الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية
وزارة التعليم العالي و البحث العلمي
جامعة الشهيد حمه لخضر الوادي
كلية التكنولوجيا
قسم هندسة الطرائق و البتروكيمياء

الكيمياء المعدنية

وحدة التدريس UEF 2.1.2

المطبوعة موجهة إلى طلبة : السنة سنة ثانية هندسة الطرائق و البتروكيمياء

من إعداد: **الدكتورة همامي هادية**

2025-2024

الفهرس

الفصل الأول: عموميات و مفاهيم أساسية	
I.1.مقدمة حول الكيمياء المعدنية	3
I.1.1. المركبات العضوية	3
I.1.2.المركبات غير العضوية	3
I.2.مفهوم العنصر الكيميائي	3
I.2.1. الصبغة الكيميائية للعنصر "الرمز "	3
I.3.الكتلة الذرية (الوزن الذري)	4
I.4.الكتلة الجزيئية	4
I.4.1.الصيغ الكيميائية	5
I.4.2.الصيغة الأولية	5
I.4.3. الصيغة الجزيئية	5
I.5. القوانين الكتلية والقوانين الحجمية	6
I. 5.1. القوانين الوزنية (الكتلية)	6
I. 5.2. القوانين الحجمية	6
I. 5.3.علاقة الكتلة المولية للغاز بكثافته	7
I.6. كمية المادة	7
I.6.1. المول – عدد أفوغادرو	7
I.6.2. قانون كمية المادة	8
I.6.3. الحجم المولي	8
I.6.4.الكثافة (ρ)	9
I.6.5.الكتلة الحجمية (الكثافة Density)	9
I.6.6.الكثافة	9
I.6.7. الكسر المولي(x_i)	10
I.6.8. الكسر الكتلي(w_i)	10
I.6.9.العلاقة بين الكسر المولي x_i والكسر الكتلي w_i	11
I.7.التوازن المادي Bilan de matière	11
I.7.1.مفهوم المتفاعل الفائض والمتفاعل المحدد	12
I.7.1.1. المتفاعل المحدد	13

الفهرس

2.1.7.I.مفهوم نسبة الفائض	13
2.7.I.مفهوم نسبة التحويل	13
8.I.تمارين محلولة	
الفصل الثاني :الكيمياء البلورية	
1.II.مقدمة	17
2.II.مفاهيم حول البلور	17
1.2.II.تعريف البلورة	17
2.2.II.الشبكة البلورية	18
3.2.II. عقد الشبكة	18
1.3.2.II.الخلية البلورية	18
2.3.2.II.الوحدة أو التجمع الصيغي	19
4.2.II.الأنظمة البلورية	20
3.II.البلورات المعدنية	22
1.3.II.مكعب بسيط	22
2.3.II. مكعب مركزي (C.C)	23
3.3.II. مكعب متمركز على الأوجه (C.F.C)	24
4.II. البلورات الأيونية(LES CRISTAUX IONIQUES)	25
1.4.II. كلوريد السيزيومCsCl	25
2.4.II.كلوريد الصوديوم NaCl	26
الفصل الثالث : الدوريات ودراسة متعمقة لخصائص العناصر: الهالوجينات، الكالكوجينات، النيتروجين والفوسفور، البور	
1.III. الهالوجينات(Halogens)	29
1.1.III. تعريف	29
2.1.III. الخصائص الفيزيائية للهالوجينات	29
3.1.III. الخصائص الكيميائية للهالوجينات	29
3.1.III.تطبيقات الكلور	30
4.1.III.تطبيقات البروم	31
5.1.III. تطبيقات اليود	31

الفهرس

6.1.III. الأستاتين (At)	32
7.1.III. التينيسين (Ts)	32
8.1.III. الإنتاج	32
1.8.1.III. إنتاج الفلور	32
2.8.1.III. إنتاج الكلور	32
3.8.1.III. إنتاج الأستاتين(At)	33
4.8.1.III. إنتاج التينيسين(Ts)	33
2.III. الكالكوجينات	34
1.2.III. تعريف	34
2.2.III. الخصائص الفيزيائية	34
3.2.III. الخصائص الكيميائية	34
4.2.III. التطبيقات	35
5.2.III. الإنتاج	35
3.III. الأزوت (N)	36
1.3.III. تعريف	36
2.3.III. الخصائص الفيزيائية	36
3.3.III. الخصائص الكيميائية	36
4.3.III. التطبيقات	37
5.3.III. الإنتاج	37
4.III. الفوسفور (P)	37
1.4.III. تعريف	38
2.4.III. الخصائص الفيزيائية	38
3.4.III. الخصائص الكيميائية	38

الفهرس

4.4.III. التطبيقات	39
5.4.III. الإنتاج	39
5.III. البورون (B)	39
1.5.III. تعريف	40
2.5.III. الخصائص الفيزيائية	40
3.5.III. الخصائص الكيميائية	40
4.5.III. التطبيقات	41
5.5.III. الإنتاج	41
الفصل الرابع :المعادن الرئيسية (Fe، Ti، Cu، Mg)	
1.IV. الحديد (Fe)	44
1.1.IV. تاريخ الحديد	44
2.1.IV. مصادر الحديد في الطبيعة	44
1.2.1.IV. المعادن	44
2.2.1.IV. التربة والصخور	45
3.2.1.IV.النيازك	45
3.1.IV. خصائص الفيزيائية	45
4.1.IV. الخصائص الكيميائية	45
5.1.IV. استخدامات عنصر الحديد	46
2.IV. النحاس(Cu)	47
1.2.IV. تاريخ النحاس	47
2.2.IV. مصادر النحاس في الطبيعة	47
3.2.IV. مركبات النحاس	48

الفهرس

4.2.IV. خصائص عنصر النحاس الفيزيائية	49
5.2.IV. خصائص الكيميائية	50
1.5.2.IV. التفاعل مع الأحماض	50
2.5.2.IV. التفاعل مع القواعد	50
3.5.2.IV. القدرة على تشكيل سبائك	50
4.5.2.IV. حالة الأكسدة	51
5.5.2.IV. مقاومة الأكسدة	51
6.5.2.IV. التفاعل مع الهالوجينات	51
7.5.2.IV. القدرة التحفيزية	51
6.2.IV. استخدامات عنصر النحاس	51
3.IV. التيتانيوم	52
1.3.IV. تاريخ التيتانيوم	52
2.3.IV. مصادر التيتانيوم في الطبيعة	53
4.3.IV. مركبات التيتانيوم	53
5.3.IV. خصائص الكيميائية	54
6.3.IV. استخدامات عنصر التيتانيوم	55
4.IV. المغنيسيوم (Mg)	55
1.4.IV. مصادر المغنيسيوم في الطبيعة:	55
1.1.4.IV. المعادن	55
2.1.4.IV. المياه المالحة	55
3.1.4.IV. التربة	56

الفهرس

4.1.4.IV. النيازك	56
2.4.IV. خصائص عنصر المغنيسيوم الفيزيائية	56
3.4.IV. الخصائص الكيميائية لعنصر المغنيسيوم	56
4.4.IV. استخدامات عنصر المغنيسيوم	57
الفصل الخامس : التركيبات المعدنية الرئيسية (H_2SO_4، H_3PO_4، NH_3، HNO_3)	
1.V. حامض الكبريتيكH_2SO_4	60
1.1.V. المقدمة	60
2.1.V. التسمية	60
3.1.V. تطبيقاتH_2SO_4	60
4.1.V. الخصائص	61
5.1.V. التفاعلات الكيميائية	63
6.1.V. عملية تصنيع H_2SO_4	64
1.6.1.V. باستخدام طريقة التلامس	64
2.6.1.V. تحضير حمض الكبريتيك (H_2SO_4) في المختبر	65
2.V. حمض النتريك(HNO_3)	66
1.2.V. الإنتاج التجاري لحمض النتريك	66
2.2.V. تطبيقات حمض النتريك	67
3.V. حمض الفوسفوريك(H_3PO_4)	67
1.3.V. التطبيقات	67
2.3.V. التصنيع الصناعي	68
1.2.3.V. الطريقة الحرارية	68
2.2.3.V. الطريقة الكبريتية	68

الفهرس

4.V. الأمونيا (NH_3)	**69**
1.4.V. تعريف	**69**
2.4.V. التطبيقات	**69**
3.4.V. التحضير الصناعي	**70**
المراجع	**71**
الملاحق	**72**

قائمة الأشكال

عنوان الشكل	الصفحة
الشكل (1.II): ترتيب الذرات في البلورة لملح الطعام	17
الشكل (2.II): رسم تخطيطي لشبكة بلورية	19
الشكل (3.II):أمثلة عن المواقع البلورية	19
الشكل (4.II): شبكات Bravez الـ 14	22
الشكل (5.II): مكعب بسيط بلوري	22
الشكل (6.II): هيكل مكعب مركزي	23
الشكل (7.II): هيكل مكعب متمركز على الأوجه	24
الشكل (8.II): هيكل بلوري كلوريد السيزيوم CsCl	25
الشكل (9.II): هيكل بلوري كلوريد الصوديوم NaCl	26

قائمة الجداول :

عنوان الجدول	الصفحة
الجدول (1.I): الرموز الكيميائية لبعض العناصر الكيميائية	4
الجدول (2.I): بعض العناصر الكيميائية ورموزها	4
الجدول (1.II): الأنظمة البلورية السبعة	29
الجدول (IV. 1): بعض الأنواع الرئيسية لخامات الحديد	44
الجدول (IV. 2): الخواص الفيزيائية لحديد	45
الجدول (IV. 3): الخواص الكيميائية لحديد	45
الجدول (IV. 4): الخواص الكيميائية للنحاس	49
الجدول (IV. 5): الخواص الكيميائية للتيتانيوم	54
الجدول (IV. 6): الخواص الفيزيائية للمغنيسيوم	56
الجدول (IV. 7): الخواص الكيميائية للمغنيسيوم	56
الجدول (V. 1): خصائص حمض الكبريتيك	62

.

تقديم:

يسرنا أن نضع بين أيدي طلبتنا الأعزاء سلسلة من الدروس في الكيمياء المعدنية الموجهة لطلبة سنة ثانية هندسة الطرائق و البتروكيمياء ، اذ تعد هذه المطبوعة إطارًا مفاهيميًا ضروريًا لفهم الكيمياء المعدنية، وهي تعتبر من الأدوات الأساسية التي تمكن الطالب من بناء معرفة متينة في هذا المجال و تهدف هذه الدروس إلى تعزيز الفهم العميق للمفاهيم العلمية المرتبطة بالكيمياء المعدنية، بما يمكّن الطالب من الاستيعاب الجيد لمختلف المواضيع والنظريات والتجارب ذات الصلة.

تتضمن هذه المطبوعة ملخصات مركزة وفعالة لكل موضوع وفقًا للمنهاج الوزاري المحدد، مع التركيز على الأفكار الرئيسية التي تساعد الطالب على حل المسائل وتطبيق المفاهيم دون التعمق في اشتقاق القوانين أو براهينها. تبدأ الدروس بالجوانب النظرية، مرورًا بتطبيقات عددية مدعومة بمسائل متنوعة تتدرج في مستوى الصعوبة، وذلك بهدف تحقيق البناء المعرفي المطلوب وترسيخ المفاهيم العلمية لدى الطالب، و تهدف هذه المقاربة إلى إعداد الطالب لمتابعة دراسته وأبحاثه في مجالات الكيمياء المعدنية وفروعها المختلفة في المراحل الدراسية المتقدمة.

من خلال هذا المقرر، سنتناول موضوعات متنوعة تتعلق بالكيمياء المعدنية، مثل التذكير بالتعريفات الأساسية (المول، الكتلة المولية، الكسر المولي والكتلي، الكثافة)، بالإضافة إلى دراسة بنية المواد البلورية وخصائص العناصر مثل الهالوجينات والكالكوجينات، كما سنتناول الصناعات المعدنية الكبرى كصناعة الحديد والنحاس والأمونيا وحمض الكبريتيك. نخلص هذه الدروس إلى تقديم فكرة شاملة عن أسس الكيمياء المعدنية وعلاقتها بالفروع الكيميائية الأخرى، بما يتيح للطالب الحصول على قاعدة صلبة تمكنه من متابعة دراسته المستقبلية في هذا التخصص.

نأمل أن تكون هذه السلسلة من الدروس أداة مفيدة لكل من الأساتذة والطلبة، وأن تسهم في تحقيق الأهداف المرجوة من دراسة هذه الوحدة والله ولي التوفيق.

الفصل الأول

عموميات و مفاهيم أساسية

I.1.مقدمة حول الكيمياء المعدنية:

الكيمياء المعدنية (Chimie Minérale) هي فرع من فروع الكيمياء يختص بدراسة العناصر والمركبات غير العضوية. تُعنى هذا الفرع من الكيمياء بدراسة المواد التي لا تحتوي على روابط بين ذرات الكربون والهيدروجين (كما هو الحال في الكيمياء العضوية) ويشمل ذلك دراسة العناصر من الجدول الدوري، وكذلك المركبات الناتجة عن تفاعلات هذه العناصر.

في الطبيعة، يمكن تصنيف المواد إلى فئتين رئيسيتين من المركبات الكيميائية:

I.1.1. المركبات العضوية:

وهي المركبات التي تحتوي بشكل أساسي على الكربون والهيدروجين، وغالبًا ما ترتبط بالكائنات الحية و تشمل المركبات العضوية العديد من المواد مثل الكربوهيدرات، البروتينات، والدهون الحيوانية والنباتية، وتتكون بشكل رئيسي من C، H، وقد تحتوي على عناصر أخرى بأجزاء صغيرة.

I.1.2.المركبات غير العضوية:

وهي المركبات التي لا تعتمد بشكل رئيسي على الكربون. تشمل هذه الفئة المعادن، الأملاح، الأكاسيد، والأحماض غير العضوية. الكيمياء المعدنية تركز بشكل خاص على هذه الفئة الثانية، حيث تدرس سلوك وتفاعلات العناصر المعدنية والمركبات غير العضوية.

تهتم الكيمياء المعدنية بالمواد غير العضوية، ولهذا تسمى أيضًا "الكيمياء غير العضوية".

I.2.مفهوم العنصر الكيميائي:

العنصر هو مكون مشترك لأجسام نقية بسيطة محدودة العدد وأجسام نقية مركبة عددها كبير.

I.2.1. الصبغة الكيميائية للعنصر "الرمز ":

اتفق العلماء الكيميائيون على إتخاذ رمز لكل عنصر، و هذا الأخير يكون عموما الحرف الأول من الإسم اللاتيني للعنصر، و يكتب بحرف كبير يرمز له ويكتب على شكل ${}^{A}_{Z}X$ حيث :

العدد الذري Z (عدد الشحنة): هو عدد البروتونات في النواة

العدد الذري = عدد البروتونات = عدد الإلكترونات

العدد الكتلي A (عدد الكتلة): هو عدد النكليونات أي مجموع عدد البروتونات و النترونات.

أمثلة:

الجدول (1.I): الرموز الكيميائية لبعض العناصر الكيميائية.

الإسم بالعربية	الإسم اللاتيني	الرمز
الهيدروجين	Hdrogen	H
الفحم	Carbon	C
الأكسجين	Oxygen	O
الأزوت	Nitrogen	N
الكبريت	Sulphur	S

و عندما يكون الحرف الأول مشترك بين أسماء عناصر مختلفة، يضاف له حرف ثان (هو عادة الحرف الثاني من الإسم) و يكتب الحرف المضاف بحرف صغير كما في الأمثلة التالية :

الجدول (2.I): بعض العناصر الكيميائية ورموزها.

الزئبق	Hydrargyrium	Hg	الهيليوم	Helium	He
الكلور	Chlore	Cl	الكروم	Chrome	Cr
الكالسيوم	Calcium	Ca	النحاس	Cuivre	Cu

I.3.الكتلة الذرية (الوزن الذري):

الكتلة المولية الذرية لعنصر ما هي كتلة مول من ذرات هذا العنصر، بالإضافة إلى كون رمز العنصر وعن ذرته كما رأينا سابقا، فإنه يعبر كذلك عن مول من ذراته، وعن كتلته المولية الذرية مقدرة بالغرام.

مثلا: الكتلة المولية الذرية للكربون تساوي 12 غرام لكل مول، نكتب: M_C= 12 g /mol

I.4.الكتلة الجزيئية:

الكتلة المولية الجزئية لجسم نقي هي كتلة مول من جزيئات هذا الجسم، بالإضافة إلى كون الصيغة الجزيئية تعبر عن الجسم النقي وعن جزيئته فإنها تعبر كذلك عن مول من جزيئاته وعن كتلته المولية الجزيئية مقدرة بالغرام.

مثلا:

الكتلة المولية الجزيئية للماء ذي صيغة الجزيئية H_2O:

$$M\ (H_2O) = 16 + (2\ .\ 1) = 18\ g\ /mol$$

I.4.1.الصيغ الكيميائية:

هي طرق رمزية توضح التركيب العنصري وإعداد الذرات في المركب.

I.4.2.الصيغة الأولية:

تعطي أبسط نسبة بين الذرات الموجودة في المركب، ويمكن تعيينها بمعرفة النسب الوزنية والكتل الذرية للمكونات.

I.4.3. الصيغة الجزيئية:

عرفنا أن كل عنصر كيميائي يرمز له برمز خاص يعبر عن هذا العنصر، وعن ذرته كما أن كل جسم نقي بسيط أو مركب، والذي تكون حبيبات المادة فيه عبارة عن جزيئات يرمز له بصيغة جزيئية تعبر عنه وعن جزيئه في نفس الوقت.

تعطي الصيغة الجزيئية للمركب العدد الحقيقي للذرات في المركب كما يمكن تعيينها بمعرفة كتلته الجزيئية، حيث يكتب رمز العنصر (الجسم النقي المركب)، التي تدخل في تكوين المركب، ويقرن كل رمز إلى يمينه وإلى الأسفل، بعدد يدل على عدد ذرات كل عنصر التي تدخل في تكوين الجزيء.

