frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2} \right)^2 = K_e^2 = (9.23 \times 10^{-3})^2 = 85.19 \times 10^{-6}$$

يجب ملاحظة ما يلي عند حساب ثابت الاتزان:

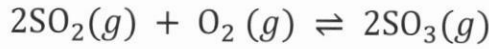
1- استخدام قيم تركيزات المواد عند الاتزان.

2- قيمة ثابت الاتزان تساوي مقداراً ثابتاً عند درجة حرارة معينة ولا يتغير قيمته إلا بتغير درجة الحرارة.

3- قيمة ثابت الاتزان تدل على مدى سير التفاعل، فإذا كانت قيمة ثابت الاتزان كبيرة، فإن ذلك يعني أن التفاعل يسير إلى درجة كبيرة، أي أن تراكيزات المواد الناتجة عند الاتزان عالية، أما إذا كانت صغيرة، فإن ذلك يعني أن تراكيزات المواد الناتجة - عند الاتزان - منخفضة.

1-5-6 الاتزان التي تتضمن غازات Equilibria Including Gases

من خلال التجارب المعملية للتفاعلات التي تتضمن غازات كأحد المتفاعلات أو النواتج، تكون الضغوط الجزئية للمواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل متناسبة مع تراكيزاتها المولارية. لذلك، يمكن كتابة تعبير ثابت الاتزان لهذه التفاعلات باستعمال الضغوط الجزئية بدلاً من التراكيز. فعند تفاعل غاز الأوكسجين مع ثاني أكسيد الكبريت لإنتاج ثالث أكسيد الكبريت من المعادلة:



يمكن التعبير عن الاتزان للتفاعل بين الأوكسجين وثاني أكسيد الكبريت بأحد الطرق التالية:

1- بدلالة التراكيز المولارية أو الفاعلية:

عند قياس تراكيز المواد المتوازنة بالمولارية فإن ثابت الاتزان K_c يرمز له بالرمز K_c ويرمز الحرف التحتي c إلى التركيز، ويكتب ثابت الاتزان أحياناً بوحدات وأحياناً أخرى بدون وحدات اعتماداً على عدد مولات المواد الناتجة والمتفاعلة وفي هذه الحالة يتم حساب ثابت الاتزان بدلالة التركيز المولاري للغازات كما يلي:

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$$

حيث يمثل $[O_2]$ و $[SO_2]$ و $[SO_3]$ التركيز المولاري لغازات الأوكسجين وثاني أكسيد الكبريت وثالث أكسيد الكبريت على الترتيب

2- بدلالة الضغوط الجزئية:

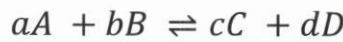
يرمز للثابت في هذه الحالة بالرمز K_p ويعبر عن التفاعل السابق بدلالة الضغوط الجزئية كما يلي:

$$K_p = \frac{P_{SO_3}^2}{P_{SO_2}^2 \cdot P_{O_2}}$$

حيث يمثل P_{SO_2} و P_{SO_3} الضغط الجزئي لغازات الأوكسجين وثاني أكسيد الكبريت وثالث أكسيد الكبريت على الترتيب.

2-5-6 العلاقة بين ثابتى الاتزان بدلالة التركيز المولاري والضغط الجزئي K_c K_p

إذا كان لدينا الاتزان التالي:



فإن ثابت الاتزان بدلالة التركيز المولاري هو

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

بفرض أن الغاز يسلك سلوكاً مثالياً وبالتطبيق في المعادلة العامة للغازات لإيجاد علاقة بين التركيز المولاري والضغط

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{n}{V} RT$$

$$\frac{n}{V} = P(RT)^{-1}$$

بالتعويض عن قيمة التركيز المولاري لكلاً من النواتج والمتفاعلات في المعادلة السابقة نحصل على العلاقة التالية

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

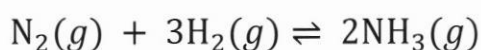
حيث يمثل Δn الفرق بين عدد مولات الغازات الناتجة وعدد مولات الغازات المتفاعلة. وتتوقف العلاقة بين K_c ، K_p على قيمة Δn :

إذا كانت Δn ذات قيمة موجبة فإن K_p تكون أكبر من K_c

إذا كانت Δn ذات قيمة سالبة فإن K_p تكون أقل من K_c

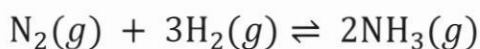
إذا كانت $\Delta n = 0$ فان $K_c = K_p$

مثال 3-6: احسب قيمة K_c بالنسبة للتفاعل التالي عند 300°C



إذا كانت $K_p = 1.5 \times 10^{-5}$, علماً بأن $R = 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K}$

الحل: يتفاعل كلاً من الهيدروجين والنيتروجين طبقاً للمعادلة الموزونة التالية:



وحيث أن كلاً من المتفاعلات والنواتج في صورة غازية فإنه يمكن استخدام العلاقة بين حساب ثابتي الاتزان بدلالة التركيز المولاري والضغط الجزئي للمتفاعلات في الصورة:

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

ويمكن تحويل درجة الحرارة إلى درجة الحرارة المطلقة من العلاقة:

$$T = 300^\circ\text{C} + 273$$

$$= 573 \text{ K}$$

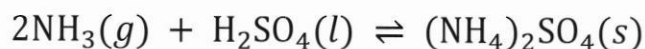
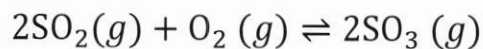
وعند حساب التغير في عدد المولات نجد أن

$$\Delta n = 2 - 4 = -2 \text{ mol}$$

عندئذ نجد أن ثابت الاتزان بدلالة التركيز المولاري يمكن حسابه بالتعويض في العلاقة السابقة كالآتي:

$$K_c = K_p / (RT)^{\Delta n} = \frac{1.5 \times 10^{-5}}{(0.0821 \times 573)^{-2}} = 3.32 \times 10^{-2}$$

مثال: 4-6 عبر عن ثابت الاتزان للتفاعلات التالية بدلالة كلاً من التركيز المولارى والضغط الجزئي



الحل: يمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل الأول كالتالي:

$$K_C = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

$$K_P = \frac{(P_{\text{SO}_3})^2}{(P_{\text{SO}_2})^2 \cdot (P_{\text{O}_2})}$$

بينما يمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل الثاني كما يلي:

$$K_C = \frac{1}{[\text{NH}_3]^2}$$

$$K_P = \frac{1}{(P_{\text{NH}_3})^2}$$

ملاحظة: يجب الأخذ في الاعتبار عند كتابة ثابت الاتزان، عدم كتابة تراكيز المواد الصلبة النقية وكذلك السائلة في معادلة ثابت الاتزان.

3-5-6 مدلول واستخدامات قيمة ثابت الاتزان Significance and Uses of Equilibrium constant

يمكن القول بأن ثابت الاتزان له أهمية كبيرة في أفرع الكيمياء المختلفة، حيث يمكن استخدام قيمة هذا الثابت في الاستدلال على سير التفاعل والتنبؤ ببعض الخطوات المؤثرة في التفاعل والتي يمكن اختصارها في النقاط التالية:

- 1- قيمة ثابت الاتزان الكبيرة تدل على أن معظم المواد المتفاعلة تحولت إلى نواتج.
- 2- قيمة ثابت الاتزان الصغيرة تدل على أن المواد المتفاعلة موجودة بكمية أكبر من النواتج وأن اتجاه التفاعل إلى اليسار (اتجاه المتفاعلات).
- 3- إذا كانت قيمة ثابت الاتزان تساوى مالا نهاية فهذا يشير إلى أن التفاعل غير انعكاسي وأنه يسير في اتجاه واحد فقط حتى تنتهي كمية المتفاعلات.
- 4- يمكن استخدام ثابت الاتزان للتنبؤ بالاتجاه الذي سيسلكه التفاعل للوصول إلى حالة الاتزان. ولمعرفة ما إذا كان التفاعل في حالة توازن أم لا، نوجد قيمة حاصل الاتزان (رائز التفاعل) (Reaction Quotient) والذي يرمز له بالرمز Q ونقارنها بقيمة K_C فإذا كانت:

$$Q = K_C \text{ - أ}$$

فإن ذلك يعني أن النظام في حالة اتزان، وتركيز النواتج والمتفاعلات ستبقى ثابتة.

$$Q > K_C \text{ - ب}$$

يدل ذلك على أن تراكيز النواتج أعلى من تراكيزها عند الاتزان، لذلك تتناقص للوصول إلى الاتزان ويتجه التفاعل في الاتجاه العكسي.

$$Q < K_C \text{ - ج}$$

يتضح من ذلك أن تراكيز النواتج أقل من تراكيزها عند الاتزان لذلك تتزايد حتى تصل إلى الاتزان ويتجه التفاعل في الاتجاه الطردي.

- 5- معرفة التراكيز الأصلية وكذلك التراكيز عند الاتزان للمواد المتفاعلة والنواتج في التفاعل المتزن.

مثال 5-6: في التفاعل المتزن التالي



إذا كانت قيمة الضغوط الجزئية كما يلي:

$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{SO}_2} = 0.1 \quad P_{\text{SO}_3} = 0.05$$

كيف يمكن الاستدلال على الحالة العامة للتفاعل؟

الحل: للاستدلال على الحالة العامة للتفاعل يتم حساب خارج قسمة ناتج التفاعل Q ثم مقارنتها بقيمة K_p

$$\begin{aligned} Q &= \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{O}_2} \cdot P_{\text{SO}_2}^2} \\ &= \frac{0.05}{0.1 \times (0.1)^2} \\ &= 50 \end{aligned}$$

نجد ان قيمة $Q > K_p$ ولذلك فإن التفاعل غير متزن، ولكي يصل الى اتزان لا بد من سير التفاعل في الاتجاه العكسي حتى يصل الى الاتزان.

6-6 العوامل التي تؤثر على الاتزان الكيميائي: Factors Affecting Chemical Equilibrium

يوجد الكثير من العوامل التي يمكن أن تؤثر على معدل سير التفاعل الكيميائي مثل طبيعة المواد المتفاعلة، العوامل المساعدة والتركيز ودرجة الحرارة وغيرها ولكن تلك العوامل المؤثرة على معدل التفاعل هل لها نفس التأثير على حالة الاتزان الكيميائي؟ وللإجابة على هذا السؤال قام العالم الفرنسي هنري لوشاتيليه بدراسة العوامل التي يمكن أن تؤثر على الاتزان الكيميائي من حيث اتجاه الاتزان وقيمة ثابت الاتزان ومن هذه الدراسة وضع مبدأ يوضح تأثير المؤثرات الخارجية على الاتزان الكيميائي .

مبدأ لوشاتيليه Le Chatelier's Principle

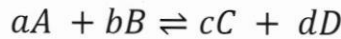
إذا أثر مؤثر خارجي على تفاعل في حالة اتزان فإن التفاعل يسير في الاتجاه الذي يصادف ذلك المؤثر إلى أن يزول أثر هذا المؤثر ومن ثم إعادة الاتزان مرة أخرى.

وبعد دراسة الحالات المختلفة لمبدأ لوشاتيليه خلصت النتائج إلى انحسار المؤثرات الخارجية التي قد تؤدي إلى الإخلال بالاتزان فيما يلي:

- تغيير التركيز لأحد المتفاعلات أو النواتج.
- تغيير الضغط.
- تغيير درجة الحرارة.

1-6-6 تأثير التركيز Effect of Concentration

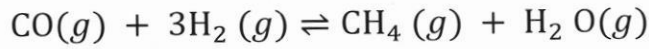
لفهم تأثير تركيز المتفاعلات أو النواتج على ثابت الاتزان نفترض التفاعل الرمزي التالي:



عند زيادة تركيز المتفاعلات أحدهما أو كليهما فإن الاتزان سوف يختل ويسير التفاعل في الاتجاه الذي يقلل تلك التركيزات أي يسير في الاتجاه الأمامي حيث تختفي المواد المتفاعلة ويقل تركيزها وتتكون كميات جديدة من المواد الناتجة. وعند إزالة النواتج من وسط التفاعل فإن الاتزان سوف يختل ويسير التفاعل في الاتجاه الذي يعوض النقص في النواتج أي في الاتجاه الأمامي. أي أنه في حالة زيادة تركيز أحد المتفاعلات أو كلاهما أو نقص تركيز أحد النواتج أو كليهما ينزاح الاتزان إلى الاتجاه الطردي (اتجاه تكوين المزيد من النواتج).

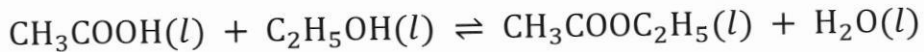
ويجب الأخذ في الاعتبار أن نقص تركيز المتفاعلات أو زيادة تركيز النواتج له تأثير على عكس ما تم توضيحه فيما سبق حيث ينزاح الاتزان إلى الاتجاه العكسي (اتجاه المتفاعلات). كما أنه يجب ملاحظة أن إضافة أو نقص التركيز يؤثر فقط على اتجاه الاتزان لكنه لا يؤثر على قيمة ثابت الاتزان.

مثال 6-6: حدد اتجاه الاتزان للتفاعل التالي عند إضافة كمية من غاز الهيدروجين الى التفاعل المتزن



الحل: غاز الهيدروجين من المتفاعلات ولذلك نجد أنه بإضافة كمية زائدة من الغاز يسير الاتزان في الاتجاه الأمامي أو الطردى حتى يستهلك الكمية المضافة منه.

مثال 6-7: في التفاعل التالي

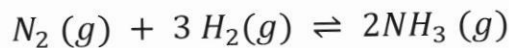


حدد اتجاه الاتزان إذا تم سحب عينة من الماء.

الحل: الماء من النواتج ولذلك عند سحب عينه منه يحدث نقص في تركيز النواتج ويسير التفاعل في الاتجاه الطردى حتى يصل الى الاتزان.

2-6-6 تأثير الضغط Effect of Pressure

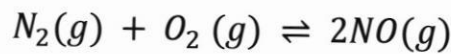
يتم دراسة تأثير الضغط على التفاعلات المتزنة التي تحتوي على غازات سواء في صورة متجانسة أو غير متجانسة، حيث أن تأثير الضغط يكاد يكون منعدماً على السوائل والمواد الصلبة، والمثال التالي يوضح تأثير زيادة أو نقص الضغط على الاتزان لتفاعل غازات النيتروجين والهيدروجين:



عند زيادة الضغط على النظام يودى ذلك إلى انزياح اتجاه الاتزان إلى الجهة التي تلاشي أثر الزيادة في الضغط، أو بصورة أخرى إلى الاتجاه الذي يقلل من ضغط النظام. ومن التفاعل أعلاه يتضح أن تفاعل النيتروجين مع الهيدروجين يودى إلى تقليل عدد الجزيئات الغازية في النظام، فعند تكوين جزيئين من النشادر في النواتج تختفي أربعة جزيئات من المواد المتفاعلة مما يسبب خفضاً في الضغط، وبالتالي فزيادة

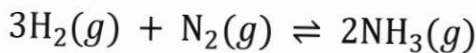
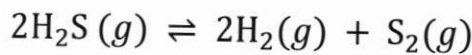
الضغط تجعل موضع الاتزان ينزاح نحو اليمين (ناحية تكوين الامونيا). وعند تقليل الضغط على النظام سيزيح موضع الاتزان نحو اليسار، لأن هذه الإزاحة تؤدي إلى زيادة عدد الجزيئات الغازية في المزيج وبالتالي إلى زيادة الضغط.

ويجب ملاحظة ان أثر تغيير الضغط يكون على موضع الاتزان دون إحداث أي تغيير في قيمة ثابت الاتزان كما هو الحال في حالة تغيير التركيز أيضا. كما ان زيادة الضغط أو نقصانه على نظام في حالة اتزان لن يكون له أثر على موضع الاتزان إذا تساوت معاملات المواد الغازية الناتجة مع معاملات المواد الغازية المتفاعلة كما في التفاعل التالي:



فكلًا من المتفاعلات والنواتج في التفاعل السابق لهما نفس المعاملات (2 مول) ولذلك ففي هذا التفاعل زيادة او نقص الضغط على النظام لا يؤدي إلى تغيير في اتجاه الاتزان.

مثال 6-8: حدد أثر زيادة الضغط على النظام لكل من التفاعلات المتزنة التالية:



الحل: في التفاعل الأول عدد مولات النواتج < عدد مولات المتفاعلات لذلك نجد بزيادة الضغط ينحرف موضع الاتزان نحو اليسار أي نحو عدد المولات الأقل.
بينما في التفاعل الثاني عدد مولات النواتج > عدد مولات المتفاعلات ولذلك نجد انه بزيادة الضغط على النظام ينحرف الاتزان نحو اليمين أي نحو عدد المولات الأكثر.

3-6-6 تأثير درجة الحرارة Effect of Temperature

تعطى معادلة **فان هوف Vant Hoff** العلاقة بين ثابت الاتزان ودرجة الحرارة عند ثبوت كلاً من الضغط والحجم كما يلي:

$$\ln K = \frac{-\Delta H^\circ}{RT} + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

حيث

ΔH° : التغير في حرارة التفاعل

R : الثابت العام للغازات

T : درجة الحرارة المطلقة

ΔS° : التغير في الانتروبي

والمعادلة السابقة تبين أن تغيير درجة الحرارة لا بد وأن يغير من قيمة ثابت الاتزان، أما الكيفية التي يتغير بها الاتزان فتعتمد أولاً على تحديد نوع التفاعل الكيميائي هل هو ماص أو طارد للحرارة والتي يحددها حرارة التفاعل ΔH .

1-3-6-6 التفاعلات الماصة للحرارة Endothermic Reactions

توصف التفاعلات الكيميائية بأنها **ماصة للحرارة Endothermic Reactions** عندما يكون الفرق في الإنتالبية العيارية ΔH° موجبة. والإنتالبي H هو مجموع الطاقة الداخلية للنظام الداخل في التفاعل وحاصل ضرب الضغط في الحجم. وتلك هي المحتوي الحراري للنظام عندما يكون الضغط ثابتاً. أي أن التفاعل الماص للحرارة هو تفاعل يمتص طاقة من الوسط المحيط به في شكل حرارة. وهو يشكل معكوس التفاعل الناشر للحرارة. فإذا رمزنا إلى إنتالبي المواد الداخلة في التفاعل H_1 وإنتالبي المواد الناتجة من التفاعل H_2 يكون الفرق بينهما هو ΔH و بناء على ذلك تكون كمية الطاقة التي يمتصها التفاعل الماص للحرارة هي:

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

حيث تدل المعادلة على أن إشارة ΔH أكبر من الصفر وذو إشارة موجبة. وهذا الاصطلاح الخاص بالإشارة معناه أن التفاعل يمتص حرارة من الوسط المحيط، ولا بد لنا من إمداد مثل هذا التفاعل بحرارة من خارج النظام الكيميائي لكي يحدث التفاعل.

وعند دراسة تأثير درجة الحرارة على التفاعلات الماصة للحرارة نجد أن زيادة درجة الحرارة تجعل الاتزان ينزاح إلى الاتجاه الطردي (النواتج) فتزداد قيمة ثابت الاتزان والعكس خفض درجة الحرارة تجعل الاتزان ينزاح إلى الاتجاه العكسي (المتفاعلات) فنقل قيمة ثابت الاتزان.

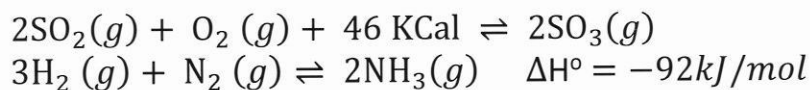
2-3-6-6 التفاعلات الطاردة للحرارة Exothermic Reactions

توصف التفاعلات الكيميائية بأنها **طاردة للحرارة Exothermic Reactions** ، وفي بعض المصطلحات يعبر عنها بأنها تفاعلات ناشرة للحرارة عندما يكون الفرق في الإنثالبية العيارية ΔH° سالباً، حيث يتم نشر الحرارة خارج النظام الكيميائي الخاص بتفاعل ما. أي أن التفاعل الناشر للحرارة هو تفاعل يطرد كمية من طاقته إلى الوسط المحيط به في شكل حرارة . ويكون الفرق بين إنثالبي المواد الداخلة في التفاعل H_1 وإنثالبي المواد الناتجة من التفاعل H_2 هو ΔH و بناء على ذلك تكون كمية الطاقة المنطلقة الى الوسط المحيط $\Delta H = H_2 - H_1$ أقل من الصفر وذو إشارة سالبة.

وعند دراسة تأثير درجة الحرارة على التفاعلات الناشرة للحرارة نجد أن رفع درجة الحرارة يجعل الاتزان ينزاح نحو اليسار (المتفاعلات) وبالتالي تنخفض قيمة ثابت الاتزان وخفض الحرارة تجعل الاتزان ينزاح إلى الاتجاه الطردي (النواتج) فتزداد قيمة ثابت الاتزان.

وتؤثر الحرارة أيضاً على السرعة التي يصل فيها التفاعل إلى حالة الاتزان وذلك لأن رفع درجة الحرارة يؤدي إلى زيادة عدد التصادمات وإلى زيادة طاقة التصادم للمواد المتفاعلة وبالتالي زيادة سرعة التفاعل.

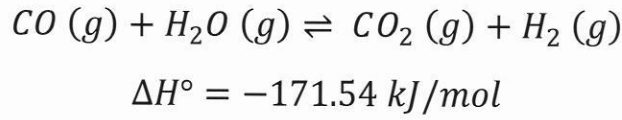
مثال 6-9: ما تأثير زيادة درجة الحرارة على الاتزان التالي:



الحل: التفاعل الأول ماص للحرارة، وبالتالي زيادة درجة الحرارة تعني اتجاه الاتزان نحو الاتجاه الطردي أي يزداد تكوين ثالث أكسيد الكبريت ويقل تركيز كلا من الأكسجين وثنائي أكسيد الكبريت ويزداد لذلك قيمة ثابت الاتزان.

بينما التفاعل الثاني طارد للحرارة، ولذلك نجد أن زيادة درجة الحرارة تؤدي إلى اتجاه الاتزان نحو اليسار، أي يزداد تركيز المتفاعلات ويقل تركيز النواتج مما يؤدي إلى انخفاض قيمة ثابت الاتزان.

