

CHIMIE

2^{ème} année de l'enseignement secondaire

SCIENCES

Les auteurs

Ahmed Ardhaoui

Inspecteur

Hassen Khélifi

Inspecteur

Sliman Khemira

Professeur principal

Bechir Benletaief

Professeur principal

Les évaluateurs

Khaled Boujlel

Professeur universitaire

Fadhel Dhahha

Inspecteur principal

Habib Meddouri

Inspecteur principal

Remerciements et dédicace

Nous remercions les évaluateurs pour leur aide .

Nos remerciements s'adressent également à tous ceux qui nous ont soutenu et aidé à réaliser ce travail, en particulier toute l'équipe de l'édition du CNP.

Nous tenons enfin à dédier ce manuel à la mémoire du regretté Béchir Ouedreni, inspecteur principal de sciences physiques.

Les auteurs

INTRODUCTION

Ce manuel de chimie destiné aux élèves de deuxième année sciences est conforme au nouveau programme officiel de chimie publié en juillet 2004.

Le manuel est conçu et structuré pour aider l'élève dans son travail, lui permettre d'acquérir des savoirs et des savoir-faire propres à la chimie et lui fournir les bases d'une culture scientifique pour mieux comprendre son environnement.

Cet ouvrage comporte trois parties dont chacune constitue une suite logique de ce qui a été donné en première année.

Dans la première partie intitulée la matière, on aborde une description microscopique de la matière à l'aide des modèles simples : un modèle de l'atome, un modèle de répartition des électrons, un modèle de Lewis des molécules. Cette partie introduit également le concept d'élément chimique et traite la classification périodique des éléments. Les notions fondamentales sont réinvesties ensuite dans les deux autres. La deuxième consacrée aux solutions étudie les notions d'électrolytes et de solutions ioniques, d'acide et de base dans la théorie d'Arrhenius et traite les solutions aqueuses d'acides et de bases, le pH, la force des acides et des bases en solutions aqueuses, la réaction entre un acide fort et une base forte enfin le dosage acido-basique. La troisième partie réservée à la chimie organique aborde la structure et la nomenclature des hydrocarbures aliphatiques et introduit la notion de familles (alcanes, éthènes et éthyne) ainsi que les réactions spécifiques de chacune de ces familles. Enfin l'étude de quelques polymères met en évidence leur importance.

Toutes les leçons suivent le même plan et chacune constitue une unité et comporte :

-La page d'ouverture : Dans cette page les objectifs sont clairement définis et les pré requis sont bien identifiés. Le titre de la leçon est accompagné d'une photographie d'appel ou d'un schéma légendé et d'un questionnement destinés à éveiller la curiosité de l'élève

-Le cours : Un cours complet illustré par des schémas et des photos. Le contenu est élaboré dans un langage simple et une expression concise. Il est développé à partir des activités expérimentales avec une pratique du questionnement. Les expériences sont nombreuses, décrites et interprétées avec beaucoup de soin et sont facilement réalisables en cours ou en travaux pratiques.

-L'essentiel : Les connaissances à mémoriser bien mises en évidence tout au long du cours sont reprises dans l'essentiel sur une page entière contenant aussi des adresses de sites Web pouvant être consultés par l'élève pour enrichir et consolider ses acquis.

-Exercice résolu : Un exercice résolu pour chaque leçon avec des conseils méthodologiques (point méthode et commentaire) permet à l'élève d'acquérir les méthodes de résolution des exercices de chimie.

-Exercices d'évaluation : Des exercices, nombreux, variés et classés, par niveau de difficulté, en trois catégories : vérifier ses acquis, utiliser ses acquis dans des situations simples et utiliser ses acquis pour une synthèse permettent aux élèves une évaluation formative, progressive et approfondie des connaissances et des capacités acquises.

-Savoir plus : Des lectures, se rapportant au contenu scientifique abordé, sont proposées dans une page intitulée savoir plus, en vue d'offrir aux élèves l'opportunité d'enrichir leurs connaissances.

En élaborant ce livre, nous avons souhaité réaliser un ouvrage agréable, clair et attrayant qui donne aux élèves l'envie de « faire » de la chimie .

Nous accueillerons bien volontiers toutes suggestions, remarques et critiques de la part de nos collègues. Elles nous permettront d'améliorer la qualité de cet ouvrage.

Les auteurs

SOMMAIRE

Thèmes	Leçons	Ouverture	Essentiel	Exercice Résolu	Exercices d'Evaluation	Savoir Plus
THEME I : La Matière	1. UN MODÈLE DE L'ATOME	9	14	15	16	19
	2. L'ÉLÉMENT CHIMIQUE	21	28	29	31	33
	3. UN MODÈLE DE RÉPARTITION DES ÉLECTRONS D'UN ATOME	35	39	40	41	
	4. DE L'ATOME AUX ÉDIFICES CHIMIQUES	43	56	57	59	
	5. CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS CHIMIQUES	61	66	67	68	
THEME II : Les Solutions	1. LES ÉLECTROLYTES	71	77	78	79	
	2. DISSOLUTION ET PRÉCIPITATION DES ÉLECTROLYTES	83	89	90	92	95
	3. TESTS D'IDENTIFICATION DE QUELQUES IONS	97	103	104	106	
	4. SOLUTIONS AQUEUSES D'ACIDE	109	115	116	118	120
	5. SOLUTIONS AQUEUSES DE BASE	121	126	127	128	
	6. IONISATION PROPRE DE L'EAU PURE	131	134	135	136	
	7. NOTION DE PH	139	145	146	147	150
	8. ACIDES FORTS, ACIDES FAIBLES, BASES FORTES, BASES FAIBLES	151	158	159	160	
	9. RÉACTIONS D'UN ACIDE FORT AVEC UNE BASE FORTE EN SOLUTION AQUEUSE	163	169	170	171	
THEME III : Chimie Organique	1. STRUCTURE ET NOMENCLATURE DES HYDROCARBURES ALIPHATIQUES	175	185	186	188	
	2. RÉACTIONS SPÉCIFIQUES DES HYDROCARBURES ALIPHATIQUES	191	198	199	201	
	3. POLYMÈRES SYNTHÉTIQUES ET POLYMÈRES NATURELS	203	207	208	210	
	4. MATIÈRES PLASTIQUES : IMPACT SUR L'ENVIRONNEMENT ET GESTION DES DÉCHETS	211	214		215	

CARTE DU LIVRE

Titre du thème étudié

Thème II : Les Solutions		Extrait du programme officiel du thème II	
Objectifs spécifiques	Exemples de questionnement et d'activités	Contenu	Volumen horaire
<ul style="list-style-type: none">Déterminer la concentration molaire d'une espèce chimique.Distinguer un électrolyte fort d'un électrolyte faible.Distinguer un électrolyte peu soluble d'un électrolyte très soluble.Citer les facteurs influant sur la précipitation des électrolytes.Identifier l'ion Na^+ par le test de la flamme.Identifier un ion dans une solution par sa réaction de précipitation.Reconnaître d'après ses propriétés une solution acide.Ecrire l'équation d'ionisation des acides courants.Reconnaître d'après ses propriétés une solution de base.Ecrire l'équation d'ionisation des bases courantes.Reconnaître une solution d'acide ou basique d'après la valeur de son pH (ou pH^*).Déterminer le pH d'une solution à l'aide d'un papier pH ou d'un pH-mètre.Distinguer un acide fort d'un acide faible ou une base forte d'une base faible.Utiliser un indicateur coloré.Déterminer la concentration molaire d'après le résultat d'un dosage.	<ul style="list-style-type: none">Est-ce que toutes les solutions aqueuses conduisent le courant électrique ?Comment expliquer le déplacement des ions dans une solution dans le cas d'un électrolyte ?D'où vient l'ion H^+ dans une solution aqueuse ?Pourquoi constater à un seul moment ?Comment mettre en évidence la présence d'ions dans une solution aqueuse ?Comment se forment les pluies acides ?Pourquoi utilise-t-on du vinaigre pour nettoyer certains ustensiles de cuisine ?L'eau pure conduit-elle le courant électrique ?Que signifie l'indication pH sur l'étiquette d'une eau minérale ?Pourquoi le pH d'un shampooing ?Mesurer le pH de quelques solutions usuelles (boissons, détartrants, déboucheurs d'évier).Pourquoi mettre de la chaux sur certaines terres de culture ?Pourquoi absorbe-t-on des carbonates de sodium en cas de maux d'estomac ?	<ul style="list-style-type: none">1. Les électrolytes et les solutions aqueuses ioniques<ul style="list-style-type: none">1.1. Les électrolytes<ul style="list-style-type: none">Caractères : électrolytes, anion, cation et concentration molaire d'une espèce chimique.Caractères forts et électrolytes faibles.Caractères forts et électrolytes très faibles.1.2. Dissolution et précipitation des électrolytes.<ul style="list-style-type: none">Dissolution : électrolytes solubles et électrolytes peu solubles.Précipitation :<ul style="list-style-type: none">Influence de la nature des réactifs.Influence des concentrations.Influence de l'identification de quelques ions.1.3. Tests d'identification de quelques ions.<ul style="list-style-type: none">Cations : Na^+, Fe^{3+}, Fe^{2+}, Cu^{2+}, Zn^{2+}, Al^{3+}.Anions : Cl^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}.2. Solutions aqueuses d'acide et de base<ul style="list-style-type: none">2.1. Définition d'un acide<ul style="list-style-type: none">Dissolution et ionisation du chlorure d'hydrogène dans l'eau.Propriétés des ions H^+.Classification.2.2. Définition d'une base<ul style="list-style-type: none">Dissolution et dissociation de la soude.Propriétés des ions OH^-.Classification.2.3. Ionisation de l'eau.2.4. Notion de pH : mesure de pH de quelques solutions (boissons, produits d'entretien...).2.5. Acides forts, acides faibles, bases fortes.2.6. Réactions d'un acide fort avec une base forte.	2h 1,5h 1,5h

Extrait du programme officiel du thème étudié

Numéro de la leçon

Titre de la leçon

Leçon 1 : Réaction d'un acide fort avec une base forte en solution aqueuse

Objectifs

- L'élève sera capable de :
 - utiliser un indicateur coloré ;
 - réaliser un dosage acide-base ;
 - déterminer la concentration molaire d'après les résultats d'un dosage.

Prérequis

- Dissolution et précipitation.
- Caractère énergétique d'une réaction.
- Ionisation propre à l'eau pure.
- Solution neutre.
- Variation du pH.

Connaissances antérieures

Objectifs exigibles du programme officiel



Le pH de l'eau d'une piscine doit être maintenu aux environs de 7,6. Si le pH prend une valeur supérieure à 7,6 on ajoute un produit acide qui le ramène à la valeur souhaitée. Si le pH est inférieure à 7,6 on ajoute un produit basique qui fait remonter le pH.

- Selon quelle réaction chimique les produits précédents agissent-ils pour régler le pH de l'eau de piscine à la valeur souhaitée ?

Photographie d'appel illustrant la notion étudiée

Questionnement touchant à la leçon destiné à éveiller la curiosité de l'élève

Cours complet illustré par des photos et des schémas

L'élément chimique

1. Notion d'élément chimique

Qu'est-ce qu'un élément chimique ?

1-1. Exemple : l'élément cuivre

Les photos ci-contre représentent :

- des copeaux de cuivre qui est un métal de couleur rouge ;
- du sulfate de cuivre (II) hydraté qui se présente sous forme de cristaux de couleur bleue ;
- une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) ;
- de l'oxyde de cuivre (II) qui se présente sous forme de poudre noire.

Ces composés présentent des aspects différents. Peuvent-ils avoir quelque chose de commun ?

1-2. Mise en évidence expérimentale

a. Expériences

Présents à la flamme d'un bec bunsen des fils ou des copeaux de cuivre ou une baguette de verre préalablement trempée dans une solution de sulfate de cuivre (II) ou bien une spatule contenant de l'oxyde de cuivre (II).

Présentation des fils de cuivre à la flamme d'un bec bunsen

Baguette de verre préalablement trempée dans une solution de sulfate de cuivre (II) présentée à la flamme d'un bec bunsen

Spatule contenant de l'oxyde de cuivre (II) présentée à la flamme d'un bec bunsen

b. Observation

Une coloration verte apparaît à travers la flamme du bec bunsen avec chacune des substances précédentes.

c. Interprétation

L'obtention de la coloration verte de la flamme avec chacune des substances précédemment étudiées prouve qu'elles ont quelque chose en commun. L'analyse chimique de ces substances montre qu'elles contiennent du cuivre. Le cuivre commun à ces substances est appelé élément chimique.

Activités expérimentales basées sur la pratique du questionnement

Expériences simples décrites de façon détaillée avec leurs résultats

Connaissances à mémoriser bien mises en évidence

III-2. Test à la soude : identification des cations colorés Cu^{2+} ; Fe^{2+} ; Fe^{3+}

a. Le cation Cu^{2+}
 Dans deux tubes à essais introduisons respectivement quelques millilitres d'une solution de chlorure de cuivre (II) et de sulfate de cuivre (II). La couleur bleue des deux solutions est due à la présence des ions Cu^{2+} hydratés.
 En ajoutant à chacun des tubes quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium nous constatons la formation d'un précipité de couleur bleue dû à la réaction des ions Cu^{2+} sur les ions hydroxyde OH^- . L'équation de la réaction de précipitation s'écrit :

$$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 (\text{sd})$$

 Les ions Cu^{2+} donnent avec les ions OH^- un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

b. Le cation Fe^{2+}
 Dans deux tubes à essais introduisons respectivement quelques millilitres d'une solution de chlorure de fer (II) et de sulfate de fer (II). La couleur vert pâle des deux solutions est due à la présence des ions Fe^{2+} hydratés.
 En ajoutant à chacun des tubes quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium nous observons l'apparition d'un précipité vert foncé dû à la formation de l'hydroxyde de fer (II) suivant :


$$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 (\text{sd})$$

 Les ions Fe^{2+} donnent avec les ions OH^- un précipité vert d'hydroxyde de fer (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

c. Le cation Fe^{3+}
 Dans deux tubes à essais introduisons séparément quelques millilitres d'une solution de sulfate de fer (III) et de chlorure de fer (III). La couleur jaune rouille de ces deux solutions est due à la présence des ions Fe^{3+} hydratés.
 En ajoutant à chacun des tubes quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium on forme l'hydroxyde de fer (III) de couleur rouille. L'équation de la réaction de précipitation s'écrit :

$$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 (\text{sd})$$

 Les ions Fe^{3+} donnent avec les ions OH^- un précipité rouille d'hydroxyde de fer (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$.



Résultats à retenir repris dans l'essentiel

L'ESSENTIEL

- ◆ Dans la classification périodique, les éléments sont classés en lignes et en colonnes par numéro atomique croissant.
- ◆ Les éléments dont les atomes ont le même nombre de couches électroniques occupées sont placés dans la même ligne (période).
- ◆ Les éléments dont les atomes ont le même nombre d'électrons sur la couche externe (ou électrons de valence) sont placés dans la même colonne (groupe).
- ◆ La position d'un élément dans le tableau périodique est définie par le numéro de la ligne et le numéro de la colonne.
- ◆ Le numéro de la ligne correspond au nombre de couches électroniques occupées par les électrons.
- ◆ Le numéro de la colonne correspond au nombre d'électrons sur la couche externe de l'atome.
- ◆ Les éléments d'une même colonne forment une famille et possèdent des propriétés chimiques assez voisines. Ils peuvent donner des ions monoatomiques de même charge.

Naviguons sur Internet

- ◆ <http://www.lenntech.com/français/tableau-periodique.htm>
- ◆ http://doucet.maxime.free.fr/Physique/cours/tableau_periodique.htm
- ◆ <http://www.ac-rouen.fr/lycee/sgalliee>
- ◆ http://www.acversailles.fr/eta/miss/herblay/briques/fr/fr_map.htm
- ◆ <http://www.brebeuf.qc.ca/fortin/tableauperioclique.htm>
- ◆ <http://mendeleeiev.cyberscol.qc.ca/carrefour/familles>


Adresses de sites Web pouvant être consultés par l'élève

Savoir plus : Le pH des milieux naturels

Importance du pH dans quelques milieux biologiques
 Chez l'homme, le pH du sang est sensiblement constant : il est compris entre 7,35 et 7,43. Tout écart de ce pH par rapport à ces valeurs peut être dramatique.
 Le dioxyde de carbone CO_2 et l'ion hydrogencarbonate HCO_3^- jouent un rôle essentiel dans la constance du pH du sang.
 La salive à un pH compris entre 6,8 et 7,2.
 Dans l'estomac, milieu très acide, le pH peut être égal à 1 ; il est principalement déterminé par l'acide chlorhydrique sécrété dans l'estomac. Pour favoriser la digestion, le pH doit être voisin de 1,5. Une acidité plus forte peut endommager les parois stomacales.
 Il faut alors protéger les parois avec un englobant, ou bien réduire l'acidité en ingérant de l'hydrogencarbonate de sodium NaHCO_3 .
 plus connu sous son nom commercial (mais chimiquement incorrect) de bicarbonate de soude pour atténuer les « aigreurs d'estomac ».
 Dans l'intestin grêle, le pH varie entre 6 et 7.
 Pour l'urine considérée comme normale, le pH est de l'ordre de 6.
 Pour la bile et le suc pancréatique, le pH est de l'ordre de 8.

Importance du pH dans l'agriculture
 Le pH d'un sol dépend de sa composition : il peut être assez bas (voisin de 3,5) pour un terrain marécageux ou assez élevé (proche de 9) pour un sol très calcaire.
 On le détermine en mesurant le pH d'une solution obtenue par agitation d'un échantillon du sol à analyser dans l'eau distillée.
 Le rendement maximal d'une culture dépend du pH. On le préfère à un rendement maximal pour un sol dont le pH est compris entre 5,5 et 7,7 : les pommes de terre préfèrent un rendement compris entre 5,5 et 6 ; le blé donne un meilleur rendement compris entre 5,5 et 6 ; les tomates se développent bien dans un sol dont le pH est proche de 6.
 L'agriculteur peut amender le sol afin de le rendre compatible avec la culture souhaitée. Pour un sol trop acide, on ajoute de la chaux (ou oxyde de calcium CaO) qui par dissolution dans l'eau donnera l'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ qui fait remonter le pH à la valeur convenable.
 En revanche, à un sol très basique, on ajoute du sulfate d'ammonium, du soufre ou bien on répand du fumier animal ou de l'humus végétal ce qui fait descendre le pH à la valeur souhaitée.

pH et industries agroalimentaires
 Le pH est très important dans les réactions de transformation du lait. La quantité d'acide lactique (résultant de la transformation du lactose sous l'action des ferments lactiques) présent dans le lait de consommation est un indicateur de sa fraîcheur et de sa bonne conservation. Le lait frais doit avoir un pH compris entre 6,3 et 6,7.
 Une très faible quantité de lait trop acide peut faire cailler une grande quantité de lait.



Des lectures sur des sujets scientifiques d'actualité, ouvertures sur la vie courante, illustrant les notions étudiées en cours

EXERCICE RÉSOLU

ENONCÉ

- Donner la représentation symbolique :
 - du noyau de magnésium Mg sachant que l'atome de magnésium possède 12 électrons et que son noyau renferme en plus des protons, 12 neutrons ;
 - du noyau de potassium K sachant que l'atome de potassium possède 19 électrons et que le noyau renferme 40 nucléons ;
 - du noyau d'uranium U sachant qu'il renferme 143 neutrons et que le nombre de protons dans ce noyau est inférieur de 51 au nombre de neutrons.
- Préciser les nombres de protons, de neutrons et d'électrons des atomes symbolisés par : $^{12}_6\text{C}$; ^1_1H ; $^{63}_{29}\text{Cu}$.

SOLUTION

- a. Cas du magnésium :
Il y a 12 électrons autour du noyau cela signifie qu'il y a 12 protons dans le noyau car l'atome est électriquement neutre. Donc $Z = 12$.
Soit A le nombre de nucléons :
 $A = N + Z = 12 + 12 = 24$.
Le symbole sera : $^{24}_{12}\text{Mg}$.
 - Cas du potassium :
Le nombre d'électrons dans l'atome est égal au nombre de protons dans le noyau donc le nombre de protons est $Z = 19$.
Le nombre de nucléons A est égal à 40, donc le nombre de neutrons N, cela signifie que $Z = N - 51 = 143 - 51 = 92$.
Le nombre de masse $A = N + Z = 143 + 92 = 235$.
Le symbole est $^{235}_{92}\text{U}$.

Atome	Nombre de protons	Nombre d'électrons	Nombre de neutrons
$^{12}_6\text{C}$	6	6	8
^1_1H	1	1	0
$^{63}_{29}\text{Cu}$	29	29	34

Commentaire et point méthode

- La connaissance du nombre de neutrons et des protons permet de déterminer le nombre de nucléons.
- La connaissance de Z et A ainsi que du symbole de l'atome suffit pour représenter le noyau.
- De la relation $A = Z + N$ on peut déterminer soit A soit Z soit N.