ملاحظة: عندما يكون هذا العدد مساويا الوحدة، فإنه لا يكتب.

أمثلة: أجسام نقية بسيطة:

جزيء الهيدروجين	H_2	جزيء الاكسجين	O_2
جزيء الازوت	N_2	جزيء الاوزون	O_3

أمثلة: أجسام نقية مركبة:

جزيء كلور الماء	HCl	جزيء اكسيد الزئبق	HgO
جزيء الكحول الإيثيلي	C_2H_6O	جزيء غاز الفحم	CO_2

I.5. القوانين الكتلية والقوانين الحجمية:

يخضع تشكل المادة من خلال التفاعلات الكيميائية إلى مجموعة من القوانين الكتلية والحجمية:

I. 1.5. القوانين الوزنية (الكتلية):

- ✓ **قانون لافوازيه : قانون إنحفاظ المادة (1776):**

إن أول من درس هذا المفهوم هو لافوازيه محتواه " لا تفنى المادة ولا تستحدث " ثم أصبح هذا المفهوم قانونا سمي بإسمه نصه:

أثناء تفاعل كيميائي تكون كتل الأجسام المتفاعلة مساوية كتل الأجسام الناتجة، نستنتج من هذا القانون أنه: في تفاعل كيميائي يكون عدد ذرات المتفاعلات يساوي عدد ذرات النواتج.

- ✓ **قانون بروست: قانون النسب الثابتة (1799):**
- ✓ إن أول من وضح ذلك بروست و نص قانونه كما يلي :

" عندما يحدث تفاعل كيميائي بين عنصرين (جسم أو عدة أجسام مختلفة) فإن النسبة بين كتلتي العنصرين المتحدين بنسبة معينة ".

- ✓ **قانون دالتون: قانون النسب المضاعفة:**

عندما يتحد عنصرين لتكوين عدة أجسام مختلفة فإن نسب كتلة العنصر الثاني الذي يتحد مع نفس الكتلة من العنصر الأول تكون نسبة عددية بسيطة وصحيحة.

I. 2.5. القوانين الحجمية:

- ✓ **قانون غاي لوساك(قانون اتحاد الغازات) :**

تكون حجم غازين بإمكانهما الإتحاد لتشكيل مركب محدد على نسبة بسيطة فيما بينهما.

يكون حجم المركب الغازي المتشكل على نسبة بسيطة مع حجوم الغازين المتكونين.

✓ **قانون أفوغادرو:**

وضع أفوادروا فرضيته الشهيرة عام 1811 والتي تنص: الحجوم المتساوية من مختلف الغازات والخاضعة إلى شرطين متماثلين من حيث الضغط ودرجة الحرارة، تحتوي على العدد نفسه من حبيبات المادة.

ويعطى نصه وفق شكلين:

- الحجوم المتساوية من مختلف الغازات والخاضعة إلى شرطين متماثلين من حيث الضغط ودرجة الحرارة، تحتوي على العدد نفسه من حبيبات المادة.
- إن مولات الغاز المختلفة والمأخوذة في الشرطين نفسهما من حيث الضغط ودرجة الحرارة، تشغل الحجم نفسه ويسمى الحجم المولي.
- الحجم المولي في الشرطين النظاميين (الضغط النظامي و درجة الحرارة 0° م) يساوي 22.44 لتر لكل مول .

I. 3.5.علاقة الكتلة المولية للغاز بكثافته:

إذا رمزنا بالرمزd لكثافة غاز (أي جسم نقي) بالنسبة للهواء فتكتب على نحو التالي:

$$d = \frac{V_g}{V_h}$$

حيث أن حجم الغاز وحجم الهواء مأخوذان في نفس الشرطين (الضغط ودرجة الحرارة).

فإذا كان هذان الشرطان: الضغط النظامي و درجة الحرارة 0°C و الحجم المعتبر هو الحجم المولي يساوي 22.44 l/mol تكون الكثافة مساوية للكتلة المولية.

ملاحظة: يستفاد من هذه العلاقة كذلك في حساب الكتلة المولية الجزيئية لبعض المركبات غير الغازية والتي يمكن تحويلها إلى بخار.

I.6. كمية المادة:

I.1.6. المول – عدد أفوغادرو:

يعبر عن عدد حبيبات المادة التي يحتوي عليها جسم نقي بما يسمى **كمية المادة**.

المول هو وحدة كمية المادة وذلك حسب الإتفاق الدولي لعام 1975:

المول هو كمية المادة لجملة تحتوي على عدد من الأفراد العنصرية ، يساوي عدد الذرات الموجودة في 12g من الكربون 12، و عليه فإن المول من جسم نقي هو كمية المادة التي يحتوي عليها عدد من حبيبات المادة لهذا الجسم النقي، يساوي عدد الذرات الموجودة في 12 g من الكربون 12 و قيمة هذا العدد $6.023 \cdot 10^{23}$ و يسمى **عدد أفوغادروا**.

I.2.6. قانون كمية المادة

يُعبر عن كمية المادة بالرمز n، وهي تمثل عدد الذرات أو الجزيئات أو الأيونات الموجودة في عينة ما. يتم حساب كمية المادة باستخدام المعادلة التالية:

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

حيث:

n :كمية المادة (بوحدة المول)

m: كتلة العينة (بوحدة الجرام)

M: الكتلة المولية (بوحدة جرام/مول).

I.3.6. الحجم المولي:

الحجم المولي هو الحجم الذي يشغله مول واحد من الغاز في ظل ظروف معينة من درجة الحرارة والضغط. يتم تعريف الحجم المولي عند الظروف القياسية للغازات (درجة حرارة 0 °C وضغط 1 ضغط جوي) كالتالي:

$$V_m = V/n$$

حيث:

V_m : الحجم المولي (بوحدة لتر/مول).

V :حجم الغاز (بوحدة لتر).

n : كمية المادة (عدد المولات).

الحجم المولي للغازات عند الظروف القياسية:

عند الظروف القياسية (0°م و1 ضغط جوي)، يكون الحجم المولي لأي غاز مثالي تقريبًا 22.4 لتر/مول. وهذا يعني أن مول واحد من أي غاز يشغل حجم 22.4 لتر تحت هذه الظروف.

I.4.6.الكثافة (ρ):

هي كمية فيزيائية تعبر عن كمية المادة الموجودة في حجم معين. يتم تعريفها على أنها نسبة كتلة المادة إلى حجمها، وتُعبر عادةً بالكيلوغرام لكل متر مكعب (Kg/m^3) في النظام الدولي للوحدات.(SI)

العبارة الرياضية المستخدمة لحساب الكثافة هي:

$$\rho = m / V$$

حيث:

ρ : هي الكثافة (بالكيلوغرام لكل متر مكعب)،

m: هي كتلة المادة (بالكيلوغرام)،

V:هو حجم المادة (بالمتر المكعب).

I.5.6.الكتلة الحجمية (الكثافة **Density**):

يتم تعريف الكتلة الحجمية (ρ) للمائع على أنها الكتلة لكل وحدة حجم، ويتم التعبير عنها بالصيغة التالية:

$$\rho = {}^{m}/_{V} \qquad [Kg/m^3]$$

حيث m هي الكتلة (Kg)، V : الحجم (m^3).

تجدر الإشارة هنا أنه يمكن حساب الكتلة الحجمية للغازات من القانون العام للغازات، كما يلي:

$$PV = mRT$$

$$\rho = \frac{P}{RT} \qquad kg/m^3$$

P: الضغط N/m^2

R: ثابت الغازات ($287J/kg.K$)

T: درجة الحرارة (K)

I.6.6.الكثافة

وهي نسبة كثافة سائل أو غاز إلى الجسم المرجعي. وهي مقدار بدون وحدة

$$d = \frac{\rho}{\rho_{réf}}$$

يعتمد الجسم المرجعي على الحالة الفيزيائية للجسم المائع: الماء : للمواد الصلبة والسوائل، الهواء: للغازات.

تتميز السوائل بكثافة عالية نسبياً؛

$$\rho_{liquid} \gg \rho_{gaz}$$

بالنسبة للغازات، تعتمد الكثافة على درجة الحرارة والضغط.

I.7.6. الكسر المولي(x_i) :

لنعتبر أن... $n_1, n_2, \ldots, n_i$ إلخ هي كمية عدد المولات لمكونات خليط معين، يتم تعريف الكسر المولي x_i للمادة "i" في الخليط بالصيغة التالية:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

أو

$$x_i = \frac{n_i}{n_T}$$

حيث:

$$n_T = \sum n_i$$

n_T هو العدد الكلي للمولات.

ملاحظة: يمكن التحقق بسهولة من أن $\sum n_i = 1$.

I.8.6. الكسر الكتلي(w_i)

لنعتبر $m_1, m_2, \ldots, m_i$ ... كتل المكونات المختلفة في خليط ما، فعندئذٍ حسب التعريف، يتم حساب الكسر الكتلي w_i للمكون "i" في الخليط باستخدام الصيغة التالية:

$$w_i = \frac{m_i}{\sum m_j} \quad \text{أو} \quad w_i = \frac{m_i}{m_T}$$

m_T: الكتلة الكلية .

$$m_T = \sum m_j$$

ملحوظة: بالإضافة إلى $\sum x_j$ يمكننا بسهولة التحقق من أن $\sum W_j = 1$

I.6.9.العلاقة بين الكسر المولي x_i والكسر الكتلي w_i

الكسر المولي والكسر الكتلي هما طريقتان للتعبير عن نسب المواد في الخليط. العلاقة بين الكسر المولي والكسر الكتلي تُشتق من عدد المولات والكتل المولية للمكونات في الخليط.

لحساب الكسر الكتلي w_i انطلاقاً من الكسر المولي x_i لمادة معينة في خليط، نستخدم العلاقة التالية:

$$w_i = \frac{x_i M_i}{\sum x_j M_j}$$

حيث:

w_i هو الكسر الكتلي للمادة."i"

x_i هو الكسر المولي للمادة."i"

M_i –هو الكتلة المولية للمادة."i"

$\sum x_j M_j$ هو مجموع الكسور المولية مضروبة في الكتل المولية لجميع مكونات الخليط.

وبالمثل، يمكن تحويل الكسر الكتلي إلى كسر مولي باستخدام نفس الصيغة بشكل عكسي.

I.7.التوازن المادي Bilan de matière

في أي تحول كيميائي (تفاعل، انفصال، تغير الحالة)، نأخذ في الاعتبار كمية المادة التي خضعت للتحويل، وكمية المادة التي لم تخضع للتحويل، وهذا هو توازن المادة.

$$\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$$

النواتج ← المتفاعلات

A، B: المتفاعلات

C، D: النواتج

α، β، γ δ هي على التوالي المعاملات المتكافئة للمواد المتفاعلة ونواتج التفاعل.

في هذه اللحظة، يمكن التعبير عن حالة تقدم التفاعل كدالة لـ x، مثل أن:

	αA	$+ \quad \beta B \rightarrow \gamma C$		$+ \quad \delta D$
t=0	a mol	b mol	0	+ 0
t	$a - \alpha x$	$b - \beta x$	δX	+ γC
T=fin				

I.1.7.مفهوم المتفاعل الفائض والمتفاعل المحدد

في التفاعل الكيميائي، غالبًا ما يحدث أن لا يتم استهلاك أحد المتفاعلات بشكل كامل عند نهاية التفاعل ،في هذه الحالة نقول إن هذا المتفاعل في حالة فائض.

I.1.1.7. المتفاعل المحدد: هو المتفاعل الذي يحدد كمية المنتج التي يمكن تكوينها، لأنه يُستهلك بشكل كامل أثناء التفاعل، بمجرد استهلاك هذا المتفاعل بالكامل، يتوقف التفاعل ولا يمكن إنتاج المزيد من المنتجات.

مثال: لنفترض أن لدينا التفاعل النموذجي التالي:

	$2A \quad + \quad 3B \quad \rightarrow \quad C$		
t=0	1 mol	1 mol	0
t	$1 - 2x$	$1 - 3x$	x
T=fin	1/3	0	1/3

2 مول من A يتفاعلان مع 3 مولات من B لإنتاج 1 مول من.C

النسبة هي:

$$r = n_B/n_A = 3/2 = 1.5$$

في حالة التفاعل الكامل:

-إذا كانت $n_B/n_A < 1.5$ فهذا يعني أن B هو المتفاعل المحدد A و هو المتفاعل الفائض.

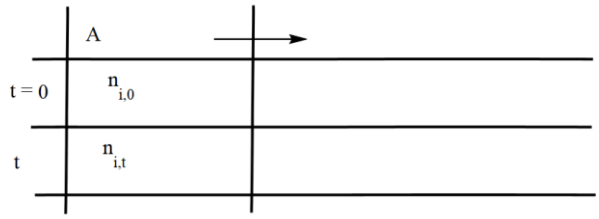
-إذا كانت $n_B/n_A > 1.5$ فهذا يعني أن A هو المتفاعل المحدد و B هو المتفاعل الفائض.

نلاحظ أنه إذا كان التفاعل كاملاً، بدءًا من 1 مول من A و1 مول منB ، فإن المتفاعل B سيتم استهلاكه بالكامل، بينما سيبقى المتفاعل A في حالة فائض، لعدم وجود المزيد من المتفاعل B ليتفاعل معA

إذا كانت $n_B/n_A = 1$ وأقل من 1.5، فإن B هو المتفاعل المحدد و Aهو المتفاعل الفائض.

I.2.1.7.مفهوم نسبة الفائضNotion de pourcentage d'excès

لنعتبر التفاعل:



تمثل النسبة المئوية الزائدة نسبة الكمية التي لم تخضع لتحويل الكاشف الزائد إلى الكمية الأولية مضروبة في 100.

$$X_i\% = \frac{X_{i,t}}{X_{i,0}} . 100$$

I.2.7.مفهوم نسبة التحويلnotion de pourcentage de conversion :.

بالتعريف، معدل أو نسبة التحويل يمثل الجزء من المتفاعل الذي يتفاعل أثناء التفاعل الكيميائي.

معدل التحويل:

$$X_i = (n_{i,0} - n_{i,t}) / n_{i,0}$$

نسبة التحويل:

$$Xi\% = ((ni,0 - n_{i,t})/n_{i,0} . 100)$$

$$0 \leq X_i \leq 1 \; ; \; 0 \leq X_i\% \leq 100\%$$

I.8.تمارين محلولة:

التمرين 1 :

مزيج غازي في الهواء: يتكون الهواء تقريبًا من 21% من الأكسجين، 78% من النيتروجين و1% من الأرجون. أحسب الكسر المولي للغازات الثلاثة؟

حل التمرين 1:

لحساب الكسور المولية للغازات الثلاثة (الأكسجين، النيتروجين، والأرجون) في الهواء، نستخدم التعريف التالي للكسر المولي:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

حيث x_i هو الكسر المولي للغاز i ، n_i هو عدد مولات الغاز i، و n_{total} هو مجموع مولات الغازات.

نعلم أن النسب المئوية المعطاة تمثل النسبة الحجمية، ويمكن اعتبار أن نسبة المولات تساوي النسبة الحجمية للغازات في الظروف العادية. لذا:

- $x_{O2} = 21/100 = 0.21$
- $x_{N2} = 78/100 = 0.78$
- $x_{Ar} = 1/100 = 0.01$

إذن، الكسور المولية للأكسجين، النيتروجين، والأرجون في الهواء هي:

- $x_{O2} = 0.21$
- $x_{N2} = 0.78$
- $x_{Ar} = 0.01$

التمرين 2 :

ما عدد مولات $NaHCO_3$ في عينة وزنها 420 جم؟

علمًا بأن الكتل الذرية هي$(H = 1, C = 12, O = 16, Na = 23)$:

حل التمرين 2:

$$M_{NaHCO3} = 23 + 1 + 12 + (3 \times 16) = 84\ g/mol$$

$$n_{NaHCO3} = m/M = 420\ g \setminus 84\ g/mol = 5\ mol$$

إذن، عدد مولات $NaHCO_3$ في العينة هو 5 مول.

التمرين 3 :

أحسب الكتلة المولية لحمض الكبريتيك(H_2SO_4)

حل التمرين 3 :

الكتلة الذرية للهيدروجين (H) = 1 g/mol

الكتلة الذرية للكبريت(S) = 32g/mol

الكتلة الذرية للأكسجين (O) = 16 g/mol

$$M=(2\times1)+(1\times32)+(4\times16)$$

$$M =2+32+64=98\ g/mol$$

إذن، الكتلة المولية لحمض الكبريتيك هي 98 g/mol.

الفصل الثاني

الكيمياء البلورية

II.1. مقدمة

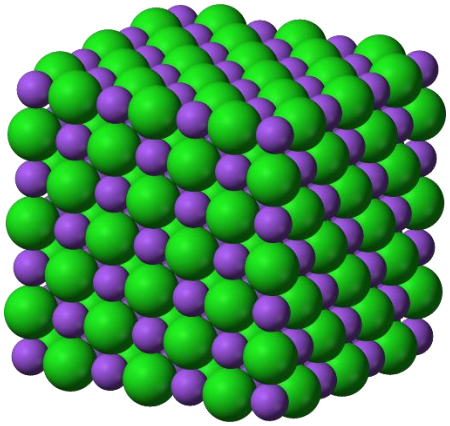
الكيمياء البلورية هي فرع من فروع الكيمياء المعدنية يركز على دراسة الهياكل البلورية والخصائص الكيميائية للمواد البلورية، و تتعامل مع الطريقة التي تتجمع بها الذرات أو الأيونات أو الجزيئات لتشكيل بلورات، وتفحص كيفية تأثير التركيب البلوري على الخصائص الفيزيائية والكيميائية للمادة.

II.2. مفاهيم حول البلور

المادة الصلبة البلورية تتكون من عدد كبير من الجسيمات (أيونات، ذرات، جزيئات) التي تكون متمركزة في نقاط محددة من الفضاء.

