



La chimie

la deuxième année secondaire - deuxième semestre 2025-2026



La chimie

la deuxième année secondaire - deuxième semestre 2025-2026

Préparé par

Dr. Mohamed Samir Abdel Moaz

Dr. Jaber Abdel Wahab Al-Anani

Dr. Ahmed Fouad Al-Shayeb

M. Ibrahim Aliwa Hamam

Mme Samiha El-Sayed Ali

Comité de révision

M. Saber Hakim Fanous

M. Salah Gendy Bashta

M. Essam Roshdy Fam

M. Osama Fahmy Fouad

Mme Sahar Ali Mashhour

M. Abdullah Abdel Wahid

Dr. Sahar Ibrahim Mohsen

M. Samah Mansour

M. Eslam Rashdi

Participation à la révision et au développement



Équipe de contenu éducatif, GPS Publishing and Distribution

Conseiller de la matière scientifique

Dr. Aziza Ragab Khalifa

Supervision générale

Dr. Akram Hassan Mohamed

Sous-ministre de l'Éducation et de l'Enseignement technique

Directeur du Centre de développement des programmes scolaires

Il est interdit de faire circuler ce livre en dehors du ministère de l'Éducation et de l'Enseignement technique

Introduction

Dans le cadre du développement de l'éducation pour suivre les changements mondiaux et locaux, et pour compléter les efforts déployés par le ministère de l'Éducation pour améliorer le niveau du contenu des programmes scolaires et les relier à la société et à l'environnement, Son Excellence le ministre de l'Éducation a chargé de réévaluer et de réviser le contenu scientifique de la matière de chimie pour la deuxième année secondaire.

Le comité chargé de cette tâche a procédé aux modifications et ajouts nécessaires qui ont abouti à :

(1) Éliminer les répétitions et les remplissages injustifiés, exclure les parties déjà étudiées par l'élève et reformuler certaines parties du livre de manière logique, séquentielle et organisée.

(2) Ajouter certains concepts et applications conformes aux tendances scientifiques modernes.

(3) Relier les sujets d'étude à la vie quotidienne, à leurs impacts environnementaux et à leurs applications industrielles.

(4) Mettre l'accent sur les traitements mathématiques pour comprendre certains sujets afin de renforcer les aspects intellectuels.

(5) Préparer certaines illustrations et les utiliser pour servir les concepts scientifiques.

(6) Définir les objectifs souhaités de l'étude de chaque chapitre du livre, placés en introduction, pour donner un indicateur à l'élève et à l'enseignant sur ce qui a été réalisé.

(7) Diversifier l'évaluation pour inclure la mesure des différents niveaux d'apprentissage.

Le livre, dans sa forme actuelle, contient trois chapitres qui s'intègrent et se complètent, reflétant une harmonie avec le contenu des livres de chimie dans les programmes scolaires mondiaux, et comprenant des applications industrielles et environnementales utiles. Il comprend une attention claire au développement des capacités de compréhension, d'analyse et d'innovation, et est conforme aux normes nationales établies par le ministère pour développer le programme de chimie.

Nous espérons que ce livre, dans sa nouvelle forme, sera une source utile de connaissances dans le domaine de la chimie, qu'il atteindra son objectif et qu'il sera un excellent soutien pour nos étudiants, auxquels nous souhaitons le succès et la réussite.

Le comité de développement

Sommaire du livre

Deuxième semestre

Chapitre 1

Liaisons et formes spatiales des molécules 4



Chapitre 2

Éléments représentatifs dans certains
groupes du tableau périodique 30



Chapitre 3

Chimie nucléaire 60



Chapitre 1

Liaisons et formes spatiales des molécules



Objectifs

À la fin de l'étude du chapitre sur les liaisons et les formes spatiales des molécules, l'élève devrait être capable de :

- 1- Expliquer pourquoi la plupart des atomes forment des liaisons chimiques.
- 2- Décrire les liaisons ioniques et covalentes.
- 3- Déterminer le type de liaison en fonction de la différence d'électronégativité.
- 4- Reconnaître les applications scientifiques, technologiques et sociétales.
- 5- Expliquer la théorie électronique de la valence (théorie de l'octet).
- 6- Identifier les limites de la théorie de l'octet.
- 7- Interpréter la formation de la liaison covalente dans les molécules d'hydrogène et de fluorure d'hydrogène sur la base de la théorie de la liaison de valence.
- 8- Comprendre le concept d'hybridation et comment elle se produit.
- 9- Expliquer le processus de liaison des atomes d'hydrogène à l'atome de carbone pour former la molécule de méthane.
- 10- Comparer la liaison sigma et la liaison pi.
- 11- Déterminer le type d'hybridation dans le méthane, l'éthylène et l'acétylène.
- 12- Déterminer les formes des molécules à la lumière de la théorie de la répulsion des paires d'électrons de valence.
- 13- Identifier l'atome donneur et l'atome accepteur lors de la formation d'une liaison coordinative.
- 14- Définir la liaison hydrogène.
- 15- Expliquer pourquoi l'eau a un point d'ébullition élevé.
- 16- Dédire les propriétés des métaux (dureté, point de fusion élevé) en fonction du nombre d'électrons de valence libres dans l'atome.

La liaison chimique

*Vous avez déjà étudié la structure détaillée de l'atome et vous savez que les atomes les plus stables des éléments sont ceux des gaz nobles tels que l'hélium, le néon, l'argon, etc., en raison de la stabilité de leur configuration électronique, **comme indiqué dans le tableau (1)**.

Tableau (1)

gaz noble	Configuration électronique
${}^2\text{He}$	$1s^2$
${}^{10}\text{Ne}$	$[\text{He}] , 2s^2 , 2p^6$
${}^{18}\text{Ar}$	$[\text{Ne}] , 3s^2 , 3p^6$
${}^{36}\text{Kr}$	$[\text{Ar}] , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6$
${}^{54}\text{Xe}$	$[\text{Kr}] , 5s^2 , 4d^{10} , 5p^6$
${}^{86}\text{Rn}$	$[\text{Xe}] , 6s^2 , 4f^{14} , 5d^{10} , 6p^6$

À la lumière de ce qui précède, il est clair que pour que les autres éléments soient stables, il est nécessaire que leur niveau d'énergie externe soit complété par des électrons, soit par perte, soit par gain, soit par partage d'électrons lors des réactions chimiques, de sorte que leur configuration électronique devienne similaire à celle du gaz noble le plus proche en numéro atomique.

Représentation de Lewis (points électroniques) des électrons de valence

Les électrons de valence jouent un rôle important dans la nature des liaisons formées par les atomes. Le scientifique Lewis a proposé une méthode simplifiée utilisant des points pour représenter les électrons de valence, **comme indiqué dans le tableau (2)**.

Tableau (2)

Groupe	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	0
La troisième période	${}^{11}\text{Na}$	${}^{12}\text{Mg}$	${}^{13}\text{Al}$	${}^{14}\text{Si}$	${}^{15}\text{P}$	${}^{16}\text{S}$	${}^{17}\text{Cl}$	${}^{18}\text{Ar}$
Configuration électronique	$[\text{Ne}], 3s^1$	$[\text{Ne}], 3s^2$	$[\text{Ne}], 3s^2, 3p^1$	$[\text{Ne}], 3s^2, 3p^2$	$[\text{Ne}], 3s^2, 3p^3$	$[\text{Ne}], 3s^2, 3p^4$	$[\text{Ne}], 3s^2, 3p^5$	$[\text{Ne}], 3s^2, 3p^6$
Modèle de points de Lewis	Na	$\cdot\text{Mg}\cdot$	$\cdot\text{Al}\cdot$	$\cdot\text{Si}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{P}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{S}}\cdot$	$:\ddot{\text{Cl}}\cdot$	$:\ddot{\text{Ar}}:$

Lewis a appelé la paire d'électrons présente dans l'une des orbitales du niveau externe, qui n'a pas participé à la formation de liaisons, **"paire libre"**, et la paire d'électrons responsable de la formation de la liaison, **"paire de liaison"**.
Et à la lumière de nos connaissances sur la structure de l'atome, nous À la

lumière de nos connaissances sur la structure de l'atome, nous allons étudier **deux types de liaisons** :

Premièrement : Les liaisons chimiques

Deuxièmement: Les liaisons physiques

Premièrement

Liaisons chimiques

Le type et la force de la liaison chimique dépendent de la configuration électronique des atomes qui la forment. Nous allons étudier **trois types de liaisons chimiques** sont :

- ① Les liaisons ioniques.
- ② Les liaisons covalentes.
- ③ Les liaisons coordinatives

① Les liaisons ioniques

• **La liaison ionique** est une attraction électrostatique entre un ion positif (cation) et un ion négatif (anion), comme illustré par la liaison ionique dans la molécule de **chlorure de sodium** (figures 2,1).

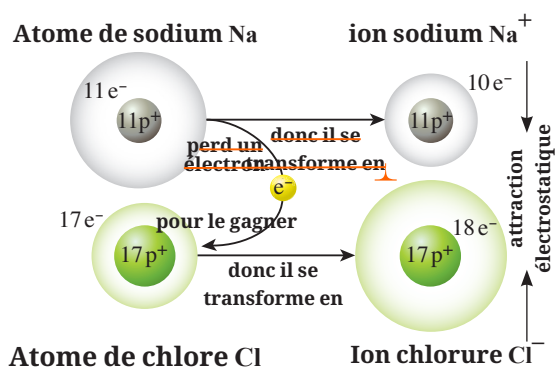


Figure (1)

Liaison ionique dans le chlorure de sodium molécule

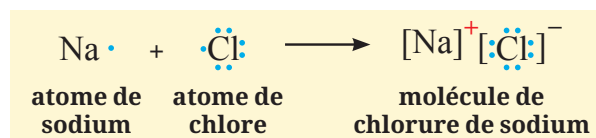


Figure (2) Liaison ionique par la méthode des points de Lewis

• La différence d'électronégativité entre les éléments liés joue un rôle essentiel dans la détermination du caractère ionique de leurs composés. Lorsqu'un composé a un caractère ionique **supérieur à 50%**, il est décrit comme un **composé ionique**. Il a été démontré expérimentalement que plus la différence d'électronégativité entre les deux éléments liés est grande (supérieure à 1,7), plus le caractère ionique du composé résultant augmente (figure 3).

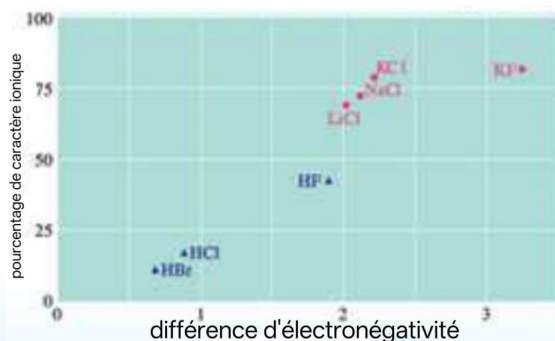


Figure (3)

Ainsi, le caractère ionique du composé KCl est plus prononcé que celui de LiCl, car la différence d'électronégativité entre le potassium et le chlore (2,2) est plus grande que celle entre le lithium et le chlore (2). Les liaisons ioniques sont fortes lorsque l'un des métaux des groupes 1 ou 2 se lie à l'un des non-métaux des groupes 6 ou 7.

Propriétés des composés ioniques

La différence d'électronégativité des éléments formant la liaison ionique influence les propriétés ioniques de leurs composés. De plus, l'arrangement des ions dans le réseau cristallin des composés ioniques (figure 4) affecte les propriétés suivantes :

- ① Solides : La plupart sont solubles dans les solvants polaires tels que l'eau, formant des solutions aqueuses, mais ils sont insolubles dans les solvants organiques (apolaires) tels que l'essence
- ② Conducteurs de l'électricité : Lorsqu'ils sont à l'état fondu ou en solution aqueuse, ils conduisent l'électricité en raison de la mobilité des ions libres ou hydratés. En revanche, ils ne conduisent pas l'électricité à l'état solide en raison de la difficulté de mouvement des ions dans le réseau cristallin, due aux fortes forces d'attraction entre les ions de charges opposées.
- ③ Points de fusion et d'ébullition élevés : En raison des forces d'attraction importantes entre les cations et les anions dans le réseau cristallin.
- ④ Réactions rapides : La plupart de leurs réactions se produisent de manière instantanée.

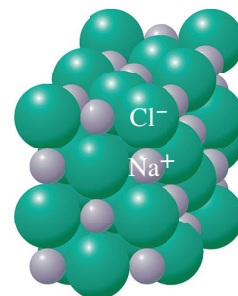


Figure (4) le réseau cristallin dans le chlorure de sodium

Sciences, Technologie et Société (STS)

Relation entre les ions et la santé cardiaque :

Les mouvements des ions sodium (Na^+), potassium (K^+) et calcium (Ca^{2+}) à travers les membranes du cœur génèrent des courants **ioniques** qui sont convertis en courants **électroniques** mesurables par un **électrocardiogramme** (ECG) (figure 5). Un déséquilibre de la concentration de ces ions dans les cellules du corps peut altérer les signaux électriques produits par le muscle cardiaque. Les résultats de cet examen aident à diagnostiquer les infarctus du myocarde et les troubles du rythme cardiaque.

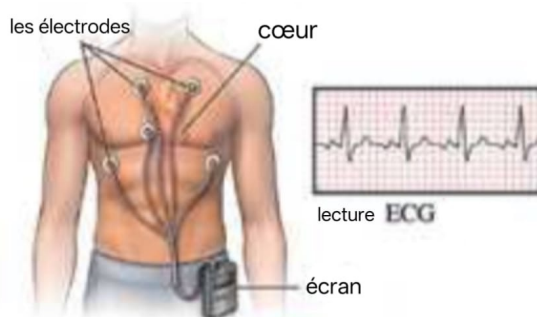


Figure (5) appareil électrocardiographie ECG

2 La liaison covalente

La liaison covalente se forme entre deux atomes identiques ou différents dont la différence d'électronégativité est généralement **inférieure à 1,7**. Elle résulte du **partage d'électrons** entre les atomes liés. La différence d'électronégativité entre les deux atomes liés par une liaison covalente confère un certain **caractère ionique** au composé covalent. **La liaison covalente est classée en :**

- (A) **Liaison covalente pure.**
- (B) **Liaison covalente non polaire.**
- (C) **Liaison covalente polaire.**

(A) Liaison covalente pure :

La liaison covalente **pure** se forme entre deux atomes ayant la même électronégativité, elle se forme donc généralement entre deux atomes identiques d'un même élément non métallique, **comme illustré par les exemples de la figure (6).**

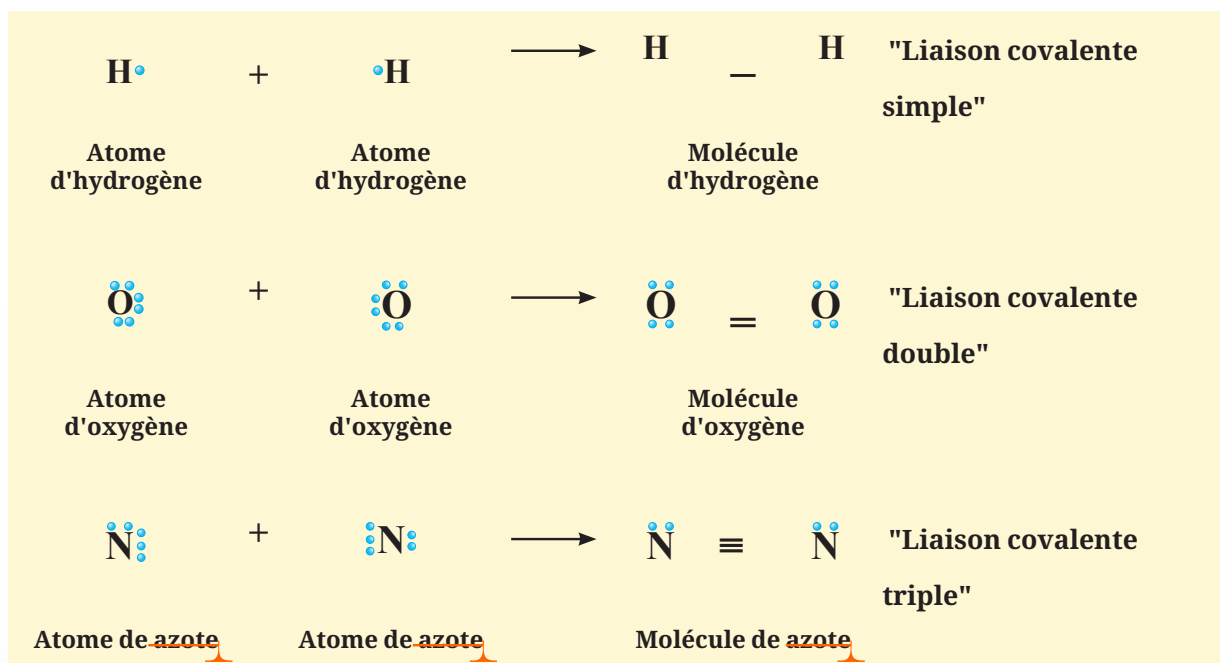
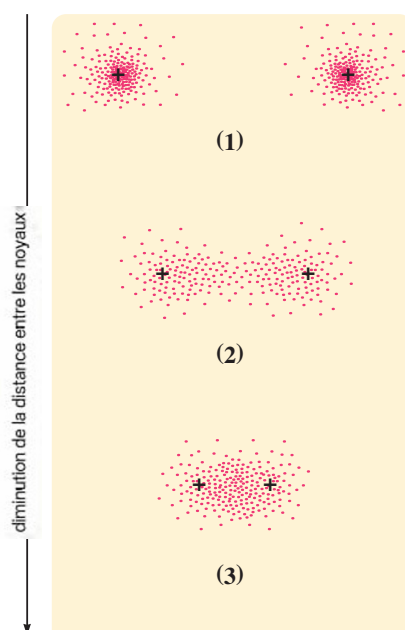


Figure (6) Formation de la liaison covalente pure

Explication de la formation de la liaison dans la molécule d'hydrogène :

- ① Une attraction se produit entre les électrons et les protons des deux atomes, entraînant leur rapprochement.
- ② La variation de la distance entre les atomes due à leur attraction modifie la distribution de la densité électronique entre eux, et la densité électronique augmente lorsque la distance entre eux diminue.
- ③ La densité électronique devient maximale lorsque les deux atomes sont à une certaine distance l'un de l'autre, à laquelle l'énergie potentielle de la molécule est minimale. L'énergie de la molécule H_2 est inférieure à la somme des énergies des deux atomes H non liés (figure 7).



(Figure 7)
Formation de la liaison
dans la molécule H_2

B Liaison covalente non polaire :

La liaison covalente **non polaire** se forme entre deux atomes différents d'éléments non métalliques dont la différence d'électronégativité **ne dépasse pas 0,4**, comme illustré par les exemples de la figure (8).

Si	—	P		C	—	H
1.8		2.1	électronégativité	2.5		2.1
		0.3	différence d'électronégativité			0.4

Figure (8)

Les hydrocarbures, composés contenant uniquement du carbone et de l'hydrogène, comme le méthane CH_4 (figure 9), sont décrits comme des composés **non polaires**.

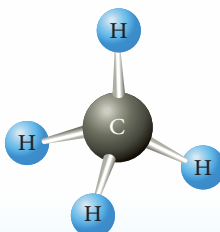


Figure (9) Molécule de méthane non polaire

C Liaison covalente polaire :

La liaison covalente **polaire** se forme entre deux atomes différents d'éléments, qui peuvent être tous deux des non-métaux ou l'un un métal et l'autre un non-métal, et dont la différence d'électronégativité est **supérieure à 0,4 et inférieure à 1,7**. Exemple : la liaison dans la molécule de chlorure d'hydrogène (HCl) entre un atome de chlore et un atome d'hydrogène (figure 10).



