

Chimie

Deuxième année secondaire - Premier semestre 2026-2027

nezakr.natega4dk.net



Chimie

Préparation

Prof. Dr. Gaber Abd El-Wahab Al-Anany

Prof. Dr. Mohamed Samir Abd El-Moaz

Mr. Ibrahim Eliwa Hamam

Dr. Ahmed Foaad El-Shayeb

Mrs. Samihah Al-Sayed Ali

Comité de révision

Mr. Essam Rushdi Fam

Mr. Salah Jundi Bishta

Mrs. Sahar Ali Mashhour

Dr. Sahar Ibrahim Mohsen

Mr. Abdullah Abd El-Wahid

Mr. Sameh Abd El-Aziz

Ont Participé à la révision et au développement

Educational Content Management at the Company GPS للطبع والنشر والتوزيع

Conseillère de sciences

Dr. Aziza Rajab Khalifa

Comité de traduction

Mme / Caroline Saïd Azer

Mme / Chérine Heshmat Abdel Hakam

Mme / Sahar Sayed Badawy

Supervision générale

Dr. Akram Hassan Mohammed

Assistant du Ministre chargé des Affaires des Programmes éducatifs

et Superviseur de l'administration centrale pour le développement des Programmes

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

nezakr.natega4dk.net

nezakr.natega4dk.net

Introduction

Dans le cadre du développement de l'éducation pour suivre le rythme des changements mondiaux et locaux,et dans la continuité des efforts soutenus déployés par le Ministère de l'Éducation pour élever le niveau des contenus des programmes et les relier à la société et à l'environnement,le Ministre de l'Éducation a chargé une réévaluation et une révision du contenu scientifique de la matière de chimie pour la deuxième année du secondaire.

Le comité chargé d'apporter les modifications et ajouts nécessaires a abouti à :

(1) Éliminer les répétitions et les éléments superflus injustifiés, exclure les parties déjà étudiées par l'élève, et reformuler certains passages du livre de manière logique, progressive et organisée.

(2) Ajouter de nouveaux concepts et applications afin de suivre les 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 dans la compréhension de certains sujets pour renforcer les capacités intellectuelles.

(5) Préparer des figures explicatives et les utiliser pour illustrer les concepts scientifiques.

(6) Définir les objectifs visés par l'étude de chaque chapitre du livre, placés dans son introduction, afin de donner à l'élève et à l'enseignant un indicateur du niveau d'acquisition atteint.

(7) Diversifier les moyens d'évaluation afin de mesurer les différents niveaux d'apprentissage.

Le manuel, dans sa forme actuelle, comprend trois chapitres intégrés et interdépendants, reflétant une harmonie avec le contenu des manuels de chimie des programmes internationaux, et comprenant des applications industrielles et environnementales utiles.

Il manifeste un intérêt clair pour le développement des compétences de compréhension, d'analyse et d'innovation,en conformité avec les normes nationales établies par le ministère pour le développement du programme de chimie.

Nous espérons que ce manuel, dans sa nouvelle version, sera une source précieuse de connaissances dans le domaine de la chimie, qu'il atteindra les objectifs souhaités et constituera un soutien efficace pour nos élèves, à qui nous souhaitons succès et prospérité.

Comité de développement

nezakr.natega4dk.net

Le contenu du livre

Premier semestre

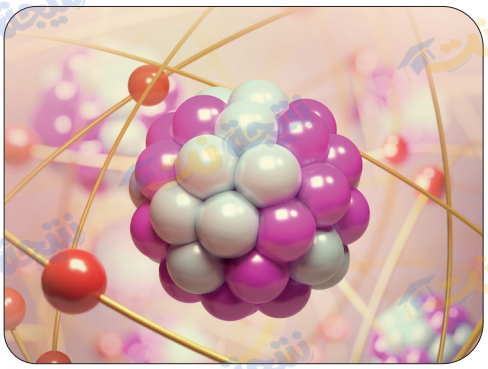
Premier chapitre

Le calcul chimique 6



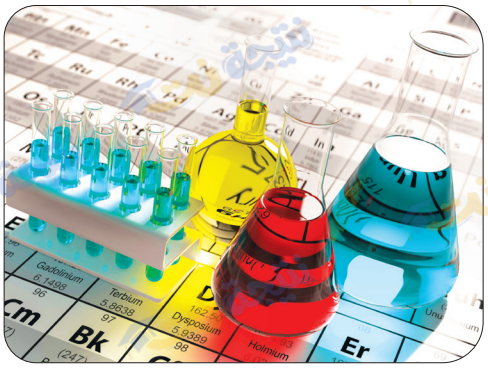
Deuxième chapitre

La structure de l'atome 22



Troisième chapitre

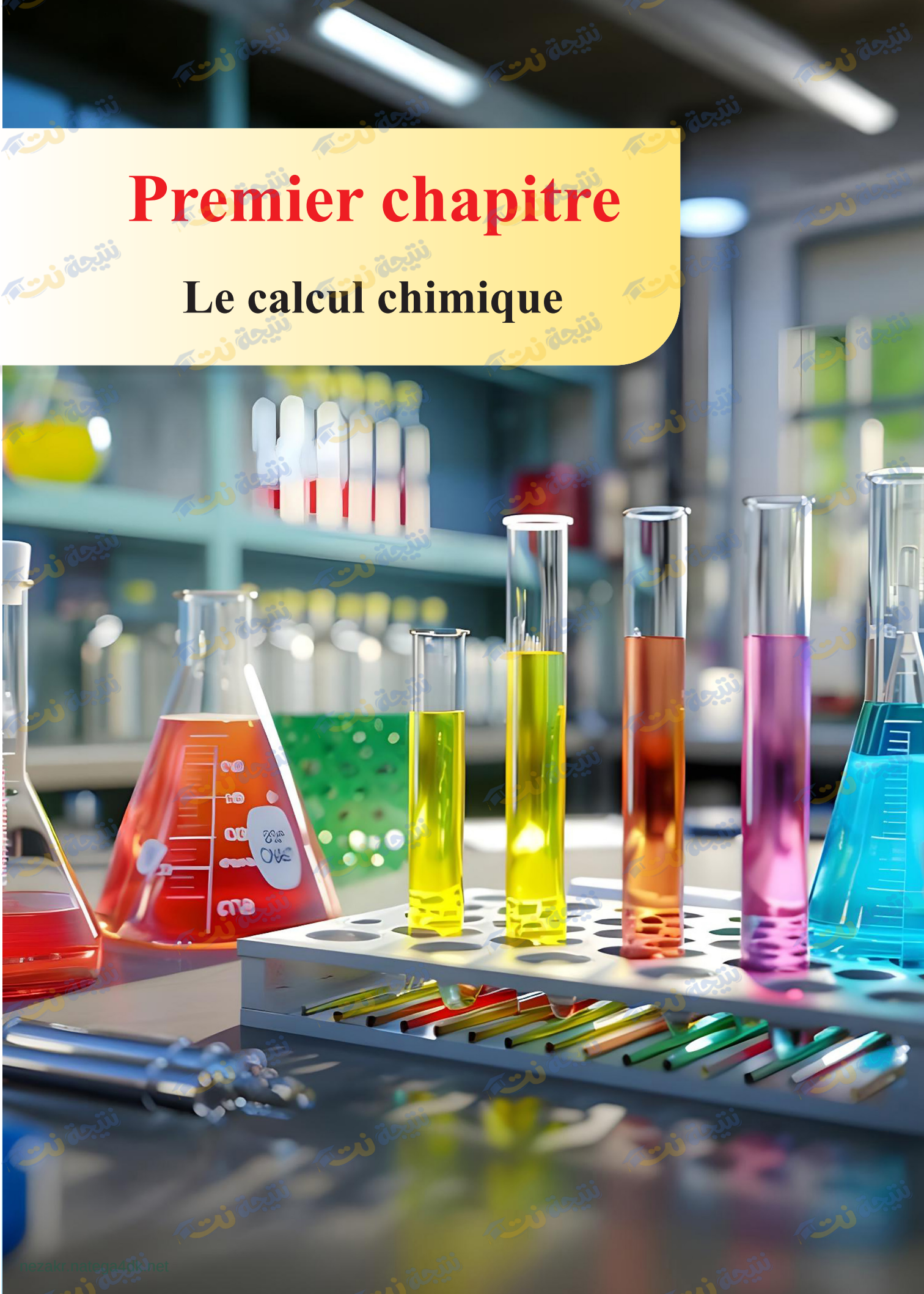
Le tableau périodique et la classification des éléments 40



nezakr.natega4dk.net

Premier chapitre

Le calcul chimique



nezakr.nateqa4dk.net



Les objectifs

À la fin de ce chapitre, l'élève devra être capable de :

1- Définir la mole.

2- Calculer les masses molaires de certains composés.

3-Appliquer l'hypothèse d'Avogadro dans les calculs chimiques concernant les réactions gazeuses.

4- Déterminer le réactif limitant d'une réaction.

5- Distinguer entre la formule empirique et la formule moléculaire.

6- Calculer la formule moléculaire de certains composés.

7-Calculer les volumes des gaz réactifs ou produits dans une réaction chimique.

8-Calculer la concentration molaire (ou la molarité) de certaines solutions.

nezakr.natega4dk.net

La Mole

La quantité d'une substance chimique s'exprime dans le Système international d'unités (SI) en unités de mole, et la mole de toute substance contient un nombre fixe de particules (molécules, atomes ou ions) connu sous le nom de **nombre d'Avogadro**, qui est égal à 6.02×10^{23}

Nombre de particules = Nombre de moles de particules × Nombre d'Avogadro

Exemple

Calculer le nombre d'atomes d'hydrogène dans 2 moles de méthane CH_4.

La solution

∵1 mole de CH_4 contient 4 mol d'atomes d'hydrogène

∴ 2 moles de CH_4 contiennent 8 mol d'atomes d'hydrogène

Le nombre d'atomes d'hydrogène = $6.02 \times 10^{23} \times 8$

$= 48.16 \times 10^{23}$ atome

La masse molaire est la masse atomique relative en grammes de l'élément, la masse moléculaire en grammes, estimée en unités (g/mol), qui représente la somme des masses atomiques relatives en grammes des éléments constituant la molécule.

Application

1 Calculer la masse molaire de l'eau H_2O en fonction des masses atomiques relatives en grammes des éléments qui constituent une molécule d'eau. **[H = 1 , O = 16]**

La solution

La masse molaire de $H_2O = 16 + (2 \times 1) = 18$ g/mol

2 Calculer la masse molaire des cristaux hydratés de sulfate de cuivre bleu $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

[Cu = 63.5 , S = 32 , O = 16 , H = 1]

La solution

$$\underset{\downarrow}{Cu} \quad \underset{\downarrow}{S} \quad \underset{\downarrow}{O_4} \quad \cdot \quad \underset{\swarrow\ \searrow}{5H_2O}$$

$$63{,}5 + 32 + (16 \times 4) + 5\,[(1 \times 2) + 16] = 249{,}5 \text{ g/mol}$$

nezakr.natega4dk.net

La relation entre la masse d'une substance, le nombre de moles et sa masse molaire est donnée par la relation suivante :

$$\text{Nombre de moles (mol)} = \frac{\text{Masse de la substance (g)}}{\text{Masse molaire (g/mol)}}$$

Exemple

Un échantillon de carbonate de sodium d'une masse de 265 g
Étant données les masses atomiques relatives des éléments constituants :

[Na = 23 , C = 12 , O = 16]

Calculez

1. Le nombre de moles de l'échantillon.
2. Le nombre de moles d'ions sodium contenus dans l'échantillon.
3. Le nombre d'ions de sodium produits lors de la dissolution de l'échantillon dans l'eau.

La solution

1. Masse molaire de $Na_2CO_3 = (2 \times 23) + 12 + (3 \times 16) = 106$ g/mol

$$\text{Nombre de moles} = \frac{\text{Masse de la substance}}{\text{Masse molaire}} = \frac{265}{106} = 2{,}5 \text{ moles}$$

2. $Na_2CO_{3(s)} \xrightarrow{\text{eau}} 2Na^+_{(aq)} + CO^{2-}_{3(aq)}$

1 mole 2 mole

∵ Chaque mole de Na_2CO_3 contient 2 moles d'ions Na^+ .

∴ Donc, le nombre de moles d'ions Na^+ dans l'échantillon $= 2 \times 2{,}5 = 5$ moles d'ions

3. ∵ Le nombre d'ions Na^+ nombre de moles d'ions $Na^+ \times$ nombre d'Avogadro.

∴ Donc, le nombre d'ions $Na^+ = 5 \times 10^{23} \times 6{,}02 = 30{,}1 \times 10^{23}$ ions

Le volume molaire des gaz

La loi d'Avogadro énonce qu'une mole de n'importe quel gaz occupe le même volume dans les mêmes conditions de pression et de température.
Il a ensuite été établi qu'une mole de tout gaz occupe un volume de 22,4 L dans les conditions normales de température et de pression (TPN), c'est-à-dire à une température de (273 K) 0°C et à une pression atmosphérique normale de (760 mmHg) 1 atm,ou bien un volume de 24 L à la température ambiante (TPA), c'est-à-dire à 25°C (298 K) et à une pression atmosphérique normale.

nezakr.natega4dk.net

Le postulat d'Avogadro énonce que des volumes égaux de gaz différents, dans les mêmes conditions de pression et de température, contiennent le même nombre de molécules.



Une mole de n'importe quel gaz contient le nombre d'Avogadro de molécules.

Le tableau suivant montre la relation entre le nombre de moles, le volume et le nombre de molécules pour certains gaz aux conditions normales de température et de pression (TPN) et aux conditions de température et de pression ambiantes (TPA)

Gaz	O_2	N_2	H_2
Nombre de moles	1 mole	1 mol	1 mol
Volume (à TPN)	22.4 L	22.4 L	22.4 L
Volume (à TPA)	24 L	24 L	24 L
Nombre de molécules	$6{,}02 \times 10^{23}$ molécules	$6{,}02 \times 10^{23}$ molécules	$6{,}02 \times 10^{23}$ molécules
Masse molaire	32 g/mol	28 g/mol	2 g/mol

Exemple

Calculez le volume occupé par 1.6 g de méthane (CH_4) dans les conditions suivantes:

① TPN (température et pression normales) ② TPA (température et pression ambiantes)

[C = 12 , H = 1]

La solution

Masse molaire de $CH_4 = 12 + (4 \times 1) = 16$ g/mole

Nombre de moles de $CH_4 = \frac{1{,}6}{16} = 0{,}1$ mole

① Volume du gaz (à TPN) $=0{,}1 \times 22{,}4 = 2{,}24$ L

② Volume du gaz (à TPA) $=0{,}1 \times 24 = 2{,}4$ L

nezakr.natega4dk.net

Calcul chimique à partir de l'équation symbolique équilibrée

L'équation symbolique équilibrée est utilisée pour calculer ou déterminer :

(1) Les masses des substances ,(2) Le nombre de moles,

(3) Le nombre de particules, (4) Les volumes des gaz,

(5) Le réactif limitant de la réaction.

Application (1)

L'eau acidifiée est électrolysée selon l'équation équilibrée suivante :

$$2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

Calculez: **[H = 1 , O = 16]**

(1) Le nombre de moles d'eau nécessaires pour produire 2,5 moles d'oxygène.

(2) La masse d'eau nécessaire pour produire 2 g d'hydrogène.

(3) Le nombre de molécules d'oxygène produites par la décomposition de 1 mole d'eau.

La solution

(1)

$$2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow O_{2(g)}$$

2 moles 1 mole

? moles 2.5moles

Le nombre de moles de $H_2O = 2.5 \times 2 = 5$ moles

(2)

$$2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2H_{2(g)}$$

$2\,(2 + 16) = 36$ g $\quad 2\,(1 \times 2) = 4$g

? g 2 g

(3) La masse d'eau= $\dfrac{36 \times 2}{4} = 18$ g

$$2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow O_{2(g)}$$

2 moles 1 mole

1 mole ? mole

Le nombre de moles de $H_2O = \dfrac{1 \times 1}{2} = 0.5$ mole

Le nombre de molécules d'$O_2 = 0{,}5 \times 6{,}02 \times 10^{23}$

$= 3{,}01 \times 10^{23}$ molécules

nezakr.natega4dk.net

Application (2)

Le nitrate de potassium se décompose sous l'effet de la chaleur selon l'équation symbolique suivante :

$$2KNO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2KNO_{2(s)} + O_{2(g)}$$

Calculez le volume de dioxygène produit lors de la décomposition de 5 moles de KNO_3 dans les conditions suivantes :

① TPN ② TPA

$$2KNO_{3(s)} \longrightarrow O_{2(g)}$$

2 moles 1 mole

5 moles ? mole

Nombre de moles de O_2 produites $= \frac{5}{2} = 2,5$ moles

① Volume de O_2 (à TPN) $=2,5\times22,4=56$ L

② Volume de O_2 (à TPA) $=2,5\times24=60$ L

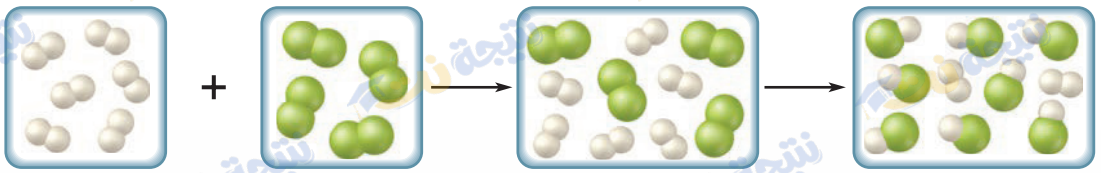
Le réactif limitant de la réaction

Le gaz hydrogène réagit avec le gaz fluor selon l'équation équilibrée suivante :

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

1 mole 1mole 2 mole

Que se passe-t-il lorsqu'on ajoute 6 moles d'hydrogène à 4 moles de fluor dans le récipient de réaction comme indiqué dans la figure suivante?