II.2.1. تعريف البلورة:

البلورة هي جسم صلب متعدد الأوجه، ذو هيكل منتظم ودوري، يتكون من مجموعة مرتبة من عدد كبير من الذرات (الشكل (II.1))، أو الجزيئات أو الأيونات. تتكون البلورة من ترتيب دوري للجسيمات، ويمكن وصفها من خلال الانتقال وفقًا لثلاثة اتجاهات مرجعية لوحدة أساسية تُسمى الخلية، و يتطلب وصف البلورة معرفة الشبكة والشكل.



الشكل (II.1): ترتيب الذرات في البلورة لملح الطعام.

هناك نوعان من المواد الصلبة المتبلورة:

-البلورات الجزيئية

-بلورات جزيئية

تتكون البلورات الجزيئية من أكوام منتظمة من الجزيئات؛ وهذا هو الحال على سبيل المثال I_2 ,H_2O، ثاني أكسيد الكربونCO_2 ، الماء .....

في البلورات الجزيئية الكبيرة، يتم استبدال فكرة الجزيء ككيان كيميائي مستقل بالبلورة التي تشكل بالتالي جزيءًا.

تصنف البلورات الجزيئية على النحو التالي:

-البلورات الأيونية.($NaCl, CsCl, CaF_2$.....)

-بلورات تساهمية (الكربون في حالة الجرافيت والألماس، Si، Ge، إلخ).

- بلورات معدنية (Na, Fe, Cu... .....).

II.2.2. الشبكة البلورية

الشبكة البلورية هي ترتيب منتظم ودوري للذرات، الأيونات، أو الجزيئات في الاتجاهات الثلاثة للفضاء، بحيث تتكرر الوحدات الأساسية بنفس الترتيب في جميع الاتجاهات. تتكون هذه الشبكة من مجموعة من الوحدات المتكررة التي تكون مرتبة بشكل دوري إما في اتجاه واحد (شبكة أحادية البعد)، أو على مستوى (شبكة ثنائية الأبعاد)، أو في الفضاء (شبكة ثلاثية الأبعاد).

- الشبكة أحادية البعد: في هذا النوع من الشبكات، يتم ترتيب الوحدات الأساسية بشكل خطي على طول اتجاه واحد فقط. هذا يعني أن التكرار يحدث في بُعد واحد، مما يجعلها أبسط أنواع الشبكات الدورية.

- الشبكة ثنائية الأبعاد: هنا يتم ترتيب الوحدات المتكررة على مستوى معين، حيث يحدث التكرار في بُعدين (مثل طول وعرض). الشبكات ثنائية الأبعاد شائعة في العديد من المواد ذات الهياكل البلورية، مثل بعض الأغشية الرقيقة أو الأسطح البلورية.

- الشبكة ثلاثية الأبعاد: الشبكة البلورية في ثلاثة أبعاد هي الأكثر تعقيداً، حيث تتكرر الوحدات الأساسية في جميع الاتجاهات الثلاثة (الطول، العرض، والارتفاع). هذا النوع من الشبكات يُمثل بنية البلورات في معظم المواد الصلبة البلورية مثل الأملاح والمعادن.

أمثلة على الشبكات البلورية

ملح كلوريد الصوديوم ($NaCl$) يتخذ شكلاً بلورياً مكعباً، حيث تتناوب أيونات الصوديوم Na^+ وأيونات الكلور Cl^- في ترتيب ثلاثي الأبعاد مما يُكوّن شبكة بلورية قوية ومنظمة .كما هو موضح في (الشكل (II.1)).

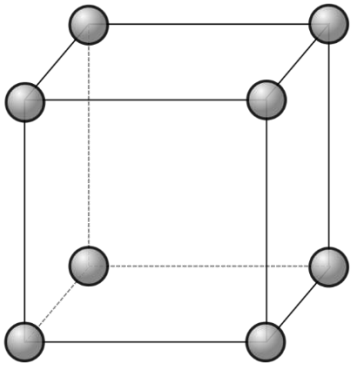
II.3.2. عقد الشبكة

النقاط في الشبكة التي توجد فيها الجسيمات.

II.1.3.2. الخلية البلورية

تُعرف الخلية بأنها البنية الهندسية الأبسط التي تسمح بترجمة الشبكة البلورية في الاتجاهات الثلاثة للمكان، مما يولد الشبكة البلورية بأكملها.

عادةً ما تكون الخلية عبارة عن متوازي مستطيلات، يتم تعريفه بثلاثة أبعاد a و bو cوبثلاث زوايا α و β و γ . a و bو c تشكل معايير الخلية. (الشكل (2.II))



الشكل (2.II): رسم تخطيطي لشبكة بلورية.

2.3.2.II. الوحدة أو التجمع الصيغي

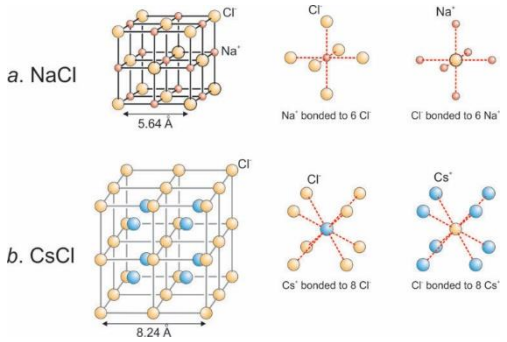
الوحدة هي الكيان الكيميائي الأساسي المكون للبلورة: قد تكون ذرة، جزيء، أو تجمعات أيونية تشغل عقد الشبكة البلورية.

- **النسق**

النسق أو عدد التنسيق لجسيم معين يمثل عدد الجسيمات الأقرب المحيطة بهذا الجسيم.

- **المواقع البلورية**

المواقع البلورية تتوافق مع الفراغات البينية بين الذرات (الشكل (3.II))، المواقع الأكثر شيوعاً هي المواقع رباعية السطوح المحددة بأربع ذرات والمواقع ثمانية السطوح المحددة بست ذرات.



الشكل (3.II):أمثلة عن المواقع البلورية.

- **التعددية**

التعدديةm ، n، أو z للخلية البلورية تمثل عدد الوحدات (أو التجمعات الصيغية) التي تنتمي إلى هذه الخلية.

- **الكثافة**

الكثافة تمثل نسبة حجم الجسيمات (n) التي تنتمي إلى الخلية إلى الحجم الكلي للخلية، إذا اعتبرنا أن الجسيمات عبارة عن كرات لها نفس نصف القطر(r) ، يمكن حساب الكثافة (C) باستخدام العلاقة التالية:

$$C = \frac{z\ 4/3\pi\ r^3}{V_{\text{maille}}}$$

مع

$$V_{\text{maille}} = \vec{a}\left(\vec{b} \wedge \vec{c}\right)$$

الكتلة الحجميةρ

$$\rho = \frac{\text{كتلةالمادة الصلبة}}{\text{حجمها}} \left(\frac{g}{cm^3}\right)$$

إذا أشرنا إلى خلية بلورية:

$$\rho = \frac{\text{كتلةالخليةالمادة}}{\text{حجمها}} \left(\frac{g}{cm^3}\right)$$

$$\rho = \frac{zM_{\text{motif}}}{NV_{\text{maille}}}$$

z = عدد الوحدات في الخلية

M_{motif} = الكتلة المولية للوحدة

N = عددأفوجادرو

V_{maille}= حجم الخلية

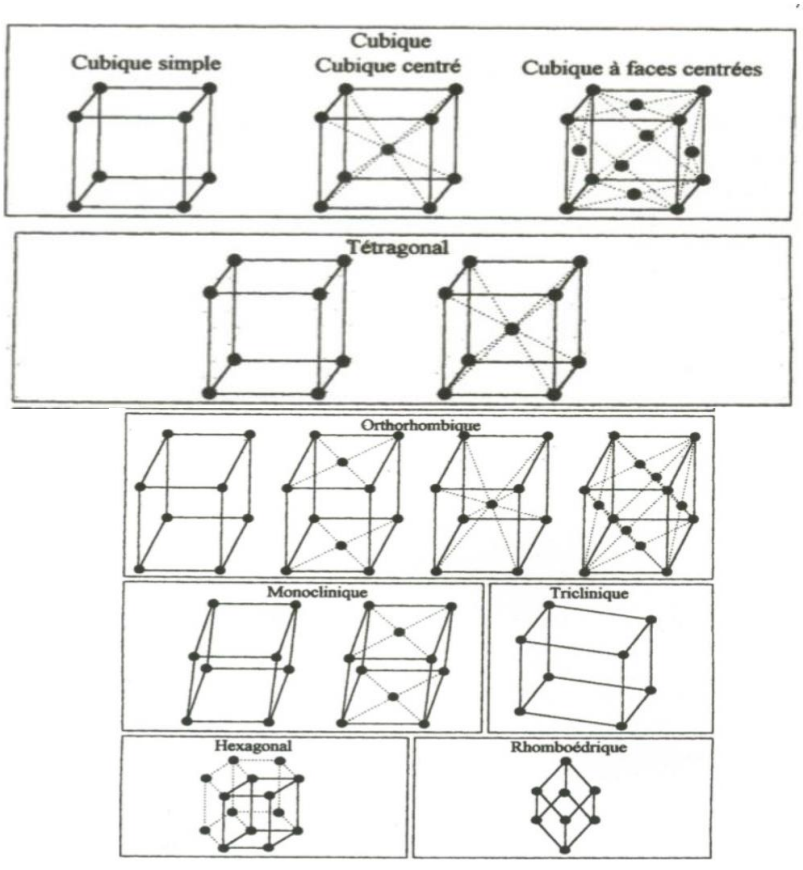
II.4.2. الأنظمة البلورية

يتم وصف البلورة باستخدام نظام من ثلاثة محاور إحداثية يتميز بطولa ، b، و c لمتجهات الاتجاه للمحاور وبالزواياα ، β، وγ، و التي تصنعها هذه المحاور فيما بينها. تصف هذه المحاور حواف الخلية، يتم اختيار أصل المحاور عند عقدة الشبكة. بناءً على تناظر الخلية البلورية، هناك سبعة أنظمة بلورية أساسية تُعرَّف على النحو التالي:

الجدول (II.1): الأنظمة البلورية السبعة.

النظام البلوري	أطوال متجهات الاتجاه للمحاور	الزوايا بين المحاور
مكعبي (Cubique)	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$
رباعي أو رباعي الزوايا (Quadratique ou tétragonal)	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$
معيني قائم (Orthorhombique)	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$
أحادى الميل (Monoclinique)	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \gamma = 90° \ \beta \neq 90°$
ثلاثي الميل (Triclinique)	$a \neq b \neq c$	$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90°$

يمكن أن تتوافق عدة أنواع من الخلايا الأولية مع نفس النظام البلوري ، على سبيل المثال يعطي النظام المكعبي ثلاثة شبكات: مكعبي بسيط، مكعبي متمركز الجسم، ومكعبي متمركز على الوجوه ، وفقًا لنمط الشبكة فإن الأنظمة البلورية السبعة السابقة تؤدي إلى تكوين 14 شبكة من شبكات برافيس.



الشكل (4.II): شبكات Bravez الـ 14.

3.II. البلورات المعدنية

يمكن تصنيف البلورات بناءً على الكيانات الكيميائية التي تتكون منها والروابط الناتجة عنها. نعتبر الذرة أو الأيون المعدني كرة نصف قطرها (r) غير قابل للتشوه.

البلورة المعدنية هي تراكم لهذه الكرات.

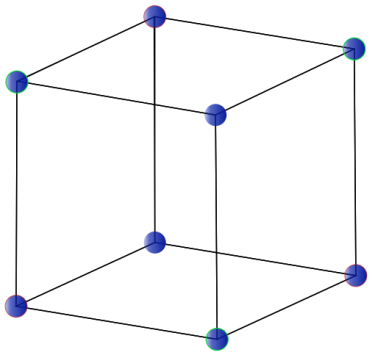
تتبلور معظم المعادن في الأنظمة الثلاثة التالية:

-مكعبي بسيط

-مكعبي متمركز (C.C)

-مكعبي متمركز على الأوجه(C.F.C)

1.3.II. مكعب بسيط



الشكل (5.II): مكعب بسيط بلوري.

يتم ترتيب الذرات فقط في القمم

- **التنسيق (Coordinence)**

في هذا التراص، كل جسيم يكون على اتصال مع 6 جزيئات مجاورة أخرى. وبالتالي، فإن عدد التناسق يساوي 6.

- **تعددية الخلية (Multiplicité de la maille)**

$$Z = 8 \times 1/8 = 1 \text{ وحدة/خلية}$$

- **الكثافة(Compacité)**

$$C = \frac{\text{Z. Voccupé atomes}}{\text{Vmaille}}$$

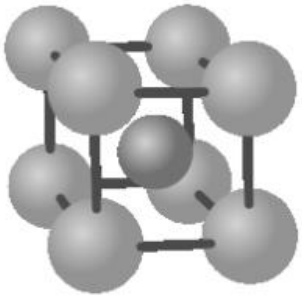
$$C = \frac{\frac{1.4}{3}.\pi.r^3}{a^3} = 0.52 \text{ (avec a= 2r)}$$

C= 52% (% en vide = 48%)

- **الكثافة ρ**

$$\rho = \frac{ZM}{NV_{\text{maille}}}$$

II.2.3. مكعب مركزي (C.C)



الشكل (II.6): هيكل مكعب مركزي .

الخلية التي تمثل هذا التراص هي مكعبي متمركز. الكرات تتماس على طول أحد أقطار المكعب.

- **التنسيق (Coordinence)**

في هذا التراص، كل جسيم يكون على اتصال مع 8 جزيئات مجاورة أخرى. وبالتالي، فإن عدد التناسق يساوي 8.

تعددية الخلية :(Multiplicité de la maille)

Z = 8 ×1/8 + 1 = 2وحدات/خلية

- **الكثافة(Compacité)**

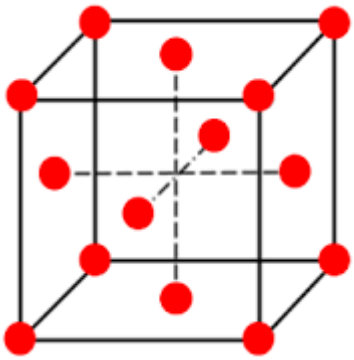
$$C = \frac{(2\ x4/3\pi\ r^3)}{a^3} = \frac{\pi\sqrt{3}}{8} = 0.68\ (\ a = \frac{4r}{\sqrt{3}})$$

أمثلة على المعادن التي تتبلور في هذا النوع الهيكلي :

Li, Na, Rb, Cs, Ba, Feα, Mo, Zn...

II.3.3. مكعب متمركز على الأوجه (C.F.C)

تكون الذرات في القمم وفي مراكز الأوجه:



الشكل (II.7): هيكل مكعب متمركز على الأوجه.

- **التنسيق (Coordinence)**

في هذا النوع من التراص، كل كرة تكون على اتصال مع 12 كرة مجاورة، 6 في نفس المستوى، 3 في المستوى السفلي و3 في المستوى العلوي. وبالتالي، فإن عدد التناسق يساوي 12. هذا التناسق هو الأعلى الممكن للكريات ذات نصف القطر المتساوي.

تعدد الشبكة:

Z = 8x1/8+ 6x1/2 = 1 + 3 = 4وحدات/خلية

- **الكثافة (Compacité)**

$$C = \frac{n\ 4/3\pi\ r^3}{V_{maille}} = \frac{4 \times 4/3\pi\ r^3}{a^3}$$

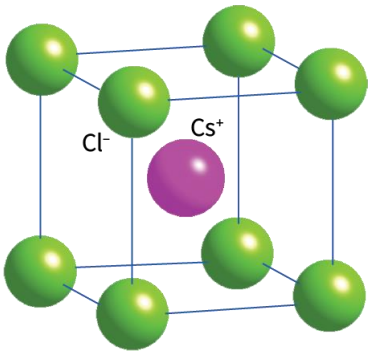
مع

$a = 2r\sqrt{2}$

$$C = \frac{\pi}{3\sqrt{2}} = 0.74$$

II.4. البلورات الأيونية(LES CRISTAUX IONIQUES)

II.4.1. كلوريد السيزيومCsCl



الشكل (II.8): هيكل بلوري كلوريد السيزيوم CsCl.

- **عدد الوحدات:**

تحتوي الخلية الأولية على 8 أيونات كلوريد (Cl^-) كل منها يحسب بمقدار 8/1 وأيون سيزيوم (Cs^+) لذلك فإن عدد الوحدات أو التجمعات الصيغية لـ CsCl لكل خلية هو z = 1 :

- **التنسيق:**

كل كاتيون (Cs^+) محاط بـ 8 أيونات كلوريد (Cl^-) موجودة على نفس المسافة $a\sqrt{3/2}$ وبالمثل، كل أنيون كلوريد (Cl^-) محاط بـ 8 كاتيونات (Cs^+) على نفس المسافة $a\sqrt{3/2}$ وبالتالي فإن رقم التنسيق يساوي 8 لكل من (Cs^+) و (Cl^-) ويقال أيضًا أن هذا تنسيق 8-8.

- **التراص:**

يتم حساب التراص بنفس الطريقة المستخدمة مع البلورات المعدنية، حيث يكون حجم الوحدة مساوياً لمجموع أحجام أيونات Cs^+ و Cl^- التي تشكلها.

$$C = \frac{z\,V_{motif}}{V_{maille}} = \frac{4\pi}{3}\frac{r^{+3} + r^{-3}}{a^3}$$

مع $r^+ + r^- = a\sqrt{3/2}$:

z – عدد الوحدات في الخلية.