مثال 6-10: إذا كان لديك التفاعل المتزن التالي:



ما تأثير التغييرات التالية على النظام المتزن وعلى قيمة ثابت الاتزان:

- i. إضافة الماء
- ii. خفض درجة الحرارة
- iii. إضافة عامل حفاز
- iv. زيادة حجم الإناء (خفض الضغط)

الحل:

- i. نجد من المعادلة أن الماء يتواجد ضمن المتفاعلات ولذا نجد أنه بإضافة الماء يزداد تركيز المتفاعلات فينزاح الاتزان نحو اليمين (النواتج)، ولا تتأثر قيمة ثابت الاتزان.
- ii. التفاعل طارد للحرارة حيث أن قيمة ΔH° سالبة ولذلك نجد أن خفض الحرارة يؤدي إلى اتجاه الاتزان إلى اليمين فيزداد تركيز النواتج ويقل تركيز المتفاعلات ويزداد لذلك قيمة ثابت الاتزان.
- iii. العامل الحافز لا يؤثر على اتجاه الاتزان ولا قيمة ثابت الاتزان.
- iv. لا يؤثر زيادة أو نقص حجم الإناء على هذا النظام نظراً لتساوى معاملات المتفاعلات مع معاملات النواتج حيث أن كلاهما يحتوي على 2 مول.

مثال 6-11: اشرح تأثير كل من نقص الضغط ونقص درجة الحرارة على موضع الاتزان وثابت الاتزان للتفاعل التالي



الحل:

أن تأثير الضغط على عملية الاتزان يعتمد في الأساس على عدد المولات في معادلة الاتزان، وحيث أن عدد مولات النواتج = 1 وعدد مولات المتفاعلات = 0 لذلك نجد أن نقص الضغط على النظام يؤدي الى سير التفاعلات نحو عدد المولات الأكثر أي يسير في اتجاه اليمين نحو النواتج ولا يؤثر تغيير الضغط على قيمة ثابت الاتزان.

أما بالنسبة لتأثير درجة الحرارة فالتفاعل السابق ماص للحرارة، لذلك نقص الحرارة يجعل موضع الاتزان ينزاح نحو اليسار فيزداد تركيز المتفاعلات ويقل لذلك قيمة ثابت الاتزان.

7-6 أسئلة على الفصل السادس

أختر الإجابة الصحيحة مما يأتي:

1. يصنف التفاعل التالي على انه: $3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$			
A. تفاعل غير انعكاسي متجانس	B. تفاعل انعكاسي متجانس	C. تفاعل غير انعكاسي غير متجانس	D. تفاعل انعكاسي غير متجانس
2. التفاعل الانعكاسي هو			
A. التفاعل التام	B. التفاعل الغير تام	C. التفاعل الذي يسير في اتجاه واحد فقط	D. لا شيء مما سبق
3. تعبير ثابت الاتزان للمعادلة الافتراضية التالية هو $2A(aq) + 3B(s) \rightleftharpoons 2C(aq) + D(aq)$			
A. $K_c = \frac{[A]^2[B]^3}{[C]^2[D]}$		B. $K_c = \frac{[C]^2[D]}{[A]^2[B]^3}$	
C. $K_c = \frac{[A]^2}{[C]^2[D]}$		D. $K_c = \frac{[C]^2[D]}{[A]^2}$	
4. من العوامل التي لا تؤثر على الاتزان الكيميائي			
A. درجة الحرارة	B. تركيز المتفاعلات	C. العامل الحافز	D. الضغط
5. في التفاعل التالي: $2HgO(s) \rightleftharpoons 2Hg(l) + O_2(g)$ التعبير الصحيح للاتزان هو			
A. $K_p = P_{O_2}$		B. $K_p = \frac{1}{P_{O_2}}$	
C. $K_p = \frac{P_{O_2} \cdot P_{Hg}^2}{P_{HgO}}$		D. $K_p = \frac{P_{O_2} \cdot P_{Hg}^2}{P_{HgO}^2}$	
6. ما التعبير الصحيح الذي يعبر عن الاتزان للتفاعل التالي: $2CO(g) + 4H_2(g) \rightleftharpoons 2CH_3OH(g)$			
A. $K_c = \frac{[CH_3OH]^2}{[CO]^2 [H_2]^4}$		B. $K_c = \frac{[CO]^2 [H_2]^4}{[CH_3OH]^2}$	
C. $K_c = \frac{[CH_3OH]^2}{[CO] [H_2]^4}$		D. $K_c = \frac{1}{[CO]^2 [H_2]^4}$	
7. ينزاح الاتزان في التفاعل التالي: $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ إلى الاتجاه الطردفي في أي من الحالات التالية:			

D. زيادة الضغط على النظام	C. إضافة عامل حفاز	B. زيادة حجم اناء التفاعل	A. زيادة تركيز ثالث أكسيد الكبريت
8. إذا كانت قيمة $Q > K_c$ فان التفاعل يسير في الاتجاهحتى يصل إلى الاتزان.			
D. لا يتغير	C. الامامي	B. العكسي	A. الطردي
9. إذا كانت قيمة ثابت الاتزان للتفاعل التالي			
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g) \quad K_c = 0.15$ <p>فان قيمة ثابت الاتزان للتفاعل التالي هي</p> $2SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2(g)$			
D. 0.003	C. 0.023	B. 45.5	A. 6.67
10. $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$ إضافة الأكسجين إلى التفاعل المتزن الموضح بالأعلى يؤدي إلى			
D. ليس له تأثير	C. نقص في معدل سير التفاعل	B. اتجاه الاتزان إلى اليمين	A. اتجاه الاتزان إلى اليسار
11. زيادة الضغط على الاتزان التالي يؤدي إلى اتجاه الاتزان إلى			
$H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$			
D. لا يغير من اتجاه الاتزان	C. الاتجاه الأمامي	B. الاتجاه العكسي	A. الاتجاه الطردي
12. زيادة درجة الحرارة على الاتزان التالي تؤدي إلى سير التفاعل في الاتجاه			
$CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g) \quad \Delta H = -206.1 \text{ kJ/mol}$			
D. لا يغير اتجاه الاتزان	C. العكسي	B. ذو عدد المولات الأقل	A. الطردي



الفصل السابع

الاتزان الايوني

IONIC EQUILIBRIUM

Introduction

1-7. مقدمة

يعتبر الاتزان الايوني أحد أنواع الاتزان الكيميائي ويمكن تعريفه على أنه الاتزان بين مواد كيميائية عندما يكون بعضها على هيئة ايونات والبعض الآخر في صورة جزيئات. وهناك أمثلة عديدة على هذا الاتزان ومنها تفكك الالكتروليتات الضعيفة مثل الأحماض الضعيفة، القواعد الضعيفة، الأحماض عديدة البروتونات وكذلك تفكك الماء وقبل دراسة هذه الاتزانات نستعرض معا أولا نظريات تعريف الحمض والقاعدة بما أن هذه الاتزانات تشمل الأحماض والقواعد.

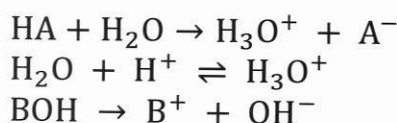
2-7. نظريات الحمض- القاعدة Acid- Base Theories

هناك العديد من النظريات التي وضعت لتصنيف المواد الكيميائية إلى حمض او قاعدة ومنها النظريات التالية والتي تم ترتيبها من الأقدم إلى الأحدث.

1-2-7. نظرية أرهينيوس Arrhenius Theory م 1887



وضع العالم السويدي **سڤانت أوجست أرهينيوس Svante August Arrhenius** هذه النظرية لتعريف الأحماض والقواعد حيث عرف الحمض على انه المادة التي عند اذابتها في الماء تعطى ايونات الهيدروجين والتي تتحد مباشرة مع جزيئات الماء مكونة ايونات الهيدرونيوم H_3O^+ و القاعدة هي المادة التي تتأين في الماء لتعطى ايونات الهيدروكسيل OH^- الا ان هذا التعريف محدود ولا يشمل التأين في الأوساط اللامائية.



2-2-7. نظرية برونستد- لوري Bronsted-Lowry Theory م 1923



Bronsted



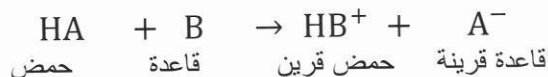
Lowry

نظرية برونستد-لوري Brønsted-Lowry acid-base theory هي نظرية تختص بتفاعلات الحموض مع القواعد، والتي اقترحها كلاً من العالمين الدنماركي يوهانس نيكولوس برونستد والإنجليزي توماس مارتن لوري على حدة عام 1923. ويتمثل المفهوم الأساسي لهذه النظرية هو أنه عند تفاعل حمض مع قاعدة فإن الحمض يُكوّن قاعدة مُرافقة أو قرينة بينما تُكوّن القاعدة حمضاً مُرافقاً أو قريناً من خلال تبادل البروتون (أيونات الهيدروجين الموجبة أو H^+). وبذلك تُمثل هذه النظرية تعميماً لنظرية أرهينيوس. ويمكن تعريف كلاً من الحمض والقاعدة استناداً إلى تلك النظرية كما يلي:

حمض برونستد: مادة قادرة على منح بروتون (ايون الهيدروجين H^+) لمادة اخرى عند التفاعل معها.

قاعدة برونستد: مادة قادرة على استقبال البروتون من مادة اخرى عند التفاعل معها.

ويمكن تمثيل حمض برونستد وقاعدة برونستد من خلال المعادلة الكيميائية التالية:

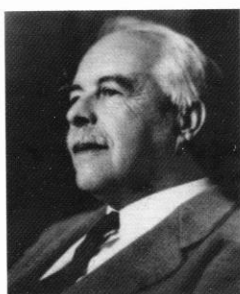


ولذلك فالحمض عندما يمنح البروتون يُكون القاعدة القيرينة والقاعدة عندما تكتسب البروتون تُكون الحمض القيرين فعلى سبيل المثال المحلول المائي لكلوريد الهيدروجين يُعتبر حامضاً قوياً لأن الماء أكتسب البروتون الذي منحه الحمض مكوناً أيونات الهيدرونيوم طبقاً للمعادلة التالية:



لقد تمكنت نظرية برونستد - لوري من أن تعطي تفسيراً لقاعدية مركبات عديدة لا تحتوي على مجموعات الهيدروكسيل.

3-2-7. نظرية لويس Lewis Theory

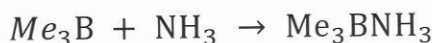


هناك بعض المركبات التي يمكن تصنيفها على انها حمض او قاعدة بالرغم من عدم احتوائها على البروتونات أو مجموعات الهيدروكسيل. و في عام 1923 قام العلم الأمريكي جيلبرت نيوتن لويس **Gilbert Newton Lewis** نظرية الكترونية للأحماض والقواعد.

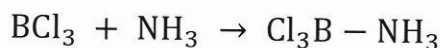
وطبقاً لتعريف الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية **IUPAC** فإن أحماض لويس هي المركبات الجزيئية التي تكون متقبلة لزوج إلكتروني وبالتالي قادرة على التفاعل مع قواعد لويس لتكوين ما يسمى ناتج إضافة لويس، عن طريق مشاركة المزدوج الإلكتروني المقدم من قلوي لويس.

ولذلك كانت نظرية لويس هي الأكثر تطبيقاً لتعريف الحمض والقاعدة حيث انه ربط تعريف الحمض والقاعدة بفقد أو اكتساب الالكترونات الحرة. ولتبسيط التعريف الموضوع من الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية، فإن حمض لويس يمكن تعريفه على أنه المركب أو المادة التي تكتسب الكترونات حرة من مادة أخرى تتفاعل معها مكونة رابطة تناسقية والقاعدة هي الجزيئات أو الأيونات أو الشقوق التي تمنح الالكترونات الحرة إلى الحمض أثناء التفاعل وبالتالي يكون H^+ حمض لويس، لكونه قادراً على استقبال المزدوج الحر، بينما يكون OH^- و NH_3 ممثلة لقواعد لويس، حيث باستطاعتها تقبل المزدوج الحر.

على سبيل المثال التفاعل بين ثلاثي ميثيل البورون مع الأمونيا يعطي ناتج إضافة Me_3BNH_3 .



حيث تمثل Me_3B حمض لويس بينما تمثل NH_3 قاعدة لويس. كذلك، فإن تفاعل ثلاثي كلوريد البورون مع الامونيا يعطي ناتج إضافة لويس $Cl_3B - NH_3$.



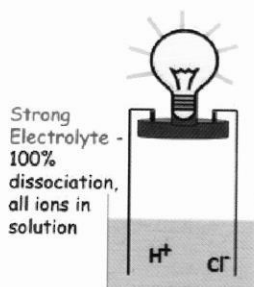
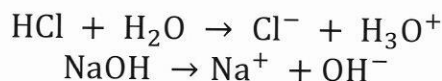
وتمثل الامونيا في التفاعل السابق قاعدة لويس حيث أنها تمنح زوج من الإلكترونات الحرة إلى البورون، بينما يكتسب البورون في المركب BCl_3 زوج من الإلكترونات الحرة ولذلك يُصنّف المركب BCl_3 على أنه حمض.

3-7. تأين الحمض- القاعدة في المحاليل المائية Acid-Base Ionization in Aqueous Solutions

تصنف الأحماض والقواعد حسب قوة كلاً منهما إلى:

1- أحماض وقواعد قوية

وهي التي تتأين تأيناً كاملاً، ومن أمثلتها حمض الهيدروكلوريك، حمض النيتريك، هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم والتي يمكن تمثيل تأينها كما يلي:



high conductivity

من المعادلات الموضحة نجد أن حمض الهيدروكلوريك يتفكك بصورة تامة في وجود الماء ليعطي أيون الكلوريد السالب وإيون الهيدرونيوم الموجب بينما يتفكك هيدروكسيد الصوديوم تفككاً تاماً إلى أيون الصوديوم الموجب وأيون الهيدروكسيل السالب، علماً بأن تلك التفاعلات غير انعكاسية نظراً لتفككها التام حيث يستدل عليها من زيادة التوصيل الكهربائي للأحماض القوية في المحاليل المائية، ويكون ثابت الاتزان في هذه الحالة يساوي مالاً نهائية.

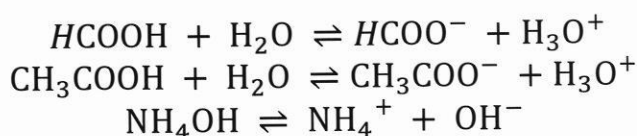
الجدول التالي 1-7 يوضح بعض الأمثلة للأحماض والقواعد القوية

جدول 1-7: أمثلة للأحماض والقواعد القوية

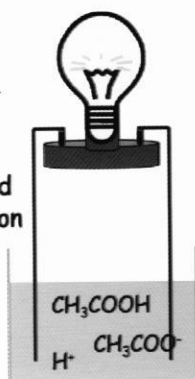
القواعد القوية	الأحماض القوية
LiOH	HCl
NaOH	HBr
KOH	HI
RbOH	HClO ₄
CsOH	HNO ₃
Ca(OH) ₂	H ₂ SO ₄

2- أحماض وقواعد ضعيفة

هي التي تأينها غير كامل او جزئي ومن أمثلتها حمض الخليك CH_3COOH , حمض الفورميك HCOOH , هيدروكسيد الامونيوم NH_4OH ويمكن تمثيل تأينها كما يلي:



Weak
Electrolyte -
partial
dissociation,
molecules and
ions in solution

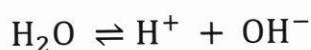


slight conductivity

من المعادلات الموضحة نجد أن أحماض الفورميك والخليك تتفكك بصورة غير تامة في وجود الماء ليعطي أيونات الفورمات والخلات السالبة وايون الهيدرونيوم الموجب بينما يتفكك هيدروكسيد الامونيوم تفككاً جزئياً إلى ايون الامونيوم الموجب وأيون الهيدروكسيل السالب، علماً بأن تلك التفاعلات انعكاسية نظراً لتفككها الغير التام حيث يستدل عليها من ضعف التوصيل الكهربائي لها في المحاليل المائية، ويتم تطبيق حالة الاتزان على الأحماض والقواعد الضعيفة حيث ان تأينها انعكاسي يسير في اتجاهين طردي وعكسي.

1-3-7. تأين الماء Ionization of Water

يعتبر الماء من أهم المذيبات ويمتاز بخواص مترددة حيث انه يتصرف كحمض في وجود القواعد القوية ويتصرف كقاعدة في وجود الأحماض القوية كما يعد الماء النقي الكثر وأليث ضعيف ويتأين الماء ذاتياً حسب المعادلة التالية:



وبتطبيق قانون الاتزان فإن:

$$K_e = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

وحيث أن $[H_2O]$ مقدار ثابت

$$K_e [H_2O] = [OH^-][H^+]$$

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

ويُعرف K_w بثابت تفكك الماء أو بالحاصل الأيوني للماء

نلاحظ من المعادلة السابقة أن حاصل ضرب تركيز الهيدروجين وتركيز الهيدروكسيل يعطى مقداراً ثابتاً وهو 10^{-14} عند درجة حرارة 25 درجة مئوية، كما يتضح أيضاً أن:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

وحسب المعادلة السابقة، أمكن تصنيف المحاليل إلى ثلاثة أنواع تبعا لتركيز أيونات الهيدروجين والهيدروكسيل في الوسط كما يلي:

- 1- محاليل متعادلة يكون فيها $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$
- 2- محاليل حمضية فيها $[H^+] > [OH^-]$ كما أن $[H^+] > 10^{-7}$
- 3- محاليل قاعدية فيها $[OH^-] > [H^+]$ كما أن $[OH^-] > 10^{-7}$

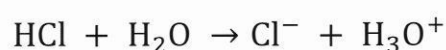
جدول 2-7: قيم الحاصل الأيوني للماء عند درجات حرارة مختلفة

K_w	درجة الحرارة (°C)
1.1×10^{-15}	0
2.9×10^{-15}	10
1×10^{-14}	25
2.4×10^{-14}	37
4×10^{-14}	45

مثال 7-1: أحسب تركيز الهيدروجين والهيدروكسيل لمحلول 0.02 مولاري من حمض الهيدروكلوريك.

الحل :

حمض الهيدروكلوريك حمض قوى يتأين طبقاً للمعادلة التالية:



لذلك يمكننا تكوين الجدول التالي لتقدير التركيز الابتدائي والنهائي لحمض الهيدروكلوريك والأيونات المقابلة له

	HCl	Cl ⁻	H ₃ O ⁺
التركيز الابتدائية	0.02 M	0	0
التركيز النهائية	0	0.02M	0.02 M

وحيث أن تركيز الهيدروجين في الوسط = [H⁺] = 0.02 مولار

لحساب تركيز الهيدروكسيل في الوسط ذاته نستخدم المعادلة:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = 5 \times 10^{-13} \text{ M}$$

2-3-7. الرقم الهيدروجيني و الرقم الهيدروكسيلي Hydrogen Number and Hydroxyl Number

يستخدم الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيلي لقياس حموضة وقاعدية المحاليل. ويعرف الرقم الهيدروجيني على أنه اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروجين في المحلول.

$$pH = -\log[\text{H}^+] \quad \text{أو} \quad [\text{H}^+] = 10^{-pH}$$

كما يعرف الرقم الهيدروكسيلي على أنه اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيل في المحلول ويحسب قيمته من المعادلات التالية:

$$pOH = -\log[OH^-] \quad \text{أو} \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

يمكن استنتاج العلاقة التي تربط الرقم الهيدروجيني بالرقم الهيدروكسيلي من معادلة الحاصل الأيوني للماء كما يلي:

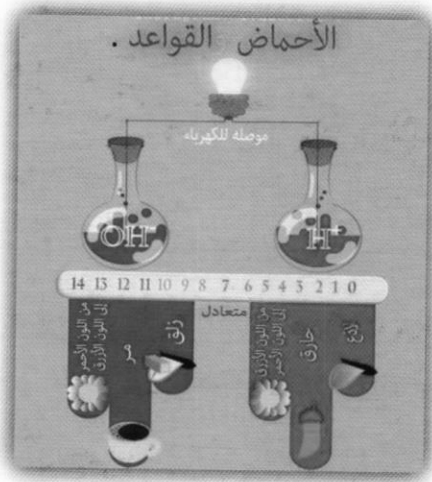
$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

بأخذ سالب لوغاريتم المعادلة السابقة

$$-\log K_w = -\log[H^+] + (-\log[OH^-]) = -\log 10^{-14}$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

أي ان حاصل جمع الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيلي للوسط يساوى 14 وذلك عند درجة حرارة 25 م° ويصنف الوسط حمضي، قاعدي او متعادل حسب الرقم الهيدروجيني أو الهيدروكسيلي للوسط كما يلي



- في الوسط الحمضي يكون $pH < 7 < pOH$
- في الوسط المتعادل يكون $pH = pOH = 7$
- في الوسط القاعدي يكون $pH > 7 > pOH$

يقاس الرقم الهيدروجيني باستخدام الأدلة العضوية والتي هي عبارة عن أحماض أو قواعد عضوية يتغير لونها بتغير الرقم الهيدروجيني للوسط أو باستخدام جهاز مقياس الرقم الهيدروجيني ذو الدلالة على صفات الأحماض والقواعد كما هو موضح بالشكل 1-7.

شكل 1-7: مقياس الرقم الهيدروجيني

مثال 2-7: احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول 0.01 مولاري من هيدروكسيد صوديوم.

الحل:

هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية تتأين كلية طبقا للمعادلة التالية



	NaOH	Na ⁺	OH ⁻
التراكيز الابتدائية	0.01 M	0	0
التراكيز النهائية	0	0.01M	0.01 M

أي ان تركيز الهيدروكسيل الناتج من تأين هيدروكسيد الصوديوم مساوى التركيز الابتدائي لهيدروكسيد الصوديوم 0.01 مولاري فيحسب الرقم الهيدروكسيلي باستخدام المعادلة التالية:

$$pOH = -\log[\text{OH}^-]$$

$$= -\log 0.01 = 2$$

ويحسب الرقم الهيدروجيني كما يلي:

$$pH + pOH = 14$$

$$pH + 2 = 14$$

$$pH = 14 - 2 = 12$$

مثال 3-7: احسب pH , pOH لمحلول 0.005 مولاري من حمض النيتريك .

