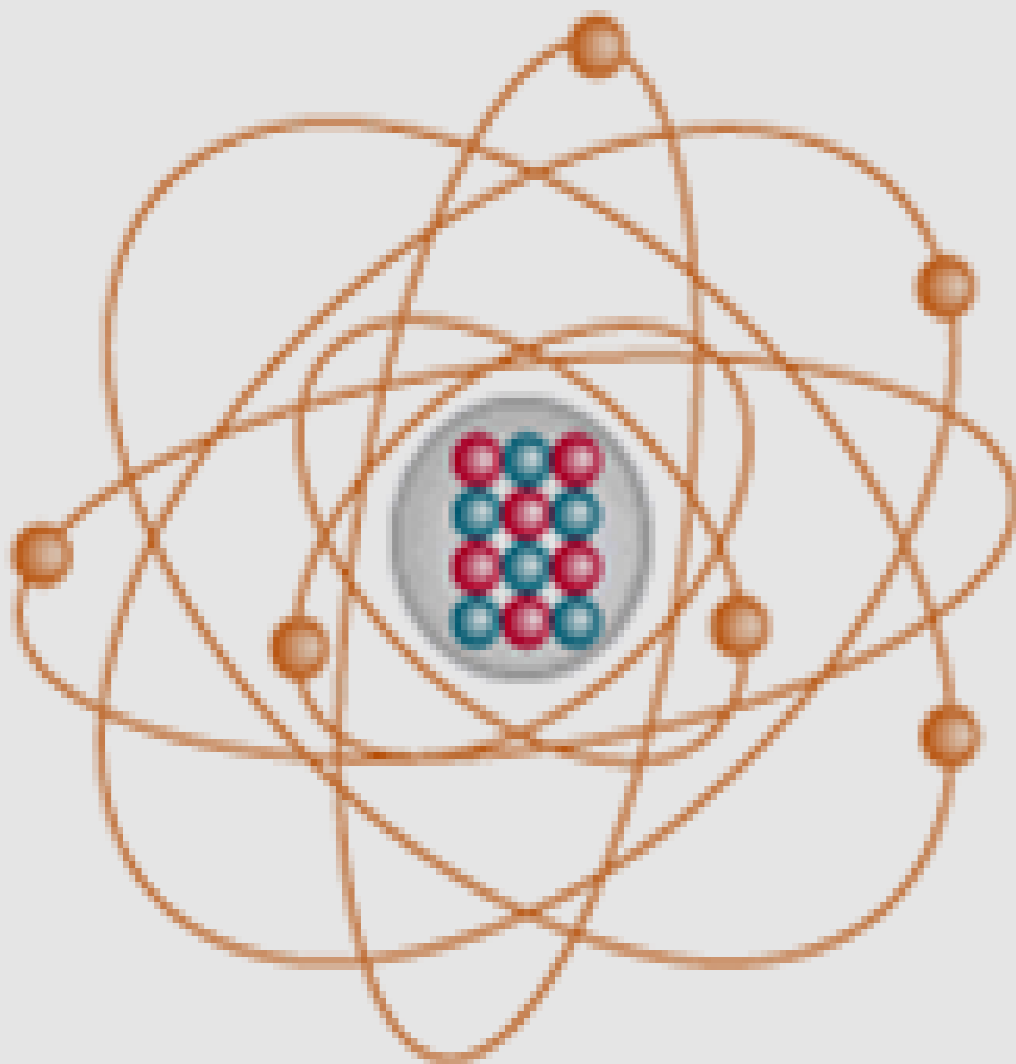


Cours de Chimie

2^{nde} C

Annale de cours
et d'exercices



Avant-propos

Mon combat est celui d'une école d'apprentissage, d'éducation et de réussite. Cet objectif est du reste largement partagé par l'ensemble de tous les acteurs de l'école ivoirienne. En effet, l'école est une institution dispensatrice de savoir et de valeurs à même de consolider la société. C'est en cela qu'elle participe au développement de la société dont elle est l'émanation.

Mais cette quête n'est réalisable que si les acteurs et les partenaires de l'école ivoirienne croient en la vertu du courage et de l'effort, aussi bien au niveau de l'apprenant que de l'enseignant. Ne dit-on pas que: « l'effort fait des forts » ?

La tricherie est un fléau et donc un obstacle au développement de nos sociétés. Tricher, c'est se tromper soi-même et ne mène nulle part. Par conséquent la persévérance au travail, l'endurance face aux diverses difficultés et la patience de reprendre une année d'étude en vue de parfaire le niveau et les acquis, valeurs qui cultivées par l'apprenant, l'engagerait résolument sur la voie de la réussite.

Ce faisant, ce document contient des exercices qui le familiariseront avec le type d'épreuve auquel il sera soumis aux devoirs de classe. Il permet un entraînement rigoureux, un bilan partiel au terme des objectifs spécifiques se rapprochant, donc à une préparation optimale qui seule conduit aux bonnes performances, gage de la réussite. Chers collègues, aidez les élèves à s'exercer afin de tirer de ce document les atouts de leur réussite.

NB : Les exercices regroupés dans cet ouvrage proviennent de devoirs de classe, de niveau et de livres au programme en classe de seconde. Les démarches utilisées pour la résolution des exercices ne sont pas absolues. Pour améliorer le rendement des apprenants, toutes les remarques et suggestions sont les bienvenues.

KANGA Henri
Professeur de Lycée

Progression seconde C

Année scolaire 2009 – 2010

	Sem	Physique	Chimie
Sept.	1	Prise de contact	Notion d'éléments chimique
	2	Le mouvement	
Oct.	3		
	4		
	5		
	6		
Nov.	7	Actions mécaniques ou forces	Classification périodique des éléments chimiques
	8	Semaine tampon	
	9	Equilibre d'un solide soumis à deux, puis à trois forces	Ions et molécules
Déc.	10	Equilibre d'un solide mobile autour d'un axe fixe	Mole et grandeurs molaires
	11		
Janv.	12	Principe d'inertie	Equation – bilan d'une réaction chimique
	13		
	14		
	15	Quantité mouvement	
Févr.	16	Semaine tampon	
	17	Le courant électrique	Chlorure de sodium
	18	Intensité d'un courant continu	Solutions aqueuses ioniques
19	Tension électrique		
Mars		20	Etude expérimentale de quelques dipôles passifs
	21		
	22		
	23	Semaine tampon	
Avril	24	Etude expérimentale d'un dipôle actif ; point de fonctionnement.	Solutions acides et basiques. Mesure de pH
	25		
	26	Le transistor : un amplificateur de courant	Réaction acido-basiques. Dosage
Mai	27	La chaine électronique	
	28		
	29		
	30	Révision	Révision

Je ne saurais écrire ce document sans faire un clin d'œil à mes collègues professeurs des Sciences physiques des Lycées modernes 1 et 2 de Soubré. Mes remerciements sont en particulier adressés au collègue Lobognon Ahouman pour m'avoir remis des documents de cours collectés sur le net. Merci cher collègue.

KANGA Henri

Chapitre 1

Titre du cours : **Notion d'éléments chimiques**

Objectifs spécifiques

Définir, par une approche expérimentale, l'élément chimique

Plan du cours

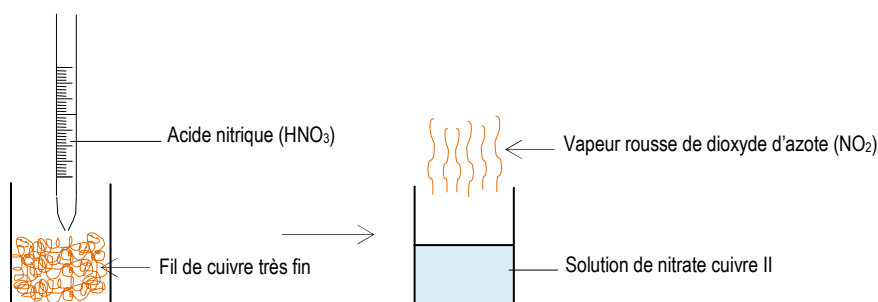
Voir cours

Notion d'éléments chimiques

I. L'élément cuivre

1. Réaction entre le métal cuivre et l'acide nitrique

1.1. Expérience et observations

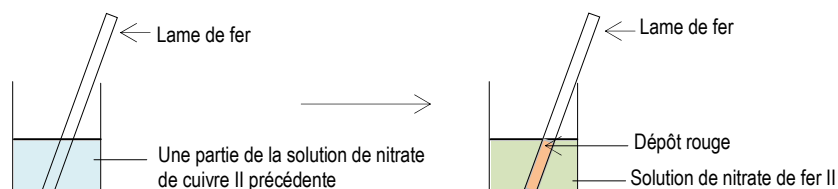


1.2. Conclusion

L'action de l'acide nitrique sur le métal cuivre conduit à une solution de nitrate de cuivre II. Il apparaît un gaz roux toxique.

2. Action de la solution de nitrate de cuivre II sur le fer

2.1. Expérience et observations

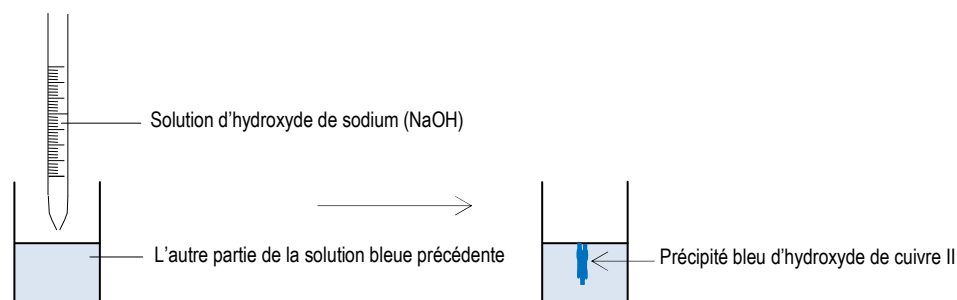


2.2. Conclusion

La réaction entre la solution de nitrate de cuivre II et le fer donne un dépôt de cuivre. La solution de nitrate de cuivre se décolore.

3. Action de l'hydroxyde de sodium sur la solution de nitrate de cuivre II

3.1. Expérience et observations



3.2. Conclusion

Le précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II, prouve la présence d'ions cuivre II dans la solution de nitrate de cuivre II.

Remarque

Le métal cuivre (Cu), la solution de nitrate de cuivre II ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$), le précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II ($\text{Cu}(\text{OH})_2$) ont en commun l'élément chimique cuivre.

II- l'élément soufre

1. Réaction entre le fer et le soufre

1.1. Expérience et observations

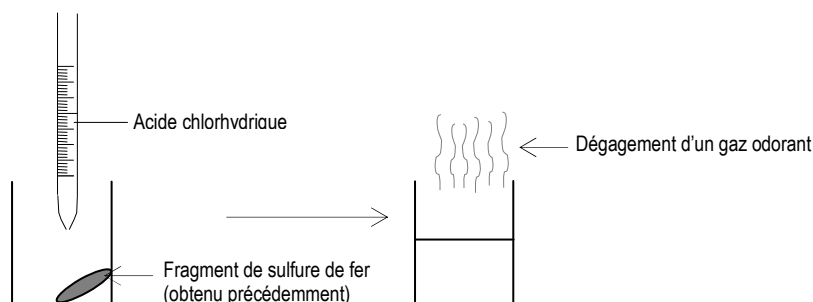


1.2. Conclusion

La réaction entre le fer et le soufre donne un solide gris : le sulfure de fer.

2. Action de l'acide chlorhydrique sur le sulfure de fer

2.1. Expérience et observations



2.2. Conclusion

L'action de l'acide chlorhydrique sur le sulfure de fer donne un gaz : le sulfure de d'hydrogène.

Remarque

Le sulfure de fer (FeS), le sulfure d'hydrogène (H_2S) ont en commun l'élément soufre (S).

III- Symboles de quelques éléments chimiques

Un élément chimique est ce qui est commun à un corps simple et à tous ses composés.

Nom de l'élément		Hydrogène	Oxygène	Carbone	Cuivre	Azote	Soufre	Fer
Symbole		H	O	C	Cu	N	S	Fe
Zinc	Chlore	Aluminium	Sodium	Argent	Or	Brome	Etain	Mercure
Zn	Cl	Al	Na	Ag	Au	Br	Sn	Hg

Application

1.

1.1. Qu'est-ce qu'un élément chimique ?

1.2. Trouver tous les éléments chimiques communs au dioxyde de carbone et au dioxygène d'une part et d'autre part au monoxyde de carbone et à l'oxyde de cuivre.

2. Votre professeur de Sciences Physiques réalise une expérience en deux étapes :

- 1^{ère} étape

Une lame de zinc bien décapée est plongée dans une solution bleue de sulfate de cuivre II.

Au bout d'un bref instant, la solution se décolore.

On observe un dépôt rouge sur la lame de zinc.

- 2^{ème} étape

Le solide rouge précédent est récupéré, puis introduit dans un tube à essais.

On y ajoute de l'acide nitrique.

On observe un dégagement de vapeur rousse et la solution devient bleue.

2.1. Quelle est la nature du dépôt rouge observé sur la lame de zinc ?

2.2. Qu'est-ce qui colore en bleu la solution dans la 2^{ème} étape ?

2.3. Donner le nom et le symbole de l'élément chimique mis en évidence.

Chapitre 2Titre du cours : **Structure de l'atome****Objectifs spécifiques**

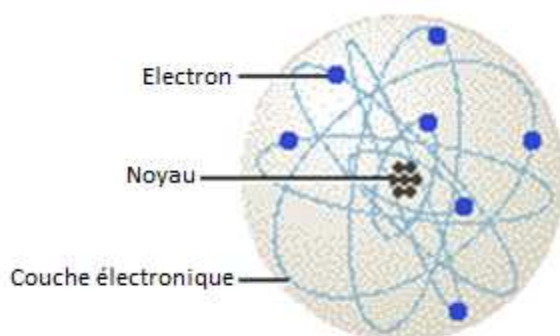
- Décrire la structure de l'atome.
- Connaître la représentation de Lewis de l'atome.

Plan du cours

Voir cours

Structure de l'atome**I- Les constituants de l'atome**

L'atome est la plus petite partie indivisible de la matière. Il est constitué d'un **noyau** central autour duquel gravitent un ou plusieurs **électrons**.



Modèle de l'atome (selon la représentation de Bohr)

1. Le noyau

Le noyau est constitué de **Z protons** et de **N neutrons**. L'ensemble de ces particules (*plus petite partie constitutive de la matière*) constitue **les nucléons** noté **A**.

A = Z + N est appelé nombre de masse.

Z : est le numéro atomique ou nombre de charge. **N** : est le nombre de neutrons.

Particules	Proton (p)	Neutron (n)
Masse	$m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Charge	$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	0

Remarque : $m_p = m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

2. L'électron

Un électron est caractérisé par :

- Son symbole : **e^-**
- Sa masse : **$m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$** .
- Sa charge élémentaire : **$-e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$** .