- r^+ و r^- :نصف قطر أيونات Cs^+ و Cl^-

- V_{motif}: حجم الوحدةCsCl

- V_{maille}: حجم الخلية المكعبة بمعاملa

الكثافة الحجمية:

$$\rho = \frac{m_{maille}}{V_{maille}}$$

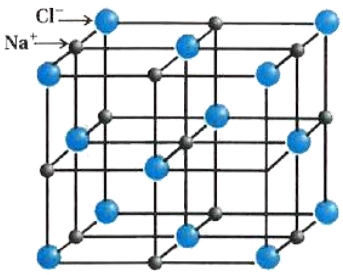
$$\rho = \frac{zM_{motif}}{NV_{maille}} = \frac{M_{CsCl}}{N\ a^3}$$

- mmaille:كتلة الخلية.

- M_{motif}, M_{CsCl} :الكتلة المولية للوحدةCsCl

- N: عدد أفوجادرو.

II.2.4.كلوريد الصوديوم NaCl



الشكل (II.9): هيكل بلوري كلوريد الصوديوم NaCl.

في هذه البنية، تشكل أيونات Cl^- شبكة مكعبة ذات وجوه مركزية(CFC) :

-تحتل الأيونات القمم ومراكز وجوه مكعب بحافة a

-تحتل أيونات Na^+ المواقع ثمانية الأوجه في الشبكة، أي في مركز المكعب وأواسط الحواف.

عدد الوحدات الصيغية:

الخلية من النوع NaCl تحتوي على:

- 8أيونات Cl^- في قمم المكعب، كل منها يحسب بمقدار 8/1 و6 أيونات Cl^- في مراكز الوجوه، كل منها يحسب بمقدار 2/1، أي ما يعادل 4 أيونات Cl^-
- 12كاتيونات Na^+ في منتصف الحواف، كل منها يحسب بمقدار 4/1 وأيون Na^+ في مركز المكعب، ليصبح المجموع 4 كاتيونات Na^+ في هذه الخلية، هناك 4 وحدات أو مجموعات صيغية منNaCl

التنسيق:

كل كاتيون Na^+ محاط بـ 6 أيونات Cl^- على نفس المسافةa/2 ، وبالمثل كل أنيون Cl^- محاط بـ 6كاتيونات Na^+ على نفس المسافة a/2 وبالتالي فإن عدد التنسيق هو 6 للكاتيونات Na^+ و6 للأنيوناتCl^- :تنسيق 6-6.

التراص:

$$C = \frac{z\,V_{motif}}{V_{maille}} = 4\frac{4\pi}{3}\frac{r^{+3} + r^{-3}}{a^3}$$

مع$r^+ + r^- = a\sqrt{3/2}$:

- z :عدد الوحدات في الخلية.

- r^+ و r^- :نصف قطر أيونات Na^+ و Cl^-

الكثافة الحجمية:

$$\rho = \frac{zM_{\text{motif}}}{NV_{\text{maille}}} = \frac{4M_{\text{NaCl}}}{N\,a^3}$$

- M_{NaCl} :الكتلة المولية للوحدةNaCl

- N: عدد أفوغادرو.

الفصل الثالث

الدوريات ودراسة متعمقة لخصائص العناصر: الهالوجينات، الكالكوجينات، النيتروجين والفوسفور، البور.

III.1. الهالوجينات(Halogens)

III.1.1. تعريف:

الهالوجينات هي مجموعة من العناصر الكيميائية التي تقع في المجموعة 17 من الجدول الدوري وهي الفلور (F)، والكلور (Cl)، والبروم (Br)، واليود (I)، والأستاتين (At)، والتينيسين (Ts)، وتعود تسمية الهالوجينات بهذا الاسم إلى الإغريقية، وهي مكونةٌ من مقطعين (Hal) وتعني ملح، و(Gen) تعني المنتج أي "المنتج للملح"، إذ تشترك هذه العناصر بخاصية قدرتها على تكوين أملاح الصوديوم ذات المزايا المتشابهة، ولعل أبرزها كلوريد الصوديوم (ملح الطعام).

لا تتواجد الهالوجينات بصورةٍ حرّةٍ في الطبيعة وإنما غالبًا على هيئة مركباتٍ؛ نظرًا لفاعليتها الكيميائية الكبيرة. يتفوق الفلور على بقية العناصر من حيث الوفرة في القشرة الأرضية بنسبة 0.06%، يليه الكلور 0.031%، فالبروم 0.00016%، ثم اليود 0.00003%، لا يوجد الأستاتين والتينيسين في الطبيعة، لأنهما يتكونان فقط من نظائرَ مشعةٍ قصيرة العمر.

III.1.2. الخصائص الفيزيائية للهالوجينات

تُعد الهالوجينات المجموعة الوحيدة في الجدول الدوري التي تحتوي على عناصرَ تتواجد في الحالات الثلاث المختلفة للمادة (الصلبة، والسائلة، والغازية) في درجة حرارة الغرفة، يوجد الفلور والكلور بالحالة الغازية، البروم بالحالة السائلة، واليود والأستاتين بالحالة الصلبة.

تختلف الهالوجينات في اللون، فيظهر الفلور باللون الأصفر الباهت، والكلور باللون الأخضر، البروم باللون الأحمر، واليود والأستاتين باللون الأسود .

تتميز بأنها غير للحرارة والكهرباء.

تتميز بنقاط انصهارٍ وغليان منخفضة نسبيًّا مقارنةً مع غير العناصر اللامعدنية الأخرى.

III.1.3. الخصائص الكيميائية للهالوجينات

تمتاز الهالوجينات بفاعليتها الكيميائية الشديدة (تقل الفعالية بالتدرج من أعلى مجموعة الهالوجين إلى أسفلها)، نظرًا لامتلاكها على اختلاف عناصرها، سبعة إلكتروناتٍ على مدارها السطحي، لذلك تسعى لاكتساب إلكترون حتى تشبع طبقتها السطحية

بثمانية إلكترونات وتصل لمرحلة الاستقرار، وغالبًا ما تميل الهالوجينات إلى الاتحاد مع العناصر الأخرى وعلى الأخص الفلزات القلوية (عناصر المجموعة 1 من الجدول الدوري)، والتي تمتلك إلكترون وحيد على مدارها السطحي.

تفاعل الهالوجينات مع الهيدروجين:

تتفاعل الهالوجينات مع الهيدروجين لتنتج هاليدات الهيدروجين الحمضية، والتي تمتاز بقابليتها للذوبان في الماء لتشكيل محاليلَ حمضية. تنخفض حموضة هاليدات الهيدروجين الناتجة من HF إلى HI، يتفاعل الفلور مع الهيدروجين بشدةٍ، في حين يحتاج تفاعل الكلور مع الهيدروجين لضوء الشمس، أما تفاعلات البروم واليود مع الهيدروجين تتطلب التسخين، ووجود عاملٍ محفزٍ على التوالي.

تفاعل الهالوجينات مع المعادن:

تتفاعل الهالوجينات مع معظم المعادن مباشرةً لتنتج هاليدات المعادن، نظرًا لفاعليتها الكيميائية الشديدة، من الأمثلة على ذلك تفاعل الصوديوم مع غاز الكلور لينتج ملح كلوريد الصوديوم، يمتاز هذا التفاعل بكونه ناشر للحرارة، كما يترافق بانبعاث ضوءٍ أصفر ساطع.

$$Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)}$$

تتأين هاليدات المعادن بسهولةٍ، بسبب الفرق الكبير في الكهرسلبية مابين الهالوجينات (ذات الكهرسلبية العالية) والمعادن (ذات الكهرجابية العالية).

تفاعل الهالوجينات مع الأكسجين: تتفاعل الهالوجينات مع الأكسجين لتنتج العديد من الأكاسيد (غير ثابتة)، كما قد ينتج عن هذا التفاعل الأحماض الأكسجينية للهالوجينات كحمض الهيبوكلوروز ($HCLO$)، حمض الكلوريك ($HClO_3$).

III.1.3. تطبيقات الكلور

تعتبر الكلورات، وخاصة NaCl، ضرورية للصحة البشرية. يُستخدم الكلور في مجالات متنوعة:

- مادة أولية: يُستخدم في تخليق العديد من المركبات العضوية وغير العضوية.
- عامل تبييض: يُستخدم في صناعة الورق.
- التطهير والتعقيم: بشكل رئيسي في معالجة المياه.
- تخليق البوليمرات الهالوجينية: مثل بولي كلوريد الفينيل (PVC) وبولي كلوريد الفينيل المشكل (PVC-C).

- المذيبات:

- ثلاثي كلورو الإيثيلين ($Cl_2C=CHCl$)، يُستخدم كمنظف في الصناعة التصنيعية ومزيل طلاء.

- ثنائي كلور الميثان أو كلوريد الميثيلين (CH_2Cl_2)، يُستخدم بشكل رئيسي كخفيف للصمغ.

- رباعي كلورو الإيثيلين أو بيركلورو الإيثيلين ($Cl_2C=CCl_2$)، يُستخدم كمنظف للتنظيف الجاف ومزيل دهون للأجزاء المعدنية.

- كلوروبنزين (C_6H_5Cl)، يُستخدم كمذيب للدهانات القارّية.

III.1.4. تطبيقات البروم

يستخدم البروم في عدة تطبيقات، بما في ذلك:

- المصابيح الهالوجينية: حيث يقوم الهالوجين بأكسدة التنجستين ويتحول إلى هاليد، مما يساعد على تجديد الفتيلة وإطالة عمر المصابيح، مع تقليل ترسيب التنجستين على جدران الزجاج الباردة.

- التخليق العضوي: يُستخدم في تكوين ثنائي بروميد الإيثيلين، والمثبطات للحريق، والمبيدات، والأصباغ، والمنتجات الصيدلانية.

- تخليق الباروميدات غير العضوية.

- معالجة المياه.

III.1.5. تطبيقات اليود

تعتبر اليوديدات ضرورية للصحة البشرية. يُستخدم اليود في عدة مجالات:

- المصابيح الهالوجينية.

- تصنيع المركبات العضوية أو غير العضوية: مثل المنتجات الصيدلانية، والمعقمات، والأصباغ، والمنتجات الفوتوغرافية.

- ككاشف مختبري.

III.1.6. الأستاتين (At)

العلاج الإشعاعي: يُستخدم في التطبيقات الطبية لعلاج بعض أنواع السرطان، على الرغم من أنه نادر جدًا وصعب الحصول عليه.

البحوث العلمية: يُستخدم في الدراسات المتعلقة بالنظائر المشعة وتأثيراتها.

III.1.7. التينيسين (Ts)

البحوث العلمية: يُعتبر عنصرًا حديثًا، ويدرس في الأبحاث المتعلقة بالنظائر المشعة وخصائص العناصر الثقيلة.

تطبيقات محتملة: لا تزال التطبيقات العملية محدودة بسبب عدم استقرار العنصر وقلة كمياته، لكن يُفترض أنه يمكن استخدامه في بعض المجالات الطبية والكيميائية.

III.1.8. الإنتاج

III.1.8.1. إنتاج الفلور

يتم إنتاج الفلور صناعيًا عن طريق التحليل الكهربائي، وهي عملية قدمها هنري مواسان في عام 1886. يتكون الحمام الكهربائي من خليط KH-2HF المنصهر عند درجة حرارة تتراوح بين 90 °C و 100° C. عند المصعد، يحدث أكسدة لأيونات F^-:

$$2HF_2^- \rightarrow F_2\,(g) + 2HF + 2\,e^-$$

وعند المهبط، يحدث اختزال لأيونات H^+:

$$4HF + 2\,e^- \rightarrow H_2\,(g) + 2HF_2$$

III.1.8.2. إنتاج الكلور

يمكن تحضير الكلور بواسطة التحليل الكهربائي أو عن طريق أكسدة الهالوجينات:

- يتم الحصول على الكلور عن طريق التحليل الكهربائي لـ NaCl أو KCl: يتراكم Cl_2 عند المصعد ويتكون NaOH (KOH)) عند المهبط.

III.1.8.3. إنتاج الأستاتين(At):

الأستاتين هو عنصر كيميائي نادر جدًا. إنتاج الأستاتين صعب للغاية بسبب ندرته وطبيعته المشعة. لا يتم إنتاج الأستاتين تجاريًا بسبب قصر عمره النصفي ووجوده بكميات ضئيلة جدًا في الطبيعة.

1. التفاعل النووي: الأستاتين يمكن إنتاجه بواسطة قصف عنصر البزموت (Bi) بجسيمات ألفا (أنوية الهيليوم) في مسرعات الجسيمات. التفاعل الأساسي المستخدم هو:

$$2n + At - 211 \rightarrow \alpha + \mathrm{Bi} - 209$$

في هذا التفاعل، يتم قصف البزموت-209 بجسيمات ألفا لإنتاج الأستاتين-211 مع إطلاق نيوترونات.

2. التحلل الإشعاعي: بعض نظائر اليورانيوم والثوريوم تتحلل إشعاعياً وتنتج كميات صغيرة من الأستاتين كناتج وسيط.

III.1.8.4. إنتاج التينيسين(Ts):

إنتاج التينيسين يتم في المختبرات العلمية من خلال تفاعلات نووية معقدة، نظرًا لأن هذا العنصر لا يوجد بشكل طبيعي على الأرض. إليك تفاصيل عملية إنتاج التينيسين:

التفاعل النووي المستخدم: يتم إنتاج التينيسين عن طريق قذف ذرات عنصر ثقيل مثل الكاليفورنيوم-249 (Cf-249) بأيونات الكالسيوم-48 (Ca-48). يتم تنفيذ هذا التفاعل في مسرع جسيمات. التفاعل الذي ينتج عنه التينيسين هو:

$$\mathrm{Cf\text{-}249 + Ca\text{-}48 \rightarrow Ts\text{-}117 + 3n}$$

$$\mathrm{Cf\text{-}249 + Ca\text{-}48 \rightarrow Ts\text{-}117 + 3n}$$

في هذا التفاعل، يتم قذف الكاليفورنيوم-249 بأيونات الكالسيوم-48، مما يؤدي إلى اندماج الذرات وتكوين التينيسين-117، مع انبعاث ثلاثة نيوترونات.

التجارب: أول إنتاج للتينيسين تم في عام 2010 من خلال تعاون بين علماء روس وأمريكيين في مختبر دوبنا في روسيا. تم اكتشافه نتيجة لعدة محاولات ناجحة لإنتاج عناصر فائقة الثقل.

III.2. الكالكوجينات

III.2.1. تعريف:

الكالكوجينات هي مجموعة من العناصر الكيميائية الموجودة في المجموعة 16 من الجدول الدوري. تشمل هذه المجموعة الأكسجين (O)، الكبريت (S)، السيلينيوم (Se)، التيلوريوم (Te)، والبولونيوم (Po). يُشتق اسم "الكالكوجين" من الكلمات اليونانية "تشالكس" (chalc) التي تعني النحاس و"جين" (gen) التي تعني تكوين، حيث كانت هذه العناصر مرتبطة تاريخيًا بالخامات المعدنية. تُعتبر هذه العناصر أساسية في الكيمياء، وتظهر في العديد من المركبات والمعادن.

III.2.2. الخصائص الفيزيائية:

- الأكسجين (O): غاز عديم اللون والرائحة في الظروف العادية، يوجد في الهواء بنسبة حوالي 21%.

- الكبريت (S): صلب أصفر اللون في درجة الحرارة العادية، هش، ويمكن أن يتشكل في العديد من الهياكل البلورية.

- السيلينيوم (Se): صلب رمادي أو أسود، وله خواص شبه موصلة.

- التيلوريوم (Te): صلب فضي أبيض، هش ومعدني المظهر.

-البولونيوم (Po): معدن نادر جدًا ومشع بشكل كبير، وهو صلب في درجة حرارة الغرفة.

عمومًا، يمكن القول أن عناصر هذه المجموعة تتنوع في حالاتها الفيزيائية بين الغازات (الأكسجين) والمواد الصلبة (الكبريت، السيلينيوم، التيلوريوم، البولونيوم)، مع زيادة في المعدنية عند الانتقال إلى الأسفل في المجموعة.

III.2.3. الخصائص الكيميائية:

– التفاعل مع الهيدروجين: تشكل الكالكوجينات هيدريدات مع الهيدروجين (مثل H_2O، H_2S)، والتي تُعرف بأنها أحماض ضعيفة.

– الكهربية: تقل الكهربية مع الانتقال من الأكسجين إلى البولونيوم.

– تكوين الأكسيدات: تتفاعل جميع الكالكوجينات مع الأكسجين لتشكيل أكاسيد مثل SO_2 وSeO_2، وتختلف حموضة الأكاسيد حسب العنصر.

– التفاعل مع المعادن: الكالكوجينات تميل إلى تكوين مركبات مع المعادن، تُعرف باسم الكالكوجينيدات، مثل كبريتيد النحاس (Cu_2S).

III.2.4. التطبيقات:

– الأكسجين (O): الأكسجين هو العنصر الأكثر شيوعًا في الطبيعة، ويُستخدم في التنفس، الاحتراق، والصناعات مثل صناعة الصلب والمواد الكيميائية.

– الكبريت (S): يستخدم في صناعة حمض الكبريتيك، المطاط، والمبيدات الحشرية.

– السيلينيوم (Se): يُستخدم في الإلكترونيات وأجهزة التصوير الضوئي نظرًا لخواصه شبه الموصلة.

– التيلوريوم (Te): يستخدم في سبائك المعادن لتحسين خصائصها الميكانيكية والكهربائية.

– البولونيوم (Po): يُستخدم في مولدات الحرارة في بعض الأجهزة النووية بسبب نشاطه الإشعاعي.

III.2.5. الإنتاج:

– الأكسجين: يتم إنتاج الأكسجين صناعيًا عبر تقطير الهواء السائل أو التحليل الكهربائي للماء.

– الكبريت: يتم استخراج الكبريت بشكل رئيسي من الرواسب الجوفية ومن عمليات إزالة الكبريت من النفط الخام.

– السيلينيوم: يتم إنتاج السيلينيوم كناتج ثانوي من تنقية المعادن مثل النحاس.

-التيلوريوم: يتم استرداده كناتج ثانوي من عمليات استخراج المعادن الثمينة مثل الذهب والنحاس.