Exercice entièrement résolu

Des conseils de résolution

Questions faisant appel à une simple restitution du cours

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

- Recopier sur le cahier d'exercices et compléter les phrases suivantes.
- L'addition des molécules d'éthène C_2H_4 les unes sur les autres est appelée réaction de.....L'éthène est le monomère et le produit obtenu est le.....
Le nombre n de molécules additionnées est le.....
 - Pour fabriquer le polystyrène on utilise un monomère appelé.....
Par polyaddition du chlorure de vinyle on obtient un polymère appelé.....
- Répondre sur le cahier d'exercices par vrai ou faux
- Un polymère est une macromolécule dont la structure est la répétition d'un même motif élémentaire.
 - Le monomère est la molécule de départ qui sert à produire un polymère.
 - Le degré de polymérisation (ou indice) est le nombre moyen de molécules de monomère additionnées.
 - Sous certaines conditions le styrène se polymérise.
 - On obtient un polymère.
 - Le produit obtenu est le polychlorure de vinyle.
 - Le produit obtenu est un monomère.
 - La polymérisation est une réaction d'addition de deux molécules insaturées.
 - Le polychlorure de vinyle est un monomère.
 - Le degré de polymérisation est le même pour tous les polymères.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

exercice n° 1

- Sous certaines conditions expérimentales, on réalise l'addition de 1200 molécules d'éthène, il se forme un produit (A).
- Qu'appelle-t-on cette réaction ?
 - Ecrire l'équation chimique de cette réaction.
 - Calculer la masse molaire de (A).

exercice n° 2

- Donner la formule générale des polymères obtenus à partir des monomères suivants :
 - le propène $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$
 - le tétra fluoréthène $\text{CF}_2=\text{CF}_2$
 - l'éthanoate (ou acétate) de vinyle $\text{CH}_3\text{CO}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$
- Donner le nom de chacun des polymères obtenus.

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

- Un polymère (A) a été obtenu par une réaction de polymérisation d'un éthène (B).
Une analyse de ce polymère a permis de déduire les données suivantes :
- masse molaire $M = 10000 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
 - degré de polymérisation $n = 2500$
- Calculer la masse molaire du monomère.
 - Déterminer :
 - la formule brute du monomère (B) ainsi que sa formule semi développée ;
 - la formule semi développée du polymère (A).
 - Ecrire l'équation de la réaction de polymérisation correspondante.
 - Donner le nom de (A) et de (B).

Des exercices faciles permettant de tester l'application directe du cours

Des exercices plus difficiles testant l'aptitude à intégrer les connaissances acquises en cours dans un problème de synthèse

Le tableau de classification périodique des éléments chimiques est présenté avec des annotations explicatives :

- nombre de masse de l'isotope le plus abondant** (ou numéro atomique) : A
- symbole de l'élément** : X
- numéro atomique** : Z
- numéro molaire atomique de l'élément** (g mol⁻¹) : M

Le tableau est divisé en périodes (1 à 7) et groupes (1 à 18). Les éléments sont classés par ordre croissant de numéro atomique.

Tableau de classification périodique présenté en fin du livre mettant à la disposition des élèves tous les renseignements sur les éléments chimiques pour bien résoudre les exercices

Thème I : La Matière

Extrait du programme officiel du thème I

Objectifs spécifiques	Exemples de questionnements et d'activités	Contenu	Volume horaire
<ul style="list-style-type: none"> ☛ Citer les constituants de l'atome ☛ Vérifier l'électronéutralité de l'atome. ☛ Utiliser le symbole ${}^A_Z X$ 	<ul style="list-style-type: none"> ☛ Comment modéliser un atome ? ☛ Qu'est ce qui différencie un noyau d'un autre ? 	<p>1. Modèles simples de description de l'atome</p> <p>1.1. Un modèle de l'atome :</p> <ul style="list-style-type: none"> -Noyau (protons et neutrons) -Electrons -Nombre de charge Z -Nombre de masse A -Symbole d'un noyau : ${}^A_Z X$ <p>1-2. L'élément chimique</p> <ul style="list-style-type: none"> -Caractérisation d'un élément chimique par un numéro atomique et un symbole -Isotopes <p>-Conservation de l'élément au cours des transformations chimiques</p>	2h
<ul style="list-style-type: none"> ☛ Interpréter une suite de réactions chimiques en terme de conservation d'un élément. 	<ul style="list-style-type: none"> ☛ Qu'est ce qui se conserve au cours d'une réaction chimique ? ☛ Qu'est ce qu'on entend par une eau lourde ? ☛ Montrer expérimentalement la conservation d'un élément (par exemple le cuivre ou le fer sous forme atomique ou ionique) au cours d'une transformation chimique. ☛ Cycle naturel du carbone, de l'azote,... 	<p>1-2. L'élément chimique</p> <ul style="list-style-type: none"> -Caractérisation d'un élément chimique par un numéro atomique et un symbole -Isotopes <p>-Conservation de l'élément au cours des transformations chimiques</p>	2,5h
<ul style="list-style-type: none"> ☛ Répartir les électrons de quelques éléments. ☛ Distinguer les électrons de la couche externe de ceux des couches internes. ☛ Dénumbrer les électrons de la couche externe. ☛ Appliquer la règle du « duet » et de l'octet. 	<ul style="list-style-type: none"> ☛ Comment se répartissent les électrons d'un atome ? 	<p>1-3. Un modèle de répartition des électrons d'un atome</p> <ul style="list-style-type: none"> - Répartition des électrons en différentes couches (ou niveaux d'énergie) appelées K,L,M -Répartition des électrons pour les éléments de Z compris entre 1 et 18 	1h
<ul style="list-style-type: none"> ☛ Donner la représentation de Lewis de quelques molécules. 	<ul style="list-style-type: none"> ☛ Comment expliquer la formation des édifices chimiques ? 	<p>2. De l'atome aux édifices chimiques</p> <p>2-1. Les règles du « duet » et de l'octet : énoncés et applications à quelques ions monoatomiques</p> <p>2-2. Formation des molécules H_2, Cl_2, H_2O, NH_3, O_2, C_2H_4, C_2H_2, O_3</p> <ul style="list-style-type: none"> -La liaison covalente : <ul style="list-style-type: none"> • définition • covalence symétrique • covalence dissymétrique -Notion d'électronégativité, polarité de la liaison 	1h
<ul style="list-style-type: none"> ☛ Donner la représentation de Lewis des ions NH_4^+ et H_3O^+. ☛ Citer quelques exemples de composés ioniques. 	<ul style="list-style-type: none"> ☛ Comment expliquer la formation des édifices chimiques ? 	<p>2-3. Formation des ions NH_4^+ et H_3O^+.</p> <p>2-4. Les composés ioniques :</p> <ul style="list-style-type: none"> -Exemples -La liaison ionique 	3h
<ul style="list-style-type: none"> ☛ Exploiter le tableau périodique pour dégager la notion de famille. ☛ Retrouver la charge de quelques ions monoatomiques. ☛ Retrouver le nombre de liaisons que peuvent établir les éléments de chacune des familles de carbone, de l'azote, de l'oxygène et du fluor. 	<ul style="list-style-type: none"> ☛ Le nombre d'éléments chimiques contenus dans l'Univers est-il illimité ? ☛ Comment Mendeleïev a-t-il procédé pour établir sa classification ? ☛ Activités documentaires : <ul style="list-style-type: none"> - histoire de la découverte de quelques éléments ; - étude de la démarche de Mendeleïev. 	<p>3. Classification périodique des éléments</p> <p>3.1. Classification périodique des éléments</p> <ul style="list-style-type: none"> -La démarche de Mendeleïev pour établir sa classification, son génie, ses erreurs. -Les critères actuels de la classification : le nombre de charge Z et le nombre d'électrons de la couche externe. <p>3.2. Utilisation de la classification périodique.</p> <ul style="list-style-type: none"> -Familles chimiques(alcalins, gaz rares, halogènes). -Symboles des ions monoatomiques -Variation de l'électronégativité. 	1h
			2,5h

Leçon 1 : Un modèle de l'atome

Objectifs

L'élève sera capable de :

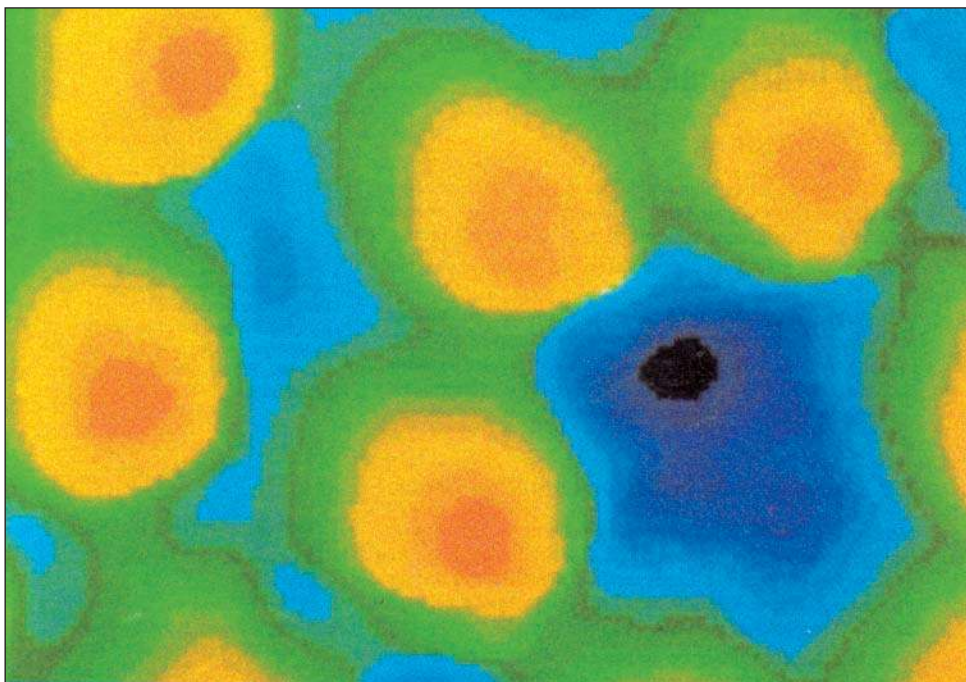
- ✿ citer les constituants du noyau ;
- ✿ indiquer les caractéristiques des particules constituant l'atome ;
- ✿ vérifier l'électroneutralité d'un atome ;
- ✿ utiliser le symbole A_ZX pour représenter symboliquement un atome.

Prérequis

- ✿ Notion de charge électrique.
- ✿ Constituants de l'atome : noyau et électrons.
- ✿ Electroneutralité des atomes.
- ✿ Symboles de quelques atomes.

Un modèle est une représentation de la réalité. Cette représentation élaborée progressivement à partir des observations permet d'interpréter certains phénomènes réels et d'en prévoir les conséquences. L'expérience, permet de valider le modèle, de l'améliorer ou de le rejeter. Un modèle est donc en évolution permanente car de nouvelles découvertes sont susceptibles de le mettre en défaut.

Les philosophes Grecs Démocrite et Leucippe De Millet sont les premiers à énoncer que toute substance est composée de très petites entités, non perçues par les sens et insécables : **les atomes**.



Un cristal de silicium, vu au microscope à effet tunnel, semble constitué par un assemblage de boules.

- ✿ Cherchons un modèle simple permettant de décrire l'atome.

Un modèle de l'atome

I. Structure de l'atome

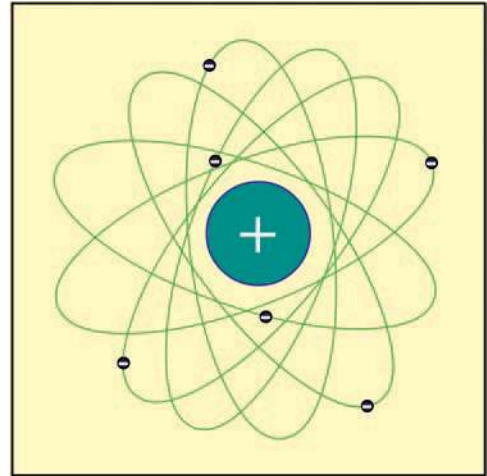
Quels sont les constituants de l'atome ?

Au XIX^e siècle, J.J Thomson découvre l'un des constituants de l'atome : l'électron et E. Rutherford met en évidence la structure lacunaire de l'atome en découvrant le noyau.

L'atome est donc composé :
d'un noyau chargé positivement et d'électrons chargés négativement en mouvement autour du noyau.

Le schéma ci-contre illustre un modèle simple de l'atome **qui n'est en aucune manière une représentation fidèle de la réalité.**

En particulier, les particules ne sont pas semblables à des billes et l'échelle n'est pas respectée.



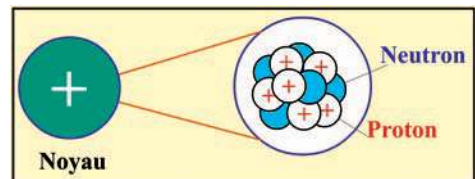
Un modèle simple de l'atome

II. Le noyau atomique

Quels sont les constituants du noyau ?

Bien qu'il soit extrêmement petit, le noyau de l'atome est constitué de particules élémentaires appelées nucléons : les protons et les neutrons.

Le schéma ci-contre illustre une représentation du noyau atomique.



Représentation schématique du noyau

II-1. Les protons

Le proton est une particule chargée positivement ; sa charge électrique q_p appelée charge élémentaire est égale à $q_p = e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

La masse du proton m_p est très faible. Elle est égale à $m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

Les protons de tous les noyaux sont identiques, ils ne diffèrent d'un atome à un autre que par leur nombre.

Remarque

La charge élémentaire e est la plus petite charge électrique qu'il est possible d'envisager et par suite toute charge électrique est un multiple entier de cette charge élémentaire.

II-2. Les neutrons

Comme son nom l'indique, le neutron est une particule non chargée.

La masse d'un neutron m_n est voisine de celle du proton. Elle est égale à

$$m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg.}$$



James Chadwick
(1891-1974)

Physicien fut surtout connu pour sa découverte, en 1932, de l'une des particules fondamentales de la matière : **le neutron.**

II-3. Caractéristiques des nucléons

Le tableau ci-dessous résume les caractéristiques des nucléons :

Particule	Charge électrique (en C)	Masse (en kg)
Proton	$e = 1,6 \cdot 10^{-19}$	$m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27}$
Neutron	0	$m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27}$

Remarque

Pour effectuer des calculs peu précis de la masse d'un noyau ou d'un atome on peut prendre pour les protons et les neutrons une masse approximative de valeur égale à $m_p \approx m_n$ égale à $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

III. Les électrons

III-1. Caractéristiques

C'est Josef John Thomson qui a mis en évidence en **1897** les électrons. L'électron porte une charge électrique q_e négative égale à l'opposée de la charge élémentaire : $q_e = -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

La masse de l'électron est extrêmement faible et vaut $9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

Elle est **1836** fois plus faible que celle du proton.

Les électrons de tous les atomes sont identiques, ils ne diffèrent que par leur nombre.

Dans l'état fondamental le nombre d'électrons est égal au nombre **Z** de protons contenus dans le noyau.



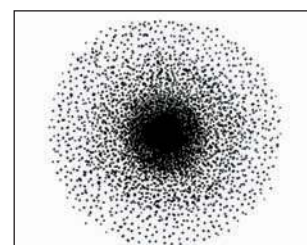
Josef John Thomson.
(1856-1940)

Remarque

La masse de l'électron est négligeable.

III-2. Nuage électronique

Les électrons sont animés d'un mouvement très rapide et désordonné pour lequel il est impossible de définir une trajectoire de forme précise. L'ensemble des positions occupées par l'électron forme le nuage électronique qui est d'autant plus dense que la probabilité de rencontrer l'électron est grande.

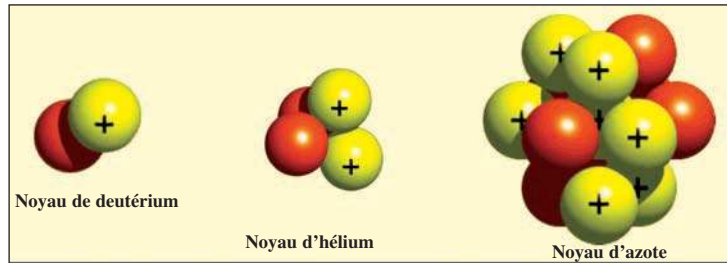


Nuage électronique de l'atome d'hydrogène

IV. Nombre de charge et nombre de masse

Qu'est ce qui différencie un noyau d'un autre ?

On considère les trois noyaux représentés par la figure ci-contre et dont la composition est indiquée dans le tableau suivant :



Type de noyau	Nombre de nucléons	Nombre de protons	Nombre de neutrons
Noyau de deutérium	2	1	1
Noyau d'hélium	4	2	2
Noyau d'azote	14	7	7

On constate que les trois noyaux n'ont pas la même composition puisqu'ils ont des protons et des neutrons en nombres différents.

IV-1. Caractéristiques d'un noyau

Un noyau est caractérisé par :

a. Nombre de charge

Le nombre de charge Z d'un noyau est égal au nombre de protons que contient ce noyau.

Comment déterminer la charge électrique d'un noyau ?

Un noyau contenant Z protons a une charge électrique égale à la somme des charges des protons qui le composent. Comme tous les protons sont identiques et ont la même charge électrique élémentaire e alors, la charge q d'un noyau contenant Z protons sera égale à :
 $q_{\text{noyau}} = Z.e.$

b. Nombre de masse

Le nombre de masse est noté A . Il représente le nombre de nucléons. Il est donc égal à la somme du nombre de protons Z et du nombre de neutrons N : $A = Z + N$.

Pourquoi A est-il appelé nombre de masse ?

La masse d'un noyau constitué de Z protons et de $(A - Z)$ neutrons est donnée par la relation :
 $m_{\text{noyau}} = Z.m_p + (A - Z).m_n$.

Comme les masses du proton et du neutron sont pratiquement égales on aura :

$$m_{\text{noyau}} = Z.m_p + (A - Z).m_p = A.m_p = A.1,67.10^{-27} \text{ kg.}$$

La masse des électrons étant beaucoup plus faible que celle du noyau on peut considérer que la masse de l'atome est proche de celle de son noyau.

On a donc $m_{\text{atome}} = A.1,67.10^{-27} \text{ kg}$. La masse molaire atomique est pratiquement égale

$M = A.1,67.10^{-27}.N$ avec N : le nombre d'Avogadro tel que $N = 6,02.10^{23}$. Par suite :

$$M = A.1,67.10^{-27}.6,02.10^{23} \text{ kg} \approx A.10^{-3} \text{ kg} \approx A \text{ g.}$$

On constate donc que le nombre de masse A est approximativement égal à la valeur de la masse molaire atomique exprimée en grammes.

C'est pour cette raison que A est appelé nombre de masse.

Le nombre de masse A est approximativement égal à la valeur de la masse molaire atomique exprimée en grammes.

IV-2. Symbole d'un noyau

Comment symboliser un noyau ?

Le nombre de masse A et le nombre de charge Z permettent de connaître la composition du noyau. Ces deux nombres suffisent à caractériser parfaitement un noyau.

On représente un noyau par le symbole X de l'atome correspondant en précisant à gauche du symbole et en indice le nombre de charge Z et en exposant et à gauche le nombre de masse A :



X : symbole de l'atome correspondant

A : nombre de masse

Z : nombre de charge du noyau

Exemples

Noyau de l'atome X	Nombre de charge Z	Nombre de masse A	Symbole du noyau
Noyau d'hélium	2	4	${}^4_2\text{He}$
Noyau d'aluminium	13	27	${}^{27}_{13}\text{Al}$
Noyau du fer	26	56	${}^{56}_{26}\text{Fe}$
Noyau du sodium	11	23	${}^{23}_{11}\text{Na}$
Noyau du carbone	6	12	${}^{12}_6\text{C}$

L'ESSENTIEL

- ◆ L'atome est constitué d'un noyau central, chargé positivement, autour duquel se trouvent des électrons en mouvement.
- ◆ L'atome est électriquement neutre.
- ◆ La masse de l'atome est essentiellement concentrée dans son noyau.
- ◆ Le noyau renferme des particules appelées nucléons : les protons et les neutrons.
- ◆ Le proton est une particule de charge positive égale à $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ et de masse m_p égale à $m_p = 1,6727 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.
- ◆ Le neutron est une particule de charge nulle et de masse m_n égale à $m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.
- ◆ L'électron est un constituant universel de la matière. Il est chargé négativement, sa charge est égale à $-e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.
- ◆ Le nombre de charge ou numéro atomique Z est égal au nombre de protons.
- ◆ Le nombre de masse A est égal au nombre de nucléons.
- ◆ Le nombre de neutrons dans un noyau est égal à $N = A - Z$.
- ◆ Le nombre d'électrons de l'atome dans l'état fondamental est égal au nombre Z de protons dans le noyau.
- ◆ ${}^A_Z X$ représente symboliquement le noyau ou l'atome.