Remarque : **e** appelé charge élémentaire. Sa valeur est **$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$** .

3. L'électroneutralité de l'atome

Il y a **Z protons** et **Z électrons** dans un atome.

Charge totale de l'atome = charge du noyau + charge des électrons = $(+Z \cdot e) + (-Z \cdot e) = 0$

La charge totale de l'atome est nulle : on dit que l'atome est **électriquement neutre**.

II- Masse et dimensions de l'atome et de son noyau

1. Masse de l'atome et de son noyau

1.1- Masse du noyau

$$m_{\text{noy}} = Z \cdot m_p + N \cdot m_n \text{ or } m_p \approx m_n$$

$$\text{Donc } m_{\text{noy}} = (Z + N) \cdot m_p = A m_p$$

1.2- Masse de l'atome

$$m_{\text{at}} = Z \cdot m_p + N \cdot m_n + Z \cdot m_e$$

Or $m_p = 1835 \cdot m_e$ donc m_e est négligeable devant m_p .

$$M_{\text{at}} = (Z+N)m_p = A m_p = m_{\text{noy}}$$

La masse de l'atome est essentiellement concentrée dans le noyau.

2. Dimension d'un atome et de son noyau

Entre le noyau d'un atome et les électrons qui gravitent autour de celui-ci, il y a un vide. On dit que l'atome a une **structure lacunaire**.

3. Notation du noyau d'un atome (ou d'un nucléide)

Pour caractériser un noyau, on utilise le couple (Z, A) appelé un **nucléide**.

Ainsi tout nucléide ou noyau de symbole **X** sera représenté par :



Exemples : ${}^1_1\text{H}$, ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{14}_7\text{N}$, ${}^{16}_8\text{O}$.

4. Notion d'isotopes

On appelle les isotopes d'un noyau, des nucléides ayant le même numéro atomique Z mais les nombres de masse A différents.

Exemples : ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$; et ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$.

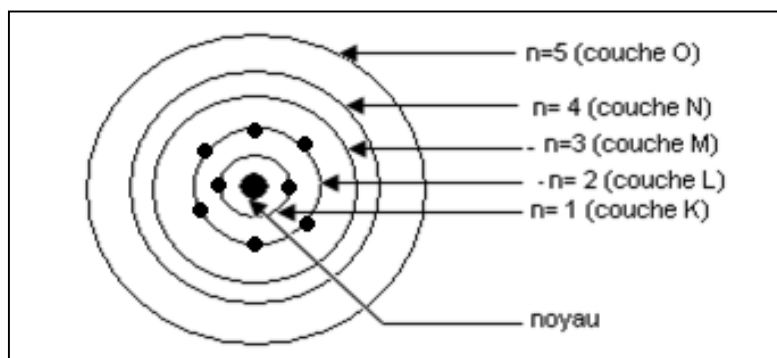
Remarque

L'ensemble des nucléides qui ont le même numéro atomique Z constitue un élément chimique.

III - Structure électronique des atomes

1. Couches électroniques

- Les électrons d'un atome sont repartis par couches successives appelées **couches électroniques** ou niveaux d'énergie noté respectivement K, L, M, N, O.
- Chaque couche est représentée par un nombre entier naturel n appelé **nombre quantique**.



2. Règles de remplissage des couches

2.1- Principe de Pauli

Chaque couche électronique de rang n ne peut contenir au plus $2n^2$ électrons.

Couches	K	L	M	N
Nombre n quantique	1	2	3	4
Nombre d'électron	2	8	18	32

2.2-Principe de remplissage et structure électronique

- Les électrons occupent successivement les couches électroniques en commençant par celle ayant le nombre quantique n le plus petit, c'est-à-dire dans l'ordre **K, L, M, N**.
- La structure électronique (ou formule électronique) d'un atome est obtenue en écrivant la lettre qui correspond à chaque couche et en indiquant à droite, en exposant le nombre d'électrons sur la couche.

Exemples

Atomes	H	C	N	O	Cl
Nombre d'électrons	1	6	7	8	17
Structure électronique	K¹	K²L⁴	K²L⁵	K²L⁶	K²L⁸M⁷

Remarque

- L'état de l'atome obtenu en appliquant le principe de remplissage est appelé **état fondamental**.
- Certains éléments chimiques n'obéissent pas au principe de Pauli à cause de leurs propriétés chimiques.

Exemple : ${}_{19}\text{K} : \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^8 \text{N}^1$; ${}_{20}\text{Ca} : \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^8 \text{N}^2$; ...

- La dernière couche est appelée **couche électronique externe** (ou couche de valence ou encore couche périphérique).

3. Représentation de Lewis des atomes

La représentation de Lewis consiste à schématiser la répartition des électrons sur la dernière couche de l'atome. Par convention :

- un électron célibataire est représenté par un point (•)
- un doublet d'électrons est représenté par un tiret (—)

Exemples

Elément	Symbole du noyau	Formule électronique	Représentation de Lewis
Hydrogène	${}^1_1\text{H}$	K ¹	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{H}}}$
Carbone	${}^{12}_6\text{C}$	K ² L ⁴	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}}\cdot$
Oxygène	${}^{16}_8\text{O}$	K ² L ⁶	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}}\cdot$
Magnésium	${}^{24}_{12}\text{Mg}$	K ² L ⁸ M ²	$\cdot\text{Mg}\cdot$
Phosphore	${}^{31}_{15}\text{P}$	K ² L ⁸ M ⁵	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{P}}}}\cdot$
Chlore	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	K ² L ⁸ M ⁷	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{Cl}}}}}\cdot$

Application 1

1. Dans 11,5g d'un corps pur simple A, il y a 3.10^{23} atomes.

1.1. Calculer la masse d'un atome du corps A.

1.2. Combien de nucléons contient le noyau de cet atome ?

La masse d'un proton est $m_P = 1,67.10^{-27}\text{kg}$.

2. Le nuage électronique d'un atome de ce corps A possède la charge électronique $q = -1,76.10^{-18}\text{C}$. La charge élémentaire $e = 1,6.10^{-19}\text{C}$.

2.1. Calculer le nombre d'électrons qui gravitent autour du noyau d'un atome du corps A.

2.2. En déduire le nombre de protons et de neutrons que contient le noyau.

3. On connaît pour l'élément oxygène les notations suivantes : $^{16}_8\text{O}$; $^{17}_8\text{O}$; $^{18}_8\text{O}$.

3.1. Comment appelle-t-on ces éléments ?

3.2. Donner la composition (nombre de masse, nombre de protons et nombre de neutrons) de chaque élément.

Application 2

1. Les éléments aluminium, argon et calcium ont respectivement pour numéro atomique : 13 ; 18 et 20.

1.1. Donner la structure électronique de chaque élément.

1.2. Quel est la représentation de Lewis de chacun de ces éléments ?

2. Les masses des éléments aluminium et calcium sont respectivement :

$m(\text{Al}) = 4,51.10^{-26}\text{ kg}$; $m(\text{Ca}) = 6,68.10^{-26}\text{ kg}$.

2.1. Sachant que la masse du proton est $m_P = 1,67.10^{-24}\text{ g}$, déterminer le nombre de masse A de chaque atome.

2.2. En déduire la composition du noyau de ces éléments.

Travaux dirigés

Exercice 1

1. La charge nucléaire d'un atome A est $Q = 20,8.10^{-19}\text{C}$. La charge élémentaire $e = 1,6.10^{-19}\text{C}$.

1.1. Donner la charge totale des électrons de l'atome A.

1.2. En déduire le nombre d'électrons et de protons que possède l'atome A.

2. L'atome A contient 14 neutrons. La masse d'un proton est $m_P = 1,67.10^{-27}\text{kg}$.

2.1. Quel est son nombre de nucléons ?

2.2. Combien y a-t-il d'atomes dans un échantillon de 500g de cet élément ?

3. Donner les isotopes de l'atome de carbone.

Exercice 2

1. Quels sont les constituants du noyau d'un atome ?

2. Pourquoi dit-on qu'un atome est électriquement neutre ?

3. On note le noyau d'un élément chimique par ^A_ZX . Que représente le couple (Z, A) ?

4. Ecrire la formule électronique des éléments chimiques suivants :

$\text{Mg}(Z = 12)$; $\text{N}(Z = 7)$; $\text{Al}(Z = 13)$; $\text{Cl}(Z = 17)$; $\text{Ca}(Z = 20)$.

Exercice 3

1. On connaît pour l'élément carbone les atomes suivants : $^{12}_6\text{C}$; $^{13}_6\text{C}$ et $^{14}_6\text{C}$.

1.1. Comment les nomme-t-on ?

1.2. En quoi réside leur différence ?

1.3. Donner les éléments de même type de l'atome d'hydrogène.

2. Le noyau de l'atome de phosphore a une charge $Q = 24.10^{-19}\text{C}$.

Le nombre de masse de cet atome est 31 et son symbole est P.

2.1. Déterminer le nombre d'électrons que possède cet atome.

2.2. Donner la représentation de son noyau.

2.3. Calculer la masse $m(\text{noyau})$ du noyau et en déduire la masse m de l'atome de phosphore.

Données : $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ kg, $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg. La charge élémentaire $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C.

Un peu d'histoire



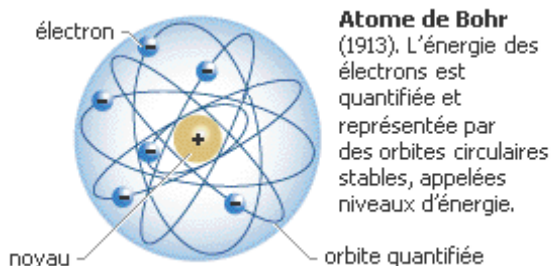
Niels Bohr

Lauréat du prix Nobel de physique en 1922 pour ses investigations sur la structure de l'atome, le physicien danois Niels Bohr a largement contribué au développement de la physique quantique et nucléaire.

Bohr, Niels (1885-1962), physicien danois connu pour sa contribution à la physique nucléaire et à la compréhension de la structure de l'atome et à l'interprétation de la théorie quantique. Né à Copenhague, Bohr entre en 1912 au laboratoire de Rutherford à Manchester. La théorie de Bohr sur la structure

atomique, pour laquelle il recevra le prix Nobel de physique en 1922, est publiée entre 1913 et 1915. Son travail s'inspire du modèle de l'atome de Rutherford, dans lequel l'atome est considéré comme formé

d'un noyau compact entouré d'un essaim d'électrons. Le modèle atomique de Bohr utilise la théorie quantique et la constante de Planck (le rapport entre la taille du quantum et la fréquence du rayonnement). Le modèle pose en principe que l'atome n'émet de rayonnement électromagnétique que lorsqu'un électron transite d'un niveau quantique à un autre. Ce modèle a contribué énormément aux développements ultérieurs de la physique atomique théorique.



Charles Augustin de Coulomb (1736 -1806), physicien français connu pour ses recherches en électrostatique et magnétisme.

Pauli, Wolfgang (1900-1958), physicien américain d'origine autrichienne et lauréat du prix Nobel, connu pour sa définition du principe d'exclusion en mécanique quantique. Né à Vienne, il fit ses études à l'université de Munich. Il enseigna la physique aux universités de Göttingen, de Copenhague et de Hambourg, et la physique théorique à l'Institut fédéral de technologie de Zurich, de 1928 à 1935. Il fut également professeur honoraire à l'institut de Princeton, dans le New Jersey, aux États-Unis. En 1925, Pauli définit le principe d'exclusion, appelé également le principe d'exclusion de Pauli, d'après lequel deux électrons, ou plus généralement deux fermions, ne peuvent se trouver dans le même état quantique (*voir* Quantique, théorie). En 1931, son hypothèse

de l'existence du neutrino, une particule subatomique, a contribué de manière fondamentale au développement de la dynamique mésonique. En 1945, il reçut le prix Nobel de physique.



Chapitre 3Titre du cours : Classification périodique des éléments chimiquesObjectifs spécifiques

- Etudier le principe de construction du tableau de classification périodique
- Déterminer les différentes familles et leurs propriétés en exploitant le tableau de Mendeleïev.

Plan du cours

Voir cours

Classification périodique des éléments chimiquesI- Principe de la classification1- Représentation réduite du tableau de la classification

PERIODES	COUCHES	COLONNES							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	K	1 H Hydrogène 1,0 S.E. K ¹							2 He Hélium 4,0 S.E. K ²
2	L	3 L Lithium 6,9 S.E. K ² L ¹	4 Be Beryllium 9,0 S.E. K ² L ²	5 B Bore 10,8 S.E. K ² L ³	6 C Carbone 12,0 S.E. K ² L ⁴	7 N Azote 14,0 S.E. K ² L ⁵	8 O Oxygène 16,0 S.E. K ² L ⁶	9 F Fluor 19,0 S.E. K ² L ⁷	10 Ne Néon 20,2 S.E. K ² L ⁸
3	M	11 Na Sodium 23,0 S.E. K ² L ⁸ M ¹	12 Mg Magnésium 24,3 S.E. K ² L ⁸ M ²	13 Al Aluminium 27,0 S.E. K ² L ⁸ M ³	14 Si Silicium 28,1 S.E. K ² L ⁸ M ⁴	15 P Phosphore 31,0 S.E. K ² L ⁸ M ⁵	16 S Soufre 32,1 S.E. K ² L ⁸ M ⁶	17 Cl Chlore 35,5 S.E. K ² L ⁸ M ⁷	18 Ar Argon 39,9 S.E. K ² L ⁸ M ⁸
4	N	19 K Potassium 39,1 S.E. K ² L ⁸ M ⁸ N ¹	20 Ca Calcium 40,1 S.E. K ² L ⁸ M ⁸ N ²						

2- Règles de la construction du tableau

- Les éléments sont classés par ordre **croissant de numéro atomique**.
- Chaque **ligne** ou **période** commence avec le début de remplissage d'une nouvelle couche électronique.
- Tous les éléments d'une même **colonne** ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe.

II- Les familles chimiques et leurs propriétés

1- Famille des métaux alcalins

C'est l'ensemble des éléments de la première colonne excepté l'hydrogène. Ils possèdent un seul électron sur la couche externe.

Les alcalins sont des métaux mous très oxydables à froid par le dioxygène de l'air. Tous réagissent violemment avec l'eau en produisant du dihydrogène.

Ils perdent facilement leur seul électron pour donner des cations métalliques.

2- Famille des métaux alcalino-terreux

C'est l'ensemble des éléments de la deuxième colonne. Ils possèdent tous deux électrons sur leur couche externe et ont tendance à les perdre pour donner des cations métalliques.

Ils s'oxydent très facilement en donnant des oxydes réfractaires.