Figure (10) Formation de la liaison covalente polaire dans la molécule de chlorure d'hydrogène

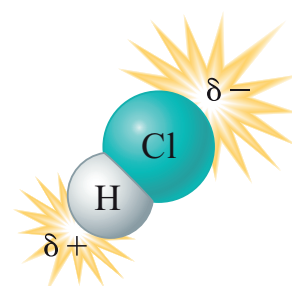


Figure (11) molécule HCl polaire

Étant donné que l'électronégativité du chlore (3) est supérieure à celle de l'hydrogène (2,1), les électrons de la liaison sont déplacés vers le chlore, c'est-à-dire qu'ils passent plus de temps autour de l'atome de chlore. Cela crée une charge partielle négative ($-\delta$) sur l'atome de chlore et une charge partielle positive ($+\delta$) sur l'atome d'hydrogène (figure 11). Par conséquent, les molécules polaires s'attirent avec les champs électriques, et **la polarité** des molécules augmente avec l'augmentation de la différence d'électronégativité entre leurs éléments.

La liaison covalente polaire est présente dans de nombreuses molécules, telles que:

les halogénures d'hydrogène HX, l'eau H_2O , l'ammoniac NH_3 , le chlorure d'aluminium AlCl_3 et le tétrachlorure de titane TiCl_4 . Certaines molécules sont **non polaires** malgré la présence de liaisons polaires, car leur forme spatiale entraîne l'annulation de l'effet polaire de ces liaisons (c'est-à-dire que le moment dipolaire résultant est nul). Cela est évident dans la forme linéaire de la molécule de dioxyde de carbone CO_2 et la forme triangulaire plane de la molécule de BF_3 3 molécule--

Propriétés des composés covalents :

- ① La plupart d'entre eux sont solubles dans les solvants organiques, tels que le benzène et le tétrachlorure de carbone, et la plupart d'entre eux sont insolubles dans les solvants polaires.
- ② Ce sont des solides, des liquides ou des gaz qui ne conduisent pas l'électricité, car ils sont sous forme non ionisée, sauf que certaines de leurs solutions aqueuses conduisent l'électricité, comme : $\text{HCl}_{(\text{aq})}$
- ③ Leurs points de fusion et d'ébullition sont généralement bas, en raison de la faiblesse des forces d'attraction entre leurs molécules.
- ④ La plupart de leurs réactions chimiques sont relativement lentes.

La science, la technologie et la société (STS)

Les médicaments covalents :

- C'est un type de médicament conçu pour se lier de manière **covalente** et permanente à l'ADN ou à la protéine du virus responsable de la maladie, inhibant ainsi son action (Figure 12).

- **Le spectromètre de masse** est un outil important utilisé dans le développement de médicaments covalents utilisés pour traiter les maladies virales telles que COVID-19, car il estime la masse moléculaire du médicament covalent avant et après sa liaison avec la protéine virale pour identifier la partie active du médicament et l'atome auquel il se lie dans la protéine virale.

- Il est également utilisé pour vérifier la probabilité que le médicament se lie de manière covalente à d'autres protéines non ciblées dans le corps, ce qui réduit les risques potentiels lors de l'utilisation du médicament, ainsi que pour concevoir des médicaments sûrs pour la santé.

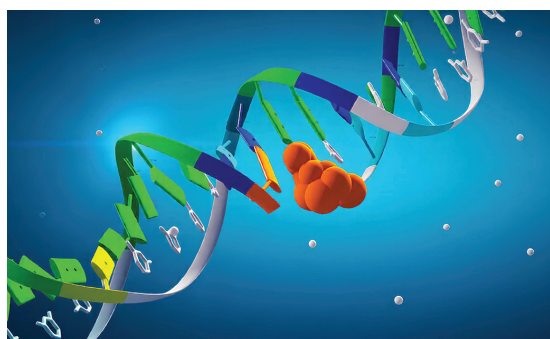


Figure (12)

La liaison covalente entre l'ADN viral et le médicament covalent

Théories d'interprétation de la liaison covalente

- Il existe plus d'une théorie qui a été développée pour interpréter la liaison covalente en fonction de l'évolution de notre compréhension des propriétés de l'électron. Nous présenterons brièvement certaines des théories qui ont été développées pour interpréter la liaison covalente.

1 La théorie électronique de la valence (Théorie de l'octet)

• **La théorie de l'octet** est également connue sous le nom de théorie électronique de la valence, ou théorie de **Kossel-Lewis**. Elle stipule que tous les atomes des éléments - à l'exception de l'hydrogène, du lithium et du béryllium - ont tendance à atteindre la configuration électronique stable de l'octet dans leur niveau d'énergie externe (Figures 13-15).



Figure (13)

Molécule de chlore Cl_2

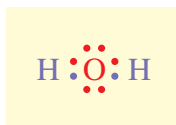


Figure (14)

Molécule d'eau H_2O

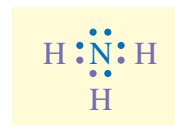


Figure (15)

Molécule d'ammoniac NH_3

Inconvénients de la théorie électronique de la valence :

- ① Elle ne s'applique pas à de nombreuses molécules pour les interpréter sur la base de la règle de l'octet, telles que :
 - La molécule de trifluorure de bore BF_3 dans laquelle l'atome de bore est entouré de seulement six électrons (Figure 16).
 - La molécule de pentachlorure de phosphore PCl_5 dans laquelle l'atome de phosphore est entouré de dix électrons (Figure 17).
 - La molécule de hexafluorure de soufre SF_6 dans laquelle l'atome de soufre est entouré de douze électrons (Figure 18).

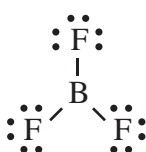


Figure (16) Molécule de trifluorure de bore

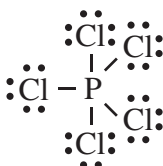


Figure (17) Molécule de pentachlorure de phosphore

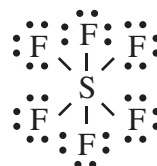


Figure (18) Molécule d'hexafluorure de soufre

- ② Elle ne s'applique pas aux molécules dont la somme des électrons de valence des atomes est **impair**, comme :

Dioxyde de chlore	Monoxyde d'azote
ClO_2	NO
$7 + (6 \times 2) = 19$	$5 + 6 = 11$

- ③ Considérer que la liaison covalente est simplement une paire d'électrons partagés n'est plus suffisant pour expliquer de nombreuses propriétés des molécules, telles que la forme spatiale de la molécule et les angles entre les liaisons.

Règles pour dessiner les structures de Lewis des molécules et des ions à atome central

unique :

Les étapes suivantes sont prises en compte :

- 1- Déterminer les électrons de valence de chaque élément dans la molécule ou le groupe atomique, puis calculer leur somme (A), en notant que dans le cas des groupes atomiques **négatifs**, on **ajoute** à la somme un nombre représentant la charge, et dans le cas des groupes atomiques **positifs**, on **soustrait** de la somme un nombre représentant la charge.
- 2- Calculer la somme des nombres d'électrons nécessaires pour saturer la couche de valence de chaque atome (2 pour l'hydrogène, 8 pour les autres éléments) (B).
- 3- Calculer le nombre d'électrons partagés dans la formation des liaisons (C) à partir de la relation : $C = B - A$
- 4- Calculer le nombre de liaisons (D) à partir de la relation : $D = \frac{C}{2}$
- 5- Calculer le nombre de paires d'électrons non liants (libres) (E) à partir de la relation : $E = \frac{A - C}{2}$
- 6- Dessiner l'atome central qui forme le plus grand nombre de liaisons covalentes avec les atomes périphériques, puis les relier par le nombre (D) de liaisons covalentes.
- 7- Distribuer les paires d'électrons libres (E) sur les différents atomes, de sorte que chacun soit entouré de huit électrons (sauf l'hydrogène qui est entouré de deux électrons), en tenant compte de l'ajout de la charge et de son type sur **les groupes atomiques**.

Exemple (1)

$$N = 7$$

$$F = 9$$

Dessiner la structure de Lewis de la molécule de trifluorure d'azote NF_3

Solution

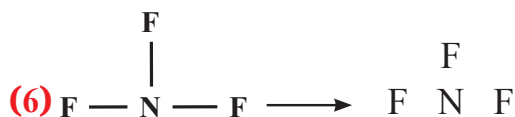
(1) $A = 5 + (7 \times 3) = 26e$

(2) $B = (1 \times 8) + (3 \times 8) = 32e$

(3) $C = 32 - 26 = 6e$

(4) $D = 6/2 = 3$

(5) $E = 26 - 6/2 = 10 \text{ e}$



Exemple (2)

Dessine la structure de Lewis de l'ion de nitrite NO_2^-

N = 7

O = 8

(1) $A = 5 + (6 \times 2) + 1 = 18 \text{ e}$

(2) $B = 8 + (8 \times 2) = 24 \text{ e}$

(3) $C = 24 - 18 = 6 \text{ e}$

(4) $D = -6 / 2 = 3$

(5) $E = 18 - 6/2 = 6 \text{ e}$



2 Théorie de la liaison de valence.

- La théorie de la liaison de valence stipule qu'une liaison covalente se forme lorsque deux orbitales atomiques, contenant chacune un électron célibataire, se chevauchent, que ces orbitales atomiques soient pures, hybridées ou les deux



Application (1): Formation de la liaison dans la molécule de chlore Cl_2

La molécule de chlore se forme à la suite du chevauchement des orbitales $3p$ de deux atomes de chlore, contenant chacune un électron célibataire (figure 19). Il se forme une zone de chevauchement entre les noyaux des deux atomes de chlore, où la densité électronique augmente et la paire d'électrons est soumise à l'attraction des deux noyaux atomiques simultanément, et la densité électronique se répartit de manière symétrique le long de l'axe reliant les deux noyaux.

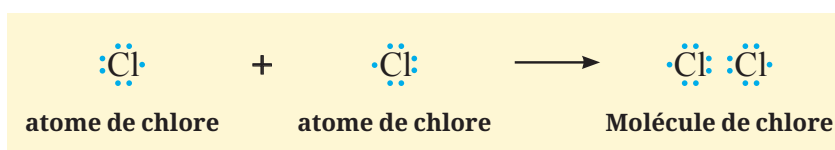


Figure (19) Formation de la molécule de chlore selon la théorie de la liaison de valence



Application (2): Formation de la liaison dans la molécule de fluorure d'hydrogène HF

La molécule de fluorure d'hydrogène se forme à la suite du chevauchement d'une des orbitales $2p$ de l'atome de fluor, contenant un électron célibataire, avec l'orbital $1s$ de l'atome d'hydrogène contenant un électron célibataire (figure 20).

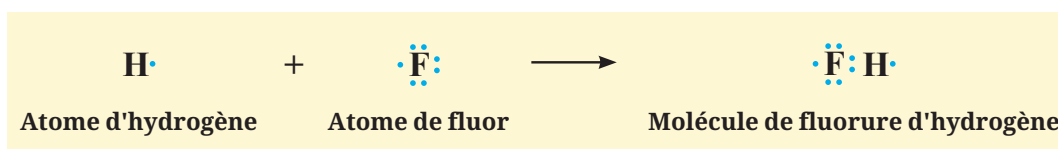


Figure (20) 20Formation de molécule de fluorure d'hydrogène selon la théorie de la liaison de valence

Les orbitales hybrides

La théorie de la liaison de valence sous sa forme simple (simple chevauchement d'orbitales) s'est avérée insuffisante pour expliquer la liaison covalente dans de nombreuses molécules telles que : la molécule de méthane CH_4 , la molécule d'éthène C_2H_4 , la molécule d'éthyne C_2H_2 et la molécule d'eau H_2O . Cependant, elle a expliqué la formation des liaisons dans ces molécules et d'autres par l'hybridation (mélange) des orbitales atomiques avant leur combinaison (concept des orbitales hybrides).

L'hybridation

L'hybridation est le mélange d'au moins deux orbitales atomiques différentes d'un même atome, résultant en la formation de nouvelles orbitales appelées **orbitales hybrides**. **On note que** l'hybridation se produit dans l'atome central de la molécule entre des orbitales atomiques proches en énergie, telles que : (2s) avec (2p) ou (3s) avec (3p), pour produire un nombre d'orbitales hybrides égal au nombre d'orbitales pures ayant participé à l'hybridation, et les orbitales hybrides ont une énergie égale. La forme des orbitales hybrides diffère de celle des orbitales pures qui les ont formées, elles sont plus saillantes vers l'extérieur, ce qui leur confère une capacité de recouvrement plus forte que celle des orbitales pures.

les Types d'hybridation

Il existe plusieurs types d'hybridation atomique, et nous nous limiterons à étudier les types qui se produisent entre une orbitale du sous-niveau (ns) et une ou plusieurs orbitales du sous-niveau (np). L'hybridation peut se produire entre des orbitales contenant des électrons célibataires, comme dans l'atome de carbone du méthane, ou entre des orbitales contenant une paire d'électrons et des orbitales contenant des électrons célibataires, comme dans l'atome d'azote de l'ammoniac. Cela sera clarifié dans les applications de l'hybridation de type sp^3 . Le type d'hybridation qui se produit dans la molécule est déterminé à partir de la structure de Lewis et du nombre de régions de densité électronique autour de l'atome central, qui représente la somme des paires d'électrons de liaison et des électrons libres.

1 Hybridation sp^3

Elle se produit par l'hybridation d'une orbitale (ns) et de trois orbitales (np) dans le même atome, pour former quatre orbitales hybrides de type (sp^3).



Application (1): Hybridation dans l'atome de carbone de la molécule de méthane CH_4

Dans la molécule de méthane CH_4 , il existe quatre liaisons identiques en longueur et en énergie. Cela se produit par excitation d'un électron du sous-niveau 2s vers le sous-niveau 2p dans l'atome de carbone, suivie d'une hybridation entre l'orbitale 2s contenant un électron célibataire et les trois orbitales 2p contenant des électrons célibataires, pour former quatre orbitales hybrides de type sp^3 (figure 21 a). Chacune de ces orbitales se lie à un atome d'hydrogène par une paire d'électrons de liaison, c'est-à-dire qu'il y a quatre régions de densité électronique autour de l'atome de carbone. Par conséquent, l'hybridation qui se produit dans l'atome de carbone de la molécule de méthane est de type sp^3 (figure 21 b).

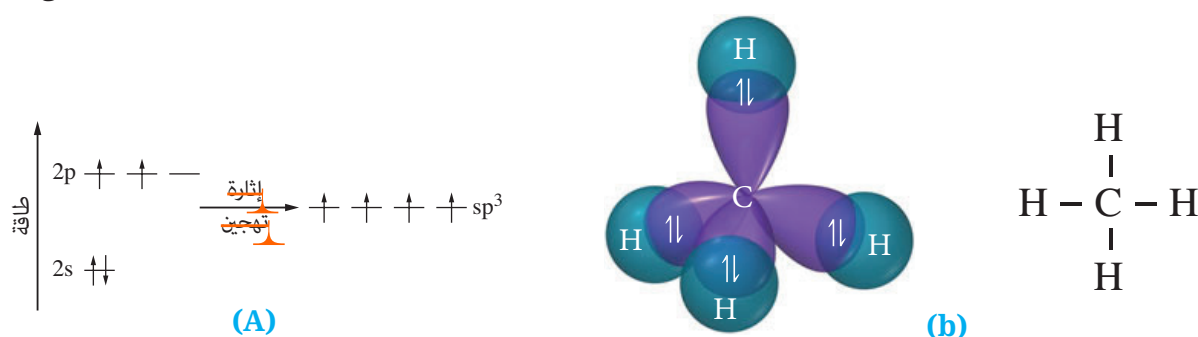


Figure (21) hybridation dans un atome de carbone d'une molécule de méthane de type sp^3



Application (2): Hybridation dans l'atome d'azote de la molécule d'ammoniac NH_3

Dans la molécule d'ammoniac NH_3 , il existe trois liaisons identiques. Cela se produit par hybridation entre l'orbitale 2s contenant une paire d'électrons et les trois orbitales 2p contenant chacune un électron célibataire, pour former quatre orbitales hybrides de type sp^3 (figure 22 a). Trois de ces orbitales se lient chacune à un atome d'hydrogène par une paire d'électrons de liaison, tandis qu'une paire d'électrons libres reste sur l'atome d'azote, c'est-à-dire qu'il y a **quatre** régions de densité électronique autour de l'atome d'azote. Par conséquent, l'hybridation qui se produit dans l'atome d'azote de la molécule d'ammoniac est de type **sp^3** (figure 22 b).

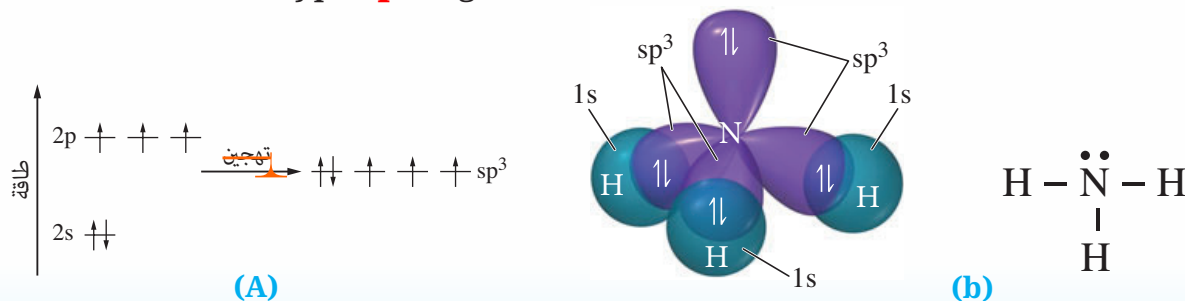


Figure (22) hybridation dans un atome d'azote d'une molécule d'ammoniac de type sp^3

Les liaisons sigma et les liaisons pi

• La liaison sigma (σ):

La liaison formée par le recouvrement **axial** de deux orbitales est appelée **liaison sigma (σ)** (figure 23).

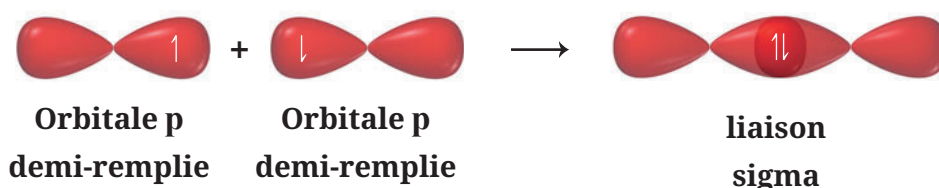


Figure (23) La liaison sigma provient du chevauchement frontal de deux orbitales

Le recouvrement peut se produire entre deux orbitales pures, ou entre une orbitale pure et une orbitale hybride, comme dans les molécules CH_4 et NH_3 , ou entre deux orbitales hybrides, comme on le verra dans l'hybridation de type sp ou sp^2 . Toutes les liaisons covalentes **simples** sont de type **sigma**, qui est une liaison forte et difficile à rompre.

• La liaison pi (π):

La liaison formée par le recouvrement **latéral** de deux orbitales pures est appelée **liaison pi (π)** (figure 24).