الحل :

حمض النيتريك حمض قوى يتأين تأين كامل ولذلك فيمكن اعتبار التركيز الابتدائي للحمض هو تركيز أيونات الهيدروجين ويحسب الرقم الهيدروجيني كما يلي:

$$pH = -\log[\text{H}^+] = -\log 0.005 = 2.3$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 2.3 = 11.7$$

مثال 7-4: احسب تركيز أيونات الهيدروكسيل في محلول KOH رقمه الهيدروجيني 11

الحل:

$$pH + pOH = 14$$

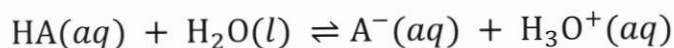
$$pOH = 14 - 11 = 3$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$= 10^{-3} = 0.001 M$$

3-3-7. تعيين ثابت تأين الأحماض الضعيفة
Determination of Ionization Constant for Weak Acids

إذا كان لدينا حمض ضعيف HA يتأين طبقاً للمعادلة التالية:



يمكن حساب ثابت الاتزان لهذا التفاعل كما يلي:

$$K_c = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[HA].[H_2O]}$$

وحيث أن تركيز الماء = مقدار ثابت فان:

$$K_c \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[HA]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[HA]}$$

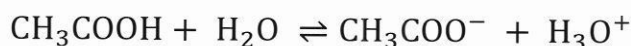
يرمز للثابت في هذه الحالة بالرمز K_a والذي يعرف بثابت تأين الحمض الضعيف. يمكن استخدام ثابت التأين لحساب كمية الحمض المتأينة ومنها يمكن حساب الرقم الهيدروجيني للوسط. الجدول التالي 3-7 يعطى قيم ثوابت التأين لبعض الأحماض الضعيفة عند درجة حرارة $25^\circ C$.

جدول 3-7: ثوابت التأين لبعض الأحماض الضعيفة:

Acid	Ionization Reaction	K_a at $25^\circ C$
Hydrofluoric acid	$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$	7.2×10^{-4}
Nitrous acid	$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$	4.5×10^{-4}
Acetic acid	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$	1.8×10^{-5}
Hypochlorous acid	$HOCl + H_2O \rightleftharpoons OCl^- + H_3O^+$	3.5×10^{-8}

مثال 5-7: احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض الخليك تركيزه 0.1 M علماً بأن ثابت تأين حمض الخليك $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

الحل:



	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
التراكيز الابتدائية	0.1M	0	0
التغير في التركيز	$-\alpha$	$+\alpha$	$+\alpha$
التركيز عند الاتزان	$0.1 - \alpha$	$+\alpha$	$+\alpha$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]. [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} =$$

بالتعويض بتركيز المركبات المذكورة بالجدول السابق عند الاتزان في معادلة ثابت الاتزان نجد أن:

$$\frac{(\alpha). (\alpha)}{(10^{-1} - \alpha)} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$(10^{-1} - \alpha) \approx 10^{-1}$$

$$\therefore \frac{\alpha^2}{10^{-1}} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$\alpha = 1.34 \times 10^{-3} \equiv [\text{H}^+]$$

بالتالي يمكن حساب الرقم الهيدروجيني كما يلي :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 1.34 \times 10^{-3} = 2.87$$

في بعض الحالات عندما يكون التركيز الابتدائي للحمض أكبر بكثير من درجة تأين الحمض الضعيف نستخدم العلاقة التالية مباشرة لحساب تركيز الهيدروجين

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a[\text{weak acid}]}$$

بتطبيق هذه المعادلة على المثال السابق

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a[\text{weak acid}]} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1} = 1.34 \times 10^{-3}$$

مثال 6-7: احسب الرقم الهيدروجيني لحمض الفورميك ذي التركيز 0.3 M إذا كان $K_a = 2.3 \times 10^{-4}$

الحل

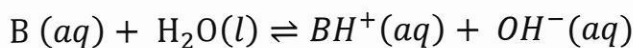
بتطبيق المعادلة السابقة مباشرة

$$[H^+] = \sqrt{K_a[\text{weak acid}]} = \sqrt{2.3 \times 10^{-4} \times 0.3} = 0.831 \times 10^{-2}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 0.831 \times 10^{-2} = 2.08$$

4-3-7. تعيين ثابت تأين القواعد الضعيفة Determination of Ionization Constant for Weak Bases

إذا كان لدينا قاعدة ضعيفة B تتأين طبقاً للمعادلة التالية:



يمكن حساب ثابت الاتزان لهذا التفاعل كما يلي:

$$K_c = \frac{[BH^+].[OH^-]}{[B].[H_2O]}$$

وحيث أن تركيز الماء = مقدار ثابت فان:

$$K_c.[H_2O] = \frac{[BH^+].[OH^-]}{[B]}$$

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

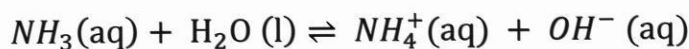
يرمز للثابت في هذه الحالة بالرمز K_b والذي يعرف بثابت تأين القاعدة الضعيفة. يمكن استخدام ثابت التأين لحساب كمية القاعدة المتأينة ومنها يمكن حساب الرقم الهيدروكسيلي للوسط. جدول 4-7 يعطي بعض القيم لثوابت التأين لبعض القواعد الضعيفة مثل الأمونيا NH_3 و ميثيل أمين CH_3NH_2 و ثنائي ميثيل أمين $(CH_3)_2NH$ و ثلاثي ميثيل أمين $(CH_3)_3N$ ، عند درجة حرارة $25\text{ }^\circ\text{C}$ مع توضيح معادلات التأين لتلك القواعد.

جدول 4-7 : قيم ثوابت التأين لبعض القواعد الضعيفة

Base	Ionization Reaction	K_b at $25\text{ }^\circ\text{C}$
Ammonia	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	1.8×10^{-5}
Methylamine	$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$	5×10^{-4}
Dimethylamine	$(CH_3)_2NH + H_2O \rightleftharpoons (CH_3)_2NH_2^+ + OH^-$	7.4×10^{-4}
Trimethylamine	$(CH_3)_3N + H_2O \rightleftharpoons (CH_3)_3NH^+ + OH^-$	7.4×10^{-5}

مثال 7-7: احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول أمونيا تركيزه 1M علماً بأن ثابت تأين الأمونيا $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$

الحل :



	NH_3	NH_4^+	OH^-
التركيز الابتدائية	1M	0	0
التغير في التركيز	$-\alpha$	$+\alpha$	$+\alpha$
التركيز عند الاتزان	$1 - \alpha$	α	α

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

بالتعويض بتركيز المركبات المذكورة بالجدول السابق عند الاتزان في معادلة ثابت الاتزان نجد أن:

$$\frac{(\alpha) \cdot (\alpha)}{(1-\alpha)} = 1.76 \times 10^{-5}$$

$$(1-\alpha) \approx 1$$

$$\therefore \frac{\alpha^2}{1} = 1.76 \times 10^{-5}$$

$$\alpha = 0.42 \times 10^{-2} \equiv [OH^-]$$

بالتالي يمكن حساب الرقم الهيدروجيني كما يلي:

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log 0.42 \times 10^{-2} = 2.38$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - 2.38 = 11.62$$

بالمثل كما في حالة الاحماض الضعيفة يمكن استخدام العلاقة التالية لحساب الرقم الهيدروجيني للوسط عندما يكون درجة تأين القاعدة صغيرة جداً مقارنة بالتركيز الابتدائي للقاعدة

$$[OH^-] = \sqrt{K_b [weak base]}$$

Common Ion Effect

4-7. تأثير الأيون المشترك

هو التأثير الذي يحدث لنظام الاتزان عند إضافة مادة ما تحتوي على أيون مشابه لأحد الأيونات الموجودة في النظام المتزن. ويتضح تأثير الأيون المشترك على الإلكتروليتات الضعيفة حيث تقل درجة تفككها بوجود هذا الأيون في نفس المحلول الذي يحتوي عليه كما تعتمد ميكانيكية عمل المحاليل المنظمة على تأثير الأيون المشترك وكذلك تتأثر ذوبانية الأملاح الشحيحة الذوبان في الماء بوجود الأيون المشترك حيث تقل ذوبانية هذه الأملاح بدرجة كبيرة بإضافة أيون مشترك في نفس المحلول.

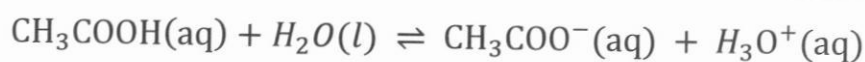
1-4-7. المحاليل المنظمة Buffer Solutions

تُعرف المحاليل المنظمة بأنها المحاليل التي تقاوم التغيير في الرقم الهيدروجيني للمحلول عند إضافة حامض أو قاعدة للمحلول أو عند تخفيفه.

يتكون المحلول المنظم من خلط حمض ضعيف مع أحد أملاح هذا الحمض أو من قاعدة ضعيفة مع أحد أملاح هذه القاعدة.

1-1-4-7. محلول منظم من حمض ضعيف وأحد أملاحه:

هناك العديد من المحاليل المنظمة التي تتكون من خلط حامض ضعيف مع أحد أملاحه ومثال له المحلول المتكون من حمض الخليك وملح خلات الصوديوم حيث يتأين حمض الخليك طبقاً للمعادلة التالية:



ويتأين ملح خلات الصوديوم كما يلي:



بتطبيق قانون فعل الكتلة على التفاعل الانعكاسي الأول نجد أن:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]. [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

بأخذ اللوغاريتم السالب للطرفين نحصل على المعادلات التالية:

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]}$$

ونلاحظ هنا أن أيون الخلات هو الأيون المشترك الذي ينتج من تأين كلاً من حمض الخليك وملح خلات الصوديوم.

مثال 7-8: عند إضافة 0.01 مولار هيدروكسيد صوديوم إلى محلول منظم مكون من 0.1 مولار حمض الخليك و0.1 مولار خلات الصوديوم ما مقدار التغير في الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم بعد إضافة القاعدة القوية $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

الحل

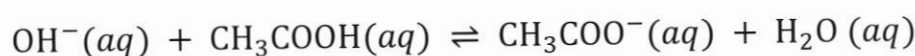
يتم حساب الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم أولاً

$$pH = pK_a + \log \frac{[salt]}{[acid]} = -\log 1.8 \times 10^{-5} + \log \frac{0.1}{0.1} = 4.75 + 0 = 4.75$$

عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم إلى المحلول المنظم يتأين حسب التفاعل التالي



تتفاعل أيونات الهيدروكسيد الناتجة مع حمض الخليك كما يلي:



	OH^-	CH_3COOH	CH_3COO^-
التراكيز الابتدائية	0.01M	0.1	0.1
التغير في التركيز	-0.01	-0.01	+0.01

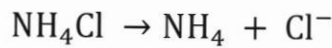
بالتعويض في المعادلة السابقة مرة أخرى بالتراكيز الجديدة بعد إضافة هيدروكسيد الصوديوم إلى المحلول المنظم

$$pH = pK_a + \log \frac{[salt]}{[acid]} = -\log 1.8 \times 10^{-5} + \log \frac{0.11}{0.09} = 4.75 + 0.086 = 4.836$$

بمقارنة قيم الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم قبل وبعد إضافة القاعدة القوية نجد أن مقدار التغير ضئيل جداً ويمكن إهماله.

2-1-4-7. محلول منظم من قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها

من المحاليل المنظمة التي تتكون من قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها محلول هيدروكسيد الأمونيوم وكلوريد الأمونيوم. حيث يتأين كلاً من هيدروكسيد الأمونيوم وكلوريد الأمونيوم جزئياً في الماء وفق المعادلات التالية:



بتطبيق قانون فعل الكتلة لحساب قيمة ثابت الاتزان وبأخذ لوغاريتم الطرفين كما سبق في حالة الحمض الضعيف وأحد أملاحه يمكن الوصول إلى المعادلة التالية:

$$pOH = pK_b + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{base}]}$$

مثال 7-9: احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم مكون من 0.2 مولاري من هيدروكسيد الأمونيوم و0.4 مولاري من ملح كلوريد الأمونيوم، علماً بأن ثابت تأين هيدروكسيد الأمونيوم هو $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

الحل

$$pOH = pK_b + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{base}]}$$

$$pOH = -\log 1.8 \times 10^{-5} + \log \frac{0.4}{0.2} = \sim 5$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$= 14 - 5 = 9$$

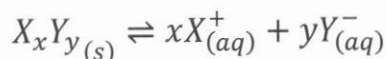
نلاحظ هنا أن أيون الأمونيوم هو الأيون المشترك الذي ينتج من تأين كلاً من هيدروكسيد الأمونيوم وملح كلوريد الأمونيوم.

2-4-7. ذوبانية الأملاح وتأثير الأيون المشترك Solubility of and the Common Ion Effect

عند إضافة مادة مذابة إلى كمية معينة من المذيب عند درجة حرارة معينة نجد أن المذيب يقوم بإذابة كميات المذاب المضافة إليه ولا تستمر عملية الذوبان إلى مالا نهاية حيث أننا نصل إلى مرحلة التشبع، التي يكون فيها المحلول غير قادر على إذابة المزيد طالما بقي حجم المحلول ثابتاً ودرجة الحرارة ثابتة. لذلك، فإن إضافة أية كمية من المذاب تترسب في المحلول وتنشأ حالة اتزان ديناميكي بين المادة الصلبة المذابة والمحلول أو المذيب، بحيث تكون سرعة الذوبان مساوية لسرعة الترسيب ويبقى تركيز المحلول ثابتاً، ويمكن تطبيق قانون فعل الكتلة في هذه الحالة.

ثابت حاصل الإذابة Solubility Product Constant

يُعتبر تطبيق قانون فعل الكتلة على تفاعلات الأنظمة غير المتجانسة الناتجة من المواد الصلبة أو المترسبة الموجودة في حالة اتزان مع الأيونات في المحلول يسمى تطبيق قاعدة حاصل الإذابة **Solubility Product Rule**. وتطبيق هذه القاعدة يُمكن استنتاج ثابت حاصل الإذابة للأملاح شحيحة الذوبان في تلك الأنظمة غير المتجانسة، والذي يقيس مدى ذوبانية الأملاح في المذيبات المختلفة. فكلما كانت قيمة ثابت حاصل الإذابة كبيرة كانت ذوبانية الملح عالية والعكس صحيح. ويمكن حساب ثابت حاصل الإذابة لمُح رمز X_xY_y الذي يتأين حسب المعادلة التالية:



يعرف حاصل الإذابة بأنه حاصل ضرب تركيزات الأيونات الناتجة في محلول مشبع بملح شحيح الذوبان بحيث يرفع تركيز كل أيون إلى قوة تساوي معامله في المعادلة الكيميائية الموزونة. وفي حالة التعبير عن التركيز باستخدام المولارية، فإن حاصل الإذابة K_{sp} هو حاصل ضرب التركيز المولاري للأيونات التي يتفكك إليها الملح، كلٌّ مرفوع لأس يساوي عدد المولات في المعادلة المتزنة كما هو موضح من العلاقة التالية:

$$K_{sp} = [X^+]^x \cdot [Y^-]^y$$

الجدول 5-7 يوضح قيم ثابت حاصل الإذابة لبعض الأملاح الشحيحة الذوبان في الماء

جدول 5-7: ثابت حاصل الإذابة لبعض الأملاح

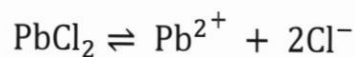
Salt name	Ionization reaction	K_{sp}
AgCl	$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$	1.77×10^{-10}
PbCl ₂	$PbCl_2 \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2Cl^-$	1.70×10^{-5}
Ag ₂ CrO ₄	$Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2Ag^+ + CrO_4^{2-}$	1.12×10^{-12}
Ag ₂ CO ₃	$Ag_2CO_3 \rightleftharpoons 2Ag^+ + CO_3^{2-}$	8.46×10^{-12}

مثال 7-10: احسب تركيز أيون الرصاص في محلول مشبع من كلوريد الرصاص علما بأن

$$(K_{SP} = 1.7 \times 10^{-5})$$

الحل

يتأين ملح كلوريد الرصاص كما يلي



ويكون ثابت حاصل الاذابة للملح هو

$$K_{sp} = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^{-}]^2$$

$$1.7 \times 10^{-5} = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

$$S^3 = 0.425 \times 10^{-5}$$

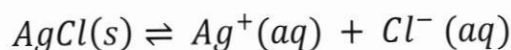
$$S = [Pb^{2+}] = 0.0162 M$$

ويتضح تأثير الأيون المشترك على ذوبانية الأملاح في أن وجود الأيون المشترك في نفس المحلول الذي يحتوي على الملح يقلل من ذوبانية الملح.

مثال 7-11: ماذا يحدث لذوبانية ملح كلوريد الفضة عند إضافة 0.01 مولاري من كلوريد الصوديوم إلى نفس المحلول علماً بأن ($K_{sp} = 1.77 \times 10^{-10}$)

الحل

نحسب الذوبانية المولارية لملاح كلوريد الفضة قبل وبعد إضافة ملح كلوريد الصوديوم



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

$$1.77 \times 10^{-10} = S.S = S^2$$

$$S^2 = 1.77 \times 10^{-10}$$

$$S = 1.33 \times 10^{-5} M$$

في وجود كلوريد الصوديوم يصبح تركيز أيون الكلور أكثر بمقدار 0.01 مولار ويتم التعويض مرة أخرى باستخدام التركيز الجديد للكلوريد

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

$$1.77 \times 10^{-10} = S.(0.01 + S)$$

بما ان مقدار S ضئيل جداً بالمقارنة بتركيز الأيون المشترك الذي تم اضافته لذلك يمكن اجراء عملية التقريب التالية

$$(0.01 + S) \sim 0.01$$

وبناء عليه فإن:

$$1.77 \times 10^{-10} = S \times 0.01$$

$$S = 1.77 \times 10^{-8} M$$

وجود الأيون المشترك أدى إلى خفض ذوبانية ملح كلوريد الفضة من $1.33 \times 10^{-5} M$ إلى $1.77 \times 10^{-8} M$

أختر الإجابة الصحيحة مما يأتي:

1. عرف برونستد- لوري الحمض على انه المادة التي تمنحإلى مادة أخرى			
A. أيونات الهيدروكسيل	B. أيونات الهيدرونيوم	C. البروتونات	D. زوج من الالكترونات الحرة
2. قاعدة لويس هي المادة التي تمنحإلى مادة أخرى مكونة معها رابطة تساهمية.			
A. زوج من الالكترونات الحرة	B. زوج من البروتونات	C. أيونات الهيدروكسيد	D. أيونات الهيدرونيوم
3. من أمثلة الأحماض الضعيفة			
A. NH_4OH	B. CH_3COOH	C. HNO_3	D. HCl
4. من القواعد الضعيفة التي تتأين تأين غير تام			
A. NH_4Cl	B. NH_4OH	C. CH_3COOH	D. $NaCl$
5. الرقم الهيدروجيني لمحلول $0.05 M$ حمض الهيدروكلوريك هو			
A. 1.3	B. 2	C. 12.7	D. 1
6. الرقم الهيدروجيني لمحلول $0.001 M$ هيدروكسيد بوتاسيوم هو			
A. 3	B. 2	C. 11	D. 12
7. ترتيب الأحماض التالية حسب قوة الحمض هي:			
$HOCl$ 3.5×10^{-8}	HCN 4×10^{-10}	HNO_2 4.5×10^{-4}	CH_3COOH $1.8 \times 10^{-5} = K_a$
A. $HOCl > HNO_2 > HCN > CH_3COOH$		B. $HNO_2 > CH_3COOH > HOCl > HCN$	
C. $HCN > HOCl > CH_3COOH > HNO_2$		D. $HNO_2 > HCN > HOCl > CH_3COOH$	
8. أي من المحاليل التالية محلول منظم			
A. محلول مكون من $HCl + NaCl$		B. محلول مكون من $NaOH + NaCl$	
C. محلول مكون من $NH_4OH + NH_4Cl$		D. محلول مكون من $KOH + KCl$	
9. أي من المحاليل التالية محلول منظم			
A. محلول مكون من $HNO_3 + NaNO_3$		B. محلول مكون من $NaOH + NaCl$	

.D - محلول مكون من NaOH + KOH		.C - محلول مكون من $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$	
.10 الرقم الهيدروجيني لمحلول مكون من 0.3M حمض الفورميك و 0.5 M فورمات البوتاسيوم هو..... ($K_a = 1.7 \times 10^{-4}$)			
10.5 .D	3.5 .C	10 .B	4 .A
.11 الرقم الهيدروكسيلي لمحلول مكون من 0.15 مولار حامض الخليك وملح خلات الصوديوم تركيزه 0.10 مولار هو ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) .			
9.43 .D	12.6 .C	1.4 .B	4.75 .A
.12 أي مما يلي يؤدي إلى نقص ذوبانية ملح كبريتيد النحاس			
.D لا شيء مما سبق	.C إضافة محلول من كبريتات النحاس	.B نقص الرقم الهيدروجيني للوسط	.A إضافة محلول من كلوريد الصوديوم
.13 الذوبانية المولارية لكرومات الفضة في محلول مشبع من كرومات الفضة هي..... ($K_{sp} = 1.12 \times 10^{-12}$)			
0.65×10^{-4} .D	1.06×10^{-6} .C	10.6×10^{-6} .B	6.5×10^{-4} .A



الفصل الثامن

الكيمياء العضوية

Organic Chemistry

Introduction

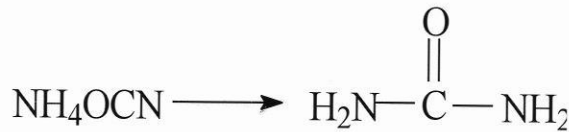
1-8 مقدمة

يمكن الإشارة الى الكيمياء العضوية على أنها كيمياء مركبات الكربون. وكلمة عضوية Organic ناشئة من كون المركبات العضوية يمكن الحصول عليها فقط من مصادر نباتية وحيوانية، أي أنها تستمد من الكائنات الحية، وكان يعتقد أيضاً، بأنه لا بد من وجود ما يسمى بالقوة الحيوية، التي توجد فقط في أجسام الكائنات الحية، نباتية كانت أو حيوانية، لتصنيع المركبات العضوية. حديثاً، تم تعريف الكيمياء العضوية على أنها كيمياء مركبات الكربون، التي تقوم بدراسة جميع المركبات المحتوية على الكربون مع تحديد التركيب البنائي لها وكيفية اصطناعها ودراسة ميكانيكية التفاعل الخاصة بها.