3- Famille des halogènes

C'est l'ensemble des éléments de la septième colonne. Ils possèdent tous sept électrons sur leur couche externe et ont tendance à capter un électron pour donner des anions. Ils réagissent avec l'hydrogène pour donner des halogénures d'hydrogènes.

4- Famille des gaz rares

C'est l'ensemble des éléments de la huitième colonne. Ils possèdent huit électrons sur leur couche externe sauf l'hélium qui en a deux. Ils sont très stables et caractérisés par une réactivité chimique quasi nulle.

Application 1

1. Compléter le tableau ci-dessous.

${}^1_1\text{H}$ Hydrogène							
	${}^4_2\text{Be}$ Béryllium		${}^6_6\text{C}$ Carbone		${}^8_8\text{O}$ Oxygène		${}^{10}_{10}\text{Ne}$ Néon
${}^{11}_{11}\text{Na}$ Sodium		${}^{13}_{13}\text{Al}$ Aluminium		${}^{15}_{15}\text{P}$ Phosphore		${}^{17}_{17}\text{Cl}$ Chlore	
	${}^{20}_{20}\text{Ca}$ Calcium						

2. Un élément chimique a la structure électronique suivante : $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^3$.

2.1. Indiquer à quelle ligne et à quelle colonne de la classification périodique simplifiée, il appartient.

2.2. Identifier l'élément chimique par son nom et son symbole.

Application 2

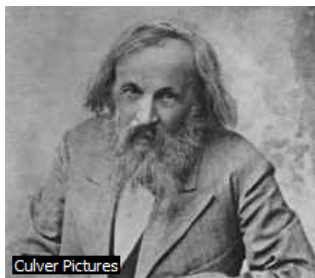
Le phosphore a pour numéro atomique $Z = 15$.

1. Indiquer le numéro atomique et le nom de l'élément qui le précède dans le tableau de classification usuel.

2. Indiquer le numéro atomique et le nom de l'élément qui le suit dans le tableau de classification usuel.

3. Indiquer le numéro atomique et le nom de l'élément qui se trouve au-dessus de lui dans le tableau de classification usuel.

Un peu histoire



Mendeleïev, Dimitri Ivanovitch (1834-1907),

D'après une règle de chimie, les propriétés de tous les éléments sont des fonctions périodiques de leur masse atomique. Cette loi fut indépendamment établie par deux chimistes : en 1869 par le Russe Dimitri Mendeleïev et, en 1870, par l'Allemand Julius Lothar Meyer.

Mendeleïev, Dimitri Ivanovitch (1834-1907), chimiste russe surtout connu pour sa classification périodique des éléments. Il montra en effet que les propriétés chimiques des éléments dépendaient directement de leur poids atomique et qu'elles étaient des fonctions périodiques de ce poids.

Mendeleïev est né à Tobolsk, en Sibérie. Il étudia la chimie à l'université de Saint-Petersbourg et, en 1859, il fut envoyé à l'université de Heidelberg. Là-bas, il rencontra le chimiste italien Stanislao Cannizzaro, dont les idées sur le poids atomique (*voir Atome*) influencèrent sa réflexion. Mendeleïev retourna à Saint-Petersbourg et enseigna la chimie à l'Institut technique en 1863. Il fut nommé professeur de chimie générale à l'université de Saint-Petersbourg en 1866. Mendeleïev fut un professeur renommé et, aucun bon manuel de chimie n'étant disponible, il rédigea ses *Principes de la chimie* en deux volumes (1868-1870). Cet ouvrage est devenu un classique.

Travaux dirigés

Exercice 1

1. X, Y et Z sont trois atomes du tableau de classification périodique simplifié tels que :

X est un alcalin de la 1^{ère} période.

Y appartient à la 2^{ème} période et à la 6^{ème} colonne.

Z est un halogène de la 2^{ème} période.

Donner :

1.1. Le nom et la formule de ces atomes.

1.2. La structure électronique et la représentation de Lewis de chaque atome.

2. Un atome A est situé à l'intersection de la troisième période et de la septième colonne du tableau de classification périodique simplifié.

2.1. Donner sa structure électronique et sa représentation de Lewis.

2.2. A quelle famille appartient-il ?

2.3. Quelles sont les propriétés de cette famille ?

3. Un atome B possède la structure électronique suivante : $(K)^2(L)^8(M)^2$.

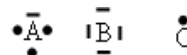
3.1. A quelles période et colonne du tableau de classification périodique simplifié appartient-il ?

3.2. Donner son nom, sa formule et sa représentation de Lewis.

3.3. A quelle famille appartient-il ?

Exercice 2

1. On donne la représentation de Lewis des trois atomes A ; B et C :



A et C appartiennent à la deuxième période et B à la troisième période.

1.1. Donner le numéro atomique, la formule et le nom de chaque atome.

1.2. Ecrire la formule électronique de atome.

1.3. A quelle colonne appartient ces atomes ?

1.4. Quelle est la famille respective de B et C.

2. Situer les éléments suivants dans le tableau de classification périodique simplifié.

F(9) ; S(16) et Ca(20).

Chapitre 4Titre du cours : Ions et molécules**Objectifs spécifiques**

- Interpréter l'évolution chimique des atomes en appliquant la règle de l'octet.
- Définir la liaison de covalence
- Connaître les caractéristiques géométriques de quelques molécules
- Distinguer les corps purs des mélanges.

Plan du cours

Voir cours

Ions et molécules**I- Formation des ions****1- Règle de l'octet**

Lors des réactions chimiques, les atomes évoluent de façon à acquérir huit électrons sur leur couche externe, identique à celle du gaz rare le plus proche dans le tableau de classification périodique des éléments.

2- Ions monoatomiques

Ils sont issus d'atomes qui ont gagné ou perdu un ou plusieurs électrons.

Exemples

	Symbole et nom	Formule électronique
Cations	Na ⁺ : ion sodium	K ² L ⁸
	Mg ²⁺ : ion magnesium	K ² L ⁸
	Al ³⁺ : ion aluminium	K ² L ⁸
Anions	Cl ⁻ : ion chlorure	K ² L ⁸ M ⁸
	F ⁻ : ion fluorure	K ² L ⁸
	S ²⁻ : ion sulfure	K ² L ⁸ M ⁸

3- Ions poly atomiques

C'est un assemblage d'atomes qui a globalement perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

Exemples

Formule chimique	OH ⁻	NO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	NH ₄ ⁺
Nom	ion hydroxyde	ion nitrate	ion sulfate	ion carbonate	ion ammonium
Formule chimique	H ₃ O ⁺	Cr ₂ O ₇ ²⁻	PO ₃ ⁻	MnO ₄ ⁻	
Nom	ion hydronium	ion dichromate	ion phosphate	ion permanganate	

4- Composés ioniques

Un composé ionique est un édifice stable électriquement neutre formé de cations et d'anions. Il est représenté par sa formule statistique.

Exemples

Nom du composé ionique	Ions présents		Formule ionique	Formule statistique
	cations	Anions		
Chlorure de sodium	Na^+	Cl^-	$(\text{Na}^+ ; \text{Cl}^-)$	NaCl
Sulfate d'aluminium	Al^{3+}	SO_4^{2-}	$(2 \text{Al}^{3+} ; 3 \text{SO}_4^{2-})$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Sulfate de fer II	Fe^{2+}	SO_4^{2-}	$(\text{Fe}^{2+} ; \text{SO}_4^{2-})$	FeSO_4
Hydroxyde de calcium	Ca^{2+}	OH^-	$(\text{Ca}^{2+} ; 2 \text{OH}^-)$	$\text{Ca}(\text{OH})_2$

Application 1

1. Le numéro atomique de l'élément soufre est $Z = 16$ et son nombre de masse est $A = 32$.

1.1. Donner sa structure électronique

1.2. Quel est l'ion stable de l'élément soufre ? Justifier votre réponse.

2. Ecrire la formule statistique la plus simple du composé contenant les ions :

NO_3^- et Cu^{2+} ; Fe^{3+} et OH^- ; Al^{3+} et SO_4^{2-} .

Application 2

1. Déterminer ce qu'on obtient lors de la dissolution des composés ioniques suivants :

AuCl_3 ; Na_2SO_4 et FeCl_3 .

2. La formule statistique du composé ionique constitué :

2.1. De l'ion baryum et l'ion chlorure,

2.2. De l'ion potassium et de l'ion permanganate,

2.3. De l'ion sodium et de l'ion carbonate.

II- Formation des molécules1- Liaison de covalence ou liaison covalente

Une liaison de covalence entre deux atomes résulte de la mise en commun par ces deux atomes, de deux électrons périphériques.

2- Valence d'un atome

La valence d'un atome est le nombre de liaison de covalence qu'il peut établir avec les autres atomes.

Exemple

- L'hydrogène est monovalent ($\text{val}(\text{H}) = 1$)
- L'oxygène est divalent ($\text{val}(\text{O}) = 2$)
- L'azote est trivalent ($\text{val}(\text{N}) = 3$)
- Le carbone est tétravalent ($\text{val}(\text{C}) = 4$)

3- Molécule

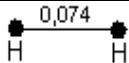
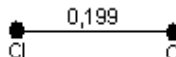
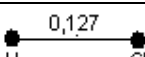
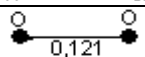
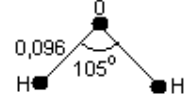
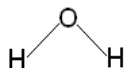
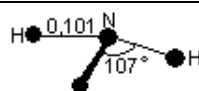
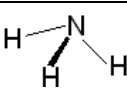
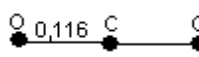
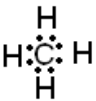
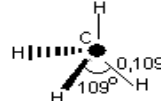
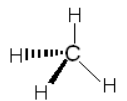
Une molécule est un édifice chimique stable, électriquement neutre formé d'atomes liés entre eux par des liaisons de covalence.

Remarque : il existe plusieurs types de liaisons covalents.

Exemples

Molécule	Formation des liaisons	Représentation de Lewis de la molécule	Type de liaison
H_2	$\text{H} \cdot \cdot \text{H}$	$\text{H} - \text{H}$	Liaison de covalence simple
O_2	$\langle \text{O} \cdot \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \rangle$	$\langle \text{O} = \text{O} \rangle$	Liaison de covalence double
N_2	$\text{N} \cdot \cdot \cdot \cdot \text{N} \cdot \cdot \cdot$	$\text{N} \equiv \text{N}$	Liaison de covalence triple
HCl	$\text{H} \cdot \cdot \cdot \cdot \text{Cl} \cdot \cdot \cdot$	$\text{H} - \text{Cl}$	Liaison de covalence simple

4- Caractéristiques géométriques de certaines molécules

Molécule	Formule	Formation des liaisons	Caractéristique géométrique de la molécule et la longueur de liaison en 10^{-9} m	Formule développée spatiale	Modèle compact
Dihydrogène	H ₂	H:H		H—H	
Dichlore	Cl ₂	:Cl::Cl:		Cl—Cl	
Chlorure d'hydrogène	HCl	H:Cl:		H—Cl	
Dioxygène	O ₂	Ö::Ö		O=O	
Eau	H ₂ O				
Ammoniac	NH ₃				
Dioxyde de carbone	CO ₂	Ö::C::Ö		O=C=O	
Méthane	CH ₄				

III- Corps purs et mélange

1- Corps pur

Un corps pur simple est constitué d'atomes ou de molécules identiques.

Exemples: Cu ; Fe ; H₂, O₂ ; Cl₂

Un corps pur composé est constitué à partir de molécules ayant des atomes différents.

Exemples : CH₄, H₂O, CO₂.

2- Mélange

Un mélange est constitué de plusieurs types de molécules ou d'atomes.

Exemples

L'air ; mélange de poudre de fer et de fleur de soufre.

Travaux dirigés

Exercice 1

On donne les atomes suivants : O, Cl et Na

1. Donner la représentation de Lewis de chacun et préciser sa valence en s'inspirant du tableau de classification simplifiée.

2. Ecrire les formules des composés ioniques suivants ; quand ils sont en solution aqueuse : Na₂CO₃ ; BaCl₂ ; AgNO₃ ; Na₂SO₄.

Exercice 2

Donner la représentation de LEWIS des molécules suivantes (les atomes vérifient la règle de l'octet) : SiF₄ ; H₂O ; CH₂O ; CH₅N ; Cl₂O ; C₂H₂ ; CHCl₃.

Chapitre 5

Titre du cours : **Mole et grandeurs molaires**

Objectifs spécifiques

- Définir la mole
- Connaître la loi d'Avogadro-Ampère
- Définir et calculer les grandeurs molaires

Plan du cours

[Voir cours](#)

Mole et grandeurs molaires

I- Quantité de matière

1- Nécessité d'une nouvelle grandeur

Considérons le carbone $_{12}^6\text{C}$. Sa masse $m_{\text{C}} = A_{\text{r}} \cdot m_{\text{p}} = 12 \times 1,67 \cdot 10^{-27} \text{kg}$. Cette valeur est difficilement mesurable par une balance d'où la nécessité de définir une unité à l'échelle infiniment petit de la quantité de matière appelée **la mole**.

2- La mole

La mole de symbole **mol** est l'unité de quantité de matière. Elle désigne la quantité de matière contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ entités élémentaires (atomes, molécules, ions, etc ...)

3- La constante ou le nombre d'Avogadro

Elle désigne le nombre d'entités élémentaires contenu dans une mole.

On la note $N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1}$.

Exemples

1 mol d'atomes de cuivre renferme $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de cuivre.

1 mol de molécules d'eau renferme $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules d'eau.

1 mol d'ions sodium renferme $6,02 \cdot 10^{23}$ ions sodium.

II- Grandeurs molaires

1- La masse molaire

La masse molaire notée M d'une entité élémentaire (atomes, molécules, ions etc) est la masse d'une mole de cette entité. Son unité est **g/mol** ou **g.mol⁻¹**.

1.1- La masse molaire atomique

C'est la masse d'une mole d'atomes. Elle correspond généralement au nombre de masse de l'élément considéré.

Exemples $M_{\text{C}} = 12 \text{g/mol}$; $M_{\text{O}} = 16 \text{g/mol}$; $M_{\text{H}} = 1 \text{g/mol}$.

1.2- La masse molaire moléculaire

C'est la masse d'une mole de molécules. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

Exemples $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M_{\text{H}} + 1 \cdot M_{\text{O}} = 18 \text{g/mol}$. $M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot M_{\text{C}} + 10 \cdot M_{\text{H}} = 58 \text{g/mol}$.

2- Expression de la quantité de matière

La quantité de matière n d'un échantillon de matière dont on connaît la masse est ; $n = \frac{m}{M}$ avec m (en g), M (en g/mol) et n (en mol).

Remarque

Si N désigne le nombre d'entités élémentaires alors $N = N_A \cdot n$ avec N_A (en mol⁻¹) et n (en mol).

Application 1

1/ Quelle est la quantité de matière contenu dans 22g de sulfure de fer.