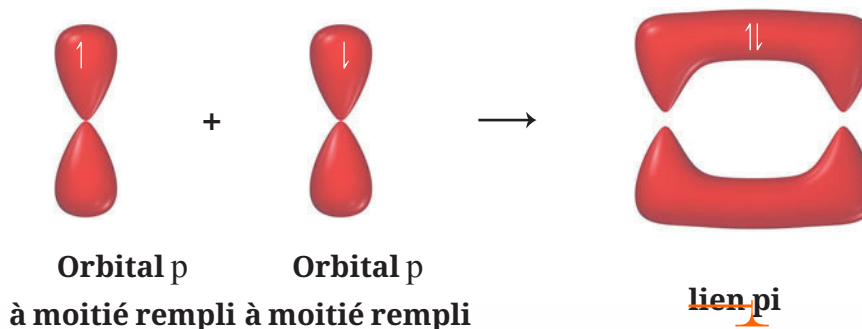


Figure (24) Le lien pi provient du chevauchement latéral de deux orbitales, et le lien pi est faible et facile à rompre

2 Hybridation sp^2

Elle se produit par hybridation d'une orbitale (ns) avec une orbitale (np) et une autre orbitale (np), pour former trois orbitales hybrides de type (sp^2).



Application: Hybridation dans l'atome de carbone de la molécule d'éthène C_2H_4

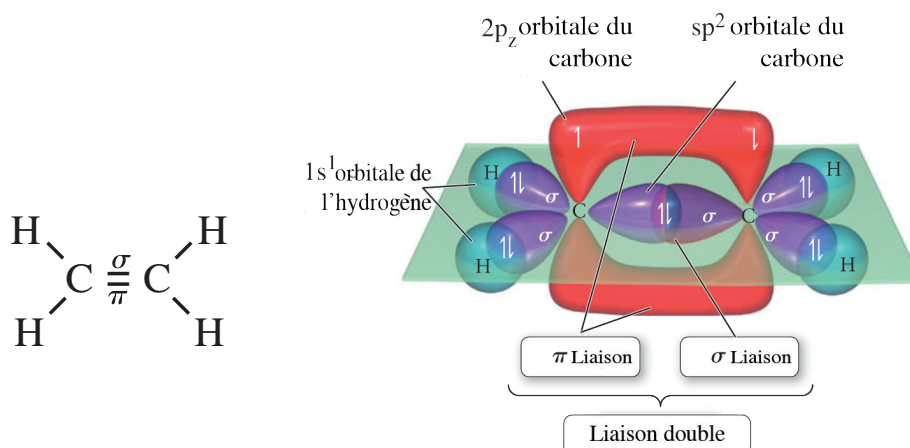


Figure (25) hybridation dans l'atome de carbone de la molécule d'éthène est de type sp^2

On observe dans la figure (25) que chaque atome de carbone de la molécule d'éthène est entouré de **trois** régions de densité électronique, donc l'hybridation qui se produit est de type sp^2 . Il existe une **liaison double** entre les deux atomes de carbone de la molécule d'éthène, composée d'une liaison sigma forte et d'une liaison pi faible.

3 Hybridation sp

Elle se produit par hybridation d'une orbitale (ns) avec une orbitale (np), pour former **deux orbitales** hybrides de type sp .



Application : l'Hybridation dans l'atome de carbone de la molécule C_2H_2

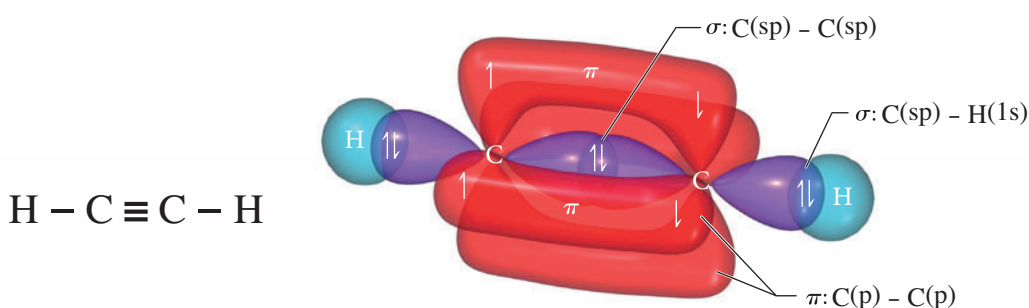


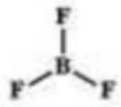
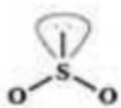
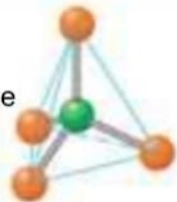
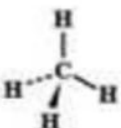
Figure (26) L'hybridation dans l'atome de carbone de la molécule d'éthène est de type sp

On observe dans la figure (26) que chaque atome de carbone de la molécule d'éthyne est entouré de **deux régions** de densité électronique, donc l'hybridation qui se produit est de type sp . Il existe une **liaison triple** entre les deux atomes de carbone de la molécule d'éthyne, composée d'une liaison sigma et de deux liaisons pi.

Théorie de la répulsion des paires d'électrons de valence VSEPR

Le tableau 3 montre les formes de certaines molécules selon la théorie de répulsion des paires d'électrons de valence

Tableau (3)

paires d'électrons			arrangement des paires d'électrons	forme spatiale de la molécule	régions de densité électronique	exemples de molécules
résultante	liante	libre				
2	2	0	linéaire	linéaire AX_2 	2	BeF_2 $F-Be-F$
3	3	0	triangle plan	triangle plan AX_3 	3	BF_3 
	2	1		AX_2E  paires d'électrons libres		SO_2 
4	4	0	tétraédrique	tétraédrique AX_4 	4	CH_4 
	3	1		pyramide trigonale AX_3E 		NH_3 
	2	2		coudée AX_2E_2 		H_2O 

A : représente l'atome central ●

X : représente les atomes liés à l'atome central ●

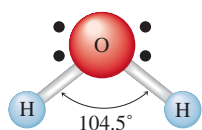
E : représente les paires d'électrons libres.

Les paires d'électrons libres influencent les angles de liaison dans la molécule, car une paire libre est liée d'un côté au noyau de l'atome central et est délocalisée spatialement de l'autre côté. En revanche, une paire de liaison est liée des deux côtés aux noyaux des deux atomes liés.

L'augmentation du nombre de paires d'électrons libres sur l'atome central d'une molécule entraîne une augmentation des forces de répulsion entre elles, ce qui se traduit par une diminution des angles entre les liaisons covalentes (figures 27-29).

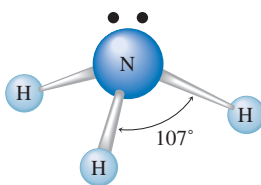
En général, la répulsion est plus forte entre (paire libre - paire libre) > (paire libre - paire de liaison) > (paire de liaison - paire de liaison).

Comment pouvez-vous expliquer la variation des angles de liaison dans l'eau, l'ammoniac et le méthane à la lumière de ce qui précède ?



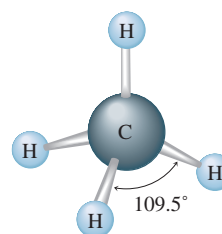
molécule H_2O

Figure (27)



molécule NH_3

Figure (28)



molécule CH_4

Figure (29)

Les paires d'électrons libres déterminent les valeurs des angles de liaison dans les molécules covalentes

3 La liaison de coordination

La liaison de coordination est un type particulier de liaison covalente, et la paire d'électrons qui la constitue ne diffère de celle de la liaison covalente que par son origine. Alors que la paire d'électrons de la liaison covalente est formée par la contribution d'un électron de chacune des deux atomes liés, la paire d'électrons de la liaison de coordination est une paire d'électrons libre occupant une orbitale d'un des atomes, appelé **atome donneur**. Cette paire d'électrons est donnée à un autre atome ayant une orbitale vide, appelé **atome accepteur**, pour atteindre une configuration électronique stable.



Application (1): Ion hydronium (H_3O^+)

L'ion hydronium (H_3O^+) positif (proton) se lie à une molécule d'eau neutre par une liaison de coordination, représentée par une flèche pour la distinguer des liaisons covalentes de la molécule (figure 30).

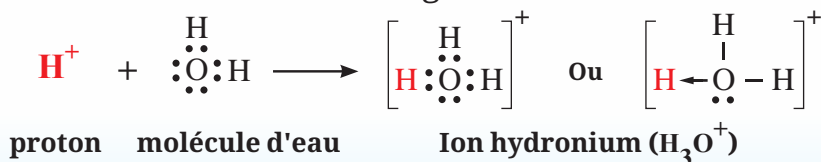


Figure (30) La liaison de coordination dans l'ion hydronium



Application (2): Ion ammonium (NH_4^+)

L'ion ammonium (NH_4^+) se forme lors de la dissolution de l'ammoniac gazeux dans l'eau, où un proton de l'eau se lie à une molécule d'ammoniac neutre par une liaison de coordination (figure 31).

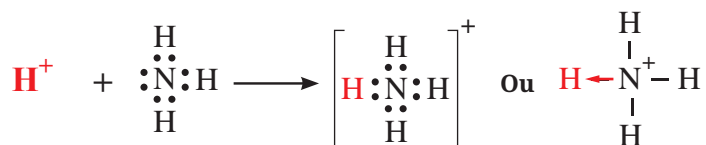


Figure (31) La liaison de coordination dans l'ion d'amonium



Application (3): Chlorure d'aluminium liquide $\text{Al}_2\text{Cl}_6(\text{l})$

La molécule de chlorure d'aluminium liquide (Al_2Cl_6) est formée par la liaison de deux molécules de chlorure d'aluminium (AlCl_3) par deux liaisons de coordination (figure 32).

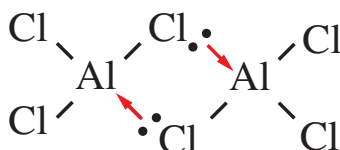


Figure (32) La liaison de coordination dans le chlorure d'ammonium liquide

Deuxièmement la liaison physique

La liaison hydrogène influence les propriétés physiques de certains composés, et la liaison métallique influence les propriétés physiques des métaux. Par conséquent, les deux sont considérés comme des liaisons physiques.

1 liaison hydrogène

L'eau bout à 100°C , ce qui est une température très élevée pour une masse molaire de seulement 18 g/mol . En comparaison, le sulfure d'hydrogène (H_2S), de masse molaire 34 g/mol , bout à -61°C (figure 33). On aurait donc attendu une température d'ébullition plus basse pour l'eau.

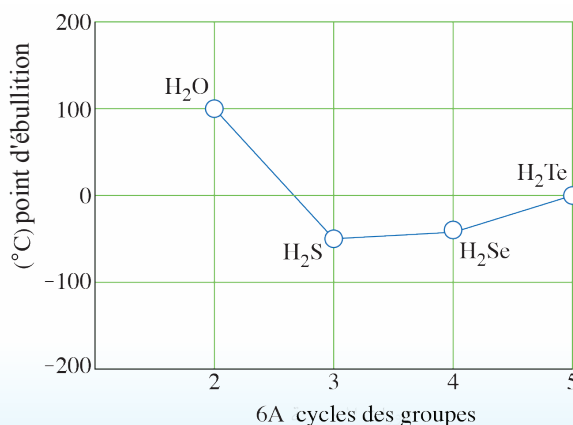


Figure (33)

Cette anomalie de la température d'ébullition de l'eau est due au fait que l'atome d'oxygène a une électronégativité élevée (3,5) par rapport à celle de l'hydrogène (2,1). En raison de cette différence d'électronégativité, la molécule d'eau est polaire : l'atome d'oxygène porte une charge partielle négative, tandis que les atomes d'hydrogène portent des charges partielles positives.

Les molécules s'attirent mutuellement par des liaisons hydrogène (ou ponts hydrogène). L'atome d'hydrogène agit comme un pont entre deux atomes d'oxygène très électronégatifs, rapprochant ainsi les molécules les unes des autres. On peut considérer l'atome d'hydrogène comme une liaison reliant les molécules entre elles (figure 34).

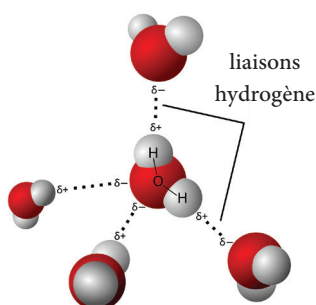


Figure (34)

Les liaisons hydrogène entre les molécules d'eau

La liaison hydrogène se forme entre un atome d'hydrogène lié par une liaison polaire (N-H, O-H, F-H) et une paire d'électrons libre d'un autre atome très électronégatif (N, O, F).

L'énergie thermique nécessaire pour rompre ces liaisons hydrogène explique le point d'ébullition élevé de l'eau. Bien que la liaison hydrogène ait un effet notable sur les propriétés, sa force est beaucoup plus faible que celle des liaisons chimiques ordinaires.

Le tableau (4) illustre la différence entre la liaison covalente et la liaison hydrogène dans l'eau liquide.

Tableau (4)

	longueur de liaison	force de liaison
Liaison covalente`	96 pm	460 kJ/mol
liaison hydrogène	180 pm	20 kJ/mol

On observe que la liaison hydrogène est beaucoup plus faible et plus longue que la liaison covalente. La force de la liaison hydrogène augmente lorsque la liaison hydrogène est alignée avec la liaison covalente polaire, comme dans le cas des molécules d'eau (H_2O) et de fluorure d'hydrogène (HF), et lorsque la différence d'électronégativité entre l'hydrogène et l'autre atome lié par la liaison polaire est plus grande.

2 liaison métallique

Chaque métal possède un réseau cristallin spécifique dans lequel les électrons de valence sont délocalisés et forment un nuage électronique autour des cations métalliques (figure 35), réduisant ainsi les forces de répulsion entre eux dans le réseau cristallin.

La conductivité thermique et électrique des métaux est attribuée à ces électrons de valence libres.

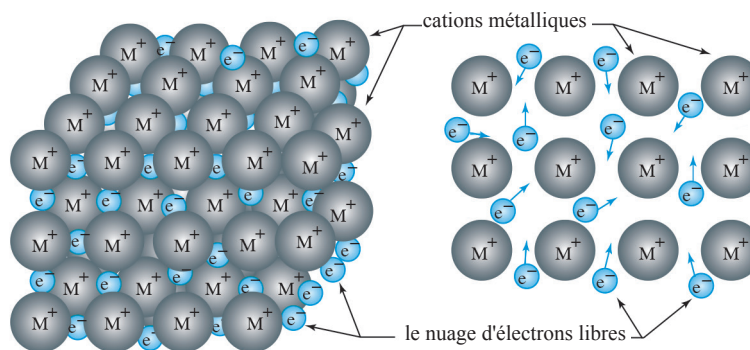


Figure (35) La liaison métallique

Le nombre d'électrons de valence de l'atome métallique joue un rôle important dans la force de la liaison métallique. Plus le nombre d'électrons de valence de l'atome métallique est élevé, plus les atomes dans le cristal sont fortement liés, ce qui rend le métal plus dur et lui confère un point de fusion plus élevé.

De même, la force de la liaison métallique augmente avec la densité de charge sur les ions métalliques (charge de l'ion / volume de l'ion). Cela est illustré par la comparaison des propriétés des métaux sodium, magnésium et aluminium de la troisième période, comme indiqué dans le tableau (5).

Tableau (5)

le métal	nombre d'électrons de valence	dureté sur l'échelle de Mohs	ses propriétés	point de fusion
Sodium	1	0.5	Doux, facile à couper avec un couteau	98°C
Magnésium	2	2.5 doux	Il peut être rayé avec un ongle	650°C
aluminium	3	2.75 dur	Il peut être rayé avec du cuivre ou de l'acier	660°C

L'évaluation du premier chapitre ?

1 Choisissez la bonne réponse parmi les réponses suivantes :

(1) Les éléments A, B, C et D ont les numéros atomiques indiqués. Lequel des énoncés suivants est vrai ?

- Ⓐ A se combine avec C
- Ⓑ B se combine avec B
- Ⓒ C se combine avec lui-même.
- Ⓓ C se combine avec A

(2) Un élément de numéro atomique 9, lorsque deux atomes se lient, la liaison dans la molécule résultante est :

- Ⓐ Métallique.
- Ⓑ Ionique.
- Ⓒ Coordinative.
- Ⓓ Covalente.

(3) La liaison dans la molécule de chlorure d'hydrogène est une liaison covalente polaire car la différence d'électronégativité entre eux est :

- Ⓐ Inférieure à 0,4
- Ⓑ Supérieure à 0,4 et inférieure à 1,7
- Ⓒ Supérieure à 1,7
- Ⓓ Supérieure à 1,7 et inférieure à 2

(4) Le type d'hybridation est le même pour :

- Ⓐ NH_3 , CH_4 , C_2H_4
- Ⓑ NH_3 , C_2H_2 , CH_4
- Ⓒ C_2H_2 , C_2H_4 ,

(5) L'énergie potentielle de la molécule d'oxygène est :

- Ⓐ Égale à la somme des énergies potentielles des deux atomes
- Ⓑ Supérieure à la somme des énergies potentielles des deux atomes
- Ⓒ Inférieure à la somme des énergies potentielles des deux atomes
- Ⓓ Égale à l'énergie potentielle de la molécule d'hydrogène H_2

(6) La liaison entre le titane métallique et le chlore non métallique dans la molécule de tétrachlorure de titane est :

- Ⓐ Covalente pure.
- Ⓑ Ionique.
- Ⓒ Covalente polaire.
- Ⓓ Covalente non polaire.

(7) La théorie électronique de la valence s'applique au composé :

- Ⓐ NO_2
- Ⓑ BH_3
- Ⓒ P_2O_3

(8) L'orbital hybride sp résulte du mélange :

- Ⓐ Un orbital s avec deux orbitales p
- Ⓑ Deux orbitales s avec deux orbitales p
- Ⓒ Un orbital s avec trois orbitales p
- Ⓓ Un orbital s avec un orbital p

(9) Quel est le composé suivant qui est soluble dans le tétrachlorure de carbone ?

- Ⓐ MgCl_2 Ⓑ K_2CO_3 Ⓒ CH_4 Ⓓ NaCl

(10) Quel est le composé suivant qui a le caractère ionique le plus prononcé ?

- Ⓐ H_2O Ⓑ H_2S Ⓒ NH_3 Ⓓ HF

(11) Lequel des suivants conduit l'électricité ?

- Ⓐ HCl dissous dans le benzène .
Ⓑ CH_4 dissous dans le tétrachlorure de carbone.
Ⓒ KCl fondu. Ⓓ HCl gazeux.

(12) La charge des ions qui génèrent des courants ioniques convertis en courants électroniques dans un électrocardiogramme (ECG) est :

- Ⓐ 1 seulement. Ⓑ 2 seulement Ⓒ +1 et -1 Ⓓ +2 et -2

(13) Toutes les propriétés suivantes sont caractéristiques des composés covalents, sauf :

- Ⓐ La plupart sont solubles dans les solvants organiques.
Ⓑ Les forces d'attraction entre les molécules sont faibles.
Ⓒ La plupart de leurs fontes ou solutions conduisent bien l'électricité.
Ⓓ La plupart de leurs réactions chimiques sont lentes.

(14) La détermination de la partie active du médicament utilisé contre les maladies virales nécessite :

- Ⓐ L'estimation de la masse moléculaire du médicament après liaison avec la protéine virale uniquement.
Ⓑ L'estimation de la masse moléculaire du médicament avant et après liaison avec la protéine virale.
Ⓒ La non-estimation de la masse moléculaire du médicament avant liaison avec la protéine virale uniquement
Ⓓ La non-estimation de la masse moléculaire du médicament avant et après liaison avec la protéine virale.