6 moles d'H_2 — 4 moles de F_2 — Mélange des réactifs — Résultat de la réaction :8 moles de fluorure d'hydrogène (HF) produites. Substance restante : 2 moles de H_2

Toute la quantité de fluor (4 moles) est complètement consommée lors de la réaction avec 4 moles d'hydrogène, ce qui forme 8 moles de fluorure d'hydrogène (HF).Il reste 2 moles d'hydrogène non réagies (quantité en excès).

Le fluor est décrit dans cette réaction comme Le réactif limitant ou (la matière limitante), car il est entièrement consommé dans la réaction et c'est celui qui détermine la quantité de produits formés.

nezakr.natega4dk.net

Calcul du réactif limitant

Le réactif limitant se détermine en comparant le rapport entre le nombre de moles présentes dans le milieu réactionnel et le nombre de moles indiqué dans l'équation chimique équilibrée pour chaque réactif.

Le réactif dont le rapport est le plus petit est le réactif limitant : c'est celui qui est entièrement consommé et qui arrête la réaction, même s'il reste un excès des autres réactifs.

Exemple

D'après la réaction : $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(\ell)}$

Montrez par des calculs chimiques:

(1) Le réactif limitant lorsque l'on mélange 14,4 L de dioxygène (O_2) avec 24 L de dihydrogène (H_2) (à TPA) dans des conditions favorables à la réaction.

(2) La masse en excès de l'autre réactif.

(**H = 1 , O = 16**)

La solution

(1) $\text{Nombre de moles} = \dfrac{\text{Volume du gaz}}{24}$

$\text{Nombre de moles données de } O_2 = \dfrac{14,4}{24} = 0.6 \text{ mole}$

$\text{Nombre de moles données de } H_2 = \dfrac{24}{24} = 1 \text{ mole}$

Rapport du nombre de moles de chaque réactif =

$$\frac{\text{Nombre de moles donné}}{\text{Nombre de moles dans l'équation équilibrée}}$$

$\text{Rapport du nombre de moles de } O_2 = \dfrac{0,6}{1} = 0,6$

$\text{Rapport du nombre de moles de } H_2 = \dfrac{1}{2} = 0,5$

∵ Le rapport du nombre de moles de H_2 est le plus petit.

∴ Le réactif limitant dans cette réaction est l'hydrogène.

nezakr.natega4dk.net

② 2 moles de H_2 $\xrightarrow[\text{complètement avec}]{\text{réagissent}}$ 1 mole de O_2 (D'après l'équation chimique équilibrée)

$2 \times 1 \times 2 = 4$ g $\longrightarrow$ $1 \times 16 \times 2 = 32$ g

$1 \times 1 \times 2 = 2$ g ? g

Masse de O_2 réagissant $= \frac{32 \times 2}{4} = 16$ g

Masse de O_2 donnée $= 0{,}6 \times 32 = 19{,}2$ g

Masse d' O_2 en excès (non réagie) $= 19{,}2 - 16 = 3{,}2$ g

Calcul des formules chimiques

Les formules chimiques des composés sont classées selon le type d'informations qu'elles fournissent en trois types principaux :

• La formule empirique .• La formule moléculaire .• La formule développée (ou structurale).

La formule empirique exprime le rapport numérique entier le plus simple entre les atomes ou les ions des éléments constituant la molécule.

La formule moléculaire indique les types et le nombre d'atomes ou d'ions présents dans la molécule.

La formule développée (ou structurale) montre les types et le nombre d'atomes des éléments dans la molécule ainsi que le type de liaisons qui les unissent.

Le tableau suivant présente la formule empirique et la formule moléculaire de quelques composés :

Composé	Formule empirique	Formule moléculaire
Éthane	CH_3	C_2H_6
Peroxyde d'hydrogène	HO	H_2O_2
Hydrazine	NH_2	N_2H_4

On en conclut que **les formules empiriques** des composés inconnus sont déterminées à partir du pourcentage des éléments constituant le composé, en considérant que ce pourcentage représente les masses de ces éléments présentes dans 100 g du composé.

À l'aide des résultats expérimentaux, cette détermination **se fait en calculant :**

-Le nombre de moles d'atomes de chaque élément dans le composé.

-Le rapport du nombre de moles d'atomes de chaque élément dans la molécule du composé, divisé par la plus petite valeur du nombre de moles, à partir duquel on détermine la formule empirique du composé.

nezakr.natega4dk.net

Application

Calculez de la formule empirique du composé (X) qui est constitué de 85,63 % de carbone (C) et de 14,37 % d'hydrogène (H). **[C = 12 , H = 1]**

Idée de la solution

Étapes	H	C
Nombre de moles d'atomes de chaque élément	$\frac{14,37}{1} = 14,37$ mol	$\frac{85,63}{12} = 7,136$ mol
Rapport du nombre de moles d'atomes de chaque élément	$\frac{14,37}{7,136} = 2$	$\frac{7,136}{7,136} = 1$

∴ La formule empirique du composé (X) est : CH_2

La **formule moléculaire** d'un composé se calcule à partir du nombre d'unités de la formule empirique (n), déterminé comme suit:

$$\text{Nombre d'unité de la formule empirique(n)} = \frac{\text{Masse moléculaire du composé}}{\text{Masse moléculaire de la formule empirique}}$$

Si la masse molaire du composé (X) est 28 g/mol

et la masse molaire de la formule empirique(CH_2) est 14 g/mol,

alors : $n = \frac{28}{14} = 2$

Donc, la formule moléculaire est : $(CH_2)_2 = C_2H_4$

Exemple (1)

Un composé hydrocarburé contient 83,7 % de carbone et a une masse molaire de 86 g/mol **[C = 12 , H = 1]**

Calculez la formule moléculaire de ce composé

La solution

Le pourcentage massique d'hydrogène dans le composé est : = 100 % – 83,7 % = 16,3%

nezakr.natega4dk.net

Le nombre de moles d'atomes de carbone (C) dans le composé = $\frac{83,7}{12}$ = 6,975 moles

Le nombre de moles d'atomes d'hydrogène (H) dans le composé = $\frac{16,3}{1}$ = 16,3 moles

Le rapport du nombre de moles d'atomes de carbone dans le composé = $\frac{6,975}{6,975}$ = 1

Le rapport du nombre de moles d'atomes d'hydrogène dans le composé = $\frac{16,3}{6,975}$ = 2,337

Le rapport numérique entier le plus simple entre les atomes de C et de H dans la formule empirique,en multipliant (× 3): C_3H_7

La masse molaire à partir de la formule empirique = = (3 × 12) + 7 = 43 g/mol

Le nombre d'unités de la formule empirique (n) = $\frac{86}{43}$ = 2

La formule moléculaire du composé est : $(C_3H_7)_2 = C_6H_{14}$

Exemple (2)

Un hydrocarbure de formule moléculaire C_xH_y et de masse molaire 58 g/mol produit, lors de la combustion complète de 1 mole dans un excès de dioxygène, une masse de dioxyde de carbone (CO_2) de 88 g [CO_2 = 44 g/mol] et une masse de vapeur d'eau (H_2O) de 45 g [H_2O = 18 g/mol] Déterminez les valeurs de x et y. **[C = 12 , H = 1]**

La solution

∵ Les atomes de carbone de l'hydrocarbure se transforment en molécules de dioxyde de carbone (CO_2).

∴ La masse de CO_2 est utilisée pour calculer la masse de carbone contenue dans l'hydrocarbure.

Masse de carbone dans CO_2 = Masse de CO_2 × $\frac{\text{masse molaire de C}}{\text{masse molaire de } CO_2}$

Masse de C dans CO_2 = $\frac{12}{44}$ × 88 = 24 g

∵ Les atomes d'hydrogène de l'hydrocarbure se transforment en molécules de vapeur d'eau (H_2O).

∴ La masse de H_2O est utilisée pour calculer la masse d'hydrogène contenue dans l'hydrocarbure.

Masse d'hydrogène dans H_2O= masse de H_2O × $\frac{\text{masse molaire de } H_2}{\text{masse molaire de } H_2O}$

= 45 × $\frac{2}{18}$ = 5 g

nezakr.natega4dk.net

Le nombre de moles de carbone (C) dans l'hydrocarbure = $\frac{24}{12}$ = 2 moles

Le nombre de moles d'hydrogène (H) dans l'hydrocarbure = $\frac{5}{1}$ = 5 moles

Le rapport du nombre de moles d'atomes de carbone (C) dans l'hydrocarbure = $\frac{2}{2}$ = 1

Le rapport du nombre de moles d'atomes d'hydrogène (H) dans l'hydrocarbure = $\frac{5}{2}$ =2,5

Le rapport numérique entier le plus simple entre les atomes de C et H dans la formule empirique de l'hydrocarbure (en multipliant × 2): C_2H_5

La masse molaire de la formule empirique C_2H_5 = 5 + (2 × 12) = 29 g/mol

$$n = \frac{58}{29} = 2$$

La formule moléculaire de l'hydrocarbure est : $(C_2H_5)_2 \longrightarrow C_4H_{10}$

∴ x = 4 , y = 10

Concentration des solutions

La concentration des solutions peut être exprimée de plusieurs manières, dont la concentration molaire (Molarité), qui indique le nombre de moles de soluté par litre de solution.

Molarité (Concentration molaire) (M) = $\frac{\text{Nombre de moles de soluté (n)}}{\text{Volume de la solution (V) en litres (L)}}$

La molarité s'exprime en mol/L (ou M).

Exemple

Calculez la molarité d'une solution obtenue en dissolvant 2 g d'hydroxyde de sodium (NaOH) dans de l'eau distillée pour obtenir une solution d'un volume de 500 mL

[Na = 23 , O = 16 , H = 1]

La solution

La masse molaire du NaOH = 23 + 16 + 1 = 40 g/mol

Nombre de moles de NaOH= $\frac{\text{Masse}}{\text{Masse Molaire}} = \frac{2}{40}$ = 0,5 mole.

nezakr.natega4dk.net

$$\text{Molarité} = \frac{\text{Nombre de moles de soluté}}{\text{Volume de la solution en litres (L)}}$$

$$= \frac{0,05}{0,5} = 0,1 \text{ mol/L } (0,1 \text{ M})$$

Dilution des solutions

Lorsqu'une solution de concentration connue est diluée avec de l'eau, le volume de la solution change, tandis que la quantité de soluté reste constante. Ainsi, la concentration de la solution diminue.

Le volume d'eau à ajouter à un certain volume d'une solution de concentration connue, afin d'obtenir une concentration différente, peut être calculé à l'aide de la relation suivante :

concentration de la solution concentrée M_1	× son volume initial V_1	=	concentration de la solution diluée M_2	×	son volume final V_2
«Avant dilution»			«Après dilution»		

Exemple

Calculez le volume d'eau (en litres) qui doit être ajouté à une solution de carbonate de sodium (Na_2CO_3) de concentration 1,5 M, afin d'obtenir 1 litre d'une solution dans laquelle chaque 10 mL contiennent 0,53 g de soluté.

[Na_2CO_3 = 106 g/mol]

La solution

∵ Chaque 10 mL (0,01 L) $\xrightarrow{\text{contiennent}}$ 0,53 g de soluté

1000 mL (1 L) $\longrightarrow$? g de soluté

$$\text{Masse du soluté dans 1 L} = \frac{0,53 \times 1}{0,01} = 53 \text{ g}$$

$$\text{Nombre de moles du soluté} = \frac{53}{106} = 0,5 \text{ mole}$$

Ainsi, la concentration de la solution diluée = 0,5 mol/L (puisque son volume = 1 L)

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$1,5 \times V_1 = 0,5 \times 1$$

$$V_1 = \frac{0,5}{1,5} = 0,33 \text{ L}$$

Le volume d'eau qui doit être ajouté à la solution concentrée est := 1−0,33=0,67 L

nezakr.natega4dk.net

Évaluation du premier chapitre

1 Choisissez la bonne réponse parmi les options suivantes:

(1) Lequel des composés suivants a la plus faible masse molaire ?

[H = 1, O = 16, C = 12, Cl = 35.5]

ⓐ Eau. ⓑ Dioxyde de carbone.

ⓒ Méthane. ⓓ Chlorure d'hydrogène.

(2) Combien d'ions sont présents dans 16 g de sulfate de cuivre anhydre ?

[Cu = 63.5 , S = 32 , O = 16]

ⓐ $1{,}2 \times 10^{23}$ ⓑ $3{,}61 \times 10^{23}$ ⓒ $1{,}2 \times 10^{24}$ ⓓ $3{,}61 \times 10^{24}$

(3) Quelle est la masse de 0,2 mole de carbone ? **[C = 12]**

ⓐ $2{,}4 \times 10^{-3}$ g ⓑ $4{,}8 \times 10^{-3}$ g

ⓒ 0,2 g ⓓ 2,4 g

(4) Chacun des éléments suivants représente 0,25 mole de gaz azoteTPA (à température et pression ambiantes), **sauf** ..... **[N = 14]**

ⓐ 0,5 mole d'atomes ⓑ $3{,}01 \times 10^{23}$ atomes

ⓒ 7 g ⓓ 5,6 L

(5) 264 g de strontium Sr réagissent complètement avec 213 g de chlore pour former un composé de formule moléculaire ..... **[Sr = 87,6, Cl = 35,5]**

ⓐ SrCl ⓑ $SrCl_2$ ⓒ $SrCl_3$ ⓓ Sr_2Cl

(6) À partir de la réaction : $2NH_{3(g)} + NaClO_{(s)} \longrightarrow N_2H_{4(g)} + NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

Quel est le nombre de moles et la masse de N_2H_4 produite à partir de la réaction de 34 g deNH_3 ? **[N = 14, H = 1]**

ⓐ 1 mole/ 18 g ⓑ 2 moles/ 36 g

ⓒ 2 moles/ 64 g ⓓ 1 mole/ 32 g

nezakr.natega4dk.net

(7) Un échantillon de gaz oxygène de masse 8 g contient le même nombre d'atomes que 16 g de l'élément X..

Quelle est la masse molaire de l'élément X ? **[O = 16]**

ⓐ 4 ⓑ 8 ⓒ 16 ⓓ 32

(8) Quel est le volume de gaz (aux conditions normales de température et de pression, TPN) produit lorsque 4,6 g de sodium réagit avec un excès d'eau, selon l'équation:

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

ⓐ 1.12 L ⓑ 2.24 L ⓒ 4.48 L ⓓ 11.2 L

(9) Quel est le nombre de moles d'hydroxyde de sodium dans une solution de volume 2 L et de concentration 5 M?

ⓐ 2,5 moles ⓑ 5 moles ⓒ 7 moles ⓓ 10 moles

(10) Quelle est la concentration de la solution de carbonate de sodium obtenue après ajout de 240 cm³ d'eau à 10 cm³ d'une solution de concentration 0,8 M ?

ⓐ 0,016 M ⓑ 0,032 M ⓒ 0,04 M ⓓ 0,064 M

---

2 Calculez la masse de chacun des éléments suivants :

(1) 0,2 mole de calcium. **[Ca = 40]**

(2) 0,25 mole de gaz oxygène. **[O = 16]**

(3) 1 mole de CO_2 **[C = 12, O = 16]**

(4) 0,5 mole de NaOH **[Na = 23, O = 16, H = 1]**

---

3 Calculez le nombre de molécules dans 4,4 g de dioxyde de carbone gazeux. **[C = 12, O = 16]**

---

4 Calculez le nombre d'atomes dans 4 g de gaz hydrogène. **[H = 1]**

---

5 Calculez le nombre d'ions produits en dissolvant 10,6 g de carbonate de sodium dans l'eau.. **[Na = 23 , C = 12 , O = 16]**

---

6 Calculez la masse de P_4O_{10} pouvant être obtenue en ajoutant 1,33 g de P_4 à 5 g de O_2 dans des conditions de réaction appropriées.. **[P = 31, O = 16]**

nezakr.natega4dk.net

7 **Calculez le nombre** de moles de H_2SO_4 pouvant être préparées à partir de 3 g du composé Cu_2S, si chaque mole de soufre se transforme en une mole de H_2SO_4 **[Cu = 63,5, S = 32]**

---

8 **Calculez la masse** de NH_4Cl nécessaire pour préparer une solution aqueuse de 100 mL, où chaque 1 mL contient 70 mg de soluté. **[N = 14, H = 1, Cl = 35,5]**

---

9 **À partir de la réaction:** $C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

Quel est le nombre de moles de gaz produits en mélangeant 1 mole de C_2H_4 avec 4 moles de O_2 dans des conditions de réaction appropriées ?