- البولونيوم: يُنتج البولونيوم عن طريق قذف ذرات البزموت بالنيوترونات في مفاعلات نووية.

III.3. الأزوت (N)

III.3.1. تعريف:

الأزوت، المعروف أيضًا بالنيتروجين، هو عنصر كيميائي يُرمز له بالرمز N و هو العنصر الذي يحمل العدد الذري 7 في الجدول الدوري، وهو غاز عديم اللون والرائحة والطعم، يشكل حوالي 78% من الغلاف الجوي للأرض.. يوجد بشكل أساسي في شكل غاز في الغلاف الجوي. وهو عنصر ضروري للحياة على الأرض، حيث يدخل في تركيب البروتينات والأحماض النووية.

III.3.2. الخصائص الفيزيائية:

- الحالة الفيزيائية: غاز في الظروف العادية (درجة حرارة الغرفة والضغط الجوي).

- اللون والرائحة: عديم اللون، عديم الرائحة، وعديم الطعم.

- نقطة الغليان: 195.8 °C.

- نقطة الانصهار: 210° C.

- الكثافة: حوالي 1.25 g/l عند درجة حرارة الغرفة والضغط الجوي العادي.

- القابلية للذوبان: يذوب بشكل ضعيف في الماء.

III.3.3. الخصائص الكيميائية:

- التفاعل مع الهيدروجين: يتفاعل النيتروجين مع الهيدروجين تحت ظروف معينة (عند درجة حرارة وضغط عاليين وبوجود محفز) لتكوين الأمونيا (NH_3).

- التفاعل مع الأكسجين: يتفاعل مع الأكسجين عند درجات حرارة عالية جدًا لتكوين أكاسيد النيتروجين (NO وNO_2).

– نشاط كيميائي منخفض: النيتروجين خامل نسبيًا في الظروف العادية، نظرًا لقوة الرابطة الثلاثية بين ذراته في جزيء N_2.

– الأكاسيد: يُكون النيتروجين مجموعة متنوعة من الأكاسيد مثل أكسيد النيتروجين (NO) وثاني أكسيد النيتروجين (NO_2).

III.4.3. التطبيقات:

– الصناعات الكيميائية: يستخدم النيتروجين بشكل واسع في صناعة الأسمدة من خلال إنتاج الأمونيا، التي تعتبر مكونًا أساسيًا في الأسمدة النيتروجينية.

– الحفظ والتجميد: يستخدم النيتروجين السائل في عمليات التجميد السريع للمواد الغذائية والحفاظ على العينات البيولوجية.

–الغازات الصناعية: يستخدم كغاز خامل في الصناعات التي تحتاج إلى بيئة خالية من الأكسجين، مثل صناعة الإلكترونيات وصناعة الفولاذ المقاوم للصدأ.

– تطبيقات الطب: يُستخدم النيتروجين السائل في الطب لتجميد وتدمير الأنسجة المريضة مثل الأورام أو الثآليل في العمليات الجراحية بالتبريد (cryotherapy).

– المشروبات الغازية: يُستخدم النيتروجين في إنتاج المشروبات الغازية للمساعدة في الحفاظ على النكهة وتحسين الكربنة.

III.5.3. الإنتاج:

– التقطير التجزيئي للهواء السائل: يُنتج النيتروجين بشكل رئيسي عن طريق التقطير التجزيئي للهواء السائل. يتم تبريد الهواء حتى يتحول إلى سائل ثم يتم فصله إلى مكوناته الأساسية (الأكسجين، النيتروجين، والأرجون) بناءً على درجات غلياناها المختلفة.

– عملية فصل الغازات باستخدام الأغشية: يتم تمرير الهواء عبر أغشية شبه منفذة تسمح بفصل النيتروجين عن باقي مكونات الهواء.

– امتصاص تأرجحي للضغط (PSA): تستخدم هذه التقنية مواد ممتصة تقوم بامتصاص الغازات الأخرى وتسمح بتمرير النيتروجين، مما يمكن من الحصول على نيتروجين نقي.

III.4. الفوسفور (P)

III.4.1. تعريف:

الفوسفور هو عنصر غير معدني يحمل العدد الذري 15 ويُرمز له بالرمز P. يوجد الفوسفور في الطبيعة في عدة أشكال (تآصلات)، أشهرها الفوسفور الأبيض والفوسفور الأحمر. يلعب دورًا حيويًا في تكوين الخلايا الحية، حيث يدخل في تركيب جزيئات الطاقة (ATP) والأحماض النووية.

III.4.2. الخصائص الفيزيائية:

- الحالة الفيزيائية: الفوسفور يأتي في عدة أشكال، أشهرها الفوسفور الأبيض والفوسفور الأحمر.

- الفوسفور الأبيض: مادة صلبة شمعية، لها لون أبيض مائل للأصفر، متوهج في الظلام (يصدر ضوءًا أخضر باهتًا)، قابل للاشتعال بشكل كبير.

- الفوسفور الأحمر: مادة صلبة حمراء غير قابلة للاشتعال في الهواء عند درجات الحرارة العادية.

- الكثافة:

- الفوسفور الأبيض: 1.82 g/cm^3.

- الفوسفور الأحمر: 2.34 g/cm^3.

- نقطة الانصهار:

- الفوسفور الأبيض: 44.2C°.

- الفوسفور الأحمر: 590 C° (يتحول إلى أبخرة عند درجات حرارة مرتفعة).

- الذوبان: الفوسفور الأبيض غير قابل للذوبان في الماء ولكنه يذوب في المواد العضوية مثل البنزين وثاني كبريتيد الكربون.

III.4.3. الخصائص الكيميائية:

-نشاط كيميائي: الفوسفور الأبيض نشط جدًا ويشتعل تلقائيًا في الهواء عند درجات حرارة منخفضة. يجب تخزينه تحت الماء لتجنب اشتعاله. الفوسفور الأحمر أقل نشاطًا ولكنه لا يزال يشتعل في الهواء عند درجات حرارة عالية.

- التفاعل مع الأكسجين: يحترق الفوسفور الأبيض بسهولة في الهواء لإنتاج P_2O_5.

$$2P_2O_5 \rightarrow 4P + 5O_2$$

- التفاعل مع الهالوجينات: يتفاعل الفوسفور مع الهالوجينات مثل الكلور والبروم لتشكيل الهاليدات الفوسفورية.

- الأشكال التآصلية: الفوسفور له عدة أشكال، أشهرها الفوسفور الأبيض والفوسفور الأحمر، ولكل منها خصائص كيميائية مختلفة. الفوسفور الأبيض نشط وقابل للاشتعال، بينما الفوسفور الأحمر أكثر استقرارًا.

III.4.4. التطبيقات:

-الأسمدة: يُستخدم الفوسفور بشكل واسع في صناعة الأسمدة الفوسفاتية، التي تعد أساسية لخصوبة التربة ونمو النباتات.

- صناعة المتفجرات: يُستخدم الفوسفور الأبيض في بعض الصناعات العسكرية والمتفجرات بسبب قابليته للاشتعال السريع.

- الأسلحة الكيميائية: تم استخدام الفوسفور الأبيض في القنابل الحارقة والدخانية نظرًا لاشتعاله الذاتي وإنتاجه للدخان الكثيف.

III.4.5. الإنتاج:

-من خامات الفوسفات: يتم إنتاج الفوسفور عن طريق معالجة خامات الفوسفات التي تحتوي على فوسفات الكالسيوم. يتم تسخين الفوسفات مع الكربون والسيليكا في أفران كهربائية عند درجات حرارة مرتفعة، مما ينتج عنه الفوسفور الأبيض.

$$2P + 5CO + 3CaSiO_3 \rightarrow 5C + Ca^3(PO^4)^2 + 3SiO^2$$

- معالجة حرارية: بعد الإنتاج، يُجمع الفوسفور الأبيض ويُحفظ تحت الماء لمنعه من الاشتعال التلقائي.

- تحويل الفوسفور الأبيض إلى الأحمر: يمكن تحويل الفوسفور الأبيض إلى الأحمر عن طريق تسخينه في غياب الهواء عند حوالي C 250°.

III.5. البورون (B)

III.5.1. تعريف:

البورون هو عنصر كيميائي من أشباه الفلزات، يحمل العدد الذري 5 في الجدول الدوري، ويُرمز له بالرمز B و يتميز بخصائص فريدة تجمع بين الفلزات واللافلزات. يتواجد في الطبيعة في شكل مركبات مثل البوراكس ($Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$) وحمض البوريك (H_3BO_3). يُستخدم البورون في العديد من التطبيقات الصناعية والزراعية.

III.5.2. الخصائص الفيزيائية:

- الحالة الفيزيائية: البورون هو مادة صلبة في درجة الحرارة العادية.

- اللون: البورون البلوري يأخذ لونًا أسودًا رماديًا بينما البورون غير البلوري يأخذ لونًا بنيًا.

- الكثافة: حوالي 2.34 g/cm^3 (في الحالة البلورية).

- نقطة الانصهار: 2076 C°.

-نقطة الغليان: 3927 C°.

- التوصيل الكهربائي: البورون هو شبه موصل، أي أنه لا يوصل الكهرباء بشكل جيد في الظروف العادية ولكنه يمكن أن يوصل الكهرباء تحت ظروف معينة.

III.5.3. الخصائص الكيميائية:

- اللافلزية: يُظهر البورون خواصًا غير فلزية في معظم تفاعلاته الكيميائية.

- التفاعل مع الهالوجينات: يتفاعل البورون مع الفلور والكلور والهالوجينات الأخرى عند درجات حرارة مرتفعة ليكوّن هاليدات البورون.

- التفاعل مع الأكسجين: يتفاعل البورون مع الأكسجين مكونًا *أكسيد البورون (B_2O_3)، الذي يُعد مركبًا مستقرًا ومهمًا صناعيًا.

– التفاعل مع الأحماض: البورون لا يتفاعل مع الأحماض غير المؤكسدة في الظروف العادية، لكنه يتفاعل مع الأحماض المؤكسدة مثل حمض النيتريك.

– التفاعل مع القواعد: يتفاعل البورون مع القلويات ليكوّن مركبات البورات (Borates).

– التفاعل مع النيتروجين: عند درجات حرارة مرتفعة، يمكن أن يتفاعل البورون مع النيتروجين ليكوّن نتريد البورون (BN).

III.5.4. التطبيقات:

–صناعة الزجاج والألياف الزجاجية: يُستخدم البورون بشكل رئيسي في صناعة الزجاج المقاوم للحرارة، حيث يدخل أكسيد البورون (B_2O_3) في تركيب زجاج البيركس المستخدم في المختبرات والمطابخ.

– الأسمدة: يُستخدم البورون كمغذٍ دقيق في الأسمدة الزراعية لتحسين نمو النباتات، إذ يلعب دورًا مهمًا في عملية التمثيل الغذائي للنباتات.

– المواد المقاومة للحرارة: يُستخدم البورون ومركباته في تصنيع مواد مقاومة للحرارة العالية مثل سيراميك البورون ونتريد البورون، وهي مواد قوية وتحتمل درجات حرارة مرتفعة.

– الصناعات النووية: يُستخدم كربيد البورون (B_4C) في صناعة الدروع الواقية في المفاعلات النووية لأنه يمتص النيوترونات.

–الأدوية: تُستخدم مركبات البورون في تصنيع بعض الأدوية المضادة للفطريات والبكتيريا.

– الطاقة: يدخل البورون في إنتاج الوقود الصاروخي نظرًا لطاقته العالية عند الاحتراق.

III.5.5. الإنتاج:

– استخراج من خامات البورون: يتم إنتاج البورون من معادن مثل البوراكس ($Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$) والكوليمانيت ($Ca_2B_6O_{11} \cdot 5H_2O$). يتم تسخين هذه الخامات لإنتاج حمض البوريك أو أكسيد البورون.

– عملية اختزال: يتم إنتاج البورون العنصري من خلال اختزال أكسيد البورون (B_2O_3) باستخدام الكربون أو الماغنيسيوم.

– تنقية البورون: يتم تنقية البورون البلوري من خلال تقنيات مثل التقطير التفريقي أو التحليل الكهربائي للحصول على البورون عالي النقاء المستخدم في التطبيقات الإلكترونية.

الفصل الرابع

المعادن الرئيسية (Fe، Ti ، Cu، Mg)

IV . المعادن الرئيسية (Fe، Ti، Cu، Mg)

1.IV. الحديد (Fe)

1.1.IV. تاريخ الحديد

يعتبر عنصر الحديد من أقدم المعادن المستخدمة في تاريخ البشرية، حيث يعود استخدامه إلى حوالي 3000 عام قبل الميلاد، عندما استخرج الإنسان الحديد من خاماته لاستخدامه في صناعة الأدوات والأسلحة. في الفترة المعروفة بالعصر الحديدي، الذي بدأ حوالي 1200 قبل الميلاد، أصبح الحديد شائعًا بشكل متزايد، مما ساهم في تطور الزراعة والحرف اليدوية. خلال القرون الوسطى، تطورت تقنيات صهر الحديد وصبه، مما أتاح إنتاج حديد ذي جودة أفضل، وتزامن ذلك مع ظهور الصلب كخليط من الحديد والكربون، الذي زاد من متانة المعدن. في القرن التاسع عشر، أدت الثورة الصناعية إلى تطوير تقنيات جديدة مثل طريقة بيسمر، مما سهل إنتاج الصلب بكميات كبيرة وبأسعار معقولة، مما ساهم في بناء البنية التحتية العالمية. اليوم، يظل الحديد عنصرًا أساسيًا في العديد من الصناعات، مع استمرار البحث عن تقنيات أكثر استدامة لتقليل الانبعاثات الكربونية المرتبطة بإنتاجه.

2.1.IV. مصادر الحديد في الطبيعة

في بعض الأحيان، يُعثر على الحديد في حالته الطبيعية. يتم استخراج هذا المعدن على شكل خام الحديد أو أكاسيد الحديد، المختلطة بالشوائب في الطين والرمال والصخور.

1.2.1.IV. المعادن :

تسرد القائمة التالية الأنواع الرئيسية لخامات الحديد:

الجدول (IV. 1): بعض الأنواع الرئيسية لخامات الحديد.

الهيماتيت (الأحمر)	Fe_2O_3	70% من حديد
المغنتيت (أسود)	Fe_3O_4	72,4 % من حديد

Limonite (brune)	$Fe_2O_3\ H_2O$	63 % من حديد
Sidérite(السديريت) (carbonate de fer كربونات الحديد)	$FeCO_3$	48,3 % من حديد

الهيماتيت :(Fe_2O_3) يُعدّ من أشهر خامات الحديد، ويتميز بلونه الأحمر الداكن. يستخدم بشكل واسع في صناعة الحديد والصلب.

المغنيتيت :(Fe_3O_4) يُعتبر مغناطيسيًا بشكل طبيعي ولونه أسود. يعتبر مصدرًا غنيًا لاستخراج الحديد.

السيديريت :($FeCO_3$) خام يحتوي على الحديد في صورة كربونات الحديد ويتميز بلونه البني الفاتح.

IV.1.2.2. التربة والصخور:

الحديد يوجد بكميات صغيرة في أنواع كثيرة من التربة والصخور كجزء من تركيب المعادن والسيليكات.

IV.1.2.3.النيازك: النيازك الحديدية تحتوي على نسبة عالية من الحديد، وغالبًا ما تحتوي أيضًا على النيكل.

IV.1.3. خصائص الفيزيائية:

الجدول (IV. 2): الخواص الفيزيائية لحديد.

اللون والمظهر	الحديد النقي يكون لونه رمادي معدني.
القابلية للتمغنط	الحديد هو من أكثر العناصر التي يمكن مغنطتها بسهولة، ويحتفظ بالتمغنط لفترة طويلة بعد تعرضه للمغناطيس
الصلابة	الحديد يعتبر صلبًا، ولكنه أقل صلابة من بعض المعادن الأخرى مثل الفولاذ
الكثافة	كثافة الحديد مرتفعة، حيث تبلغ كثافته حوالي $7.87\ g/cm^3$.
نقطة الانصهار	درجة انصهار الحديد هي $1538°C$ ، مما يجعله مناسبًا لصناعات تحتاج إلى مقاومة درجات الحرارة العالية.

IV.1.4. الخصائص الكيميائية:

الجدول (IV. 3): الخواص الكيميائية لحديد.

التفاعل مع الأكسجين	يتفاعل الحديد مع الأكسجين في الهواء لتشكيل أكاسيد الحديد مثل الصدأ (Fe_2O_3) عند التعرض للرطوبة.
التفاعل مع الأحماض	يتفاعل الحديد مع الأحماض لإنتاج غاز الهيدروجين، على سبيل المثال: $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$ ينتج عن التفاعل كلوريد الحديد (II) وغاز الهيدروجين.
الأكسدة	الحديد يمكن أن يتأكسد إلى حالتين شائعتين: الحديد الثنائي (Fe^{2+}) :توجد في العديد من المركبات مثل كلوريد الحديد الثنائي($FeCl_2$) . الحديد الثلاثي (Fe^{3+}): توجد في مركبات مثل أكسيد الحديد (Fe_2O_3) المستخدم في الصناعات المختلفة.

IV.1.5. استخدامات عنصر الحديد

-صناعة الصلب (الفولاذ): الحديد هو المكون الرئيسي في صناعة الفولاذ، وهو مادة أساسية في البنية التحتية والهياكل الضخمة. يتم مزج الحديد مع عناصر أخرى مثل الكربون لإنتاج سبائك فولاذية بأشكال وخصائص متعددة.

- يُستخدم الحديد في تصنيع هياكل السيارات بسبب قوته ومرونته ، بالإضافة إلى ذلك أجزاء كثيرة من المحرك وأنظمة العادم مصنوعة من الحديد والفولاذ.

- يُستخدم الحديد في تصنيع الآلات الصناعية الثقيلة مثل المعدات الزراعية، الجرارات، الحفارات، والآلات المستخدمة في البناء والتعدين.