2 Expliquez:

(1) Le point d'ébullition de H_2O est beaucoup plus élevé que celui de H_2S , bien que la masse molaire de l'eau soit inférieure à celle du sulfure d'hydrogène.

(2) L'ion fluorure négatif et l'ion sodium positif ont le même nombre d'électrons malgré des numéros atomiques différents.

(3) Formation d'une liaison coordinative dans l'ion ammonium.

- (4) La molécule de CO est non polaire, bien qu'elle contienne deux liaisons polaires.
- (5) L'angle entre les liaisons dans la molécule d'ammoniac est inférieur à celui de la molécule de méthane.
- (6) L'atome d'azote est l'atome central de la molécule d'acide nitrique.
- (7) La différence dans le nombre de densités électroniques non liées dans le méthane et l'ammoniac.
-

3 Répondez aux questions suivantes :

(1) Quel est le type de liaison chimique dans les composés suivants ?

- HCl - SO₂ - KCN - CaO

(2) Classez les liaisons suivantes par ordre croissant de polarité :

- P-Cl - N-O - H-H - H-Cl - C-O

(3) Représentez schématiquement, à l'aide de la méthode de Lewis, la liaison dans : - NaCl - NH₃ - CN-

4 Représentez schématiquement, à l'aide de la méthode de Lewis, la liaison dans : - NaCl - NH₃ - CN-

5 Comparez les paires suivantes en termes de forme moléculaire, de nombre de paires d'électrons libres et liés : - BeF₂ et CH₄ - SO₂ et BF₃

6 Redessinez la structure de la molécule d'hydrazine (N₂H₄) en montrant la distribution des paires d'électrons libres et liés.



7 Déterminez la forme spatiale de la molécule qui contient deux atomes liés à l'atome central et une paire libre, et écrivez l'abréviation correspondante.

8 Déduisez le nombre d'atomes liés à l'atome central, le nombre de paires libres et l'arrangement des paires d'électrons pour la molécule ayant l'abréviation AX₂E.

Unité deux

Les éléments ~~représentés~~ dans
certains groupes réguliers du
tableau périodique

N

P

K



Objectifs

À la fin de l'étude de l'unité des éléments représentés dans certains groupes réguliers du tableau périodique, l'élève doit être capable de :

- 1- Identifier les éléments du groupe 1 (métaux alcalins) et leur configuration électronique.
- 2- Reconnaître les propriétés générales des éléments du groupe 1.
- 3- Identifier l'activité chimique des métaux alcalins.
- 4- Dédurre la méthode d'extraction des métaux alcalins à partir de leurs minerais.
- 5- Reconnaître la méthode de préparation de l'hydroxyde de sodium dans l'industrie.
- 6- Identifier les propriétés de l'hydroxyde de sodium.
- 7- Reconnaître la méthode de préparation du carbonate de sodium au laboratoire et dans l'industrie.
- 8- Identifier des applications en science, en technologie et dans la société concernant les éléments du groupe (1 A).
- 9- Identifier les éléments du groupe 5 et leur configuration électronique.
- 10- Déterminer les nombres d'oxydation de l'azote (nitrogène) dans différents composés.
- 11- Identifier les méthodes de préparation de l'azote (nitrogène) .
- 12- Identifier les propriétés physiques et chimiques de l'azote (nitrogène) .
- 13- Identifier la méthode de préparation du gaz de l'ammoniac dans l'industrie et au laboratoire.
- 14- Réaliser l'expérience de détection de l'ammoniac
- 15- Comparer entre les différents genres d'engrais.
- 16- Reconnaître la méthode de préparation de l'acide nitrique au laboratoire.
- 17- Identifier les propriétés chimiques de l'acide nitrique.
- 18- Identifier des applications en sciences, en technologie et dans la société concernant les éléments du groupe (5 A).
- 19- Respecter les règles de sécurité et de sûreté au laboratoire.
- 20- Apprécier les efforts des scientifiques au service et au progrès de l'humanité.

Les éléments représentatifs de certains groupes réguliers

À partir de notre étude précédente du tableau périodique, nous avons appris que l'un des objectifs les plus importants de son étude est de classer les éléments afin de faciliter leur étude de manière organisée. Nous aborderons l'étude des éléments représentatifs dans certains groupes réguliers, ce qui signifie que leurs éléments présentent une gradation régulière que l'on ne retrouve pas chez les éléments de transition. Dans cette unité, nous présenterons une étude plus détaillée de la chimie de ces éléments et de l'effet des propriétés précédemment étudiées dans le tableau périodique, telles que le rayon atomique, le potentiel d'ionisation et l'électronégativité, sur les propriétés chimiques et physiques de ces éléments

Premièrement : les éléments du bloc (s)

Les éléments du groupe 1 (les métaux alcalins)

Le bloc (s) dans le tableau périodique comprend les deux groupes (1A) et (2A). L'étude portera seulement sur les propriétés des éléments du groupe (1A), appelés **métaux alcalins** (à l'exception de l'hydrogène (H)), comme indiqué dans le tableau (1):

Tableau (1) « À titre d'illustration seulement »

Élément	Niveau énergie extérieure	Densité (g/cm ³)	point de fusion (°C)	rayon atomique (pm)	rayon ionique (pm)	Premier potentiel d'ionisation (kJ/mol)
Lithium ₃ Li	2s ¹	0.53	180	152	60	520
Sodium ₁₁ Na	3s ¹	0.97	98	186	95	495
Potassium ₁₉ K	4s ¹	0.86	64	227	133	419
Rubidium ₃₇ Rb	5s ¹	1.53	39	247	148	409
Césium ₅₅ Cs	6s ¹	1.87	29	265	169	376

Présence des métaux alcalins dans la nature

Les deux éléments sodium et potassium font partie des éléments les plus abondants dans la croûte terrestre. Ils occupent respectivement le sixième et le septième rang en ce qui concerne la propagation des éléments dans la croûte terrestre.

Le minéral le plus important du sodium est l'halite (sel gemme) (figure 1), qui est le minéral chlorure de sodium NaCl . Le minéral le plus important du potassium est la sylvite (figure 2), qui est le minéral chlorure de potassium KCl , ainsi que la carnallite (figure 3), qui est le minéral chlorure de potassium et de magnésium hydraté ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$).



Figure (3)
Carnallite



Figure (2)
Sylvite



Figure (1)
Halite

- Quant aux autres métaux du groupe, il est difficile de les obtenir en raison de la faible concentration de leurs minerais et du coût élevé de leur extraction.
- Le francium est un élément radioactif, découvert en 1946 comme produit de la désintégration du noyau de l'actinium, comme il sera étudié à l'unité suivante.

Propriétés générales des éléments du groupe un (métaux alcalins)

1- Tous les éléments de ce groupe se caractérisent par la présence d'un seul électron dans le dernier niveau d'énergie (ns^1). Il en résulte que :

- Chaque élément de ce groupe occupe le début d'une nouvelle période dans le tableau périodique.
- Tous ont un nombre d'oxydation de (+1) et l'ion de chaque élément a la même configuration électronique que le gaz noble qui le précède.
- La faiblesse de la force de leurs liaisons métalliques, ce qui explique que ces métaux soient mous et aient de faibles points de fusion et d'ébullition.

2- Le grand volume atomique des éléments de ce groupe et son augmentation avec le numéro atomique croissant, ce qui entraîne :

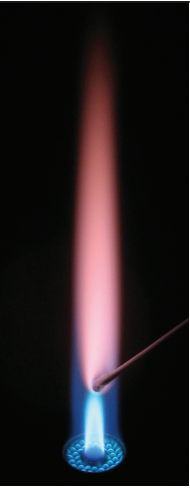
- La faiblesse de leur potentiel d'ionisation (facilité à perdre l'électron de valence).
- L'augmentation de l'activité chimique.
- De puissants agents réducteurs.
- La faiblesse de leur électronégativité par rapport à celle des autres éléments, ainsi, la plupart de leurs composés se caractérisent par un degré élevé de caractère ionique.
- La faiblesse de leur densité

f) Leur utilisation dans les cellules photoélectriques, comme dans le cas du potassium et du césium, où l'exposition de ces matériaux à la lumière entraînera la libération des électrons de la surface du métal ; ce qui est connu sous le nom du « **phénomène photoélectrique** ».

Les **cellules photoélectriques** sont utilisées pour produire de l'électricité et faire fonctionner certains types de calculatrices, des portes qui s'ouvrent automatiquement lorsqu'on s'en approche.

3- L'excitation des électrons des atomes de ces éléments à des niveaux d'énergie plus élevés par chauffage, puis leur retour à leurs niveaux d'énergie fondamentaux, les fait libérer l'énergie absorbée sous forme de lumière colorée ayant une fréquence et une longueur d'onde distinguées, comme indiqué dans le tableau (2).

Tableau (2)

test de flamme					
	Figure (4)	Figure (5)	Figure (6)	Figure (7)	Figure (8)
L'élément	Lithium	Sodium	Potassium	Rubidium	Césium
La couleur formée	Carmin	Jaune doré	Violet clair	Rouge-violet	Bleu violet

Ce tableau est utilisé dans le test sec (test de flamme) pour identifier les éléments dans leurs composés selon la méthode suivante :

Un fil de platine est trempé dans de l'acide chlorhydrique concentré pour le nettoyer, puis plongé dans le sel inconnu. Le fil est ensuite exposé à la zone non lumineuse de la flamme Bunsen, qui prend une couleur distinguée du cation de l'élément (figures de 4 à 8).

Activité chimique des métaux alcalins

Les métaux de ces éléments rouillent facilement à l'air en raison de leur activité chimique. Ils perdent leur éclat métallique à la suite de la formation d'oxydes de ces métaux ; c'est pourquoi ils sont conservés immergés dans des hydrocarbures liquides, comme les huiles minérales, à l'abri de l'air et de l'humidité (figure 9).



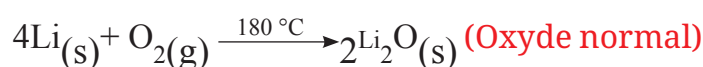
Figure (9)
Le sodium est conservé au-dessous des huiles minérales

Dans ce qui suit, on va montrer certaines réactions chimiques de ces éléments :

① La réaction avec l'oxygène :

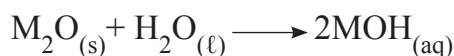
La réaction résultant de la combustion des métaux alcalins avec l'oxygène diffère selon les rayons de leurs ions comme suit :

- Seul le métal **lithium** réagit, en raison de son petit rayon ionique (il possède le plus petit rayon ionique de tous les métaux) avec l'oxygène, formant **l'oxyde normal Li_2O** dans lequel le nombre d'oxydation de l'oxygène est (-2).

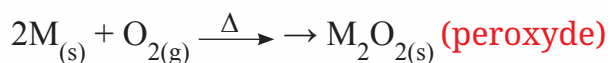


Il est difficile de préparer Na_2O et K_2O par cette méthode, car ils s'oxydent rapidement pour donner Na_2O_2 et K_2O_2 .

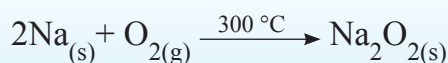
Les oxydes normaux des métaux alcalins M_2O sont des oxydes basiques qui réagissent avec l'eau pour former les plus puissants alcalins forts. Le caractère alcalin des hydroxydes du groupe (1A) augmente avec l'augmentation du numéro atomique de l'élément:



- Les métaux de sodium, de potassium, de rubidium et de césium réagissent avec l'oxygène pur par chauffage pour former **du peroxyde M_2O_2** dans lequel le nombre d'oxydation de l'oxygène est (-1), en raison du grand rayon ionique de ces métaux :



Le sodium nécessite une température relativement élevée lors de son réagissement avec l'oxygène :

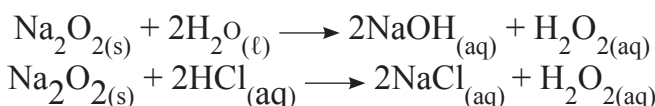


- Les métaux de potassium, de rubidium et césium réagissent avec l'oxygène pur par chauffage sous une pression supérieure à 1 atm, en formant **du superoxydes** MO_2 , dans lesquels le nombre d'oxydation de l'oxygène est $(-\frac{1}{2})$.

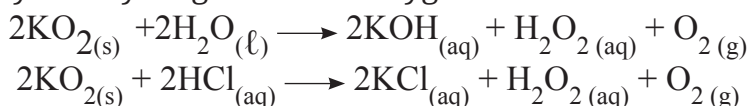


Les composés peroxydes et superoxydes sont considérés comme des agents oxydants puissants où :

- Les peroxydes réagissent avec l'eau et les acides pour donner le peroxyde d'hydrogène :



- Les composés superoxydes réagissent avec l'eau et les acides pour donner à la fois du peroxyde d'hydrogène et de l'oxygène.

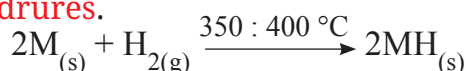


- Les superoxydes des métaux alcalins réagissent avec le dioxyde de carbone en formant des carbonates des métaux et de l'oxygène :



② Réaction avec l'hydrogène :

Les métaux alcalins réagissent avec l'hydrogène en formant des composés ioniques appelés **les hydrures**.



où le métal perd un électron et se transforme en ion positif M^+ (son nombre d'oxydation est +1), tandis que l'ion d'hydrogène gagne cet électron et se transforme en ion négatif H^- connu sous le nom de l'ion d'hydruire (son nombre d'oxydation est -1).

Les hydrures ressemblent aux sels du point de vue de leur conductivité électrique à l'état fondu et lorsque les hydrures sont électrolysés, le gaz hydrogène est libéré à l'anode et le métal se forme à la cathode.

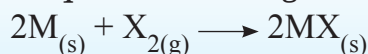
Les hydrures sont des substances réductrices ; ils s'hydrolysent pour former un hydroxyde métallique avec dégagement de gaz hydrogène.



③ La réaction avec les halogènes :

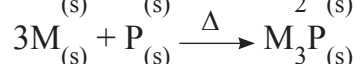
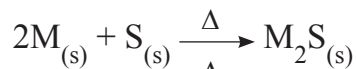
Les métaux alcalins M réagissent avec les halogènes X_2 avec violence, en formant des halogénures ioniques très stables. La réaction est accompagnée par une explosion en raison de la formation d'une liaison ionique forte accompagnée

d'une libération d'une grande quantité d'énergie :

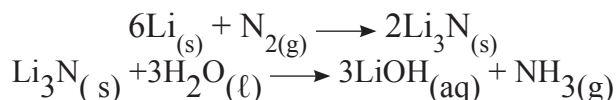


4 La réaction avec les autres non-métaux :

- Les métaux alcalins chauds s'unissent directement avec le soufre et le phosphore



- Seul le lithium s'unit avec l'azote (en raison de son petit rayon ionique) à température ambiante, formant le nitrure de lithium Li_3N qui réagit avec l'eau en formant de l'ammoniac



5 La réaction avec l'eau :

Les métaux de ce groupe sont parmi les métaux les plus actifs

connus. Ils occupent le sommet de la série électrochimique ; c'est

pour cela qu'ils substituent l'eau et la réaction est accompagnée

d'un dégagement d'une grande quantité d'énergie qui entraîne

l'inflammation de l'hydrogène libéré (Figure 10).

La vitesse de réaction augmente avec violence du lithium vers le césium.



Figure (10)
La réaction du potassium avec l'eau

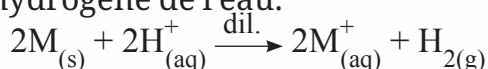


Pour cette raison, les incendies de sodium ne sont pas éteints avec de l'eau.



6 La réaction avec les acides :

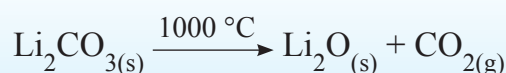
Ces métaux substituent l'hydrogène des solutions d'acides dilués. La réaction est plus violente que leur réaction avec l'eau, car l'hydrogène des acides se libère plus facilement que l'hydrogène de l'eau.



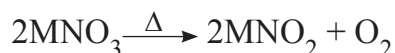
7 La décomposition thermique de leurs sels oxygénés :

Les sels oxygénés des alcalins se distinguent par leur stabilité thermique.

a) Tous les carbonates alcalins ne se décomposent pas par la chaleur, sauf le carbonate de lithium qui se décompose à 1000 °C :



b) Les nitrates alcalins se décomposent partiellement par la chaleur pour former les nitrites de métal et l'oxygène, à l'exception des nitrates de lithium dont les produits de décomposition diffèrent thermiquement.



La décomposition thermique du sel des nitrates de potassium (sel de Perou) est accompagnée d'une explosion violente, c'est pourquoi elle est utilisée dans la fabrication des explosifs, tandis que le sel des nitrates de sodium (sel de Perou de Chili) ne convient pas à cette industrie, car c'est une substance liquéfiée (absorbe la vapeur d'eau de l'air).

Sciences, technologie et société (STS)

- Il est possible de profiter des propriétés physiques et chimiques particulières des métaux alcalins dans divers domaines technologiques afin d'atteindre les objectifs de développement durable

1 le Lithium:

- 70 % de la production du lithium métal est utilisé dans la fabrication **des batteries lithium-ion** utilisées dans les smartphones (Figure 11), les ordinateurs portables et les voitures électriques (Figure 12).



Figure (11)

La batterie d'un smartphone



Figure (12)

Une voiture électrique



Figure (13)

Falcon 9

Le métal lithium est également utilisé avec l'aluminium dans la fabrication d'alliages caractérisés par une faible densité. Ainsi, ils sont utilisés dans la fabrication des types de raquettes, de cadres de bicyclettes de sport et d'avions, ainsi que dans les réservoirs de carburant des engins spatiaux, comme Falcon 9 (Figure 13)

2 le Sodium:

- Les propriétés particulières du métal de sodium et son abondance dans la croûte terrestre en font un élément utilisé dans de nombreuses applications technologiques, parmi lesquelles :
 - Il entre dans la fabrication **des lampes à vapeur de sodium**, qui produisent une lumière jaune se distinguant par son efficacité élevée et sa bonne pénétration dans le brouillard. C'est pourquoi elles sont utilisées dans l'éclairage des routes (figure 14)..



Figure (15)
Réacteur de sodium



Figure (14)
Utilisation des lampes à vapeur de sodium dans l'éclairage des routes et des rues

- Il est utilisé sous forme liquide comme **substance de refroidissement** à la place de l'eau dans un certain type de réacteur nucléaire appelé **réacteur de sodium** (figure 15), en raison de son point d'ébullition élevé — comparé à celui de l'eau — et de son efficacité dans le transfert de la chaleur.

3 Le potassium :

- Plus de 90 % de la production du métal de potassium est utilisée dans la production **des engrais agricoles**. On tire profit de la réaction du superoxyde de potassium avec le dioxyde de carbone dans ce qui suit :



- Dans la substitution du dioxyde de carbone par l'oxygène dans **les appareils respiratoires fermés** (figure 16), utilisés par les pompiers, et utilisé dans les sous-marins et les engins spatiaux qui recyclent l'air expiré, en faisant passer l'air expiré contenant un pourcentage élevé de dioxyde de carbone sur des filtres contenant un composé superoxyde et un catalyseur



Appareil respiratoire fermé

4 Le rubidium :

- Bien que le métal de rubidium soit rare, il est utilisé dans certaines applications technologiques avancées, comme l'utilisation de certains de ses composés, tels que le bromure de rubidium RbBr , dans la fabrication de types de verre à surfaces durables, résistants aux rayures et possédant des propriétés réfractives distinctives. Ce type de verre est utilisé dans la fabrication de certains composants optiques de précision tels que les dispositifs **de vision nocturne** (figure 17).