2/ En déduire le nombre d'entité de sulfure de fer dans ces 22g.

3- Volume gazeux et quantité de matière

3.1- Loi d'Avogadro- Ampère

Dans les mêmes conditions de température et de pression une mole de molécules d'un gaz quelconque occupe le même volume.

3.2- Volume molaire

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz.

Il se note V_m et s'exprime en L/mol. Dans les conditions normales de température et de pression (CNTP) (0° ; $1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ atm}$). $V_m = V_0 = 22.4 \text{ L/mol}$.

a/ Relation entre le volume V d'un gaz et la quantité de matière

La quantité de matière d'un gaz de volume V est donnée par $n = \frac{V}{V_m}$ avec V(en L), V_m (en L/mol) et n(en mol).

b/ Masse molaire et densité d'un gaz

On exprime la densité d d'un gaz de masse Molaire M par rapport à l'air $d = \frac{M}{29}$. La densité est sans unité.

Application 2

On donne les masses atomiques molaires en g/mol : H :1 ; C :12 ; O :16 et S :32.

La constante d'Avogadro est $N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

1. Calculer les masses (en gramme) des atomes d'hydrogène, de carbone, d'oxygène et de soufre.
2. Calculer les masses molaires des molécules:
 H_2O ; CH_4 ; H_2S ; CO ; CO_2 ; SO_2 ; SO_3 ; CS_2 et H_2SO_4 .
3. Combien y a-t-il de moles dans :
 - 500g d'eau ; - 32g de CH_4 ; - 0,17g de H_2O ; - 560g de CO ;
 - 3,2mg de SO_2 .
4. Quelles masses faut-il réunir pour obtenir : 0,12mol de SO_3 ; et 5,12mol de H_2SO_4 .
5. Le Faraday ($\mathcal{F}$) est la valeur absolue de la charge électrique d'une mole d'électrons. Quelle est, en coulombs, la valeur d'un Faraday ? La charge de l'électron est $-e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Travaux dirigés

Exercice 1

1. Calculer la masse molaire des composés suivants :

Acide nitrique HNO_3 ; permanganate de potassium KMnO_4 ; dichromate de potassium $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
acide éthanóïque $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

2. Calculer la masse de 2 molécules de chaque composé.

Masses molaires en g/mol : $M_{\text{H}} = 1$; $M_{\text{C}} = 12$; $M_{\text{N}} = 14$; $M_{\text{O}} = 16$; $M_{\text{K}} = 39$; $M_{\text{Cr}} = 52$; $M_{\text{Mn}} = 55$.

La constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1}$

Exercice 2

Un composé organique a pour masse molaire 46g/mol. Il contient en masse, 52,2% de carbone, 13% d'hydrogène et 34,8% d'oxygène.

1. Vérifier que ce composé est constitué uniquement de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

2. Déterminer sa formule brute.

3. Déterminer la quantité de matière contenu dans 500mg de ce composé.

On donne en g/mol : C :12 ; H :1 ; O :16

Exercice 3

Un alcane gazeux de densité $d = 2,48$ a pour masse $m = 0,72\text{g}$ dans les C.N.T.P.

1. Calculer la masse molaire moléculaire de l'alcane.

2. Déterminer sa formule brute.

3. Calculer la quantité de matière dans 0,72g de cet alcane.

4. Calculer son volume dans les C.N.T.P.

Chapitre 6Titre du cours : Equation-bilan d'une réaction chimique**Objectifs spécifiques**

- Ecrire l'équation-bilan d'une réaction chimique
- Déterminer les quantités de matière et les volumes mis en jeu dans une réaction chimique

Plan du cours

Voir cours

Equation-bilan d'une réaction chimique**I- Réaction chimique****1- Exemples de réactions chimiques**

- A chaud, le soufre réagit avec le fer pour donner le sulfure de fer.
- Le méthane réagit avec le dioxygène pour donner le dioxyde de carbone et l'eau.

Réactifs		transformation chimique	produits	
Soufre	+ fer	→	Sulfure de fer	
Méthane	+ dioxygène	→	dioxyde de carbone	+ eau

2- Equation bilan

L'équation bilan de la réaction du fer avec le soufre est ; $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$

L'équation bilan de la réaction du méthane avec le dioxygène est ;



Les chiffres 1 ; 2 sont appelés les **coefficients stœchiométriques**.

Ils indiquent dans quelles proportions réagissent les réactifs ou apparaissent les produits. Ils permettent d'équilibrer l'équation-bilan.

Remarque

Le chiffre 1 ne s'écrit pas car 1 est l'élément neutre de la multiplication.

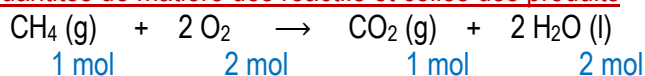
Lorsque le mélange des réactifs est réalisé en respectant les coefficients stœchiométriques, on dit que la réaction se fait dans les proportions stœchiométriques. Il n'y a ni excès, ni défaut de réactifs.

3- Signification quantitative de l'équation-bilan**3.1- A l'échelle microscopique**

Lors de la réaction du méthane avec le dioxygène 1 molécule de méthane réagit avec 2 molécules de dioxygène pour donner 1 molécule de dioxyde de carbone et 2 molécules d'eau.

3.2- A l'échelle macroscopique

1 mol de méthane réagit avec 2 mol de dioxygène pour donner 1 mol de dioxyde de carbone et 2 mol d'eau.

II- Bilan molaire d'une réaction chimique**1- Relation entre les quantités de matière des réactifs et celles des produits**

Les quantités de matière des réactifs et des produits sont dans les proportions suivantes ;

$$\frac{n}{1} (\text{CH}_4) = \frac{n}{2} (\text{O}_2) = \frac{n}{1} (\text{CO}_2) = \frac{n}{2} (\text{H}_2\text{O}); \text{ appelée bilan en quantité matière.}$$

2- Loi de Lavoisier

Enoncé

Au cours d'une réaction chimique, la somme des masses des réactifs ayant effectivement participés à la réaction est égale à la somme des masses des produits formés.

Exemple

Equation-bilan	$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$		
Quantité de matière n	2	1	2
Masse $m = n M$	$2 \times 2 = 4\text{g}$	$1 \times 32 = 32\text{g}$	$2 \times 18 = 36\text{g}$

- Somme de masses des réactifs : $m_r = 4 + 32 = 36\text{g}$.

- Somme des masses des produits : $m_p = 36\text{g}$.

On vérifie que la somme des masses des réactifs est égale à la somme des masses des produits.

Application 1

On considère l'équation-bilan : $\text{C} + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{CO}_2$

1. Equilibrer cette équation-bilan

2. Soit $n_C = 0,3\text{mol}$ la quantité de matière de carbone qui à réagit.

2.1. Calculer la quantité de l'oxyde de cuivre II (CuO).

2.2. Quelles sont les quantités de matière de Cu et de CO_2 obtenue.

3. En déduire les masses de Cu et CO_2 .

On donne: $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{C}} = 12\text{g/mol}$; $M_{\text{O}} = 16\text{g/mol}$.

Application 2

On considère un volume de 600mL de propène : C_3H_6 .

Il réagit avec le dioxygène de l'air lors d'une combustion complète. Le volume molaire dans les conditions de l'expérience vaut 24L/mol.

1. Ecrire l'équation bilan de la combustion.

2. Déterminer :

2.1. Le volume de dioxygène nécessaire à cette combustion, et le volume d'air correspondant.

2.2. La masse d'eau obtenue.

2.3. Le volume de dioxyde de carbone obtenu.

2.4. Quel serait ce volume dans les conditions normales de températures et de pression ? On donne en g/mol ; H : 1 ; C : 12 ; O : 16

Application 3

On a obtenu du dioxyde de soufre par réaction du dioxygène sur du sulfure de fer de formule FeS . On obtient également de l'oxyde de fer Fe_2O_3 .

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction.

2. Déterminer le volume de dioxyde de soufre, mesuré dans les C.N.T.P, qu'obtient si on utilise 100g de sulfure de fer.

3. Déterminer la masse et le volume de dioxygène nécessaire pour cette réaction dans les C.N.T.P. On donne en g/mol ; Fe : 56 ; Al : 27 ; O : 16 ; S : 32

Application 4 On donne: $M(\text{Al}) = 27\text{g/mol}$; $M(\text{S}) = 32\text{g/mol}$.

On mélange $m_1 = 20\text{g}$ d'aluminium et $m_2 = 20\text{g}$ de soufre en poudre et on enflamme le mélange. Il se forme du sulfure d'aluminium de formule Al_2S_3 .

La réaction cesse par manque de l'un des deux réactifs.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 2) Quel est le réactif qui manque ? Justifier votre réponse.
- 3) Calculer la masse du réactif qui reste.
- 4) Calculer la masse du sulfure d'aluminium formée théoriquement.
- 5) En réalité 8% de la masse du soufre contenu dans le mélange brûle dans l'air en donnant du dioxyde de soufre au lieu de réagir avec l'aluminium

Calculer :

- a) La masse de soufre perdu par la réaction dans l'air.
- b) La masse de soufre utilisé pour la formation de Al_2S_3 .
- c) La masse de sulfure d'aluminium effectivement produite.

Travaux dirigés

Exercice 1

On fait réagit de l'aluminium avec le soufre.

Il se forme du sulfure d'aluminium de formule Al_2S_3 .

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2. On utilise 14,4g de poudre d'aluminium et 13,2g de soufre en fleur.
 - 2.1. Quel est le réactif en excès ?
 - 2.2. Quelle masse de sulfure d'aluminium obtient-on ?
 - 2.3. Déterminer la masse restante du réactif en excès.

On donne : en g/mol : S : 32 ; Al : 27 ; O : 16

Exercice 2

On fait réagir 20g d'oxyde de ferrique (Fe_2O_3) et 5g d'aluminium en poudre. On observe la formation d'un métal qui attire l'aimant et l'alumine.

1. Nommer la réaction qui s'est produite. Ecrire l'équation-bilan.
2. Les proportions stœchiométriques ont-elles été respectées ? Sinon, déterminer le réactif utilisé en excès.
3. Calculer :
 - 3.1. Les masses des produits formés.
 - 3.2. La masse du réactif resté en excès.
4. Vérifier la loi de Lavoisier.
5. Quel masse de soufre faudrait-il mettre en œuvre pour transformer en sulfure de fer FeS le fer métal ainsi formé ? On donne en g/mol: Al : 27 ; S: 32 ; Fe : 56 ; O: 16.

Exercice 3

On réalise un mélange intime de 16g d'oxyde ferrique (Fe_2O_3) et 38g de poudre d'aluminium. On amorce la réaction à l'aide d'une « mèche » de magnésium. Il se forme du métal fer et de l'alumine (Al_2O_3).

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
Quel nom donne-t-on à cette réaction chimique ?
2. Les deux réactifs ont-ils été entièrement consommés ?
Sinon préciser le réactif en excès.

3. Quelle masse de fer métal obtient-on ?
 4. Calculer la masse du réactif resté en excès.
 5. Vérifier la loi de Lavoisier.
- On donne en g/mol : O : 16 ; Al : 27 et Fe : 56.

Exercice 4

1. Ecrire les équations-bilan de la combustion dans le dioxygène des corps suivants :
 - 1.1. Le méthane (CH_4)
 - 1.2. L'éthane (C_2H_6)
 - 1.3. Le monoxyde de carbone (CO).
 2. On mélange 0,1mol de méthane, 0,2mol d'éthane et 0,3mol de monoxyde de carbone avec un excès de dioxygène, puis on provoque la combustion. Calculer :
 - 2.1. Le volume de dioxygène nécessaire à la combustion.
En déduire la masse correspondante.
 - 2.2. Le volume de dioxyde de carbone dégagement.
En déduire la masse correspondante.
 - 2.3. La masse d'eau obtenue.
 - 2.4. Montrer que la loi de Lavoisier est vérifiée à la fin de la combustion.
- On donne: H: 1 ; C: 12 ; O: 16 et $V_0 = 22,4 \text{ L/mol}$.

Exercice 5

L'oxydation du fer par le dioxygène donne l'oxyde de ferrique de formule Fe_2O_3 dans les C.N.T.P.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
 2. Au cours de l'expérience, on utilise 13,3g de fer et 5,32L de dioxygène.
 - 2.1. Calculer le nombre de mole $n(\text{Fe})$ du fer et n du dioxygène.
 - 2.2. L'expérience a-t-elle été réalisée dans les proportions stœchiométriques ?
Sinon, donner le nom du réactif en excès.
 - 2.3. Calculer :
 - a/ Le nombre de mole et la masse de dioxygène ayant réagi.
 - b/ La masse de l'oxyde de fer formée.
 - c/ La masse de réactif en excès.
 - 2.4. Montrer que la loi de Lavoisier est vérifiée.
- On donne : en g/mol ; Fe : 56 ; O : 16 ; $V_m = 22,4 \text{ mol/L}$.

Exercice 6

On fait réagir dans les C.N.T.P. 0,45 mol de poudre de fer avec $17,92 \text{ dm}^3$ de vapeur.

On observe un dégagement de dihydrogène et la formation d'oxyde magnétique de formule Fe_3O_4 . On donne : en g/mol; Fe : 56 ; O : 16 ; H : 1.

1. Les proportions stœchiométriques ont-elles été respectées ?
Sinon nommer le réactif en excès.
2. Calculer :
 - 2.1. La masse d'oxyde magnétique formé
 - 2.2. Le volume de dihydrogène dégagé.
 - 2.3. La masse de réactif en excès.

Chapitre 7Titre du cours : **Le chlorure de sodium solide****Objectifs spécifiques**

- Décrire la structure du cristal de chlorure de sodium
- Comprendre et interpréter les propriétés du cristal de chlorure de sodium

Plan du cours

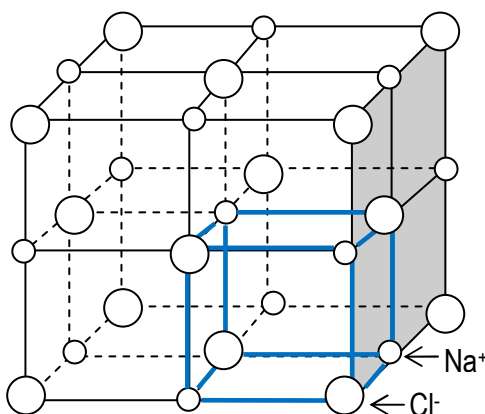
Voir cours

Le chlorure de sodium solide**I- Structure du cristal du chlorure de sodium****1- Réseau cristallin**

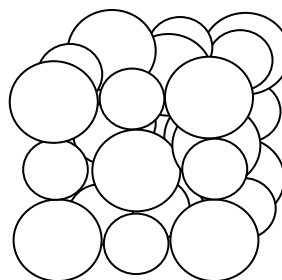
Le chlorure de sodium a une structure ordonnée appelée **réseau cristallin**. Son modèle éclaté est appelé : **maille**.