---

10 **Calculez le volume** de solution de Na_2SO_4 de concentration 0,3 M nécessaire pour préparer 2 L de solution avec une concentration en ions Na+ de 0,4 M.

---

11 **Calculez le volume** de solution de $BaCl_2$ contenant 3 moles d'ions chlorure à 0,5 M.

---

12 Un échantillon d'un composé organique de masse 10,2 g contient du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène, produisant 23,1 g de CO_2 et 4,72 g de H_2O lorsqu'il est brûlé en excès d'oxygène.

Déduisez la formule empirique du composé mathématiquement.

[C = 12, H = 1, O = 16]

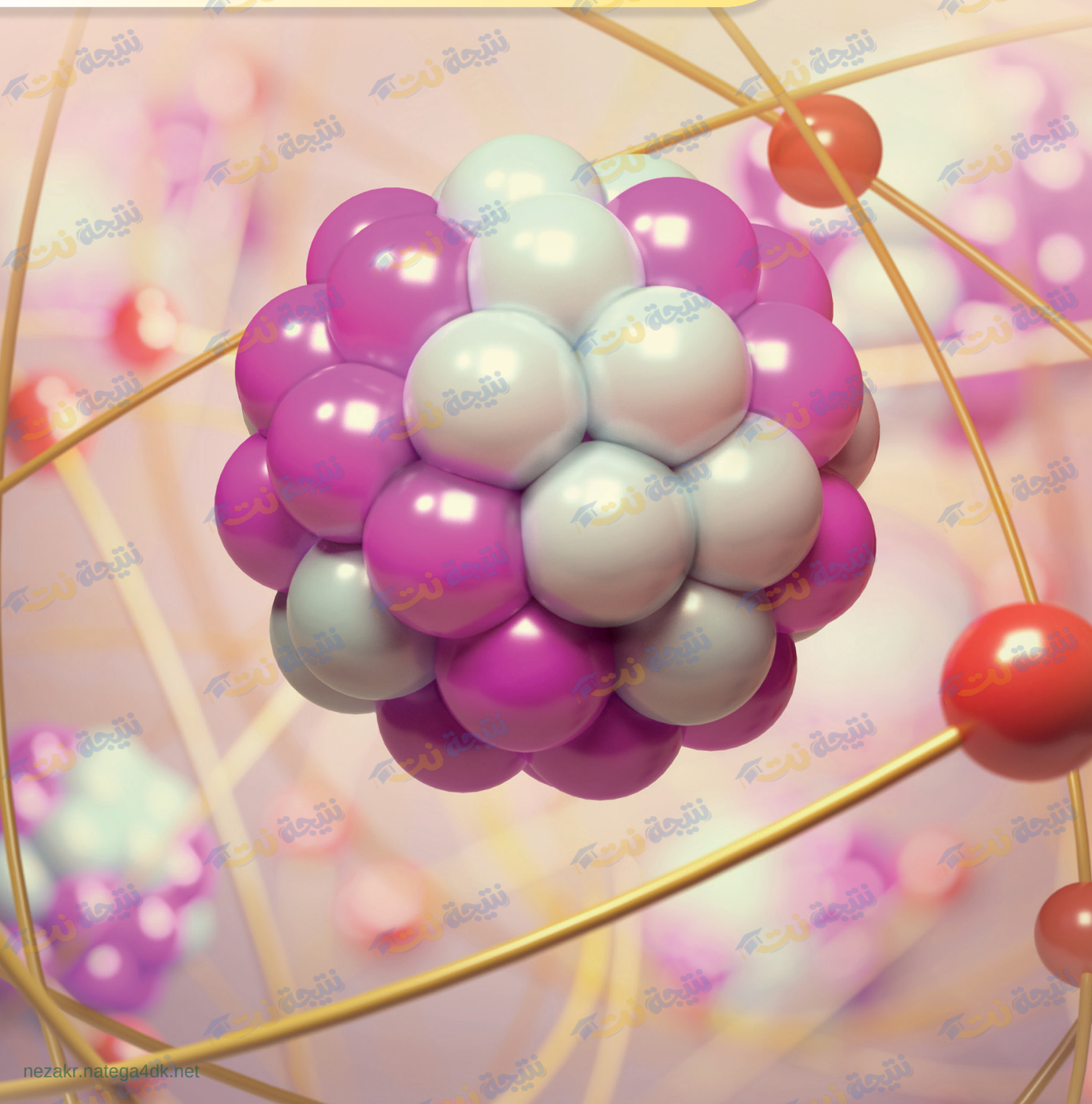
---

13 **Calculez le volume** de solution d'acide chlorhydrique de 2 M nécessaire pour préparer 250 cm^3 d'une solution de concentration 0,15 M.

nezakr.natega4dk.net

Chapitre 2

Structure de l’atome



nezakr.natega4dk.net



Objectifs

À la fin de l'étude de ce chapitre,l'élève devra être capable de:

1.Identifier le modèle de Thomson.

2.Identifier le modèle de Rutherford.

3.Déterminer les raisons des insuffisances du modèle atomique de Bohr.

4.Expliquer les principales modifications apportées par la théorie atomique moderne à la structure de l'atome.

5.Expliquer la notion de nuage électronique et le concept d'orbitale.

6.Déterminer les quatre nombres quantiques de l'électron dans l'atome.

7.Définir la relation entre le numéro du niveau principal, les sous-niveaux et les orbitales.

8.Répartir les électrons de l'atome selon les principes de construction progressive, la règle de Hund et le principe d'exclusion de Pauli.

9.Apprécier les efforts des scientifiques dans la compréhension de la structure atomique.

nezakr.natega4dk.net

Structure de l'atome :

Des nombreuses tentatives ont été faites par les scientifiques afin d'identifier la structure de l'atome, parmi lesquelles, ilya :

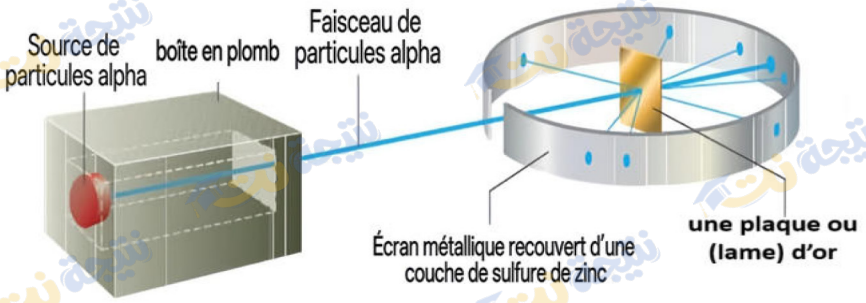
(1) Le modèle atomique de Thomson. (2) Le modèle atomique de Rutherford.
(3) Le modèle atomique de Bohr. (4) Les fondements de la théorie atomique moderne.

1 Le modèle de l'atome de Thomson

Thomson a conclu en 1897 que l'atome est une sphère solide (non creuse) homogène de charge positive, à l'intérieur de laquelle se trouvent des électrons négatifs en nombre suffisant pour rendre l'atome électriquement neutre.

2 Le modèle de l'atome de Rutherford

Hans Geiger et Ernest Marsden ont réalisé une expérience basée sur la proposition de Rutherford, connue sous le nom de l'expérience de Rutherford, à l'aide du dispositif expérimental illustré ci-dessous :



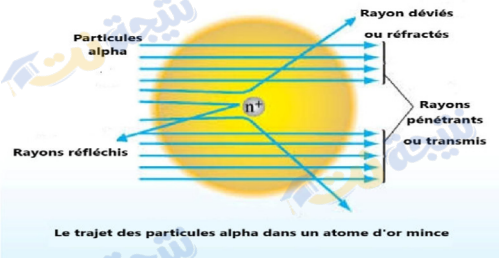
Expérience de Rutherford

Étapes de l'expérience

(1) Rutherford a permis à un faisceau de particules alpha chargées positivement (noyaux d'hélium $^{4}_{2}He$)) de frapper une fine plaque métallique recouverte d'une couche de sulfure de zinc (qui émet des scintillations aux points de collision des particules alpha) , dans l'absence de plaque d'or. Cela permettait de déterminer la position et le nombre de particules alpha entrant en collision avec la plaque en se basant sur l'intensité des scintillations qui y apparaissaient .

(2) Rutherford a placé une plaque d'or très fine de manière à intrcepter la trajectoire des particules alpha avant leur collision avec l'écran , et il en a tiré les conclusions suivantes d'après ses observations:

nezakr.natega4dk.net



Le trajet des particules alpha dans un atome d'or mince

Observation

(1) La plupart des particules alpha ont laissé leur trace au même endroit qu'avant la mise en place de la feuille d'or.

(2) Une très faible proportion des particules alpha n'a pas traversé la plaque d'or et a rebondi dans la direction opposée à leur trajectoire.

(3) Quelques scintillations sont apparues de part et d'autre de la position initiale.

Conclusion

(1) La majeur partie de l'atome est constituée de vide et il ne s'agit pas d'une sphère solide, comme l'avait décrite Thomson..

(2) Il existe dans l'atome une partie de très grande densité, occupant un volume extrêmement réduit , appelée le noyau de l'atome.

(3) La charge de la partie dense de l'atome où se concentre la majeure partie de sa masse, doit être similaire à celle des particules alpha , c'est -à- dire positive , puisqu'elles se repoussent

Les hypothèses du modèle atomique de Rutherford

À partir de l'expérience précédente et d'autres expériences similaires, Rutherford a proposé en 1911 le modèle suivant :

1 L'atome :

Bien qu'elle est extrêmement petite , elle présente une stucture complexe semblable à celle du système solaire, elle est constituée d'un noyau central (comme le Soleil) autour duquel gravitent des électrons, (comme les planètes).

2 Le noyau:

Elle est beaucoup plus petite que l'atome,et il existe un vaste espace entre le noyau et les orbites des électrons (c'est-à- dire que l'atome n'est pas solide).La charge positive ainsi que la majeure partie de la masse de l'atome sont concentrées dans le noyau.

3 Les électrons :

(1) Leur masse est négligeable par rapport à celle du noyau.

(2) La charge négative totale des électrons dans l'atome est égale à la charge positive du noyau (l'atome est donc électriquement neutre).

nezakr.natega4dk.net

③ Les électrons gravitent autour du noyau à grande vitesse dans des orbites spécifiques Malgré les forces d'attraction reciproque entre eux et le noyau, les forces d'attraction sont équilibrées par d'autres forces de même intensité mais de direction opposée, qui sont les forces centrifuges .

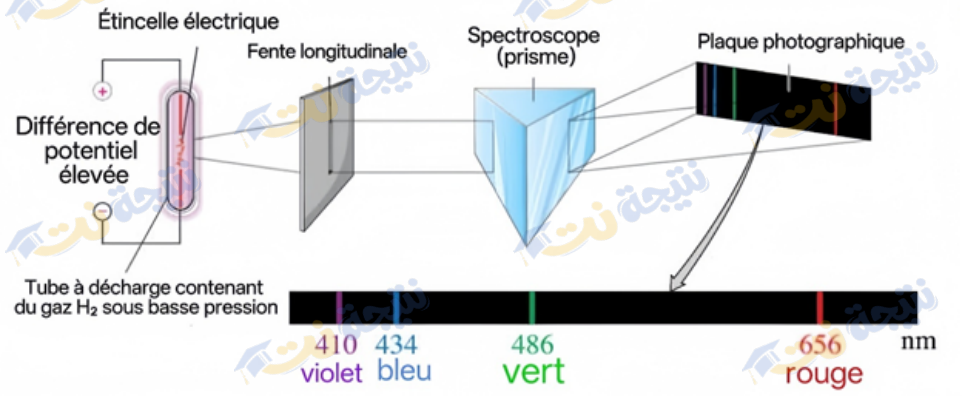
Cependant, la théorie de Rutherford n'a pas clarifié le mécanisme exact qui régit le mouvement des électrons autour du noyau..

Spectres d'émission atomique

Lorsqu'on chauffe les atomes d'un élément pur à l'état gazeux ou à l'état de vapeur à des températures élevées, ou soumis à une faible pression dans un tube de décharge électrique, ils émettent un rayonnement dont l'analyse appelé spectre d'émission linéaire .

Lorsqu'on examine ce spectre à l'aide d'un spectroscope, il apparait sous forme d'un nombre limité de raies colorées, chacune possédant une longueur d'onde et une fréquence qui lui sont propres séparées par des zones obscures (sombre) c'est pourquoi on l'appelle spectre linéaire.

L'expérience a montré que le spectre linéaire de chaque **élément** constitue une caractéristique fondamentale et unique aucun élément ne possède le même spectre linéaire



Le spectre d'émission apparaît sous forme de raies colorées séparées par des zones sombres

3 Modèle atomique de Bohr

L'étude et l'interprétation du spectre atomique constituent la clé de la compréhension de la structure atomique. C'est ce qu'a réalisé le physicien danois(Niels Bohr) en 1913. Ses travaux lui valurent le prix Nobel de physique en 1922.

Hypothèses de Bohr

Bohr a utilisé certaines hypothèses de Rutherford concernant la structure de l'atome,

nezakr.natega4dk.net

à savoir :

(1) Le noyau de l'atome se trouve au centre, chargé positivement.

(2) Le nombre d'électrons chargés négativement est égal au nombre de charges positives du noyau.

(3) Lors de la rotation de l' électron autour du noyau ,une force centrifuge se manifeste et s'équilibre avec la force d' attraction exercée par le noyau sur l'électron.

Il a ensuite ajouté aux hypothèses de (Rutherford) les postulats suivants :

(4) Les électrons se déplacent rapidement autour du noyau sans perte ni gain d'énergie.

(5) Les **électrons** tournent autour du noyau sur un certain nombre de niveau d'énergie fixe et bien déterminé , et les espaces situés entre ces niveaux sont considérés comme des zones totalement interdites à la rotation des électrons

(6) Lors de son mouvement autour du noyau l'électron possède une **énergie** déterminée qui dépend de la distance de son niveau énergétique par rapport au noyau. L'énergie du niveau augmente avec l'augmentation du rayon de l'orbite.

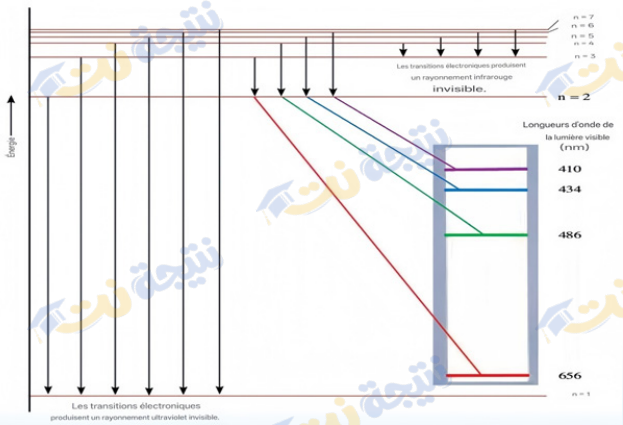
L'énergie de chaque niveau est exprimée par un nombre entier appelé nombre quantique principal

(7) L'électron demeure dans le niveau d'énergie le plus bas disponible lorsqu' il se trouve à l'état stable . Cependant , s'il acquiert une quantité déterminée d'énergie(appelée quantum ou quanta), par chauffage ou décharge électrique , l'atome devient excité, et l'électon se déplace temporairement vers un niveau d'énergie supérieur , selon la valeur du quantum absorbé. Dans ce niveau supérieur l'électon se trouve dans un état instable et revient rapidement à son niveau initial , en perdant la même quantité d'énergie qu'il avait acquise lors de l'excitation sous forme d'un rayonnement lumineux possédant une longueur d'onde et une fréquence caractéristiques produisant ainsi un spectre linéaire spécifique .

(8) Un grand nombre d'atome absorbent simultanément différentes quantités (quanta) d'énergie , tandis que de nombreux autres atomes émettent , au même moment , d'autres quanta d'énergie . En conséqence , il se forme des raies spectrales qui indiquent les niveaux d'énergie à partir desquels les électrons effectuent leurs transitions . Cela explique les raies du spectre de l'atome d'hydrogène.

Les raies du spectre visible de l'hydrogène apparaissent lorsque l'électron excité revient d'un niveau d'énergie supérieur (sauf le septième) vers le deuxième niveau d'énergie

En revanche , lorsque l'électron excité revient vers le premier niveau d'énergie , le spectre se situe dans la région des rayons ultraviolets , et il n'est donc pas visible à l'œil nu.