Naviguons sur Internet

- ◆ <http://voyage.in2p3.fr/atome.html>
- ◆ <http://perso.wanadoo.fr/guy.chaumeton/2d04ch.htm>
- ◆ <http://www.cea.fr/fr/pedagogie/Atome/atomes.html>
- ◆ <http://thenif.chez.tiscali.fr/studieu/chimie/chimie.htm>
- ◆ <http://holvoet.free.fr/Voyage/structure/globalConnaissance.htm>

EXERCICE RÉSOLU

ENONCÉ

- Donner la représentation symbolique :
 - du noyau de magnésium Mg sachant que l'atome de magnésium possède 12 électrons et que son noyau renferme en plus des protons, 12 neutrons ;
 - du noyau de potassium K sachant que l'atome de potassium possède 19 électrons et que le noyau renferme 40 nucléons ;
 - du noyau d'uranium U sachant qu'il renferme 143 neutrons et que le nombre de protons dans ce noyau est inférieur de 51 au nombre de neutrons.
- Préciser les nombres de protons, de neutrons et d'électrons des atomes symbolisés par : $^{14}_6\text{C}$; ^1_1H ; $^{63}_{29}\text{Cu}$.

SOLUTION

- Cas du magnésium :

Il y a 12 électrons autour du noyau cela signifie qu'il y a 12 protons dans le noyau car l'atome est électriquement neutre. Donc $Z = 12$.
Soit A le nombre de nucléons :
 $A = N + Z = 12 + 12 = 24$.
Le symbole sera : $^{24}_{12}\text{Mg}$.
 - Cas du potassium :

Le nombre d'électrons dans l'atome est égal au nombre de protons dans le noyau donc le nombre de protons est $Z = 19$.
Le nombre de nucléons A est égal à 40, donc le nombre de masse A est égal à $A = 40$.
Le symbole du potassium est $^{40}_{19}\text{K}$.
 - Cas de l'uranium :

Le nombre de protons Z étant inférieur de 51 au nombre de neutrons N, cela signifie que
 $Z = N - 51 = 143 - 51 = 92$.
Le nombre de masse $A = N + Z = 143 + 92 = 235$,
le symbole est $^{235}_{92}\text{U}$.

2.

Atome	Nombre de protons	Nombre d'électrons	Nombre de neutrons
$^{14}_6\text{C}$	6	6	8
^1_1H	1	1	0
$^{63}_{29}\text{Cu}$	29	29	34

Commentaire et point méthode

- ◆ La connaissance du nombre de neutrons et de protons permet de déterminer le nombre de nucléons.
- ◆ La connaissance de Z et A ainsi que du symbole de l'atome suffit pour représenter le noyau.
- ◆ De la relation $A = Z + N$ on peut déterminer soit A soit Z soit N.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions à choix multiples

Choisir et recopier sur le cahier d'exercices la (ou les) bonne(s) réponse(s).

- La charge d'un électron est :
 - $-1,6 \cdot 10^{+19} \text{C}$;
 - $1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$;
 - $-1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$.
- La particule non chargée de l'atome est :
 - Le proton.
 - Le neutron.
 - L'électron.
- Les deux particules constituant l'atome et ayant des masses voisines sont :
 - Le proton et l'électron.
 - Le proton et le neutron
 - L'électron et le neutron.
- On représente symboliquement un noyau ou un atome par : ${}^Z_A X$; ${}_Z^A X$; X^Z_A ; $A X_Z$.

B. Répondre par vrai ou faux

Recopier les phrases suivantes sur le cahier d'exercices et répondre par vrai ou faux.

- Le nombre de charge est par définition égal au nombre de protons dans le noyau.
 - Le nombre de charge est par définition égal au nombre d'électrons dans l'atome isolé.
 - Le nombre de masse est noté Z.
 - Le nombre de masse est par définition égal au nombre de nucléons dans le noyau.
 - Le nombre de masse est égal à la valeur de la masse de l'atome exprimée en gramme.
 - Le nombre de neutrons dans un noyau est toujours égal au nombre de protons.
- Le noyau d'un atome de sodium renferme 11 protons :
 - Le nombre d'électrons autour du noyau est égal à 11.
 - Le nombre de nucléons dans le noyau de cet atome est égal à 11.
- Le noyau du silicium représenté par ${}^{28}_{14}\text{Si}$ contient :
 - 14 protons ;
 - 28 neutrons ;
 - 14 électrons ;
 - 28 nucléons.

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

On donne :

masse du proton $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$;

masse du neutron $m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$;

masse de l'électron $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$;

charge du proton $q_p = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$;

charge de l'électron $q_e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Exercice n° 1

- Calculer le nombre nécessaire d'électrons pour former une masse de 1 g.
- Comparer ce nombre au nombre total d'étoiles dans l'univers (environ égal à 10^{21}).

Exercice n° 2

Calculer la valeur approchée de la masse d'un atome de zinc ($Z = 30$ et $A = 65$).

Exercice n° 3

L'atome de cuivre possède 29 électrons et 63 nucléons.

1. Quelle est la charge totale des électrons ?
2. En déduire la charge du noyau de l'atome de cuivre Cu ainsi que le nombre de protons dans le noyau.
3. Quel est alors le nombre de charge de cet atome ?
4. Donner la représentation symbolique de cet atome et de son noyau.

Exercice n° 4

On considère les atomes suivants :

- Calcium (Ca) : 20 protons et 40 nucléons.
- Oxygène (O) : 8 protons et 16 nucléons.
- Chlore (Cl) : 17 protons et 37 nucléons.

Donner pour chaque atome :

1. la représentation symbolique ;
2. le nombre d'électrons et de neutrons.

Exercice n° 5

L'atome de fer Fe possède 26 protons et 56 nucléons.

1. Donner la représentation symbolique de l'atome.
2. Calculer le nombre de neutrons dans le noyau.
3. Calculer une valeur approchée de la masse de l'atome.
4. Calculer le nombre d'atomes de fer contenus dans un échantillon de masse 1 g.

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n° 1

Reproduire et compléter le tableau suivant :

Atome	Symbole de l'atome	Nombre de protons	Nombre d'électrons	Nombre de nucléons	Nombre de neutrons	Représentation symbolique
1	Ni	28	•	59	•	•
2	•	•	18	•	•	$^{40}_{18}\text{Ar}$
3	•	•	•	•	•	$^{24}_{12}\text{Mg}$

Exercice n° 2

L'iode symbolisé par I possède 127 nucléons.

La charge de son noyau est $q = 8,48 \cdot 10^{-18} \text{ C}$.

1. Quel est le nombre de charge (ou numéro atomique) Z de cet atome ?
2. Calculer le nombre de neutrons dans son noyau.
3. Quel est le nombre d'électrons de l'atome d'iode ?
4. Donner la représentation symbolique de l'atome d'iode.
5. Calculer une valeur approchée de la masse de l'atome d'iode.
6. Quel est le nombre d'atomes d'iode contenu dans un échantillon de masse $m = 20 \text{ g}$?
7. Calculer la masse d'une mole d'atomes d'iode.

On donne : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $m_p = m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; nombre d'Avogadro $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$.

Exercice n° 3

On donne les symboles des atomes suivants : ${}^{48}_{22}\text{Ti}$; ${}^{80}_{35}\text{Br}$.

1. Donner la composition du noyau de chaque atome.
2. Calculer la charge du noyau de chaque atome.
3. Calculer une valeur approchée de la masse de chaque atome.
4. On donne les rayons atomiques de Ti et de Br : $r_{\text{Ti}} = 1,36 \cdot 10^{-10}$ m et $r_{\text{Br}} = 1,14 \cdot 10^{-10}$ m.
 - a. Calculer le rapport des rayons des atomes $\frac{r_{\text{Ti}}}{r_{\text{Br}}}$.
 - b. Si on suppose que l'atome de titane Ti est représenté par un ballon de volley-ball de diamètre 21 cm, par quel ballon parmi les suivants peut-on représenter l'atome de brome Br ?

Ballon	Tennis	Hand -ball	football	Basketball
Diamètre en cm	6,5	17,5	22	24

Savoir plus

I. Les grandes étapes de l'évolution du modèle atomique

✿ Dès 420 avant JC, Démocrite (philosophe grec) avait l'intuition de l'existence des atomes et invente leur nom ("atomos" en grec qui signifie insécable).

✿ En 1808, John DALTON pensait qu'un atome était comme un bloc de matière compact, une sorte de minuscule boule de billard. Il annonçait sa théorie atomique selon laquelle :

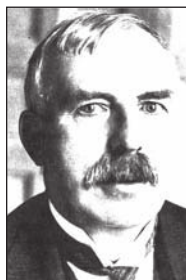
- La matière est composée de particules infiniment petites et indivisibles appelées atomes. Tous les atomes d'un même élément sont identiques ; ils possèdent les mêmes propriétés et ils ont la même masse. Les atomes d'éléments différents ont des propriétés et des masses différentes.
- Dans les réactions chimiques, les atomes se combinent dans des rapports simples pour former de nouveaux composés.



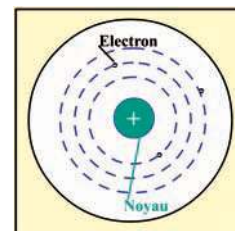
John Dalton
(1766-1844)

✿ En 1897, le physicien THOMSON découvrit que les atomes contenaient des particules portant une charge négative. Ces particules furent par la suite appelées électrons. Thomson imagina que « l'atome est une sphère remplie d'une substance électrique positive et fourrée d'électrons négatifs ».

✿ Au début du XXe siècle Rutherford mit en évidence la structure lacunaire de la matière. Il supposa que l'atome est comparable au système planétaire solaire où les électrons tournent autour d'un noyau positif comme les planètes tournent autour du soleil. La force électrique attractive remplace la force d'attraction exercée par le Soleil sur les planètes.



Ernest Rutherford
(1871-1937)

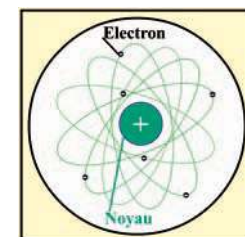


Modèle de Rutherford
(1911)

✿ En 1913, Niels Bohr (élève de Rutherford), perfectionna le modèle de Rutherford et proposa un autre modèle pour décrire l'atome d'hydrogène. Les électrons sont en mouvement autour du noyau selon des orbites circulaires stables, appelées niveaux d'énergie.



Niels Bohr
(1885-1962)



Modèle de Bohr
(1913)

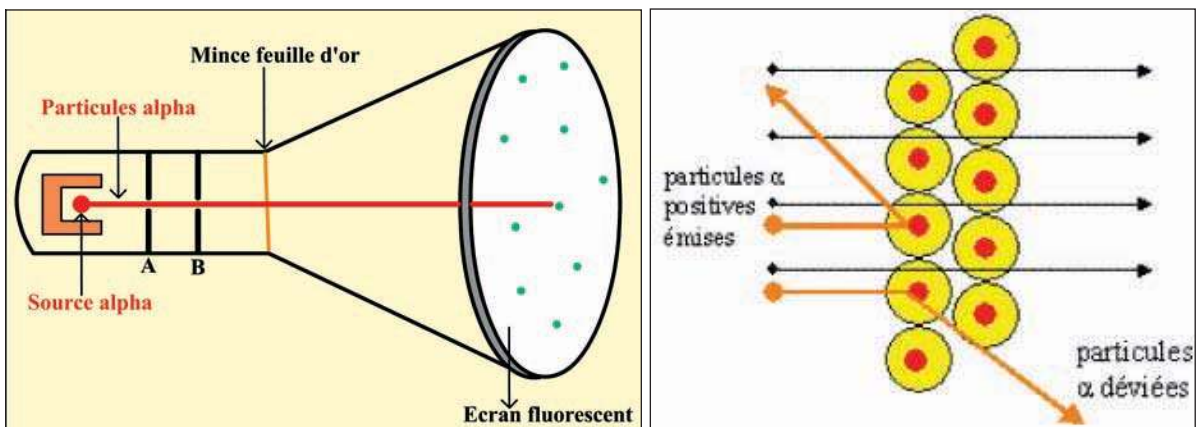
✿ Au fil des découvertes et des perfectionnements de l'instrumentation, certains faits expérimentaux ne peuvent pas être expliqués avec l'ancienne théorie. Par exemple, l'électron de l'atome d'hydrogène est en mouvement rapide et incessant autour du noyau si bien qu'on ne peut pas déterminer avec exactitude l'endroit où il se trouve, d'où le modèle probabiliste où l'espace autour du noyau peut être occupé par l'électron. Cet espace forme le nuage électronique de l'atome.

II. Expérience de Rutherford

De 1909 à 1911, Rutherford élaborait un modèle pour l'atome en se basant sur sa célèbre expérience qui lui a permis de mettre en évidence le noyau atomique et proposa un modèle pour l'atome inspiré du système planétaire.

Description de l'expérience

On bombarde une feuille d'or d'environ $0,6 \cdot 10^{-6}$ m d'épaisseur placée dans une enceinte à vide par un faisceau de particules alpha (particules chargées positivement).



Constatations

On constate que la grande majorité des particules alpha traversent la feuille d'or sans être déviées. Seul un nombre très faible de ces particules alpha (presque une sur cent milles) sont fortement déviées.

Interprétations de l'expérience de Rutherford

Toute particule alpha qui passe au voisinage de la partie centrale de l'atome (appelée noyau) est fortement déviée et par suite, elle est repoussée par ce noyau atomique. Or la répulsion électrostatique ne peut avoir lieu qu'entre deux corps chargés de même signe. Donc le noyau de l'atome est chargé positivement. D'autre part les particules alpha non déviées et qui constituent la grande majorité des particules incidentes ne rencontrent pas d'obstacle matériel en traversant la feuille d'or. Cela montre que l'or est constitué principalement du vide : c'est la structure lacunaire de la matière.

Leçon 2 : L'élément chimique

Objectifs

L'élève sera capable de :

- préciser la notion d'élément chimique ;
- interpréter la conservation de l'élément au cours des transformations chimiques ;
- caractériser un élément chimique par un numéro atomique et un symbole ;
- préciser la notion d'isotopie ;
- citer quelques exemples d'isotopes.

Prérequis

- Structure de l'atome.
- Structure du noyau.
- Nombre de masse et nombre de charge.
- Représentation symbolique d'un noyau et d'un atome.
- Réaction chimique.
- Equation chimique.
- Ion monoatomique.



- Ces objets, d'aspects différents, ont-ils quelque chose en commun ?

L'élément chimique

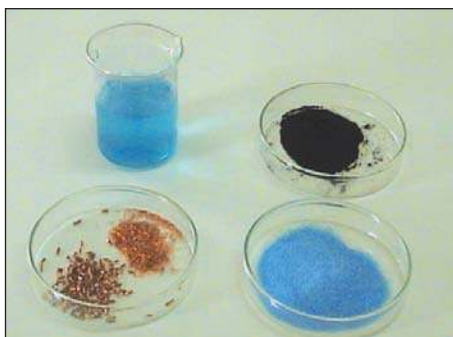
I. Notion d'élément chimique

Qu'est ce qu'un élément chimique ?

I-1. Exemple : l'élément cuivre

Les photos ci-contre représentent :

- des copeaux de cuivre qui est un métal de couleur rouge ;
- du sulfate de cuivre (II) hydraté qui se présente sous forme de cristaux de couleur bleue ;
- une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) ;
- de l'oxyde de cuivre (II) qui se présente sous forme de poudre noire.



Ces composés présentent des aspects différents.
Peuvent-ils avoir quelque chose de commun ?

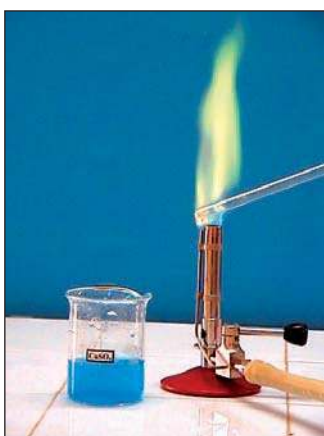
I-2. Mise en évidence expérimentale

a. Expériences

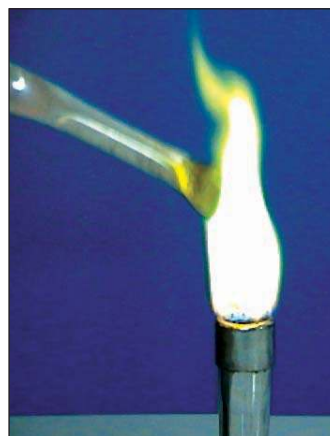
Présentons à la flamme d'un bec bunsen des fils ou des copeaux de cuivre ou une baguette de verre préalablement trempée dans une solution de sulfate de cuivre (II) ou bien une spatule contenant de l'oxyde de cuivre (II).



Présentation des fils de cuivre à la flamme d'un bec bunsen



Baguette de verre préalablement trempée dans une solution de sulfate de cuivre (II) présentée à la flamme d'un bec bunsen



Spatule contenant de l'oxyde de cuivre (II) présentée à la flamme d'un bec bunsen

b. Observation

Une coloration verte apparaît à travers la flamme du bec bunsen avec chacune des substances précédentes.

c. Interprétation

L'obtention de la coloration verte de la flamme avec chacune des substances précédemment étudiées prouve qu'elles ont quelque chose en commun.

L'analyse chimique de ces substances montre qu'elles contiennent du cuivre. Le cuivre commun à ces substances est appelé élément chimique.

Dans le métal cuivre, l'élément chimique cuivre existe à l'état atomique Cu. Dans la solution de sulfate de cuivre (II), l'élément cuivre existe à l'état d'ions cuivre (II) Cu^{2+} .

Dans l'oxyde de cuivre (II), l'élément chimique cuivre existe aussi sous forme d'ions Cu^{2+} associés avec l'ion oxyde O^{2-} .

L'atome de cuivre Cu et l'ion Cu^{2+} ont des noyaux identiques et un nombre d'électrons différent.

L'atome de cuivre Cu et l'ion Cu^{2+} ont le même nombre de charge Z.

d. Conclusion

A tout élément chimique correspond une seule valeur du nombre de charge ou numéro atomique Z.

I-3. Définition d'un élément chimique

Les atomes et les ions ayant le même nombre de charge Z correspondent à un même élément chimique.

II. Conservation de l'élément au cours des transformations chimiques

Qu'est ce qui se conserve au cours d'une réaction chimique ?

Activités expérimentales

II-1. Réaction de l'acide chlorhydrique sur le fer

a. Expérience

Dans un tube à essais contenant du fer en poudre ou sous forme de paille, versons quelques millilitres d'une solution d'acide chlorhydrique.

b. Observations

Le fer se dissout et la réaction produit un dégagement de gaz qui produit une légère détonation en présence d'une flamme.

La solution obtenue donne un précipité vert en présence de soude.



Action de l'acide chlorhydrique sur le fer

c. Interprétation

Le gaz qui produit une petite détonation est le dihydrogène H_2 .

Le précipité vert est l'hydroxyde de fer (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Sa formation prouve que la réaction entre le fer et la solution d'acide chlorhydrique forme entre autres des ions fer (II) Fe^{2+} .

L'équation chimique de la réaction observée est :



Pour Fe et l'ion Fe^{2+} le noyau a la même composition. Il en est de même pour H^+ et l'hydrogène dans H_2 .

On en conclut qu'un atome libre ou associé a le même noyau et que la composition du noyau n'est pas modifiée au cours d'une réaction chimique. Par ailleurs comme Fe et Fe²⁺ correspondent à un même élément chimique le fer et H⁺ et l'hydrogène dans H₂ correspondent à l'élément chimique hydrogène on en déduit que les éléments chimiques se conservent au cours d'une réaction chimique.

II-2. Réaction de l'hydroxyde de sodium avec une solution de chlorure de fer (II)

a. Expérience

Dans un tube à essais contenant quelques millilitres d'une solution de chlorure de fer (II), versons quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium.

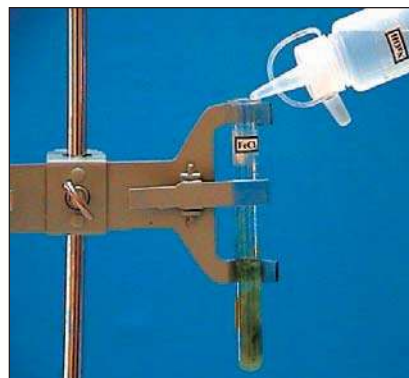
b. Observations

Il se forme un précipité vert.

c. Interprétation

Le précipité vert obtenu est l'hydroxyde de fer (II) de formule Fe(OH)₂.

C'est un solide qui résulte de l'association des cations Fe²⁺ et des anions OH⁻.



Réaction de l'hydroxyde de sodium sur une solution de chlorure de fer (II)

L'équation chimique de la réaction observée est : $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$

Au cours de la transformation de Fe²⁺ en Fe(OH)₂ le noyau du fer n'a pas changé.