2- Schéma d'une maille

Une maille est composée de huit (8) motifs (cubes) et dans un motif il ya 4 ions Na^+ et 4 ions Cl^- disposés alternativement sur les sommets d'un cube.



Modèle éclaté



Modèle compact

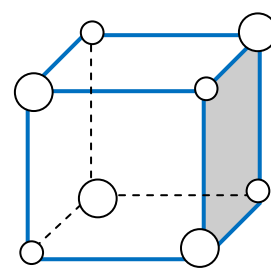


Schéma d'un motif

Remarque

- Dans la maille il ya autant d'ions positif que d'ions négatifs donc le cristal de chlorure de sodium est électriquement neutre : Sa formule statistique est NaCl .
- Deux ions identiques ne sont jamais en contact.
- La cohésion du cristal est due aux forces appelées **forces électrostatiques**.

3- Relation de calcul

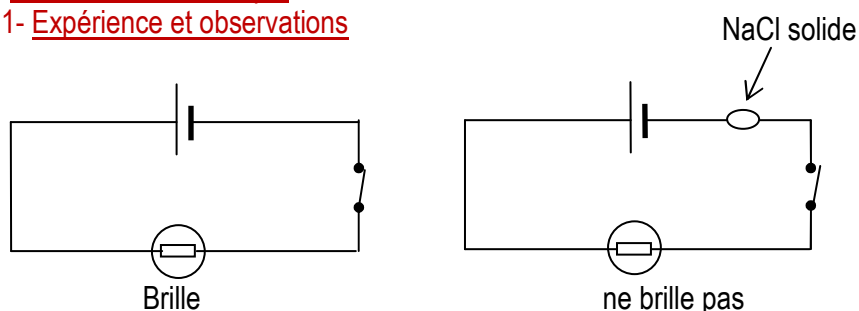
Les ions étant sphériques l'arête a d'une maille est telle que : $a = 2 (R_{\text{Na}^+} + R_{\text{Cl}^-})$.

Le volume du cristal V est tel que $V = n \cdot a^3$ où n est nombre de maille.

II- Propriété physique du NaCl solide

1- Conductibilité électrique

1.1- Expérience et observations



1.2- Conclusion

Le chlorure de sodium à l'état solide ne conduit pas le courant électrique : c'est un isolant électrique.

2- Stabilité thermique

La cohésion du cristal est due aux fortes interactions attractives entre les ions de signe contraire. Le cristal est rigide ; sa température de fusion est de l'ordre de 800°C ; il faut donc beaucoup d'énergie pour le disloquer d'où sa stabilité thermique.

Chapitre 8Titre du cours : Solutions aqueuses ioniques**Objectifs spécifiques**

- Interpréter les phénomènes de dissolution d'un composé ionique dans l'eau
- Calculer la concentration molaire et massique d'une espèce chimique dans une solution.
- Interpréter l'électrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium.

Plan du cours

Voir cours

Solutions aqueuses ioniques**I- Dissolution dans l'eau d'un composé ionique****1- Définition**

L'eau peut dissoudre un certain nombre de substances solides, liquides ou gazeuses.

On obtient des solutions aqueuses de ces substances.

L'eau est **le solvant** et les substances dissoutes **les solutés**.

L'opération de mise en solution des solutés est appelée **dissolution**.

Exemples

- Lorsqu'on dissout du sucre (saccharose) dans l'eau, on obtient une solution aqueuse moléculaire.
- Lorsqu'on dissout du chlorure de sodium (NaCl) dans l'eau, on obtient une solution aqueuse ionique.

2- Effets thermiques de la dissolution**2.1- Expériences et observations**

Dissolvons successivement l'hydroxyde de sodium, le chlorure de sodium et le chlorure d'ammonium dans l'eau. Homogénéisons constamment la solution et relevons la température pendant la dissolution. Les résultats sont donnés dans le tableau ci-dessous.

	NaOH	NaCl	NH ₄ Cl
Température initiale (t _i)	29°C	29°C	29°C
Température finale (t _f)	37°C	29°C	24°C
Observations	Elévation de température	Température constante	Baisse de température

2.2- Interprétation

La dissolution d'un composé ionique dans l'eau se fait en trois étapes fictives : - la dislocation du cristal, la dispersion des ions et l'hydratation des ions.

- La dislocation et la dispersion s'accompagnent d'absorption de chaleur. Elles ont un effet **endothermique**.

- L'hydratation s'accompagne d'un dégagement de chaleur. Elle a un effet **exothermique**.

Si la dissolution du composé ionique s'effectue avec un effet endothermique qui compense l'effet exothermique, la température au cours de la dissolution reste constante.

La dissolution du composé ionique a un effet **athermique**.

2.3- Conclusion

- Lors de la dissolution de NaOH dans l'eau, l'effet exothermique domine l'effet endothermique.

La dissolution du NaOH est exothermique.

- Lors de la dissolution de NaCl dans l'eau, les effets exothermique et endothermique se compensent. **La dissolution du NaCl est athermique.**

- Lors de la dissolution de NH_4Cl dans l'eau l'effet endothermique domine l'effet exothermique. **La dissolution du NH_4Cl est endothermique.**

2.4- Solubilité d'un soluté dans l'eau

On appelle solubilité d'un soluté dans l'eau, la quantité maximale de soluté que l'on peut dissoudre à une température donnée dans un litre d'eau.

Elle s'exprime en g/L pour les solides et les liquides et en L/L pour les gaz.

Exemple La solubilité du NaCl à 20°C est 360 g/L et à 100°C est 390g/L.

3- Concentration molaire volumique et concentration massique

3.1- Concentration molaire volumique

La concentration molaire volumique d'une espèce chimique A dans une solution est la quantité de matière (en mol) de A présente dans 1L de cette solution. $[A] = \frac{n(A)}{V}$ avec $n(A)$ en mol, V (en L) et $[A]$ en mol/L.

3.2- Concentration massique

La concentration massique d'une espèce chimique B dans une solution est la masse (en g) de B que l'on peut dissoudre dans un 1L de cette solution. $C(B) = \frac{m(B)}{V}$ avec $m(B)$ en g, V (en L) et $C(B)$ en g/L.

Remarque

Pour une solution S de volume V donné, la concentration molaire de cette solution est $C = \frac{n}{V}$.

4-Préparation d'une solution aqueuse de concentration donnée

Activité

Tu disposes du matériel suivant :

- sulfate de cuivre II hydraté ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), d'une balance électronique,
- d'une fiole jaugée de 500mL, de l'eau distillée, d'une spatule, d'une pissette

1. Quelle masse de sulfate de cuivre II hydraté faut-il dissoudre dans 500mL d'eau pour obtenir une solution aqueuse de concentration molaire volumique $C = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

2. Décrire le mode opératoire.

3. Ecrire l'équation-bilan de la dissolution du sulfate de cuivre II hydraté dans l'eau.

4. Faire l'inventaire des ions en solution et calculer leur concentration molaire volumique.

5. Vérifier que la solution est électriquement neutre.

On donne en g/mol : $M(\text{Cu}) = 63,5$; $M(\text{S}) = 32$; $M(\text{O}) = 16$ et $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$.

Résolution de l'activité

1. La masse $m = n \cdot M = CV \cdot M = 2,5 \cdot 10^{-2} \times 0,5 \times (63,5 + 32 + 4 \times 16 + 5 \times 18) = 3,12 \text{ g}$

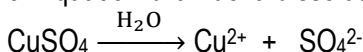
2. Le mode opératoire

a- Prelever à l'aide de la spatule une quantité de sulfate de cuivre II hydraté et en peser 3,12 g à la balance électronique.

b- Mettre le sulfate de cuivre II hydraté pesé dans la fiole jaugée de 500mL, y ajouter de l'eau distillée contenue dans la pissette jusqu'au trait de jauge.

c- Homogénéiser pour obtenir une solution homogène.

3. Equation-bilan de la dissolution du sulfate de cuivre II hydraté :



4. Inventaire des ions : cations : H_3O^+ et Cu^{2+} et anions : OH^- et SO_4^{2-} .

Calcul de concentration

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$ (car la solution est neutre et $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$).

$[\text{Cu}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = C = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

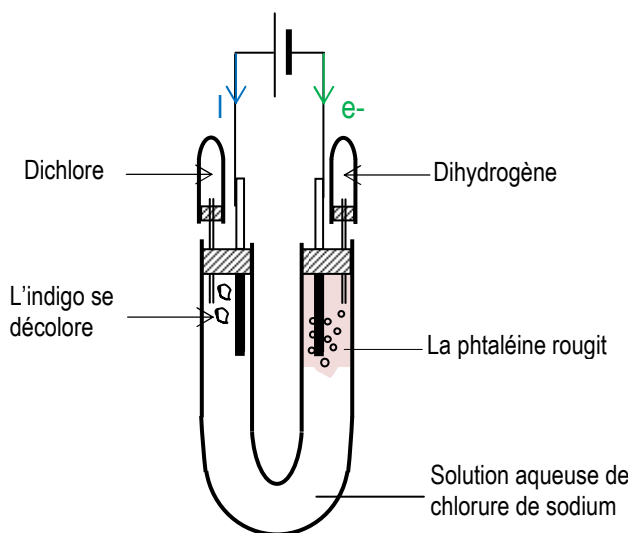
5. La solution est électriquement car on a bien $[\text{Cu}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]$.

II. Electrolyse du chlorure de sodium en solution aqueuse

1- Expérience et observations

Dans un tube en U, on réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium avec des électrodes de graphite. Voir la figure ci-dessous.

On observe un dégagement gazeux à chaque électrodes, mais nettement plus abondant à la cathode. Quelques gouttes de phtaléine versée dans la solution à la cathode, vire au rose violacée.



2- Interprétation des réactions chimiques aux électrodes

A l'anode, la décoloration de l'indigo caractérise la présence du gaz dichlore (Cl_2).

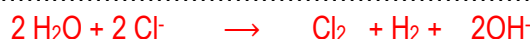
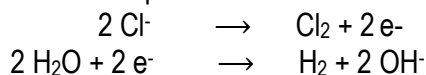
L'équation de la réaction est : $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

A la cathode, la coloration rose violacée de la phénolphtaléine ($\varphi\varphi$) indique la présence des ions OH^- dans la solution. L'eau s'est décomposée en dihydrogène (H_2) et en ion hydroxyde (OH^-)

selon l'équation suivante : $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$

3- Conclusion

L'électrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium se fait selon l'équation bilan suivante :



Remarque

L'électrolyse du chlorure de sodium en solution aqueuse conduit à trois produits : le dichlore, le dihydrogène et l'hydroxyde de sodium, d'un grand intérêt industriel. Cette électrolyse présente un grand intérêt économique.

4- Rôle du solvant dans l'électrolyte

Au cours de l'électrolyse le nombre d'ions Na^+ n'est pas modifié alors que les ions Cl^- disparaissent. Pour assurer l'électroneutralité de la solution, le solvant ici l'eau se décompose pour donner des ions OH^- . En ajoutant l'ion Na^+ aux deux membres de l'équation bilan on obtient ;



Application 1

On dissout 40g de chlorure de fer hydraté $\text{FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ dans 250cm^3 d'eau pure.

Calculer la concentration molaire volumique des ions en solution.

On donne : en g/mol : Fe : 56 ; O : 16 ; H : 1 ; Cl : 35,5

Application 2

1. On mélange 40mL d'une solution de sulfate de sodium de concentration

$C_1 = 0,2\text{mol/L}$ et 20mL d'une solution de nitrate de sodium de concentration

$C_2 = 0,1\text{mol/L}$. Calculer la concentration des différents ions présents dans le mélange.

2. Quelle masse de sulfate d'aluminium faut-il dissoudre dans l'eau pour obtenir 500cm^3 d'une solution de concentration $C = 2 \cdot 10^{-2}\text{mol/L}$ en ion aluminium ? Quelle est la valeur de la concentration en ion sulfate ?

Masse molaire en g/mol : O : 16 ; Al : 27 ; S : 32.

Application 3

I- Une solution A, de volume $V_A = 0,5\text{L}$, contient 0,12mol de nitrate de sodium. Une solution B, de volume $V_B = 1,5\text{L}$, a été obtenue par dissolution dans l'eau de 12,3g de nitrate de calcium.

1. On prélève 10cm^3 de la solution A. Calculer le nombre de mole des ions présents dans cette solution.

2. On mélange dans une fiole jaugée, 10cm^3 de la solution A, 20cm^3 de la solution B, et on complète avec de l'eau distillée jusqu'à atteindre un volume total de 100cm^3 .

Calculer la concentration des ions présents dans le mélange.

Masse molaire en g/mol : nitrate de sodium : 85 ; nitrate de calcium : 164.

II- Dans une fiole jaugée de 250mL, on met :

25mL d'une solution de chlorure de sodium (NaCl) à $0,8\text{mol/L}$;

50mL d'une solution de bromure de calcium (CaBr_2) à $0,5\text{mol/L}$;

$3 \cdot 10^{-2}\text{mol}$ d'une solution de chlorure de calcium (CaCl_2) ;

10,3 g de bromure de sodium (NaBr) solide.

On complète le mélange avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

1. Ecrire l'équation-bilan de dissolution de chaque solide ionique.

2. Faire l'inventaire des ions présents dans le mélange.

3. Déterminer la quantité de matière et la concentration molaire volumique de chacun de ces ions.

4. Vérifier que le mélange est électriquement neutre. On donne en g/mol: Br: 80 et Na: 23.

Application 4

On désire faire l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de cuivre II, en utilisant comme anode une électrode de graphite et comme cathode une électrode de cuivre.

1. Ecrire la formule statistique du chlorure de cuivre II.

2. Kiliane réalise le montage schématisé ci-dessous lui permettant de réaliser l'électrolyse.

Lorsqu'il ferme le circuit, il observe un dégagement de dichlore gazeux à l'une des électrodes et un dépôt métal de cuivre à l'autre.