Le spectre visible de l'hydrogène est constitué de quatre lignes colorées.

nezakr.natega4dk.net

Quelques remarques à prendre en considération :

(1) Le quantum: c'est la quantité d'énergie absorbée ou émise lorsqu'un électron passe d'un niveau d'énergie à un autre.

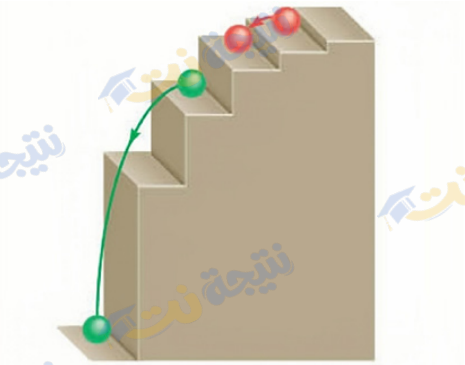
(2) Les calculs de Bohr concernant les rayons des niveaux d'énergie et la quantité de chaque niveau ont montré que la différence d'énergie entre eux n'est pas égale , mais il diminue à mesure qu'on s'éloigne du noyau . Par conséquent, la quantité de quantum nécessaire pour transférer l'électron entre les différents niveaux d'énergie n'est pas la même.

(3) L'électron ne se stabilise jamais à une distance intermédiaire entre deux niveaux d'énergie: il effectue uniquement des sauts bien déterminés correspondant aux positions des niveaux d'énergie .

Le modèle de l'atome proposé par Bohr a réussi, dans une large mesure , à expliquer ce qui suit :

(a) Il a expliqué correctement le spectre linéaire (ou à raies) de l'atome d'hydrogène.

(b) La théorie de Bohr a introduit, pour la première fois, la notion de quantum dans la détermination de l'énergie des électrons aux différents niveaux d'énergie.



L'électron saute entre deux niveaux d'énergie sans se fixer dans le vide entre les niveaux d'énergie

Les limites du modèle atomique de Bohr

Malgré les efforts considérables qu'il a fournis pour clarifier la représentation du modèle atomique, les calculs quantiques n'ont pas été compatibles avec ses résultats expérimentaux.

Parmi les principaux défauts de la théorie de Bohr ce qui suit :

(1) Le modèle que Bohr a proposé était essentiellement basé sur l'atome d'hydrogène, qui représente le système électronique le plus simple. Il a réussi à expliquer les raies spectrales de l'atome d'hydrogène uniquement , mais il a échoué à interpréter le spectre d'autres éléments, y compris celui de l'hélium , qui ne contient pourtant que deux électrons.

(2) Bohr a considéré l'électron comme une simple particule matérielle chargée négativement , sans tenir compte de sa nature ondulatoire.

(3) Il a supposé qu'il était possible de déterminer simultanément avec une précision absolue, à la fois la position et la vitesse de l'électron , ce qui est réalité impossible.

(4) Les équations de la théorie de Bohr considèrent l'électron comme une particule se déplace dans une orbite circulaire plane , ce qui impliquerait que l'atome d'hydrogène soit plat. Or, il a été démontré par la suite que l'atome possède les trois dimensions spatiales .

Ces raisons ont été suffisantes pour mettre en évidence les limites de la théorie de Bohr, ce qui a conduit les scientifiques à poursuivre leurs recherches afin de parvenir à une représentation plus exacte de la structure atomique telle qu'elle est réellement.

nezakr.natega4dk.net

4 Les fondements de la théorie atomique moderne

La théorie moderne de la structure de l'atome repose sur des modifications fondamentales apportées au modèle de Bohr, dont les plus importantes sont les suivantes :

1. La dualité de l'électron.
2. Le principe d'incertitude de Heisenberg
3. La théorie ondulatoire-mécanique de l'atome

a La dualité de l'électron:

Les théories précédentes considéraient l'électron comme une simple particule chargée négativement. Cependant, les expériences ont démontré que l'électron possède une double nature : c'est -à dire une particule matérielle qui présente également des propriétés **ondulatoires**.

b Le principe d'incertitude de Heisenberg:

La théorie de Bohr supposait qu'il était possible de déterminer simultanément avec précision la position et la vitesse de l'électron. En utilisant la mécanique quantique, Heisenberg a formulé un principe fondamental selon lequel il est pratiquement impossible de connaître en même temps la position et la vitesse de l'électron.

On peut seulement affirmer qu'il existe une probabilité plus ou moins grande de trouver l'électron dans une région donnée, ce qui rend le langage des probabilités plus conforme à la réalité.

c La théorie ondulatoire-mécanique de l'atome

En 1926, le physicien autrichien Erwin Schrödinger a établi la théorie mécanique ondulatoire de l'atome et a formulé l'équation d'onde applicable au mouvement de l'électron dans l'atome.La résolution de cette équation permet de déterminer les niveaux d'énergie permis, ainsi que la région autour du noyau où la probabilité de présence des électrons est plus élevée pour chaque niveau d'énergie .

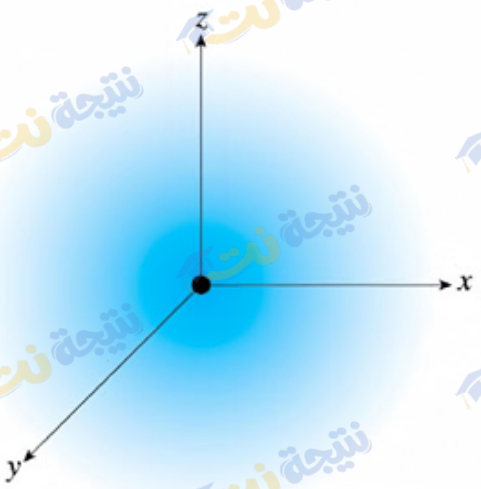
Ainsi, notre conception du mouvement des électrons autour du noyau a profondément changé : alors qu'on croyait auparavant que les électrons se déplacent sur des orbites fixes et bien définies, les zones situées entre ces orbites étant interdites aux électrons.

nezakr.natega4dk.net

On utilise le concept de nuage électronique pour désigner la région de l'espace entourant le noyau, où l'électron a une probabilité de présence dans toutes les directions et dimensions.

À l'intérieur du nuage électronique, il existe des zones où la probabilité de trouver l'électron est plus élevée ; chacune d'elles est appelée orbitale .

La solution mathématique de l'équation d'onde de Schrödinger a conduit à l'obtention de quatre nombres appelés nombres quantiques .



Nuage électronique

Les nombres quantiques

Pour déterminer l'énergie de l'électron dans les atomes polyélectroniques, il est nécessaire de connaître les valeurs des quatre nombres quantiques qui le décrivent :

Premièrement Le nombre quantique principal (n) : il décrit la distance de l'électron par rapport au noyau.

Deuxièmement Le nombre quantique secondaire (ℓ) : il décrit les formes du nuage électronique correspondant aux sous-niveaux

Troisièmement Le nombre quantique magnétique (m_ℓ) il décrit les formes des orbitales et leurs orientations spatiales.

Quatrièmement Le nombre quantique de spin (m_s) : il décrit le mouvement de spin de l'électron autour de son axe.

Premièrement Le nombre quantique principal (n)

Le nombre quantique principal a déjà été utilisé par Bohr pour expliquer le spectre de l'atome d'hydrogène.On le note n, et il permet de déterminer ce qui suit :

1. l'ordre des niveaux d'énergie principaux ou des couches électroniques et leur nombre, qui atteint sept dans les atomes les plus lourds connus, à l'état fondamental (stable).
2. Le nombre d'électrons (e^-) pouvant occuper un certain niveau d'énergie est égal au

nezakr.natega4dk.net

double du carré du numéro quantique de la couche ($2n^2$), où (n) est égal au numéro de la couche.

Ainsi :

La Première couche K (n = 1) se sature avec $2e^- = 2(1)^2$.

La Deuxième couche L (n = 2) se sature avec $8e^- = 2(2)^2$.

La Troisième couche M (n = 3) se sature avec $18e^- = 2(3)^2$.

La Quatrième couche N (n = 4) se sature avec $32e^- = 2(4)^2$.

Cette loi ne s'applique pas aux niveaux d'énergie supérieurs au quatrième niveau, car l'atome devient instable si le nombre d'électrons dépasse 32 électrons par niveau.

• Le nombre quantique principal prend toujours des valeurs entières positives : 1, 2, 3, 4… et ne peut jamais être nul ou négatif.

Deuxièmement le nombre quantique secondaire (ℓ)

• Chaque niveau d'énergie principal se divise en plusieurs sous-niveaux (sous-couches), ayant chacun une énergie différente.Le nombre de ces sous-niveaux est défini par le nombre quantique secondaire .

Il se caractérise par ce qui suit :

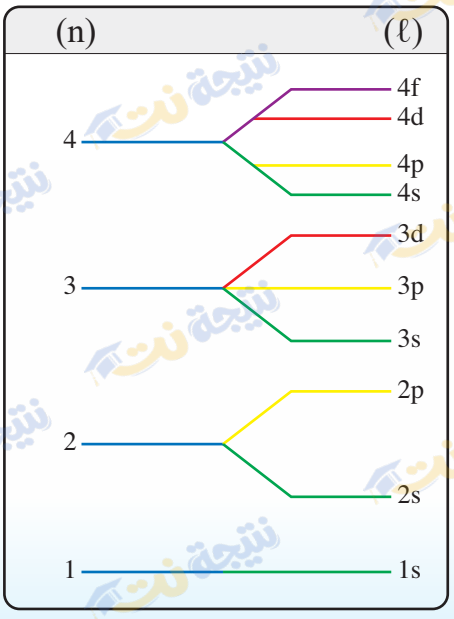
(A) Il détermine les sous-niveaux d'énergie pour chaque niveau principal.

(B) Le niveau principal contient un nombre de sous- niveaux égal à la valeur de son numéro.

(C) Les sous-niveaux sont représentés par les symboles et valeurs suivants :

Symboles des sous-niveaux	s	p	d	f
Valeurs de nombre quantique secondaire (ℓ) [(0) : (n - 1)]	0	1	2	3

On remarque que les sous-niveaux appartenant au même niveau principal diffèrent légèrement par leur énergie, et peuvent être ordonnés selon leur énergie comme ce qui suit: f > d > p > s.



nezakr.natega4dk.net

Troisièmement Le nombre quantique magnétique (m_ℓ)

et il se caractérise par :

Ⓐ Le nombre quantique magnétique représente le nombre d'orbitales que contient un sous-niveau d'énergie donné et leurs orientations spatiales.

Ⓑ Il représente des valeurs numériques entières impaires comprises entre (-ℓ,..,0,.,+ℓ).

Le tableau ci-contre montre les valeurs possible du nombre quantique magnétique (m) pour l'atome (n= 4) .Le sous-niveau (s) ne possède qu'un seul orbitale dont la forme est sphérique et symétrique autour du noyau.

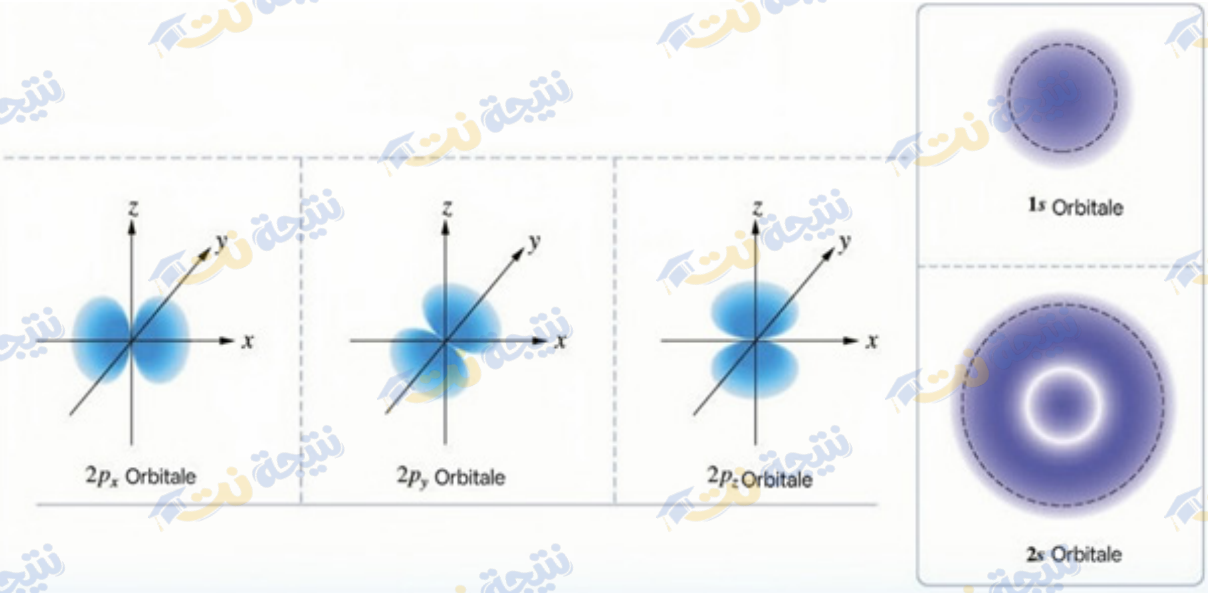
En revanche , le sous-niveau p (ℓ=1) se compose de trois orbitales dont les axes sont orientés suivant les trois directions spaciales x,y,z .

Elles sont notées px ,py ,pz et sont mutuellement perpendiculaires.

La densité électronique de chaque orbitale prend la forme de deux lobes opposés en forme de deux poires dont les sommets se rejoignent en un point où la densité électronique est nulle.

Et le sous-niveau (d) est constitué de cinq orbitales , tandis que le sous-niveau (f) est constitué de sept orbitales .

(n)	(ℓ)	(m_ℓ)
1	0	0
2	0	0
	1	– 1,0,+1
3	0	0
	1	–1,0,+1
	2	–2,–1,0,+1,+2
4	0	0
	1	–1,0,+1
	2	–2,–1,0,+1,+2
	3	–3,–2,–1,0,+1,+2,+3



nezakr.natega4dk.net

Quatrièmement Le nombre quantique de spin (m_s)

Aucune orbitale ne peut contenir plus de deux électrons, chacun d'eux tournant autour de son propre axe, en même temps qu'il effectue sa révolution autour du noyau . On peut imaginer ce phénomène en le comparant à la rotation de la Terre sur elle-même pendant sa révolution autour du Soleil.

Bien que les deux électrons d'une même orbitale porte la même charge négative , on pourrait penser qu'ils devraient se repousser , mais en réalité , ce qui se produit est le suivant : en raison de la rotation de l'électron sur lui-même dans une diretion donnée , il se crée un champ magnétique qui s'oppose à celui généré par la rotation de l'autre électron.

On dit alors que les deux électrons sont en état d'appariement (paire) , et on le représente par le symbole (↑↓).

Remarquons ce qui suit concernant le nombre quantiq.ue de spin :

Le nombre quantique de spin (m_s) détermine la nature du mouvement de rotation de l'électron.Ce mouvement peut s'effectuer:

Le nombre quantique de spin détermine la nature du mouvement de rotation des électrons

Dans le sens des aiguilles d'une montre (↑), auquel cas la valeur de $m_s = (+\frac{1}{2})$ ou dans le sens inverse des aiguilles d'une montre (↓), auquel cas la valeur de $m_s = (-\frac{1}{2})$



$m_s = +\frac{1}{2}$ $m_s = -\frac{1}{2}$

mouvement de spin de l'électron dans une même orbitale

Relation entre le nombre quantique principal, les sous-niveaux et les orbitales :

① Le nombre de sous-niveaux est égal au nombre quantique principal auquel ils appartiennent .Ainsi , le premier niveau possède un seul sous-niveau, le deuxième niveau en possède deux etc..

② Le nombre d'orbitales dans un niveau principal est égal au carré du nombre quantique principal (n^2) .Ainsi , le deuxième niveau possède quatre orbitales 2s,2px,2py,2pz

Le troisième niveau possède neuf orbitales : une dans le sous-niveau 3s , trois dans le sous-niveau 3p , et cinq dans le sous-niveau 3d

nezakr.natega4dk.net

③ Le nombre d'orbitales dans un sous-niveau est égal $(2\ell + 1)$ Ainsi, pour le sous-niveau p dont la valeur de l= 1, le nombre d'orbitales est 2x1 + 1=3 orbitales.

④ Le nombre d'électrons que peut contenir un niveau principal est égal au double du carré du nombre quantique $2n^2$. Ainsi , le deuxième niveau peut contenir huit électrons répartis comme suit :

$$2s^2 , 2p^2_x , 2p^2_y , 2p^2_z$$

Les nombres quantiques des électrons jusqu'au troisième niveau d'énergie peuvent être résumés dans le tableau suivant :

Niveau d'énergie principal	Nombre quantique principal (n)	Nombre quantique secondaire (ℓ)	Nombre quantique magnétique (m_ℓ)
	• Détermine les niveaux principaux d'énergie.	• Détermine les sous-niveaux d'énergie. • Le nombre de sous-niveaux = le numéro du niveau principal	• Détermine le nombre d'orbitales du sous-niveau d'énergie.
K	1	1s	⇅
L	2	2s	⇅
		2p	$2p_x$ $2p_y$ $2p_z$ ⇅ ⇅ ⇅
M	3	3s	⇅
		3p	$2p_x$ $2p_y$ $2p_z$ ⇅ ⇅ ⇅
		3d	⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅

Règles de répartition des électrons

2 Principe d'exclusion de Pauli

Le principe d'exclusion de Pauli stipule que deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir les quatre mêmes nombres quantiques.