On en conclut qu'un ion libre ou associé a le même noyau et que la composition du noyau n'est pas modifiée au cours d'une réaction chimique.

II-3. Réaction du zinc avec une solution de chlorure de fer (II)

a. Expérience

Dans un bêcher contenant une solution de chlorure de fer (II), introduisons une lame de zinc bien décapée.



Lame de zinc plongée dans une solution de chlorure de fer (II) : avant la réaction



Lame de zinc plongée dans une solution de chlorure de fer (II) : après la réaction

b. Observations

Après quelques minutes, on observe la formation d'un dépôt gris-noir qui recouvre la lame de zinc. La couleur initiale de la solution s'atténue progressivement et disparaît ensuite.

c. Interprétation

Le dépôt gris-noir formé sur la lame de zinc est du fer métallique Fe.

La disparition de la coloration de la solution prouve que les ions Fe^{2+} ont réagi. La réaction donne entre autres des ions zinc Zn^{2+} . Ces ions peuvent être mis en évidence par l'addition de soude sur la solution incolore obtenue pour donner un précipité blanc d'hydroxyde de zinc $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

L'équation chimique de la réaction observée est : $\text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{Zn}(\text{sd}) \longrightarrow \text{Fe}(\text{sd}) + 2\text{Cl}^- + \text{Zn}^{2+}$

Pour Fe et l'ion Fe^{2+} le noyau a la même composition. Il en est de même pour l'ion Zn^{2+} et Zn.

On en conclut que la composition du noyau d'un atome ou d'un ion n'est pas modifiée au cours d'une réaction chimique. Par ailleurs comme Fe et Fe^{2+} correspondent à un même élément chimique le fer et Zn et Zn^{2+} correspondent à l'élément chimique zinc on en déduit que les éléments chimiques se conservent au cours d'une réaction chimique.

Les éléments chimiques présents dans les réactifs avant une transformation chimique se retrouvent après cette transformation dans les produits : on dit que les éléments chimiques se conservent au cours d'une transformation chimique.

III. Caractérisation d'un élément chimique

Par quoi est caractérisé un élément chimique ?

III-1. Numéro atomique

Comme l'élément chimique est un concept qui regroupe les atomes dont les noyaux renferment le même nombre Z de protons indépendamment du nombre de neutrons, la connaissance du nombre de charge Z suffit pour caractériser l'élément chimique.

Ce nombre Z s'appelle aussi numéro atomique de l'élément chimique.

III-2. Symbole d'un élément chimique

Les symboles chimiques des atomes déjà vus en 1ère année sont aussi les symboles des éléments chimiques correspondants.

Ces symboles sont constitués soit par la première lettre écrite en majuscule soit par la première lettre suivie d'une seconde lettre écrite en minuscule du nom français ou du nom latin ou d'une autre appellation de l'élément.

Exemples

Numéro atomique Z	Nom de l'élément	Symbole de l'élément
1	Hydrogène	H
2	Hélium	He
6	Carbone	C
20	Calcium	Ca
17	Chlore	Cl
29	Cuivre	Cu
7	Azote	N
11	Sodium	Na
8	Oxygène	O
9	Fluor	F
26	Fer	Fe
16	Soufre	S

Un élément est caractérisé par son symbole et son numéro atomique Z.

IV. Notion d'isotopes

IV-1. Qu'est ce qu'on entend par une eau lourde ?

Une molécule d'eau est constituée à partir d'un atome d'oxygène et deux atomes d'hydrogène. Il en est de même pour une molécule d'eau lourde. Mais, la masse d'une mole d'eau lourde est supérieure à celle de l'eau pure ordinaire de 10 % environ. A quoi est due cette différence ?

L'atome d'hydrogène dans l'eau ordinaire a un noyau constitué d'un seul proton ${}^1_1\text{H}$, l'atome d'hydrogène (deutérium) dans l'eau lourde a un noyau avec un neutron et un proton ${}^2_1\text{H}$.

Le deutérium et l'hydrogène correspondent à un même élément chimique : l'hydrogène.

Deux atomes de deutérium peuvent former, avec un atome d'oxygène, une molécule d'eau.

Comme les neutrons ont une masse approximativement égale à celle du proton, la masse d'une molécule d'eau lourde est supérieure à celle de l'eau ordinaire.

Cela explique la différence entre les masses molaires de l'eau lourde et de l'eau ordinaire et justifie l'appellation d'eau lourde.

Les noyaux d'hydrogène ayant des nombres de neutrons différents sont appelés isotopes de l'élément hydrogène. L'hydrogène possède trois isotopes naturels ${}^1_1\text{H}$; ${}^2_1\text{H}$ et ${}^3_1\text{H}$ dont deux sont en proportions très faibles.

Isotope	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
Proportion	99,985 %	0,015 %	traces

IV-2. Définition des isotopes

Les isotopes d'un élément chimique sont les atomes dont les noyaux ont le même nombre de charge Z et un nombre de masse A différent. Cette différence est due au nombre de neutrons.

Exemples

Dans le tableau suivant on donne les isotopes naturels de quelques éléments chimiques et leurs proportions :

Elément	Carbone			Oxygène			Chlore		Uranium		
Isotopes naturels	$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}$	$^{16}_8\text{O}$	$^{17}_8\text{O}$	$^{18}_8\text{O}$	$^{35}_{17}\text{Cl}$	$^{37}_{17}\text{Cl}$	$^{234}_{92}\text{U}$	$^{235}_{92}\text{U}$	$^{238}_{92}\text{U}$
Proportions	98,90 %	1,10 %	traces	99,76 %	0,04 %	0,20 %	75,77 %	24,23 %	0,006 %	0,714 %	99,28 %

La masse molaire atomique d'un élément constitué de plusieurs isotopes est la moyenne pondérée des masses molaires de ses isotopes.

Exemple

Pour le cuivre on a les isotopes $^{63}_{29}\text{Cu}$ et $^{65}_{29}\text{Cu}$ avec les proportions respectives

69,17 % et 30,83 %. La masse molaire du cuivre est :

$$M = \frac{69,17 \times 63}{100} + \frac{30,83 \times 65}{100} = 63,616 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Remarque

Cette valeur est voisine de la masse molaire réelle du cuivre qui vaut $63,54 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ car dans ce calcul on n'a tenu compte que des isotopes 63 et 65 du cuivre.

IV-3. Propriétés des isotopes

Les isotopes d'un même élément ont-ils les mêmes propriétés ?

Les isotopes d'un même élément possèdent la même structure électronique. Leurs propriétés chimiques sont identiques. Cependant la légère différence de masse de leur noyau fait que leurs propriétés physiques sont légèrement différentes.

Remarque

Pour différencier les isotopes d'un élément chimique on ajoute au nom de l'élément le nombre total de ses nucléons : on parle alors du carbone 12, du carbone 13 et du carbone 14.

L'ESSENTIEL

- ◆ L'élément chimique correspond à l'ensemble des atomes et des ions possédant le même nombre de protons Z dans leurs noyaux.
- ◆ Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique Z et par un symbole.
- ◆ Au cours d'une transformation chimique, il y a conservation des éléments chimiques.
- ◆ Les isotopes d'un même élément chimique sont les noyaux qui ont le même nombre de protons et des nombres de neutrons différents.

Naviguons sur Internet

- ◆ http://chimie.scola.ac-paris.fr/sitedechimie/intro_chimie/intro/elem_chi.htm
- ◆ <http://www.sciences.fundp.ac.be/webosciences/chimie/fichesderevision/revision1/element.htm>
- ◆ <http://www.lenntech.com/français/tableau-periodique.htm>
- ◆ http://www.encyclopedie-enligne.com/e/el/element_chimique.html
- ◆ http://doucet.maxime.free.fr/Physique/cours/atome_element.htm
- ◆ <http://holvoet.free.fr/Voyage/structure/globalConnaissance.htm>

EXERCICE RÉSOLU

ENONCÉ

Il existe deux isotopes du chlore renfermant respectivement dans leur noyau 18 et 20 neutrons. Le numéro atomique de l'élément chlore est $Z = 17$.

1. Représenter les isotopes du chlore.
2. Combien d'électrons possède l'atome de chlore ?
3. Calculer la valeur approchée de la masse d'une mole de chacun des isotopes de chlore.
Comment expliquer la valeur de la masse molaire atomique du chlore : $M_{\text{Cl}} = 35,45 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
4. Calculer la proportion de chacun des isotopes du chlore.

On donne :

La masse du proton est égale à celle du neutron : $m_p = m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

Nombre d'Avogadro : $\mathcal{N} = 6,02 \cdot 10^{23}$.

SOLUTION

1. Le numéro atomique de l'élément chlore est $Z = 17$ ce qui correspond au nombre de protons de l'atome de chlore.
-Le noyau du premier atome de chlore contient $N_1 = 18$ neutrons et son nombre de nucléons est $A_1 = Z + N_1 = 17 + 18 = 35$ ce qui correspond à la représentation ${}_{17}^{35}\text{Cl}$.
-Le noyau du deuxième atome de chlore contient $N_2 = 20$ neutrons et son nombre de nucléons est $A_2 = Z + N_2 = 17 + 20 = 37$ ce qui correspond à la représentation ${}_{17}^{37}\text{Cl}$.
2. Le numéro atomique de l'élément chlore est $Z = 17$ par suite l'atome de chlore possède 17 électrons autour de son noyau.
3. La valeur approchée de la masse d'une mole de chaque isotope s'obtient :
 $M({}_{17}^{35}\text{Cl}) = \mathcal{N} \cdot 35 \cdot m_p \approx 35 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $M({}_{17}^{37}\text{Cl}) = \mathcal{N} \cdot 37 \cdot m_p \approx 37 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
La valeur $35,45 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ de la masse molaire atomique du chlore s'explique par le fait que l'élément chlore existe dans la nature sous forme d'un mélange isotopique de ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ et ${}_{17}^{37}\text{Cl}$.

Commentaire et point méthode

- ◆ Utiliser la relation $A = Z + N$.
- ◆ Le numéro atomique Z donne le nombre d'électrons de l'atome.
- ◆ La masse approchée d'une mole d'atomes est $M = \mathcal{N} \cdot A \cdot m_p$

4. Soit x et y les proportions de $^{35}_{17}\text{Cl}$ et de $^{37}_{17}\text{Cl}$ dans le chlore naturel.

$$M = \frac{x \cdot 35}{100} + \frac{y \cdot 37}{100} = 35,45 \text{ g.mol}^{-1}$$

D'autre part on a : $x + y = 100 \%$.

La résolution de ce système d'équations à deux inconnues donne $x = 77,5 \%$ et $y = 22,5 \%$.

Ces valeurs signifient que pour un échantillon contenant 1000 atomes de chlore naturel on a 775 atomes de chlore 35 et 225 atomes de chlore 37.

Remarque

En réalité les proportions dans le chlore naturel sont $x = 75,77 \%$ et $y = 24,23 \%$.

◆ La masse molaire atomique d'un élément constitué de plusieurs isotopes est la moyenne pondérée des masses molaires de ses isotopes.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

Répondre sur le cahier d'exercices aux questions suivantes :

1. Par quoi est caractérisé un élément chimique ?
2. Comment représente-t-on un élément chimique ?
3. Que signifie «les éléments chimiques se conservent au cours d'une transformation chimique »?

B. Questions à choix multiples

Choisir et recopier sur le cahier d'exercices la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1. Les atomes d'oxygène symbolisés par : ${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{17}_8\text{O}$; ${}^{18}_8\text{O}$
 - a. sont des isotopes ;
 - b. correspondent à un même élément chimique ;
 - c. ont le même numéro atomique ;
 - d. ont le même nombre de protons ;
 - e. ont le même nombre de neutrons ;
 - f. ont le même nombre de nucléons.
2. Les atomes de sodium et de magnésium symbolisés respectivement par ${}^{23}_{11}\text{Na}$ et ${}^{23}_{12}\text{Mg}$:
 - a. sont des isotopes ;
 - b. correspondent à un même élément chimique ;
 - c. ont le même numéro atomique ;
 - d. ont le même nombre de masse.

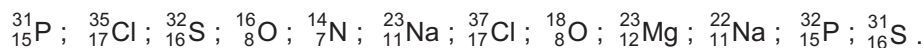
UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Exercice n° 1

Indiquer, parmi les symboles suivants : FE ; Na ; N ; mg ; aU ; c ; Cl, ceux qui sont écrits correctement pour symboliser un élément chimique.

Exercice n° 2

On donne la liste des atomes suivants :



1. Combien y a-t-il d'éléments chimiques dans cette liste ?
2. Quels sont les atomes isotopes dans cette liste ?

Exercice n° 3

Sachant que :

- les fils de connexion dans les montages électriques sont en cuivre ;
- certaines médailles sont en bronze (alliage de cuivre et d'étain) ;
- les solutions aqueuses de sulfate de cuivre sont bleues à cause de la présence des ions cuivre (II).

Qu'est ce qui est commun à ces différents échantillons de matière ?

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n° 1

L'acide phosphorique de formule brute H_3PO_4 participe à la composition de certaines boissons gazeuses.

1. Quels sont les éléments chimiques qui constituent l'acide phosphorique ?
2. Donner la représentation symbolique de chacun des atomes suivants sachant que :
 - P a 15 protons et 16 neutrons ;
 - O a 8 protons et 8 neutrons ;
 - H a 1 proton et 0 neutron.

Exercice n° 2

L'oxyde de cuivre (II) peut être formé par la réaction du cuivre avec le dioxygène.

La réaction du carbone avec cet oxyde dégage un gaz qui trouble l'eau de chaux et forme un dépôt rouge de cuivre.

1. Ecrire et ajuster les équations des réactions chimiques mises en jeu.
2. Quelles sont les entités chimiques qui contiennent :
 - a. l'élément oxygène ?
 - b. l'élément cuivre ?
 - c. l'élément carbone ?

Exercice n° 3

On considère les isotopes du fer dont le nombre de neutrons est égal à 28 ; 30 ; 31 et 32 respectivement. Les proportions relatives de ces isotopes sont 5,8 % ; 91,8 % ; 2,1 % et 0,3 % respectivement.

1. Donner la représentation symbolique de chacun des ces isotopes sachant que le numéro atomique du fer est égal à 26.
2. Calculer le nombre d'atomes de chaque isotope contenu dans un échantillon de fer renfermant 1000 atomes.
3. Quel est l'isotope le plus abondant ?
4. Calculer la masse molaire atomique du fer.

Savoir plus

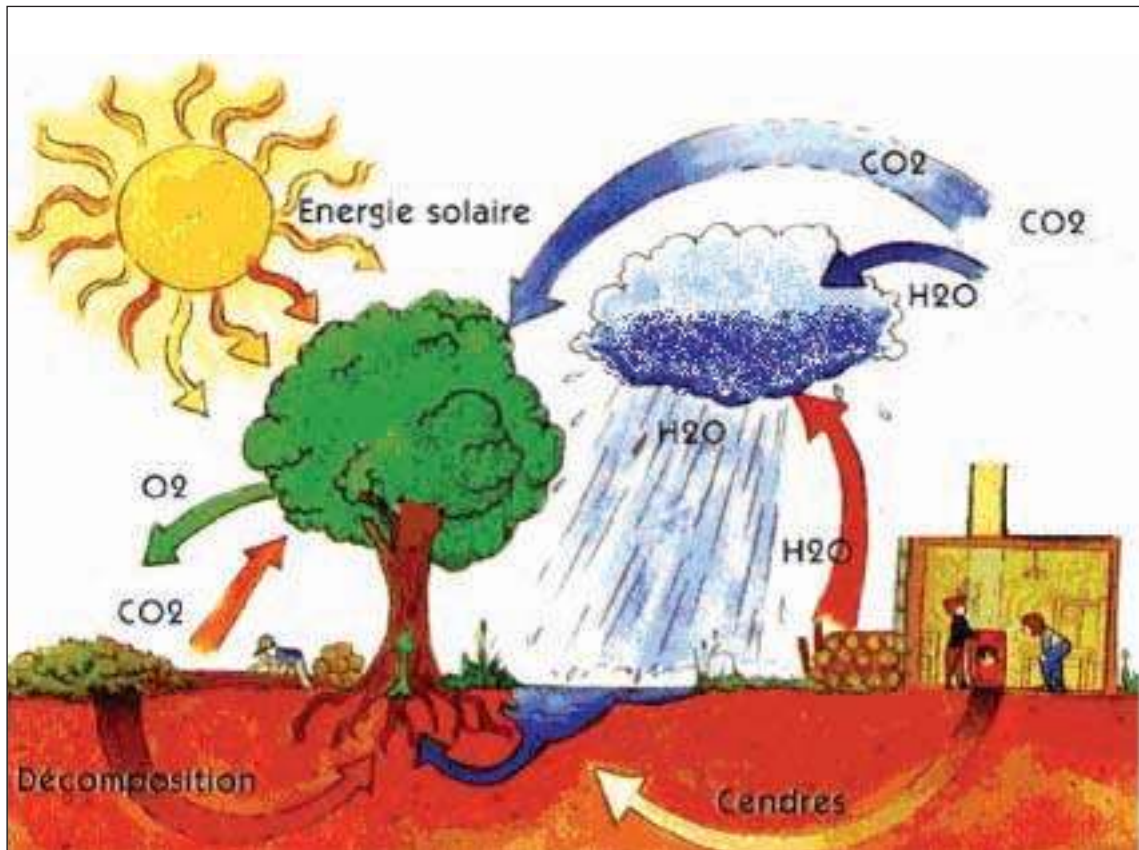
I. Le cycle du carbone

Le dioxyde de carbone rejeté dans l'atmosphère par la respiration des êtres vivants, par les usines ou par la combustion du bois, du charbon, du pétrole ou du gaz naturel est assimilé par les feuilles des plantes.

En présence de la lumière solaire, les plantes transforment le dioxyde de carbone et l'eau véhiculée par la sève en glucide et en dioxygène. C'est la photosynthèse chlorophyllienne.

Par fossilisation les glucides se transforment en combustibles (coke, charbon, etc..) dont la combustion reproduit le dioxyde de carbone.

Ainsi s'instaure **le cycle de carbone**. Ce cycle naturel est perturbé par l'utilisation croissante de combustibles fossiles (charbon, pétrole et gaz naturel).



II. Le cycle de l'azote

Dans la nature, les principaux réservoirs de l'élément azote sont : l'air, les plantes et le sol. Dans l'air l'élément azote se trouve sous forme de diazote gazeux N₂ qui à quelques exceptions n'est pas directement assimilable par les plantes. Les plantes absorbent leurs besoins d'azote par leurs racines sous forme d'ions nitrate NO₃⁻ et d'ammonium NH₄⁺ dissous dans l'eau du sol.

Lorsqu'une plante meurt, l'azote contenu dans la matière végétale retourne dans le sol et se décompose graduellement pour libérer les ions ammonium NH₄⁺ qui se transforment en ions nitrates NO₃⁻. Ces deux formes peuvent être absorbées de nouveau par les végétaux.

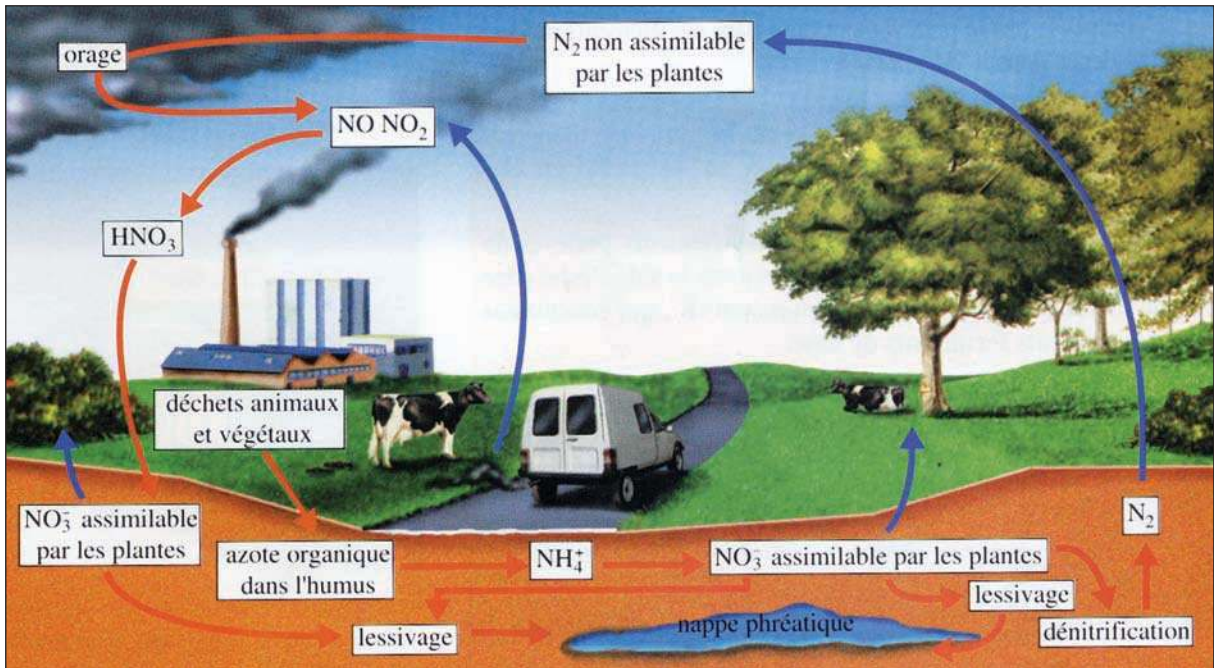
Certaines plantes appelées légumineuses tels que la luzerne, les fèves, les pois, les haricots possèdent, sur leurs racines, des nodosités dans lesquelles vivent des bactéries qui sont capables d'absorber le diazote atmosphérique N₂ pour le convertir en forme assimilable par les plantes.