- الحديد يُستخدم في صناعة القضبان الحديدية التي تُستخدم لتشغيل القطارات، حيث يجب أن تتحمل هذه القضبان الأوزان الثقيلة للقطارات والحفاظ على شكلها عبر الزمن.

- العديد من الأجهزة المنزلية تحتوي على مكونات حديدية مثل الثلاجات، الغسالات، والمكيفات. الحديد يُستخدم لقدرته على تحمل الظروف القاسية والاستخدام المتكرر.

– الحديد يُستخدم في تصنيع الأدوات التي تُستخدم في البناء مثل المسامير، الأدوات الحفرية، السلالم المعدنية، وغيرها.

–يدخل الحديد في صناعة مكونات الأجهزة الإلكترونية مثل الأقراص الصلبة التي تعتمد على خصائص الحديد المغناطيسية لتخزين البيانات .

– كان الحديد يُستخدم منذ القدم في صناعة الأسلحة والدروع. في العصر الحديث، الفولاذ المدعّم يُستخدم لصناعة الأسلحة الحديثة.

– الحديد يُستخدم في صناعة التوربينات التي تُستخدم في إنتاج الطاقة الكهربائية من الرياح أو المياه. هياكل التوربينات تعتمد على الحديد لضمان استقرارها ومقاومتها للعوامل البيئية.

IV.2. النحاس(Cu)

عنصر فلزي، رمزه الكيميائي (Cu) ، وأحد أكثر العناصر الكيميائية وفرةً في الطبيعة، وهو يقع في الفصيلة IB (أو الفصيلة 11) في الجدول الدوري. عدده الذري 29، ووزنه الذري 63.54 يتواجد في الطبيعة باللون الأحمر الذهبي.

IV.2.1. تاريخ النحاس

يُعتبر النحاس من أكثر المعادن استخراجاً واستخداماً منذ اكتشافه، فقد كان المعدن الوحيد المعروف عند الإنسان لمدّة طويلة، وتعود بداية اكتشافه واستخدامه إلى عام 8700 ق.م، حيث تمّ استخدامه لصنع الأسلحة في تلك الفترة.

شهد العصر البرونزي استخداماً كبيراً للنحاس، حيث تمّ اكتشاف سبائك مكونة من النحاس والقصدير أُطلق عليها اسم البرونز، وسبائك مكونة من النحاس والزنك أُطلق عليها اسم النحاس الأصفر. واستُخدمت تلك السبائك في صناعة عدّة أشياء، مثل: الأواني المنزلية، والأثاث، والأسلحة، إضافةً إلى استخدام النحاس في سكّ العملات، فقد اكتُشفت أقدم عملة نحاسية رومانية تعود إلى الفترة ما بين عام 27 ق.م حتّى 14م. علما أنه تمّ اكتشاف مُركّبات نحاسية أُخرى مثل مُركب كبريتات النحاس، ولاحقاً أصبح للنحاس دور مهم في نقل الكهرباء .

IV.2.2. مصادر النحاس في الطبيعة

النحاس الخام : الموجود بشكل منفرد في الطبيعة دون اختلاطه بمعادن أُخرى ،

النحاس البورفيري : وهو الأكثر انتشاراً في أنحاء العالم، حيث يتوزّع في الصخور على شكل رواسب من الأكاسيد الناتجة عن تفاعل النحاس مع الأكسجين، والكبريتيدات الناتجة عن تفاعل النحاس مع الكبريت، إذ تتواجد الأكاسيد في الجزء العلوي من الصخور، وتتواجد الكبريتيدات في الأسفل.

رواسب النحاس الضخمة: يُشبه نوع النحاس البورفيري في تكوينه مع فارق أنّ تركيز النحاس في هذه الرواسب يكون أعلى، ومدى انتشاره يكون أقل؛ حيث تتركّز رواسب النحاس في منطقة صغيرة من الصخور،

النحاس المختلط مع معادن أُخرى: في هذا الشكل قد يتواجد النحاس بنسبة 0.4% إلى 12% مع كلّ من النيكل، أو الزنك، أو الرصاص، وعند استخراجها يتمّ فصل المعادن عن بعضها للاستفادة منها،

الصخور المضيفة المحتوية على النحاس: إذ يوجد المحتوى المعدني من النحاس في عدّة صخور مُضيفة؛ كصخور الشيست أو الرخام السماقي.

IV.3.2. مركبات النحاس

من المركبات التي تشتمل على معدن النحاس ما يأتي:

الأكاسيد: تشمل على أكسيد النحاس الأحادي ورمزه الكيميائي Cu_2O ، وهو عبارة عن مادة بلورية لونها أحمر تُستخدم في تلوين الزجاج باللون الأحمر وفي الدهانات المانعة للتعفّن، كما تشمل الأكاسيد على أكسيد النحاس الثنائي ورمزه الكيميائي CuO ، وهوعبارة عن مسحوق لونه أسود يُستخدم في تلوين الزجاج باللون الأخضر.

الهاليدات: تشمل على كلوريد النحاس الأحادي ورمزه الكيميائي $CuCl$ ، والذي يُستخدم في تحليل الغاز، كما تشمل على كلوريد النحاس الثنائي ورمزه الكيميائي $CuCl_2$ ، والذي يُستخدم بشكل أساسي في صناعة الأصباغ.

الكبريتات: تضم كبريتات النحاس الثنائي $CuSO_4$ ذات اللون الأزرق الساطع، والمستخدمة في صناعة الأصباغ.

الكربونات: تشمل على كربونات النحاس، وقد يكون لونها أخضر أو أزرق ساطعاً، وتُستخدم في تحضير الأصباغ.

مركبات أُخرى: مثل نترات النحاس الثنائي ذات الرمز الكيميائي $Cu(NO_3)_2$، وسيليكات النحاس، والمركبات التي تضم بعض أملاح النحاس مع الزرنيخ ذات اللون أخضر، والتي تُستخدم في إنتاج المبيدات الحشرية لأنّها مركبات سامة.

IV.4.2. خصائص عنصر النحاس الفيزيائية

يتصف عنصر النحاس بالعديد من الخصائص الفيزيائية التي تُميّزه عن غيره من العناصر الأخرى، ومنها ما يأتي:

الجدول (IV. 4): الخواص الكيميائية للنحاس.

الكثافة	تبلغ كثافة عنصر النحاس 8.96 غم/ سم^3.
العدد الذري	29
الوزن الذري	63
درجة حرارة الانصهار	82°C
درجة حرارة الغليان	566°C
تواجده في الطبيعة	معدن حرّ قابل للطرق
طاقة التأين	745 كيلو جول/ مول
الحجم الذري	7.1 سم^3/ مول.
الليونة والمرونة	النحاس يعتبر معدنًا مرنًا للغاية، ويمكن تشكيله بسهولة إلى أسلاك أو صفائح رقيقة دون أن ينكسر.
الموصلية الكهربائية	يعد النحاس من أفضل الموصلات الكهربائية بين المعادن، وهو يستخدم على نطاق واسع في صناعة الأسلاك الكهربائية والكابلات بسبب قدرته العالية على توصيل الكهرباء.
الموصلية الحرارية	النحاس يتميز أيضًا بموصلية حرارية عالية، مما يجعله مثاليًا للاستخدام في التطبيقات التي تتطلب نقل الحرارة بكفاءة، مثل المبادلات الحرارية والمشعات.
المقاومة للتآكل	النحاس مقاوم نسبيًا للتآكل مقارنة بالمعادن الأخرى، ولكن عند تعرضه للهواء والرطوبة فإنه يشكل طبقة سطحية من "الزنجار" (أكسيد النحاس) التي تساعد في حماية المعدن من التآكل الإضافي.

IV.2.5. خصائص الكيميائية : يوجد العديد من الخصائص الكيميائية لعنصر النحاس، ومنها ما يأتي:

التفاعل مع الماء: لا يتفاعل عنصر النحاس مع الماء.

التفاعل مع الأكسجين: يتفاعل عنصر النحاس بشكل بطيء مع الأكسجين الجوي مكوّنًا طبقة من أكسيد النحاس ذات اللون البني والتي تحمي بقية المعدن من التآكل أو الصدأ.

IV.2.5.1. التفاعل مع الأحماض:

-النحاس لا يتفاعل مع الأحماض المخففة مثل حمض الهيدروكلوريك المخفف أو حمض الكبريتيك المخفف في الظروف العادية.

-يتفاعل مع الأحماض القوية المركزة، مثل حمض النتريك (HNO_3) وحمض الكبريتيك المركز (H_2SO_4) في وجود حرارة لإنتاج أكاسيد النحاس وأيونات النحاس في المحلول.

✓ *تفاعل مع حمض النيتريك:*

عند تفاعل النحاس مع حمض النيتريك المركز، يتم تحرير ثاني أكسيد النيتروجين (NO_2) في تفاعل يتميز بإطلاق أبخرة بنية:

$$3Cu(NO_3)_2+2NO+4H_2O\rightarrow 3Cu+8HNO_3$$

IV.2.5.2. التفاعل مع القواعد:

النحاس لا يتفاعل بشكل مباشر مع القواعد القوية مثل هيدروكسيد الصوديوم أو هيدروكسيد البوتاسيوم.

IV.2.5.3. القدرة على تشكيل سبائك:

النحاس يمتاز بقدرته على تكوين السبائك بسهولة مع العديد من المعادن الأخرى مثل الزنك (لتشكيل النحاس الأصفر أو البرونز)، والقصدير (لتشكيل البرونز).

سبائك النحاس تحتفظ بمعظم خصائصه الكيميائية لكنها تكتسب صفات أخرى مثل زيادة القوة أو مقاومة التآكل.

IV.2.5.4. حالة الأكسدة:

النحاس يظهر في حالتين رئيسيتين من الأكسدة: +1 (Cu^+) و +2(Cu^{2+})

أيون النحاسوز :(Cu^+) يظهر في مركبات مثل أكسيد النحاسوز.(Cu_2O)

أيون النحاسيك :(Cu^{2+}) يظهر في مركبات مثل أكسيد النحاسيك (CuO) وكبريتات النحاس.($CuSO_4$)

IV.2.5.5. مقاومة الأكسدة:

النحاس يمتاز بمقاومته العالية للأكسدة مقارنة ببعض المعادن الأخرى، مما يجعله مثاليًا للاستخدام في البيئات الرطبة أو المعرضة للتآكل، خاصة عند تكوين طبقة الزنجار الواقية.

IV.2.5.6. التفاعل مع الهالوجينات:

يتفاعل النحاس مع الهالوجينات (مثل الكلور، البروم، واليود) لتكوين الهاليدات:

مع الكلور، يشكل كلوريد النحاس($CuCl_2$)

مع اليود، يشكل يوديد النحاس(CuI)

IV.2.5.7. القدرة التحفيزية:

النحاس يستخدم كمحفز في العديد من التفاعلات الكيميائية، مثل التفاعلات العضوية في إنتاج البلاستيك، البتروكيماويات، والوقود الصناعي.

IV.2.6. استخدامات عنصر النحاس

يُستخدم عنصر النحاس في الكثير من المجالات، ومنها ما يأتي:

الزراعة: يُستخدَم عنصر النحاس لإنتاج مادة كبريتات النحاس، والتي تُستخدَم في مجال الزراعة كمبيد للحشرات والآفات الزراعية، بالإضافة إلى استخدامها كمبيدٍ للطحالب عند عملية تنقية المياه.

إنشاء معدن البرونز: يمكن إنشاء معدن البرونز من خلال معالجة عنصر النحاس، وذلك من خلال إضافة القصدير عليه. الصناعات المختلفة: يدخل في صناعة الكثير من الأدوات والأواني والمعلبات، بالإضافة إلى استخدامه في تصنيع كل من الطائرات، وأسلاك الكهرباء، والمركبات الفضائية.

سبائك الذهب والفضة: يدخل النحاس في صناعة كل من سبائك الفضة والذهب، ويُطلى بهما.

العملات المعدنية: يُستخدم النحاس في تصنيع العملات المعدنية.

التفاعلات الكيميائية: يمكن استخدام عنصر النحاس داخل التفاعلات الكيميائية للكشف عن وجود السكر في المحاليل.

البناء: يُستخدم النحاس في عملية بناء العقارات والمباني وخاصة الأسقف.

IV.3. التيتانيوم

عنصر كيميائي ينتمي إلى المجموعة 4 في الجدول الدوري للعناصر، ويُرمز له بالرمز (Ti) وعدده الذري 22. إنه عنصر فلزي خفيف وقوي ومقاوم للتآكل، ويُستخدم بشكل واسع في صناعة الطائرات والمعدات الطبية وصناعة الهندسة الميكانيكية.

IV.3.1. تاريخ التيتانيوم

تم اكتشاف التيتانيوم لأول مرة في عام 1791 من قبل الكيميائي الإنجليزي وليام جريغور (William Gregor)، في البداية لم يتم استخدام التيتانيوم بشكل كبير، ولكن تطورت استخداماته ليصبح أحد المواد الأساسية في العديد من الصناعات.

اكتشف العالم جريغور عنصر التيتانيوم بينما كان يدرس العناصر المتواجدة بالقرب من منزله. وقد كانت لديه المقدرة للتمييز بين المعادن المختلفة، وعلى الرغم من ذلك فقد وجد أن هناك بعض المعادن التي لم يستطع التعرف عليها، وقد اقترح أن هذه المعادن عبارة عن مواد جديدة غير معروفة، ولم يكمل البحث والكشف عنها. وفي تلك الأثناء قام بكتابة بعض التقارير وعرضها على الكيميائيين لاكتشاف العديد من المعادن.

حاليا ، تم التعرف على مادة جريغور وأطلق عليها اسم المينيت (ilmenite) وهي عبارة عن خليط الحديد والأكسجين والتيتانيوم، وصيغتها الكيميائية $FeTiO_3$. وعلى الرغم من أن جريغور لم يكمل أبحاثه عن الألمنيت، إلا أنه عادة ما ينسب الفضل له في اكتشاف عنصر التيتانيوم.

والمثير للدهشة أن معظم الكيميائيين لم يولوا اهتمامًا كبيرًا لتقرير جريغور. في السنوات الأخيرة قرر الكيميائي الألماني مارتن هينرش كلابروث عام 1743 إلى 1817م دراسة الألمنيت. واعتقد كلابروث أن جريغور كان محقًا في احتواء الألمنيت على عناصر جديدة واقترح أن اسم التيتانيوم هو تشريف لجبابرة الألمان، هؤلاء العمالقة الألمان الذين حكموا الأرض فترة من الزمن أطيح بهم من قبل الآلهة اليونان. وقد ذكر كلابروث بأن جريغور له الفضل في اكتشاف العنصر.

لم يَكن كلابروث قادرًا أبدًا على إنتاج التيتانيوم النقي من الألمينيت، ولكن تمكن من إنتاج أكسيد التيتانيوم (TiO_2). حتى عام 1825 لم ينتج سوى التيتانيوم غير النقي. في الفترة من عام 1779 الى عام 1848 تمكن الكيميائي السويدي جون جاكوب بيرزليوس من القيام بذلك.

IV.2.3. مصادر التيتانيوم في الطبيعة

يُوجد التيتانيوم بشكل واسع في القشرة الأرضية ويمكن العثور عليه في خامات مثل إلمنيت (Ilmenite) وروتايل (Rutile) وليبوكسينيت (Leucoxene)

يتم استخراج التيتانيوم من هذه الخامات بعمليات تكرير معقدة.

IV.3.4. مركبات التيتانيوم

من أشهر مركبات التيتانيوم هو أكسيد التيتانيوم (Titanium Dioxide) ومركبات أخرى.

يعتبر ثاني أكسيد التيتانيوم (TiO_2) أهم مركبات التيتانيوم و هو مسحوق أبيض كثيف مع قوة اختباء ممتازة، هذا المصطلح يعني أنه لا يمكن رؤية أي شيء تحته جيدًا. هذه الخاصية تمثل الاستخدام الرئيسي لثاني أكسيد التيتانيوم: صنع الطلاء الأبيض.

يعد طلاء ثاني أكسيد التيتانيوم خيارًا جيدًا للرسم على ورق الجدران القديم أو الدهانات المظلمة لأنه يغطي جيدًا. في عام 1996، تم استخدام حوالي نصف ثاني أكسيد التيتانيوم المنتج في الولايات المتحدة في الدهانات.

يضاف ثاني أكسيد التيتانيوم إلى الورق ويجعله غير شفاف، وله استخدامات أخرى في أغطية الأرضيات والأقمشة والمنسوجات والسيراميك والحبر ومواد التسقيف والعوامل الحفازة في العمليات الصناعية. المحفز هو مادة تستخدم لتسريع أو إبطاء تفاعل كيميائي دون إجراء أي تغيير بنفسه. من المركبات الأخرى المثيرة للاهتمام هو رابع كلوريد التيتانيوم($TiCl_4$) وهو عبارة عن سائل صافٍ عديم اللون عند حفظه في حاوية مغلقة، ومع ذلك فإنه يتغير بشكل كبير عندما يتعرض للهواء. يتحد مع الرطوبة في الهواء لتكوين سحابة بيضاء كثيفة. يستخدم سكاي رايتر رابع كلوريد التيتانيوم لتكوين حروف في السماء. يستخدم المركب أيضًا لصنع الدخان. في بعض الأحيان تنتج الأدخنة المستخدمة في الصور المتحركة والبرامج التلفزيونية بواسطة رابع كلوريد التيتانيوم.

IV.5.3. خصائص الكيميائية

الجدول (IV. 5): الخواص الكيميائية للتيتانيوم.