Le tableau suivant illustre le cas de deux électrons appartenant au même sous-niveau 3p,

nezakr.natega4dk.net

qui ont les mêmes valeurs des nombres quantiques (n, ℓ,m_ℓ) , mais diffèrent par la valeur du nombre quantique de spin (m_s) :

Les quatre nombres quantiques	n	ℓ	m_ℓ	m_s
Premier électron	3	0	0	$+\frac{1}{2}$
Deuxième électron	3	0	0	$-\frac{1}{2}$

3 Principe de construction progressive (Principe de Aufbau)

Nous avons vu que chaque niveau d'énergie peut contenir un nombre de sous-niveaux d'énergie, qui diffèrent légèrement les uns des autres par leur énergie. Ainsi, la répartition réelle de l'énergie dans l'atome dépend de l'ordre des sous-niveaux d'énergie.

Le principe de construction progressive (Aufbau) énonce que :

Les électrons doivent d'abord occuper les sous-niveaux d'énergie les plus bas, puis ceux de plus haute énergie.

Les sous-niveaux se disposent par ordre croissant d'énergie comme suit :

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < .....

La méthode suivante illustre le remplissage des sous-niveaux d'énergie selon la direction des flèches

Énergie 4s

(n + ℓ) 4s

(n + ℓ) = 4 + 0 = 4

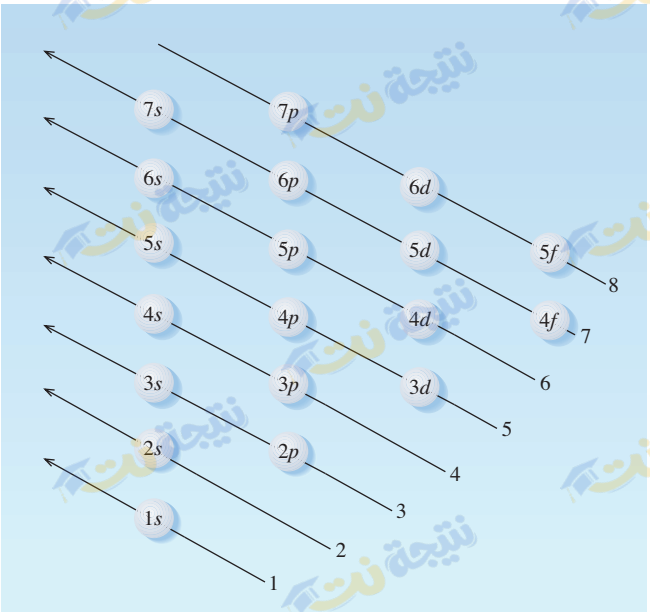
Énergie 3d

(n + ℓ) = 3 + 2 = 5

Énergie 4s < Énergie 3d

Lorsqu'un même total (n + ℓ) correspond à deux sous-niveaux . plus petite possède l'énergie la plus faible.

Énergie 3p < Énergie 4s



les nombres de 1 à 8 représentent la somme de (n + ℓ) pour chaque sous- niveau d' énergie

nezakr.natega4dk.net

Application

Indique la distribution électronique des atomes suivants selon le principe de construction progressive :

$$_{11}Na\ ,\ _{20}Ca\ ,\ _{30}Zn$$

Solution

$_{11}Na$: $1s^2\ ,\ 2s^2,\ 2p^6\ ,3s^1$

$_{20}Ca$: $1s^2\ ,\ 2s^2,\ 2p^6\ ,3s^2,\ 3p^6,\ 4s^2$

$_{30}Zn$: $1s^2\ ,\ 2s^2,\ 2p^6,\ 3s^2,\ 3p^6,\ 4s^2,\ 3d^{10}$

3 Règle de Hund

La règle de Hund stipule qu'il ne se produit aucun appariement entre deux électrons dans un même sous-niveau tant que chaque orbitale de ce sous-niveau n'est pas occupée individuellement par un seul électron.

Lorsqu'on écrit la configuration électronique de l'atome d'azote (nombre atomique 7), on constate que le sous-niveau 2p contient trois électrons.

Comme le sous-niveau 2p possède trois orbitales de même énergie, la question se pose : comment ces trois électrons se répartissent-ils entre les trois orbitales selon la règle de Hund ?

On observe que chaque électron occupe une orbitale séparée, car cela correspond à un état énergétique plus stable.

En effet, lorsqu'un deuxième électron vient s'apparier dans la même orbitale (même si leurs spins sont opposés), une force de répulsion apparaît entre eux, ce qui diminue la stabilité de l'atome et augmente son énergie.

De plus, les électrons célibataires présentent des spins orientés dans la même direction, conférant ainsi à l'atome le maximum de stabilité possible.

Dans le cas de l'atome d'oxygène, le sous-niveau 2p contient quatre électrons.

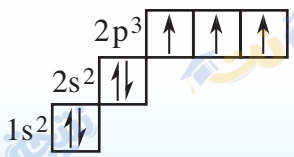
Selon la règle de Hund, les trois premiers occupent chacun une orbitale différente ($2p_x$, $2p_\gamma$, 2p_z), mais le quatrième électron a alors deux possibilités :

. Soit il s'apparie avec l'un des trois électrons déjà présents, dans une orbitale, mais il subira alors une répulsion avec l'électron déjà occupant ;

soit il passe au sous-niveau supérieur (3s), qui est énergétiquement plus élevé que 2p.

Cependant, du point de vue énergétique, il est préférable que deux électrons de spins opposés s'apparient dans la même orbitale plutôt que de promouvoir l'un d'eux vers un sous-niveau supérieur.

L'exemple suivant illustre la configuration électronique de l'atome d'azote selon la règle de Hund



$$_7N : 1s^2\ ,\ 2s^2,\ 2p^1{}_x\ ,\ 2p^1{}_y\ ,\ 2p^1{}_z$$

nezakr.natega4dk.net

Évaluation du deuxième chapitre

1 Choisissez la bonne réponse parmi les propositions suivantes :

(1) Le principe d'incertitude a été établi par ……

ⓐ Schrödinger. ⓑ Bohr. ⓒ Heisenberg. ⓓ Rutherford.

(2) Les lettres s, p, d, f désignent ……..

ⓐ les niveaux d'énergie principaux. ⓑ les sous-niveaux d'énergie.

ⓒ le nombre d'orbitales contenues dans le sous-niveau.

ⓓ le nombre d'électrons célibataires dans un sous-niveau.

(3) Le nombre quantique qui détermine la nature du mouvement de l'électron est ……..

ⓐ le nombre quantique principal. ⓑ le nombre quantique secondaire.

ⓒ le nombre quantique magnétique. ⓓ le nombre quantique de spin.

(4) Laquelle des configurations électroniques suivantes représente l'atome d'azote selon la règle de Hund ?

ⓐ 2 , 5 ⓑ $1s^2$, $2s^2$, $2p^3$

ⓒ $1s^2$, $2s^2$, $2p^1_x$, $2p^1_y$, $2p^1_z$ ⓓ $1s^2$, $2s^1$, $2p^4$

(5) Lorsqu'un électron absorbe une certaine quantité d'énergie (un quantum),…….

ⓐ passe à tous les niveaux d'énergie supérieurs.

ⓑ passe au niveau d'énergie supérieur correspondant à la quantité d'énergie absorbée

ⓒ passe à n'importe quel niveau d'énergie inférieur.

ⓓ passe au niveau d'énergie inférieur correspondant à la quantité absorbée.

(6) Le nombre quantique magnétique (m_ℓ) indique ……..

ⓐ le numéro du niveau principal dans l'atome

ⓑ le nombre de sous-niveaux.

ⓒ la forme et l'orientation des orbitales.

ⓓ le nombre d'électrons dans les orbitales.

(7) Le nombre d'orbitales du sous-niveau (3d) est égal à …….

ⓐ 5 ⓑ 4 ⓒ 6 ⓓ 7

nezakr.natega4dk.net

(8) Le nombre d'orbitales d'un niveau principal d'énergie (n) est égal ……

ⓐ $2n^2$ ⓑ $3n^2$ ⓒ n^2 ⓓ (n-1)

(9) Le nombre maximal d'électrons pouvant occuper un niveau d'énergie dont son nombre quantique principal est …….

ⓐ 2n ⓑ n^2 ⓒ $2n^2$ ⓓ $(2n)^2$

(10) le groupe suivant des sous-niveaux d'énergie est classé selon l'augmentation de leur énergie comme suit ……..

ⓐ 3s < 3p< 4d < 4s ⓑ 3s < 4p < 3d < 4f

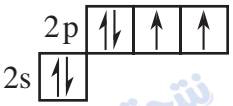
ⓒ 3s < 3p < 3d < 4s ⓓ 3s < 3p < 4s < 3d

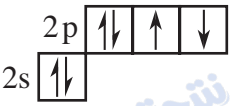
(11) Les orbitales d'un même sous-niveau d'énergie sont ……

ⓐ différentes en énergie. ⓑ identiques en énergie.

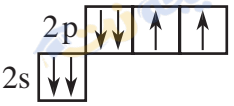
ⓒ différentes en forme. ⓓ aa et c à la fois.

(12) Lequel de ces schémas représente la configuration électronique correcte dans le dernier niveau de l'atome d'oxygène ……..

ⓐ 

ⓑ 

ⓒ 

ⓓ 

---

2 Expliquez les déductions suivantes à partir des observations de l'expérience de Rutherford :

(1) La plus grande partie de l'atome est vide, il n'est donc pas une sphère solide.

(2) Il existe dans l'atome une région d'une densité énorme occupant un volume extrêmement petit, appelée noyau atomique.

(3) Il faut que la partie dense de l'atome où se concentre la plupart de sa masse soit semblable à celle des particules positives α (alpha).

3 Donnez les probabilités possibles des quatre nombres quantiques pour l'électron externe (dernier électron) des atomes suivants :

(1) Bore $_5B$ **(2)** Fluor $_9F$ **(3)** Sodium $_{11}Na$

4 Expliquez le modèle de Thomson pour la structure de l'atome :

---

5 Quelles sont les valeurs (ℓ) possible lorsque (n = 3)?

nezakr.natega4dk.net

6 **Que signifie chacun des termes suivants :**

(1) Le nuage électronique

(2) La dualité onde-corpuscule de l'électron

(3) Le principe de construction progressive

(4) La règle de Hund

(5) Le principe d'incertitude de Heisenberg

(6) Le principe d'exclusion de Pauli

7 **Écrivez la configuration électronique des atomes suivants selon le principe de construction progressive :**

(1) $_{35}Br$ **(2)** $_{30}Zn$ **(3)** $_{26}Fe$

(4) $_{10}Ne$ **(5)** $_{20}Ca$ **(6)** $_{11}Na$

---

8 **Justifiez ce qui suit :**

(1) Le spectre de raies d'un élément est une propriété fondamentale et caractéristique de celui-ci.

(2) L'atome est électriquement neutre.

(3) Les électrons préfèrent occuper des orbitales indépendantes avant de s'apparier dans le même sous-niveau.

(4) Le sous-niveau d'énergie p est saturé par six électrons, tandis que le sous-niveau d est saturé par dix électrons

---

9 **Lequel des nombres quantiques suivants d'un électron est incorrect ? Justifie ta réponse :**

(1) $n = 3 , \ell = 2 , m_\ell = -1, m_s = +\frac{1}{2}$

(2) $n = 4 , \ell = 3 , m_\ell = -2 , m_s = +\frac{1}{2}$

(3) $n = 1 , \ell = 1 , m_\ell = +1, m_s = -\frac{1}{2}$

---

10 **Écrivez les valeurs possibles de (m_ℓ)** pour un électron dont le nombre quantique principal est (n = 2).

nezakr.natega4dk.net

Chapitre trois

Le tableau périodique et la classification des éléments



nezah.nateqa4dk.net



Objectifs

- À la fin de ce chapitre , l'élève devra être capable de:

1-Décrire le tableau périodique.

2-Déduire le genre de l'élément et ses propriétés à travers sa position dans le tableau périodique.

3-Interpréter la raison de la diminution du rayon atomique lorsqu'on se déplace de gauche à droite dans la période.

4-Déterminer le nom et la position des catégories du tableau périodique.

5-Déduire la relation entre la structure électronique dans le groupe et le numéro du groupe.

6-Définir le rayon atomique, le potentiel d'ionisation, l'affinité électronique et l'électronégativité.

7-Comparer entre l'affinité électronique et l'électronégativité.

8-Déterminer la position des métaux et des non-métaux dans le tableau périodique.

9-Déduire la relation entre le rayon atomique, le potentiel d'ionisation et l'affinité dans les métaux et les non-métaux.

10- Interpréter la relation entre le nombre atomique et la propriété basique et acide.

11- Calculer le nombre d'oxydation de l'atome dans un composant

12- Identifier les réactions d'oxydation et de réduction.

13- Exprimer les réactions d'oxydation et de réduction par la manière de demi-réaction.

nezah.natega4dk.net

Le tableau périodique moderne

Avec le développement des connaissances sur la structure de l'atome, les véritables niveaux d'énergie de l'atome ont été découverts ; ceux-ci sont appelés les niveaux subsidiaires (ou sous-niveaux d'énergie).

En suivant le principe de la construction ascendante, les éléments ont été classés de sorte que chaque élément ait un électron en plus que l'élément qui le précède .

Le principe fondamental sur lequel repose le classement des éléments dans le tableau périodique moderne est :

① Le classement des éléments par ordre croissant selon leurs nombres atomiques.

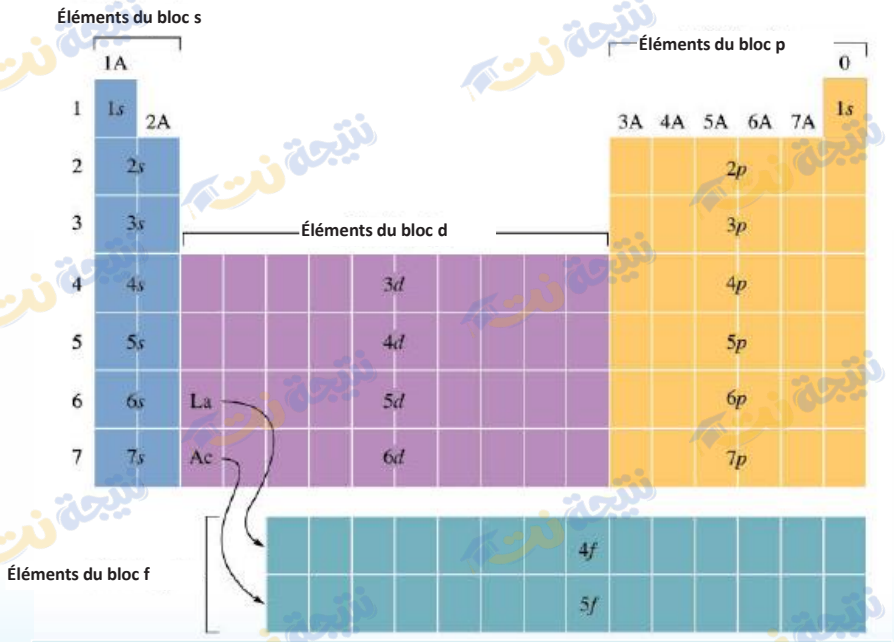
② Le classement des éléments selon le principe de construction ascendante.

Ainsi, si l'on reprend l'ordre des sous-niveaux d'énergie en fonction de l'augmentation de l'énergie, on trouve qu'il correspond à l'ordre des éléments dans le tableau périodique moderne, comme indiqué ci-dessous :

Classement des sous-niveaux

1s	2s < 2p	3s < 3p	4s < 3d < 4p
5s < 4d < 5p	6s < 4f < 5d < 6p	7s < 5f < 6d < 7p	

Les catégories des éléments dans le tableau périodique moderne



Les catégories du tableau périodique moderne

nezakr.natega4dk.net

Le tableau périodique est divisé en quatre catégories principales ou blocs (Blocks)

1 Les éléments du bloc (s):

Ils occupent la région gauche du tableau périodique et comprennent les éléments dont les électrons périphériques occupent le sous-niveau (s). Ces éléments appartiennent au groupe (1A) dont la configuration électronique est (ns^1) et au groupe (2A) dont la configuration électronique est (ns^2), où (n) représente le numéro du dernier niveau d'énergie et le numéro de la période en même temps.