Vital Force Theory

1-1-8 نظرية القوة الحيوية

ظهرت هذه النظرية مع العالم السويدي برزوليوس سنة 1815 م بناءً على الاعتقاد السائد قديماً بأن المصدر الوحيد للمركبات العضوية هو الكائن الحي ولا يمكن تصنيعها في المعمل وتنص على أن هناك قوة حيوية داخل أنسجة الكائنات الحية تعمل على تخليق المركبات العضوية داخلها وتم هدم هذه النظرية والتخلي عنها عندما تمكن العالم الألماني فوهلر سنة 1828 م من تحضير مادة اليوريا وهي إحدى مكونات البول بتسخين مادة غير عضوية هي سيانات الأمونيوم كما في المعادلة التالية:



بعد تحضير اليوريا تمكن العلماء من تحضير العديد من المركبات العضوية في المعمل حيث تمكن العالم هيرمان كولبي Herman Kolbe سنة 1843 م من تحضير حمض الخليك وكذلك استطاع العالم مارسيلين بيرثيلو Msrclin Berthelot سنة 1868 م تحضير غازي الميثان والأسثلين ثم أدرك الكيميائيون بعد ذلك إمكانية تحضير المواد العضوية في المعمل وبالتالي فقدت نظرية القوة الحيوية أهميتها.

بعد اضمحلال نظرية القوة الحيوية أصبح بالإمكان تصنيع المركبات العضوية بكثرة مما أضطر إلى ضرورة تصنيفها لتسهيل عملية دراستها.

Classification of Organic Compounds

2-1-8 تصنيف المركبات العضوية

اعتمد هذا التصنيف على عدة أسس منها:

1. تصنيف يعتمد على بعض الخواص الفيزيائية (صنفت إلى مركبات عطرية ومركبات غير عطرية).
2. تصنيف يعتمد على بناء الهيكل الكربوني للمركبات (حيث صنفت إلى مركبات حلقة ومركبات غير حلقة).
3. تصنيف يعتمد على بعض الخواص الكيميائية (صنفت إلى مركبات مشبعة وغير مشبعة).
4. تصنيف يعتمد على نوع المجموعة الوظيفية في جزيء المركب العضوي (حيث أعتبر هذا التصنيف الأهم والاكثر فائدة وذلك لتشابه المركبات التي لها نفس المجموعة الوظيفية في الخواص الفيزيائية والكيميائية بالإضافة إلى سهولة تسميتها).

Hydrocarbons

2-8 الهيدروكربونات

يطلق اسم الهيدروكربونات على المركبات التي تتكون من ذرات الكربون والهيدروجين فقط وتنقسم إلى هيدروكربونات أليفاتية وهيدروكربونات أروماتية. تلك المركبات يمكن أن تكون مشبعة أو غير مشبعة. ويقصد بالتشبع هو أن تكون جميع روابط C-C أحادية بمعنى أن عدد ذرات الهيدروجين هو الحد الأقصى الذي يمكن للهيدروكربون أن يحتويه سواء كان المركب حلقي أو غير حلقي. على الجانب الآخر، فإن المركب غير المشبع هو الذي يحتوي جزئياته على روابط ثنائية أو ثلاثية ويكون عدد ذرات الهيدروجين أقل من العدد الأقصى الذي يمكن للهيدروكربون أن يحتويه.

1-2-8 هيدروكربونات الأليفاتية Aliphatic Hydrocarbons

هي عبارة عن مركبات ذات سلاسل مستقيمة أو متفرعة **Acyclic** أو حلقة **Cyclic** ولقد اشتق أسم اليفاتي من الكلمة اليونانية **Aleiphas** وتعني **الدهن fat**، ويمكن تقسيم الهيدروكربونات الأليفاتية إلى مجموعتين هما:

- الهيدروكربونات المشبعة Saturated Hydrocarbons**، وتحتوي على روابط كربون - كربون احادية وتسمى الكانات alkanes مثل Ethane $\text{CH}_3\text{-CH}_3$
- الهيدروكربونات غير المشبعة Unsaturated Hydrocarbons**، وتحتوي على روابط كربون- كربون ثنائية أو ثلاثية، وتشمل:

الألكينات Alkenes، التي تحتوي على روابط كربون - كربون مزدوجة (C=C)، **والألكينات Alkynes** التي تحتوي على رابطة كربون - كربون ثلاثية $\text{C}\equiv\text{C}$ ، سواء كان المركب مفتوح السلسلة أو حلقيًا.

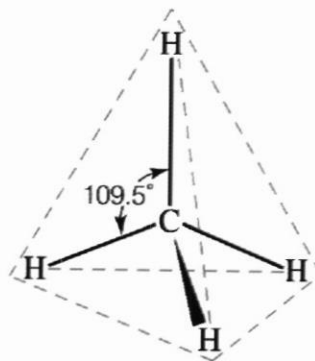
2-2-8 الهيدروكربونات الأروماتية Aromatic hydrocarbons

يطلق على الهيدروكربونات الأروماتية أسم **الأرينات Arenes** وهي عبارة عن مركبات هيدروكربونية تحتوي جزئياتها على حلقة بنزين واحدة على الأقل وهي وحدة حلقة غير مشبعة تتكون من ست ذرات كربون بها روابط زوجية وفردية متعاقبة.

Alkanes

3-8 الألكانات

تعتبر الألكانات مركبات هيدروكربونية مشبعة، تحتوي على ذرات الكربون والهيدروجين، وتتواجد في الغاز الطبيعي والبتترول، وأول أفراد هذه المجموعة هو الميثان الذي يتكون بتحلل المواد النباتية في قاع البرك حيث لا يوجد هواء وهو ما يعرف بغاز المستنقعات. توجد في مستوى التكافؤ لجزيء الميثان أربعة أزواج من الإلكترونات الرابطة، ويتحقق أقصى انفصال بينها إذا كانت مرتبة بشكل هرمي رباعي فقط، والزواوية بين الروابط في هذا الشكل 109.5 درجة، في حين يقدر طول الرابطة بين الكربون والهيدروجين 74 أنجستروم في الشكل التالي:



1-3-8 مصادر الألكانات Sources of Alkanes

يعتبر النفط والغاز الطبيعي مصدرين من أهم مصادر الألكانات. حيث أن الغاز الطبيعي يتكون من 55% ميثان و 5-10% إيثان. ويعتبر الفحم أيضاً من أهم المصادر لهذه المركبات.

يتكون الغاز الطبيعي من الألكانات التي لها درجات غليان منخفضة (الألكانات المتطايرة) حيث يوجد الميثان بشكل رئيسي، يليه الإيثان، والبروبان، والبيوتان. وتتغير نسبة وجود تلك المركبات في الغاز الطبيعي من حقل إلى آخر ويمكن فصل هذه الغازات بعدة طرق من أهمها التبريد، وتحويل بعضها إلى الحالة السائلة نظراً للفرق الكبير في درجة غليانها. أما البترول فيمكن فصله إلى أجزاء بواسطة التقطير الجزأ. وهذه الأجزاء مكونة من خليط معقد من الألكانات التي يصعب فصلها لتقارب درجات الغليان لها.

2-3-8 الصيغة العامة للألكانات General Formula of Alkanes

جميع المركبات الهيدروكربونية المشبعة لها الصيغة الجزيئية التالية: C_nH_{2n+2} ، حيث n عدد صحيح موجب ($n = 1, 2, 3, 4, \dots$ إلخ) ويدل (n) على عدد ذرات الكربون. وتبين الصيغة الجزيئية هذه أن هذه المركبات مشبعة، ترتبط كل ذرة فيها بأربع روابط فردية، بعضها يكون مع ذرة هيدروجين أو أكثر وبعضها مع ذرة أو ذرات كربون.

3-3-8 تسمية الألكانات Nomenclature of Alkanes

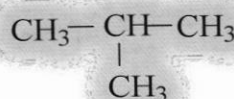
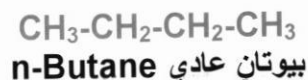
إن جميع الألكانات تنتهي دائماً بالمقطع (ane -) ، الألكانات الأربعة الأولى لها أسماء خاصة أما ما يليها فلها أسماء مشتقة من ذرات الكربون (باللغة الإغريقية) التي في الجزيء وتنتهي بالمقطع (ane-) ، وفيما يلي جدول (1-8) يوضح ذلك.

جدول 1-8: تسمية الألكانات طبقاً لعدد ذرات الكربون المكونة للجزيء.

أهم الاستعمالات	الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية	الاسم
وقود	CH ₄	CH ₄	ميثان
وقود	CH ₃ CH ₃	C ₂ H ₆	إيثان
وقود	CH ₃ CH ₂ CH ₃	C ₃ H ₈	بروبان
وقود	CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₃	C ₄ H ₁₀	بيوتان
مذيب عضوي	CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₃	C ₅ H ₁₂	بنتان
مذيب عضوي	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃	C ₆ H ₁₄	هكسان
وقود للسيارات	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₃	C ₇ H ₁₆	هبتان

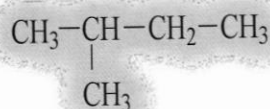
واضح أن كل مركب من هذه المجموعة يزيد عن المركب السابق له زيادة ثابتة هي -CH₂ وتسمى مثل هذه المجموعة **مجموع الميثيلين Methylene Group**، ويمكن أن يكون لنفس الصيغة الجزيئية أكثر من مشابه كما يتضح من الأمثلة التالية:

مثال 1-8: Butane C₄H₁₀

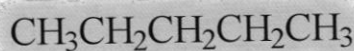


أيزو- بيوتان Isobutane

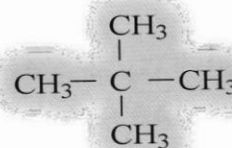
مثال 2-8: Pentane C₅H₁₂



أيزو- بنتان
Isopentane



بنتان - عادي
N-pentane



نيو- بنتان
Neopentane

Alkyl Group

4-3-8 مجموعة الألكيل

عند فقد ذرة هيدروجين من الألكانات فإننا نحصل على مجموعة ألكيل، ويجب التعرف على أشهر هذه المجموعات حيث أنها تستخدم في تسمية المركبات العضوية بشكل دائم وكبير، ويجب ملاحظة أن الميثان والإيثان يحتوي كل منهما فقط على نوع واحد من ذرات الهيدروجين، وبالتالي يُكوّن مجموعة ألكيل واحدة هي الميثيل والإيثيل على الترتيب، بينما الألكانات بدءاً من البروبان تحتوي على أكثر من نوع من ذرات الهيدروجين التي يمكن أن تفقد، وبالتالي فإنها تكون أكثر من مجموعة ألكيل كما يتضح من الجدول التالي (2-8).

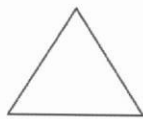
جدول 2-8: أسماء بعض مجموعات الألكيل والصيغ البنائية المكملة لها.

أسم مجموعة الألكيل Name of Alkyl Group		الصيغة البنائية لمجموعة الألكيل Structural Formula of the Alkyl Group
Methyl	ميثيل	-CH ₃
Ethyl	إيثيل	CH ₃ CH ₂ -
Propyl	بروبيل	CH ₃ CH ₂ CH ₂ -
Isopropyl	أيزوبروبيل	CH ₃ -CH-CH ₃
n-Butyl	بيوتيل عادي	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ -
sec- Butyl	بيوتيل ثانوي	CH ₃ CHCH ₂ CH ₃

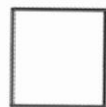
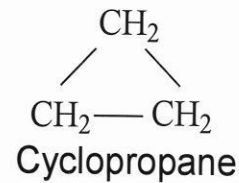
Cycloalkanes

5-3-8 الألكانات الحلقية

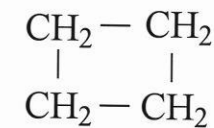
النوع الثاني من الألكانات المشبعة هو الألكانات الحلقية وصيغتها العامة (C_nH_{2n})، وتسمى عادة بإضافة كلمة حلقي (cyclo) أمام اسم الألكان حسب عدد ذرات الكربون المكونة للحلقة. كما في الأمثلة التالية:



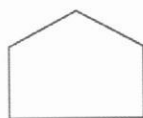
بروبان حلقي



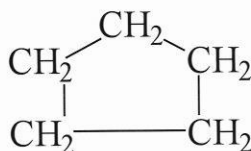
بيوتان حلقي



Cyclobutane



بنتان حلقي

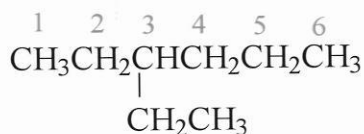


Cyclopentane

6-3-8 الطريقة النظامية لتسمية الألكانات Systematic Nomenclature of Alkanes

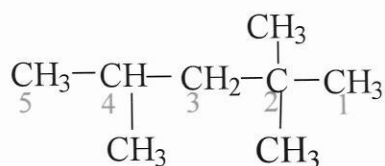
تسمى الألكانات المتفرعة والمعقدة باتباع مجموعة من القواعد التي وضعها الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة و التطبيقية، التي تعرف بقواعد: IUPAC وهذه القواعد هي:

1. عد أطول سلسلة كربونية مستمرة في الصيغة البنائية، وتعتبر هي السلسلة الأم، أما المجموعات الألكيلية الجانبية فتعد فروعاً أو بدائل.
2. تُرقم السلسلة الرئيسية من الطرف أو النهاية الأقرب إلى الفرع الجانبي بحيث يأخذ الفرع اقل رقم من الأرقام، ويتم البدء في كتابة الاسم بوضع الرقم الدال على الفرع متبوعاً بخط قصير (-) ثم يليه اسم الفرع البديل، وأخيراً اسم المركب الأساسي، ويختتم الاسم بالمقطع *ane* ليدل على أن المركب مشبع أما الفروع الألكيلية فكل منها يختتم بالمقطع *yl* كما يتضح من المثال التالي:



3- Ethyl hexane

3. إذا تعدد وجود البدائل التي هي من نوع واحد (كالمجموعات الألكيلية المتشابهة) على طول السلسلة الكربونية الرئيسية، تستخدم المقاطع *di*، *tri*، *tetra*، *penta* وهكذا لتدل على التكرار أي اثنين، ثلاثة، أربعة أو خمسة..... إلخ وموضع هذه البدائل يدل عليها بأرقام مناسبة تفصل بينهما فاصلة، وهكذا، وإذا تكرر البديل نفسه مرتين على ذرة كربون واحدة فيتكرر الرقم مرتين كما يتضح من المثال التالي:



7. إذا وجدت بدائل أخرى على السلسلة الأم غير مجموعات الألكيل مجاميع البدائل (المجموعة) على تلك السلسلة يتم ترتيبها عن طريقة الحروف الأبجدية. ويوضح الجدول 3-8 أسماء لبعض البدائل المجموعة غير الألكيلية:

جدول 3-8: تسمية بعض البدائل للمجموعات غير الألكيلية.

المجموعة	الاسم	المجموعة	الاسم
F ⁻	فلورو	-NO ₂ ⁻	نيترو
Cl ⁻	كلورو	-CN ⁻	سيانو
Br ⁻	برومو	I ⁻	أيودو

كما يتضح من الأمثلة التالية:

$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{NO}_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CN} \end{array}$
كلوروايثان Chloroethane	2-نيتروبروبان 2-Nitropropane	2-سيانوبوتان 2-Cyanobutane
$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{I} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{Br} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
أيودوايثان Iodoethane	2-بروموبوتان 2-Bromobutane	3-ميثل بنتان 3-Methylpentane

8. مما يجدر ذكره أنه عند استخدام نظام الحروف الأبجدية كأساس لترتيب المجموعة فإن البادئة iso- وكذلك البادئة neo- تؤخذ أحرفها الأولى بعين الاعتبار كجزء من الحروف الهجائية عند التسمية، أما الحروف أو البوادي tert- و sec- وكذلك di و tri فإنها لا تؤخذ بعين الاعتبار كجزء من الحروف الهجائية.

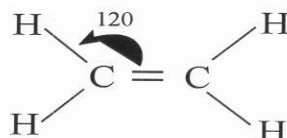
7-3-8 الخواص الفيزيائية للألكانات Physical properties of Alkanes

تمتاز الألكانات بعدم ذائبيتها في الماء لأنها جزيئات غير قطبية بينما الماء جزيء قطبي، والقاعدة العامة في الذائبية أن الجزيئات المتشابهة في القطبية تذوب بعضها البعض، ولهذا نجد أن الألكانات تذوب في المذيبات العضوية، بل إن كثيراً منها مثل الهكسان وغيره تستعمل كمذيبات عضوية تقليدية. ويميز الألكانات أيضاً نقاط غليان وانصهار منخفضة نسبياً بسبب ضعف الارتباط بين جزيئاتها مما يسمى بارتباط قوى فاندرفالز، ولذلك نرى أن الألكانات الأولى عبارة عن غازات، وترتفع درجة الغليان كلما زاد الوزن الجزيئي للألكانات. وكذلك نلاحظ أن الألكانات المتفرعة لها نقاط غليان أقل من الألكانات المناظرة المتسلسلة بسبب ضعف قوى الارتباط في الألكانات المتفرعة نتيجة لشكلها شبه الكروي الذي لا يسمح بالارتباط القوي بين الجزيئات.

Alkenes

4-8 الألكينات

الألكينات هي هيدروكربونات غير مشبعة تحتوي على رابطة كربون - كربون مزدوجة (C=C), وتسمى أحيانا بالاوليفينات **olefines**, والصيغة العامة للألكينات الحلقية وغير الحلقية هي C_nH_{2n} , وأبسط عضو في عائلة الألكينات هو الإيثيلين C_2H_4 .



1-4-8 تسمية الألكينات Nomenclature of Alkenes

تسمى الألكينات بعدة طرق، أهمها التسمية الشائعة والتسمية النظامية.

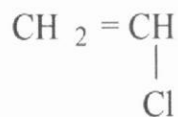
1-1-4-8 التسمية الشائعة Common Nomenclature

تستخدم التسمية الشائعة في حالة الألكينات ذات الأوزان الجزيئية المنخفضة وذلك باستبدال المقطع -ane الذي يقع في نهاية اسم المركب الألكان **alkane** بالمقطع -ylene ليصبح المركب ألكيلين, كما هو موضح في الجدول 4-8:

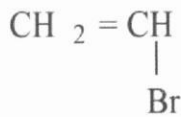
جدول 4-8: أسماء بعض الألكينات الشائعة.

الألكين Alkene	
Ethylene	$CH_2=CH_2$
Propylene	$CH_3-CH=CH_2$
Butylene	$CH_3CH_2CH=CH_2$
2-Butylene	$CH_3CH=CHCH_3$
Isobutylene	$CH_3-\underset{\begin{array}{c} \\ CH_3 \end{array}}{CH}=CH_2$

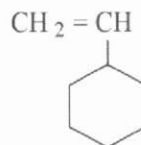
هذا ويمكن تسمية المركبات المشتقة من الأيثيلين $CH_2=CH_2$ بأسماء خاصة حيث تعطي مجموعة - $CH_2=CH-$ اسم مجموعة فاينيل (Vinyl group) كما يلي:



Vinyl Chloride

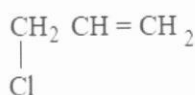


Vinyl bromide



Vinyl Cyclohexane

أما المجموعة المشتقة من البروبيلين - $\text{CH}_2 = \text{CH}-\text{CH}_2$ فتسمى مجموعة الليل (allyl group) مثال:



Allyl Chloride

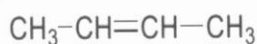
2-1-4-8 التسمية النظامية Systematic Nomenclature

1. يتم اختيار أطول سلسلة هيدروكربونية تحتوي على الرابطة الزوجية وتعطي الاسم الأساسي للألكان المقابل مع استبدال المقطع *ane* بالمقطع *ene* وهي نهاية كلمة *alkene*.
2. ترقم السلسلة من أقرب كربون طرفية للرابطة الزوجية ويتم تحديد موقع الرابطة الزوجية بكتابة رقم أول ذرة كربون مكونه لها.
3. عند وجود مجموعة مستبدلة ورابطة زوجية فإن أولوية الترقيم تكون للرابطة الزوجية، أما في حال تماثل موقعها على السلسلة فإن الترقيم يبدأ من أقرب تفرع.
4. عند وجود أكثر من رابطة زوجية على السلسلة يتم استخدام *di, tri, ...* لتوضيح عددها.
5. في الألكينات الحلقية تأخذ الرابطة الزوجية رقمي 1 و 2 بحيث يكون اتجاه الترقيم أقل رقم للمجموعات المستبدلة.