En général, l'air constitue la principale source de l'élément azote. Il existe deux principales voies de conversion de N_2 inerte en forme assimilable par les plantes :

- La voie industrielle qui convertit le diazote en engrais azotés à base d'ions ammonium et nitrate.
- La voie biologique qui consiste à faire fixer le diazote N_2 par les légumineuses grâce à des bactéries qui sont capables de transformer le diazote en ions ammonium et nitrate qui sont assimilables par les végétaux.

La décomposition des déchets organiques qui contiennent l'élément azote peut, à l'abri de l'air, produire aussi le gaz diazote qui s'échappe du sol et retourner dans l'air.

Ainsi s'établit **le cycle de l'azote** .



Leçon 3 : Un modèle de répartition des électrons d'un atome

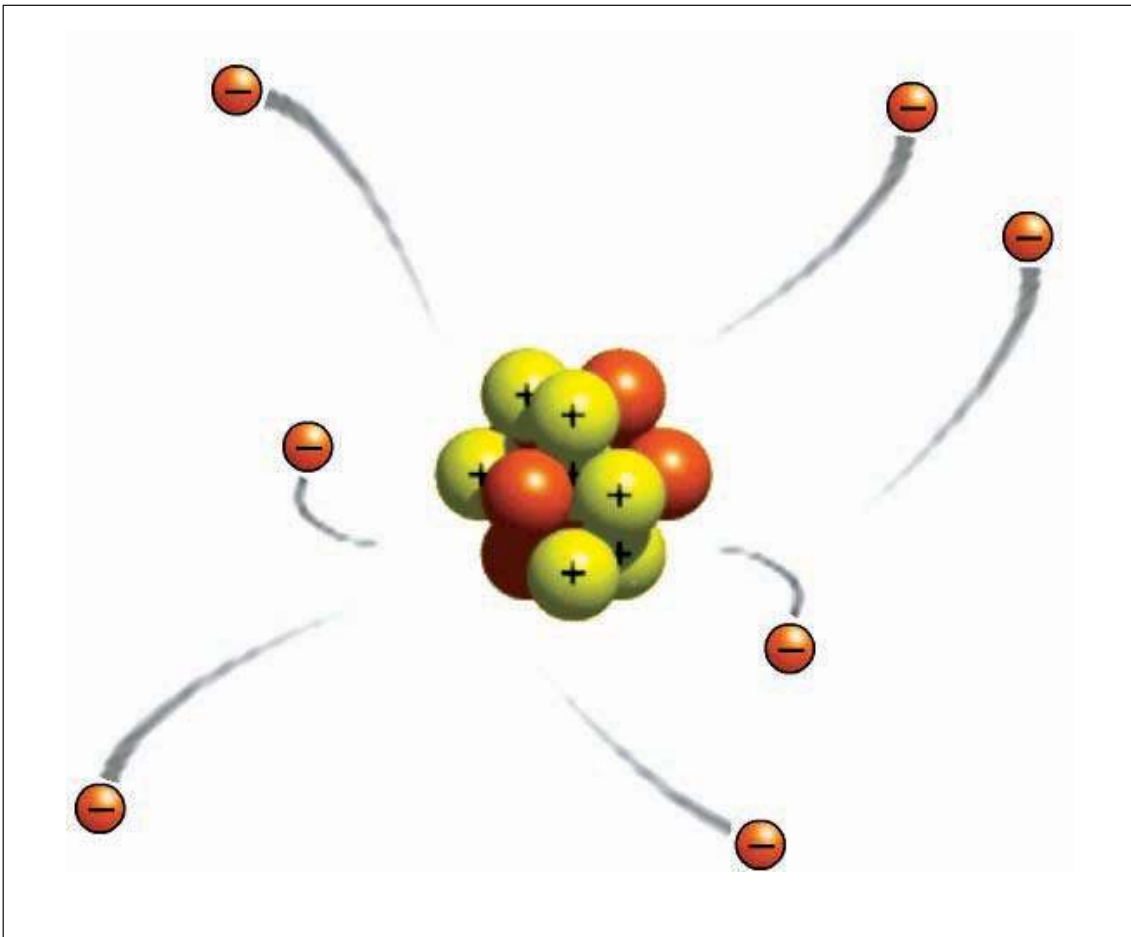
Objectifs

L'élève sera capable de:

- répartir les électrons de quelques éléments (atomes, ions monoatomiques) ;
- distinguer les électrons de la couche externe de ceux des couches internes ;
- dénombrer les électrons de la couche externe.

Prérequis

- Numéro atomique ou nombre de charge.
- Electroneutralité de l'atome.
- Ion monoatomique.
- Élément chimique.



- Les électrons sont-ils également liés au noyau ?
- Qu'est ce qu'une couche électronique ?
- Dans quel ordre se remplissent les couches ?

Un modèle de répartition des électrons d'un atome

I. Répartition des électrons d'un atome

Entre le noyau et les électrons s'exercent des forces électrostatiques d'attraction. Les électrons sont plus ou moins liés au noyau.

Pour arracher un électron, il faut fournir de l'énergie. L'expérience montre que cette énergie n'est pas la même pour tous les électrons d'un même atome. Certains électrons sont plus faciles à arracher que d'autres.

Comment se répartissent alors les électrons d'un atome ?

Les électrons sont répartis sur des couches ou niveaux d'énergies n désignés conventionnellement par les lettres K, L, M, N, ...

n	1	2	3	4	...
Couche	K	L	M	N	...

I-1. Règles de remplissage des couches électroniques

Quelles règles doit-on respecter pour répartir les électrons dans les couches électroniques ?

Pour obtenir la structure de l'atome dans l'état fondamental, on remplit les couches électroniques précédentes en respectant les deux règles de remplissage suivantes:

a. Première règle

Chaque niveau n d'énergie ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons égal à $2n^2$.

Le niveau d'énergie le plus bas correspond à $n = 1$ ensuite, on trouve dans l'ordre le niveau $n = 2$ puis le niveau $n = 3$...

La première couche désignée par la lettre **K** peut contenir au maximum **2** électrons. Ces électrons sont les plus proches du noyau et les plus attirés par lui.

La deuxième couche ou couche **L** est entièrement remplie par **8** électrons.

La troisième couche ou couche **M** est entièrement remplie par **18** électrons.

b. Deuxième règle

Pour les **18** premiers éléments, la répartition des électrons dans les différentes couches électroniques s'effectue en commençant par la couche **K**, lorsque celle-ci est saturée à deux électrons c'est la couche **L** qui est remplie et ainsi de suite.

Remarque

Dans le cas où la répartition des électrons dans les différentes couches électroniques vérifie les deux règles de remplissage, on dit que l'atome est dans son état fondamental ou son état le plus stable.

I-2. Exemple

L'atome de soufre S possède 16 électrons dans son nuage électronique, sa structure électronique est obtenue en plaçant :

- deux électrons sur la couche K ;
- huit électrons sur la couche L ;
- six électrons sur la couche M.

Remarque

Une couche est dite saturée si elle est remplie par le nombre maximum d'électrons qu'elle peut contenir.

Pour l'exemple précédent les couches K et L sont saturées.

II. Représentation schématique des couches électroniques

Comment représente-t-on les couches électroniques ?

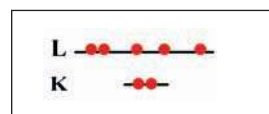
II-1. Représentation des couches électroniques ou niveaux d'énergie par des traits horizontaux

Les couches électroniques sont représentées schématiquement par des traits horizontaux et chaque électron est représenté par un point.

II-2. Exemples

L'atome d'azote ${}^{14}_7\text{N}$ possède 7 électrons répartis comme suit :

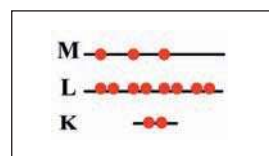
- deux électrons sur la couche K ;
- cinq électrons sur la couche L.



Répartition électronique de l'atome d'azote

L'atome d'aluminium ${}^{27}_{13}\text{Al}$ possède 13 électrons répartis comme suit :

- deux électrons sur la couche K ;
- huit électrons sur la couche L ;
- trois électrons sur la couche M.



Répartition électronique de l'atome d'aluminium

Remarque

On peut représenter la structure électronique (ou configuration électronique) d'un atome par une formule électronique. Pour cela on écrit les lettres des couches occupées affectées chacune d'un exposant écrit en haut et à droite, indiquant le nombre d'électrons sur chaque couche.

Exemples

Les formules électroniques de l'azote et de l'aluminium sont :

N : $(\text{K})^2(\text{L})^5$; Al : $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^3$.

III. Electrons de valence

On appelle électrons de valence, les électrons de la couche externe de l'atome. Les électrons apparaissent sous forme de doublets et d'électrons célibataires.

Pour l'atome d'azote N, on dénombre 5 électrons de valence, pour l'atome d'aluminium, on trouve 3 électrons de valence.

Les électrons de la dernière couche sont les plus éloignés du noyau. Ils sont donc les moins retenus. Ce sont les électrons qui interviennent dans les réactions chimiques.

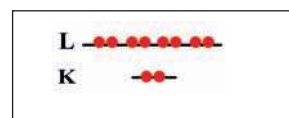
IV. Répartition des électrons d'un ion simple

Pour déterminer la structure électronique d'un ion simple on applique les mêmes règles de remplissage que pour les atomes ; seul le nombre d'électrons varie.

Exemples

– La formule électronique de l'ion fluorure F^- est : $(K)^2(L)^8$.

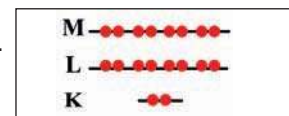
La structure électronique de l'ion fluorure F^- est :



Répartition électronique de l'ion fluorure F^-

– La formule électronique de l'ion potassium K^+ est : $(K)^2(L)^8(M)^8$.

La structure électronique de l'ion potassium K^+ est :



Répartition électronique de l'ion potassium K^+

L'ESSENTIEL

- ◆ Les électrons d'un atome se répartissent dans des couches électroniques ou niveaux d'énergie notés K, L, M, N...
- ◆ Une couche électronique ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons.
- ◆ Le nombre maximum d'électrons est égal à 2 pour la couche K, 8 pour la couche L, 18 pour la couche M.
- ◆ Une couche contenant le nombre maximum d'électrons est dite saturée.
- ◆ Les électrons de la dernière couche sont appelés électrons de valence.
- ◆ Donner la structure électronique d'un atome consiste à indiquer le nombre d'électrons dans les différentes couches. Cette structure peut être représentée soit par un schéma soit par une formule électronique.
- ◆ Pour déterminer la structure électronique d'un ion simple on applique les mêmes règles que pour les atomes.

Naviguons sur Internet

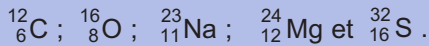
◆ <http://www.sciences.fundp.ac.be>

◆ <http://doucet.maxime.free.fr/Physique/cours/cortegeelectronique.htm>

EXERCICE RÉSOLU

ENONCÉ

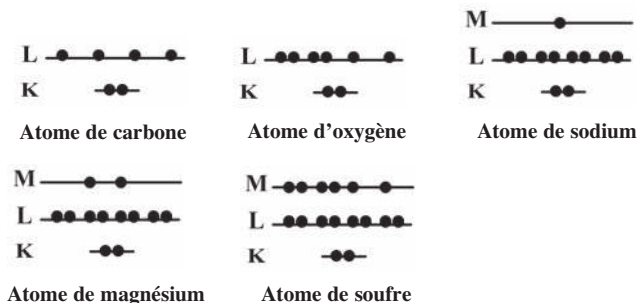
On considère les atomes suivants:



- Quels sont parmi les atomes précédents ceux qui ont :
 - pour structure électronique: $(\text{K})^2(\text{L})^4$; $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^2$; $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^6$?
 - le même nombre d'électrons de valence ?
- Représenter pour chacun des atomes proposés les couches électroniques et les électrons qu'elles contiennent.
- Donner la structure électronique des ions : O^{2-} ; Na^+ ; Mg^{2+} . Conclure ?

SOLUTION

- Pour la structure électronique $(\text{K})^2(\text{L})^4$: on a $Z = 2 + 4 = 6$ ce qui correspond à l'atome de carbone C.
 Pour la structure électronique $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^2$:
 on a $Z = 2 + 8 + 2 = 12$ ce qui correspond à l'atome de magnésium Mg.
 Pour la structure électronique $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^6$:
 on a $Z = 2 + 8 + 6 = 16$ ce qui correspond à l'atome de soufre S.
 - Pour l'atome d'oxygène O, on a $Z = 8$ d'où sa structure électronique est : $(\text{K})^2(\text{L})^6$.
 Pour l'atome de soufre S, on a $Z = 16$ d'où sa structure électronique est : $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^6$.
 L'atome d'oxygène et l'atome de soufre possèdent 6 électrons sur leur couche externe.
- Représentation des couches électroniques des atomes et des électrons qu'elles contiennent :



3.

Ion	O^{2-}	Na^+	Mg^{2+}
Nombre d'électrons	10	10	10
Structure électronique	$(\text{K})^2(\text{L})^8$	$(\text{K})^2(\text{L})^8$	$(\text{K})^2(\text{L})^8$

Pour les ions O^{2-} ; Na^+ ; Mg^{2+} la couche externe est saturée à 8 électrons.

Commentaire et point méthode

- ◆ Savoir la signification de X, de A et de Z dans la représentation $\overset{A}{Z}\text{X}$ de chaque atome.
- ◆ Respecter les règles de remplissage des couches.
- ◆ Vérifier à la fin que le nombre total d'électrons sur les couches est égal à Z.
- ◆ Savoir que les électrons de valence sont les électrons de la couche externe.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

1. Recopier sur le cahier d'exercices et compléter le texte par les mots convenables.
Les électrons d'un atome se répartissent sur des Celles-ci sont désignées par des lettres,.....
Les électrons se répartissent d'abord dans la couche..... qui ne peut contenir que électrons, puis dans la couche..... qui ne peut contenir au maximum que électrons. Ensuite dans la couche
2. Répondre sur le cahier d'exercices par vrai ou faux.
 - a. L'atome de magnésium a 12 électrons, sa structure électronique est $(K)^2(L)^2(M)^8$.
 - b. Le niveau d'énergie correspondant à $n = 2$ est saturé avec 8 électrons.
 - c. Si deux atomes ont le même nombre d'électrons externes (ou de valence), ils auront la même structure électronique.

B. Questions à choix multiples

Choisir et recopier sur le cahier d'exercices la (ou les) bonne(s) réponse(s).

- a. Sur les couches K, L, M on peut placer :
 - un nombre infini d'électrons ;
 - le même nombre d'électrons ;
 - un nombre limité d'électrons pour chaque couche.
- b. Sachant que le nombre de charge de l'atome d'aluminium Al est $Z = 13$, la structure électronique de l'ion Al^{3+} dans son état fondamental est :
 - $(K)^2(L)^1$;
 - $(K)^2(L)^8(M)^3$;
 - $(K)^2(L)^8$.
- c. L'atome de sodium dont le numéro atomique est égal à 11 possède sur sa couche externe :
 - 11 électrons ;
 - 1 électron ;
 - 8 électrons.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Exercice n° 1

Un atome possède 7 électrons dans son cortège électronique .

1. Donner la répartition électronique de cet atome dans son état fondamental.
2. Préciser le nombre d'électrons de valence.

Exercice n° 2

La structure électronique du silicium est : $(K)^2(L)^8(M)^4$. Le noyau de cet atome possède 14 neutrons.

1. Quel est le numéro atomique du silicium ?
2. Combien d'électrons de valence possède l'atome de silicium ?
3. Donner la représentation symbolique de l'atome de silicium.

Exercice n° 3

Quelle est la configuration électronique des atomes suivants : 9_4B ; ${}^{27}_{13}Al$ et ${}^{31}_{15}P$?

Exercice n° 4

L'ion sulfure S^{2-} a un nombre de charge $Z = 16$.

1. Calculer le nombre d'électrons dans l'ion sulfure ?
2. Donner la structure électronique de cet ion.
3. Quel est le nombre d'électrons sur la couche externe de l'ion sulfure ? Cette couche est-elle saturée ou non ?

Exercice n° 5

1. Soit l'atome d'argon caractérisé par $Z = 18$ et $A = 40$.
 - a. Représenter la répartition électronique de cet atome.
 - b. Quel est le nombre d'électrons de valence (ou électrons externes) ?
 - c. Que peut-on dire de toutes les couches électroniques de cet atome ?
2. Le nombre de charge de l'atome de chlore Cl est $Z = 17$.
 - a. Donner la répartition des électrons de l'ion chlorure Cl^- dans son état fondamental.
 - b. Comparer la structure électronique de l'ion chlorure Cl^- à celle de l'argon.

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n° 1

Le numéro atomique du fluor est $Z = 9$.

1. Ecrire la structure électronique de l'atome de fluor.
2. Combien d'électrons externes (ou de valence) possède cet atome ?
3. Donner la structure électronique de l'ion F^- .
4. Que peut-on dire de la couche externe de cet ion ?

Exercice n° 2

Soient les atomes de sodium ${}_{11}^{23}\text{Na}$ et de magnésium ${}_{12}^{24}\text{Mg}$.

1. Ecrire les configurations électroniques des atomes de sodium et de magnésium.
2. Dédire les configurations électroniques des ions sodium Na^+ et magnésium Mg^{2+} .
3. Que peut-on dire de la couche externe de ces ions ?
4. Rechercher au moins un ion monoatomique négatif ayant la même configuration électronique que l'ion Na^+ .

Leçon 4 : De l'atome aux édifices chimiques

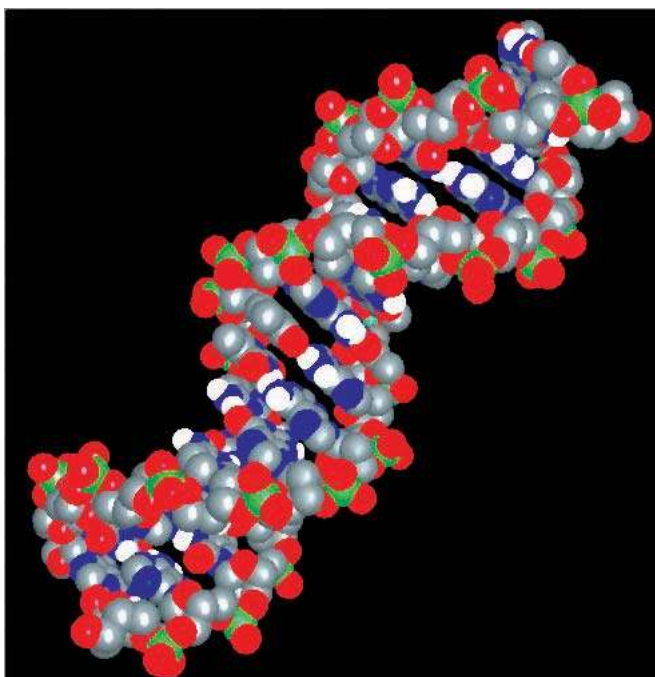
Objectifs

L'élève sera capable de:

- ☉ appliquer les règles du « duet » et de l'octet ;
- ☉ reconnaître la liaison covalente ;
- ☉ donner la représentation de Lewis de quelques molécules ;
- ☉ distinguer entre les électrons engagés dans les liaisons covalentes (doublets liants) et les électrons non engagés dans les liaisons (doublets non liants) ;
- ☉ donner la représentation de Lewis des ions NH_4^+ et H_3O^+ ;
- ☉ citer quelques exemples de composés ioniques.

Prérequis

- ☉ Structure électronique de l'atome.
- ☉ Ion simple.
- ☉ Notion d'élément chimique.



La représentation, à l'aide d'un ordinateur, de la structure d'une molécule complexe (ici l'ADN) permet de visualiser la disposition dans l'espace des différents atomes qui la constituent: carbone (en gris), hydrogène (en blanc), oxygène (en rouge), azote (en bleu) et phosphore (en vert).

- ☉ Quelles règles déterminent la formation et la structure des molécules ?
- ☉ Comment expliquer la formation des édifices chimiques ?