2 Les éléments du bloc (p):

Ils occupent la région droite du tableau périodique et comprennent les éléments dont les électrons périphériques occupent le sous-niveau (p). Ce sont les éléments des groupes (3A), (4A), (5A), (6A), et (7A) et du groupe zéro (gaz nobles). La configuration des éléments du bloc (p) est (np^1) dans le groupe (3A) et (np^2) dans le groupe (4A), selon le remplissage progressif du sous-niveau (p) jusqu'à sa saturation complète dans le groupe des gaz zéros pour devenir (np^6).

3 Les éléments du bloc (d):

Ils occupent la région moyenne du tableau périodique et comprennent les éléments dont les électrons remplissent successivement le sous-niveau (d). Et comme ils peuvent contenir jusqu'à dix électrons, ils se composent donc de dix colonnes verticales (sept d'entre eux appartiennent au groupe (B) et trois appartiennent aux éléments du groupe huit).

4 Les éléments du bloc (f) :

Ils sont situés au bas du tableau périodique afin d'éviter que ce dernier ne devienne trop long. Cela confirme la possibilité de séparer les éléments du tableau périodique en blocs distincts. Les éléments du bloc (f) correspondent au remplissage du sous-niveau (f), qui peut contenir 14 électrons. Ils comprennent deux séries : la série des lanthanides et celle des actinides :

(1) Série des lanthanides:

Cette série correspond au remplissage du sous-niveau (4f). C'est pour cela qu'elle se compose de 14 éléments. On remarque que le niveau externe de valence pour tous ces éléments est ($6s^2$).

nezakr.natega4dk.net

(2) Série des actinides:

Cette série correspond au remplissage du sous-niveau (5f) et se compose également de 14 éléments qui sont tous radioactifs et leurs noyaux sont instables..

De ce qui s'est précédé, on peut diviser les éléments du tableau périodique en quatre types qui sont :

1 Les éléments nobles

Ce sont les éléments situés au dernier colonne vertical du bloc (p) (groupe zéro (18)). Leur configuration électronique est (np^6), à l'exception de l'hélium dont la configuration est $1s^2$, Tous leurs sous-niveaux énergétiques sont complètement remplis d'électrons. ce sont donc des éléments stables et ils forment difficilement des composés.

2 Les éléments représentatifs

Ce sont les éléments des blocs (s) et (p), à l'exception des éléments du groupe zéro. Ces éléments se caractérisent par la saturation de tous les niveaux énergétiques par les électrons sauf le niveau d'énergie dernier et ils ont tendance à atteindre la composition (ns^2, np^6) de leurs niveaux externes. Ceci par la perte ou le gain des électrons ou par la coopération.

3 Les éléments de transition principale

Ce sont les éléments du bloc (d), dans lesquels a lieu le remplissage du sous-niveau (d).

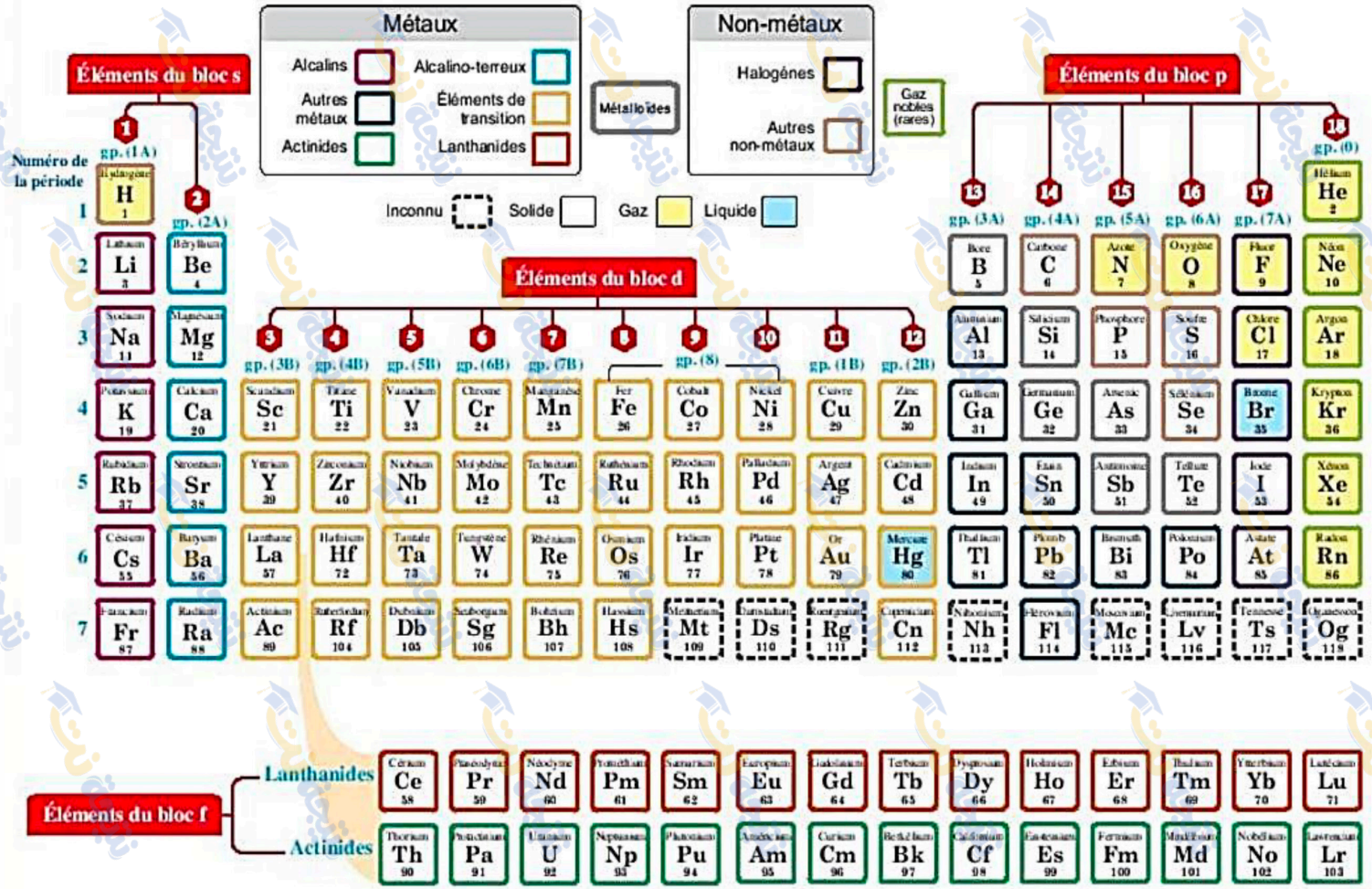
4 Les éléments de transition interne

Ce sont les éléments du bloc (f), dans lesquels a lieu le remplissage du sous-niveau (f).

nezakr.natega4dk.net

nezakr.nategа4dk.net

Les éléments du tableau périodique moderne



Description du tableau périodique :

- Il est formé de 18 groupes verticaux et 7 périodes horizontales.
- Les éléments ont été classés par ordre croissant selon l'augmentation du nombre atomique.
- Chaque élément a un électron de plus que celui qui le précède dans la même période.
- Chaque période commence par le remplissage d'un nouveau niveau d'énergie par un seul électron, puis le remplissage se poursuit dans les sous-niveaux énergétiques de la même période jusqu'au dernier élément qui est le gaz inerte.
- Dans les groupes verticaux, on remarque que les éléments d'un même groupe se ressemblent dans la structure électronique du dernier niveau d'énergie mais n'ont pas le même nombre quantique (n).

Le tableau suivant montre la distribution électronique de quelques éléments classés d'après leur nombre atomique jusqu'à l'élément du zinc $_{30}$Zn:

La répartition électronique de quelques éléments dans le tableau périodique

		1	2	3			4				5				6				7
Z	Element	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f	s	p	d	f	s	p	d	f	s
1	H	1																		
2	He	2																		
3	Li	2	1																	
4	Be	2	2																	
5	B	2	2	1																
6	C	2	2	2																
7	N	2	2	3																
8	O	2	2	4																
9	F	2	2	5																
10	Ne	2	2	6																
11	Na	2	2	6	1															
12	Mg	2	2	6	2															
13	Al	2	2	6	2	1														
14	Si	2	2	6	2	2														
15	P	2	2	6	2	3														
16	S	2	2	6	2	4														
17	Cl	2	2	6	2	5														
18	Ar	2	2	6	2	6														
19	K	2	2	6	2	6		1												
20	Ca	2	2	6	2	6		2												
21	Sc	2	2	6	2	6	1	2												
22	Ti	2	2	6	2	6	2	2												
23	V	2	2	6	2	6	3	2												
24	Cr	2	2	6	2	6	5	1												
25	Mn	2	2	6	2	6	5	2												
26	Fe	2	2	6	2	6	6	2												
27	Co	2	2	6	2	6	7	2												
28	Ni	2	2	6	2	6	8	2												
29	Cu	2	2	6	2	6	10	1												
30	Zn	2	2	6	2	6	10	2												

nezakr.natega4dk.net

Graduation des propriétés dans le tableau périodique :

D'après notre étude sur la classification des éléments dans le tableau périodique moderne, la connaissance de la structure électronique de l'élément ainsi que la relation entre la structure électronique de l'élément et sa position dans le tableau périodique moderne, on va présenter dans ce qui suit la graduation des propriétés physiques et chimiques dans les périodes verticales et dans les groupes horizontales et la relation entre ces propriétés avec la structure électronique des éléments.

On va concentrer dans cette étude sur la graduation des propriétés dans éléments représentatifs des blocs (s) et (p). Les propriétés des éléments de transitions seront étudiés dans un autre domaine.

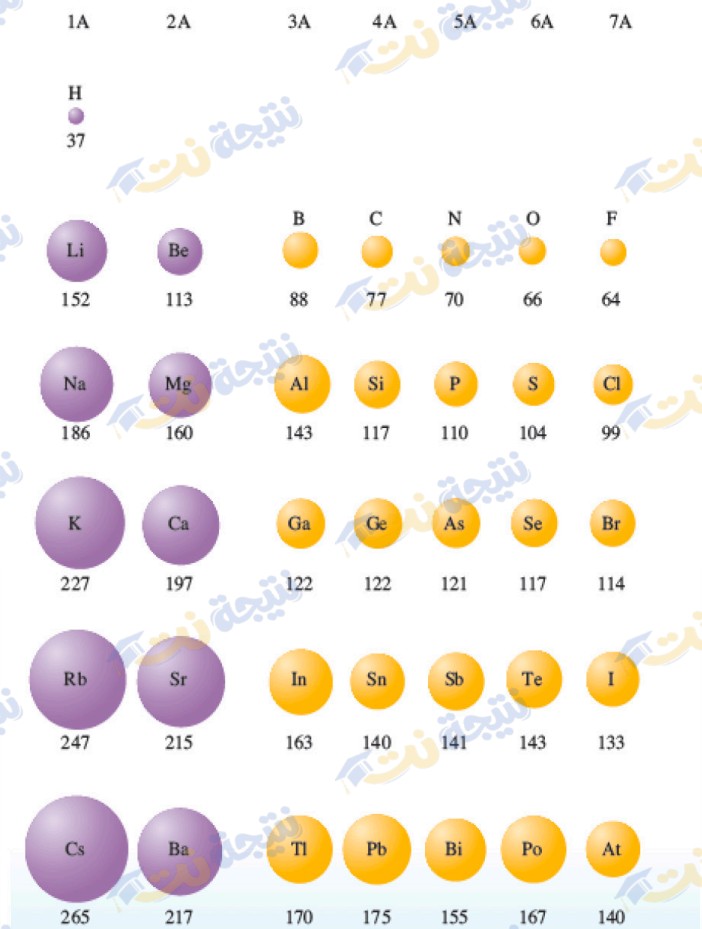
1 Le rayon atomique:

La théorie ondulaire a prouvé qu'on ne peut pas préciser exactement la position de l'électron autour du noyau. Par conséquent, on ne peut pas définir le rayon atomique comme étant la distance entre le noyau et l'électron le plus éloigné. Mais on peut définir **le rayon atomique comme étant :**

la moitié de la distance entre les centres des deux atomes identiques dans une molécule diatomique (ou rayon covalent).

Il est mesuré par unité de picomètres (pm), ce qui équivaut 10^{-12} m. Quant aux cristaux ioniques qui sont formés d'ions positifs (cations) et d'ions négatifs (anions), comme le cristal de chlorure de sodium, le diamètre de chacun est décrit comme **le rayon ionique**. Le rayon ionique dépend du nombre d'électrons perdus ou gagnés.

La figure ci-contre montre la graduation des rayons covalents des éléments représentatifs dans le tableau périodique:



Graduation du rayon atomique par unité de picomètre (pm)

nezakr.natega4dk.net

Si nous examinons les rayons de la figure précédente, nous remarquons ce qui suit :

- **Dans les périodes horizontales :**

Les valeurs des rayons atomiques diminuent quand on se dirige à droite du groupe (1A) vers le groupe (7A). Ceci est dû à l'augmentation graduelle de la charge du noyau effectif qui est définie comme étant la charge réelle du noyau qui affecte un électron dans un atome. La charge effective est toujours inférieure à la charge du noyau (c'est-à-dire au nombre de protons), en raison de l'effet d'écrantage exercé par les électrons internes occupant les couches électroniques complètes. Ces électrons de cœur réduisent partiellement l'influence du noyau sur l'électron considéré, ce qui renforce l'attraction exercée sur les électrons covalents et provoque une contraction du rayon atomique.Ainsi, au sein d'une même période, les atomes de plus grande taille appartiennent au groupe 1A (les métaux alcalins), tandis que les atomes de plus petite taille sont ceux du groupe 7A (les halogènes).

- Dans les groupes verticaux :

Le rayon atomique augmente avec l'augmentation du nombre atomique à mesure qu'on se dirige verticalement vers le bas. Ceci est dû à ce qui suit :

1- L'augmentation du nombre des niveaux énergétiques de l'atome.

2- Les niveaux d'énergie complets masquent l'effet du noyau sur les électrons extérieurs.

3- L'augmentation de la répulsion entre les électrons eux-mêmes.

Application

Explication du changement des rayons des ions par rapport aux rayons des atomes des éléments sodium, chlore et fer indiqués dans le tableau suivant:

L'atome ou l'ion	Na	Na^+	Fe	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cl	Cl^-
Rayon (pm)	186	102	126	78	64.5	99	181
Nombre de protons	11	11	26	26	26	17	17
Nombre d'éléctrons	11	10	26	24	23	17	18

Dans le cas des métaux, comme le sodium, le rayon de l'ion positif diminue à celui de l'atome, en raison de l'augmentation de la charge du noyau effectif dans le cas du noyau. Plus la charge de l'ion augmente - comme dans le cas du fer +2 et du fer +3 - plus le rayon de l'ion positif diminue que le rayon de l'atome, car le nombre de protons devient supérieur au nombre d'électrons.

En revanche, dans le cas des non-métaux, tels que le chlore, le rayon de l'ion négatif augmente à celui du rayon de l'atome , car le nombre d'électrons devient supérieur à celui des protons.

(Connaissez-vous le jeu de tir à la corde ?).

nezakr.natega4dk.net

2 Potentiel d'ionisation (énergie d'ionisation) :

Lorsqu'un atome acquiert une quantité d'énergie, ses électrons peuvent être excités et passés à des niveaux d'énergie supérieurs. Tandis que si la quantité d'énergie est relativement plus grande, il arrache les plus faibles électrons liés au noyau de l'atome. Dans ce cas, l'atome devient un ion positif.

Le potentiel d'ionisation est définit comme suit:

C'est la quantité minimale d'énergie nécessaire pour arracher ou séparer un mole d'électron d'un mole des atomes isolés à l'état gazeux..

Et puisqu'il est possible d'enlever un, deux ou trois électrons de l'atome ; il existe donc un premier, deuxième ou troisième potentiel d'ionisation, etc..

Le premier potentiel d'ionisation : Son résultat est la formation d'un ion portant une seule charge positive.

$$M_{(g)} \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-}$$

Le deuxième potentiel d'ionisation : Son résultat est la formation d'un ion portant deux charges positives.

$$M^{+}_{(g)} \longrightarrow M^{2+}_{(g)} + e^{-}$$

Le premier potentiel d'ionisation est gradué dans le tableau périodique comme suit :

H 1312							He 2372
Li 520	Be 899	B 801	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2081
Na 496	Mg 738	Al 578	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
K 419	Ca 599	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1351
Rb 403	Sr 550	In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170
Cs 377	Ba 503	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 812	At 890	Rn 1037

Graduation du potential d'ionisation par unité de kJ/mol

- Dans les périodes : Les valeurs de potentiel d'ionisation augmentent en se dirigeant vers la droite à cause de l'augmentation de la charge du noyau effectif et de la diminution du rayon atomique ; ce qui mène à l'augmentation de force d'attraction du noyau aux électrons de covalence. Ceci nécessite donc une grande énergie afin de les séparer de l'atome, c'est-à-dire que le potentiel d'ionisation est inversement proportionnelle avec le rayon de l'atome.