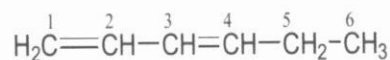
أمثلة:



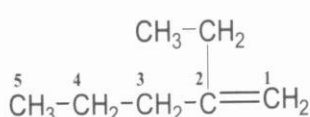
Propene



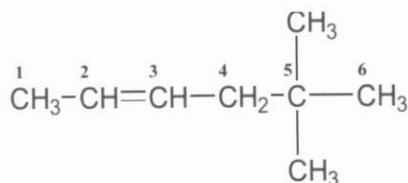
2-Butene



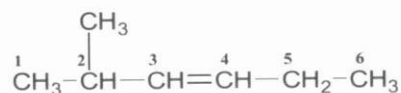
1,3-Hexadiene



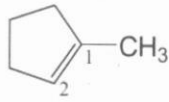
2-Ethyl-1-pentene



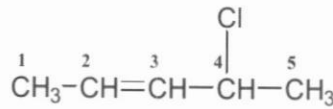
5,5-Dimethyl-2-hexene



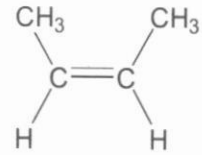
2-Methyl-3-hexene



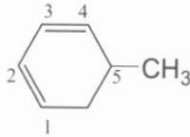
1-Methyl cyclopentene



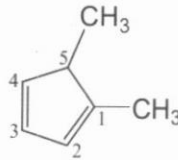
4-Chloro-2-pentene



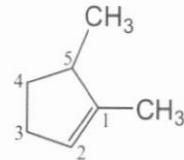
Cis-2-Butene



5-methyl-1,3-cyclohexadiene

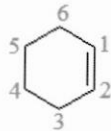


1,5-Dimethyl-1,3-cyclopentadiene

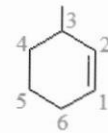


1,5-Dimethyl cyclopentene

6. تتم تسمية الحلقات الألكينية بحيث تقع الرابطة المزدوجة بين ذرات الكربون رقم واحد وذرة الكربون رقم اثنين بصفة دائمة، لذلك فلا داعي لوضع الرقم أمام الاسم. وعند وجود بدائل على الحلقة فإن الترقيم يستمر بحيث يعطي المجموعة البديلة أصغر الأرقام.

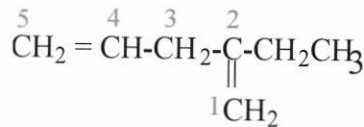


Cyclohexene

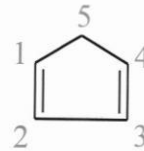


3-Methylcyclohexene

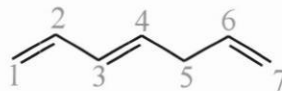
7. تستخدم المقاطع tetra , tri , di للدلالة على عدد الروابط المضاعفة وذلك قبل المقطع -ene مباشرة مع تحديد مكان الروابط الثنائية في السلسلة بأقل عدد ممكن كما سبق أن أشرنا إليه في حالة الرابطة الواحدة.



2-Ethyl,1,4-Pentadiene

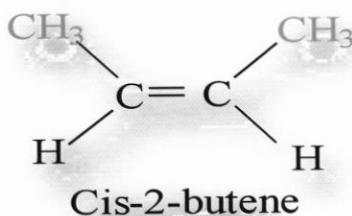
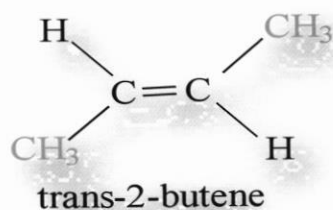


1,3-Cyclopentadiene



1,3,6-Heptatriene

8. إضافة إلى ظاهرة التشكل البنائي الموجودة في الألكينات (اختلاف مركبين أو أكثر في مكان الرابطة المزدوجة كما في 1-butene و 2-butane) تظهر في بعض الألكينات ظاهرة التشكل الهندسي، وذلك بسبب عدم وجود حرية دوران حول الرابطة المزدوجة . فهناك متشكلان هندسيان للمركب 2-butene وهما:



فعندما تكون المجموعتان المتماثلتان (مجموعتا المثل أو ذرتا الهيدروجين في المثال السابق) في الاتجاه نفسه، يسمى المركب (cis - سيس)، وعندما تكونان في اتجاهين مختلفين يسمى المركب (أو المتشكل) ترانس trans . والمتشكلان سيس وترانس مركبان مستقلان، يختلفان عن بعض في الخواص الفيزيائية، فدرجة غليان cis-2-butene حوالي 60.3 درجة م ودرجة غليان trans-2-butene حوالي 47.5 درجة م .

Alkynes

5-8 الألكينات

تحتوي جزيئاتها على روابط ثلاثية $C \equiv C$ ويطلق عليها اسم **أستيلينات Acetylenes** نسبة للأسم الشائع لأول وأبسط ألكاين وهو الأستيلين Acetylene.

تعتبر الألكينات مشتقة من الألكانات المقابلة بنزع أربع ذرات هيدروجين من جزيء الألكان وتتبع الصيغة العامة C_nH_{2n-2} .

Nomenclature of alkynes

1-5-8 تسمية الألكينات

1-1-5-8 التسمية الشائعة Common Nomenclature

تسمى الألكينات البسيطة كمشتقات للأستيلين كما هو سيأتي في جدول 5-8.

2-1-5-8 التسمية النظامية

1. يشتق اسم الألكاين من اسم الألكان المقابل باستبدال المقطع **ane** بالمقطع **yne** مع تحديد موقع الرابطة الثلاثية كما في جدول 5-8.
2. ترقم أطول سلسلة تحتوي الرابطة الثلاثية من أقرب ذرة كربون طرفية للرابطة الثلاثية بغض النظر عن المجموعات المستبدلة.
3. عند تساوي موقع الرابطة الثلاثية من طرفي السلسلة يتم ترقيم من أقرب تفرع إن وجد

4. عند وجود رابطة ثلاثية وأخرى زوجية متماثلتان في الموقع ترقم السلسلة من أقرب كربون طرفية للرابطة الزوجية
5. عند تماثل رابطة ثلاثية وأخرى زوجية في الموقع على السلسلة فإن الترقيم يبدأ من أقرب مجموعة مستبدلة أن وجدت.
- جدول 5-8: التسمية النظامية لبعض الألكاينات والاسم الشائع لبعض منها مشتقاً من الأستيلين .

$\text{CH}\equiv\text{CH}$	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH}$	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$
Ethyne (Acetylene)	Propyne (Methyl acetylene)	2-Butyne (Dimethyl acetylene)
$\begin{array}{cccccccc} 1 & 2 & 3 & 4 & 5 & 6 & 7 & 8 \\ \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{ccccccccccc} & & & \text{CH}_3 & & & & & & & \\ & & & & & & & & & & \\ 1 & 2 & 3 & 4 & 5 & 6 & 7 & 8 & 9 \\ \text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$	
2,4-Octadiene-6-yne	4-Methyl-7-nonen-1-yne	
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \qquad \qquad \text{CH}_3 \\ \qquad \qquad \qquad \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	
2,5-Dimethyl-3-hexyne (Diisopropyl acetylene)	2,5-Octadiyne	

Aromatic Compounds

6-8 المركبات الأروماتية

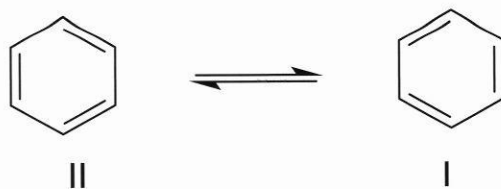
يطلق لفظ المركبات الأروماتية عموماً على المركبات الكيميائية العضوية الحلقية غير المشبعة وذات الخصائص المميزة. قد تكون هذه المركبات متجانسة أي أن حلقاتها مكونة من ذرات الكربون و الهيدروجين فقط وقد تكون غير متجانسة يدخل في تركيب حلقاتها ذرة أو أكثر من ذرة أخرى غير ذرات الكربون والهيدروجين مثل الأكسجين والنيتروجين والكبريت.

يستعمل المصطلح اروماتي (Aromatic) عادة في وصف مشتقات البنزين (ذات الروائح العظرية) المستخلصة من النباتات إذ تحتوي هذه المركبات عادة على مجموعات مختلفة مثل OCH_3 ، COOH ، COOCH_3 ... إلخ متصلة بحلقة تحمل الصيغة الجزئية C_6H_5 - إلا أنه مع الوقت تم اكتشاف مركبات أخرى تحتوي على الحلقة نفسها C_6H_5 -، وهذه إما أن تكون عديمة الرائحة أو ذات

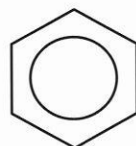
رائحة كريهة، لذا فقد تم التخلي في هذا العرض عن المصطلح العربي (عطرية) ليطلق لفظ المصطلح اللاتيني كما هو أي أروماتي.

1-6-8 تركيب البنزين Structure of Benzene

يعد البنزين C_6H_6 أبسط المركبات الأروماتية وفي البنزين تتصل ذرات الكربون مع بعضها على شكل سداسي منتظم تتبادل فيه الروابط المفردة والمزدوجة. والبنزين جزيء مستو، تقع فيه ذرات الكربون والهيدروجين في مستوى واحد، إذ تستعمل ذرات الكربون أفلاك sp^2 المهجنة. وجميع روابط كربون - كربون في البنزين متساوية في الطول وتبلغ $(139 A^\circ)$ ، وهي أطول من الرابطة المزدوجة $C=C$ $(132 A^\circ)$ وأقصر من الرابطة المفردة $C-C$ $(154 A^\circ)$. وأما الصيغة البنائية للبنزين فقد مثلها الكيميائي الألماني كيكوليه Kekule كما يلي:



ويمثل الشكلان I , II التركيب البنائي والرنين المرتبط بهما معاً. والبناء الحقيقي للبنزين هو مزيج Hybrid من البنائين I , II . لذلك يمثل البنزين بشكل سداسي وبداخله حلقة للدلالة على أن الإلكترونات غير متركزة أو غير منتشرة **Delocalized**.



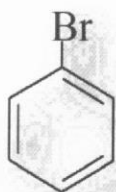
2-6-8 الخواص الفيزيائية للبنزين Physical properties of benzene

البنزين سائل عديم اللون، ذو رائحة عطرية مميزة. يغلي عند $80^\circ C$ وإذا برد تحول إلى بلورات شفافة تنصهر عند $4.5^\circ C$ وهو شحيح الذوبان في الماء لكنه يمتزج مع معظم المذيبات العضوية حيث إنه يعتبر جزيئاً غير قطبي وذلك لأنه مكون من هيدروجين وكربون فقط إلا أنه نسبياً أعلى قطبية من الهيدروكربونات المشبعة لاحتوائه على إلكترونات π .

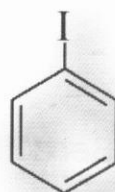
3-6-8 تسمية مشتقات البنزين Nomenclature of benzene derivatives

مشتقات البنزين هي نواتج استبدال ذرة هيدروجين أو أكثر بذرة أو مجموعة أخرى فعند تسمية هذه المشتقات هناك ثلاث حالات هي كما يلي:

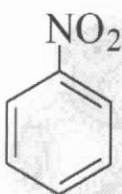
1. عند استبدال ذرة هيدروجين بذرة أو مجموعة أخرى فتكون التسمية على النحو التالي:
تم الاصطلاح على ذكر اسم المجموعة المرتبطة بحلقة البنزين أولاً ثم يختتم الاسم بكلمة بنزين كما يتضح
من الأمثلة التالية:



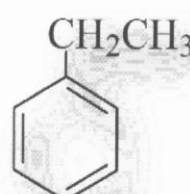
Bromobenzene



Iodobenzene

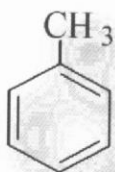


Nitrobenzene

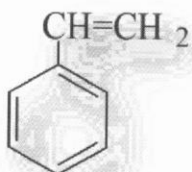


Ethylbenzene

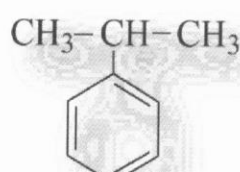
وقد تأخذ المشتقات أسماء شائعة مثل:



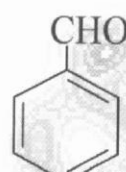
Toluene



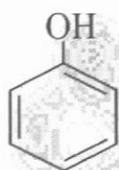
Styrene



Cumene



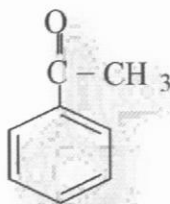
Benzaldehyde



Phenol



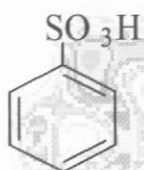
Benzoic acid



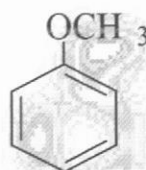
Acetophenone



Aniline

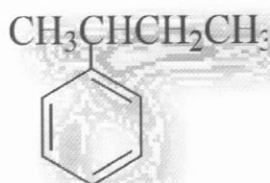


Benzenesulfonic acid

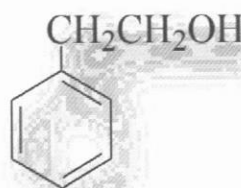


Anisole

وفي بعض الأحيان يستحسن أن تعتبر حلقة البنزين هي المجموعة البديلة، وتأخذ الاسم فينيل phenyl خاصة إذا كانت المجموعة المرتبطة بحلقة البنزين ليس لها اسم شائع أو بسيط.

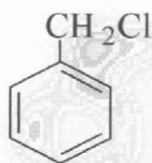


2-Phenylbutane

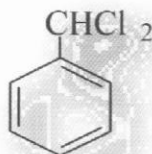


2-Phenylethanol

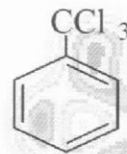
أما حين تستبدل ذرة هيدروجين واحدة في مجموعة ميثيل التولوين فتسمى تلك المجموعة Benzyl وفي حالة استبدال ذرتي هيدروجين تسمى Benzal، أما حين استبدال ثلاث ذرات هيدروجين فتسمى Benzo.



Benzylchloride

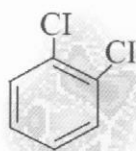


Benzaldichloride

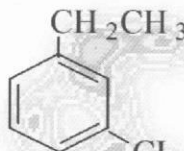


Benzotrichloride

2. عندما تحمل حلقة البنزين مجموعتين بديلتين فإنه يتوقع وجود ثلاث مركبات تبعا لترتيب هاتين المجموعتين على الحلقة. ويطلق على المجموعتين المتجاورتين المقطع أورثو (O) ortho وعلى المجموعتين اللتين تفصلهما ذرة كربون واحدة المقطع (m) meta أما المجموعتان المتقابلتان فيطلق عليها المقطع بارا (p) para. وعندما تكون المجموعتان مختلفتين فتسميان بترتيب المجموعتين بالحروف الأبجدية ثم يختتم الاسم بكلمة Benzene. أو قد تذكر مجموعة واحدة، ويختتم الاسم باسم مشتق البنزين، كما في الأمثلة التالية:



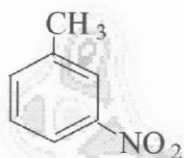
O-dichlorobenzene



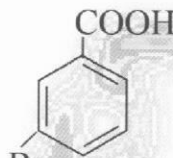
m-chloroethylbenzene



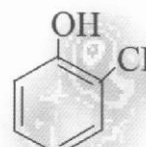
p-fluoriodobenzene



m-nitrotoluene

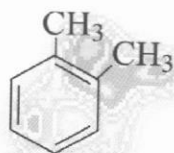


m-bromobenzoic acid

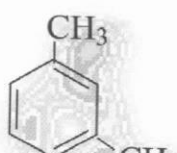


O-chlorophenol

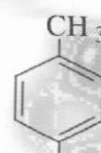
وفي حالة وجود مجموعتي $-CH_3$ فإنها تتبع التسمية الشائعة كما يلي:



O-xylene

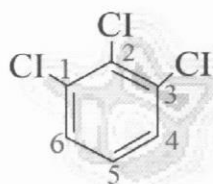


m-xylene



p-xylene

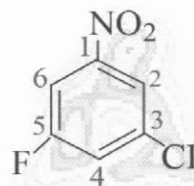
أما إذا كانت هناك ثلاث مجموعات بديلة أو أكثر فعندئذ نرقم حلقة البنزين



1,2,3-trichlorobenzene

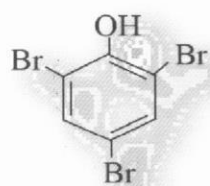
وليس

1,2,6-trichlorobenzene



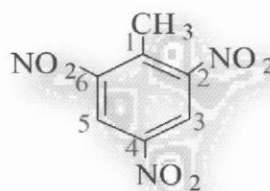
3-chloro-5-fluoronitrobenzene

(مجموعة النيترو يجب أن تقع على ذرة الكربون رقم 1)



2,4,6-tribromophenol

مجموعة الفينول يجب أن تقع على ذرة الكربون رقم (1)

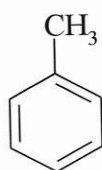


2,4,6-trinitrotoluene (TNT)

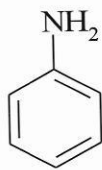
(مجموعة الميثيل يجب أن تقع على ذرة الكربون رقم 1)

4-6-8 أهمية المركبات الأروماتية Importance of Aromatic Compounds

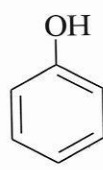
تدخل كثير من المركبات الأروماتية في الصناعة مثل حامض البنزويك والفينول والأنيلين والتولوين.



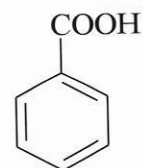
تولوين



أنيلين

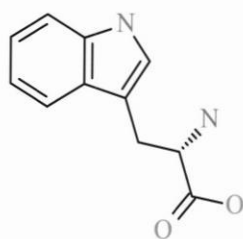


فينول

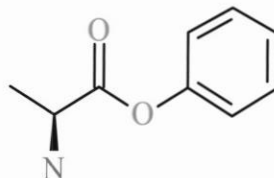


حامض البنزويك

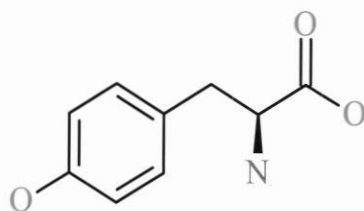
كما تحتل المركبات المحتوية على حلقات أروماتية مواقع مهمة في مجال الكيمياء الحيوية، فتدخل في كثير من التفاعلات في الكائنات الحية، وهناك أحماض أمينية ضرورية لاصطناع البروتينات في كلٍ منها حلقة بنزين، مثل الفينيل الانين والتريبتوفان والتيروسين.



Tryptophan



Phenyl alanine



Tyrosine

ونظرًا لعجز الإنسان عن اصطناع حلقة البنزين فإن مشتقات فينيل الانين وتربتوفان ضرورية لغذاء الإنسان.

Functional Groups

7-8 المجموعات الوظيفية

المجموعة الوظيفية تعرف بالمجموعات الفعالة وهي ذرة أو مجموعة ذرات مسؤولة عن الخصائص النوعية للمركب العضوي. وتخضع المجموعة الوظيفية المعينة لنفس نوع التفاعلات في كل جزيء توجد فيه. و تكون المركبات التي تحتوي على نفس المجموعة الوظيفية لها نفس الخواص وتقع في نفس الفئة. وفي الجدول 4-8 نسرد وبشكل مختصر أبرز المجموعات الوظيفية.

جدول 4-8: المجموعات الوظيفية المميزة للمركبات العضوية.

Family name	Function group	Name ending	Example	Name of compound
Alkane	$C-C$	-ane	CH_3-CH_3	Ethane
Alkene	$C=C$	-ene	$CH_2=CH_2$	Ethylene
Alkyne	$C\equiv C$	-yne	$HC\equiv CH$	Ethyne
Alcohol	$C-OH$	-ol	CH_3-OH	Methanol
Ether	$C-O-C$	-ether	CH_3-O-CH_3	Dimehtyl ether
Amine	$C-NH_2$	-amine	CH_3-NH_2	Methyl amine
Aldehyde	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-H \end{array}$	-al	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-H \end{array}$	Ethanal Acetaldehyde
Ketone	$\begin{array}{c} O \\ \\ C-C-C \end{array}$	-one	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-CH_3 \end{array}$	Propanone Acetone
Carboxylic acid	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-OH \end{array}$	-oic acid	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-OH \end{array}$	Ethanoic acid

أختَر الإجابة الصحيحة في كل مما يلي

1. أول من قام بتحضير مركب عضوي في المختبر هو:

(a) مندليف	(b) فوهرل	(c) لويس	(d) بويل
------------	-----------	----------	----------
2. أي مما يلي من المركبات العضوية

(a) CH_4	(b) CO_2	(c) C_2H_6	(d) C_2H_4
------------	------------	--------------	--------------
3. أي مما يلي من المركبات العضوية:

(a) كربونات الصوديوم	(b) كربيد الكالسيوم	(c) الإيثان	(d) أول أكسيد الكربون
----------------------	---------------------	-------------	-----------------------
4. أبسط جزيء هيدروكربوني هو:

(a) C_2H_6	(b) CH_4	(c) C_3H_8	(d) C_4H_{10}
--------------	------------	--------------	-----------------
5. يستطيع الكربون في المركبات العضوية تكوين عدد من الروابط التساهمية يساوي:

(a) 1	(b) 2	(c) 3	(d) 4
-------	-------	-------	-------
6. من أبسط المركبات العضوية التي تحتوي على كربون وهيدروجين فقط:

(a) الهيدروجينيات	(b) الكربوهيدرات	(c) الهيدروكربونات	(d) الألكانات
-------------------	------------------	--------------------	---------------
7. أي مركب من المركبات التالية لا ينتمي للمركبات الهيدروكربونية:

(a) C_2H_4	(b) $C_2H_4O_2$	(c) C_6H_6	(d) C_4H_{10}
--------------	-----------------	--------------	-----------------
8. أي مركب من المركبات التالية لا ينتمي للألكانات:

(a) C_6H_{12}	(b) C_2H_{16}	(c) $C_{10}H_{22}$	(d) $C_{40}H_{82}$
-----------------	-----------------	--------------------	--------------------
9. يحتوي الهيدروكربون المشبع على:

(a) روابط أحادية	(b) روابط ثنائية	(c) روابط ثلاثية	(d) روابط رباعية
------------------	------------------	------------------	------------------
10. عملية فصل مكونات النفط إلى مكونات أبسط من خلال تكثفها عند درجات حرارة مختلفة:

(a) التقطير التجزيئي	(b) الكروماتوجرافيا	(c) الترشيح	(d) البلورة
----------------------	---------------------	-------------	-------------
11. مركبات هيدروكربونية تحتوي على روابط أحادية بين الذرات تسمى:

(a) الألكانات	(b) الألكينات	(c) الألكاينات	(d) البنزين
---------------	---------------	----------------	-------------
12. تحتوي الألكانات على _____ بين ذرات الكربون.