2.1. Compléter le schéma du montage. Voir la figure ci-dessous

2.2. Ecrire les demi-équations aux électrodes

2.2. En déduire l'équation-bilan qui se produit lors de l'électrolyse du chlorure de cuivre II.

3. Au bout de 10mn de fonctionnement de l'électrolyseur, le dépôt de cuivre métal a pour masse $m = 635\text{mg}$.

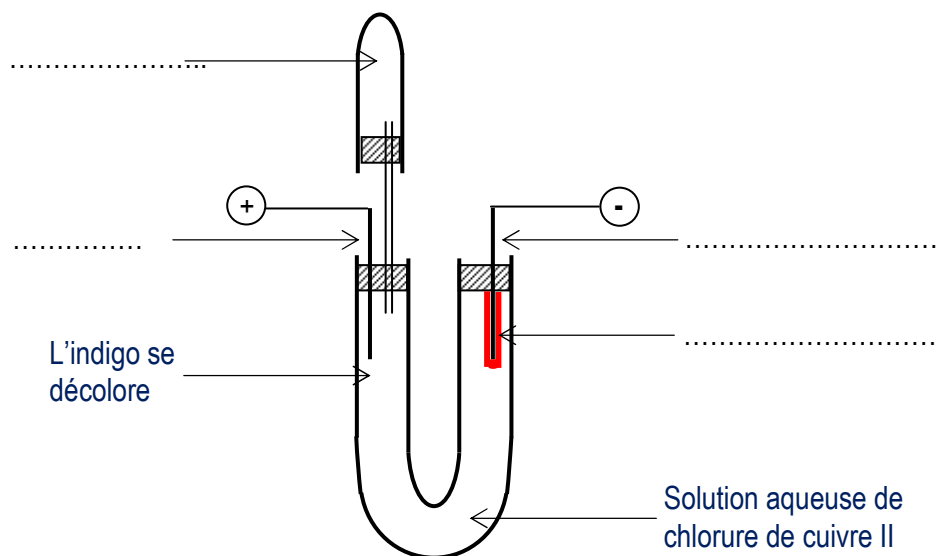
3.1. Calculer le nombre de mole d'ions cuivre II transformés en métal cuivre.

3.2. En déduire le nombre de mole d'électrons mis en jeu.

3.3. Calculer la quantité d'électricité qu'il a fallu faire circuler dans la solution pour effectuer l'électrolyse.

3.4. Déterminer l'intensité du courant.

On donne : 1 Faraday = $\mathcal{N}^{\circ}e = 96500 \text{ C}$. $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$.



Electrolyse d'une solution aqueuse de

Travaux dirigés

Exercice 1

La solubilité du sulfate de sodium est 195g/L à 20°.

On dissout une masse $m = 14,2\text{g}$ de ce composé ionique dans un volume $V = 10\text{mL}$ d'eau.

1. Déterminer la concentration massique de ce soluté.
2. La solution ainsi préparée est-elle saturée ? Justifier votre réponse.
3. Ecrire l'équation-bilan de dissolution du soluté dans l'eau puis calculer la concentration molaire volumique des ions présents en solution.

On donne en g/mol: Na : 23 ; O : 16 ; S : 32.

Exercice 2

On dissout :

- 40g de chlorure de baryum dans 200mL d'eau pure.

- 30g de nitrate de baryum dans 250mL d'eau pure.

1. Donner les formules statistiques du chlorure de baryum et du nitrate de baryum.
2. On mélange les deux solutions précédentes.
 - 2.1. Déterminer, dans le mélange, la concentration C_1 du chlorure de baryum et celle C_2 et du nitrate de baryum.
 - 2.2. Calculer la concentration molaire volumique des ions dans le mélange.
 - 2.3. Vérifier l'électroneutralité de la solution.

On donne : en g/mol : Ba : 137 ; N : 14 ; Cl : 35,5 ; O : 16

Exercice 3

On dissout 40g de chlorure de potassium dans 250mL d'eau pure. On réalise l'électrolyse de la solution aqueuse ainsi obtenue.

1. Faire le schéma de l'électrolyse.
 2. Donner les équations aux électrodes ainsi que l'équation-bilan de l'électrolyse.
 3. Calculer à la fin de l'électrolyse,
 - 3.1. La quantité de matière d'ion chlorure qui a réagit et le volume de dichlore obtenu dans les CNTP.
 - 3.2. La quantité d'électricité mise en jeu puis le temps mis pour effectuer l'électrolyse si l'intensité débitée est de 3 A.
 - 3.3. La masse du corps solide qu'on recueille après évaporation de l'eau. Donner le nom de ce corps. On donne en g/mol : K : 39 ; Cl : 35,5 ; O : 16 et H : 1.
- Le volume molaire dans les CNTP : $V_m = 22,4\text{L/mol}$.
Le nombre d'Avogadro : $N = 6,02 \cdot 10^{23} / \text{mol}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$.

Exercice 4

1. Lors d'une séance de Travaux Pratiques, Kiliane prépare une solution S_1 en mettant $m_1 = 5,13\text{g}$ de sulfate d'aluminium dans un volume $V_1 = 100\text{mL}$ d'eau distillée.
 - 1.1. Ecrire l'équation d'ionisation du sulfate d'aluminium dans l'eau.
 - 1.2. Calculer la concentration molaire C_1 de S_1 .
 - 1.3. En déduire celles des ions aluminium et sulfate.
2. Kiliane ajoute ensuite à S_1 , une solution S_2 de sulfate de sodium de concentration $C_2 = 0,21\text{mol/L}$ et de volume $V_2 = 200\text{cm}^3$.
 - 2.1. Ecrire l'équation d'ionisation du sulfate de sodium dans l'eau.
 - 2.2. Faire l'inventaire des ions présents dans le mélange puis calculer la concentration molaire de chacun des ions.
3. Au mélange précédent, on ajoute un volume V_3 d'hydroxyde de sodium de concentration $C_3 = 0,13\text{mol/L}$. Calculer le volume V_3 pour que la concentration totale en ions sodium soit $0,24\text{mol/L}$. On donne g/mol : Al = 27 ; S = 32 ; O = 16 et H = 1.

Chapitre 9Titre du cours : Tests d'identification de quelques ions**Objectifs spécifiques**

- Reconnaître quelques ions à partir de leurs tests d'identification.
- Ecrire les équations-bilans de quelques réactions d'identification.

Plan du cours

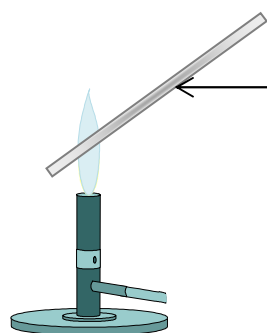
Voir cours

Tests d'identification de quelques ions**I- Caractérisation des ions****1- Couleurs des ions en solution**

La couleur des solutions aqueuses ioniques est souvent due à celle des ions en solution.

Exemples

Ions	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	MnO_4^-	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Couleurs de la solution	Bleue	Verte pâle	Rouille	violette	orange

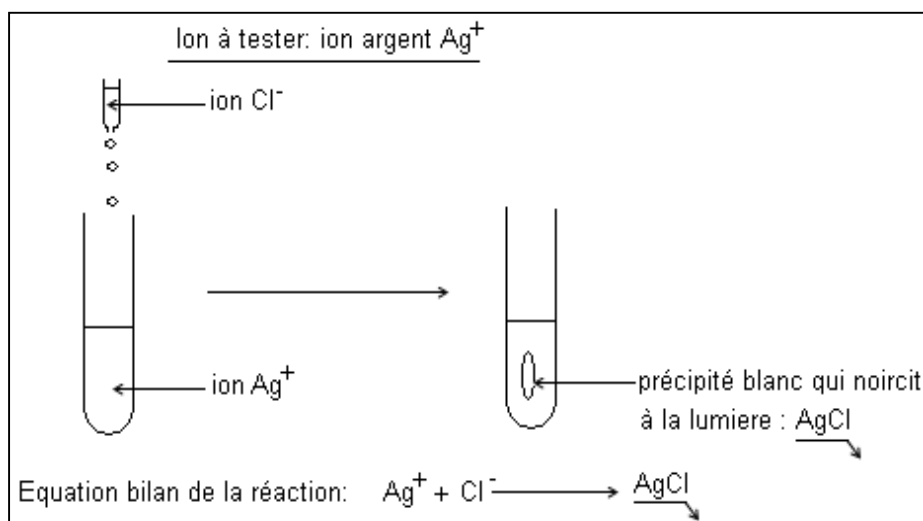
2- Test à la flamme

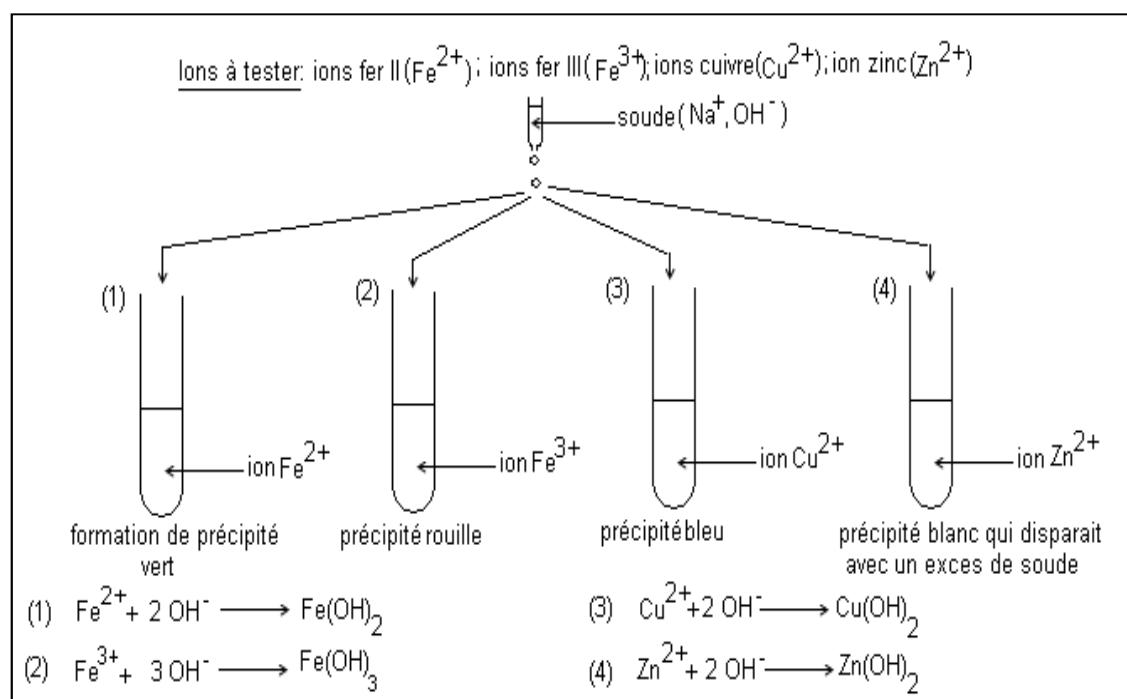
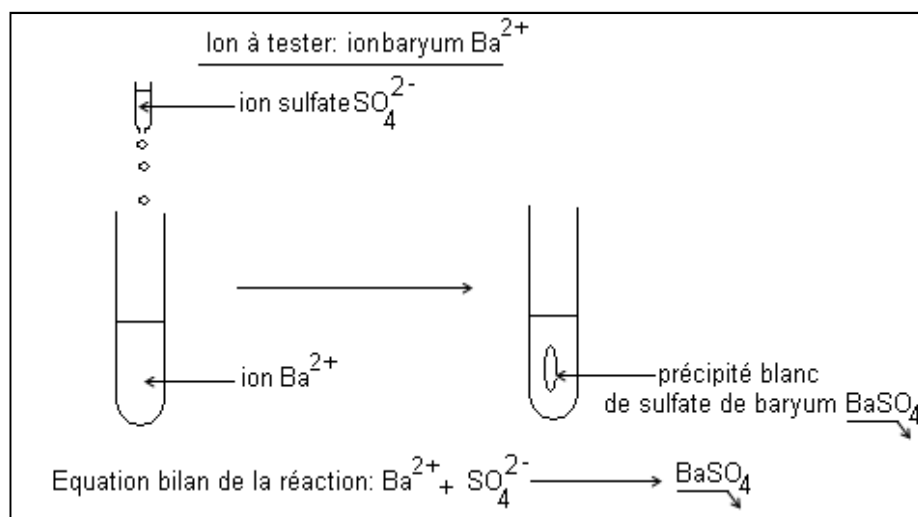
Fil de platine plongé au préalable dans la solution contenant l'ion à tester

Certains ions portés dans une flamme colorent cette flamme avec une couleur caractéristique.

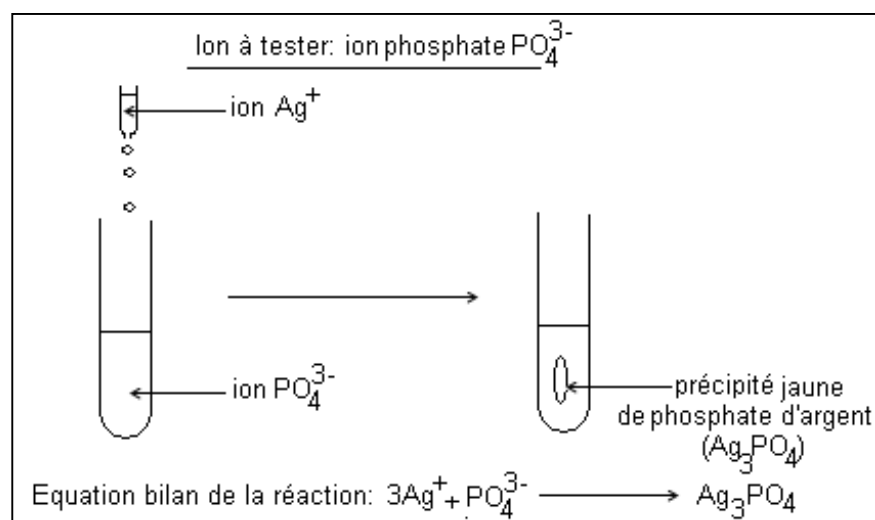
Exemples

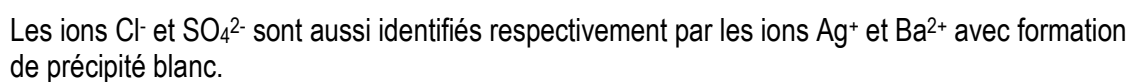
- Pour l'ion Na^+ : flamme jaune
- Pour l'ion Cu^{2+} : flamme verte
- Pour l'ion Ca^{2+} : flamme rouge-orangé

3- Test des précipitations des ions**3.1- Identification de quelques cations**



3.2- Identification de quelques anions





II- Tableau récapitulatif

1- Identification de cations

Ions testé	Réactif	Observations	Formule du précipité
Ag^+	Cl^-	Précipité blanc de chlorure d'argent qui noircit à la lumière	AgCl ↓
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Précipité blanc de sulfate de baryum	BaSO_4 ↓
Fe^{2+}	OH^-	Précipité vert d'hydroxyde de fer II, soluble dans un excès de soude	$\text{Fe}(\text{OH})_2$ ↓
Fe^{3+}	OH^-	Précipité rouille d'hydroxyde de fer III, insoluble dans un excès de soude	$\text{Fe}(\text{OH})_3$ ↓
Cu^{2+}	OH^-	Précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II, insoluble dans un excès de soude	$\text{Cu}(\text{OH})_2$ ↓
Zn^{2+}	OH^-	Précipité blanc d'hydroxyde de zinc, soluble dans un excès de soude	$\text{Zn}(\text{OH})_2$ ↓

2- Identification d'anions

Ion testé	Réactif	Observations	Formule du corps
Cl^-	Ag^+	Précipité blanc de chlorure d'argent	AgCl ↓
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Précipité blanc de sulfate de baryum	BaSO_4 ↓
CO_3^{2-}	H_3O^+	Dégagement de CO_2 trouble l'eau de chaux	CO_2 ↑
PO_4^{3-}	Ag^+	Coloration de phosphate d'argent	AgPO_4
NO_3^-	H_3O^+	Dégagement de NO qui au contact de l'air donne des vapeurs rousses de NO_2	NO_2 ↑

Application 1

Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit quand on mélange :

1. Une solution de nitrate d'argent dans une solution de chlorure d'ammonium.
2. Une solution de sulfate de sodium dans une solution de nitrate de baryum.
3. Une solution de bromure de potassium dans une solution de nitrate d'argent.