- Dans les groupes: Le potentiel d'ionisation diminue verticalement dans le même groupe avec l'augmentation du nombre atomique parce qu'avec l'augmentation du nombre des couches électroniques, le rayon de l'atome augmente. Ceci mène à la diminution de force d'attraction du noyau aux électrons de covalence. Par conséquence, l'énergie nécessaire de les séparer diminue.

nezakr.natega4dk.net

- Remarquons que:

• Le premier potentiel d'ionisation des gaz nobles dans le groupe zéro est très élevé, en raison de la grande stabilité de leur système électronique car il est difficile d'extraire un électron d'un niveau d'énergie saturé.

- Le deuxième potentiel d'ionisation est plus grand que celui du premier à cause de l'augmentation de la charge du noyau effectif. De même, le troisième potentiel d'ionisation des éléments du groupe 2A est encore trop grand, ce qui cause la rupture d'un niveau d'énergie saturé par les éléctrons. Ceci est illustré par les potentiels d'ionisation du magnésium $_{12}Mg$:

$$Mg_{(g)} \longrightarrow Mg^{+}_{(g)} + e^{-}, \quad \Delta H = +737 \quad kJ/mol$$

$$Mg^{+}_{(g)} \longrightarrow Mg^{2+}_{(g)} + e^{-}, \quad \Delta H = +1450 \quad kJ/mol$$

$$Mg^{2+}_{(g)} \longrightarrow Mg^{3+}_{(g)} + e^{-}, \quad \Delta H = +7730 \quad kJ/mol$$

3 L'affinité électronique

Nous avons appris que lorsqu'une mole d'atomes gazeux perd une mole d'électrons; cela est accompagnée d'une absorption d'une certaine quantité d'énergie appelée potentiel d'ionisation. Cependant, lorsqu'une mole d'atomes gazeux gagne une mole d'électrons, il y a une libération ou une absorption d'une certaine quantité d'énergie, appelée affinité électronique.

L'affinité électronique

C'est la quantité de changement d'énergie (libérée ou absorbée) lorsqu'une mole d'atomes isolés à l'état gazeux gagne une mole d'électrons.

$$Br_{(g)} + e^{-} \longrightarrow Br^{-}_{(g)} \quad \Delta H = -325 \text{ kJ/mol}$$

Les valeurs des affinités électroniques du tableau suivant montrent ce qui suit :

1A							0
H −72.6	2A	3A	4A	5A	6A	7A	He 0
Li −59.6	Be >0	B −26.7	C −122	N +7	O −141	F −328	Ne +29
Na −52.9	Mg >0	Al −42.5	Si −134	P −72.0	S −200	Cl −349	Ar +35
K −48.4	Ca −2.4	Ga −28.9	Ge −119	As −78.2	Se −195	Br −325	Kr +39
Rb −46.9	Sr −5.0	In −28.9	Sn −107	Sb −103	Te −190	I −295	Xe +41
Cs −45.5	Ba −14	Tl −19.2	Pb −35.2	Bi −91.3	Po −183.3	At −270	Rn +41

Les valeurs des affinités électroniques des éléments des blocs s,p

nezakr.natega4dk.net

(1) L'irrégularité de la graduation des valeurs de l'affinité électronique dans les périodes et les groupes est le contraire à la graduation des valeurs du rayon et du potentiel d'ionisation.

(2) Les valeurs les plus élevées de l'énergie libérée de l'affinité électronique sont celles des éléments du groupe des halogènes (7A), car la structure électronique de leurs anions est la même structure électronique du gaz noble le plus proche.

(3) Les valeurs positives de l'affinité électronique de l'élément du béryllium et du magnésium indiquent une absorption d'énergie lors de la capture d'électrons, car l'électron ajouté occupe le sous-niveau d'énergie le plus élevé (p) par rapport au sous-niveau rempli (s).

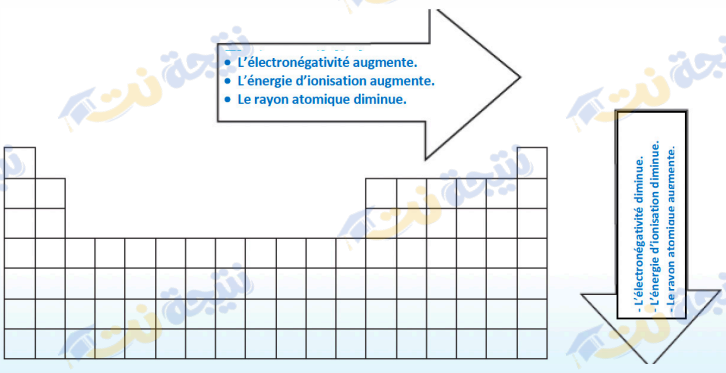
(4) Le sous-niveau (2p) à moitié rempli dans l'atome d'azote (nitrogène) lui confère une stabilité particulière. Lorsque cet atome gagne un électron, cette stabilité diminue en raison de l'appariement de cet électron avec l'un des électrons déjà présents dans le sous-niveau (2p). C'est pourquoi la valeur de l'affinité électronique de l'azote (nitrogène) est positive.

(5) Les valeurs d'affinité électronique des gaz nobles sont également positives, en raison de la grande stabilité de leur structure électronique complète.

4 L'électronégativité

L'électronégativité d'un atome est définie comme la capacité de cet atome à attirer vers lui les électrons de la liaison chimique. L'électronégativité des éléments est exprimée par des valeurs indiquant que plus cette valeur augmente, plus la capacité relative de l'atome à attirer les électrons de liaison est grande. Il ne faut pas confondre l'électronégativité avec l'affinité électronique : l'affinité électronique correspond à l'énergie échangée par l'atome à l'état fondamental lors du gain d'un électron, tandis que l'électronégativité se rapporte à l'atome engagé dans une liaison chimique avec d'autres atomes. L'électronégativité augmente le long des périodes avec l'augmentation du nombre atomique et la diminution du rayon atomique, tandis qu'elle diminue dans les groupes lorsque le nombre atomique augmente. Le fluor est considéré comme l'élément le plus électronégatif connu.La différence d'électronégativité entre les éléments joue un rôle essentiel dans la détermination du type de liaison chimique qui les unit, comme il sera expliqué ultérieurement (chapitre (4).

La figure suivante résume la graduation des propriétés précédentes dans le tableau périodique de :



nezakr.natega4dk.net

5 La propriété métallique et non métallique

Le scientifique Berzelius fut le premier, au début du XIX^{e} siècle, à classer les éléments en deux grandes catégories : les métaux et les non-métaux, et ce, avant même que la structure atomique ne soit connue. Malgré l'ancienneté de cette classification, elle demeure encore utilisée jusqu'à nos jours, bien qu'il n'existe pas de frontière nette entre les propriétés des métaux et celles des non-métaux. Avec le développement de notre compréhension de la structure électronique des éléments, il est désormais possible de distinguer les métaux des non-métaux de la manière suivante :

Les métaux:

(1) Ce sont des éléments dont la couche de valence possède - souvent - moins de la moitié de sa capacité maximale en électrons.

(2) Les métaux perdent les électrons de leur couche de valence afin d'atteindre la structure électronique du gaz inerte le plus proche, ce qui constitue l'objectif principal de la réactivité chimique. Ils se transforment ainsi en ions positifs (cations), d'où leur qualification d'éléments électropositifs.

(3) Leur conductivité électrique est due à la facilité de déplacement de leurs électrons de valence, peu nombreux, d'un point à un autre à l'intérieur du métal.

(4) Les métaux se distinguent par un grand rayon atomique, ce qui entraîne une faible énergie d'ionisation.

Les non-métaux :

(1) Ce sont des éléments dont la couche de valence possède — souvent — plus de la moitié de sa capacité maximale en électrons.

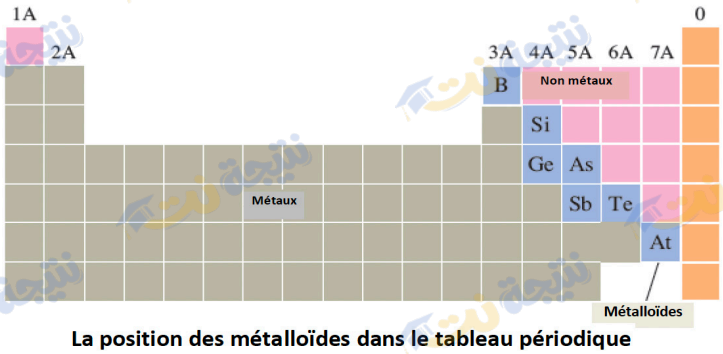
(2) Ils gagnent quelques électrons afin d'atteindre la structure électronique du gaz inerte le plus proche et deviennent ainsi des ions négatifs (anions). Les non-métaux sont donc qualifiés d'éléments électronégatifs.

(3) Leur incapacité à conduire l'électricité s'explique par la forte attraction exercée par le noyau sur leurs électrons de valence, ce qui empêche ces derniers de se déplacer librement. Les non-métaux sont donc des isolants électriques.

(4) Le petit rayon atomique des non-métaux mène à une forte augmentation de la valeur de son potentiel d'ionisation .

nezakr.natega4dk.net

Il existe un troisième groupe d'éléments, appelés métalloïdes, qui se caractérisent par une apparence métallique tout en présentant la plupart des propriétés des non-métaux. Leur électronégativité est intermédiaire entre celle des métaux et celle des non-métaux. Leur conductivité électrique est inférieure à celle des métaux, mais nettement supérieure à celle des non-métaux. Les métalloïdes sont utilisés dans la fabrication de composants d'appareils électroniques, tels que les transistors et autres semi-conducteurs.



La position des métalloïdes dans le tableau périodique

En observant la figure précédente, il apparaît clairement que tous les métaux sont situés à gauche des métalloïdes, tandis que les non-métaux se trouvent à leur droite. L'examen du potentiel d'ionisation et des affinités électroniques des éléments du tableau périodique montre que les caractères métalliques et non métalliques varient de manière graduelle selon la disposition suivante :

- Dans les périodes horizontales :

Lorsque l'on se déplace de la gauche vers la droite, on constate que le premier groupe contient les métaux les plus forts. Ensuite, le caractère métallique diminue progressivement avec l'augmentation du nombre atomique jusqu'à atteindre les métalloïdes. Puis, le caractère non métallique commence à augmenter pour atteindre son maximum dans le groupe (7A), qui renferme les non-métaux les plus forts.

- Dans les groupes verticaux :

On observe que le caractère métallique augmente avec l'augmentation du nombre atomique lorsqu'on se déplace vers le bas dans les groupes.

Ainsi, on peut conclure que les métaux les plus forts se trouvent dans la partie inférieure gauche du tableau périodique, où le césium est considéré comme l'élément le plus fort du point de vue de la propriété métallique.

Les non-métaux les plus marqués se situent dans la partie supérieure droite du tableau périodique, où le fluor est considéré comme l'élément le plus fort du point de vue de la propriété non métallique

nezakr.natega4dk.net

6 Les propriétés acides et basiques

Il est bien connu que les oxydes non métalliques, lorsqu'ils sont dissous dans l'eau, produisent des acides, tels que:

$CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2CO_{3(aq)}$ (Acide carbonique)

$SO_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2SO_{4(aq)}$ (Acide sulfurique)

Les oxydes non métalliques sont généralement appelés oxydes acides. Ces oxydes acides réagissent avec les bases pour former un sel et de l'eau.

$CO_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

Les oxydes métalliques sont généralement appelés oxydes basiques. Certains de ces oxydes sont solubles dans l'eau, tandis que d'autres ne le sont pas. Les oxydes basiques solubles dans l'eau sont également appelés oxydes alcalins, car ils forment des alcalis, tels que :

$Na_2O_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)}$

$K_2O_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2KOH_{(aq)}$

Les oxydes basiques réagissent avec les acides pour produire un sel et de l'eau.

$Na_2O_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

$MgO_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow MgSO_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

Il existe deux autres types d'oxydes, à savoir :

- Les oxydes amphotères, tels que l'oxyde d'aluminium Al_2O_3 l'oxyde de zinc ZnO, l'oxyde d'antimoine (III) Sb_2O_3 et l'oxyde d'étain SnO. Ces oxydes peuvent réagir parfois comme des oxydes basiques et d'autres fois comme des oxydes acides.

$Al_2O_{3(s)} + 6HCl_{(aq)} \longrightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3H_2O_{(\ell)}$

$Al_2O_{3(s)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow \underset{\text{Aluminate de sodium}}{2NaAlO_{2(s)}} + H_2O_{(\ell)}$

$ZnO_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

$ZnO_{(s)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow \underset{\text{zincate de sodium}}{Na_2ZnO_{2(aq)}} + H_2O_{(\ell)}$

- Les oxydes neutres, tels que le monoxyde de carbone CO, le monoxyde d'azote NO et le protoxyde d'azote N_2O, qui sont des oxydes qui ne réagissent ni avec les acides ni avec les bases, et qui ne se dissolvent pas facilement dans l'eau.

nezakr.natega4dk.net

Les propriétés acides et basiques dans le tableau périodique

a Dans les périodes horizontales

Lorsque le nombre atomique de l'élément augmente, le caractère basique de l'oxyde diminue, tandis que le caractère acide augmente.

b Dans les groupes verticaux

Si on prend les éléments du premier groupe, comme exemple, on constate que le caractère basique augmente verticalement avec l'augmentation du nombre atomique (c'est-à-dire en descendant vers le bas). En revanche, lorsqu'on observe le caractère acide dans les composés hydrogénés des éléments du groupe 7A, on remarque qu'à mesure que le rayon atomique de l'élément augmente, l'attraction exercée sur l'atome d'hydrogène diminue, ce qui facilite son ionisation, et par conséquent augmente le caractère acide.

7 Les nombres d'oxydation

Autrefois, avant la compréhension de la nature des liaisons chimiques, le concept de valence était utilisé pour exprimer la capacité d'un atome à se lier à un certain nombre d'autres atomes. Aujourd'hui, on emploie plutôt le concept de nombre d'oxydation, qui constitue une meilleure alternative à la valence.

Le nombre d'oxydation est défini comme suit:

Nombre d'oxydation

Un nombre qui indique la charge électrique (positive ou négative) que l'atome ou l'ion porterait dans le composé, qu'il soit ionique ou covalent.

Pour déterminer le nombre d'oxydation d'un atome dans un composé, on suit les étapes suivantes :

Premièrement : dans les composés ioniques:

Le nombre d'oxydation de l'ion ou du groupe atomique dans un composé ionique est égal à sa charge et a le même signe. Par exemple:

K^+Br^-, Na^+Cl^-, $Mg^{2+}O^{2-}$, $Ca^{2+}CO_3^{2-}$, $Cu^{2+}SO_4^{2-}$

Deuxièmement : dans les composés covalents :

Bien que la molécule d'un composé covalent ne soit pas constituée d'ions positifs et négatifs, ses atomes portent des charges qui traduisent le déplacement électronique qui se produit dans la liaison. L'atome le plus électronégatif porte une charge négative, tandis que l'atome le moins électronégatif porte une charge positive. Il existe deux cas :

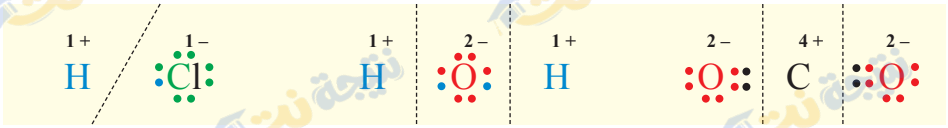
- Dans les molécules formées d'atomes identiques, telles que S_8, P_4, O_3 ou Cl_2 le déplacement électronique dans les liaisons entre les atomes est équilibré, car les atomes d'une même molécule possèdent la même électronégativité. Ainsi, le nombre d'oxydation de tout atome dans une telle molécule est égal à (0).



Molécule de nitrogène N_2 **Molécule d'oxygène O_2** **Molécule d'hydrogène H_2**

nezakr.natega4dk.net

- Lorsque la molécule est constituée de deux atomes ayant des électronégativités différentes, les électrons partagés sont attribués à l'atome le plus électronégatif. Il convient de noter que le nombre d'oxydation de l'oxygène dans la plupart de ses composés est (–2), tandis que celui de l'hydrogène est généralement (+1).



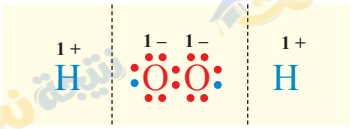
Molécule de chlorure d'hydrogène HCl

Molécule de l'eau H_2O

Molécule de dioxyde de carbone CO_2

Bien que le nombre d'oxydation de l'oxygène soit généralement (–2) dans la majorité de ses composés, il prend la valeur (–1) dans les peroxydes, tels que le peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) H_2O_2 et le peroxyde de sodium Na_2O_2

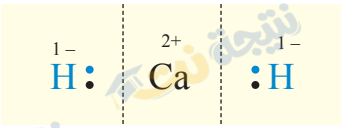
De plus, dans le superoxyde de potassium (KO_2) le nombre d'oxydation de l'oxygène est $(-\frac{1}{2})$ tandis que dans le difluorure d'oxygène (OF_2) le nombre d'oxydation de l'oxygène est (+2).