التفاعل مع الأكسجين	يتفاعل التيتانيوم بسهولة مع الأكسجين عند درجات حرارة مرتفعة، مما يؤدي إلى تكوين أكسيد التيتانيوم (TiO_2)هذا المركب يعتبر مقاومًا للتآكل ويستخدم في العديد من التطبيقات.
مقاومة التآكل	التيتانيوم يتمتع بمقاومة عالية للتآكل في العديد من البيئات، بما في ذلك المياه المالحة والأحماض، وذلك بفضل تشكيل طبقة رقيقة من الأكسيد على سطحه.
التفاعل مع الكلور	يتفاعل التيتانيوم مع الكلور عند درجات حرارة عالية، مما ينتج مركبات مثل كلوريد التيتانيوم($TiCl_4$) ، الذي يُستخدم في إنتاج التيتانيوم المعدني.
تفاعل مع النيتروجين	يتفاعل التيتانيوم مع النيتروجين لتكوين نيتريد التيتانيوم(TiN) ، الذي يُستخدم في التطبيقات التي تتطلب مقاومة عالية للحرارة.
التفاعل مع الأحماض	يتمتع التيتانيوم بمقاومة جيدة للأحماض، وخاصة الأحماض القوية مثل حمض الكبريتيك، مما يجعله مناسبًا

	للاستخدام في البيئات الكيميائية القاسية.
التحليل الكهربائي	يُعتبر التيتانيوم من المواد القابلة للاستخدام في عملية التحليل الكهربائي، مما يسهل إنتاجه من خاماته.
التغير في الأكسدة	يمكن أن يتواجد التيتانيوم في عدة حالات أكسدة، مثل +2 و+3 و+4، مما يمنحه مرونة في تشكيل المركبات.
السلوك كعازل كهربائي	التيتانيوم يظهر سلوكًا كعازل كهربائي عند تفاعله مع الأكسجين، مما يساهم في تكوين طبقات عازلة على سطحه

IV.6.3. استخدامات عنصر التيتانيوم

التيتانيوم يُستخدم بشكل رئيسي في صناعة الطائرات والمركبات الفضائية بسبب قوته وخفته ومقاومته للتآكل. كما يجد تطبيقات في صناعة المعدات الطبية والأسنان والمجوهرات والصناعات البحرية والكيميائية والبتروكيماويات.و يُستخدم أكسيد التيتانيوم بشكل شائع في صناعة الدهانات والأصباغ ومواد العزل والأغذية ومستحضرات التجميل

IV.4. المغنيسيوم (Mg)

المغنيسيوم هو عنصر كيميائي يعد من المعادن الأساسية الموجودة في الطبيعة، وله دور مهم في العديد من العمليات الحيوية والصناعية. رقمه الذري هو 12 ورمزه الكيميائي هو Mg.

IV.1.4. مصادر المغنيسيوم في الطبيعة:

IV.1.1.4. المعادن:

- الدولوميت($CaMg(CO_3)_2$) :يعتبر مصدرًا رئيسيًا للمغنيسيوم ويستخدم في استخراج المغنيسيوم المعدني.
- المغنيسيت ($MgCO_3$) :يُستخدم لاستخراج المغنيسيوم ويُستخدم أيضًا كمصدر في صناعة الأسمنت.

IV.2.1.4. المياه المالحة:

– مياه البحار والمحيطات: تحتوي على كميات كبيرة من المغنيسيوم على هيئة كلوريد المغنيسيوم .($MgCl_2$) يُستخرج المغنيسيوم من هذه المياه باستخدام تقنيات مختلفة.

IV.4.1.3. التربة :

المغنيسيوم يوجد بكميات متفاوتة في التربة، حيث يمكن للنباتات امتصاصه عبر جذورها، وهو مكون ضروري للنمو النباتي.

IV.4.1.4. **النيازك:** بعض النيازك تحتوي على كميات من المغنيسيوم، وتُعتبر مصدرًا نادرًا لهذا العنصر.

IV.4.2. خصائص عنصر المغنيسيوم الفيزيائية:

الجدول (IV. 6): الخواص الفيزيائية للمغنيسيوم.

اللون والمظهر	المغنيسيوم معدن فضي–أبيض اللون وله لمعان معدني
الوزن الخفيف	– المغنيسيوم هو أحد أخف المعادن المستخدمة في الصناعة، حيث تبلغ كثافته 1.74 غرام/سم^3، مما يجعله مرغوبًا في تطبيقات تتطلب الخفة والمتانة
الليونة	– المغنيسيوم معدن لين نسبيًا وقابل للتشكيل، مما يسمح بتشكيله بسهولة إلى أشكال معقدة.
نقطة الانصهار	يتميز المغنيسيوم بنقطة انصهار منخفضة نسبيًا، حيث تبلغ 650 °C، وهي أقل من العديد من المعادن الأخرى.
القابلية للاحتراق	المغنيسيوم قابل للاحتراق، خاصة عند تعرضه للحرارة العالية. يحترق بلون أبيض ساطع جدًا.

IV.4.3. الخصائص الكيميائية لعنصر المغنيسيوم:

الجدول (IV. 7): الخواص الكيميائية للمغنيسيوم.

التفاعل مع الأكسجين	المغنيسيوم يتفاعل بسهولة مع الأكسجين لتشكيل أكسيد المغنيسيوم(MgO) ، وهي مادة صلبة بيضاء – معادلة التفاعل : $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

التفاعل مع الماء	– المغنيسيوم يتفاعل ببطء مع الماء البارد ليطلق غاز الهيدروجين، بينما يكون تفاعله أسرع مع الماء الساخن. معادلة التفاعل : $Mg + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2\uparrow$
التفاعل مع الأحماض	– المغنيسيوم يتفاعل بقوة مع الأحماض مثل حمض الهيدروكلوريك، ليُنتج ملح المغنيسيوم وغاز الهيدروجين. – معادلة التفاعل مع حمض الهيدروكلوريك : $Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$
التفاعل مع الهالوجينات	– المغنيسيوم يتفاعل مع الهالوجينات مثل الكلور لتكوين كلوريد المغنيسيوم. معادلة التفاعل مع الكلور : $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$

IV.4.4. استخدامات عنصر المغنيسيوم:

– بفضل وزنه الخفيف وقوته، يُستخدم المغنيسيوم في تصنيع هياكل الطائرات وأجزاء السيارات لتحسين الكفاءة وخفة الوزن.

– يُستخدم المغنيسيوم بشكل شائع كمكون في سبائك مع معادن أخرى مثل الألومنيوم، مما يمنح السبيكة خصائص أفضل من حيث القوة والوزن.

– المغنيسيوم يُستخدم في إنتاج بعض المواد المقاومة للنار، خاصةً أكسيد المغنيسيوم(MgO) ، الذي يُعتبر مادة مقاومة للحرارة تُستخدم في العوازل الحرارية وأفران الصهر.

– يُستخدم المغنيسيوم في إنتاج بعض المواد الكيميائية مثل الأسمدة ومكونات الأدوية.

- المغنيسيوم مهم في الطب كعنصر غذائي ضروري لصحة العظام والعضلات والجهاز العصبي. مكملات المغنيسيوم تُستخدم لعلاج نقص المغنيسيوم وأمراض القلب والضغط.

- المغنيسيوم يُستخدم في القنابل المضيئة في الطائرات العسكرية بسبب احتراقه السريع والساطع.

الفصل الخامس

التركيبات المعدنية الرئيسية (H_2SO_4، H_3PO_4، NH_3، HNO_3)

V. التركيبات المعدنية الرئيسية (H_2SO_4، H_3PO_4، NH_3، HNO_3)

1.V. حامض الكبريتيكH_2SO_4

1.1.V. المقدمة

حامض الكبريتيك (H_2SO_4) هو واحد من أهم الأحماض المعدنية وأكثرها استخداماً في الصناعة والمختبرات العلمية. يتميز هذا الحمض بقوة تأثيره الكيميائي وقدرته العالية على التفاعل مع مجموعة واسعة من المواد. يتم إنتاجه بكميات كبيرة عالمياً ويستخدم في العديد من التطبيقات، بحلول بداية القرن العشرين، تجاوز إنتاجه حوالي 10 ملايين طن وبلغ إنتاجه 38 مليون طن في عام 1955، و160 مليون طن في عام 1990، و180 مليون طن في الوقت الحاضر.

2.1.V. التسمية

يمكن أن يسمى حامض الكبريتيك أيضًا:

-ثلاثي أكسيد الكبريت (في حالته الصلبة)

-الأوليوم (حمض الكبريتيك اللامائي المشبع بثلاثي أكسيد الكبريت)

-حمض الكبريتيك (في شكله السائل المائي)

-الزجاجة أو زيت الزجاج (بسبب مظهره الزجاجي)

-حمض البطارية

- الأنسجة

3.1.V. تطبيقاتH_2SO_4

تطبيقات حمض الكبريتيك في الصناعة عديدة ومتنوعة، حيث يدخل الكبريت في العديد من الصناعات. ومن المجالات التي يمكن ذكرها:

-إنتاج حمض الفوسفوريك

-الأسمدة المعدنية

-تحضير المعادن

-تكرير النفط

-المنظفات، المبيدات الحشرية، والفطريات

-الأصباغ

-المنسوجات

-المواد البلاستيكية

-المتفجرات

حمض الكبريتيك هو حقًا الحمض الأكثر استخدامًا. يُستخدم كمذيب، وكعامل تجفيف، وكمحفز، وكعامل امتصاص وبالطبع ككاشف كيميائي. يتم استخدامه بتركيزات تتراوح من المخفف إلى المدخن، ويعتمد الاختيار على التطبيقات. غالبًا ما يتم استرجاعه وإعادة استخدامه.

V.4.1. الخصائص

حمض الكبريتيك بصيغته الكيميائية H_2SO_4 هو أوكزواسيد (حمض يحتوي على الأكسجين). هو سائل عديم اللون، عديم الرائحة ولزج، وتزداد كثافته مع تركيزه. تصل الكثافة إلى أقصى حد لها (1.8361) عند نسبة حمض تبلغ 98%، وتكون درجة غليانه في هذه الحالة 337 درجة مئوية. يُعرف هذا المحلول بالمزيج الأزيوتروبي($[H_2SO_4] \approx 18M$)

حمض الكبريتيك اللامائي هو سائل قطبي جدًا وموصل جيد بسبب تأيناته العالية للتفكك الذاتي:

$$2H_2SO_4 \rightarrow H_3SO_4^+ + HSO_4^- \ , Ke = [H_3SO_4^+]\,[HSO_4^-] = 2.7 \times 10^{-4}$$

في الظروف العادية من الضغط ودرجة الحرارة، لا يكون حمض الكبريتيك متطايرًا. عند درجة حرارة 30 °C يبدأ في إطلاق الأبخرة. وعند درجة حرارة الغليان، ينطلق ثلاثي أكسيد الكبريت(SO_3) على شكل أبخرة بيضاء ومعتمة نتيجة لتفكك حمض الكبريتيك وفقًا للتفاعل التالي:

$$H_2SO_4 \rightarrow H_2O + SO_3$$

وعند درجة حرارة 450°C، يتحلل SO_3 بدوره وفقًا للتفاعل التالي:

$$SO_3 \rightarrow 1/2O_2 + SO_2$$

الجدول (V. 1): خصائص حمض الكبريتيك

الكتلة المولية	98.08 جرام/مول
درجة الغليان	337°C
درجة الانصهار	10.31°C
ضغط البخار	0.0001 ملي بار عند 20°C
الكثافة (عند 20°C)	
	1.8305جرام/سم^3 (100%)
	1.8361جرام/سم^3 (98%)
	1.3028جرام/سم^3 (40%)
	1.1398جرام/سم^3 (20%)

V.1.5. التفاعلات الكيميائية

حمض الكبريتيك هو حمض قوي وفقًا لتعريف برونستد:

$$H_2SO_4 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + HSO_4^- \quad pKa_1 = -3.0$$

$$HSO_4^- + H_2O \rightarrow H_3O+ + SO_4^{2-} \; pKa2 = 1.9$$

تفاعل تفكك حمض الكبريتيك في الماء طارد للحرارة. إضافة الماء إلى الحمض قد يتسبب في رش الحمض، وهو أمر شديد الخطورة. وبالتالي، يتم دائمًا تخفيف الحمض مع التبريد. يجب صب الحمض في الماء وليس العكس، حيث تساعد الكمية الكبيرة من الماء في بداية التخفيف على تبديد الحرارة.

تفاعلات حمض الكبريتيك:

— يتفاعل حمض الكبريتيك مع جميع القواعد لإنتاج الملح (كبريتات) والماء:

$$H_2SO_4 + 2NaOH \leftrightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O$$

$$H_2SO_4 + 2NH_4OH \leftrightarrow (NH_4)_2SO_4 + 2H_2O$$

- يتفاعل حمض الكبريتيك مع الأحماض الأضعف($pKa > -3$) ، مما يمنح بروتونًا:

$$H_2SO_4 + CH_3CO_2H \leftrightarrow CH_3CO_2H_2^+ + HSO_4^-$$

$$H_2SO_4 + HNO_3 \leftrightarrow HSO_4^- + NO_2^+ + H_2O$$

- يتفاعل حمض الكبريتيك مع الأحماض الأقوى منه ($pKa < -3$) بقبول بروتون:

$$H_2SO_4 + HSBF_6 \leftrightarrow H_3SO_4^+ + SBF_6^-$$

- يتفاعل حمض الكبريتيك مع الأملاح، مُنتجًا كبريتات الهيدروجين:

$$H_2SO_4 + CH_3CO_2Na \leftrightarrow CH_3CO_2H + NaHSO_4$$

- يتفاعل حمض الكبريتيك مع الأكاسيد المعدنية والكبريتات لإنتاج الكبريتات:

$$H_2SO_4 + MO \leftrightarrow MSO_4 + H_2O$$

$$H_2SO_4 + MS \rightarrow MSO_4 + H_2O$$

حمض الكبريتيك المركز والساخن يعمل كعامل مؤكسد ويشغل زوج الأكسدة والاختزال .(SO_4^{2-} / SO_2) يمكنه مهاجمة بعض المعادن :(النحاس، القصدير...)

$$2H_2SO_4 + M \rightarrow MSO_4 + 2H_2O + SO_2$$

حمض الكبريتيك المخفف يشغل زوج الأكسدة والاختزال ($2H^+$ / H_2)، ويمكنه مهاجمة بعض المعادن :(الحديد، الزنك، المنغنيز، المغنيسيوم...)

$$H_2SO_4 + M \rightarrow MSO_4 + H_2$$

V.6.1. عملية تصنيع H_2SO_4

V.1.6.1. باستخدام طريقة التلامس

عملية التلامس هي الطريقة الأكثر استخدامًا لإنتاج حمض الكبريتيك المركز صناعيًا في العالم. تعتمد أساسًا على التحفيز، باستخدام خماسي أكسيد الفاناديوم (V_2O_5)، لأكسدة ثاني أكسيد الكبريت (SO_2) إلى ثلاثي أكسيد الكبريت (SO_3)، ثم يتم استعادة SO_3 في حمض الكبريتيك (H_2SO_4) لتكوين أوليوم بتركيز عالٍ من حمض ثنائي الكبريتيك ($H_2S_2O_7$)، الذي ينتج عنه جزيئتان من حمض الكبريتيك بالتَرطيب.

تتكون هذه العملية من ثلاث مراحل:

المرحلة الأولى: إنتاج$^{**}SO_2$

من خلال الاحتراق، بين 900 و 1100 درجة مئوية، يتم رش الكبريت السائل في قطرات دقيقة في الهواء الجاف الزائد:

$$S(l) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

$\Delta H°r, 298K = -297$ كيلوجول/مول

المرحلة الثانية: تكوينSO_3

يتم الحصول على ثالث أكسيد الكبريت (SO_3) من خلال أكسدة ثاني أكسيد الكبريت (SO_2) باستخدام خماسي أكسيد الفاناديوم(V_2O_5) :

$$SO_2 + 1/2\ O_2 \rightarrow V_2O_5\ SO_3$$

$\Delta H°r, 298K = -99$ كيلوجول/مول

المرحلة الثالثة: تكوينH_2SO_4

يتم تبريد ثالث أكسيد الكبريت (SO_3) في مبادل حراري ويتم جمعه في برج الامتصاص، حيث يتم إذابته في حمض الكبريتيك المركز لإنتاج الأوليوم

$$H_2SO_4 + SO_3 \rightarrow H_2S_2O_7\ (l)$$

- ثم يتم ترطيب الأوليوم (إضافة الماء إليه) لتحرير حمض الكبريتيك، بمتوسط عائد يبلغ 30%:

$$H_2S_2O_7 + HO_2 \rightarrow 2H_2SO_4$$

V.1.6.2. تحضير حمض الكبريتيك (H_2SO_4) في المختبر:

- يمكن تحضير حمض الكبريتيك بكميات صغيرة في المختبر عن طريق حرق الكبريت (S) لإنتاج ثاني أكسيد الكبريت(SO_2) ، والذي يتأكسد بواسطة بيروكسيد الهيدروجين (H_2O_2) لإنتاج حمض الكبريتيك. التفاعلات المشاركة هي:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

$$SO_2 + H_2O_2 \rightarrow H_2SO_4$$

V.2. حمض النتريك(HNO_3)

حمض النتريك هو مركب كيميائي صيغته HNO_3 عندما يكون نقيًا، يكون سائلًا عديم اللون، ويُستخدم هذا الحمض المعدني القوي (بـ $pKa = -1.37$) عمليًا في المحاليل المائية المركزة. كان يُسمى في السابق حمض الآزوت من قبل كيميائيي القرن التاسع عشر، وكان يُعرف سابقًا باسم روح النتر عند الخيميائيين أو "الماء القوي(aqua fortis) "

حمض النتريك هو حمض قوي يمكن أن يسبب حروقًا خطيرة. استنشاق أبخرته يمكن أن يؤدي إلى وذمة رئوية. عند ملامسة الجلد لحمض النتريك المركز، يتحول لون الجلد البشري إلى الأصفر نتيجة التفاعلات مع الكيراتين. وهو مركب متوسط السمية قدرها mg $430\ kg^{-1}$ وهو أيضًا عامل مؤكسد قوي يتفاعل بقوة مع عوامل الاختزال والمواد القابلة للاحتراق والتي يمكن أن تسبب انفجارات.