(a) أحادية	(b) ثنائية	(c) ثلاثية	(d) رباعية
------------	------------	------------	------------
13. أي مما يلي يمثل الصيغة الجزيئية للهكسان.

(a) C_2H_6	(b) C_4H_{10}	(c) C_6H_{12}	(d) C_6H_{14}
--------------	-----------------	-----------------	-----------------
14. أي مما يلي يمثل الصيغة الجزيئية للبروبان:

(a) C_3H_6	(b) C_3H_8	(c) C_3H_5	(d) C_3H_2
--------------	--------------	--------------	--------------
15. أي مما يلي يمثل الصيغة الجزيئية للبيوتان:

(a) C_3H_6	(b) C_3H_8	(c) C_4H_{10}	(d) C_4H_8
--------------	--------------	-----------------	--------------
16. أي مما يلي يستخدم في تصنيع المطاط الصناعي:

(a) الميثان	(b) الإيثان	(c) البروبان	(d) البيوتان
-------------	-------------	--------------	--------------
17. للمركب الذي يعتبر من الألكانات هو:

(a) CH_3-CH_3	(b) C_2H_4	(c) $CH_3-CH=CH_2$	(d) C_3H_6
-----------------	--------------	--------------------	--------------

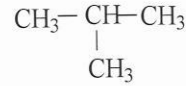
18. الصيغة العامة للالكينات ذات السلاسل المفتوحة هي:

C_nH_{2n-1}	(d) C_nH_{2n-2}	(c) C_nH_{2n+2}	(b) C_nH_{2n}	(a)
---------------	-------------------	-------------------	-----------------	-----

19. الصيغة العامة للالكينات ذات السلاسل الحلقية هي:

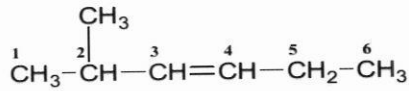
C_nH_{2n-1}	(d) C_nH_{2n-2}	(c) C_nH_{2n+2}	(b) C_nH_{2n}	(a)
---------------	-------------------	-------------------	-----------------	-----

20. الاسم النظامي حسب (IUPAC) للمركب التالي:



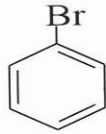
(a) 2-إيثيل بيوتان	(b) 2-ميثيل بيوتان	(c) 2-ميثيل بيوتان	(d) 1-ميثيل بروبان
--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

21. الاسم النظامي حسب الأيوباك (IUPAC) للمركب التالي:



(a) 3-ميثيل هكسين	(b) 2-ميثيل هكسين	(c) 3-ميثيل بنتين	(d) 2-ميثيل هكسين
-------------------	-------------------	-------------------	-------------------

22. الاسم النظامي حسب الأيوباك (IUPAC) للمركب التالي:



(a) الهيدروكينون	(b) برومو أنلين	(c) برومو بنزين	(d) برومو تولين
------------------	-----------------	-----------------	-----------------

23. تحتوي الألكينات على روابط _____ بين ذرات الكربون

(a) أحادية	(b) ثنائية	(c) ثلاثية	(d) رباعية
------------	------------	------------	------------

24. تحتوي الألكينات على روابط _____ بين ذرات الكربون

(a) أحادية	(b) ثنائية	(c) ثلاثية	(d) رباعية
------------	------------	------------	------------

25. أحد الهيدروكربونات التالية يتميز بالرابطة الثلاثية:

(a) C_5H_{12}	(b) C_6H_{10}	(c) C_4H_{10}	(d) C_6H_{12}
-----------------	-----------------	-----------------	-----------------

26. أي من المركبات التالية يعتبر هيدروكربون غير مشبع:

(a) C_2H_6	(b) C_3H_6	(c) C_3H_8	(d) C_4H_{10}
--------------	--------------	--------------	-----------------

27. أبسط ألكين مما يلي هو:

(a) CH_4	(b) C_2H_6	(c) C_2H_4	(d) C_3H_6
------------	--------------	--------------	--------------

28. الصيغة العامة للألكينات:

(a) C_nH_{2n}	(b) C_nH_{2n+2}	(c) C_nH_{2n-2}	(d) C_2H_{2n-1}
-----------------	-------------------	-------------------	-------------------

29. أي مما يلي يستخدم في أنضاج الفواكه:

(a) الإيثان	(b) الميثان	(c) الإيثيلين	(d) الإيثاين
-------------	-------------	---------------	--------------

30. الأستلين اسم شائع لمركب:

(a) الإيثان	(b) الإيثين	(c) الميثان	(d) الإيثاين
-------------	-------------	-------------	--------------

31. الصيغة العامة للألكينات:

C_nH_{2n-1}	(d)	C_nH_{2n-2}	(c)	C_nH_{2n+2}	(b)	C_nH_{2n}	(a)
---------------	-----	---------------	-----	---------------	-----	-------------	-----

32. أكثر المركبات نشاطاً كيميائياً هو:

C_3H_8	(d)	C_2H_2	(c)	C_2H_4	(b)	C_nH_6	(a)
----------	-----	----------	-----	----------	-----	----------	-----

33. أي المركبات التالية يستخدم في لحام الفلزات:

C_3H_4	(d)	C_2H_4	(c)	C_2H_2	(b)	C_2H_6	(a)
----------	-----	----------	-----	----------	-----	----------	-----

34. عند تفاعل كربيد الكالسيوم مع الماء ينتج:

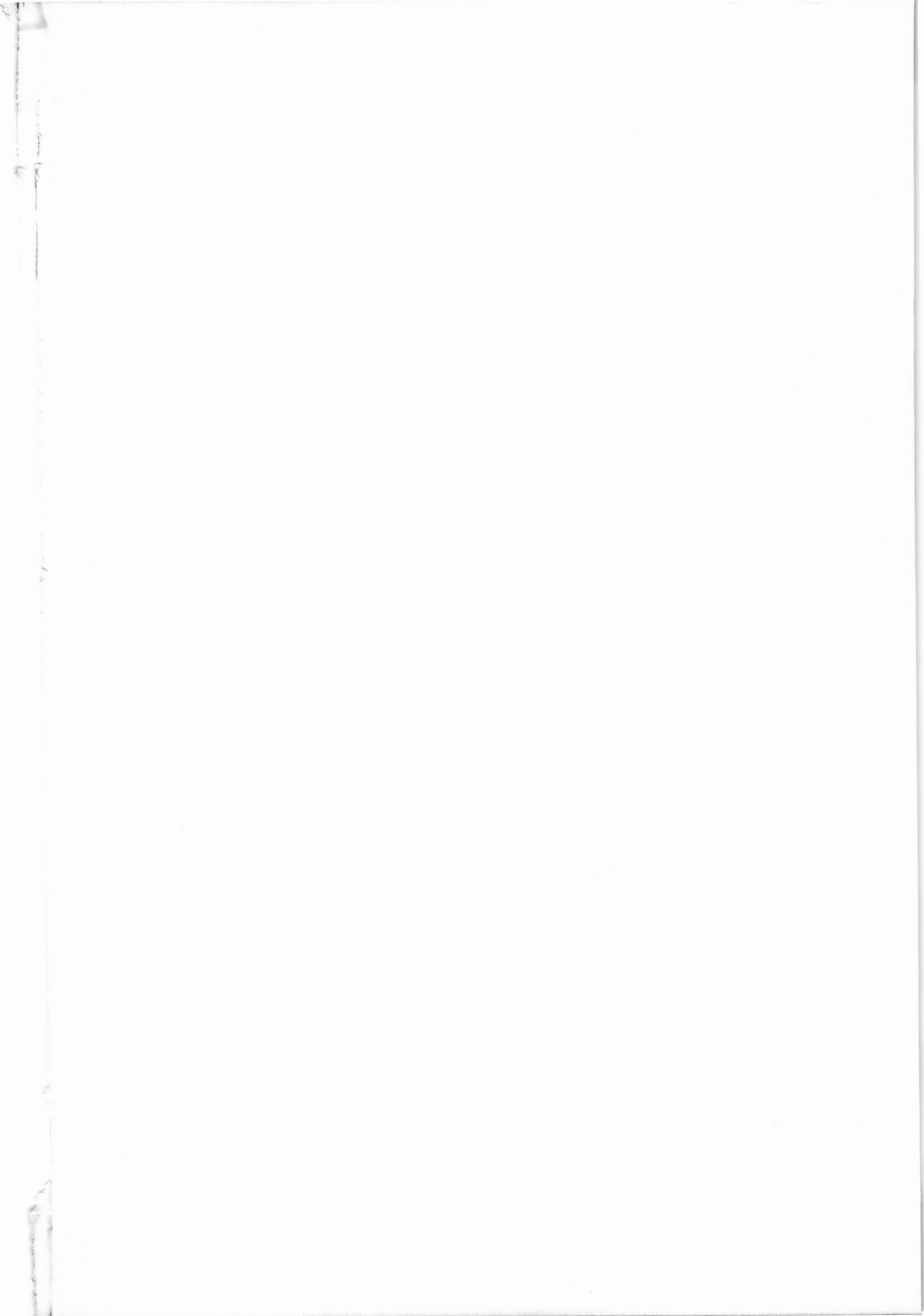
البروبان	(d)	الإيثان	(c)	الإيثين	(b)	الاستلين	(a)
----------	-----	---------	-----	---------	-----	----------	-----

35. الصيغة الجزيئية للبنزين هي:

C_6H_6	(d)	C_6H_4	(c)	C_6H_{14}	(b)	C_6H_{12}	(a)
----------	-----	----------	-----	-------------	-----	-------------	-----

36. العالم الذي اقترح الصيغة البنائية للبنزين هو:

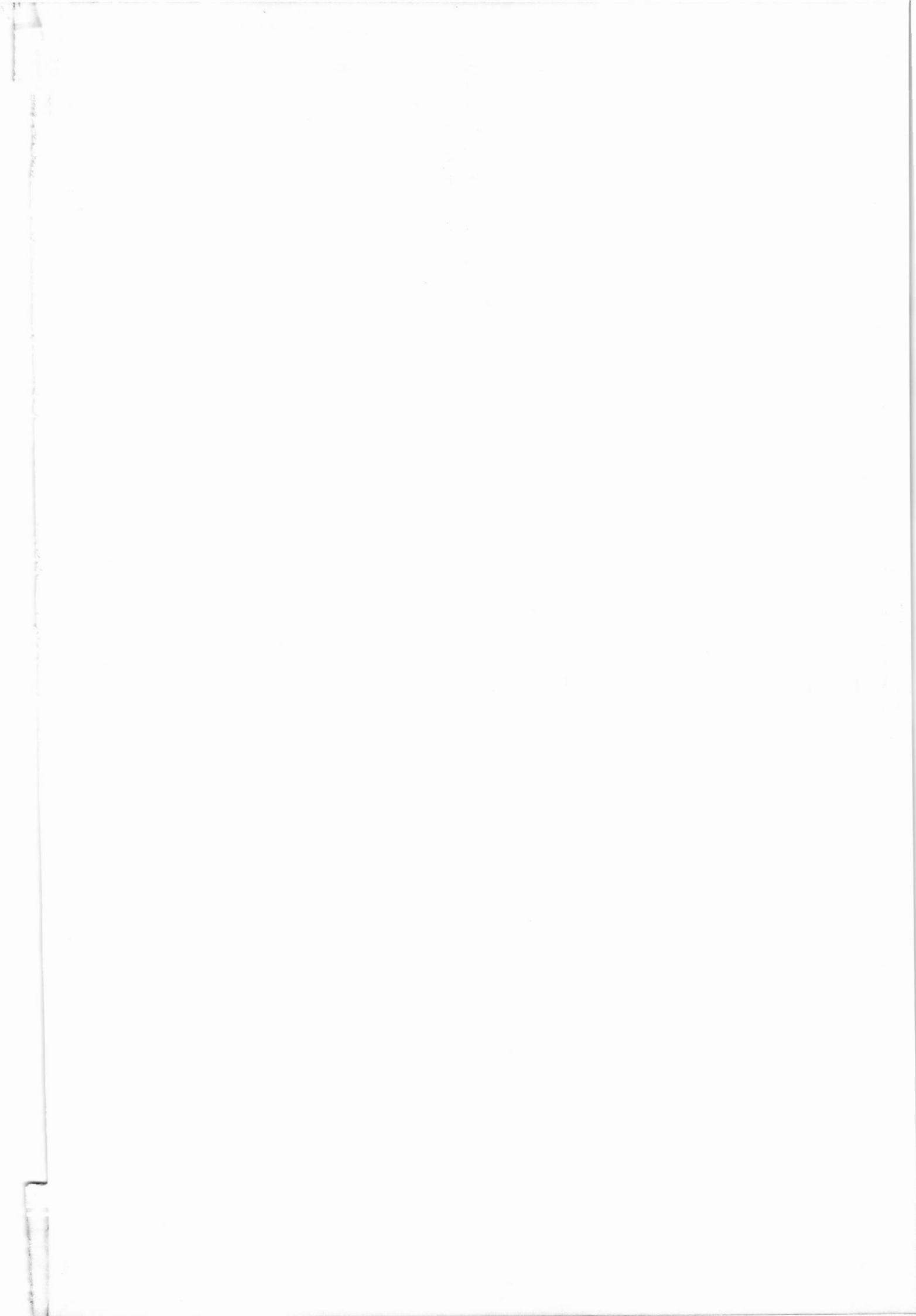
طمن	(d)	مندليف	(c)	كيكولي	(b)	فاراداي	(a)
-----	-----	--------	-----	--------	-----	---------	-----





الفصل التاسع

الجزء العملي Practical Part



Introduction

1-9 مقدمة

تعتبر الامن والسلامة هي أحد الضروريات والقواعد التي تقوم أسس علمية عالمية يجب أن يعمل بها كل من يعمل في المختبرات الكيميائية لحماية نفسه والعامين معه والبيئة الخارجية من أي مخاطر تهدد أمن الجميع، ويمكن تقسيم المخاطر في مختبرات الكيمياء إلى:

1. مخاطر كهربية
2. مخاطر الزجاجيات
3. مخاطر المواد الكيميائية

وسوف نتطرق بإيجاز الى احتياطات السلامة المتعلقة بكل نوع من الأنواع السابقة.

2-9 احتياطات السلامة من مخاطر الكيماويات Safety Procedures for Chemicals

يوجد العديد من النقاط التي يجب اخذها في الاعتبار عند التعامل مع المواد الكيميائية المستخدمة في المختبرات أهمها:

1. لبس القفازات والبالطو أثناء العمل.
2. عدم لمس الكيماويات باليد مباشرة وعدم تذوقها أو استنشاقها.
3. عدم استخدام الفم لملء الماصة بل يجب استخدام الضاغطة الهوائية.
4. الحذر عند توجيه انبوبة الاختبار ناحية الوجه أو الجسد أثناء التسخين.
5. إجراء التجارب التي يتصاعد منها غازات أو روائح في دولاب الغازات.
6. معرفة خصائص المادة الكيميائية من خلال العلامات الإرشادية على العبوة.
7. عدم تخزين الكيماويات داخل المختبر ولكن يجب وضعها في أماكن تخزين خاصة.
8. إغلاق زجاجات الكيماويات عند الانتهاء منها وعدم فتح عدة زجاجات في وقت واحد.
9. التخلص من بواقي المواد الكيميائية بالطريقة المناسبة لكل مادة حسب إرشادات فني المختبر. ويوضح شكل 1-9 بعض العلامات الإرشادية الخاصة بالمواد الكيميائي



شكل 9-1: العلامات الإرشادية للمواد الكيميائية

3-9 احتياطات السلامة من مخاطر الزجاجيات Safety Procedures for Glassware

1. عدم استخدام زجاجات غير نظيفة أثناء التجارب.
2. عدم لمس الزجاجات أثناء التسخين باليد مباشرة ويجب استخدام الماسكات.
3. تخزين الزجاجيات على رفوف ذات ارتفاع مناسب ليسهل التقاطها أو إعادتها.
4. حمل الزجاجيات بطريقة مناسبة وبحذر وعدم حمل أكثر من زجاجة في المرة الواحدة.

4-9 احتياطات السلامة من المخاطر الكهربائية Safety Procedures for Electricity

1. صيانة الأجهزة بشكل دوري وتنظيفها.
2. يجب أن تكون صنابير المياه بعيدة عن الكهرباء والأجهزة.
3. مراقبة الأجهزة أثناء التشغيل وإطفائها بعد الانتهاء من الاستخدام.
4. التأكد من خط الكهرباء (110 أو 220 فولت) قبل توصيل الأجهزة.

5-9 إرشادات السلامة في مختبرات قسم الكيمياء Safety Guides in Chemical Laboratories

1. عدم التدخين داخل المختبرات
2. عدم شم أو استنشاق روائح المواد الكيميائية.
3. سحب السوائل بطريقة آمنة وباستخدام الماصة.
4. إبلاغ فني المختبر عن الحوادث مهما كانت صغيرة.
5. قراءة العلامات التحذيرية المدونة على الزجاجات قبل الاستعمال.

6. غسل اليدين بالماء والصابون دائما بعد الانتهاء من التجربة.
7. لبس الباطو لحماية ملابسك وجسمك من الكيماويات المنسكبة.
8. إجراء التجارب التي يتصاعد منها غازات في دولاب الغازات.
9. عدم الأكل أو الشرب داخل المختبرات وعدم إخراج المواد الكيميائية من المختبر.

1-5-9 أدوات السلامة في المختبرات Safety Tools in Chemical Laboratories

يوضح الشكل 9-3: اهم أدوات السلامة المستخدمة في المختبرات الكيميائية.

1. الكمامة Mask
2. القفازات Gloves
3. النظارات الواقية Goggles
4. المعطف المخبري Labcoat
5. الأحذية الواقية Boots



النظارات الواقية



قفازات



كمامة



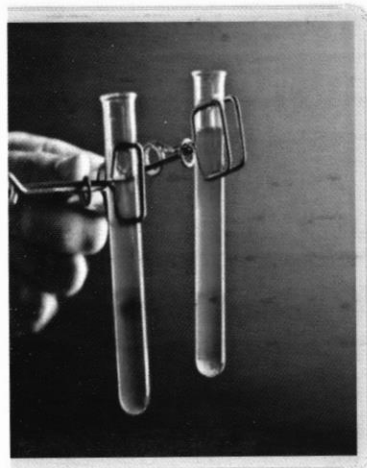
المعطف المخبري



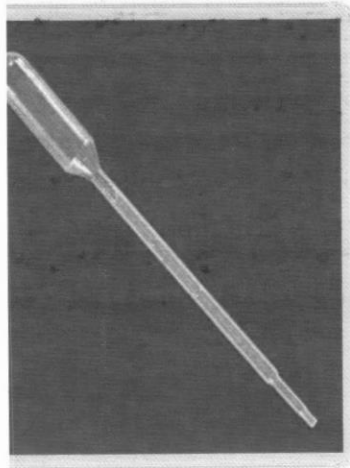
الأحذية الواقية

شكل 9-2: بعض أدوات السلامة في المختبرات

كما يوضح شكل 9-3 بعض الأدوات البسيطة المستخدمة في المختبرات.



أنبوب اختبار



قطارة

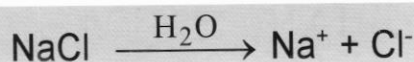


ملعقة

شكل 9-3: بعض الادوات المستخدمة في المختبرات

6-9 الكشف عن الشق الحامضي في الأملاح البسيطة Identification of Acid Radicals (Anions) in Simple Salts

عندما يذوب الملح في الماء فإنه يتأين إلى أيونات سالبة وأيونات موجبة، ويسمى الأيون السالب الناتج من تأين الملح بالشق الحامضي للملح أما الأيون الموجب الناتج عن تأين الملح فيسمى بالشق القاعدي للملح فمثلا عند إذابة كلوريد الصوديوم في الماء فإنه يتأين إلى أيون الصوديوم الموجب، وأيون الكلوريد السالب.



ونلاحظ الشق الحامضي هو أيون الكلوريد Cl^- بينما الشق القاعدي هو أيون الصوديوم Na^+

تصنيف الأنيونات Classification of Anions

صنفت الأنيونات الشائعة إلى ثلاث مجموعات مجموعتان منهما تمتاز بكاشفها الخاص بها، والذي يرسب كل الأيونات التي تحتويها، ويسمى هذا الكاشف **بكاشف المجموعة Group reagent** بينما المجموعة الثالثة ليس لها كاشف مشترك ولذا يجرى الكشف عنها بتفاعلات خاصة بها، فيما تسمى الكواشف التي تستعمل أثناء التجارب التأكيدية التي تجرى للتعرف عن أيونات مجموعة ما بالكواشف النوعية. جدول 9-1 يبين الشقوق الحمضية لكل مجموعة.

جدول 9-1: الشقوق الحمضية والكواشف المميزة

المجموعة	الشق الحمضي	كاشف المجموعة
الأولى	كربونات - بيكربونات - كبريتيدات - كبريتيت - نيتريت - السيانيدات - الثيوكبريتات - السيانات - الكلورات	حمض الهيدروكلوريك المخفف
الثانية	كلوريدات - بروميدات - يوديدات - نترات - الثيوسيانات	حمض الكبريتيك المركز
الثالثة	كبريتات - فوسفات - بورات - الزرنيخات - الزرنيخيت	ليس لها كاشف معين

يمكن تصنيف التجارب في الكشف عن الشقوق الحمضية إلى ثلاث أنواع:

1. التجربة الأساسية

هي التجارب التي تتعلق بالتفاعلات التي يستخدم فيها كاشف أساسي يسمى بكاشف المجموعة فهو يميز كل مجموعة من الأيونات ويختص فيها فعند استخدام هذه التفاعلات يمكن للمحلل الكيميائي من الحكم على وجود أو عدم وجود مجموعة كاملة من الأيونات.

2. تفاعلات عامة (تجارب تأكيدية)

وهي التجارب المختصة بالتفاعلات التي يتفاعل فيها الكاشف مع أيونات المجموعة الواحدة أو بعض منها وقد يتفاعل مع أيونات من مجاميع أخرى، وتسمى الكواشف التي تستعمل عند إجراء هذه التجارب بالكواشف النوعية.