Application 2

1- On dissout un composé ionique B dans l'eau pour obtenir une solution aqueuse ionique A. Cette solution A réagit avec ;

- l'hydroxyde de sodium : Il se forme un précipité bleu.
- le nitrate d'argent. Il se forme un précipité blanc qui noircit à la lumière.

1.1- Indiquer le réactif et l'ion testé à chaque test.

1.2- Donner la formule statistique et le nom du composé B.

2- Quatre flacons sans étiquette contiennent respectivement, une solution : de sulfate de zinc, de chlorure de sodium, de sulfate de sodium, de chlorure de fer III.

On choisit au hasard, l'un des échantillons et on constate que :

- la solution est incolore
- l'addition de chlorure de baryum conduit à la formation d'un précipité blanc ;
- l'ajout d'une solution diluée d'hydroxyde de sodium ne produit aucun précipité.

2.1- Donner la formule statistique de chacun des solides dissous.

2.2- Faire l'inventaire des ions présents dans chaque solution.

2.3- Donner le nom de la solution étudiée.

Application 3

Leslie dispose de quatre (04) éprouvettes graduées contenant chacune une solution aqueuse ionique qu'elle désire identifier.

Elle réalise les tests suivants dont les résultats sont donnés dans le tableau ci-dessous.

1. Compléter le tableau ci-dessus.

Solutions	Test réalisé	Observations	Ion testé	Nom de la solution
1 Nombre de mole des cations en solution $n_1 = 25 \cdot 10^{-4}$ mol	Test à la flamme	Flamme jaune		
	Ajout de quelques gouttes de sulfate de cuivre II	Précipité bleu insoluble dans un excès de solution		
2 Nombre de moles des anions en solution $n_2 = 6 \cdot 10^{-4}$ mol	Test à la flamme	Flamme jaune		
	Ajout de quelques gouttes de nitrate d'argent	Précipité blanc qui noircit à la lumière		
3 La solution S_3 a été obtenue en dissolvant 6,725g d'un solide ionique X de masse molaire $M=134,5$ g/mol dans l'eau distillée.	Test à la flamme	Flamme bleue-verte		
	Ajout de quelques gouttes de nitrate d'argent	Précipité blanc qui noircit à la lumière		
4 $C_4 = 3 \cdot 10^{-3}$ mol/L $V_4 = 75$ mL	Test à la flamme	Flamme bleue-verte		
	Ajout de quelques gouttes de sulfate de cuivre II	Précipité bleu insoluble dans un excès de solution		

2. Leslie mélange les (04) solutions ainsi identifiées dans un bécher et complète le volume du mélange avec de l'eau distillée jusqu'à atteindre un volume $V_e=140$ mL.

2.1. Calculer les concentrations molaires volumiques des différents ions présents dans le mélange.

2.2. Vérifier que le mélange est électriquement neutre.

Travaux dirigés

Exercice 1

Kwasi prépare une solution aqueuse ionique incolore C à partir de la dissolution de 40,25g d'un composé ionique D et de 17g d'un autre composé ionique E dans 0,5L d'eau. Afin d'identifier les ions présents dans la solution incolore C, Kwasi effectue les tests consignés dans le tableau ci-dessous.

Tests	Réactifs	Observations
1	Nitrate d'argent	Précipité blanc qui noircit à la lumière
2	Chlorure de baryum	Précipité blanc qui ne noircit pas à la lumière
3	Hydroxyde de sodium	Précipité blanc qui se dissout dans une solution d'ammoniaque

1. Déterminer les ions présents dans la solution C.
 2. Sachant que le composé ionique D contient l'ion sulfate, donner la formule statistique et le nom des composés ioniques D et E.
 3. Ecrire l'équation-bilan de dissolution de ces composés dans l'eau.
 4. Calculer la concentration molaire volumique des ions sulfate et chlorure présents dans la solution C.
 5. En déduire la concentration molaire volumique des ions zinc.
- On donne : $M(\text{ZnCl}_2) = 135\text{g/mol}$ et $M(\text{ZnSO}_4) = 161\text{g/mol}$.

Exercice 2

On dispose de trois solutions ; sulfate de fer II, sulfate de cuivre II; carbonate de sodium.

1. Donner les formules statistiques des solides dissous ainsi que celles des ions présents en solution.
2. Préciser la couleur de chaque ion coloré.
3. On réalise les tests suivants :
 - Par addition d'hydroxyde de sodium dans chacune des solutions précédentes, on observe, pour deux d'entre elles, un précipité coloré.
 - La troisième solution, additionnée d'acide sulfurique, donne naissance à un dégagement gazeux incolore.
- 3.1. Nommer les ions identifiés.
- 3.2. Ecrire l'équation-bilan des réactions produites.

Exercice 3

Kiliane dispose au laboratoire une solution ionique X de couleur bleue, un échantillon d'une solution de chlorure de fer et une solution incolore Y.

1. Il désire identifier la solution ionique X. Pour cela, il réalise les tests suivants.
 - un ajout de quelques gouttes d'une solution de chlorure de baryum ne donne rien, alors qu'un ajout de quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent donne un précipité blanc qui exposé à la lumière, noircit progressivement.
 - il se forme un précipité bleu lorsqu'il ajoute quelques gouttes d'hydroxyde de sodium dans la solution ionique X.
 - 1.1. Donner le nom et la formule des ions que contient la solution ionique X.
 - 1.2. En déduire le nom de la solution ionique X.
 - 1.3. Ecrire la formule statistique du composé susceptible de donner la solution ionique X.
 - 1.4. Ecrire l'équation-bilan des réactions qui ont eu lieu lors des tests réalisés.
 2. Kiliane prélève quelques millilitres de la solution de chlorure de fer.
- Il y verse quelques gouttes d'hydroxyde de sodium. Il apparaît instantanément un précipité rouille.
- 2.1. Donner le nom et la formule du précipité observé.
 - 2.2. Ecrire l'équation-bilan qui conduit à sa formation.

2.3. De quel sulfate de fer s'agit-il ?

2.4. Quel serait la couleur du précipité qu'observerait Kiliane, s'il s'agissait de l'autre sulfate de fer ? Ecrire l'équation-bilan qui conduirait à sa formation.

3. Kiliane ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique concentré à la solution ionique Y.

Il observe un dégagement gazeux qui trouble l'eau de chaux.

3.1. Quel est parmi les ions suivants : PO_4^{3-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , celui que l'expérience vient de mettre en évidence ? Donner le nom du gaz qui se dégage.

3.2. Ecrire l'équation-bilan qui conduit à sa formation.

Chapitre 10

Titre du cours : **Solutions acides et basiques. Mesure de pH d'une solution aqueuse**

Objectifs spécifiques

- Connaître les propriétés d'une solution acide et d'une solution basique.
- Déterminer le pH d'une solution et les domaines de pH des solutions acides et basiques.

Plan du cours

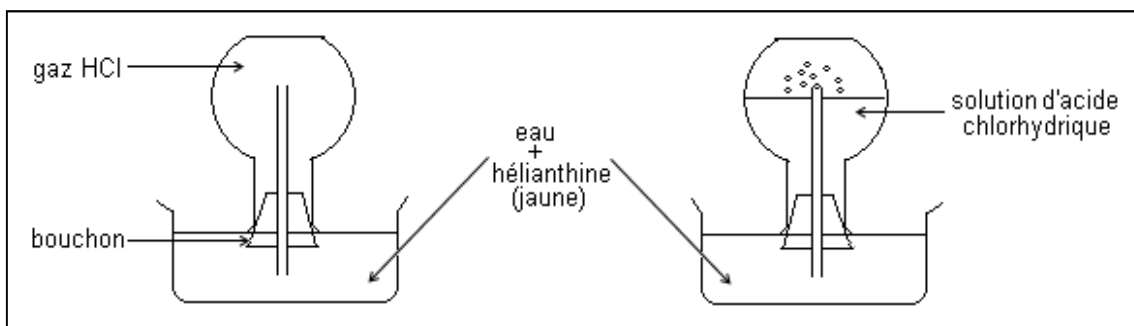
Voir cours

Solutions acides et basiques Mesure de pH d'une solution aqueuse

I- Solution acide

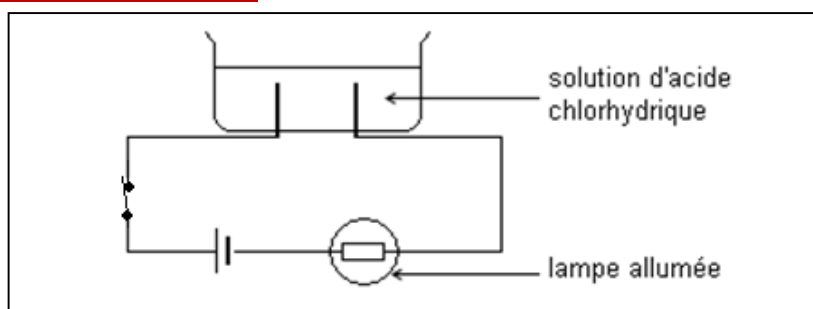
1- Préparation de la solution aqueuse d'acide chlorhydrique

Le chlorure d'hydrogène (HCl) est un gaz incolore, d'odeur piquante, soluble dans l'eau.
Voir l'expérience du jet d'eau ci-dessous



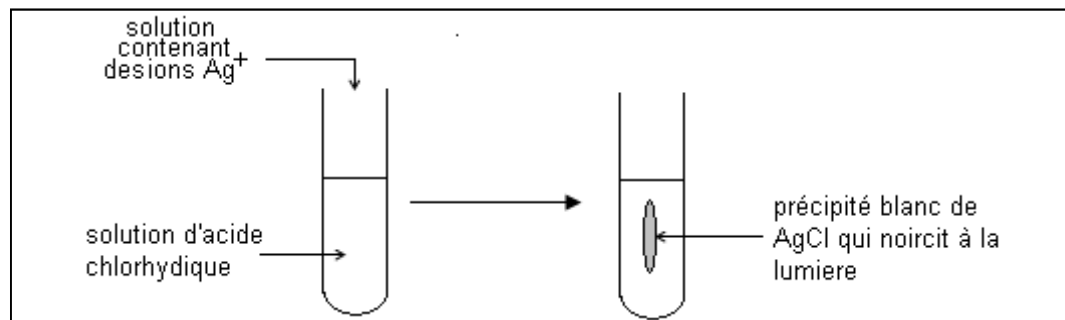
Le chlorure d'hydrogène est très soluble dans l'eau. La solution obtenue est appelée solution d'acide chlorhydrique.

2- Conductibilité électrique



La solution aqueuse d'acide chlorhydrique conduit le courant électrique. Elle contient des ions H_3O^+ et Cl^- . C'est **un électrolyte**.

3- Mise en évidence de l'ion Cl^-



Ce test caractérise la présence des ions Cl^- dans la solution d'acide chlorhydrique.

4- Equation bilan de la réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau



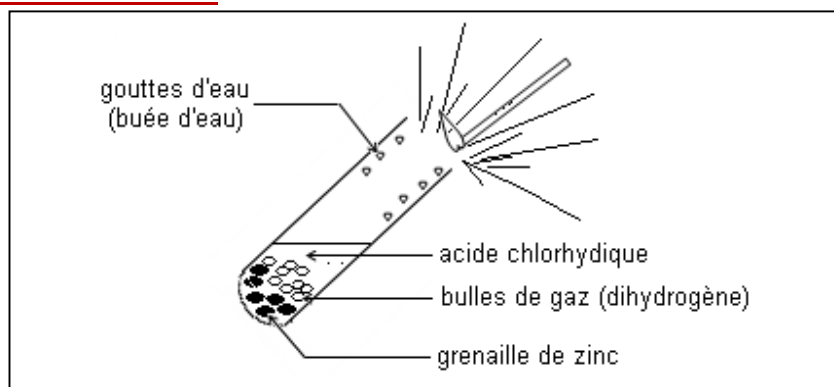
5- Propriété de l'ion hydronium (H_3O^+)

5.1- Action sur les indications colorées

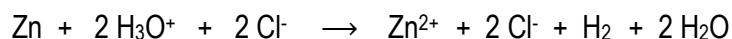
Solution	Eau pure	Acide chlorhydrique
Indication coloré		
Hélianthine	Jaune	Rouge
Bleu de bromothymol	Vert	Jaune
Phénophtaléine	Incolore	Incolore

Les changements de couleur observés avec l'hélianthine et le bleu de bromothymol, sont dus à la présence d'ions H_3O^+ dans la solution.

5.2- Action sur les métaux



Equation-bilan de la réaction



Equation simplifiée



Remarque

L'acide chlorhydrique n'attaque pas le cuivre.

Application 1

Dans les CNTP, on dissout 0,224L de chlorure d'hydrogène dans un litre d'eau pure. Calculer

1. La concentration de la solution d'acide chlorhydrique

2. Les concentrations des ions présents.

II- Solution basique : Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

1- Préparation de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

L'hydroxyde de sodium ou soude caustique (NaOH) est un composé ionique déliquescent à l'état pastille et très soluble dans l'eau.

Lorsqu'on dissout l'hydroxyde de sodium dans l'eau, on obtient une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium appelée soude. $\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

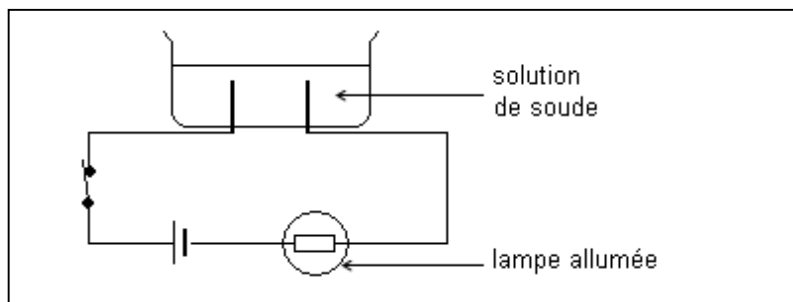
Application 2

On désire préparer une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration 10^{-2}mol.L^{-1} .