Figure (17)

Dispositif de vision nocturne

5 Le Césium :

- Les atomes du métal césium sont utilisés dans la fabrication **des horloges atomiques de césium** (Figure 18), qui servent à mesurer le temps avec une précision extrême, sans être affectées par la chaleur ou la pression, et s'ajustent automatiquement.

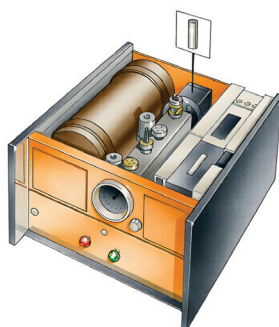


Figure (18)

Horloge atomique au césium

- Pour cette raison, les récepteurs satellites appelés GPS possèdent plusieurs horloges atomiques de césium, car toute petite erreur dans la mesure du temps entraîne une grande erreur dans la détermination de la position ou de l'emplacement.

Extraction des métaux alcalins de leurs minerais

Les **métaux alcalins** ne se trouvent pas à l'état libre dans la nature, mais existent sous forme de composés ioniques.

Pour préparer le métal, il faut ramener l'électron perdu à son ion positif. Il est difficile d'effectuer ce processus de réduction par les méthodes chimiques ordinaires. On utilise donc le processus d'électrolyse de ses halogénures fondus, comme le chlorure de sodium (NaCl), en présence de certaines substances fondues comme le chlorure de calcium, qui abaissent le degré de fusion de ce sel. Cette méthode est connue sous le nom **de procédé de Downs** (Figure 19).

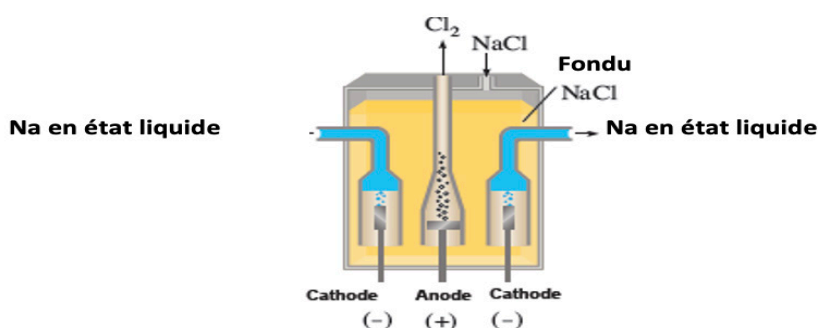
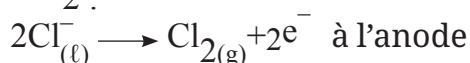


Figure (19)

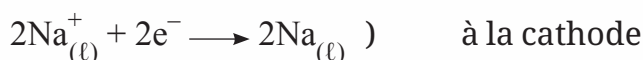
Cellule de Down

Dans cette cellule, les phénomènes suivants se produisent :

- Une **oxydation** des ions chlorure négatifs Cl^- à l'anode (pôle positif), se transformant en gaz chlore Cl_2 :



- Une **réduction** des ions sodium positifs Na^+ à la cathode (pôle négatif), se transformant en sodium liquide qui flotte à la surface du chlorure de sodium fondu.



La cellule de Downs utilisée est conçue de sorte que le sodium produit du chlore formé se sépare afin qu'ils ne réagissent pas de nouveau ensemble.

Composés de sodium

Les composés du sodium sont nombreux ; nous étudierons parmi eux :

1- L'hydroxyde de sodium (soude caustique).

2- Le carbonate de sodium (soude de lavage).

1 L'hydroxyde de sodium (NaOH)

Sa préparation dans l'industrie :

Elle est préparée par l'électrolyse de la solution concentrée de chlorure de sodium (Figure 20), selon l'équation suivante :

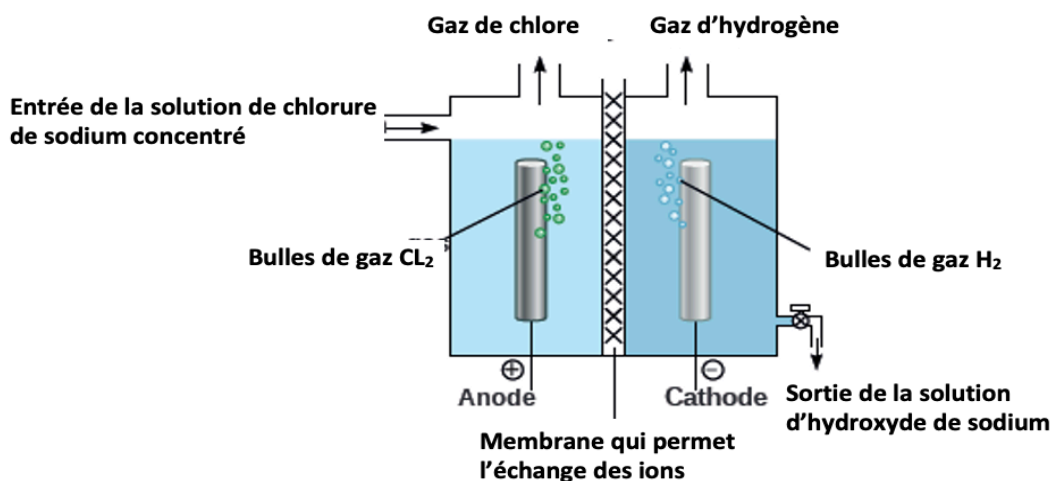
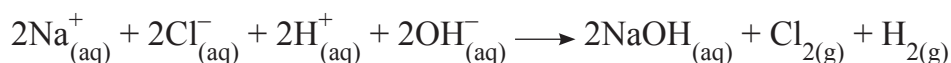
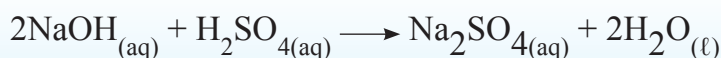
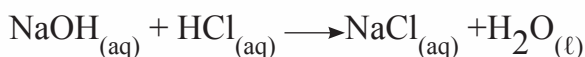


Figure (20)

Cellule d'électrolyse pour la production d'hydroxyde de sodium

Les propriétés physiques et chimiques :

- 1- Substance solide de couleur blanche ayant un point de fusion de 318 °C.
- 2- Substance déliquescente (absorbe la vapeur d'eau de l'atmosphère).
- 3- Sa solution a une sensation savonneuse et a un effet caustique sur la peau.
- 4- Il se dissout facilement dans l'eau en formant une solution alcaline, avec libération d'énergie thermique en résultat de cette dissolution (dissolution exothermique).
- 5- Il réagit avec les acides en formant un sel et de l'eau.

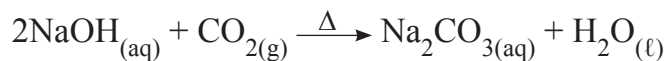


2 Le carbonate de sodium (Na_2CO_3)

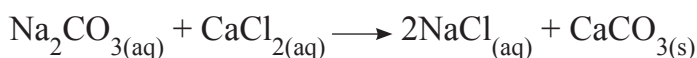
Méthodes de préparation : **A** Au laboratoire **B** Dans l'industrie

A Sa préparation en laboratoire :

Le carbonate de sodium est préparé au laboratoire en faisant passer le gaz du dioxyde de carbone dans une solution d'hydroxyde de sodium chaude, puis on laisse la solution refroidir, afin que des cristaux de carbonate de sodium hydraté se séparent.



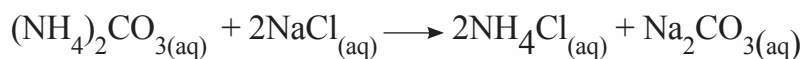
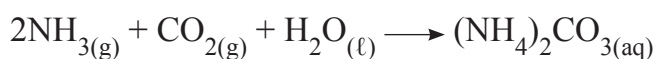
Le carbonate de sodium hydraté est connu sous le nom de cristaux de soude ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) car il est utilisé pour éliminer la dureté permanente de l'eau causée par la présence des ions Mg^{2+} et Ca^{2+} dissous. Les ions présents dans l'eau subissent une réaction par échange d'ions pour former du carbonate de calcium et du carbonate de magnésium, qui ne se dissolvent pas dans l'eau, éliminant ainsi la dureté.



B - Sa préparation dans l'industrie (méthode de Solvay) :

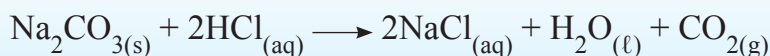
Le carbonate de sodium est préparé industriellement comme suit :

- 1- On fait passer les gaz d'ammoniac et de dioxyde de carbone dans une solution concentrée de chlorure de sodium pour former le carbonate d'ammonium.
- 2- Le carbonate d'ammonium réagit avec la solution de chlorure de sodium, formant du carbonate de sodium.
- 3- Le carbonate de sodium, en présence de dioxyde de carbone et d'eau, se transforme en bicarbonate de sodium, qui se précipite en résultat de la saturation de la solution.
- 4- Le bicarbonate de sodium est séparé puis chauffé pour obtenir du carbonate de sodium.



es propriétés physiques et chimiques :

- 1- Le carbonate de sodium anhydre est une poudre blanche qui se dissout facilement dans l'eau.
- 2- Sa solution aqueuse est basique.
- 3- Il réagit avec les acides en produisant des effervescences, libérant du dioxyde de carbone.



Deuxièmement Les éléments du bloc (p)

• Le bloc (p) du tableau périodique comprend six groupes, dont seules les propriétés des éléments du groupe (5A) seront étudiées :

Le groupe se compose de cinq éléments comme indiqué dans le tableau (3) :

Tableau (3) « À titre d'illustration seulement »

Élément	Niveau d'énergie externe principal	Densité (g/cm ³) à rtp	point de fusion (°C)	Premier potentiel d'ionisation (kJ/mol)	Rayon atomique (pm)
Nitrogen ${}_7\text{N}$	2s ² 2p ³	0.00116	- 210	1400	74
Phosphorus ${}_{15}\text{P}$	3s ² 3p ³	1.82	44	1011	110
Arsenic ${}_{33}\text{As}$	4s ² 4p ³	5.73	817	947	121
Antimoine ${}_{51}\text{Sb}$	5s ² 5p ³	6.7	631	834	141
Bismuth ${}_{83}\text{Bi}$	6s ² 6p ³	9.8	271	703	182

Sa présence dans la nature : Il n'est pas très répandu dans la nature, sauf :

- **L'azote** : il représente environ $\frac{1}{5}$ du volume de l'air atmosphérique.
- **Le phosphore** : il est le plus abondant dans la croûte terrestre, où il se trouve sous forme de:
 - Phosphate de calcium rocheux : $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 - Apatite : $\text{CaF}_2 \cdot \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (c'est un double sel de fluorure, de calcium et de phosphate).
- **L'arsenic – l'antimoine – le bismuth** : leurs principaux minerais se trouvent sous forme de sulfures : As_2S_3 , Sb_2S_3 , Bi_2S_3

Les propriétés générales des éléments du groupe 5A (15) :

- ① Le caractère non métallique prédomine dans les propriétés des éléments de ce groupe. Le caractère métallique augmente avec l'augmentation du numéro atomique de l'élément.
 - L'azote et le phosphore sont des non-métaux.
 - L'arsenic et l'antimoine sont des métalloïdes.
 - Le bismuth est un élément métallique, cependant sa conductivité électrique est faible.
- ② ① La molécule d'azote est composée de deux atomes (N_2).
 - ② Les molécules de phosphore, d'arsenic et d'antimoine, sont composées, à l'état de vapeur (à une température élevée) de quatre atomes ($\text{P}_4, \text{As}_4, \text{Sb}_4$).
 - ③ Le bismuth forme un cristal métallique, et à haute température, ses molécules de vapeur sont composées de deux atomes (Bi_2), ce qui le distingue de la plupart des métaux dont les molécules sont monoatomiques à l'état de vapeur.
- ③ Les éléments de ce groupe se caractérisent par des nombres d'oxydation multiples dans les différents composés. Ils varient entre (-3 à +5), où ils gagnent trois électrons ou partagent jusqu'à cinq électrons.

Le tableau suivant montre les nombres d'oxydation de l'azote (nitrogène) dans certains de ses composés :

Tableau (4)

Substance	Formule	Nombre d'oxydation
Ammoniac	NH_3	-3
Hydrazine	$\text{NH}_2\text{-NH}_2$ (N_2H_4)	-2
Hydroxylamine	NH_2OH	-1
Azote	N_2	0
Oxyde nitreux	N_2O	+1
Oxyde nitrique	NON	+2
Trioxyde d'azote	N_2O_3	+3
Dioxyde d'azote	NO_2	+4
Acide nitrique	HNO_3	+5

Il est à noter que des nombres d'oxydation positifs apparaissent dans les composés de l'oxygène, car l'électronégativité de l'oxygène est plus élevée que celle de l'azote.

④ Ses composés avec l'oxygène :

Tous les éléments de ce groupe forment des oxydes, dont certains sont acides, tels que : N_2O_5 , P_2O_5 , As_2O_5 , tandis que Sb_2O_3 est un oxyde instable et Bi_2O_5 un oxyde basique.

Le caractère basique augmente (le caractère acide diminue) avec l'augmentation du numéro atomique.

⑤ Ses composés avec l'hydrogène :

La plupart des éléments du groupe forment des composés avec l'hydrogène dans lesquels le nombre d'oxydation de l'élément est (-3), tels que : l'ammoniac NH_3 , le phosphine PH_3 et l'arsine AsH_3 . Comme il reste encore une paire d'électrons non liants dans la couche de valence de l'atome central dans ces composés, celle-ci peut être donnée à d'autres

atomes ou ions et former une liaison coordinative.

La basicité de l'ammoniac est plus forte que celle de la phosphine, en raison de l'électronégativité plus élevée de l'azote par rapport au phosphore.

La polarité des composés de l'hydrogène des éléments du groupe (5A) diminue avec l'augmentation du numéro atomique ; par conséquent, leur stabilité thermique et leur solubilité dans l'eau diminuent.

Parmi les éléments du groupe (5A), seule l'étude de l'élément azote sera abordée.

L'élément de l'azote (nitrogène)

Le gaz azote constitue environ 78 % du volume de l'air atmosphérique. Il se trouve également dans la croûte terrestre sous forme de sels de nitrate et de nitrite, et entre dans la structure des acides aminés qui représentent les unités de base formant les protéines.

Méthodes de préparation :

- ① Il est préparé industriellement par distillation fractionnée de l'air liquéfié.
- ② Il est préparé au laboratoire en ajoutant une solution de chlorure d'ammonium au sel de nitrite de sodium avec chauffage, et le gaz est recueilli par déplacement descendant de l'eau (Figure 21).

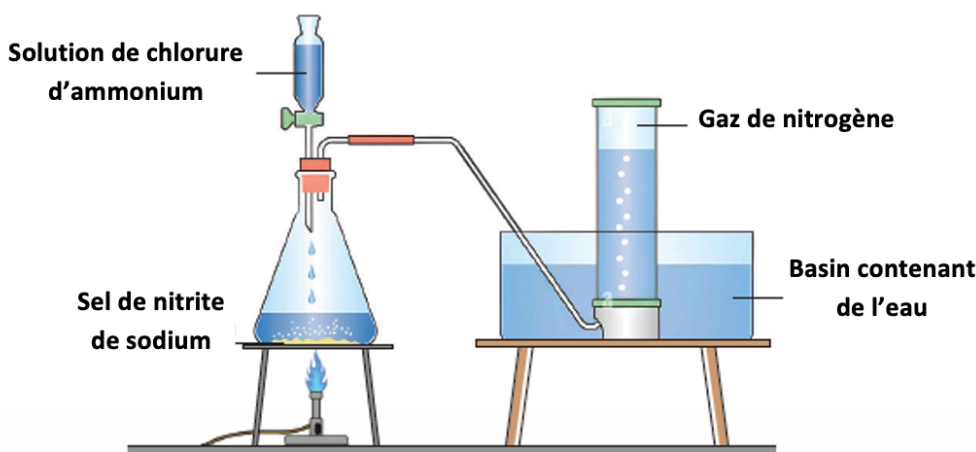
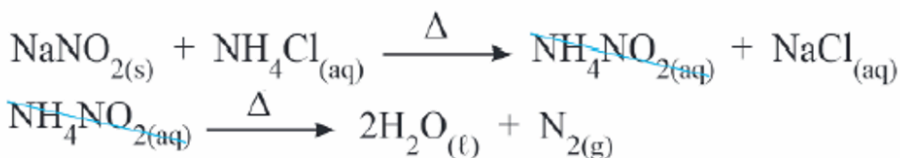


Figure (21)

Appareil de préparation du gaz d'azote en laboratoire



En additionnant les deux équations



Propriétés physiques

Activité pratique : Propriétés physiques de l'azote gazeux.

Préparez plusieurs tubes à essai contenant de l'azote gazeux et discutez des points suivants avec vos collègues sous la supervision de votre enseignant :

Tableau (5)

L'activité pratique	Observation	Conclusion
(1) La couleur du gaz et son odeur.		
(2) Méthode de collecte du gaz lors de sa préparation à partir de l'air atmosphérique.		
(3) L'effet du gaz sur les deux papier de tournesol.		

À la lumière de l'activité précédente et d'autres, certaines propriétés physiques de l'azote peuvent être résumées comme suit :

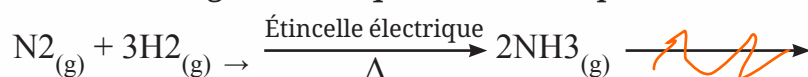
- ① Gaz incolore, insipide et inodore.
- ② Un peu plus léger que l'air, car l'air contient de l'oxygène, qui est plus lourd que l'azote.
- ③ Peu soluble dans l'eau.
- ④ A un effet neutre sur les deux papiers de tournesol rouge et bleu.
- ⑤ Sa densité (à rtp) est de 1,16 g/L.
- ⑥ Son point d'ébullition est (-195,8 °C), ce qui signifie qu'il peut être liquéfié à cette température sous pression atmosphérique normale.

Propriétés chimiques

Les réactions de l'azote avec les autres éléments ne se produisent qu'en présence d'une étincelle électrique, d'un arc électrique ou d'un chauffage intense, en raison de la difficulté à rompre la triple liaison entre les deux atomes d'azote.

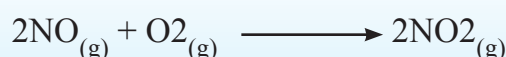
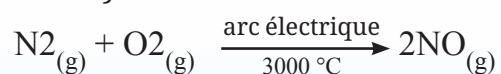
1 Avec l'hydrogène

Cette réaction a lieu dans un récipient fermé en présence **d'une étincelle électrique** qui fournit l'énergie thermique nécessaire pour déclencher la réaction.



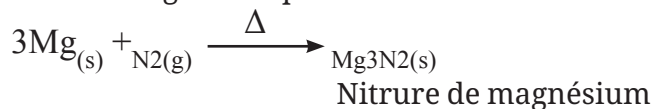
2 Avec de l'oxygène

Cette réaction a lieu en présence **d'un arc électrique** afin d'assurer la continuité de l'énergie thermique, où la température atteint 3000 °C, formant le l'oxyde nitrique qui s'oxyde rapidement en dioxyde d'azote.

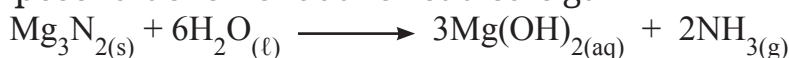


3 Avec les métaux à hautes températures

L'azote réagit avec les métaux comme le magnésium pour former le nitrure métallique .



Les nitrures formés se décomposent facilement dans l'eau et le gaz ammoniac se dégage.