De l'atome aux édifices chimiques

I. Les règles du « duet » et de l'octet

I-1. Stabilité chimique des gaz rares

L'hélium He, le néon Ne et l'argon Ar sont des gaz rares monoatomiques qui ne réagissent presque pas avec les autres éléments. Ils présentent une dernière couche saturée à 2 électrons ou à 8 électrons.

On dit qu'ils sont chimiquement stables. Cette stabilité chimique est liée au nombre d'électrons sur leur couche externe.

Elément	hélium	néon	argon
Symbole	He	Ne	Ar
Numéro atomique : Z	2	10	18
Configuration électronique	(K) ²	(K) ² (L) ⁸	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

La stabilité des gaz rares est liée à la structure électronique de leur couche externe qui est saturée à 2 électrons (un « duet ») ou à 8 électrons (un octet).

I-2. Stabilité des entités chimiques

L'étude des réactions chimiques montre que les atomes ont tendance à s'associer entre eux pour former des molécules. Dans l'état associé les atomes sont beaucoup plus stables qu'à l'état isolé et chaque atome a tendance à compléter sa couche externe à 2 (duet) ou à 8 (octet) électrons.

Dans la molécule l'atome aura autour de lui le même nombre d'électrons externes que le gaz rare qui lui est le plus proche. Ainsi pour acquérir une plus grande stabilité chimique les atomes ont tendance à saturer leur couche électronique externe à 2 électrons (règle du duet) ou à 8 électrons (règle de l'octet).

I-3. Règles du « duet » et de l'octet

Pour acquérir une plus grande stabilité chimique, les atomes tendent à saturer leur couche électronique externe à deux électrons (règle du « duet ») ou à huit électrons (règle de l'octet).

I-4. Application de la règle du « duet » ou de l'octet aux ions monoatomiques

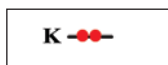
Un ion monoatomique est un atome ayant perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

En perdant ou en gagnant des électrons, les atomes ont tendance à compléter leur couche externe à 2 ou à 8 électrons.

Les ions se forment donc selon les règles du « duet » et de l'octet. L'application de ces règles permet de prévoir la charge et le symbole de la plus part des ions monoatomiques.

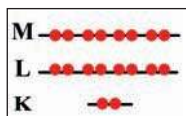
Exemples

-L'atome de lithium Li perd un électron, il donne l'ion lithium Li^+ dont la structure électronique est représentée ci-contre : Celui-ci comporte deux électrons sur sa couche externe. La règle du « duet » est vérifiée pour cet ion stable.



Structure électronique de l'ion Li^+

-L'atome de chlore gagne un électron, il donne l'ion chlorure Cl^- dont la structure électronique est représentée ci-contre : Celui-ci possède huit électrons sur sa couche externe. La règle de l'octet est satisfaite pour cet ion stable.



Répartition électronique de l'ion Cl^-

Atome Li (Z = 3)	Ion Li^+
$(\text{K})^2(\text{L})^1$	$(\text{K})^2$
Atome Cl (Z = 17)	Ion Cl^-
$(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^7$	$(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^8$

Configurations électroniques des atomes de lithium Li et de chlore Cl et des ions correspondants

II. La formation des molécules

II-1. La molécule

Les atomes s'associent pour former des édifices stables appelés molécules.

Une molécule est une entité électriquement neutre, formée d'un nombre limité d'atomes. Le nombre d'atomes d'une molécule est son atomicité. Une molécule est représentée par une formule qui indique la nature et le nombre des atomes qui la constituent.

Pour les corps simples la molécule est formée d'atomes identiques. **Exemples** : H_2 ; Cl_2 ...

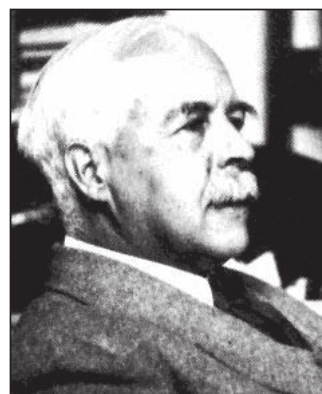
Pour les corps composés la molécule est formée d'atomes différents. **Exemples** : H_2O ; CH_4 ...

La stabilité d'une molécule est due à l'existence de liaisons chimiques entre les atomes qui constituent cette molécule.

Une liaison résulte généralement de la mise en commun de deux électrons de la couche externe des atomes.

Pour rendre compte de la structure d'une molécule on utilise soit des schémas appelés « schéma » ou « structure » de Lewis où chaque liaison est représentée par un tiret soit des modèles où l'atome est assimilé à une sphère.

Dans le modèle éclaté la liaison est représentée par une tige de longueur plus grande que le rayon de l'atome pour une meilleure disposition relative des atomes.



Gilbert Newton Lewis
(1875-1946)

Chimiste connu par sa théorie du partage d'électrons dans la liaison chimique.

Comment et pourquoi les atomes se lient-ils pour former des molécules ?

II-2. La liaison covalente

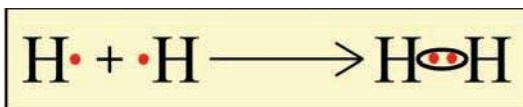
Quelles règles déterminent la formation et la structure des molécules ?

A. Constitution de la liaison de covalence simple

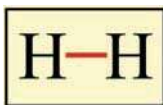
a. La molécule de dihydrogène H₂

La molécule de dihydrogène est formée de deux atomes d'hydrogène H. Chaque atome d'hydrogène (Z = 1) ne possède qu'un électron ; il lui en faut donc un de plus pour saturer sa couche externe.

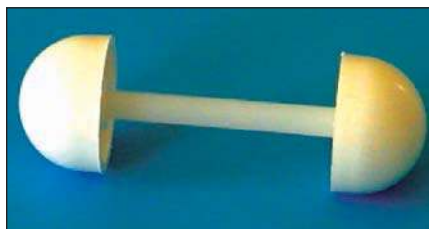
Les deux atomes d'hydrogène mettent en commun leurs deux électrons pour former un doublet, appelé doublet liant. Celui-ci assure le lien entre les deux atomes. Cette liaison est appelée liaison covalente ou liaison de covalence.



Le doublet liant est représenté par un tiret situé entre les symboles des deux atomes d'hydrogène. On obtient ainsi la représentation de Lewis de la molécule de dihydrogène.



Représentation de Lewis de la molécule de dihydrogène



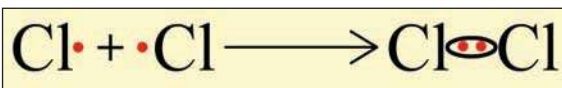
Modèle éclaté de la molécule H₂

Une fois la liaison établie, chaque noyau d'hydrogène dans H₂ a autour de lui deux électrons qu'il partage avec l'autre noyau. De ce fait chaque atome d'hydrogène semble avoir le même nombre d'électrons (deux) que l'hélium (Z = 2). La molécule H₂ est un exemple d'application de la règle du «duet ».

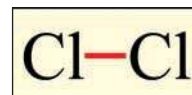
b. La molécule de dichlore Cl₂

La molécule de dichlore est formée de deux atomes de chlore Cl. Chaque atome de chlore (Z = 17) possède 7 électrons de valence. Il lui manque un seul électron pour saturer sa couche externe.

Pour former la molécule de dichlore les deux atomes de chlore mettent en commun un doublet d'électrons (doublet liant).



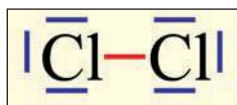
Le doublet liant est représenté par un tiret situé entre le symbole des deux atomes de chlore.



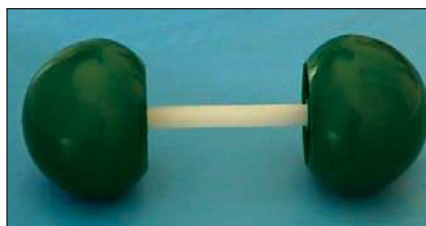
Cette représentation ne satisfait pas la règle de l'octet car les électrons externes du chlore n'ont pas été représentés.

Pour compléter la couche externe de l'atome de chlore on ajoute pour chaque atome les trois doublets qui lui appartiennent en propre et qui portent le nom de doublets non liants.

On obtient ainsi la représentation de Lewis de la molécule de dichlore.



Représentation de Lewis de la molécule de dichlore

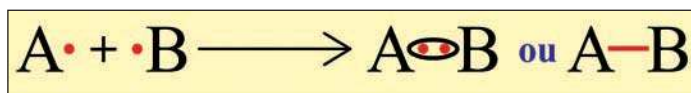


Modèle éclaté de la molécule Cl₂

Ainsi on constate qu'une fois la liaison établie, chaque atome de chlore semble avoir huit électrons externes. La molécule Cl₂ est un exemple d'application de la règle de l'octet.

c. Définition de la liaison covalente

On appelle **liaison covalente** ou de **covalence simple**, la **liaison établie par la mise en commun de deux électrons (doublet liant) entre deux atomes**.
Chaque atome apporte un seul électron à cette liaison.



d. Nombre de liaisons covalentes établies par un atome

Le nombre de liaisons covalentes que peut former un atome est égal au nombre d'électrons qu'il doit acquérir pour saturer sa couche externe à un octet d'électrons (ou un « duet » pour l'atome d'hydrogène).

Il existe des exceptions à cette règle.

Exemple de calcul du nombre de liaisons que peut établir un atome courant

Élément	Numéro atomique : Z	Structure électronique	p: nombre d'électrons de valence	n : nombre de liaisons n = 8-p (ou n = 2-p pour l'atome H)
Hydrogène : H	1	(K) ¹	1	1
Chlore: Cl	17	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	7	1
Oxygène : O	8	(K) ² (L) ⁶	6	2
Azote : N	7	(K) ² (L) ⁵	5	3
Carbone: C	6	(K) ² (L) ⁴	4	4

B. Application des règles du « duet » et de l'octet à la formation de quelques molécules simples

1. La molécule d'eau H₂O

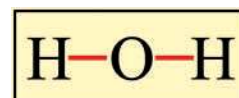
a. Formation de la molécule H₂O

La molécule d'eau H₂O est constituée d'un atome d'oxygène et de deux atomes d'hydrogène. L'atome d'oxygène possède six électrons de valence. Pour compléter sa couche externe à huit électrons, il va établir deux liaisons covalentes avec les deux atomes d'hydrogène.

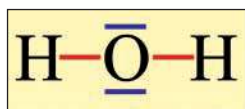
Molécule	H ₂ O		
	Hydrogène H (Z = 1)	Hydrogène H (Z = 1)	Oxygène O (Z = 8)
Nombre d'électrons de valence de l'atome	1	1	6
Nombre d'électrons à chercher dans l'association	1	1	2
Nombre d'électrons à mettre en commun	1	1	2
Nombre total d'électrons externes pour chaque atome après formation des liaisons	1 + 1 = 2	1 + 1 = 2	6 + 2 = 8

b. Représentation de Lewis de la molécule H₂O

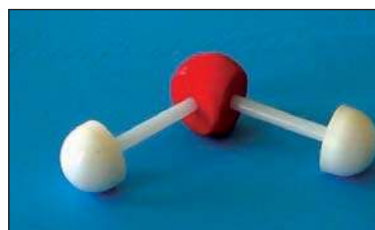
La représentation ci-contre met en évidence deux liaisons covalentes O-H de la molécule d'eau. Cette représentation vérifie la règle du « duet » pour les atomes d'hydrogène mais ne vérifie pas la règle de l'octet pour l'atome d'oxygène.



Pour compléter la couche externe de l'atome d'oxygène on ajoute deux doublets non liants. On obtient ainsi la représentation de Lewis de la molécule d'eau.



Représentation de Lewis de la molécule d'eau



Modèle éclaté de la molécule H₂O

2. Représentation de Lewis d'une molécule

Comment établir la représentation de Lewis d'une molécule ?

- Pour établir le schéma de Lewis d'une molécule sans difficulté on recommande :
- de déterminer d'abord le nombre total d'électrons de la couche externe de tous les atomes constituant cette molécule ;
 - de déterminer le nombre total de doublets en divisant le nombre d'électrons trouvé par deux ;
 - de répartir les doublets sur l'ensemble des atomes en faisant apparaître les doublets liants et non liants de façon à satisfaire les règles du « duet » pour l'hydrogène et de l'octet pour les autres atomes.

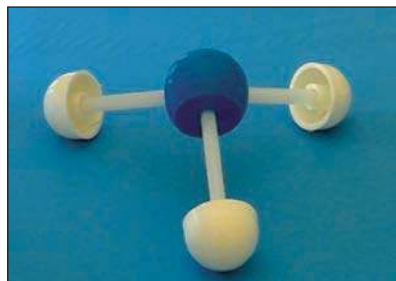
3. Formation et représentation de Lewis de la molécule d'ammoniac NH₃

La molécule d'ammoniac NH₃ est constituée d'un atome d'azote N et de trois atomes d'hydrogène H. L'atome d'azote possède cinq électrons de valence. Pour compléter sa couche externe à huit électrons il se lie à trois atomes d'hydrogène formant ainsi trois liaisons covalentes.

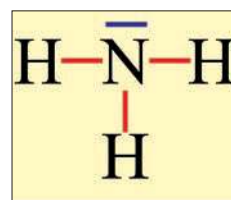
Pour trouver le schéma de Lewis de la molécule d'ammoniac appliquons la méthode proposée précédemment.

- L'atome d'azote possède cinq électrons de valence et l'atome d'hydrogène a un électron externe.
Le nombre total d'électrons à prendre en considération est égal à huit ($5 + 1 \times 3$).
- Le nombre total de doublets à représenter sur l'ensemble des atomes est égal à 4.
- La représentation de Lewis de la molécule NH₃ est :

Dans ce schéma on retrouve les trois liaisons N-H et le doublet non liant sur l'azote. La règle de l'octet est vérifiée pour l'atome d'azote et la règle du « duet » est vérifiée pour l'hydrogène.



Modèle éclaté de la molécule NH₃

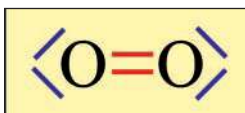


Représentation de Lewis de la molécule d'ammoniac

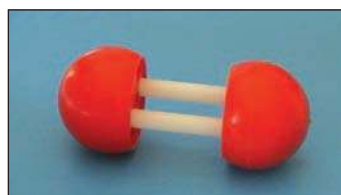
4. Formation et représentation de Lewis de la molécule de dioxygène O₂

La molécule de dioxygène O₂ est constituée de deux atomes d'oxygène O.

- L'oxygène a 6 électrons externes, le nombre total d'électrons à répartir sur l'ensemble de la molécule O₂ est égal à 12 : soit six doublets.
- Le schéma de Lewis est :



Représentation de Lewis de la molécule de dioxygène

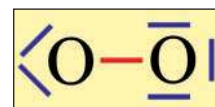


Modèle éclaté de la molécule O₂

Dans la molécule de O₂ les deux atomes d'oxygène mettent en commun deux paires d'électrons. On a l'habitude de dire qu'il existe entre ces deux atomes une double liaison.

Remarque

On aurait pu proposer pour la molécule O₂ le schéma de Lewis ci-contre : Cette structure est évidemment incorrecte car pour l'un des deux atomes d'oxygène la règle de l'octet n'est pas vérifiée.

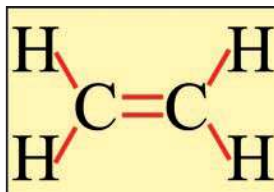


5. Formation et représentation de Lewis de la molécule d'éthène C_2H_4

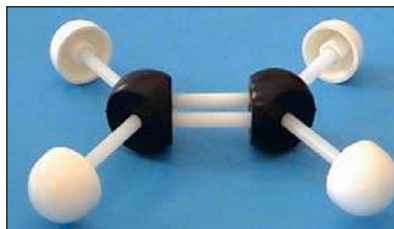
L'hydrogène a un électron externe et le carbone possède quatre électrons de valence.

Le nombre total n_t d'électrons des couches externes est égal à : $n_t = 4 \times 1 + 4 \times 2 = 12$ électrons, ce qui correspond à 6 doublets à répartir sur l'ensemble des atomes de la molécule C_2H_4 .

On a ainsi la représentation de Lewis suivante :



Représentation de Lewis de la molécule d'éthène



Modèle éclaté de la molécule de C_2H_4

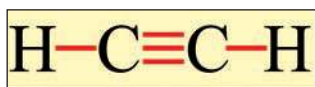
Dans la représentation finale on note que les deux atomes de carbone sont liés entre eux par deux liaisons qui résultent de la mise en commun de deux paires d'électrons. Il existe entre les deux atomes de carbone « une double liaison ».

La double liaison est la mise en commun de deux paires d'électrons entre deux atomes. Chaque atome participe avec deux électrons à cette liaison.

6. Formation et représentation de Lewis de la molécule d'éthyne C_2H_2

Le nombre total d'électrons à répartir sur l'ensemble des atomes de cette molécule est : $n_t = 2 \times 1 + 2 \times 4 = 10$ ce qui correspond à 5 doublets.

On a ainsi la représentation de Lewis suivante :



Représentation de Lewis de la molécule d'éthyne



Modèle éclaté de la molécule de C_2H_2

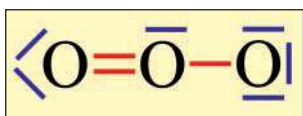
Dans ce cas les deux atomes de carbone sont liés entre eux par trois liaisons. On a l'habitude de dire qu'il existe entre ces deux atomes « une triple liaison ».

La triple liaison est la mise en commun de trois paires d'électrons entre deux atomes. Chaque atome participe avec trois électrons à cette liaison.

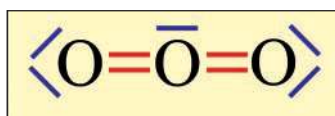
7. Formation et représentation de Lewis de la molécule d'ozone O_3

Le nombre total d'électrons à répartir sur l'ensemble des atomes de cette molécule est : $n_t = 3 \times 6 = 18$ ce qui correspond à 9 doublets.

On peut proposer les représentations de Lewis suivantes :



Représentation (a)



Représentation (b)

La représentation (b) est évidemment incorrecte car pour l'un des trois atomes d'oxygène la règle de l'octet n'est pas vérifiée.

C. Les limites du modèle de Lewis

Dans les exemples précédents les règles du « duet » et de l'octet sont vérifiées par les atomes formant la molécule. Cependant, on peut citer des exemples de composés où ces règles ne sont pas respectées. C'est le cas par exemple du trifluorure de bore BF_3 , du pentachlorure de phosphore PCl_5 et de certains oxydes d'azote.

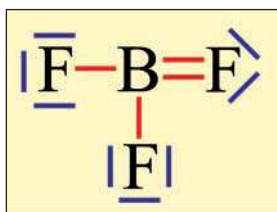
Exemple 1 : Molécule de trifluorure de bore BF_3

Dans la molécule de BF_3 l'atome de bore B ($Z = 5$) peut former trois liaisons covalentes simples dans la molécule BF_3 qui est stable.

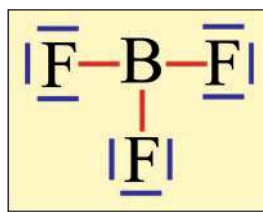
Quel est le schéma de Lewis de cette molécule ?

Le nombre total d'électrons à répartir sur l'ensemble des atomes de cette molécule est : $n_t = 3 + 7 \times 3 = 24$ ce qui correspond à 12 doublets.

On a ainsi les représentations de Lewis possibles suivantes :



Représentation (a)



Représentation (b)

Dans la représentation (a), la règle de l'octet est vérifiée pour les quatre atomes mais la capacité de covalence n'est pas respectée pour l'un des atomes de fluor qui ne peut former qu'une seule liaison.

Dans la représentation (b), la règle de l'octet est vérifiée par les 3 atomes de fluor, mais elle n'est pas vérifiée pour l'atome de bore B.

Cet exemple montre les limites du modèle de Lewis.

Exemple 2 : Les oxydes d'azote

Certains oxydes d'azote tels que NO et NO_2 font exception au modèle de Lewis. En effet le nombre total d'électrons de la couche externe de tous les atomes constituant chacune de ces molécules est en nombre impair.

En réalisant le schéma de Lewis de la molécule de monoxyde d'azote NO on obtient une structure présentant un électron célibataire ce qui constitue un radical.

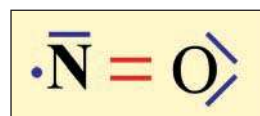


Schéma de Lewis de la molécule NO

Remarque

Les entités constituant les radicaux sont plus réactives que les entités ayant seulement des doublets non partagés ce qui explique la formation de N_2O_2 à partir de NO et de N_2O_4 à partir de NO_2 .

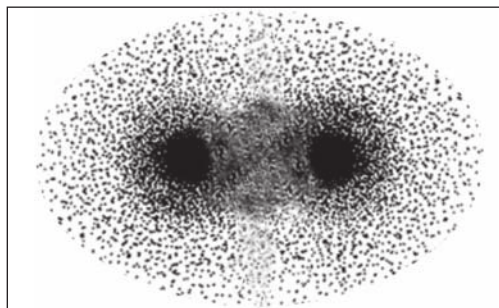
II-3. Liaison de covalence symétrique et liaison de covalence dissymétrique

a. Liaison de covalence symétrique : liaison du type A-A

Pour la molécule de dihydrogène les deux électrons de la liaison sont attirés de la même façon par les deux noyaux d'hydrogène.