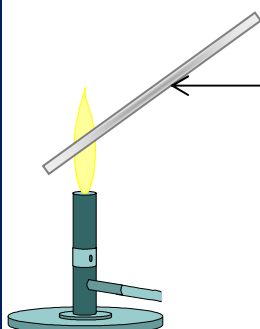
1. Déterminer la masse de NaOH à dissoudre dans 1 L d'eau distillée

2. Donner le mode opératoire

2- Conductibilité électrique



La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium conduit le courant électrique. C'est un électrolyte qui contient les ions Na^+ et OH^- .



Fil de platine plongé au préalable dans la solution d'hydroxyde de sodium

3- Identification de l'ion Na^+

La tige de platine préalablement chauffée jusqu'à la disparition de l'incandescence puis trempée dans la solution de soude et replacée dans la flamme prend la couleur jaune.

Elle caractérise la présence d'ions sodium Na^+ dans la solution d'hydroxyde de sodium.

4- Propriété de l'ion OH^-

4.1- Action sur les indications colorées

Les changements de couleur du bleu de bromothymol et de la phénolphtaléine sont dus aux ions hydroxydes OH^- .

4.2- Action sur les ions métalliques

Solution contenant les ions métalliques	Observation après action de l'ion OH^- sur la solution	Equation de la réaction
Cu^{2+}	Précipité bleu hydroxyde de cuivre II	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
Fe^{2+}	Précipité vert hydroxyde de fer II	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
Zn^{2+}	Précipité blanc hydroxyde de Zinc	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$

4.3- Action sur l'ion ammonium NH_4^+

Les ions hydroxydes (OH^-) réagissent avec les ions ammonium pour donner l'ammoniac et de l'eau. L'équation-bilan de la réaction est ; $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Remarque

On détecte aussi la présence de NH_3 à partir de réactif de Nessler qui brunit.

III- Notion de pH

1- Définition

Le pH est un coefficient chimique qui détermine l'acidité, la neutralité ou la basicité d'une solution aqueuse. Il est défini par la relation $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$.

2- Mesure de pH

Le pH d'une solution aqueuse se mesure à l'aide d'un pH-mètre ou avec le papier indicateur de pH.

Valeurs du pH de quelques solutions à 25°C ;

- jus de citron : pH = 2,3

- eau de javel : pH = 10,8

- eau pure : pH = 7.

Une solution à 25°C dont le pH est ;

- inférieur à 7 est dite solution **acide**

- égal à 7 est dite solution **neutre**

- supérieure à 7 est dite solution **basique**

3- pH de l'eau pure à 25°C

Le pH de l'eau pure est égal à 7 ($[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$).

L'eau étant électriquement neutre, elle contient aussi les ions OH^- ($[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$).

Les ions H_3O^+ et OH^- proviennent de la réaction ; $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ appelée réaction d'autoprotolyse de l'eau.

4- Effet de la dilution sur le pH

4.1- Solution d'acide chlorhydrique

C (mol.L ⁻¹)	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵
pH	2	3	4	5

Lorsqu'on dilue une solution acide, son pH augmente et tend vers celui de l'eau.

4.2- Solution d'hydroxyde de sodium

C (mol.L ⁻¹)	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵
pH	12	11	10	9

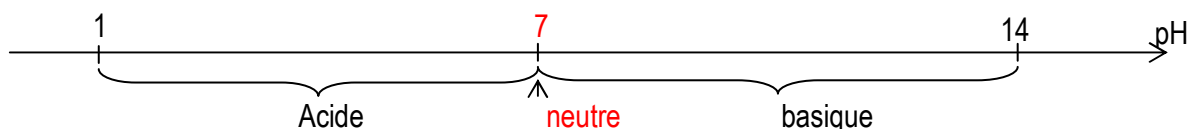
Lorsqu'on dilue une solution basique, son pH diminue et tend vers celui de l'eau

Remarque

L'opération de dilution ne transforme pas une solution acide en basique et inversement.

5- L'échelle du pH

L'échelle du pH varie de 1 à 14 (à 25°C)



Application 3

1. On donne la concentration des ions hydronium (H_3O^+) présents dans les solutions suivantes.

Solution	A	B	C	D	E
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol/L)	$6,31 \cdot 10^{-6}$	10^{-9}	10^{-7}	10^{-3}	$5,01 \cdot 10^{-13}$
pH					
Nature de la solution					

1.1. Compléter le tableau.

1.2. Comparer le nombre d'ions H_3O^+ et le nombre d'ions OH^- respectivement dans les solutions A, C et E.

2. Compléter le tableau ci-dessous d'elles

Solutions	A	B	C	D	E	F
pH	3	7	2,5	8,3	2,7	11,8
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol/L)						

3. On dilue 10fois les solutions A, B et F.

Calculer la nouvelle valeur du pH.

Exercice 4

1. Calculer le nombre de moles de chlorure d'hydrogène qu'il faut dissoudre dans l'eau pour préparer 400mL d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 3.

2. En déduire le volume de chlorure d'hydrogène qu'il faut prélever.

On donne $V_m = 22,4 \text{ mol/L}$.

3. Quel volume d'eau faut-il ajouter à la solution préparée pour obtenir une solution de pH=3,5 ?

Application 5 On donne en g/mol : Na : 23 ; O : 16 ; H : 1

On désire déterminer le pH d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.

1. Calculer la quantité de matière d'hydroxyde de sodium contenue dans 100cm³ d'une solution de concentration molaire volumique $C=10^{-2} \text{ mol/L}$.

2. En déduire la masse de pastille d'hydroxyde de sodium qui a été dissoute.

3. On montre que : $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$.

Calculer la concentration des ions H_3O^+ présents dans la solution. En déduire le pH de la solution.

4. Quelle est la nature de la solution ?

Travaux dirigésExercice 1

On donne en g/mol : Ca : 40 ; C : 12 ; O : 16 et $V_m=24 \text{ L/mol}$.

Kiliane dissout du chlorure d'hydrogène (HCl) dans l'eau. Il obtient une solution d'acide chlorhydrique. L'attaque du carbonate de calcium (CaCO_3) connu également sous le nom de calcaire par l'acide chlorhydrique, produit du dioxyde de carbone et du chlorure de calcium (CaCl_2).

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

2. Lors de la réaction, on utilise 6g de calcaire et 300mL d'acide chlorhydrique de concentration $C = 0,5 \text{ mol/L}$.

2.1. Les proportions stœchiométriques ont-elles été respectées lors du mélange ? Quel est le réactif en excès ?

2.2. Calculer le volume de dioxyde de carbone obtenu.

Exercice 2 On donne en g/mol : Zn:64 ; Cl:35,5 ; Ag:108 ; $V_m = 21,4 \text{ L/mol}$

On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 0,1 \text{ mol/L}$.

1. On en prélève 150 cm^3 dans lesquels on ajoute du zinc en excès. On observe un dégagement de gaz qui brule en produisant détonation.

1.1. De quel gaz s'agit-il ? Ecrire sa formule chimique.

1.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui s'est produite.

2. Calculer ;

2.1. La masse de zinc qui a réagi avec l'acide chlorhydrique à la fin de la réaction.

2.2. Le volume de dihydrogène obtenu dans les conditions normales.

2.3. La masse de chlorure de zinc formé.

3. On en fait un second prélèvement de 100 cm^3 de la solution d'acide chlorhydrique dans lequel on ajoute une solution de nitrate d'argent en excès. Il apparait un précipité blanc qui est lavé puis séché.

3.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit.

Donner la formule chimique et le nom du précipité.

3.2. Calculer sa masse.

Chapitre 11

Titre du cours : Réaction acido-basique. Dosage

Objectifs spécifiques

- Connaître les caractéristiques de la réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium
- Réaliser un dosage acide-base
- Utiliser l'équivalence acido-basique pour déterminer la concentration d'une solution.

Plan du cours

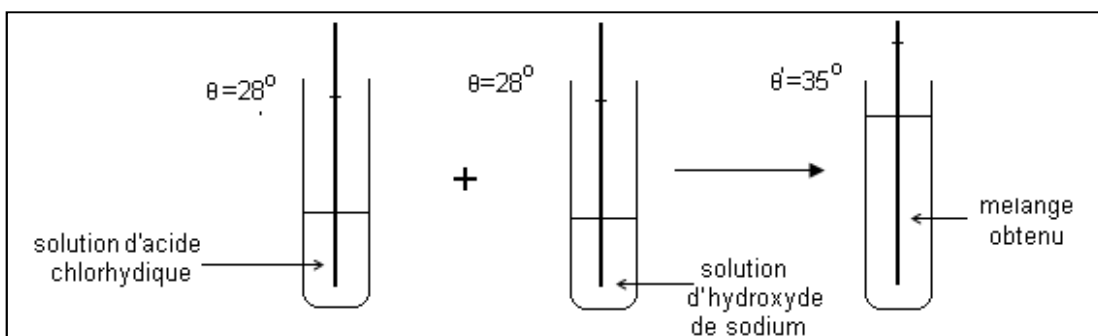
Voir cours

Réaction acido-basique / Dosage

I- Caractéristique de la réaction entre la solution d'hydroxyde de sodium et la solution d'acide chlorhydrique

1-Expérience et observation

On mélange des volumes égaux de solution aqueuse d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium de même concentration.



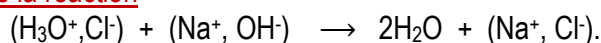
2- Conclusion

La réaction entre l'acide chlorhydrique et la soude dégage de la chaleur. Elle est **exothermique**.

Remarque

Le pH de la solution obtenue est égal à 7 à 25 °C. C'est une solution de chlorure de sodium qui est neutre.

3- Equation bilan de la réaction



L'équation simplifiée est : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

II- Dosage

1- Définition

Doser une solution contenant une espèce chimique A c'est déterminer la concentration molaire volumique de cette espèce.

Pour cela on utilise un réactif dont on connaît la concentration qui avec A donne une réaction rapide et totale.

Remarque

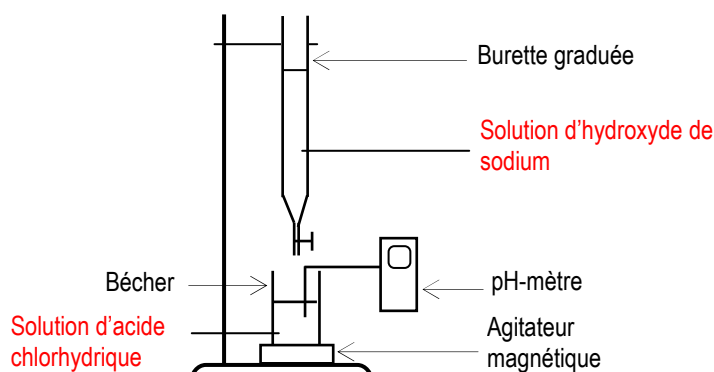
La réaction qui se produit chaque fois qu'une solution d'acide chlorhydrique et une solution d'hydroxyde de sodium réagissent l'une sur l'autre est appelée réaction acido-basique.

Son équation bilan est ; $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.

Les ions Cl^- et Na^+ n'apparaissent pas dans l'équation bilan parce qu'ils ne participent à la réaction. Ce sont des **ions spectateurs**.

2- Mode opératoire

On verse progressivement à l'aide d'une burette graduée, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ dans un bécher contenant 20mL d'acide chlorhydrique de même concentration. On ajoute quelques gouttes de bleu de bromothymol au mélange. Voir la figure ci-contre. On relève le pH du mélange au cours du dosage.



**Dosage d'une solution d'acide chlorhydrique
par une solution d'hydroxyde de sodium**

3- Tableau de mesures

pH	1	1,2	1,3	1,5	2	7	11,9	12
V_b (mL)	0	4	8	12	16	20	24	28
$n(b) = C_b V_b$ en mol	0	$4 \cdot 10^{-4}$	$8 \cdot 10^{-4}$	$12 \cdot 10^{-4}$	$16 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$24 \cdot 10^{-4}$	$28 \cdot 10^{-4}$

4- Exploitation

Pour un volume $V_b = 20 \text{ mL}$ de base versé ;

- L'indicateur coloré passé du jaune au vert
- Le pH du mélange est alors 7
- On constate que $C_a V_a = C_b V_b = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Avec $C_a V_a = n(\text{H}_3\text{O}^+)$; la quantité de matière d'ions hydronium présente dans l'acide chlorhydrique et $C_b V_b = n(\text{OH}^-)$; la quantité de matière d'ions hydroxyde apportées par l'hydroxyde de sodium.

5- Définition de l'équivalence acido- basique

L'équivalence acido-basique est obtenue lorsque la quantité d'ions hydroxydes (OH^-) apportée par la soude est égale à quantité d'ions hydronium (H_3O^+) initialement présente dans la solution d'acide chlorhydrique. $n(\text{OH}^-)_{\text{apportée}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{Présente}} \Rightarrow C_b V_b = C_a V_a$

Application

1. Répond par vrai ou faux

- 1.1. La réaction entre l'acide chlorhydrique et la soude est endothermique.
- 1.2. Lors de la réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium, le pH à l'équivalence est égal à 7.
- 1.3. Les ions Na^+ et Cl^- ne participent pas à la réaction acido-basique.
- 1.4. La relation à l'équivalence acido-basique est $C_a V_a = C_b V_b$.
2. Qu'est-ce qu'un indicateur coloré ?
3. Qu'appelle-t-on zone de virage d'un indicateur coloré ?

Travaux dirigés

Exercice 1

On mélange $V_1 = 50\text{mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 15 \cdot 10^{-2}\text{mol/L}$ et $V_2 = 75\text{mL}$ d'une autre solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_2 = 0,5\text{mol/L}$.

1. Calculer :

1.1. La quantité de matière d'ions H_3O^+ des solutions 1 et 2

1.2. En déduire celle du mélange.

2. Déterminer le pH du mélange

3. Cette solution (mélange) sert à doser une solution de soude de volume $V_b = 40\text{mL}$. Il faut un volume $V = 27\text{mL}$ de solution d'acide pour observer le virage de l'indicateur coloré.

3.1. Que caractérise le virage de l'indicateur coloré ?

3.2. Déterminer la concentration molaire de la solution de soude.

4. Quelle masse de pastille de soude faut-il dissoudre dans 500mL d'eau pour obtenir la solution de soude précédente ?

On donne en g/mol : Na : 23 ; O : 16 ; H : 1.

Exercice 2

On mélange un volume $V_1 = 150\text{cm}^3$ d'une solution de soude de concentration $C_1 = 0,5\text{mol/L}$ et un volume $V_2 = 50\text{cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_2 = 0,1\text{mol/L}$.

1. Déterminer le nombre de mole d'ion H_3O^+ et OH^- apportés par l'acide et la base.

2. Quelle est la nature du mélange obtenu ? Justifier.

3. Quel volume de la solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 0,15\text{mol/L}$ faut-il ajouter au mélange pour obtenir une solution neutre ?