Les composés de l'azote

Les composés de l'azote sont nombreux, et nous limiterons l'étude à chacun des suivants :

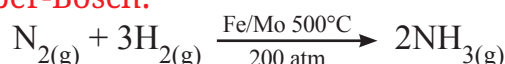
1 L'ammoniac

2 L'acide nitrique.

1 L'ammoniac NH_3

A La préparation de l'ammoniac dans l'industrie :

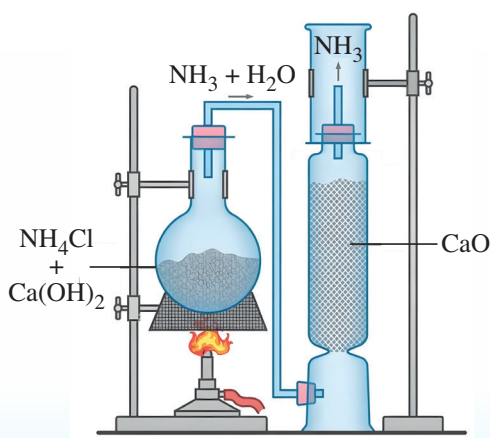
Le gaz ammoniac est préparé industriellement à partir des deux éléments de l'azote et de l'hydrogène en présence des catalyseurs, qui sont le fer et le molybdène, et sous une pression de 200 atm à une température de 500 °C. Cette méthode est connue sous le nom de **processus Haber-Bosch**.



B La préparation de l'ammoniac au laboratoire :

Entraînement pratique :

- 1 Construisez l'appareil indiqué sur le schéma (figure 22).
- 2 Mettez du chlorure d'ammonium et de l'hydroxyde de calcium (chaux éteinte) dans le bécher, puis chauffez.
- 3 Faites passer les produits de la réaction sur un agent desséchant (chaux vive CaO) afin d'éliminer l'humidité (séchez le gaz de la vapeur d'eau).
- 4 Remplissez plusieurs éprouvettes par déplacement de l'air en bas, puis testez les propriétés du gaz.

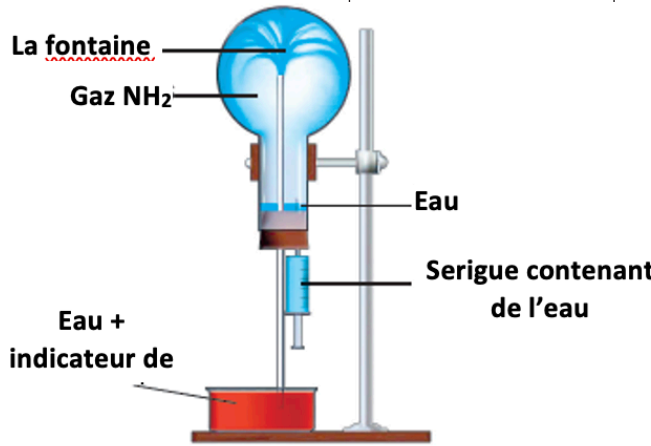


(Figure 22)

Appareil pour la préparation d'ammoniac gazeux en laboratoire

Tableau (6)

L'expérience	Observation	Conclusion
(1) Quelle est la couleur de l'ammoniac et quel est son odeur ?		
(2) Approchez un papier de tournesol rouge humide près du gaz... Qu'observez-vous ?		
(3) Approchez une allumette enflammée de l'ouverture de l'éprouvette. Est-ce que le gaz s'enflamme-t-il ? Et est-ce que l'allumette s'éteint-elle ?		
(4) Préparez l'appareil de la fontaine indiqué à la figure (23) et remplissez le bécher par le gaz ammoniac, puis injectez l'eau dans le bécher à l'aide de la seringue et observez ce qui se passe... Et pourquoi ?		

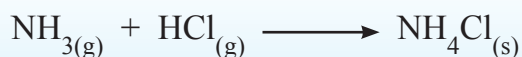


(Figure 23)

L'expérience de la fontaine pour prouver que le gaz ammoniac est très soluble dans l'eau et que sa solution est alcaline.

Détection du gaz ammoniac (ammoniaque) :

Le gaz de chlorure d'hydrogène dégagé par l'acide chlorhydrique concentré HCl est utilisé pour détecter le gaz ammoniac dégagé d'une solution concentrée d'hydroxyde d'ammonium (Figure 24), où se forment des nuages blancs denses de chlorure d'ammonium, qui est une substance solide sublimable.



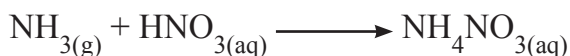
(Figure 24)
Détection de gaz ammoniac

Les utilisations de l'ammoniac:

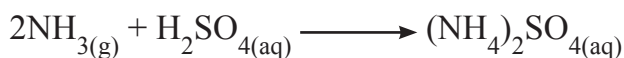
L'ammoniac préparé par la méthode « Haber-Bosch » est principalement utilisé dans l'industrie des engrais :

Les engrais azotés

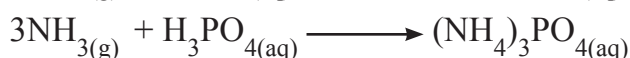
► Les sels de l'ammoniac sont préparés de la réaction de l'ammoniac avec les acides convenables.



Nitrate d'ammoniac



Sulfate d'ammoniac



Phosphate d'ammoniac

L'engrais NPK

L'engrais NPK est considéré comme l'un des meilleurs engrais qui fournit aux plantes ce dont elles ont besoin en éléments nitrogène N, phosphore P et potassium K. Les pourcentages de ces éléments sont indiqués sur les emballages des engrais sous forme de trois chiffres représentant leurs pourcentages, comme montré à la figure (25).



(Figure 25)

Engrais NPK

2 L'acide nitrique

Préparation de l'acide nitrique en laboratoire :

Formation pratique :

① Préparez l'appareil indiqué sur la figure (26).

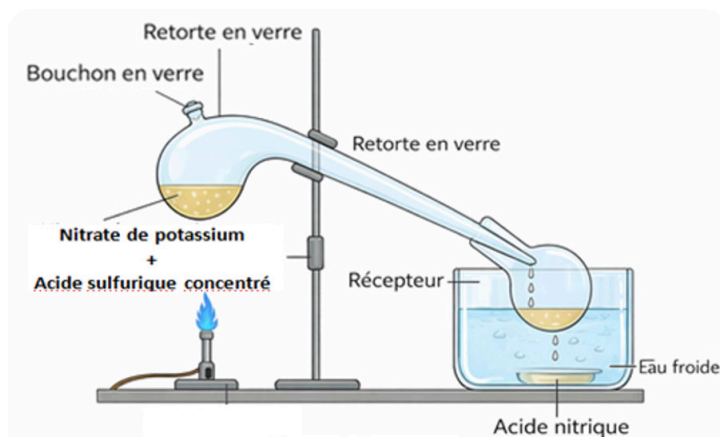


Figure (26)

② Mettez dans le retorte en verre du nitrate de potassium et de l'acide nitrique concentré. Placez le récepteur dans un bassin contenant de l'eau froide, en observant que le bouchon ne doit pas être en caoutchouc, afin qu'il ne se corrode pas par l'effet des vapeurs de l'acide formé.

③ Chauffez le contenu du retorte à condition que la température ne dépasse pas 100 °C (afin que l'acide formé ne se décompose pas). Recueillez l'acide formé dans le récepteur, puis testez ses propriétés.

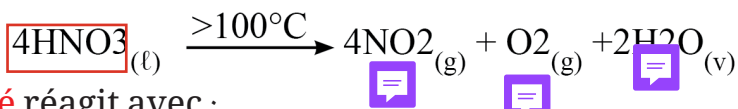


Tableau (7)

L'expérience	Observation	Conclusion
(1) Quelle est la couleur du liquide formé ?		
(2) Ajoutez au liquide formé une solution de tournesol bleue... Qu'observez-vous ?		
(3) Prenez une quantité du liquide dans une éprouvette et ajoutez à ce liquide une tournage de cuivre en chauffant... Qu'observez-vous ?		
(4) Faites diluer l'acide en ajoutant une quantité à l'eau puis ajoutez une limaille de fer. Quel est l'effet de l'air sur celui-ci ?		

Les propriétés chimiques de l'acide nitrique

① Un agent oxydant qui se décompose à des températures plus élevées que 100 °C en formant le gaz oxygène.



② L'acide **dilué** réagit avec :

(a) Les métaux qui **précèdent** l'hydrogène dans la série d'activité chimique, formant le nitrate métallique et l'hydrogène atomique qui réduit l'acide.



(b) Les métaux qui **suivent** l'hydrogène dans la série d'activité chimique, et la réaction se produit sur la base que l'acide est un agent oxydant, où le métal est oxydé, puis l'oxyde réagit avec l'acide.



③ L'acide **concentré** réagit avec les métaux qui suivent l'hydrogène dans la série d'activité chimique, et le nombre d'oxydation de l'azote dans l'oxyde résultant de la réaction de l'acide concentré avec le cuivre est plus élevé que dans l'oxyde résultant de la réaction de l'acide dilué avec le même métal.



④ Certains métaux qui précèdent l'hydrogène dans la série d'activité chimique, tels que le fer, le chrome et l'aluminium, résistent à l'action de l'acide concentré en formant une couche d'oxyde non poreuse qui empêche la poursuite de la réaction du métal avec l'acide concentré. Ce phénomène est appelé **phénomène de passivation**.

Science, technologie et société (STS)

La diversité des propriétés des éléments du groupe (5A) a été exploitée dans divers domaines technologiques afin d'atteindre les objectifs du développement durable. La diversité des propriétés des éléments du groupe (5A) a été exploitée dans divers domaines technologiques afin d'atteindre les objectifs du développement durable.

1 Azote :

Plus de 80 % de la production d'azote est consommée dans la fabrication **du gaz ammoniac**, qui est à son tour utilisé dans la fabrication **des engrais**.

Le gaz azote est également utilisé dans le secteur industriel pour fournir une atmosphère inerte lors de certains procédés de soudage et dans l'industrie électronique afin de protéger ses composants contre l'oxydation pendant la production et le stockage.

L'azote liquide (figure 27) est utilisé dans la recherche scientifique et en médecine comme indiqué ci-dessous :

- Il est utilisé pour conserver et stocker des échantillons biologiques (Figure 28) tels que les tissus, le sang, le sperme et les ovules pendant de longues périodes.
- Il est utilisé en cryothérapie, comme dans le traitement du cancer de la peau et des verrues (Figure 29).



Figure (27)

Le nitrogène liquide



Figure (28)

L'azote liquide est utilisé pour conserver les échantillons biologiques



Figure (29)

Élimination manuelle des verrues à l'aide d'azote liquide

2 Le phosphore :

(75 : 85 %) de la production de phosphore est consommée dans la fabrication **des engrais**, et la partie restante est utilisée dans de nombreuses applications technologiques, notamment :

- La production de la lumière blanche à partir de la diode électroluminescente bleue (Figure 30).

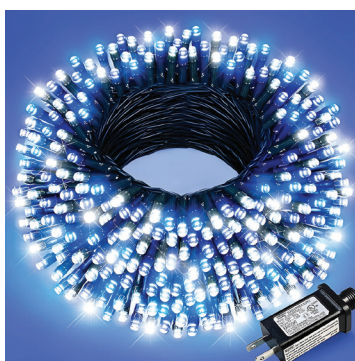


Figure (30)

Diode électroluminescente bleu et blanc

- L'oxyde P_2O_5 est ajouté au verre pour produire un type qui se caractérise par son indice de réfraction élevé, utilisé dans la fabrication des lentilles. D'autres composés de celui-ci sont utilisés comme revêtements **antireflets** sur les lentilles et les lunettes (figure 31).



Avant



Après

Figure (31)

Traitement antireflet des verres de lunettes

3 L'arsenic :

Les usages traditionnels de l'arsenic toxique dans la fabrication des pesticides et la préservation du bois ont diminué en raison de ses risques pour la santé et l'environnement.

En même temps, ses usages augmentent dans le domaine de l'électronique et des énergies renouvelables, comme l'utilisation du composé arséniure de gallium GaAs dans la fabrication des téléphones mobiles, des panneaux solaires flexibles et des lasers (figure 32).



Figure (32)

des panneaux solaires flexibles

4 L'antimoine :

Le composé d'oxyde d'antimoine (III) Sb_2O_3 est utilisé comme retardateur de flamme, car il est ajouté à certains produits fabriqués en plastique, en bois et en tissus afin d'augmenter leur résistance à l'inflammation (figure 33).

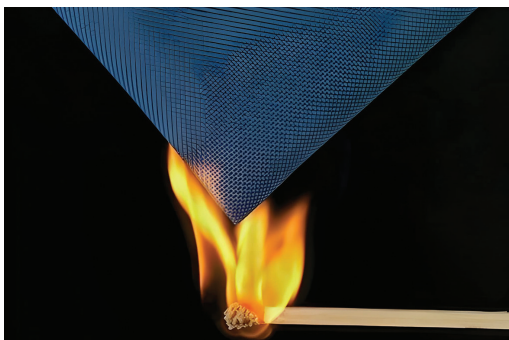


Figure (33)

Oxyde d'antimoine(III), une substance retardeur de flamme

5 Le bismuth :

Le bismuth se caractérise par des propriétés uniques qui le rendent adapté à de nombreuses applications technologiques, comme le montrent les exemples suivants :

- Le faible point de fusion du bismuth le fait utiliser dans la fabrication d'alliages avec l'étain qui fondent à des températures inférieures à 100 °C, utilisés dans les systèmes de détection d'incendie et les gicleurs automatiques (Figure 34).



Figure (34)

Un glisseur automatique

- Il est utilisé comme substitut au plomb dans les soudures sans plomb (Figure 35) employée pour souder les composants des circuits électroniques.



Figure (53)

La soudure de bismuth sans plomb

Évaluation du deuxième chapitre ?

1 Choisissez la bonne réponse parmi les réponses suivantes :

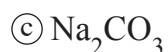
- (1) Le caractère métallique dans les éléments du premier groupe augmente par l'augmentation du
 (a) pourcentage en poids dans la croûte terrestre. (b) point d'ébullition.
 (c) numéro atomique. (d) point de fusion.
- (2) La molécule de phosphore à l'état de vapeur contient
 (a) un seul atome. (b) deux atomes.
 (c) trois atomes. (d) quatre atomes.
- (3) Lors de réagissement du nitrure de magnésium avec l'eau, le gaz.....se dégage.....
 (a) ammoniac. (b) hydrogène.
 (c) oxyde nitrique. (d) dioxyde d'azote.
- (4) Le nombre d'oxydation des éléments du premier groupe dans leurs composés est
 (a) (-1). (b) (+1). (c) (-2). (d) (+2).
- (5) Le superoxyde de potassium est utilisé dans les appareils respiratoires fermés pour remplacer le gaz
 (a) dioxyde de carbone par de l'hydrogène.
 (b) dioxyde de carbone par de l'oxygène.
 (c) oxygène par de l'ammoniac.
 (d) oxygène par du dioxyde de carbone.
- (6) Lorsqu'une tige de verre humidifiée avec de l'acide chlorhydrique concentré est exposée à l'ammoniac gazeux, des fumées blanches denses de se forment.
 (a) carbonate d'ammonium. (b) chlorure d'ammonium.
 (c) chlorure d'hydrogène. (d) sulfate d'ammonium.
- (7) Quel métal alcalin se combine avec l'azote gazeux à température ambiante ?
 (a) Le lithium. (b) Le sodium.
 (c) Le potassium. (d) Le césium.

- (8) La cellule de Downs est utilisée dans
- Ⓐ l'extraction de l'azote à partir de l'air atmosphérique.
 - Ⓑ la préparation de l'acide nitrique.
 - Ⓒ l'extraction du sodium à partir du chlorure de sodium.
 - Ⓓ la préparation de l'hydroxyde de sodium.
- (9) Le procédé Solvay se termine par le chauffage
- Ⓐ du sel de bicarbonate de sodium.
 - Ⓑ du sel de carbonate de sodium.
 - Ⓒ de la solution de bicarbonate de sodium.
 - Ⓓ de la solution de carbonate de sodium.
- (10) L'expérience de la fontaine sert à prouver que l'ammoniac gazeux est
- Ⓐ est moins dense que l'air.
 - Ⓑ est une substance acide.
 - Ⓒ est une substance basique.
 - Ⓓ ne se dissout pas dans l'eau.
- (11) Un sac d'engrais contient du sulfate d'ammonium et du sulfate de potassium. Quels sont les éléments de l'engrais NPK présents dans ce sac ?
- Ⓐ N, P seulement.
 - Ⓑ N, K seulement.
 - Ⓒ K seulement.
 - Ⓓ P seulement.
- (12) Laquelle de ce qui suit exprime la continuation de la réaction du métal chrome avec l'acide nitrique ?

Choix	acide concentré	acide dilué
Ⓐ	✓	✓
Ⓑ	✗	✓
Ⓒ	✓	✗
Ⓓ	✗	✗

- (13) Le métal (X) a le plus petit rayon ionique. Lequel de ce qui suit exprime l'utilisation de (X) ?
- Ⓐ La fabrication des horloges atomiques.
 - Ⓑ La fabrication des batteries des voitures électriques.
 - Ⓒ Le matériau de refroidissement dans certains réacteurs nucléaires.
 - Ⓓ La fabrication de verre résistant aux rayures.
- (14) Le métal (A) est préparé selon le procédé Downs. Laquelle des propositions suivantes exprime le métal (A) ?
- Ⓐ Son point d'ébullition est supérieur à celui de l'eau.
 - Ⓑ Il réagit avec l'oxygène en formant AO_2
 - Ⓒ Le rayon de $K^+ < A^+$
 - Ⓓ Il est utilisé pour fabriquer les alliages des vélos de sport.

(15) Le composé utilisé pour fabriquer du verre avec des surfaces durables et résistantes aux rayures



(16) L'élément M est utilisé dans la fabrication des horloges qui ne s'affectent pas par la chaleur ou la pression, et réagit avec l'oxygène pur sous une pression supérieure à 1 atm pour former



2 Montrez la configuration électronique des éléments suivants selon le principe de la construction ascendante, puis indiquez leurs nombres d'oxydation possibles dans leurs composés :

(1) Potassium $_{19}\text{K}$

(2) Césium $_{55}\text{Cs}$

(3) Nitrogène $_7\text{N}$

3 Commentez ce qui suit :

(1) Les métaux alcalins se caractérisent par leur activité chimique.

(2) La liaison métallique entre les atomes des métaux du groupe 1 est faible.

(3) L'utilisation du césium dans la fabrication des cellules photoélectriques.

(4) L'utilisation des composés superoxyde alcalins dans les appareils respiratoires fermés.

(5) La difficulté de disponibilité du métal césium.

(6) L'eau n'est pas utilisée pour éteindre les feux de sodium.

(7) Le nitrate de sodium n'est pas utilisé dans la fabrication des explosifs.

(8) La variation des produits de la réaction des métaux alcalins avec l'oxygène.

(9) La difficulté d'extraire les métaux alcalins de leurs minerais par les méthodes chimiques ordinaires.

(10) La multiplicité des états d'oxydation de l'azote.

(11) La basicité de l'ammoniac est plus forte que celle du phosphine.

(12) L'utilisation de l'acide chlorhydrique concentré pour détecter l'ammoniac.