Les deux électrons mis en commun sont donc équitablement répartis entre les deux noyaux : ils forment un nuage électronique qui présente une symétrie par rapport au plan médiateur du segment imaginaire joignant les deux noyaux. Cette liaison est dite symétrique.

On retrouve ce type de liaison dans la molécule de dichlore Cl_2 .



La molécule de H_2 avec le nuage électronique correspondant au doublet de liaison.

La liaison covalente symétrique est la liaison entre deux atomes identiques (liaison du type A-A).

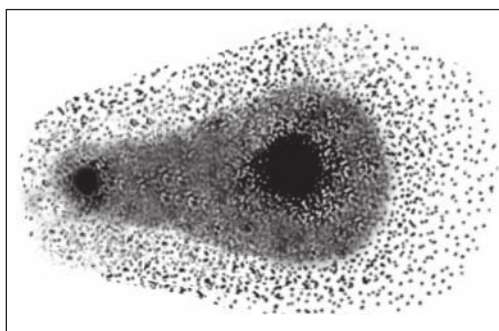
b. Liaison de covalence dissymétrique : liaison du type A-B

Dans la molécule de chlorure d'hydrogène HCl , le noyau de l'atome de chlore attire plus le doublet liant que le noyau de l'atome d'hydrogène.

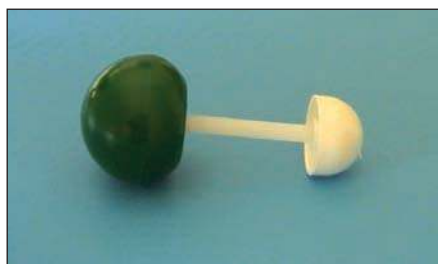
Le nuage électronique n'est pas équitablement réparti entre les deux noyaux.

La densité électronique est plus forte du côté du chlore que de l'hydrogène. La liaison est dite dissymétrique.

On retrouve ce type de liaison dans les molécules d'eau et d'ammoniac.



Nuage électronique des électrons de liaison de la molécule HCl



Modèle éclaté de la molécule de HCl

On appelle liaison covalente dissymétrique, toute liaison qui s'établit entre deux atomes différents (liaison de type A-B).

II-4. Polarité des liaisons covalentes

a. Notion d'électronégativité

Dans les molécules d'eau, de chlorure d'hydrogène ou d'ammoniac le nuage électronique est plus dense au voisinage des atomes d'oxygène, de chlore et d'azote qu'au voisinage des atomes d'hydrogène. On dit que ces atomes sont plus électronégatifs que l'hydrogène.

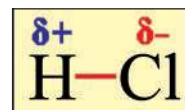
L'électronégativité d'un élément caractérise le pouvoir attracteur de l'atome correspondant sur les électrons de liaison. Plus un atome est électronégatif, plus il attire les électrons de liaison.

b. Polarité d'une liaison

Dans le cas de la molécule HCl les deux électrons de liaison sont plus fortement attirés par le chlore que par l'hydrogène. S'ils étaient toujours à côté du chlore on aurait apparition d'une charge négative $-e$ sur l'atome de chlore qui deviendrait Cl^- et d'une charge positive $+e$ sur l'atome d'hydrogène qui deviendrait H^+ . En réalité les deux électrons ne sont pas entièrement attirés par le chlore, on parle d'un déplacement partiel. Il apparaît sur le chlore une charge partielle négative $-(\delta)e$ et sur l'atome d'hydrogène une charge partielle positive $+(\delta)e$ avec $\delta < 1$.

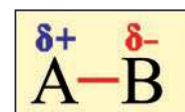
Pour traduire le caractère polaire de la liaison, on note δ^- sur l'atome le plus électronégatif et δ^+ sur l'atome le moins électronégatif.

De ce fait la molécule HCl constitue un dipôle électrique et la liaison est dite polaire.



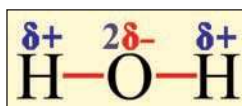
Ce raisonnement peut être généralisé à toute liaison du type A-B où les atomes A et B liés sont d'électronégativités différentes.

Dans le cas où B est plus électronégatif que A, on écrit :

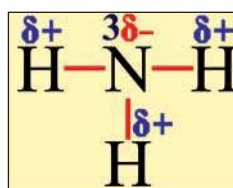


Le caractère polaire d'une liaison covalente est lié à la différence d'électronégativité des atomes qui constituent la liaison.

Exemples de molécules polaires



Molécule d'eau



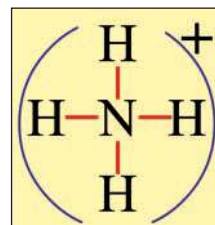
Molécule d'ammoniac

III. La formation des ions NH_4^+ et H_3O^+

III-1. Formation de l'ion ammonium NH_4^+

Dans la molécule d'ammoniac NH_3 , l'atome d'azote possède un doublet non liant. Si un ion H^+ se trouve en présence d'une molécule NH_3 , il peut se fixer sur l'atome d'azote qui partage avec lui son doublet non liant. Il se crée ainsi entre l'atome d'azote et l'ion H^+ une liaison covalente et on obtient l'ion ammonium NH_4^+ .

Dans cet ion, il y a quatre liaisons covalentes simples N-H. L'un des doublets de liaison est fourni par l'atome d'azote pour former une liaison avec l'ion H^+ . La représentation de Lewis de l'ion ammonium vérifie la règle de l'octet pour l'atome d'azote et la règle du « duet » pour l'atome d'hydrogène.

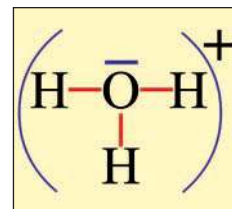


III-2. Formation de l'ion hydronium H_3O^+

Dans la molécule d'eau H_2O , l'atome d'oxygène possède deux doublets non liants. Si un ion hydrogène H^+ se trouve en présence d'une molécule d'eau H_2O , il peut se fixer sur l'atome d'oxygène en partageant avec lui l'un de ses doublets non liants. Il se crée ainsi entre l'atome d'oxygène et l'ion H^+ une liaison covalente et on obtient l'ion hydronium H_3O^+ .

Dans cet ion, on a trois liaisons covalentes simples O-H et un doublet non liant sur l'oxygène O.

La représentation de Lewis de l'ion hydronium vérifie la règle de l'octet pour l'atome d'oxygène et la règle du « duet » pour l'atome d'hydrogène.



IV. Les composés ioniques

Les composés ioniques à l'état solide sont constitués d'un assemblage ordonné d'ions positifs et d'ions négatifs. Cet assemblage forme une structure cristalline. La cohésion du cristal est assurée par des forces d'attraction électrostatique qui lient les ions de signes opposés.

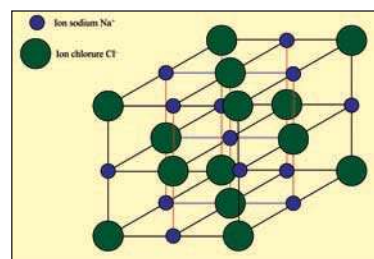
IV-1. Exemples de composés ioniques

a. Le cristal de chlorure de sodium NaCl

Le chlorure de sodium est un composé ionique formé d'ions sodium Na^+ et d'ions chlorure Cl^- .

A l'état solide, le chlorure de sodium ne conduit pas le courant électrique. Par contre à l'état liquide obtenu par fusion du sel à haute température, le chlorure de sodium conduit le courant électrique.

A l'état cristallin, chaque ion sodium Na^+ est entouré de 6 ions chlorure Cl^- et inversement. L'ensemble forme un édifice électriquement neutre.



Structure cristalline du chlorure de sodium

b. Autres exemples

- ◆ Le fluorure de sodium NaF est un composé ionique formé d'un assemblage électriquement neutre d'ions sodium Na^+ et d'ions fluorure F^- .
- ◆ L'oxyde de cuivre (II) CuO est un composé ionique formé d'un assemblage électriquement neutre d'ions cuivre (II) Cu^{2+} et d'ions oxyde O^{2-} .
- ◆ Le chlorure de calcium CaCl_2 est un composé ionique formé d'un assemblage d'ions calcium Ca^{2+} et d'ions chlorure Cl^- .

Remarque

L'ion calcium Ca^{2+} porte 2 charges positives alors que l'ion chlorure Cl^- ne porte qu'une seule charge négative. Afin de garantir la neutralité électrique du solide, on doit avoir 2 fois plus d'ions chlorure que d'ions calcium.

c. Application

Compléter le tableau suivant en précisant dans chaque case vide le symbole de l'ion ou la formule du composé ionique correspondant.

Ions	K^+	Zn^{2+}	•
Cl^-	•	•	MgCl_2
SO_4^{2-}	•	•	•
•	•	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	•
O^{2-}	•	•	•

IV-2. La liaison ionique

Quel est le type de liaison qui assure la cohésion des ions dans un solide ionique ?

Entre deux ions de signes opposés apparaît une force électrostatique attractive importante qui assure le lien de ces deux ions : c'est la liaison ionique.

La liaison par attraction électrostatique entre des ions de signes opposés est appelée liaison ionique.

Remarque

Ce mode de liaison est différent de celui de la liaison de covalence. La liaison ionique assure le lien entre deux ions alors que la liaison covalente assure le lien entre deux atomes.

L'ESSENTIEL

- ◆ Pour acquérir une plus grande stabilité chimique, les atomes tendent à saturer leur couche électronique externe à deux électrons (règle du «duet ») ou à huit électrons (règle de l'octet).
- ◆ Une liaison covalente simple résulte de la mise en commun de deux électrons entre deux atomes.
- ◆ Les atomes sont plus stables à l'état associé qu'à l'état isolé.
- ◆ Dans la représentation de Lewis d'une molécule on représente les doublets liants et non liants par des tirets.
- ◆ Une liaison covalente polarisée associe deux atomes d'électronégativités différentes.
- ◆ Une liaison ionique est de nature électrostatique, elle lie deux ions de signe opposé.

Naviguons sur Internet

- ◆ <http://www.ac-rouen.fr/lycees/galilee/Delamare/electron/Electron.html>
- ◆ <http://doucet.maxime.free.fr/Physique/cours/molecules.htm>
- ◆ <http://holvoet.free.fr/Voyage/structure/globalConnaissance.htm>
- ◆ <http://chimg.e.unil.ch/Fr>

EXERCICES RESOLUS

Exercice 1

En utilisant les renseignements présentés dans le tableau suivant :

Élément	Mg	Cl	O	Na
Z	12	17	8	11

- Préciser pour chaque atome :
 - La structure électronique correspondante.
 - Le gaz rare le plus proche et son numéro atomique Z.
- Que doivent faire ces atomes pour se stabiliser ? En déduire la nature et le symbole des entités qu'ils peuvent donner.
- Quelle est la formule statistique des composés que l'on peut obtenir à partir de ces entités ?

SOLUTION

1.

Atome	Mg	Cl	O	Na
Z	12	17	8	11
Structure électronique	$(K)^2(L)^8(M)^2$	$(K)^2(L)^8(M)^7$	$(K)^2(L)^6$	$(K)^2(L)^8(M)^1$
Gaz rare le plus proche	Néon (Z=10)	Argon (Z=18)	Néon (Z=10)	Néon (Z=10)

- Pour augmenter leur stabilité, les atomes tendent à adopter la même structure électronique que les gaz rares de numéro atomique le plus proche.
 - L'atome de magnésium Mg perd 2 électrons pour donner l'ion magnésium Mg^{2+} .
 - L'atome de sodium Na perd 1 électron pour donner l'ion sodium Na^+ .
 - L'atome de chlore Cl gagne 1 électron pour donner l'ion chlorure Cl^- .
 - L'atome d'oxygène O gagne 2 électrons pour donner l'ion oxyde O^{2-} .
- La combinaison de l'ion chlorure Cl^- avec les ions Na^+ et Mg^{2+} permet de donner le chlorure de sodium et le chlorure de magnésium.
La combinaison de l'ion O^{2-} avec les ions Na^+ et Mg^{2+} permet de former l'oxyde de sodium et l'oxyde de magnésium.

Commentaire et point méthode

- ◆ Les gaz rares qui ont $Z \leq 18$ sont : He(Z=2) Ne(Z=10) et Ar(Z=18).
- ◆ Respecter les règles de remplissage des couches.
- ◆ Vérifier que la somme des électrons est Z.

Les composés obtenus doivent être électriquement neutres, c'est à dire il y a autant de charges positives que de charges négatives dans leurs formules statistiques ce qui donne :

- MgO : pour l'oxyde de magnésium formé par les ions Mg^{2+} et O^{2-} .
- Na_2O : pour l'oxyde de sodium formé par les ions Na^+ et O^{2-} .
- $MgCl_2$: pour le chlorure de magnésium formé par les ions Mg^{2+} et Cl^-
- NaCl : pour le chlorure de sodium formé par les ions Na^+ et Cl^- .

Exercice 2

On considère le composé de formule brute C_2H_6O .

1. Donner la structure électronique de chacun des atomes qui constituent cette molécule.
2. Déterminer le nombre de liaisons covalentes que peut établir chacun de ces atomes.
3. Ecrire la ou les représentations de Lewis possibles pour cette molécule.
4. Déduire le nombre de doublets liants et non liants.

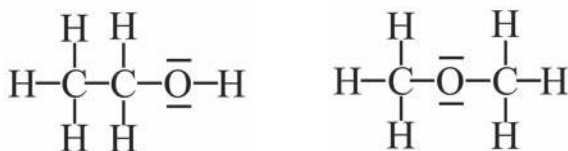
SOLUTION

1. La structure électronique des atomes H, O et C est donnée par le tableau suivant :

Z	1	6	8
Atome	H	C	O
Structure électronique	$(K)^1$	$(K)^2(L)^4$	$(K)^2(L)^6$

2. Pour satisfaire la règle de l'octet ou du «duet » :
 - l'atome d'hydrogène, ayant un seul électron externe, établit une seule liaison simple ;
 - l'atome de carbone, possédant 4 électrons externes, établit 4 liaisons simples ;
 - l'atome d'oxygène possédant 6 électrons externes, établit 2 liaisons simples.
3. Le nombre total de doublets est $n = \frac{2.4 + 1.6 + 6}{2} = 10$.

On attribue deux représentations de Lewis à la formule C_2H_6O dans lesquelles les règles de l'octet et du « duet » sont vérifiées



4. Le nombre de doublets liants pour les deux représentations est égal à 8 et celui de doublets non liants est égal à 2.

Commentaire et point méthode

◆ Dans chaque représentation de Lewis d'une molécule vérifier que les règles du "duet" pour l'hydrogène et de l'octet pour les autres atomes sont satisfaites.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

- Répondre, sur le cahier d'exercices, aux questions suivantes.
 - Qu'est ce qu'une liaison covalente ?
 - Qu'est ce qu'un doublet liant ou paire liante ?
 - Qu'est ce qu'un doublet non liant ou paire non liante ?
- Répondre, par vrai ou faux, sur le cahier d'exercices.
 - Une molécule est électriquement neutre.
 - Pour former une liaison covalente simple, les atomes mettent en commun deux électrons.
 - Le nombre de liaisons covalentes que peut former un atome est égal au nombre d'électrons sur sa couche externe (électrons de valence).
 - Tous les électrons de la couche externe forment des doublets liants.
 - Dans la représentation de Lewis d'une molécule, on ne représente que les paires liantes.

B. Questions à choix multiples

Choisir et copier sur le cahier d'exercices la (ou les) bonne(s) réponse(s).

- Une liaison covalente lie :
 - deux atomes ;
 - plusieurs atomes ;
 - deux ions ;
 - un atome et un ion ;
 - une molécule et un ion.
- Dans la représentation de Lewis d'une molécule on représente :
 - seulement les doublets liants ;
 - seulement les doublets non liants ;
 - les doublets liants et non liants des couches externes des différents atomes de la molécule.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Exercice n° 1

On donne les numéros atomiques des atomes suivants : H ($Z = 1$) ; F ($Z = 9$) et on considère la molécule de fluorure d'hydrogène de formule HF.

- Quel est le nombre de liaison covalente que peut former chacun des deux atomes d'hydrogène et de fluor ?
- Donner la représentation de Lewis de la molécule HF en précisant les paires liantes et non liantes ?
- La liaison dans la molécule HF est-elle symétrique ou dissymétrique ?

Exercice n° 2

Le méthane est un gaz de formule chimique CH_4 .

- Déterminer pour chaque atome de carbone et d'hydrogène le nombre de liaison covalente qu'il peut former ?
- Déterminer le nombre de paires liantes et non liantes dans la molécule CH_4 .
- Faire la représentation de Lewis de la molécule CH_4 .

Exercice n° 3

Le numéro atomique du phosphore P est $Z = 15$; celui du chlore Cl est $Z = 17$.

1. Donner la structure électronique de chaque atome.
2. Déterminer le nombre total de doublets dans la molécule PCl_3 .
3. Quel est le nombre de liaisons établies dans cette molécule?
4. Déduire le nombre de doublets non liants.
5. Faire la représentation de Lewis de la molécule PCl_3 .

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n° 1

Le propène a pour formule C_3H_6 .

1. Reproduire et compléter le tableau suivant :

Molécule	C_3H_6	
Élément chimique	C	H
Structure électronique		
Nombre d'électrons de valence		
Nombre de liaisons		
Nombre de doublets non liants		

2. Quelle est la représentation de Lewis de la molécule C_3H_6 ?

Exercice n° 2

L'eau oxygénée a pour formule H_2O_2 .

1. Quels sont les éléments chimiques qui constituent ce composé ?
2. Pour chaque atome donner la structure (ou configuration électronique) et le nombre d'électrons de valence.
3. En déduire le nombre de doublets d'électrons dans la molécule H_2O_2 .
4. Quel est le nombre de liaisons que peut former chacun des atomes d'hydrogène H et d'oxygène O dans H_2O_2 ?
5. Faire la représentation de Lewis de la molécule H_2O_2 .
En déduire le nombre de paires non liantes dans cette molécule.

On donne H ($Z = 1$) ; O ($Z = 8$).

Exercice n° 3

On donne la formule brute CH_5N .

1. Pour chacun des atomes de carbone, d'hydrogène et d'azote donner la structure (ou configuration électronique) et le nombre d'électrons de valence.
3. Quel est le nombre de liaisons covalentes simples que peut former chacun de ces atomes ?
4. Quel est le nombre total de doublets dans la molécule CH_5N ?
5. Donner la représentation de Lewis possible pour cette molécule et en déduire le nombre de doublets liants et non liants.

On donne H ($Z = 1$) ; C ($Z = 6$) ; N ($Z = 7$).

Leçon 5 : Classification périodique des éléments chimiques

Objectifs

L'élève sera capable de:

- classer les éléments dans le tableau périodique ;
- exploiter le tableau périodique pour dégager la notion de famille et de période ;
- retrouver la charge de quelques ions monoatomiques ;
- retrouver le nombre de liaisons que peuvent établir les éléments de chacune de familles de carbone, de l'azote, de l'oxygène et du fluor.

Prérequis

- Notion d'élément chimique.
- Structure d'un atome.
- Nombre de charge ou numéro atomique.
- Répartition des électrons sur les couches.
- Electrons de valence.

<p>Z = 13</p> <p>Al</p> <p>Aluminium</p> <p>(K)²(L)⁸(M)³</p>	<p>Z = 18</p> <p>Ar</p> <p>Argon</p> <p>(K)²(L)⁸(M)⁸</p>	<p>Z = 5</p> <p>B</p> <p>Bore</p> <p>(K)²(L)³</p>	<p>Z = 4</p> <p>Be</p> <p>Béryllium</p> <p>(K)²(L)²</p>	<p>Z = 6</p> <p>C</p> <p>Carbone</p> <p>(K)²(L)⁴</p>	<p>Z = 17</p> <p>Cl</p> <p>Chlore</p> <p>(K)²(L)⁸(M)⁷</p>
<p>Z = 9</p> <p>F</p> <p>Fluor</p> <p>(K)²(L)⁷</p>	<p>Z = 1</p> <p>H</p> <p>Hydrogène</p> <p>(K)¹</p>	<p>Z = 2</p> <p>He</p> <p>Hélium</p> <p>(K)²</p>	<p>Z = 3</p> <p>Li</p> <p>Lithium</p> <p>(K)²(L)¹</p>	<p>Z = 12</p> <p>Mg</p> <p>Magnésium</p> <p>(K)²(L)⁸(M)²</p>	<p>Z = 7</p> <p>N</p> <p>Azote (Nitrogène)</p> <p>(K)²(L)⁵</p>
<p>Z = 11</p> <p>Na</p> <p>Sodium (Natrium)</p> <p>(K)²(L)⁸(M)¹</p>	<p>Z = 10</p> <p>Ne</p> <p>Néon</p> <p>(K)²(L)⁸</p>	<p>Z = 8</p> <p>O</p> <p>Oxygène</p> <p>(K)²(L)⁶</p>	<p>Z = 15</p> <p>P</p> <p>Phosphore</p> <p>(K)²(L)⁸(M)⁵</p>	<p>Z = 16</p> <p>S</p> <p>Soufre</p> <p>(K)²(L)⁸(M)⁶</p>	<p>Z = 14</p> <p>Si</p> <p>Silicium</p> <p>(K)²(L)⁸(M)⁴</p>

Ces cartes représentent les éléments chimiques, de numéro atomique inférieur ou égal à 18, classés par ordre alphabétique parmi plus d'une centaine d'éléments existant dans l'Univers.