3. تفاعلات خاصة (تجارب مميزة)

في هذه التجارب، تستطيع بعض الكواشف تكوين مركبات مميزة مع أيون واحد فقط من أيونات المجموعة الواحدة، وتعطي نتيجة سلبية مع باقي أيونات المجموعة التي ينتمي إليها هذا الأيون.

9-1-6-1 الكشف عن أيونات المجموعة الأولى من الشقوق الحامضية Identification of the 1st Group Anions

The Main Test التجربة الأساسية

ضع قليل من الملح الصلب في أنبوبة اختبار ثم أضف حمض الهيدروكلوريك المخفف الى أنبوبة الاختبار.

المشاهدة:

1- في حالة الكربونات يحدث فوران ويتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون كما في المعادلة التالية:



ويتم الكشف عن غاز ثاني أكسيد الكربون المتصاعد بإمراره في ماء الجير حيث يحدث تعكير نتيجة لتكوين كربونات الكالسيوم.



2- في حالة البيكربونات يحدث فوران ويتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون كما في المعادلة:



ويكشف عن غاز ثاني أكسيد الكربون المتصاعد كما سبق بأمراره في ماء الجير.

3- في حالة الكبريتيدات يحدث فوران خفيف و يتصاعد غاز له رائحة البيض الفاسد هو غاز H_2S كما في المعادلة:



يكشف عن الغاز بأنه يحول ورقة مبللة بخلات الرصاص إلى اللون الأسود نتيجة لتكون كبريتيد الرصاص.



4- في حالة الثيوكبريتات يتصاعد غاز له رائحة خانقة هو غاز SO_2 بالتسخين الهين مع تكون راسب ابيض مصفر.



يكشف عن غاز ثاني أكسيد الكبريت المتصاعد بأنه يخضر ورقة مبللة بمحلول $K_2Cr_2O_7$ المحمضة.

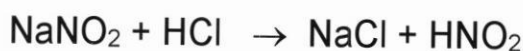


5- في حالة الكبريتيت يتصاعد غاز له رائحة خانقة هو غاز SO_2 .

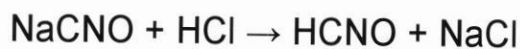


يكشف عن غاز ثاني أكسيد الكبريت المتصاعد بأنه يخضر ورقة مبللة بمحلول $K_2Cr_2O_7$ المحمضة كما سبق.

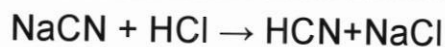
6- في حالة النيتريت يتصاعد غاز أول أكسيد النيتروجين عديم اللون يتحول إلى بني اللون من NO_2 مع تلون المحلول بلون أزرق خفيف .



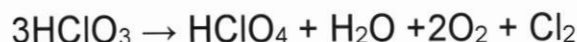
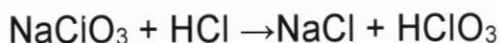
7- مع السيانيدات ينتج أولا حمض السيانيك الذي يتحول فورا الى غاز ثاني أكسيد الكربون الذي يكشف عنه كما سبق.



8- مع السيانيدات يتصاعد غاز حمض الهيدروسيانيك السام. (يجب الحذر من املاح السيانيدات فهي سامة جدا ومميتة).



9- مع الكلورات يتصاعد غاز الكلور الخانق مع التسخين كما يتلون المحلول باللون الأصفر.



التجارب التأكيدية Confirmatory Tests

الكربونات CO_3^{2-}

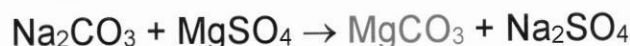
1- مع محلول كلوريد الباريوم

يتكون راسب أبيض من كربونات الباريوم يذوب في حمض الهيدروكلوريك المخفف



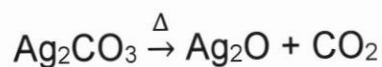
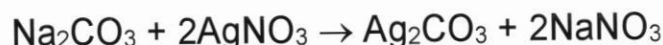
2- مع محلول كبريتات الماغنسيوم

يتكون راسب أبيض من كربونات الماغنسيوم مباشرة على البارد وفقاً للمعادلة



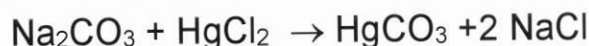
3- مع نترات الفضة

يتكون راسب أبيض من كربونات الفضة يتحول بالتسخين إلى راسب بني وفقاً للمعادلات التالية:



4- مع محلول كلوريد الزئبق

يتكون راسب بني محمر على البارد من كربونات الزئبق وفقاً للمعادلة:



البكربونات HCO_3^-

1- مع محلول كلوريد الباريوم

يتكون راسب أبيض بعد التسخين



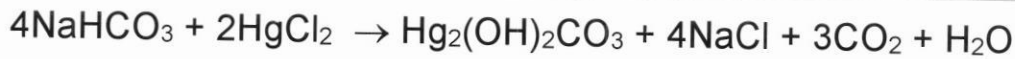
2- مع محلول كبريتات الماغنسيوم

يتكون راسب أبيض بعد التسخين نتيجة لتحلل البكربونات الى الكربونات.



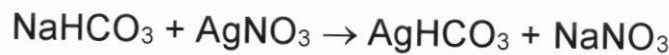
3- مع محلول كلوريد الزئبق

يتكون راسب بني محمر بعد التسخين وفقاً للمعادلة:



4- مع محلول نترات الفضة

يتكون راسب أبيض من بيكربونات الفضة يتحول بالتسخين إلى راسب بني وفقاً للمعادلة:



الكبريتيدات S^{2-}

1- مع محلول نترات الفضة

يتكون راسب أسود من كبريتيد الفضة يذوب في حمض النيتريك المخفف وفقاً للمعادلة:



2- مع محلول خلات الرصاص

يتكون راسب أسود من كبريتيد الرصاص



3- مع محلول نيتروبروسيد الصوديوم (مميزة)

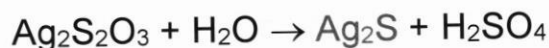
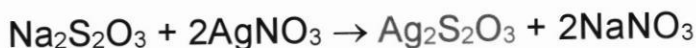
يتلون المحلول بلون بنفسجي وفقاً للمعادلة:



الثيوكبريتات $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

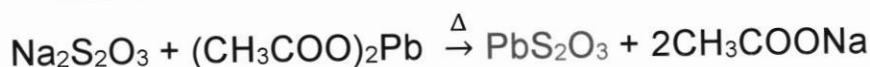
1- مع محلول نترات الفضة

يتكون راسب أبيض من ثيوكبريتات الفضة يذوب في الزيادة من محلول الثيوكبريتات ويتحول إلى راسب بني أسود إذا ترك لفترة نتيجة لتكون كبريتيد الفضة.



2- مع محلول خلات الرصاص

يتكون راسب أبيض من ثيوكبريتات الرصاص يتحول إلى راسب أسود من كبريتيد الرصاص بالتسخين.



3- مع محلول كلوريد الحديدك (مميزة)

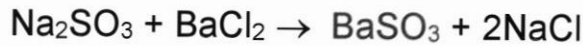
عند إضافة قطرة من محلول كلوريد الحديدك يتلون المحلول بلون بنفسجي يزول بسرعة ويختفي نتيجة للاكسدة والاختزال وتكون كلوريد الحديدوز.



الكبريتيت SO_3^{2-}

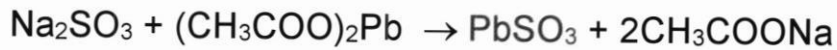
1- مع كلوريد الباريوم

يتكون راسب أبيض من كبريتيت الباريوم يذوب في الأحماض المعدنية



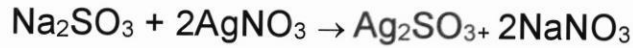
2- مع محلول خلات الرصاص

يتكون راسب أبيض من كبريتيت الرصاص يذوب في حمض النيتريك المخفف وفقاً للمعادلة:



3- مع محلول نترات الفضة

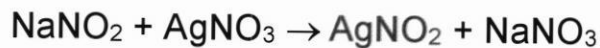
يتكون راسب أبيض من كبريتيت الفضة يذوب في الزيادة من محلول الكبريتيت



النيتريت NO_2^-

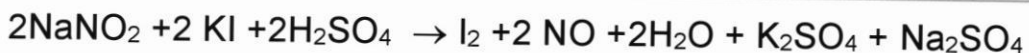
1- مع نترات الفضة

يتكون راسب أبيض مصفر من نيتريت الفضة يذوب في الماء المغلي

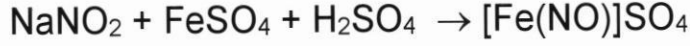


2- مع محلول يوديد البوتاسيوم + حمض الكبريتيك المركز (مميّزة)

يتلون المحلول بلون بني وفقاً للمعادلة

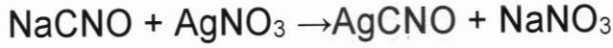


3- مع محلول كبريتات الحديدوز حديثة التكوين + حمض الكبريتيك المركز (مميزة)
تتكون حلقة سمراء أو بنية اللون وفقاً للمعادلة:



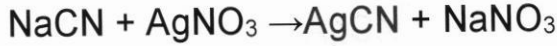
السيانات CNO^-

1- مع محلول نترات الفضة
يتكون راسب أبيض من سيانات الفضة يذوب في حمض النيتريك المخفف

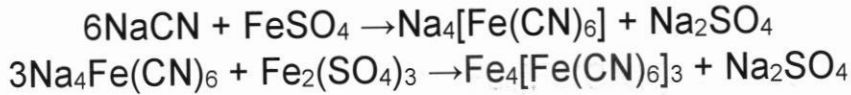


السيانيدات CN^-

1- مع محلول نترات الفضة
يتكون راسب أبيض من سيانيد الفضة لا يذوب في حمض النيتريك المخفف.

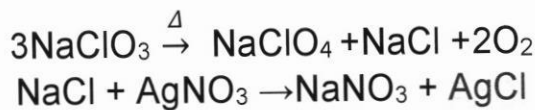


2- مع محلول كبريتات الحديدوز
يتكون راسب أزرق من حديدوسيانييد الحديديك (أزرق بروسيا) عند إضافة بعض البلورات من
كبريتات الحديدوز إلى محلول السيانيد ثم إضافة بعض القطرات من حمض الكبريتيك المخفف.



الكلورات ClO_3^-

1- تأثير الحرارة
عند تسخين الكلورات في انبوبة جافة يتكون الكلوريد الذي يمكن الكشف عنه بإضافة محلول
نترات الفضة حيث يتكون راسب أبيض من كلوريد الفضة.



2-6-9 الكشف عن أنيونات المجموعة الثانية من الشقوق الحامضية
Identification of the
2nd Group Anions

يطلق على أنيونات هذه المجموعة مجموعة حمض الكبريتيك المركز وتشمل هذه المجموعة خمس أنيونات والتي لا تتأثر بحمض HCl المخفف ولكنها تتأثر بحمض الكبريتيك H₂SO₄ المركز وهي:

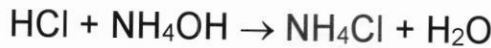
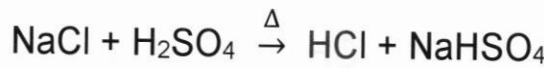
- 1- كلوريد - (Cl⁻) - Chloride
- 2- بروميد - (Br⁻) - Bromide
- 3- يوديد - (I⁻) - Iodide
- 4- نترات - (NO₃⁻) - Nitrates
- 5- ثيوسيانات - (SCN⁻) - Thiocyanates

التجربة الأساسية The Main Test

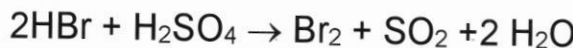
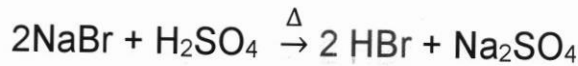
خذ كمية مناسبة من الملح الصلب إلى أنبوبة اختبار ثم أضف كاشف المجموعة حمض الكبريتيك المركز.

المشاهدة :

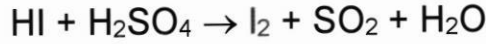
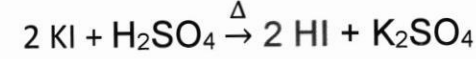
1- في حالة أنيون الكلوريد يتصاعد بالتسخين غاز له رائحة خانقة هو غاز كلوريد الهيدروجين والذي يكشف عنه بأنه يحمر ورقة عباد الشمس الزرقاء و يعطي سحب بيضاء عند تعرضه لساق مبللة بمحلول الامونيا كما أن يدخن في الهواء.



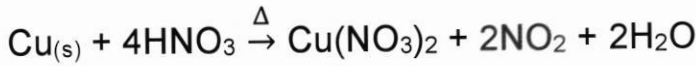
2- في حالة أنيون البروميد يتصاعد غاز عديم اللون هو غاز بروميد الهيدروجين الذي يتحول إلى غاز برتقالي أو بني محمر ويتلون المحلول بلون بني محمر.



3- في حالة أنيون اليوديد يتصاعد مع التسخين بلطف غاز عديم اللون هو غاز يوديد الهيدروجين يتحول إلى غاز بنفسجي اللون هو I₂ الذي يحول ورقة مبللة بالنشأ إلى اللون الأزرق.



4- في حالة أنيون النترات يتصاعد غاز بني اللون هو غاز ثاني أكسيد النيتروجين بعد التسخين الشديد وتزداد الأبخرة البنية بإضافة برادة النحاس مع تلوين المحلول بلون أزرق خفيف

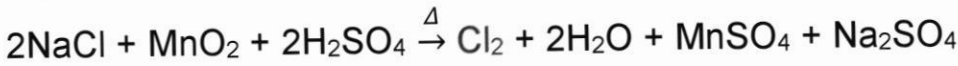


5- في حالة الثيوسيانات يحدث تفاعل شديد مع تصاعد غازات أهمها ثاني أكسيد الكبريت الذي يمكن الكشف عنه كما سبق.

التجارب التأكيدية

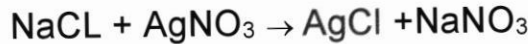
الكلوريدات Cl^-

1- مع ثاني أكسيد المنجنيز الصلب + حمض الكبريتيك المركز يتصاعد غاز أصفر مخضر هو غاز الكلور الذي له خاصية قصر الألوان



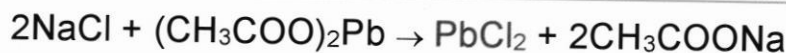
2- مع محلول نترات الفضة

يتكون راسب أبيض من كلوريد الفضة يذوب في محلول الأمونيا وإذا تعرض الراسب للضوء يتحول إلى اللون البنفسجي



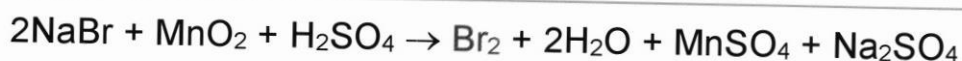
3- مع محلول خلات الرصاص

يتكون راسب أبيض من كلوريد الرصاص يذوب بالتسخين ويطرس بالتبريد



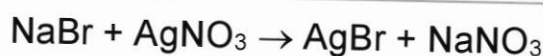
البروميديات Br^-

1- مع ثاني أكسيد المنجنيز الصلب + حمض الكبريتيك المركز يتصاعد غاز بني محمر أو برتقالي اللون هو غاز البروم الذي يزيل لون ورقة دوار الشمس



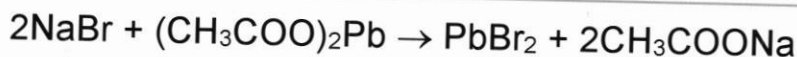
2- مع محلول نترات الفضة

يتكون راسب أبيض مصفر يذوب في محلول الأمونيا ولا يذوب في حمض النيتريك المخفف.



3- مع محلول خلات الرصاص

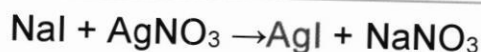
يتكون راسب أبيض مصفر من بروميد الرصاص يذوب بالتسخين ويترسب بالتبريد



اليوديدات I^-

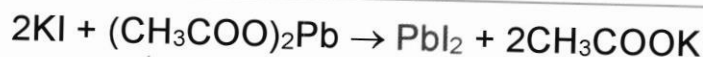
1- مع محلول نترات الفضة

يتكون راسب أصفر من يوديد الفضة لا يذوب في محلول الامونيا ولا يذوب في حمض النيتريك المخفف.



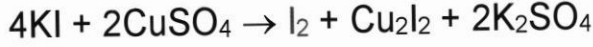
2- مع محلول خلات الرصاص

يتكون راسب أصفر من يوديد الرصاص يذوب بالتسخين ويترسب بالتبريد



3- مع محلول كبريتات النحاس (مميزة)

يظهر لون بني وبإضافة محلول $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ يظهر راسب أبيض



النترات NO_3^-

1- تجربة الحلقة السمراء

بإضافة 1 مل من محلول النترات + محلول كبريتات الحديدوز حديث التحضير + حمض الكبريتيك المركز باحتراس على جدار الأنبوبة نلاحظ تكون حلقة سمراء أو بنية اللون



الثيوسينات SCN^-

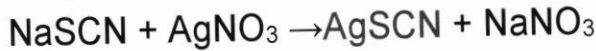
1- مع محلول كلوريد الحديدك

يعطى لون أحمر دموى نتيجة وجود أيون ثيوسينات الحديدك



2- مع محلول نترات الفضة

يتكون راسب أبيض من ثيوسينات الفضة.

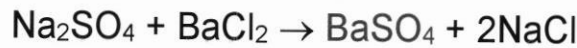


3-6-9 الكشف عن أنيونات المجموعة الثالثة من الشقوق الحامضية
3rd Group Anions

الكبريتات SO_4^{2-}

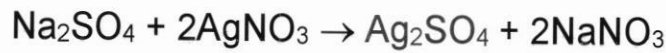
1- مع محلول كلوريد الباريوم

يتكون راسب أبيض من كبريتات الباريوم لا يذوب في الأحماض المعدنية



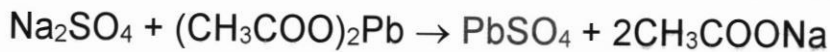
2- مع محلول نترات الفضة

يتكون راسب أبيض من كبريتات الفضة يذوب في الأحماض المعدنية



3- مع محلول خلات الرصاص

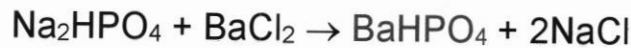
يتكون راسب أبيض من كبريتات الرصاص يذوب في خلات الأمونيوم



الفوسفات PO_4^{3-}

1- مع محلول كلوريد الباريوم

يتكون راسب أبيض من فوسفات الباريوم الهيدروجينية، يذوب في الأحماض المعدنية



2- مع محلول نترات الفضة

يتكون راسب أبيض مصفر يذوب في حمض النيتريك المخفف ومحلول الأمونيا.



3- مع كلوريد الحديدك

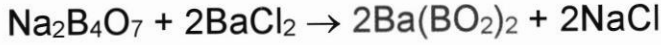
يتكون راسب أصفر أو أبيض مصفر من فوسفات الحديدك يذوب في الأحماض المعدنية



البورات $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$

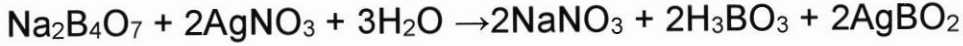
1- مع محلول كلوريد الباريوم

في حالة أنيون البورات يتكون راسب أبيض من ميتابورات الباريوم الذي يذوب في زيادة من محلول كلوريد الباريوم.



2- مع محلول نترات الفضة

يتكون راسب أبيض مصفر يذوب في محلول الامونيا ويتحول بالتسخين إلى راسب بني



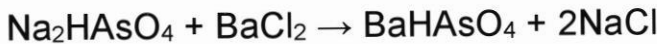
3- اختبار اللهب ذو الحافة الخضراء

في حالة البورات عند إضافة 1 مل من حمض الكبريتيك المركز + 5 مل من الكحول الإيثيلي إلى الملح الصلب يظهر لهب ذو حافة خضراء نتيجة لتكون بورات الإيثيل $\text{BO}_3(\text{C}_2\text{H}_5)_3$

الزرنبيكات $[\text{AsO}_4]^{3-}$

1- مع محلول كلوريد الباريوم

يكون راسب أبيض من زرنبيكات الباريوم



2- مع محلول نترات الفضة

يعطر راسب بني يذوب في الأحماض المعدنية



7-9 الكشف عن الشقوق القاعدية في الاملاح البسيطة Identification of the Basic Radicals (Cations) in Simple Salts

الشقوق القاعدية يمكن تقسيمها الى ست مجموعات مختلفة على أساس الملح، ويعتمد هذا التقسيم على اختلاف ذوبان هذه الأملاح في الماء فمثلاً لا تذوب كلوريدات المجموعة الأولى في الماء ولذلك يسهل ترسيبها وفصلها عن المجموعات الأخرى على هيئة كلوريدات وكذلك المجموعة الثانية تترسب على هيئة كبريتيدات في الوسط الحمضي وهكذا وفيما يلي سنبين الأسس النظرية للكشف عن الشقوق القاعدية وفصلها ويسمى المحلول أو المحاليل التي تستعمل في ترسيب أية مجموعة باسم كاشف المجموعة والجدول يوضح فلزات كل مجموعة والكاشف المميز لها:

جدول 9-2: الشقوق القاعدية والكواشف المميزة لها مع نوع الراسب.