4 Écrivez l'équation chimique qui décrit la réaction suivante :

- (1) du sodium avec l'oxygène (à 300 °C).
 - (2) des composés superoxyde alcalins avec le dioxyde de carbone.
 - (3) de la décomposition thermique des nitrates alcalins.
 - (4) de l'électrolyse de la solution concentrée de chlorure de sodium.
 - (5) de l'électrolyse du chlorure de sodium fondu.
 - (6) de la décomposition thermique du nitrite d'ammonium.
-

5 Expliquez l'effet des substances suivantes sur le métal de sodium :

- (1) Acide chlorhydrique.
 - (2) Hydrogène.
 - (3) Eau.
-

6 Expliquez la similitude entre :

- (1) les sels et les hydrures.
- (2) le sel de poudre à canon et le salpêtre chilien.

Unité trois

La chimie nucléaire





Les objectifs

À la fin de l'étude de l'unité de la chimie nucléaire, l'élève doit être capable de :

- 1- Identifier la succession historique de la découverte de la radioactivité des noyaux des atomes d'éléments radioactifs.
- 2- Identifier le concept des isotopes.
- 3- Distinguer entre les rayonnements alpha, bêta et gamma.
- 4- Calculer les conversions de la masse en énergie.
- 5- Définir et calculer l'énergie de liaison nucléaire.
- 6- Illustrer la relation entre l'énergie de liaison nucléaire et la stabilité du noyau.
- 7- Distinguer entre les deux types de radioactivité (naturelle et industrielle).
- 8- Définir la période de demi-vie et comment la calculer.
- 9- Définir le détecteur de fumée et son fonctionnement.
- 10- Comparer entre la fission nucléaire et la fusion nucléaire.
- 11- Calculer la quantité d'énergie produite à partir d'une réaction nucléaire.
- 12- Comparer entre les réactions chimiques et les réactions nucléaires.
- 13- Identifier des applications dans les domaines de la science, de la technologie et de la société.

- En 1896, **Becquerel** découvrit — par coïncidence — que l'un des composés de l'uranium émet des radiations invisibles qui conduisent à la formation d'images ou d'ombres sur des plaques photographiques sensibles. Il prouva que ce rayonnement est émis par tous les composés de l'uranium, et il appela ce phénomène **la radioactivité**.

Chadwick découvrit l'existence **des neutrons** à charge neutre à l'intérieur du noyau. Il appela la somme des nombres de protons et de neutrons par **le nombre de masse (A)** ou ce qu'on appelle **les nucléons** (Figure 2).



(Figure 1)

Henri Becquerel

Nombre de neutrons (N)

= **nombre de masse (A)** – **numéro atomique (Z)**

- En 1942, **Fermi** réussit à initier la première réaction nucléaire artificielle en chaîne. Des études et des recherches suivirent après cela.

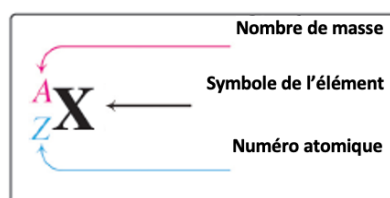


Figure (2)

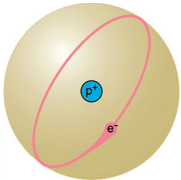
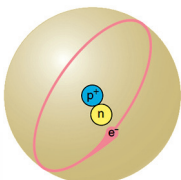
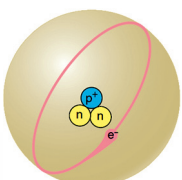
Le nombre de masse et le numéro atomique

Isotopes Isotopes

- Les scientifiques découvrirent qu'il existe des atomes d'un même élément qui diffèrent par leurs nombres de masse mais ont le même numéro atomique, qu'ils ont convenu d'appeler **isotopes**.

Le tableau (1) illustre les isotopes de l'hydrogène (figures 5 à 3) :

Tableau (1)

Isotope	Protium ${}^1_1\text{H}$	Deuterium ${}^2_1\text{H}$	Tritium ${}^3_1\text{H}$
Figure	 Figure (3)	 Figure (4)	 Figure (5)
Numéro atomique	1	1	1
Nombre de masse	1	2	3
Nombre de neutrons	1	1	2

- Les isotopes d'un même élément ont les mêmes propriétés chimiques en raison de leur accord en numéro atomique (et donc du même nombre d'électrons dans le niveau d'énergie externe) et la différence de leurs propriétés physiques à cause de la différence de nombre de masse.

Les types d'isotopes

• Il existe deux types d'isotopes, **qui sont** :

- ① **Les isotopes stables** n'émettent aucun rayonnement, comme l'isotope de l'oxygène 16 – et l'isotope du sodium 23 – .
- ② **Les isotopes radioactifs** possèdent des noyaux instables et émettent des rayonnements (alpha (α), bêta (β), gamma (γ)). L'effet du champ électrique sur eux diffère (Figure 6).

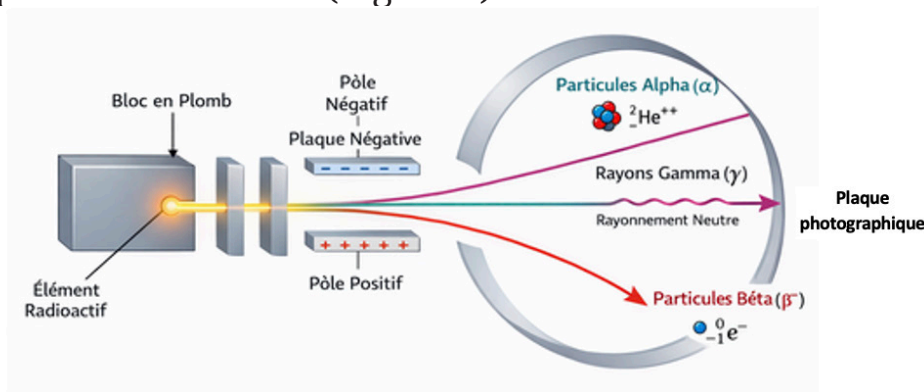


Figure (6)

Effet du champ électrique sur les rayonnements alpha, bêta et gamma

Le tableau (2) montre les points de comparaison entre eux :

Tableau (2)

Point de comparaison	Rayonnement alpha (α)	Rayonnement bêta (β)	rayonnement gamma(γ)
Nature	Noyau d'un atome d'héliu ${}^4_2\text{He}$	Électron à grande vitesse ${}^0_1\text{e}$	Photon de haute énergie
Charge	Charge positif (+2)	Charge négatif (-1)	Charge neutre
L'effet par le champ magnétique	S'affecte	S'affecte	Ne s'affecte pas
L'effet par le champ électrique	Un peu dévié vers le pôle négatif en raison de sa masse relativement grande	Une grande déviation vers le pôle positif en raison de sa faible masse	Ne s'affecte pas

Les calculs de conversion de masse en énergie

- Dans les réactions nucléaires, la masse est convertie en énergie.

La quantité d'énergie E produite de la conversion de la masse peut être calculée dans l'unité :

- Le joule (J) si la masse convertie est en kg en appliquant l'équation **d'Einstein**, comme suit :

$$\begin{array}{ccccc} E & = & m & \times & c^2 \\ \text{(J)} & & \text{(kg)} & & (3 \times 10^8 \text{ m/s})^2 \end{array}$$

- méga électron volt (MeV), si la masse convertie est en unité de masse atomique (u) d'après la relation :

$$\begin{array}{ccccc} E & = & m & \times & 931 \\ \text{(MeV)} & & \text{(u)} & & \end{array}$$

Il est à noter que : $1 \text{ MeV} = 1,6 \times 10^{-13} \text{ J}$

Énergie de liaison nucléaire

- **Toutes les mesures précises des masses des différents noyaux ont prouvé que :**

- Masse du proton 1,0073 u, masse du neutron 1,0087 u et masse de l'électron 0,000548 u
- La masse réelle du noyau (masse des nucléons liés) **est inférieure à** la masse théorique (masse des nucléons séparés) (figure 8).



Application : Noyau de l'atome d'hélium

Masse réelle du noyau ${}^4_2\text{He} = 4,0015 \text{ u}$

La masse théorique du noyau de l'atome d'hélium

$${}^4_2\text{He} = (2 \times 1,0073 \text{ u}) + (2 \times 1,0087 \text{ u}) = 4,032 \text{ u}$$

Quantité de défaut de masse = masse théorique – masse réelle

$$= 0,0305 \text{ u} = 4,0015 \text{ u} - 4,032 \text{ u}$$

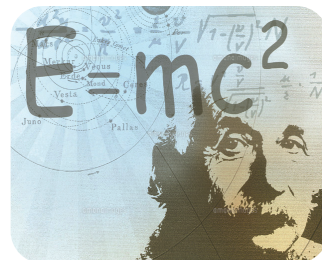


Figure (7)
L'équation d'Einstein

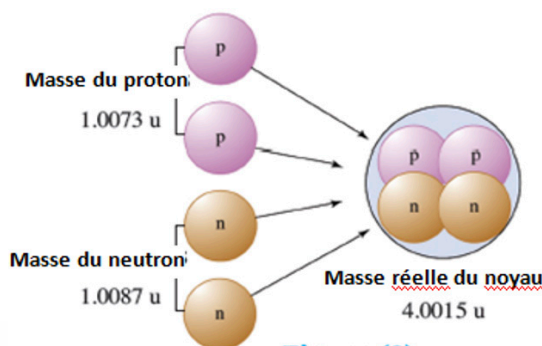


Figure (8)

La masse réelle est inférieure à la masse théorique.

Et **puisque** l'énergie et la masse sont deux formes de la même chose selon la **théorie d'Einstein**, la masse peut être, alors, convertie en énergie et vice versa. La quantité de défaut de masse est équivalente à la quantité d'énergie nécessaire pour surmonter la force de répulsion électrostatique entre les protons à l'intérieur du noyau. Cette énergie est appelée **énergie de liaison nucléaire (BE)**.

- L'énergie de liaison nucléaire dans le noyau de l'atome d'hélium (MeV) = la quantité de défaut de masse (u) $\times 931 = 5030,0 \times 139 = 28,3955$ MeV

Cette quantité représente la quantité d'énergie libérée lors de la formation du noyau de l'atome d'hélium ou la quantité d'énergie absorbée lors de l'effritement du noyau de l'atome d'hélium.

L'énergie de liaison nucléaire pour chaque nucléon ($\frac{BE}{A}$) est également considérée comme une mesure convenable du degré de stabilité nucléaire, **et elle se calcule à partir de la relation :**

$$\text{Énergie de liaison nucléaire pour chaque nucléon } \left(\frac{BE}{A} \right) = \frac{\text{Énergie totale de liaison nucléaire}}{\text{Nombre de nucléons (numéro de masse)}}$$

- L'énergie de liaison nucléaire pour chaque nucléon dans le noyau de

l'atome d'hélium ${}^4_2\text{He} = \frac{28.3955}{4} = 7,099$ MeV

La stabilité du noyau augmente avec l'augmentation de l'énergie de liaison nucléaire pour chaque nucléon ($\frac{BE}{A}$).

Exemple

Calculez l'énergie de liaison nucléaire- en unité de méga électron volts - pour le noyau de l'atome d'oxygène ${}^{16}_8\text{O}$.

Puis calculez l'énergie de liaison nucléaire pour chaque nucléon. [Sachant que : la masse atomique de l'isotope d'oxygène est de 15,995 u, la masse du proton est de 1,0073 u et la masse du neutron est de 1,0087 u.]

Solution

-La masse théorique du noyau de l'atome d'oxygène = $(8 \times 1,0087) + (8 \times 1,0073) = 16,128$ u

-La quantité de défaut de masse (u) = $15,995 - 16,128 = 0,133$ u

-L'énergie de liaison nucléaire = $931 \times 0,133 = 123,823$ MeV

$$\text{L'énergie de liaison nucléaire pour chaque nucléon} = \frac{123.823}{16} = 7,739 \text{ MeV}$$

Les changements nucléaires et l'énergie qui leur est associée

- Les changements qui se produisent dans le noyau de l'atome d'un élément, et qui conduisent à sa transformation en noyau d'un autre atome, sont connus sous le nom de **réactions nucléaires**. L'élément qui subit le changement est appelé **élément parent** tandis que l'élément résultant est appelé **élément fils**.
- La somme algébrique des numéros atomiques et des nombres de masse doit être égale des deux côtés de l'équation nucléaire.
- Il existe deux types de changements qui se produisent à l'intérieur des noyaux des éléments : le premier est connu sous le nom de **radioactivité naturelle** et l'autre sous le nom de **radioactivité artificielle**.

Premièrement La radioactivité naturelle

- Les noyaux des atomes des éléments radioactifs ont tendance à émettre des radiations, telles que : alpha, bêta et gamma, depuis leurs noyaux de manière spontanée afin de se transformer en noyaux d'autres éléments plus stables.

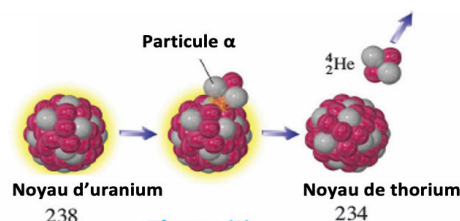
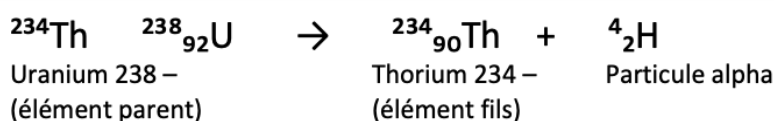
1 Émission alpha α

- La particule alpha α (**le noyau de l'atome d'hélium**) contient 2 protons et 2 neutrons. Elle est notée par le symbole ${}^4_2\text{He}$; c'est pour cette raison, elle est considérée comme **positivement chargée** (2+).

L'émission d'une particule alpha α à partir du noyau d'un atome radioactif conduit à la formation **d'un nouvel élément** dont le numéro atomique est **inférieur de 2** et dont le nombre de masse est **inférieur de 4**.

Exemple :

(1) La transformation de l'isotope de l'uranium ${}^{238}\text{U}$ en isotope de thorium:



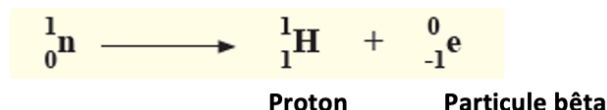
Émissions du particule alpha d'un noyau instable

(2) La transformation de l'isotope d'actinium ${}^{227}\text{Ac}$ en isotope de francium francium



2 Émission de négatron

- Le **négatron** (particule bêta négative β^-), également appelé **électron du noyau** ${}^0_{-1}\text{e}$, provient du noyau de l'atome radioactif suite à la transformation d'un neutron en proton.



L'émission d'un négatron à partir du noyau d'un atome radioactif conduit à la formation d'un **nouvel élément** dont le numéro atomique est **supérieur de 1** sans changement du nombre de masse, comme :

La transformation de l'isotope du carbone 14 – en isotope de nitrogène 14 – (Figure 10).

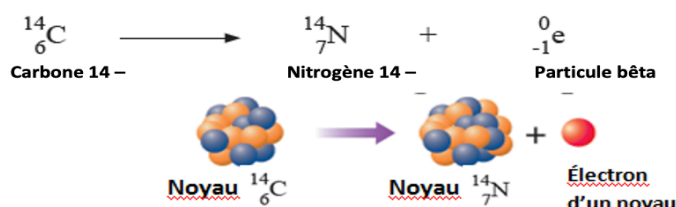
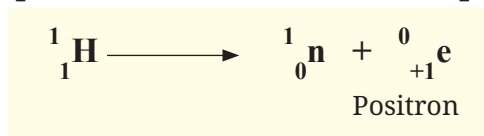


Figure (10)

Émission d'électron d'un noyau à partir d'un noyau instable

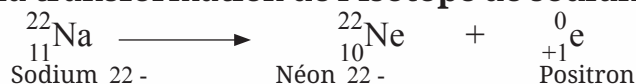
3 Émission de positons

- Le **positron** (particule bêta positive β^+) est similaire à la particule bêta négative à tous égards, sauf qu'il porte une charge positive ${}^0_{+1}\text{e}$.
- Le positron est produit par la transformation d'un proton en neutron.



L'émission d'un positron conduit à la formation d'un **nouvel élément** dont le numéro atomique est **inférieur de 1 sans changement** du numéro de masse, comme :

* La transformation de l'isotope de sodium 22 -en isotope de néon 22 -



4 Émission gamma γ

- L'émission de rayons gamma accompagne souvent l'émission de particules alpha ou bêta.

- **Les rayons gamma γ** sont des photons (rayons électromagnétiques) de haute énergie, sans masse ni charge (figure 11). Par conséquent, leur émission ne provoque aucun changement du nombre de masse ni du numéro atomique de l'élément radioactif, mais elle conduit à la stabilisation du noyau du même élément en libérant l'excès d'énergie du noyau.

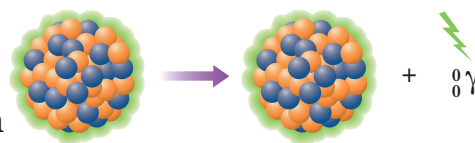


Figure (11)

Émission des rayons gamma à partir d'un noyau d'atome d'un élément radioactif

Exemple : émission gamma à partir du noyau de baryum 137

Temps de demi-vie

- Les scientifiques ont déduit, à partir de l'étude de la radioactivité, que l'activité de la substance radioactive diminue avec le temps (Figure 12). Le temps nécessaire pour la désintégration du nombre des noyaux des atomes de l'élément radioactif au moitié est appelé **temps de demi-vie $t_{1/2}$** et il se répète à des intervalles de temps successifs et égaux. Ce temps varie d'un élément radioactif à un autre .

Le nombre de désintégrations D se calcule à partir de la relation

$$D = \frac{\text{temps totale de désintégration (t)}}{\text{temps de demi-vie } t_{1/2}}$$

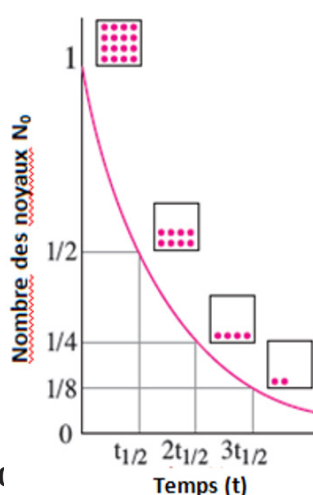


Figure (12)

La relation entre le nombre des noyaux instables et le temps de leur décomposition

- Le temps de demi-vie d'un élément radioactif peut être de plusieurs millions d'années ou de quelques secondes, comme illustré dans le tableau (3).

Exemple

L'isotope de manganèse 56 – se désintègre en perdant des particules bêta, avec un temps de demi-vie de 2,6 h.

Calculez le temps nécessaire pour que la radioactivité d'un échantillon devienne le $\frac{1}{4}$ de ce qu'elle était.

Solution

$$1 \xrightarrow[(1)]{t_{1/2}} \frac{1}{2} \xrightarrow[(2)]{t_{1/2}} \frac{1}{4}$$

$$t = D \times t_{1/2} = 2 \times 2.6 = 5.2 \text{ h}$$

Tableau (3) « À titre illustratif seulement

Isotope radioactif	Temps de demi-vie
Uranium 238 -	4,51 x 10 ⁹ années
Radon 222 -	3,82 jours
Thorium 231 -	25,5 heures
Bismuth 215 -	8 minutes
Polonium 214 -	1,6 x 10 ⁻⁴ seconde

Détecteur de fumée

Le détecteur de fumée est un dispositif utilisé pour déclencher une alarme en cas d'incendie (figure 13). Son principe de fonctionnement dépend de la radioactivité de l'isotope de l'américium 241-, qui se caractérise par une longue demi-vie.

Structure :

- ① Une source de courant électrique.
- ② Un capteur (sonde) contenant l'isotope de l'américium 241-.
- ③ Une puce électronique.
- ④ Une alarme sonore.