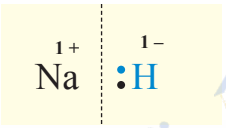
Péroxyde d'hydrogène H_2O_2

Le nombre d'oxydation de l'hydrogène dans la plupart de ses composés est (+1), sauf dans certains cas, comme dans les hydrures des métaux actifs tels que l'hydrure de sodium (NaH) et l'hydrure de calcium (CaH_2).

Ces composés sont de nature ionique et contiennent l'ion hydrogène négatif. Ainsi, si l'on fait fondre, par exemple, l'hydrure de sodium et qu'on le soumet à une électrolyse, l'hydrogène est libéré à l'anode. Le nombre d'oxydation de l'hydrogène dans les hydrures métalliques est donc (–1)



Hydrure de calcium CaH_2



Hydrure de sodium NaH

Lors du calcul des nombres d'oxydation, il convient de tenir compte des points suivants:

1. La somme des nombres d'oxydation des différents éléments dans une molécule neutre est égale à zéro (0) .
2. Le nombre d'oxydation est toujours calculé pour un seul atome ou un seul ion dans la molécule.
3. Certains composés, tels que $NH_4^+NO_2^-$, leurs deux atomes d'azote possèdent deux nombres d'oxydation différents.
4. Le nombre d'oxydation des éléments du groupe (1A) est toujours (+1) celui des éléments du groupe (2A) est (+2), et celui des éléments du groupe (3A) est (+3). Le

nezakr.natega4dk.net

nombre d'oxydation du fluor est toujours (–1).

C'est pour cela qu'on commence toujours par écrire leurs nombres d'oxydation, puis on poursuit le calcul des nombres d'oxydation des autres éléments.

Composé	Na_2O Oxyde de sodium		Na_2O_2 peroxyde de sodium		KO_2 superoxyde de potassium		CaH_2 hydrure de calcium		AlH_3 hydrure d' aluminum	
La somme des charges	2+	2–	2+	2–	1+	1–	2+	2–	3+	3–
Les atomes	Na_2	O	Na_2	O_2	K	O_2	Ca	H_2	Al	H_3
Nombre d' oxydation	+1	-2	+1	–1	+1	$-\frac{1}{2}$	+2	-1	+3	-1

(5) L'état d'oxydation le plus élevé d'un élément représentatif ne dépasse pas le numéro de son groupe, selon la numérotation 1A, 2A, ….etc

(6) Le nombre d'oxydation des groupes atomiques est égal à la charge portée par ce groupe, comme par exemple :

NO_3^-	CO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NH_4^+
groupe de Nitrate (-1)	groupe de Carbonate (-2)	groupe de Sulphate (-2)	groupe d' Ammonium (+1)

Les nombres d'oxydation sont utiles pour déterminer le type de changement subie à un élément au cours d'une réaction chimique, notamment dans les réactions d'oxydation et de réduction.

L'oxydation

Le processus de perte d'électrons, entraînant une augmentation de la charge positive

La réduction

Le processus de gain d'électrons, entraînant une diminution de la charge positive

Le réactif qui perd des électrons est appelé agent réducteur, tandis que le réactif qui gagne ces électrons est appelé agent oxydant.

Lorsque le nombre d'oxydation de l'atome central d'un composé atteint sa valeur maximale, ce composé agit uniquement comme un agent oxydant.

$$\overset{6+}{K_2Cr_2O_7}\ ,\ \overset{5+}{HNO_3}\ ,\ \overset{6+}{H_2SO_4}$$

Cependant, lorsque le nombre d'oxydation de l'atome central dans le composé est minimal, celui-ci agit uniquement comme agent réducteur.

$$\overset{3-}{NH_3}\ ,\ \overset{4-}{CH_4}\ ,\ \overset{0}{H_2}$$

nezakr.natega4dk.net

Dans les cas où l'état d'oxydation de l'atome central dans le composé est intermédiaire, celui-ci peut agir soit comme agent oxydant, soit comme agent réducteur, selon la nature de la réaction.

$\overset{3+}{HNO_2}$, $\overset{4+}{SO_2}$

Les réactions d'oxydation et de réduction :

Dans les réactions d'oxydation et de réduction, le nombre d'électrons perdus par l'agent réducteur lors de son oxydation est égal au nombre d'électrons gagnés par l'agent oxydant lors de sa réduction. Les processus d'oxydation et de réduction dans les réactions chimiques peuvent être vérifiés en suivant les variations des nombres d'oxydation qui s'y produisent.

Application

Dans la réaction d'oxydation et de réduction: $2NaI_{(aq)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + I_{2\,(s)}$

Le NaI et le NaCl sont tous deux sous forme ionique, ainsi l'équation peut être écrite sous une autre forme, appelée équation ionique totale, comme suit:

$2Na^+_{(aq)} + 2I^-_{(aq)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2Na^+_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)} + I_{2(s)}$

L'ion Na^+ dans cette réaction est qualifié d'ion spectateur, car il ne participe pas activement à la réaction (son nombre d'oxydation ne change pas des deux côtés de l'équation). Lorsque l'on élimine l'ion spectateur de l'équation ionique totale, on obtient l'équation ionique finale, qui ne contient que les atomes, ions ou molécules ayant subi une modification de leur nombre d'oxydation.

$2I^-_{(aq)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2Cl^-_{(aq)} + I_{2(s)}$

On observe dans cette réaction que:

- Les ions iodure négatifs ont été transformés en molécules d'iode neutres, ce qui indique une augmentation du nombre d'oxydation de (–1) à (0).
- Les molécules de chlore neutres ont été transformées en ions chlorure négatifs, ce qui indique une diminution du nombre d'oxydation de (0) à (–1).
- L'augmentation du nombre d'oxydation correspond à un processus d'oxydation, tandis que la diminution correspond à un processus de réduction. L'équation ionique finale précédente peut donc être décomposée en deux équations distinctes représentant respectivement la réaction d'oxydation et la réaction de réduction, comme suit:

$2I^-_{(aq)} \longrightarrow I_{2(s)}$ ‘ $Cl_{2(g)} \longrightarrow 2Cl^-_{(aq)}$

Pour respecter la loi de conservation des charges, les électrons perdus et gagnés sont ajoutés aux deux demi-réactions comme suit:

• l'équation de demi-réaction d'oxydation: $2I^-_{(aq)} \longrightarrow I_{2(s)} + 2e^-$

nezakr.natega4dk.net

• l'équation de demi-réaction de réduction: $Cl_{2(g)} + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-_{(aq)}$

Équilibrage des équations ioniques des réactions d'oxydation et de réduction:

• **L'équilibrage de ces équations s'effectue en suivant les étapes suivantes:**

Étape (1) : Séparer les deux réactions d'oxydation et de réduction.

Étape (2) : Équilibrer les atomes et les ions des deux extrémités de chaque équation.

Étape (3) : Vérifier la loi de conservation de la charge en ajoutant les électrons perdus et gagnés.

Étape (4) : Égaliser les nombres des électrons perdus et gagnés dans les deux équations d'oxydation et de réduction.

Étape (5) : Additionner les deux équations d'oxydation et de réduction.

Application

Équilibrage de l'équation: $\mathbf{Cr_{(s)} + H^+_{(aq)} \longrightarrow Cr^{3+}_{(aq)} + H_{2(g)}}$

Étape (1): $Cr_{(s)} \longrightarrow Cr^{3+}_{(aq)}$ $\qquad$ $H^+_{(aq)} \longrightarrow H_{2(g)}$

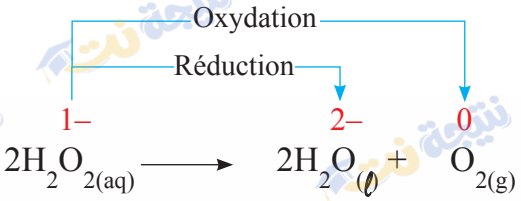
Étape (2): $Cr_{(s)} \longrightarrow Cr^{3+}_{(aq)}$ $\qquad$ $2H^+_{(aq)} \longrightarrow H_{2(g)}$

Étape (3): $Cr_{(s)} \longrightarrow Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^-$ $\qquad$ $2H^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}$

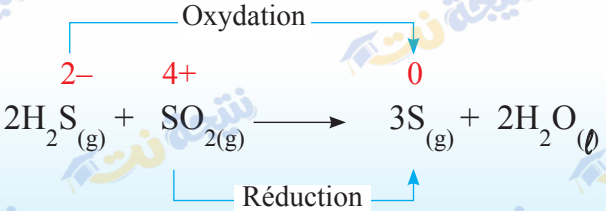
Étape (4): $2Cr_{(s)} \longrightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 6e^-$ $\qquad$ $6H^+_{(aq)} + 6e^- \longrightarrow 3H_{2(g)}$

Étape (5): $2Cr_{(s)} + 6H^+_{(aq)} \longrightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 3H_{2(g)}$

- Il existe un type particulier de réactions d'oxydation et de réduction dans lequel un seul ion d'un des réactifs subit un processus d'oxydation et un processus de réduction. Ces réactions sont appelées réactions de disproportionation.



- Il existe un autre type de réactions appelé réactions de conproportionation.
Elles se produisent entre deux composés ou deux ions contenant le même élément dans deux états d'oxydation différents, pour former un produit dont l'état d'oxydation est intermédiaire.



nezakr.natega4dk.net

Évaluation sur le troisième chapitre

1 Choisissez la bonne réponse parmi les propositions suivantes :

(1) Quel est le nombre des types d'éléments existant dans la sixième période du tableau périodique moderne ?

ⓐ 3 ⓑ 4 ⓒ 5 ⓓ 6

(2) Les non-métaux se caractérisent par .....

ⓐ une énergie d'ionisation élevée. ⓑ leurs éléments sont électropositifs.

ⓒ leur électronégativité est faible. ⓓ le rayon de leurs atomes est grand.

(3) L'électronégativité augmente, dans les périodes horizontales,par .....

ⓐ l'augmentation du rayon atomique. ⓑ la diminution du nombre atomique.

ⓒ la diminution du rayon. ⓓ (a) et (b) ensemble.

(4) Les réactions suivantes représentent des réactions d'oxydation et de réduction, **sauf** .....

ⓐ $2P + 5HClO + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4 + 5HCl$

ⓑ $Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

ⓒ $Mg + CuSO_4 \longrightarrow MgSO_4 + Cu$

ⓓ $NaOH + HNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$

(5) Laquelle des réactions suivantes représente une réaction d'oxydation et de réduction?

ⓐ $CuO + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O$

ⓑ $CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

ⓒ $Cr_2O_7^{2-} + 3H_2S + 8H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3S + 7H_2O$

ⓓ $NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl + NaNO_3$

nezakr.natega4dk.net

2 **Choisissez de la colonne (B) la configuration électronique du niveau d'énergie dernier des éléments de la colonne (A), puis déterminez le type de l'élément à partir de la colonne (C):**

(A) Élément	(B) configuration électronique du niveau d'énergie externe	(C) Type d' élément
(1) Radon $_{86}Rn$	ⓐ $7s^1$	I- Parmi les actinides.
(2) Césium $_{55}Cs$	ⓑ $4f^{14}, 5d^6, 6s^2$	II- Élément de transition de la cinquième période.
(3) Brome $_{35}Br$	ⓒ $6s^2, 5d^{10}, 6p^6$	III- Gaz noble.
(4) Vanadium $_{23}V$	ⓓ $3d^3, 4s^2$	IV- Élément de transition principal de la sixième période.
(5) Osmium $_{76}Os$	ⓔ $4f^7, 5d^1, 6s^2$	V- Parmi les lanthanides.
(6) Gadolinium $_{64}Gd$	ⓕ $4s^2, 3d^{10}, 4p^5$	VI- Élément représentatif de la catégorie (s) .
	ⓖ $4d^5, 5s^1$	VII- Élément de transition de la quatrième période.
	ⓗ $6s^1$	VIII- Élément représentatif de la catégorie (p).

3 **Que signifie chacun des termes suivants :**

(1) Le numéro atomique
(2) La réduction
(3) Les éléments représentatifs
(4) Les gaz nobles
(5) Les éléments de transition
(6) Les éléments de transition internes
(7) Le rayon atomique
(8) Le potentiel d'ionisation
(9) L'affinité électronique
(10) L'électronégativité
(11) Les métaux
(12) Les non-métaux
(13) Les métalloïdes (ou semi-métaux)
(14) L'oxyde acide
(15) L'oxyde basique
(16) L'oxyde amphotère
(17) L'oxyde neutre
(18) Le nombre d'oxydation
(19) L'oxydation
(20) L'agent réducteur.

nezakr.natega4dk.net

4 Rédigez un bref aperçu sur la graduation des propriétés suivantes dans le tableau périodique :

(1) Le rayon atomique

(2) Le potentiel d'ionisation

(3) L'électronégativité

(4) Le caractère métallique et non métallique

---

5 Quelle est la différence entre chacun de ce qui suit :

(1) La première et la deuxième potentiel d'ionisation

(2) L'affinité électronique et l'électronégativité

(3) Les métaux et les non-métaux

(4) L'oxyde acide, l'oxyde basique et l'oxyde amphotère

(5) L'oxydation et la réduction

---

6 Quel est le concept scientifique correspondant à chacune de ce qui suit:

(1) La moitié de la distance entre les centres de deux atomes identiques dans une molécule diatomique.

(2) La quantité d'énergie nécessaire pour arracher les électrons les moins liés d'une mole d'atomes isolés à l'état gazeux.

(3) La quantité d'énergie libérée ou absorbée lorsqu'une mole d'atomes isolés à l'état gazeux capte une mole d'électrons.

(4) La capacité d'un atome à attirer les électrons d'une liaison chimique.

(5) L'ensemble des éléments dont la couche de valence est remplie à moins de la moitié de sa capacité en électrons, le plus souvent.

(6) L'ensemble des éléments dont la couche de valence est remplie à plus de la moitié de sa capacité en électrons, le plus souvent.

(7) Le nombre représentant la charge électrique apparente que possède un atome dans un composé.

(8) Le processus de perte d'électrons entraînant une augmentation de la charge positive.

(9) Le processus de gain d'électrons entraînant une diminution de la charge positive.

---

7 Calculez les nombres d'oxydation des éléments suivants:

(1) L'oxygène dans : OF_2 - KO_2 - Na_2O_2 - Li_2O - O_3 - O_2

nezakr.natega4dk.net

(2) Le chlore dans : $NaCl - NaClO_4 - NaClO_3 - NaClO_2 - NaClO$

(3) Le nitrogène dans : $HNO_3 - NO_2 - HNO_2 - NO - N_2O - N_2 - NH_3$

(4) Le soufre dans : $Na_2S_2O_3 - K_2S - SO_2 - NaHSO_3 - H_2SO_4$

(5) Le manganèse dans : $NaMnO_4 - MnCl_2 - KMnO_4 - MnO_2$

---

8 Indiquez les processus d'oxydation ou de réduction, s'ils existent, dans chacun de ce qui suit :

(1) $CO \longrightarrow CO_2$

(2) $Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow Cr_2O_3$

(3) $O_2 \longrightarrow O_3$

(4) $NO_2 \longrightarrow N_2O_4$

(5) $MnO_4^- \longrightarrow MnO_2$

(6) $ClO^- \longrightarrow ClO_3^-$

(7) $FeCl_3 \longrightarrow FeCl_2$

---

9 La figure suivante représente les quatre premières périodes du tableau périodique moderne:



(1) Classez les éléments suivants selon la diminution dans le rayon atomique B, A, G, E

(2) Classez les éléments suivants selon l'augmentation de l'énergie d'ionisation F, X, D

(3) À quelle famille appartient chacun des éléments suivants Y, H, G, I, X?

---

10 Montrez par les équations symboliques équilibrées que :

(1) L'oxyde de sodium est parmi les oxydes basiques.

(2) Le trioxyde de soufre est parmi les oxydes acides.

(3) L'oxyde de zinc est parmi les oxydes amphotères.

nezakr.natega4dk.net

11 **La réaction du calcium avec l'eau s'exprime par l'équation symbolique suivante :**

$$Ca_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(aq)} + 2H_{2(g)}$$

(1) Exprimez la réaction qui se produit par une équation ionique.

(2) Déduisez les deux équations de demi-réaction équilibrées d'oxydation et de réduction.

---

12 **Indiquez l'oxydation et la réduction ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur dans les réactions suivantes:**

(1) $MnO_{2(s)} + 4HCl_{(aq)} \longrightarrow MnCl_{2(aq)} + Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)}$

(2) $Cl_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow HCl_{(aq)} + HClO_{(aq)}$

(3) $SO_{2(g)} + Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2SO_{4(aq)} + 2HCl_{(aq)}$

---

13 **Utilisez les nombres d'oxydation pour équilibrer les équations suivantes :**

(1) $Cu^{2+}_{(aq)} + Al_{(s)} \longrightarrow Al^{3+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

(2) $Sn^{2+}_{(aq)} + Fe^{3+}_{(aq)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Sn^{4+}_{(aq)}$

nezakr.natega4dk.net