المجموعة	الشق القاعدي	كاشف المجموعة	الراسب
الأولى	فضة - رصاص - زئبقوز	HCl حمض الهيدروكلوريك	كلوريدات
الثانية أ	زئبق - نحاس - بزموت - كاديوم -	HCl + حمض الهيدروكلوريك	كبريتيدات
الثانية ب	زرنخ - أنتيمون - قصدير	H ₂ S كبريتيد الهيدروجين	
الثالثة	ألومنيوم - كروم - حديد	كلوريد أمونيوم NH ₄ Cl + هيدروكسيد أمونيوم NH ₄ OH	هيدروكسيدات
الرابعة	كوبالت - نيكل - خارصين - منجنيز	كلوريد أمونيوم NH ₄ Cl + هيدروكسيد أمونيوم NH ₄ OH كبريتيد هيدروجين H ₂ S	كبريتيدات
الخامسة	كالسيوم - استرانشيوم - باريوم	كلوريد أمونيوم NH ₄ Cl هيدروكسيد أمونيوم NH ₄ OH كربونات أمونيوم (NH ₄) ₂ CO ₃	كربونات
السادسة	ماغنسيوم - صوديوم - بوتاسيوم - شق الامونيوم	لا يوجد كاشف موحد	--

1-7-9 الكشف عن شقوق المجموعة الأولى Identification of 1st Group Cations

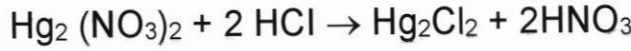
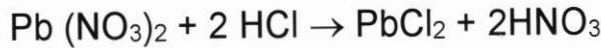
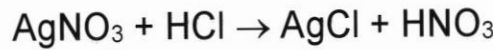
تضم هذه المجموعة أيونات الفضة والزنبيقور والرصاص Pb^{2+} , Ag^+ , Hg_2^{2+} وتتميز بتكوين كلوريدات شحيحة الذوبان في الماء عند معالجة محاليلها بحمض الهيدروكلوريك المخفف.

التجربة الأساسية Main Test

كاشف المجموعة: حمض الهيدروكلوريك المخفف

ضع 1مل محلول الملح في أنبوبة اختبار + 1مل من حمض الهيدروكلوريك المخفف
المشاهدة:

تكون راسب ابيض من كلا من كلوريد الفضة، كلوريد الرصاص وكلوريد الزنبيقك وفقا للمعادلات التالية:



الاستنتاج:

يوجد أحد شقوق هذه المجموعة (Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+})

التجارب التأكيدية Confirmatory Tests

أملاح الفضة

1- مع كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4

تعطى الفضة راسب بني محمر من كرومات الفضة يذوب في هيدروكسيد الامونيوم



2- مع يوديد البوتاسيوم KI

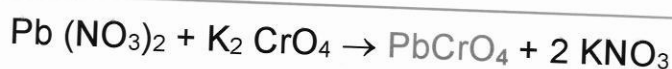
تعطى الفضة راسب أصفر باهت من يوديد الفضة لا يذوب في هيدروكسيد الامونيوم



أملاح الرصاص

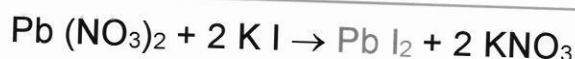
1- مع كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4

يكون الرصاص راسب أصفر من يوديد الرصاص لا يذوب في هيدروكسيد الأمونيوم



2- مع يوديد البوتاسيوم KI

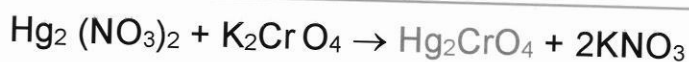
بينما يكون الرصاص راسب أصفر من يوديد الرصاص يذوب بالغليان



أملاح الزئبقوز

1- مع كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4

يكون الزئبقوز راسب بني من كرومات الزئبقوز يذوب بالغليان



2- مع يوديد البوتاسيوم KI

يكون الزئبقوز راسب بين الأخضر والأصفر من يوديد الزئبقوز يذوب في الزيادة من الكاشف



2-7-9 الكشف عن شقوق المجموعة الثانية Identification of 2nd Group Cations

تنقسم عناصر هذه المجموعة الى مجموعتين فرعيتين.

المجموعة الثانية (أ) نحاسيك Cu^{2+} ، كادميوم Cd^{2+} ، بزموت Bi^{2+} ، زئبقيك Hg^{2+}

وتتميز تلك الفئة بأنها شحيحة الذوبان في حامض الهيدروكلوريك المخفف وكبريتيد الأمونيوم الأصفر.

المجموعة الثانية (ب): قصديروز Sn^{2+} ، قصديريك Sn^{4+} ، زرنخوز As^{3+} ، زرنخيك As^{5+} ، أنتيمونوز Sb^{3+} ، أنتيمونيك Sb^{5+}

وتتميز كبريتيدات هذه الفلزات لا تذوب في حامض الهيدروكلوريك المخفف ولكنها سهلة الذوبان في محلول كبريتيد الأمونيوم الأصفر.

وستتطرق الى املاح المجموعة الثانية (أ) في هذا الجزء العملي.

Main Test التجربة الأساسية

كاشف المجموعة: حمض الهيدروكلوريك المخفف + كبريتيد الهيدروجين
ضع 1مل محلول الملح في أنبوبة اختبار + 1مل من حمض الهيدروكلوريك المخفف + 1مل
كبريتيد الهيدروجين
المشاهدة:

- في حالة املاح النحاس يتكون راسب اسود من كبريتيد النحاس و فقا للمعادلة التالية:



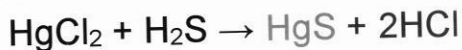
هذا الراسب الأسود شحيح الذوبان في الاحماض المخففة ولا يذوب في كبريتيد الامونيوم.

- تكون املاح الكاديوم راسب اصفر من كبريتيد الكاديوم (من المحاليل المخففة الحمضية) و فقا
للمعادلة التالية:

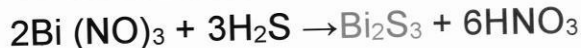


هذا الراسب المتكون يذوب في الأحماض المخففة.

- املاح الزئبق تكون راسب ابيض يتحول سريعا الى البنى او الأسود نتيجة لتكون كبريتيد
الزئبق



- وتكون املاح البزموت راسب بنى من كبريتيد البزموت يذوب في حمض النيتريك المخفف
الساخن



الاستنتاج:

يوجد أحد شقوق هذه المجموعة

التجارب التأكيدية *Confirmatory Tests*

أملاح النحاس

1- مع حديدو سيانيد البوتاسيم

يتكون راسب بني محمر من حديدو سيانيد النحاسيك لا يذوب في الاحماض



2- مع هيدروكسيد الامونيوم

يتكون راسب أزرق يذوب في الزيادة من الكاشف



أملاح الكاديوم

1- مع حديدو سيانيد البوتاسيم

يتكون راسب أبيض من حديدو سيانيد الكاديوم .



2- مع هيدروكسيد الامونيوم

يتكون راسب أبيض من هيدروكسيد الكاديوم لا يذوب في الزيادة من الكاشف



أملاح الزنبيق

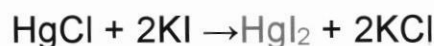
1- مع هيدروكسيد الامونيوم

يتكون راسب أبيض من كلوريد أمينو الزنبيق



2- مع يوديد البوتاسيوم

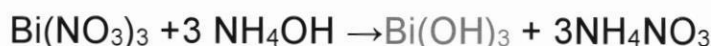
يتكون راسب احمر من يوديد الزئبقيك يذوب في الزيادة من يوديد البوتاسيوم



أملاح البزموت

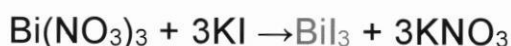
1- مع هيدروكسيد الامونيوم

يتكون راسب أبيض لا يذوب في الزيادة من هيدروكسيد الامونيوم



2- مع يوديد البوتاسيوم

يتكون راسب بني من ثالث يوديد البزموت يذوب في الزيادة من الكاشف



3-7-9 الكشف عن شقوق المجموعة الثالثة Identification of 3rd Group Cations

تضم هذه المجموعة الفلزات التي تكون هيدروكسيدات شحيحة الذوبان في الماء عند إضافة هيدروكسيد الأمونيوم إلى محاليلها في وجود كلوريد الأمونيوم. من أهم هذه العناصر الألومنيوم والحديد والكروم Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+} .

التجربة الأساسية Main Test

كاشف المجموعة: كلوريد الامونيوم + هيدروكسيد الامونيوم

ضع 1مل محلول الملح في أنبوبة اختبار + 1مل من كلوريد الامونيوم + 1مل من هيدروكسيد الامونيوم

المشاهدة:

في حالة املاح الألومنيوم يعطى راسب أبيض جيلاتيني من هيدروكسيد الألومنيوم لا يذوب في الزيادة من العامل المرسب كما في المعادلة:



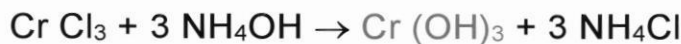
اما في حالة الحديدوز (الحديد الثنائي) يتكون راسب أخضر فاتح من هيدروكسيد الحديدوز يتأكسد إلى هيدروكسيد الحديدك البني عند تعرضه لأكسجين الهواء:



في حالة الحديدك (الحديد الثلاثي) يتكون راسب بني جيلاتيني من هيدروكسيد الحديدك كما في المعادلة التالية:



في حالة املاح الكروم يتكون راسب أخضر رمادي جيلاتيني كما في المعادلة التالية:



الاستنتاج:

يوجد أحد شقوق هذه المجموعة

التجارب التأكيدية *Confirmatory Tests*

املاح الألومنيوم

1- مع هيدروكسيد الصوديوم:

يتكون راسب أبيض جيلاتيني من هيدروكسيد الألومنيوم يذوب في زيادة من العامل المرسب مكوناً ألومنيات الصوديوم.



2- مع فوسفات الصوديوم:

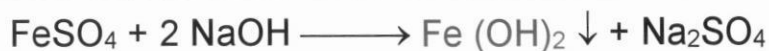
يتكون راسب أبيض جيلاتيني من فوسفات الالومنيوم.



املاح الحديدوز

1- مع هيدروكسيد الصوديوم:

ينفصل راسب ابيض من هيدروكسيد الحديدوز لا يذوب فى الزيادة من المرسب.



2- مع ثيوسيانات البوتاسيم:

لا يحدث أى تفاعل ظاهر.

3- مع حديدى سيانيد البوتاسيم:

يعطى راسب أزرق غامق من حديدى سيانيد الحديدوز و فقا للمعادلة التالية:



املاح الحديدك

1- مع هيدروكسيد الصوديوم:

يتكون راسب بنى جيلاتينى لا يذوب فى زيادة من العامل المرسب.



2- مع ثيوسيانات البوتاسيوم:

يتكون لون أحمر دموي.



3- مع حديدو سيانيد البوتاسيوم:

يتكون راسب أزرق كثيف (أزرق بروسيا).



املاح الكروم

1- مع هيدروكسيد الصوديوم:

يتكون راسب أخضر يذوب في زيادة من العامل المرسب مكونا محلول أخضر (كروميت الصوديوم).



2- مع فوسفات الصوديوم:

يتكون راسب أخضر من فوسفات الكروم.



4-7-9 الكشف عن شقوق المجموعة الرابعة Identification of 4th Group Cations

تضم هذه المجموعة أيونات الخارصين والكوبلت والمنجنيز والنيكل وتتميز هذه العناصر بأنها تكون كبريتيدات تترسب في وسط قلوي. ويتم ذلك بإضافة كبريتيد الأمونيوم أو كبريتيد الهيدروجين إلى المحلول بعد إضافة كلوريد الأمونيوم وهيدروكسيد الأمونيوم.

Main Test التجربة الأساسية

كاشف المجموعة: كلوريد الأمونيوم + هيدروكسيد الأمونيوم + كبريتيد الهيدروجين أو كبريتيد الأمونيوم.

ضع 1 مل محلول المخلوط في أنبوبة اختبار + 1 مل من كلوريد الأمونيوم + 1 مل من هيدروكسيد الأمونيوم + 1 مل من كبريتيد الهيدروجين أو كبريتيد الأمونيوم.

المشاهدة:

في حالة املاح الكوبلت

يظهر راسب أسود من كبريتيد الكوبلت.



لا يذوب هذا الراسب في حامض الهيدروكلوريك المخفف.

في حالة املاح النيكل

يتكون راسب أسود من كبريتيد النيكل.



لا يذوب هذا الراسب في حامض الهيدروكلوريك المخفف.

في حالة املاح المنجنيز

يتكون راسب لونه بصلي من كبريتيد المنجنيز يذوب في الأحماض المخففة.



في حالة الخارصين

يتكون راسب أبيض (كبريتيد الخارصين) يذوب في حامض الهيدروكلوريك المخفف.



الاستنتاج:

يوجد أحد شقوق هذه المجموعة

التجارب التأكيدية *Confirmatory Tests*

املاح الكوبلت

1- مع هيدروكسيد الصوديوم:

يتكون راسب أزرق يتحول بالغلجان مع زيادة من هيدروكسيد الصوديوم إلى اللون الوردي.



2- مع هيدروكسيد الامونيوم:

يتكون راسب أزرق يذوب في الزيادة من هيدروكسيد الأمونيوم



املاح النيكل

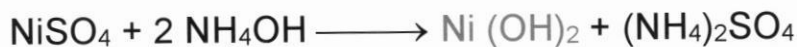
1- مع هيدروكسيد الصوديوم:

يتكون راسب أخضر باهت من هيدروكسيد النيكل لا يذوب في زيادة المرسب.



2- مع هيدروكسيد الامونيوم:

يتكون راسب أخضر باهت يذوب في الزيادة من هيدروكسيد الأمونيوم.



املاح المنجنيز

1- مع هيدروكسيد الصوديوم:

يعطى راسب أبيض من هيدروكسيد المنجنيز لا يذوب في زيادة من العامل المرسب ويتحول إلى البنى بالتعرض للجو.



2- مع فوسفات الصوديوم:

يتكون راسب لونه بصلي في وجود النشادر.

املاح الخارصين

1- مع هيدروكسيد الصوديوم:

يتكون راسب أبيض جيلاتيني (هيدروكسيد الزنك) يذوب في زيادة من العامل المرسب مكونا خارصينات الصوديوم.



2- مع حديدو سيانيد البوتاسيم:

يتكون راسب أبيض من حديد وسيانيد الخارصين شحيح الذوبان في الأحماض المخففة.



5-7-9 الكشف عن شقوق المجموعة الخامسة
Identification of 5th Group Cations

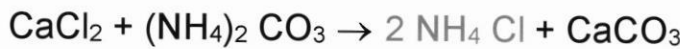
تضم هذه المجموعة الكالسيوم والسترانشيوم والباريوم ومعظم أملاحها بيضاء اللون.

التجربة الأساسية Main Test

كاشف المجموعة: كلوريد الامونيوم + هيدروكسيد الامونيوم + كربونات الامونيوم
نضع 1مل محلول الملح في أنبوبة اختبار + 1مل من كلوريد الامونيوم + 1مل من هيدروكسيد
الامونيوم + 1 مل كربونات الامونيوم
المشاهدة :

في حالة املاح الكالسيوم

يتكون راسب أبيض من كربونات الكالسيوم ويزوب هذا الراسب في الأحماض المعدنية المخففة.



في حالة املاح الاسترانشيوم

يتكون راسب أبيض من كربونات الاسترانشيوم يذوب في الأحماض المعدنية المخففة.



في حالة املاح الباريوم

يتكون راسب أبيض من كربونات الباريوم يذوب في الأحماض المعدنية المخففة.



الاستنتاج:

يوجد أحد شقوق هذه المجموعة

التجارب التأكيديّة *Confirmatory Tests*

املاح الكالسيوم

1- مع حمض الكبريتيك المخفف

يتكون راسب أبيض من كبريتات الكالسيوم من المحاليل المركزة.



2- مع كبريتات الكالسيوم

لا يحدث ترسيب.

3- مع كرومات البوتاسيوم

لا يحدث ترسيب من المحاليل المخففة.

4- اختبار اللهب

تعطى مركبات الكالسيوم عند وضعها في لهب بنزين غير المضيء لون أحمر طوبى.

املاح الاسترانشيوم

1- مع حمض الكبريتيك المخفف

يظهر راسب أبيض من كبريتات الاسترانشيوم.



2- مع كبريتات الكالسيوم

يتكون راسب أبيض من كبريتات الاسترانشيوم بعد فترة أو بالتسخين.

3- مع كرومات البوتاسيوم

يظهر راسب أصفر من كرومات الاسترانشيوم يذوب في حامض الخليك.



4- اختبار الذهب

تعطى أملاح الاسترانشيوم عند وضعها في لهب بنزن لون قرمزي.

املاح الباريوم:

1- مع حمض الكبريتيك المخفف

يظهر راسب أبيض من كبريتات الباريوم لا يذوب في الأحماض المعدنية.



2- مع كبريتات الكالسيوم

يتكون في الحال راسب أبيض من كبريتات الباريوم حتى من المحاليل المخففة.



3- مع كرومات البوتاسيوم

يتكون راسب أصفر من كرومات الباريوم لا يذوب في حامض الخليك ولكنه يذوب في الأحماض المعدنية.



4- اختبار الذهب

تلون أملاح الباريوم لهب بنزن باللون الأخضر المصفر.

6-7-9 الكشف عن شقوق المجموعة السادسة Identification of 6th Group Cations

تحتوي هذه المجموعة التي تعرف بالمجموعة القلوية على الفلزات التي لم يمكن ترسيبها على هيئة كلوريدات أو كبريتات أو هيدروكسيدات أو كربونات بواسطة كواشف المجموعات الخمس السابقة وهذه الفلزات هي (الماغنسيوم – الصوديوم – البوتاسيوم – شق الأمونيوم). ولا يوجد كاشف موحد لهذه المجموعة وإنما يجري الكشف عن كل عنصر على حدة.

املاح الصوديوم

1- مع بيرو أنتيمونات البوتاسيوم

يعطى راسب أبيض من بيرو أنتيمونات الصوديوم.



2- اختبار اللهب:

تلون مركبات الصوديوم لهب بنزن بلون أصفر ذهبي.

املاح البوتاسيوم:

1- مع كوبلتى نترت الصوديوم:

يعطى في وجود حامض الخليك راسب أصفر من كوبلتى نترت البوتاسيوم.

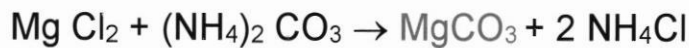
2- اختبار اللهب:

تلون أملاح البوتاسيوم اللهب باللون البنفسجي المخضر.

املاح الماغنسيوم

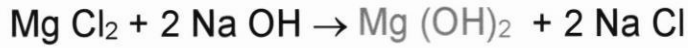
1- مع كربونات الأمونيوم:

يتكون راسب أبيض من كربونات الماغنسيوم.



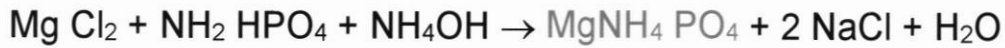
2- مع هيدروكسيد الصوديوم:

يتكون راسب أبيض من هيدروكسيد المغنيسيوم لا يذوب في الزيادة من هيدروكسيد الصوديوم.



3- مع فوسفات الصوديوم:

يعطى في وجود كلوريد الأمونيوم وهيدروكسيد الأمونيوم راسب أبيض من فوسفات المغنيسيوم والأمونيوم MgNH_4PO_4





المراجع

المراجع والمصادر العلمية

REFERENCES AND RESOURCES

المراجع

REFERENCES

References and Scientific Sources

المراجع والموارد العلمية

1. أحمد عبدالعزيز العويس، عبدالعزيز عبدالله السحيباني، سليمان الخويطر، عبدالعزيز الواصل، الكيمياء العامة، دار الخريجي، المملكة العربية السعودية 1996 م.
2. ن. غلينكا، الكيمياء العامة- ج1 و ج2 ، ترجمة عيسى مسوح، منشورات دار مير، موسكو، روسيا الاتحادية، 1989 م.
3. صلاح يحيوي، الكيمياء العامة، مطبعة جامعة دمشق، دمشق، 1962 م.
4. مرعي ميلود العجيلي، مبادئ الكيمياء اللاعضوية، دار صفاء للطباعة والنشر، عمان، الأردن، 2018 م.
5. أيمن مزاهرة فدوى حمودة، أساسيات الكيمياء العضوية وتطبيقاتها، دار المناهج للنشر والتوزيع، عمان، الأردن، 2017 م.
6. سهير نظمي عبد الرحمن قناوي، أحلام عبد العزيز عبد الرحمن العرفج، شيخة محمد جاسم الغنام، أساسيات الكيمياء العامة مكتبة المنتبي، المملكة العربية السعودية، 2008 م.
7. أحمد مدحت اسلام، السيد على حسن، إسماعيل بسيوني تحتوت، أحمد محمد النجار، مبادئ الكيمياء العملية، دار المعارف للطباعة والنشر، القاهرة، جمهورية مصر العربية، 1974 م.
8. حسن محمد الحازم، محمد إبراهيم الحسن، الكيمياء العضوية، دار الخريجي، المملكة العربية السعودية 2000 م.
9. C.E. Moore,(1974), *National Standard Reference Data Series*, National Bureau of Standards, No. 34, Washington, DC, 1970; W.C. Martin, L. Hagan, J. Reader, and J. Sugar, *J. Phys. Chem. Ref. Data*, 3, 771-9
10. Amateis, P., Long, V., & Dalton, M. (2016). *General Chemistry 1045: Experiments in General Chemistry*. Virginia Polytechnic Institute and State University. <https://doi.org/ISBN-13: 9780738092065>
11. Brinkley, S. R. (1933). *Principles of General Chemistry*. *Journal of the American Chemical Society*. <https://doi.org/10.1021/ja01338a073>

12. Eaborn, C. (2002). Topics in Current Chemistry. *Journal of Organometallic Chemistry*. [https://doi.org/10.1016/s0022-328x\(00\)88472-7](https://doi.org/10.1016/s0022-328x(00)88472-7)
13. Hayden-McNeil. (2017). General Chemistry 1045. <https://doi.org/2016-11-30>
14. Kantminienė, K., & Šulčius, A. (2011). *General Chemistry Laboratory Manual*. *General Chemistry Laboratory Manual*. <https://doi.org/10.5755/e01.9786090200353>
15. Petrucci, R. H., Harwood, W. S., & Herring, F. . (2002). *General Chemistry: principles and modern applications*. Igarss 2014. <https://doi.org/10.1007/s13398-014-0173-7.2>
16. Werner, H. J., Knowles, P. J., Knizia, G., Manby, F. R., & Schütz, M. (2012). Molpro: A general-purpose quantum chemistry program package. *Wiley Interdisciplinary Reviews: Computational Molecular Science*. <https://doi.org/10.1002/wcms.82>