Fonctionnement :

- (1) Le capteur est relié à une source de courant électrique ; en même temps, l'isotope de l'américium 241- émet un rayonnement alpha qui ionise les molécules d'air.
- (2) Dans des conditions normales (absence de fumée), les ions de l'air conduisent le courant électrique entre les deux électrodes, ainsi le courant électrique circule dans la puce électronique.
- (3) Lorsqu'un incendie se produit, les particules de fumée montent vers le capteur (sonde), perturbant le processus d'ionisation et empêchant ainsi l'air de conduire le courant électrique. La puce électronique réagit, alors, en dirigeant le courant électrique vers l'alarme sonore, qui émet un signal pour alerter de la présence d'un incendie.

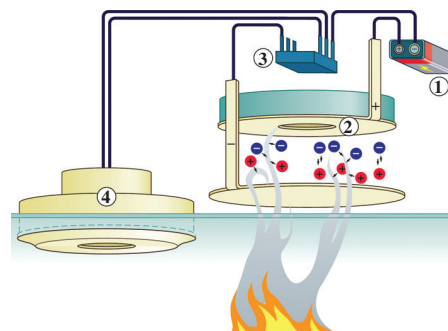


Figure (13)

Détecteur de fumée

Deuxièmement La radioactivité artificielle

La radioactivité artificielle est classée en trois types de réactions, qui sont :

- ① Les réactions de transmutation.
- ② Les réactions de fission nucléaire.
- ③ Les réactions de fusion nucléaire.

1 Réactions de transmutation

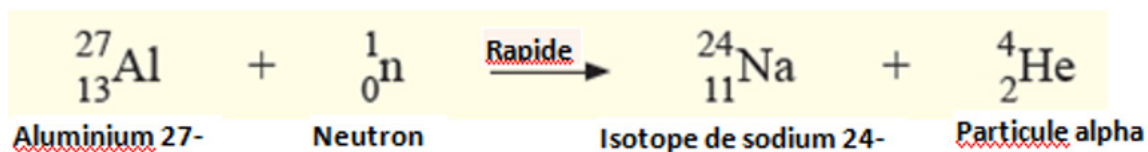
• **Les réactions de transmutation** sont définies comme des réactions nucléaires dans lesquelles le noyau d'un élément (appelé cible) est bombardé par une particule ayant une énergie cinétique appropriée (appelée projectile), le transformant en un nouveau noyau ayant des propriétés physiques et chimiques différentes. Le tableau (4) illustre les projectiles utilisés dans ce type de réactions. Le projectile de **neutron** est considéré comme le meilleur de ces projectiles parce qu'il est électriquement neutre et ne perd pas une partie de son énergie en atteignant le noyau, car il n'est pas affecté par les électrons entourant le noyau.

Tableau (4)

Projectile	symbole
Alpha	${}^4_2\text{He}$
proton	${}^1_1\text{H}$
Neutron	${}^1_0\text{n}$
Deuteron	${}^2_1\text{H}$

Parmi les exemples des réactions de transmutation:

- La transformation de l'isotope de l'aluminium 27- en isotope du sodium 24- en utilisant le projectile **de neutron**.



2 Réaction de fission nucléaire

- Les réactions de fission nucléaire sont définies comme des réactions dans lesquelles le noyau d'un atome radioactif (lourd) est bombardé par un projectile nucléaire léger ayant une faible énergie cinétique, se scindant en deux noyaux de nouveaux éléments plus stables. Leurs masses combinées sont inférieures à la masse de l'élément radioactif. Un certain nombre de neutrons et une énorme quantité d'énergie sont également produits (figure 14).

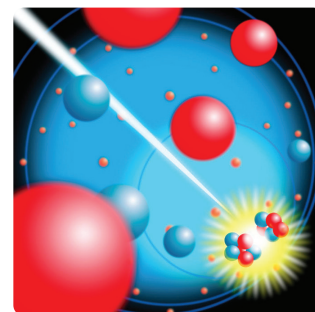
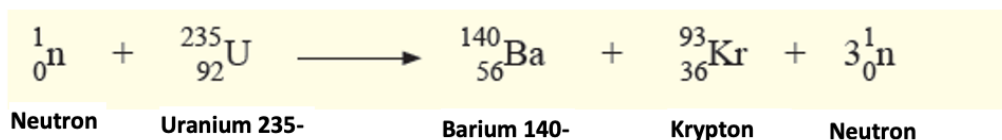


Figure (14)

Fission nucléaire

Comme l'illustre la fission de l'isotope d'uranium 235:



Les neutrons produits de la réaction de fission agissent comme des projectiles pour des réactions de fission similaires ; ainsi, la réaction de fission se poursuit une fois qu'elle commence. C'est pour cela qu'on l'appelle **réaction de fission en chaîne** (figure 15).

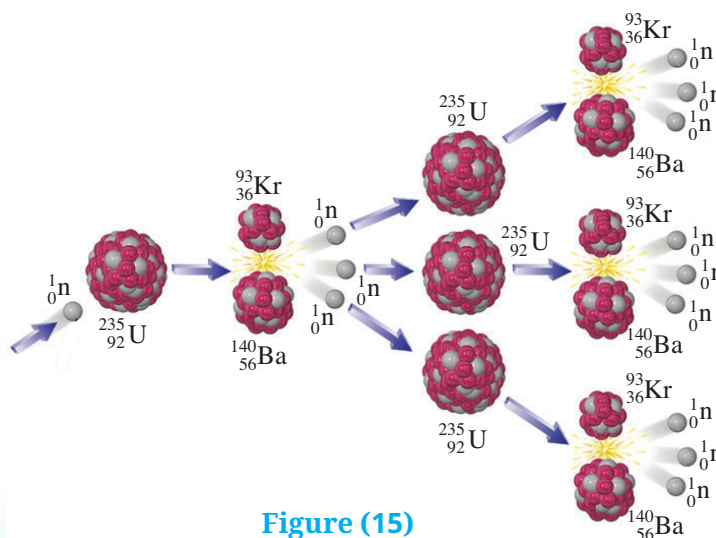


Figure (15)

Réaction de fission en chaîne

- applications pacifiques importantes des réactions de fission en chaîne. La réaction principale qui s'y produit est la fission de l'isotope de l'uranium 235- (combustible nucléaire) par bombardement avec des neutrons lents.

Le projet du réacteur d'El-Dabaa (figure 16) est considéré comme la première centrale nucléaire de la génération de l'électricité en Égypte



Figure (16)

Modèle du réacteur d'El-Dabaa

Enrichissement de l'uranium

- **L'uranium naturel contient :**

- L'isotope de l'uranium 238- à environ 99,3 %, qui n'est pas fissile.

- L'isotope de l'uranium 235- à environ 0,7 %, qui est fissile.

Par conséquent, on procède à l'augmentation de la proportion de l'isotope de l'uranium 235- dans l'uranium naturel, et ce processus est connu sous le nom d'enrichissement de l'uranium. Le pourcentage d'enrichissement varie selon le type de réaction nucléaire visée.

Dans les réacteurs de production d'énergie, par exemple, l'enrichissement est faible (3 à 5 %), tandis qu'il dépasse 90 % dans la fabrication d'armes nucléaires interdites au niveau international.

Les réactions de fission produisent une énorme quantité d'énergie thermique. L'énergie produite par la fission de 1 g d'uranium 235- équivaut à l'énergie thermique produite par la combustion de 3 tonnes de charbon.

3 Réactions de fusion nucléaire

- Les réactions de **fusion nucléaire** sont définies comme le processus de fusion de deux noyaux légers pour former le noyau d'un autre élément dont la masse est inférieure à la somme des masses des noyaux fusionnés, où le défaut de masse est converti en énergie, conformément à la loi d'Einstein.

Les réactions de fusion nucléaire (figure 17) sont considérées comme l'opposé des réactions de fission nucléaire.

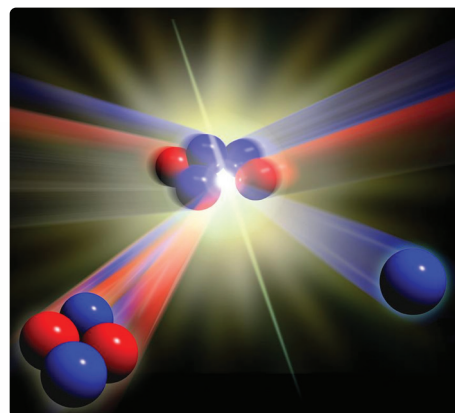


Figure (17)

Fusion nucléaire

Parmi les exemples de réactions de fusion qui se produisent dans les réacteurs nucléaires à fusion ; il y a la réaction représentée dans la figure (18).

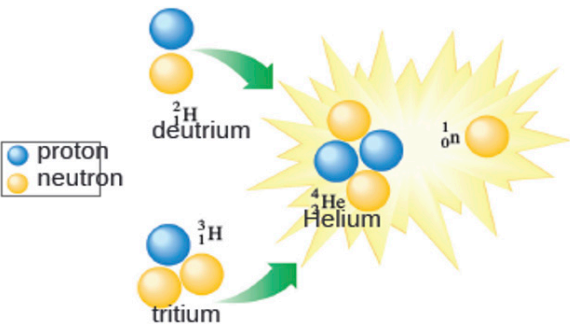
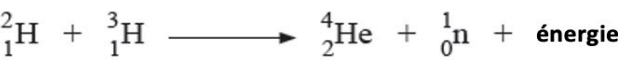
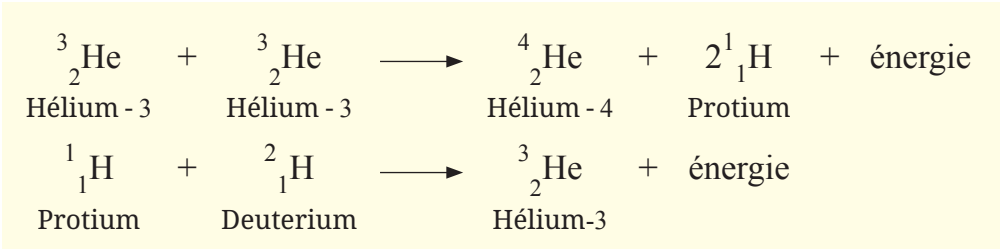


Figure (18)

Fusion du noyau de deutrium avec celui de tritium



- Et parmi les réactions de fusion nucléaire qui se produisent à l’intérieur de l’étoile du Soleil:



- Les différences entre les réactions chimiques et les réactions nucléaires peuvent être résumées dans le tableau (5) :

Tableau (5)

les réactions chimiques	les réactions nucléaires
•Se produisent à travers les électrons du niveau d’énergie externe.	•Se produisent à travers les nucléons du noyau.
•Suivent la loi de conservation de la matière.	•Suivent la loi de conservation de l’énergie.
Se produisent souvent dans des conditions simples.	•se produisent dans des conditions complexes et avec des précautions de sécurité spéciales.
• S’accompagnent de la libération ou de l’absorption d’une quantité limitée d’énergie .	• S’accompagnent de la libération de quantités énormes d’énergie.

Science, Technologie et société (STS)

• **Les rayonnements nucléaires** sont considérés comme un pilier fondamental dans un grand nombre d'applications technologiques pacifiques qui favorisent le progrès dans de nombreux domaines, tels que:

A Le domaine de la médecine

• Les isotopes radioactifs sont utilisés dans l'imagerie, le diagnostic et le traitement. **Les plus importants d'entre eux sont :**

* **L'isotope du technétium 99:**

C'est l'un des isotopes radioactifs les plus utilisés en médecine moderne, en particulier pour l'imagerie des os et des poumons.

* **L'isotope du thallium 201:**

Utilisé pour évaluer le degré de l'activité du cœur.

B Le domaine de l'industrie

• **Le rayonnement nucléaire émis par les isotopes radioactifs est utilisé dans:**

- La détection des emplacements de fuite dans les pipelines de gaz naturel et de pétrole.
- Les batteries nucléaires, caractérisées par une longue durée de vie et une haute performance pouvant atteindre 80 ans.
- Certaines réactions industrielles, comme l'utilisation des rayons gamma comme alternative à la chaleur et la pression élevées, et les catalyseurs dans certaines réactions chimiques afin de transformer les molécules non ionisées en ions, ce qui facilite la réalisation de ces réactions.

C Le domaine de l'agriculture

• Les isotopes radioactifs sont utilisés pour éliminer les insectes nuisibles en les exposant aux rayons gamma émis par l'isotope cobalt-60. Ils sont également utilisés dans la sélection et le développement de variétés de blé résistantes à la sécheresse et à la salinité, et pouvant être cultivées dans des environnements désertiques. Certains rayonnements sont aussi utilisés pour tuer les bactéries qui altèrent les aliments, sans changer le goût ni la qualité (figure 19).



Figure (19)

Deux échantillons de fraises ont été laissées à l'air pendant trois jours (L'échantillon à gauche a été exposé aux rayons gamma)

d Le domaine de la recherche scientifique

- Les isotopes sont utilisés dans de nombreuses études scientifiques, **telles que** :

- * Le suivi du trajet du phosphore dans les plantes en mélangeant du phosphore normal avec du phosphore radioactif, et en déterminant le moment où il atteint les feuilles de la plante à l'aide d'un compteur Geiger (figure 20) utilisé pour détecter le rayonnement nucléaire rayonnements nucléaires.

La détermination de la source de l'oxygène produit lors du processus de photosynthèse en utilisant l'isotope de l'oxygène 18-, où il a été constaté que sa source est l'eau et non pas le gaz CO_2 .

- Il est utilisé pour estimer l'âge des momies des pharaons en utilisant l'isotope du carbone 14- (figure 21).



Figure (20)

Le compteur Geiger



Figure (21)

La momie du roi Ramsès III

Évaluation de la troisième unité



1 Choisissez la bonne réponse parmi celles données :

(1) Le nombre de nucléons est représenté par

- Ⓐ les protons et les électrons.
- Ⓑ les protons et les neutrons.
- Ⓒ les particules d'alpha et le particule de bêta.
- Ⓓ les positrons et les électrons.

(2) Les isotopes d'un même élément sont identiques dans tout ce qui suit, **sauf**

- Ⓐ le nombre des protons.
- Ⓑ le nombre des électrons.
- Ⓒ les propriétés physiques.
- Ⓓ les propriétés chimiques.

(3) Tout ce qui suit est affecté par le champ électrique, **sauf**

- Ⓐ les rayons alpha.
- Ⓑ les rayons de positron.
- Ⓒ les rayons bêta.
- Ⓓ les rayons gamma.

(4) 0.00234 u d'une substance est convertie en énergie de

- Ⓐ 2,179 MeV
- Ⓑ 5,146 MeV
- Ⓒ 9,302 MeV
- Ⓓ 13,541 MeV

(5) L'émission d'une particule alpha du noyau d'un atome de radium - 226 conduit à la formation de l'isotope

- Ⓐ radon - 220
- Ⓑ radon - 222
- Ⓒ thorium - 232
- Ⓓ thorium - 228

(6) Le positron est produit par la transformation de

- Ⓐ proton en électron.
- Ⓑ neutron en proton.
- Ⓒ électron en neutron.
- Ⓓ proton en neutron.

(7) Un échantillon d'un élément radioactif contient 4.8×10^{12} atomes et sa demi-vie est de 2 ans. Quel est le nombre d'atomes désintégrés après 8 ans ?

- Ⓐ 2.4×10^{12} atomes
- Ⓑ 4.2×10^{12} atomes
- Ⓒ 3.6×10^{12} atomes
- Ⓓ 4.5×10^{12} atomes

(8) Le fonctionnement du détecteur de fumée dépend de l'isotope

- Ⓐ américium - 241
- Ⓑ uranium - 235
- Ⓒ nitrogène - 14
- Ⓓ magnésium - 24

(9) L'isotope de l'azote -14 , bombardé par une particule alpha, est converti en isotope

- ① fluorine - 17 ② oxygène - 17 et un proton.
③ néon - 20 ④ oxygène - 17 et un neutron.

(10) Pour faire fonctionner les réacteurs électriques (génération de l'électricité), il faut un enrichissement de l'uranium, pour que le pourcentage atteigne

- ① uranium - 235 à 5% ② uranium - 235 à 90%
 ③ uranium - 238 à 5% ④ uranium - 238 à 90%

(11) Quand le noyau de X fusionne avec le noyau de Y, un noyau d'hélium 4, un neutron et de l'énergie sont formés. Quels sont les noyaux X et Y respectivement?

- ① Déutérium et tritium. ② Déutérium et protium.
 ③ Tritium et protium. ④ Tritium et tritium.

(12) Quel isotope est utilisé pour identifier la source de l'oxygène produit par le processus de la photosynthèse ?

- (a) Carbon - 12 (b) Oxygene - 16
(c) Carbon - 14 (d) Oxygene - 18

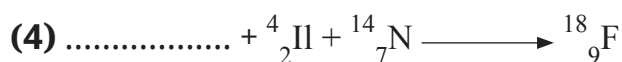
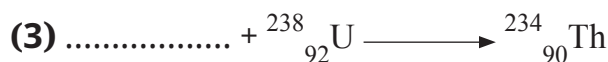
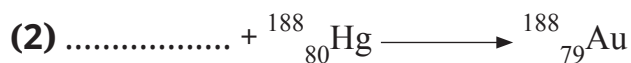
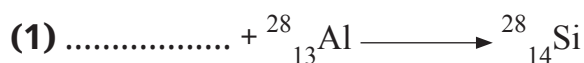
(13) Lequel de ce qui suit pourrait être le temps nécessaire pour la désintégration de 53,125 % des noyaux d'un élément radioactif avec une demi-vie de 32 min ?

- Ⓐ 64 min Ⓑ 34 min Ⓒ 30 min Ⓓ 21 min

2 Remplissez les cases du tableau suivant avec les informations appropriées :

$^{197}_{79}\text{Au}$	$^{118}_{50}\text{Sn}$	$^{91}_{39}\text{Y}$	$^{23}_{11}\text{Na}$	Éléments
79		39		Nombre de protons
.....		50		Nombre de neutrons
.....	50		11	Nombre d'électrons
197	118			Nombre de nucléons

3 Complétez les équations nucléaires suivantes:

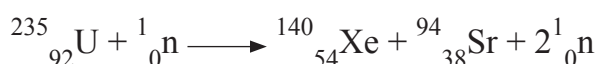


4 Comparez entre chacun de ce qui suit :

(1) Rayonnement alpha, bêta et gamma.

(2) Réactions chimiques et réactions nucléaires .

5 Calculez la quantité d'énergie produite par la réaction suivante, estimée en unité (MeV):



Et en connaissant les données indiquées dans le tableau ci-contre.

masse (u)	Substance
235.044	$^{235}_{92}\text{U}$
1.0087	^1_0n
139.905	$^{140}_{54}\text{Xe}$
93.906	$^{94}_{38}\text{Sr}$

6 Calculez le nombre de particules alpha émises par le noyau de l'isotope du thorium $^{228}_{90}\text{Th}$ afin de se transformer en l'isotope du polonium $^{216}_{84}\text{Po}$

7 Si la demi-vie de l'isotope du cobalt 60- est de 5,3 ans, calculez la masse restante d'un échantillon de masse 1 mg après 15,9 ans

8 Expliquez le principe de fonctionnement du détecteur de fumée.

9 Expliquez l'importance de chacun des isotopes suivants :

(1) L'isotope du thallium 201- dans le domaine de la médecine.

(2) L'isotope du cobalt 60- dans le domaine de l'agriculture.

(3) L'isotope de l'oxygène 18- dans le domaine de la recherche.