V.2.1. الإنتاج التجاري لحمض النتريك

يتم الإنتاج التجاري لحمض النتريك عن طريق عملية أوستوالد، والتي تتم في ثلاث مراحل بدءًا من الأمونيا. في المرحلة الأولى، يتم أكسدة الأمونيا (NH_3) بواسطة الأكسجين (O_2) في وجود محفز مثل البلاتين المطلي بالروديوم بنسبة 10% لتكوين أول أكسيد النيتروجين(NO) ، وهي خطوة شديدة الطارد للحرارة تُنتج أيضًا بخار الماء:(H_2O)

$$4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 6\ H_2O + 4\ NO \qquad \Delta fH^0\ 298 = -905.5,\ kJ\ mol^{-1}$$

ثم يتم أكسدة أول أكسيد النيتروجين بواسطة الأكسجين (O_2) لإنتاج ثاني أكسيد النيتروجين:(NO_2)

$$2\ NO + O_2 \rightarrow 2\ NO_2 \qquad \Delta fH^0 298 = -56.5,\ kJ\ mol{-}1$$

وأخيرًا، لإنتاج حمض النتريك المخفف، يتم إذابة ثاني أكسيد النيتروجين في الماء حسب... (يبدو أن النص المتبقي غير موجود).

$$3\ NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO$$

يتم إعادة تدوير أول أكسيد النيتروجين (NO) الناتج، ويُتركز حمض النتريك عن طريق التقطير حتى يصل إلى حد أقصى قدره 68%.

V.2.2. تطبيقات حمض النتريك

-يستخدم في تصنيع الأسمدة الصناعية من خلال التخليق الكيميائي مثل نترات الأمونيوم (NH_4NO_3) ونترات الكالسيوم ($Ca(NO_3)_2$) 75٪ من إنتاج حمض النتريك يستخدم في تصنيع الأسمدة النيتروجينية.

-يُستخدم عادة ككاشف في المختبر، خاصةً في تفاعلات نترتة المركبات العضوية.

-يتفاعل حمض النتريك مع الصخور الكلسية أو بشكل أفضل مع الكالسيت ($CaCO_3$) لتكوين نترات الجير من خلال تحلل أنيون الكربونات:

$$CaCO_3 + 2\ HNO_3\ (l) \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2\ (g)$$

-يتفاعل الأمونياك الصناعي مع حمض النتريك لتكوين نترات الأمونيوم المائي:

$$NH_4OH\ (\text{الأمونيوم}) + HNO_3\ (\text{مائي}) \rightarrow NH_4NO_3\ .H_2O$$

V.3. حمض الفوسفوريك(H_3PO_4)

حمض الفوسفوريك هو مركب كيميائي صيغته H_3PO_4 وهو حمض أكسيدي ثلاثي الوظيفة (ثلاثي القاعدة) مهم في الكيمياء غير العضوية وأساس في الكيمياء الحيوية. إنه حمض معدني يتم الحصول عليه عن طريق معالجة الصخور الفوسفاتية أو من احتراق الفوسفور. في درجة حرارة الغرفة، يكون حمض الفوسفوريك صلبًا بلوريًا بكثافة 1.83 ويذوب عند°C 42.35

V.3.1. التطبيقات

يمكن استخدام حمض الفوسفوريك في مجالات مختلفة:

-معالجة مياه الصرف الصحي أو الصناعية

-إنتاج الفوسفات المستخدم في منعمات المياه، الأسمدة، والمنظفات

-يُستخدم في المحاليل المستخدمة في الميكانيكا لإزالة الصدأ عن الأجزاء المعدنية

-يستخدم أيضًا لتغليف القطع بالفوسفات لحمايتها من الأكسدة عند تعرضها للهواء

-يُستخدم بشكل واسع في المختبرات لمقاومته الأكسدة، الاختزال، والتبخر

-يُستخدم في المشروبات غير الكحولية كمنظم للحموضة(E338) ، خاصةً في المشروبات الغازية

V.2.3. التصنيع الصناعي

V.2.3.1. الطريقة الحرارية

يتم إنتاج حمض الفوسفوريك المخصص لتصنيع الفوسفات الغذائية أو التقنية عن طريق الطريقة الحرارية من خلال اختزال الفوسفات الطبيعي، في وجود فحم الكوك أو السيليكا، في فرن كهربائي عند درجة حرارة 2000 درجة مئوية. و يتم أكسدة الفوسفور الناتج إلى خامس أكسيد الفوسفور (P_2O_5) ثم يُرطب ليصبح حمضًا.

$$2\ Ca_3(PO_4)_2 + 6\ SiO_2 \rightarrow 10\ C + P_4 + 10\ CO + 6\ CaSiO_3$$

$$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$$

$$P_4O_{10} + 6\ H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$$

V.2.3.2. الطريقة الكبريتية

يمكن الحصول على حمض الفوسفوريك، أو بشكل أكثر دقة حمض الأورثوفوسفوريك(H_3PO_4) ، من خلال التفاعل الكبريتي للصخور الطبيعية التي تتكون أساسًا من فوسفات الكالسيوم المفلورة أو الحديد أو الألمنيوم. وبناءً على ذلك، يمكن القول أن H_3PO_4هو المشتق الأكثر أهمية لحمض الكبريتيك. التفاعلات الأساسية (وجميعها طاردة للحرارة) لإنتاج حمض الفوسفوريك من تحمض تركيزات الفوسفات هي كما يلي:

يتم إنتاج حمض الفوسفوريك من تفاعل الكبريتيك في مفاعل يحتوي على معدن الأباتيت (المعدن الرئيسي للفوسفات) بواسطة حمض الكبريتيك (H_2SO_4) غالبًا ما يكون الأباتيت مزيجًا من:

-كلورأباتيت($Ca_5(PO_4)_3Cl$:Chlorapatite)

-فلورأباتيت($Ca_5(PO_4)_3F$:Fluorapatite)

-هيدروكسي أباتيت ($Ca_5(PO_4)_3(OH)$:Hydroxyapatite) وأيضًا الأباتيتات الكربونية حيث يتم استبدال مجموعة PO_4 بالرباعي CO_3F أو CO_3OH

التفاعلات هي كما يلي:

$$Ca_5(PO_4)_3Cl + 5\ H_2SO_4 + 10\ H2O \rightarrow 3H_3PO_4 + 5\ (CaSO_4,\ 2\ H_2O) + HCl$$

$$Ca_5(PO_4)_3\ F + 5H_2SO_4 + 10\ H_2O \rightarrow 3\ H_3PO_4 + 5\ (CaSO_4,\ 2\ H_2O) + HF$$

$$Ca_5(PO_4)_3OH + 5\ H_2SO_4 + 9\ H_2O \rightarrow 3\ H_3PO_4 + 5\ (CaSO_4,\ 2\ H_2O)$$

V.4. الأمونيا (NH_3)

V.4.1. تعريف

الأمونيا (NH_3) هي مركب كيميائي مكون من النيتروجين والهيدروجين، وهو غاز عديم اللون ذو رائحة نفاذة مميزة. الأمونيا قابلة للذوبان في الماء وتشكل محلولًا مائيًا يعرف باسم "الأمونيا المائية" أو "هيدروكسيد الأمونيوم". تعتبر الأمونيا واحدة من أهم المواد الكيميائية الصناعية وتلعب دورًا رئيسيًا في العديد من العمليات الكيميائية.

V.4.2. التطبيقات:

الأسمدة الزراعية: تستخدم الأمونيا بشكل واسع في إنتاج الأسمدة النيتروجينية مثل نترات الأمونيوم واليوريا، حيث تساعد في تحسين خصوبة التربة وتعزيز نمو النباتات.

الصناعات الكيميائية: تعد الأمونيا مادة أساسية في إنتاج العديد من المركبات الكيميائية مثل الأحماض الأمينية، والمطاط الصناعي، والمتفجرات.

التبريد: تستخدم الأمونيا في أنظمة التبريد والتكييف الصناعي بسبب قدرتها العالية على امتصاص الحرارة.

معالجة المياه: يتم استخدام الأمونيا في معالجة المياه للتخلص من الشوائب والتفاعل مع المواد العضوية.

منتجات التنظيف: تدخل الأمونيا كمكون أساسي في العديد من منتجات التنظيف المنزلية والصناعية، حيث تعمل على إزالة الشحوم والبقع.

V.3.4. التحضير الصناعي:

يتم انتاج الأمونيا صناعيًا بشكل أساسي عن طريق عملية هابر-بوش(Haber-Bosch process) ، وهي إحدى العمليات الكيميائية الرئيسية التي تساهم في إنتاج كميات كبيرة من الأمونيا. تتضمن هذه العملية تفاعل غاز النيتروجين (N_2) مع غاز الهيدروجين (H_2) في وجود محفز معدني مثل الحديد عند ضغط عالٍ (150-200 بار) ودرجة حرارة مرتفعة (400-500 درجة مئوية).(

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

تعد هذه العملية حيوية في إنتاج الأسمدة النيتروجينية وغيرها من المنتجات الكيميائية ذات الأهمية الكبيرة للاقتصاد والزراعة.

قائمة المراجع باللغة الاجنبية :

[1] Magnus, A. (1967). The book of Minerals. Dalcassian Publishing Company.

[2] Putnis, A. (1992). An introduction to mineral sciences. Cambridge University Press.

[3] Klein, Cornelis, and Barbara Dutrow. Manual of mineral science. John Wiley & Sons, 2007.

[4] Dana, J. D. (2022). Manual of mineralogy. BoD–Books on Demand.

[5] Manahan, S. E. (2022). Environmental chemistry. CRC press.

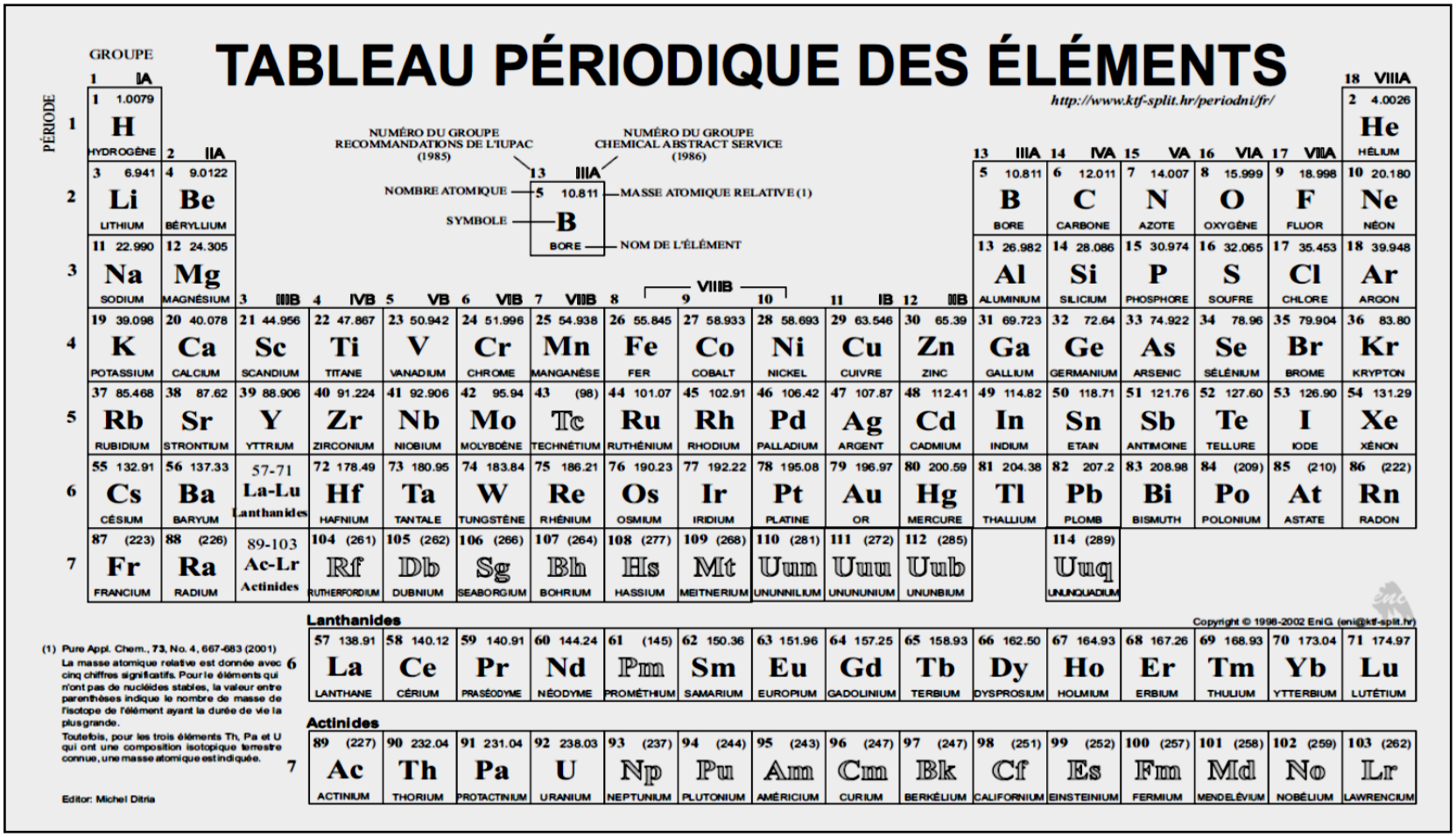
[6] Thomson, T. (2023). The history of chemistry. Good Press.

[7] Somasundaran, P., & Wang, D. (2006). Solution chemistry: minerals and reagents. Elsevier.

[8] Lall, Santosh P. "The minerals." Fish nutrition. Academic Press, 2022. 469-554.

[9] Miller, D. D. (2017). Minerals. In Fennema's food chemistry (pp. 627-679). CRC Press.

ملحق I: الـجـدول الـدوري



ملخص المطبوعة :

تُقدم هذه المطبوعة إطارًا شاملًا لتعليم الكيمياء المعدنية، موجهةً لطلبة سنة الثانية هندسة الطرائق والبتروكيمياء. نتطرق من خلالها أساسيات الكيمياء المعدنية مع شرح للمفاهيم الأساسية، مثل المركبات العضوية وغير العضوية، الرموز الكيميائية، الكتل الذرية والجزيئية، وصيغ المركبات الكيميائية. تغطي المطبوعة قوانين الكتلة والحجم، وحساب كمية المادة باستخدام مفاهيم المول والكثافة المولية. تنتقل بعد ذلك لدراسة الهياكل البلورية ، من خلال شرح البلورات الجزيئية والأيونية والتساهمية، وتفصيل الأنظمة البلورية السبع وتصنيف المعادن حسب بنيتها البلورية. تشمل أيضًا دراسة عناصر الكالكوجينات والهالوجينات وخصائصها، بالإضافة إلى تطبيقاتها العملية. تستعرض المطبوعة الصناعات المعدنية الرئيسية مثل إنتاج الحديد والنحاس والأمونيا وحمض الكبريتيك، مع توضيح العمليات الكيميائية المستخدمة، مما يسهم في فهم الطالب للكيمياء المعدنية وتطبيقاتها الصناعية كذا تمكينه من فهم العلاقات بين النظريات والتطبيقات العلمية، مما يساعدهم على حل المسائل الكيميائية وتطبيق المفاهيم بشكل منهجي.

الكلمات المفتاحية:

الكيمياء المعدنية، الكتل الذرية، الهياكل البلورية، الأنظمة البلورية، الكالكوجينات، الهالوجينات، الصناعات المعدنية.

Summary :

This publication offers a comprehensive framework for teaching inorganic chemistry, specifically designed for second-year students in Process and Petrochemical Engineering. It covers the fundamentals of inorganic chemistry, explaining core concepts such as organic and inorganic compounds, chemical symbols, atomic and molecular masses, and chemical formulas. The publication delves into laws governing mass and volume, and calculations of the quantity of matter through concepts like the mole and molar density. It then proceeds to explore crystal structures, explaining molecular, ionic, and covalent crystals in detail, alongside the seven crystal systems and the classification of minerals based on their crystalline structure. Additionally, it examines the properties and applications of chalcogens and halogens. Major metallurgical industries, including the production of iron, copper, ammonia, and sulfuric acid, are also discussed, with an emphasis on the chemical processes involved. This material aims to enhance students' understanding of inorganic chemistry and its industrial applications, while bridging the gap between theoretical concepts and practical applications to assist in solving chemical problems methodically.

Keywords:

Inorganic Chemistry, Atomic Masses, Crystal Structures, Crystal Systems, Chalcogens, Halogens, Metallurgical Industries.

Résumé:

Cette publication propose un cadre complet pour l'enseignement de la chimie inorganique, spécialement conçu pour les étudiants de deuxième année en génie des procédés et en pétrochimie. Elle aborde les bases de la chimie inorganique en expliquant les concepts clés tels que les composés organiques et inorganiques, les symboles chimiques, les masses atomiques et moléculaires, ainsi que les formules chimiques. La publication couvre également les lois de la masse et du volume, et les calculs de quantité de matière en utilisant des concepts comme la mole et la densité molaire. Ensuite, elle explore les structures cristallines en expliquant en détail les cristaux moléculaires, ioniques et covalents, en plus des sept systèmes cristallins et de la classification des minéraux selon leur structure cristalline. Elle étudie également les propriétés et les applications des chalcogènes et des halogènes. Les grandes industries métallurgiques, comme la production de fer, de cuivre, d'ammoniac et d'acide sulfurique, sont également présentées, avec un accent sur les processus chimiques utilisés. Ce support vise à renforcer la compréhension des étudiants en chimie inorganique et de ses applications industrielles, tout en faisant le lien entre les concepts théoriques et les applications pratiques pour les aider à résoudre des problèmes chimiques de manière méthodique.

Mots-clés :

Chimie inorganique, Composés organiques, Masses atomiques, Structures cristallines, Systèmes cristallins, Chalcogènes, Halogènes, Industries métallurgiques.