- Comment les chimistes classent-ils les éléments chimiques et selon quels critères ?
- Les propriétés chimiques d'un élément dépendent-elles du nombre total d'électrons ?

Classification périodique des éléments chimiques

I. Les travaux de Mendeleïev

Quelle est l'idée de la classification de Mendeleïev ?

C'est au chimiste russe **Dimitri Mendeleïev** que l'on doit la première classification systématique des éléments.

Dans la première version du tableau de classification de Mendeleïev proposé en 1869, les éléments sont classés verticalement par masse molaire atomique croissante et les éléments d'une même ligne présentent des propriétés chimiques assez voisines.

Une analyse de ce tableau fait apparaître des lignes horizontales groupant des éléments ayant des propriétés chimiques comparables.

C'est le cas par exemple de la ligne contenant le béryllium Be, le magnésium Mg, le zinc Zn et le cadmium Cd ou celle groupant le sodium Na, le potassium K, le rubidium Rb, le césium Cs et le tellure Te, etc...

Par ailleurs Mendeleïev a essayé de prévoir la masse molaire atomique de certains éléments inconnus de son époque en supposant qu'elle est égale au quart de la somme des masses molaires atomiques des éléments qui l'encadrent. Par exemple le sélénium Se encadré par le soufre S et le tellure Te, l'arsenic As et le brome Br aura une masse molaire atomique égale à :

$$M_{\text{Se}} = \frac{1}{4}(32 + 128 + 75 + 80) = 78,75 \text{ g.mol}^{-1}$$

Cette valeur est évidemment proche de la masse molaire atomique réelle 78,96 g.mol⁻¹.

Ce simple fait montre l'intérêt de la classification de Mendeleïev dans la mise en évidence de la périodicité des propriétés chimiques des éléments.



Dimitri Mendeleïev
(1834-1907)

Chimiste russe célèbre pour sa classification périodique des éléments

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pt = 106,6	Os = 199
H = 1	? = 8	? = 22	Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
			Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137
			? = 45	Ce = 92	Pb = 207
			? = 56	La = 94	
			? Yt = 60	Di = 95	
			? In = 75,6	Th = 118?	

Classification de Mendeleïev des éléments par ordre de masse molaire atomique croissante

II. Construction du tableau périodique moderne

Quels sont les critères de la classification actuelle ?

Dans la classification actuelle les éléments sont rangés par numéro atomique Z croissant. Ils sont repartis dans des lignes horizontales qu'on appelle périodes et des colonnes appelées groupes.

La classification comporte 7 périodes et 32 colonnes.

Le tableau ci-dessous présente une classification simplifiée des 18 premiers éléments avec trois lignes et huit colonnes.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1H (K) ¹							2He (K) ²
2	3Li (K) ² (L) ¹	4Be (K) ² (L) ²	5B (K) ² (L) ³	6C (K) ² (L) ⁴	7N (K) ² (L) ⁵	8O (K) ² (L) ⁶	9F (K) ² (L) ⁷	10Ne (K) ² (L) ⁸
3	11Na (K) ² (L) ⁸ (M) ¹	12Mg (K) ² (L) ⁸ (M) ²	13Al (K) ² (L) ⁸ (M) ³	14Si (K) ² (L) ⁸ (M) ⁴	15P (K) ² (L) ⁸ (M) ⁵	16S (K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	17Cl (K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	18Ar (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

Remarque

La construction de ce tableau peut être faite dans une séance de travaux pratiques.

Les éléments pour lesquels la couche électronique se remplit progressivement d'électrons appartiennent à la même période. Le numéro de la période à laquelle appartient l'atome correspond au nombre de couches électroniques remplies.

Ainsi la première ligne comporte deux éléments seulement car la couche K est saturée à deux électrons.

La deuxième ligne comporte huit éléments car la couche L est saturée à huit électrons.

Exemples

- L'hélium He dont la structure électronique est $(K)^2$ appartient à la première ligne.
- Le fluor F dont la structure électronique est $(K)^2(L)^7$ appartient à la deuxième ligne.
- Le sodium Na dont la structure électronique est $(K)^2(L)^8(M)^1$ appartient à la troisième ligne.

D'autre part tous les éléments ayant le même nombre d'électrons de valence appartiennent au même groupe.

Exemple

Le lithium Li dont la structure électronique est $(K)^2(L)^1$ et le sodium Na dont la structure électronique est $(K)^2(L)^8(M)^1$ appartiennent à une même colonne.

III. Utilisation de la classification périodique actuelle

Quel est l'intérêt de la classification périodique des éléments chimiques ?

III-1. Notion de famille d'éléments

Les propriétés chimiques des éléments sont dues aux électrons de la couche externe de leurs atomes. Les éléments dont les atomes possèdent le même nombre d'électrons de valence ont des propriétés chimiques assez voisines et constituent une famille chimique.

Exemples

- ✿ Les éléments de la première colonne à l'exception de l'hydrogène constituent la famille des métaux alcalins et présentent un seul électron sur la couche externe.
- ✿ La deuxième colonne est celle des métaux alcalino-terreux qui présentent deux électrons de valence.
- ✿ La septième colonne regroupe les halogènes caractérisés par la présence de sept électrons sur la dernière couche.
- ✿ La huitième colonne constitue le groupe des gaz rares ou gaz inertes dont la couche externe est saturée.

III-2. Formation d'ions monoatomiques

Un ion monoatomique résulte du gain ou de la perte d'un ou de plusieurs électrons par un atome de manière à satisfaire la règle du « duet » ou de l'octet.

- ✿ Ainsi les éléments de la première colonne qui ont un seul électron de valence peuvent donner des ions portant une seule charge positive comme Li^+ , Na^+ , K^+ etc...
Ces éléments peuvent aussi former une seule liaison avec les halogènes pour donner des composés du type NaCl , KCl , etc... ou avec l'oxygène pour former les oxydes de formule Na_2O , K_2O , etc...
Pour tous ces composés les règles du « duet » et de l'octet sont vérifiées.
- ✿ Les métaux alcalino-terreux (éléments de la deuxième colonne) peuvent au cours des réactions chimiques former des ions portant deux charges positives comme Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , etc... ou s'associer avec les éléments de la septième colonne par exemple par deux liaisons pour conduire aux composés du type CaCl_2 , MgCl_2 , etc...
- ✿ Les éléments de la septième colonne qui ont sept électrons de valence peuvent donner des ions portant une seule charge négative comme F^- , Cl^- , etc...

III-3. Formation des molécules

a. Capacité de covalence

Dans une molécule, le nombre de liaisons covalentes formées par un atome est égal au nombre d'électrons qui complète sa couche externe à un « duet » pour l'atome d'hydrogène et à un octet pour les autres atomes.

Le nombre de liaisons covalentes que peut établir un atome est appelé capacité de covalence. Donc la connaissance de la position d'un élément dans le tableau de classification périodique permet de prévoir le nombre de liaisons que peut établir l'atome correspondant.

b. Applications à quelques familles

- ✿ Les éléments de la colonne du carbone appartiennent à la quatrième colonne du tableau de classification périodique des éléments. Ils ont 4 électrons sur leur couche externe. Il leur manque 4 électrons pour saturer cette couche à un octet. Ils peuvent établir quatre liaisons covalentes.

Exemples CH_4 , C_2H_6 ,..., SiCl_4

- ✿ Les éléments de la colonne de l'azote appartiennent à la cinquième colonne du tableau de classification périodique des éléments. Ils ont 5 électrons sur leur couche externe. Il leur manque 3 électrons pour acquérir une configuration saturée. Alors, ils peuvent établir 3 liaisons covalentes.

Exemples : NH_3 , PCl_3

- ✿ Les éléments de la colonne de l'oxygène appartiennent à la sixième colonne du tableau de classification périodique des éléments. Ils ont 6 électrons sur leur couche externe. Il leur manque 2 électrons pour acquérir une configuration saturée. Alors, ils peuvent établir 2 liaisons covalentes.

Exemples : H₂O, H₂S...

- ✿ Les éléments de la colonne du Fluor appartiennent à la septième colonne du tableau de classification périodique des éléments. Ils peuvent établir une liaison covalente pour saturer leur couche externe à un octet.

Exemples : HCl, HF...

Remarque

Les éléments de la huitième colonne qui ont une structure électronique saturée à un « duet » ou à un octet d'électrons sont chimiquement les plus stables. Il ne forment ni d'ions ni de molécules polyatomiques, sauf rares exceptions. On les trouve en faible quantité dans l'air sous forme de gaz monoatomiques.

Exemples : Hélium, Néon, Argon...

III-4 .Evolution du caractère électro-négatif dans le tableau périodique

Le caractère électro-négatif d'un élément dépend de sa place dans le tableau périodique. Ce caractère dépend du nombre Z de protons que contient le noyau, du nombre des couches électroniques et du nombre d'électrons externes.

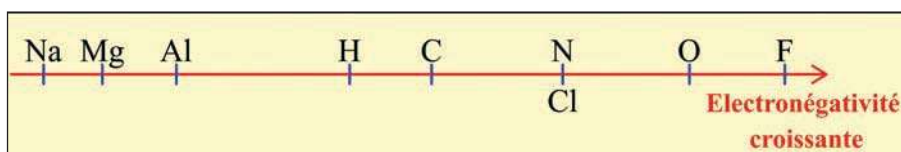
L'électro-négativité augmente de gauche vers la droite pour une période et de bas vers le haut dans une colonne.

1H	Electro-négativité croissante					
3Li	4Be	5B	6C	7N	8O	9F
11Na	12Mg	13Al	14Si	15P	16S	17Cl

Par exemple le fluor F est plus électro-négatif que l'azote N, il est également plus électro-négatif que le chlore Cl.

Remarque

Des études quantitatives ont permis de dresser l'échelle d'électro-négativité suivante pour quelques éléments courants :



L'ESSENTIEL

- ◆ Dans la classification périodique, les éléments sont classés en lignes et en colonnes par numéro atomique croissant.
- ◆ Les éléments dont les atomes ont le même nombre de couches électroniques occupées sont placés dans la même ligne (période).
- ◆ Les éléments dont les atomes ont le même nombre d'électrons sur la couche externe (ou électrons de valence) sont placés dans la même colonne (groupe).
- ◆ La position d'un élément dans le tableau périodique est définie par le numéro de la ligne et le numéro de la colonne.
- ◆ Le numéro de la ligne correspond au nombre de couches électroniques occupées par les électrons.
- ◆ Le numéro de la colonne correspond au nombre d'électrons sur la couche externe de l'atome.
- ◆ Les éléments d'une même colonne forment une famille et possèdent des propriétés chimiques assez voisines.
Ils peuvent donner des ions monoatomiques de même charge.

Naviguons sur Internet

- ◆ <http://www.lenntech.com/français/tableau-periodique.htm>
- ◆ http://doucet.maxime.free.fr/Physique/cours/tableau_periodique.htm
- ◆ <http://www.ac-rouen.fr/lycees/galilee>
- ◆ http://www.acversailles.fr/etabliss/herblay/briques/fr/fr_map.htm
- ◆ <http://www.brebeuf.qc.ca/fortin/tableauperiodique.htm>
- ◆ <http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/carrefour/familles>

EXERCICE RÉSOLU

ENONCÉ

Un atome X de numéro atomique Z ($Z < 18$) possède un seul électron sur sa couche externe.

1. Quelles sont les valeurs possibles de Z?
2. Utiliser la classification périodique des éléments pour trouver tous les atomes possibles qui remplissent la même condition que l'atome X.
3. L'ion correspondant à l'atome X entre dans la composition du sel de cuisine NaCl.
 - a. Identifier l'atome X.
 - b. Quelle est la position de cet élément dans la classification périodique ?
 - c. A quelle famille appartient-il ?

SOLUTION

1. Déterminons les valeurs possibles de Z inférieures à 18 et correspondant à l'élément chimique ayant un seul électron sur sa couche externe :

Structure électronique possibles	(K) ¹	(K) ² (L) ¹	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹
Z	1	3	11

2. D'après la classification périodique des éléments, les atomes qui remplissent la même condition que l'atome X sont :
 - l'atome d'hydrogène H ($Z=1$) ;
 - l'atome de lithium Li ($Z=3$) ;
 - l'atome de sodium Na ($Z=11$).
3. a. Le sel de cuisine est un composé ionique formé d'un assemblage d'ions, l'ion sodium Na⁺ ($Z = 11$) et l'ion chlorure Cl⁻ ($Z = 17$).
Seul l'atome de sodium Na convient.
- b. L'élément sodium Na ($Z = 11$) appartient à la troisième ligne car il a trois couches électroniques qui sont remplies d'électrons et à la première colonne car il a un seul électron de valence.
- c. Le sodium Na appartient à la famille des métaux alcalins.

Commentaire et point méthode

- ◆ Connaître que les couches sont saturées par :
2 électrons pour K ;
8 électrons pour L ;
8 électrons pour M.
- ◆ Vérifier que pour l'élément ayant un seul électron externe, Z est égal soit à 1, soit à 3 soit à 11.
- ◆ La connaissance de la structure électronique permet de déterminer la position de l'élément dans la classification périodique.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

1. Recopier sur le cahier d'exercices et compléter les phrases suivantes.
 - a. Les éléments chimiques sont disposés dans la classification périodique selon l'ordre croissant de leur
 - b. Les éléments d'une même colonne constituent ; ils possèdent le nombre sur leurs couches
 - c. Les éléments d'une même famille chimique ont des propriétés.....assez voisines.
 - d. Les éléments de la 1^{ère} colonne s'appellent à l'exception de.....
2. Répondre sur le cahier d'exercices par vrai ou faux.
 - a. L'atome de configuration électronique $(K)^2(L)^8(M)^2$ appartient à la 2^{ème} ligne et à la 3^{ème} colonne du tableau périodique des éléments.
 - b. Les isotopes d'un élément chimique occupent une même case du tableau périodique.
 - c. Les éléments de la 7^{ème} colonne du tableau périodique possèdent tous 7 électrons sur leur dernière couche. Ils forment la famille des halogènes.
 - d. Les éléments dont les atomes ont la même structure électronique externe sont disposés dans une même ligne du tableau de la classification périodique.

B. Questions à choix multiples

Choisir la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1. Le sodium est un élément de la première colonne, c'est:
 - a. un gaz rare ;
 - b. un halogène ;
 - c. un métal alcalin ;
 - d. un élément qui peut donner des cations ;
 - e. un élément qui peut donner des anions.
2. L'argon est un élément de la huitième colonne, c'est:
 - a. un gaz rare ;
 - b. un halogène ;
 - c. un élément qui peut gagner des électrons ;
 - d. un élément qui peut perdre des électrons.
3. Les halogènes:
 - a. sont les éléments de la huitième colonne ;
 - b. sont les éléments de la septième colonne ;
 - c. ne peuvent pas former des ions monoatomiques ;
 - d. peuvent perdre un électron ;
 - e. peuvent gagner un électron.
4. Un élément de la troisième colonne:
 - a. possède 3 couches électroniques remplies ;
 - b. possède 3 électrons sur sa couche externe ;
 - c. appartient à la famille des métaux alcalins ;
 - d. peut donner un cation par perte de trois électrons.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

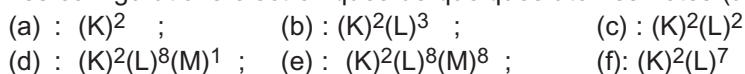
Exercice n° 1

On considère les éléments chimiques de numéro atomique X ($Z = 15$) et Y ($Z = 18$).

1. Donner la structure électronique de chacun des atomes X et Y.
2. Préciser la position de chacun des éléments X et Y dans le tableau de la classification périodique.
3. Identifier chacun de ces éléments par son symbole et son nom.

Exercice n° 2

Voici les configurations électroniques de quelques atomes notés (a), (b), (c), (d), (e), (f).



1. Préciser les positions des atomes (a), (b), (c), (d), (e) et (f) dans la classification périodique.
2. Regrouper ces atomes par familles.

Exercice n° 3

L'élément carbone est constitué de trois types d'isotopes : $^{12}_6\text{C}$; $^{13}_6\text{C}$ et $^{14}_6\text{C}$.

1. Donner la configuration électronique de chacun des ces atomes.
2. Préciser le nombre de couches et le nombre d'électrons de valence.
3. En déduire la position du carbone dans le tableau périodique.
4. Comment l'atome de carbone peut-il satisfaire la règle de l'octet ?

Exercice n° 4

Je suis l'élément chimique dont l'atome possède 7 électrons sur sa couche externe.

1. A quelle famille j'appartiens ?
2. Quelles sont les valeurs possibles de mon numéro atomique Z tel que : $Z < 20$?
3. Sachant que je me trouve à l'état ionique dans certains dentifrices. Qui suis-je ?
Donner la configuration électronique de mon atome et de mon ion.

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n° 1

1. L'élément chlore a pour numéro atomique $Z = 17$.
 - a. Préciser la position de cet élément dans le tableau de classification périodique.
 - b. Comment l'atome de chlore peut-il satisfaire la règle de l'octet ?
2. L'élément sodium Na appartient à la troisième ligne et à la première colonne du tableau périodique.
 - a. Préciser le nombre de charge de l'atome de sodium.
 - b. Comment l'atome de sodium peut-il satisfaire la règle de l'octet ?
3. Le dichlore peut réagir avec le sodium pour former le chlorure de sodium de formule statistique NaCl. Quelle est la nature de la liaison dans le chlorure de sodium ?

Exercice n° 2

Le magnésium appartient à la 3^{ème} ligne et à la 2^{ème} colonne de la classification périodique. Il réagit avec l'oxygène dont le numéro atomique est égal à 8.

1.
 - a. Donner la structure électronique des atomes Mg et O.
 - b. Les éléments Mg et O sont-ils stables à l'état atomique ?
 - c. Comment peut évoluer chacun des atomes de magnésium et d'oxygène pour satisfaire la règle de l'octet ?
2. En déduire la formule la plus simple du corps pur formé à partir des deux éléments précédents.

Thème II : Les Solutions

Extrait du programme officiel du thème II

Objectifs spécifiques	Exemples de questionnement et d'activités	Contenu	Volume horaire
<ul style="list-style-type: none"> Déterminer la concentration molaire d'une espèce chimique. Distinguer un électrolyte fort d'un électrolyte faible. Distinguer un électrolyte très soluble d'un électrolyte peu soluble. Citer les facteurs influant sur la précipitation des électrolytes. Identifier l'ion Na^+ par le test de la flamme. Identifier un ion dans une solution par sa réaction de précipitation. 	<ul style="list-style-type: none"> Est-ce que toutes les solutions aqueuses conduisent le courant électrique ? Comment expliquer le dépôt solide dans les conduites d'eau ? D'où viennent les ions dans une eau minérale ? Pourquoi conseille-t-on à un malade ayant des calculs rénaux de boire certaines eaux minérales ? Comment mettre en évidence la présence d'ions dans une solution aqueuse ? Comment se forment les pluies acides ? Pourquoi utilise-t-on du vinaigre pour détartrer certains ustensiles de cuisine ? 	<p>1. Les électrolytes et les solutions aqueuses ioniques</p> <p>1-1. Les électrolytes -Définitions : électrolytes, anion, cation et concentration molaire d'une espèce chimique. -Électrolytes forts et électrolytes faibles.</p> <p>1-2. Dissolution et précipitation des électrolytes. -Dissolution : électrolytes solubles et électrolytes peu solubles. -Précipitation : • Influence de la nature des réactifs • Influence des concentrations.</p> <p>1-3. Tests d'identification de quelques ions -Cations : Na^+, Fe^{3+}, Fe^{2+}, Cu^{2+}, Zn^{2+}, Al^{3+} -Anions : Cl^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}</p>	<p>2h</p> <p>1,5h</p> <p>1,5h</p>
<ul style="list-style-type: none"> Reconnaître d'après ses propriétés une solution acide. Écrire l'équation d'ionisation des acides courants. Reconnaître d'après ses propriétés une solution de base. Écrire l'équation d'ionisation des bases courantes. Reconnaître une solution acide ou basique d'après la valeur de $[\text{H}^+]$ ou $[\text{OH}^-]$. Déterminer le pH d'une solution à l'aide d'un papier pH ou d'un pH-mètre. 	<ul style="list-style-type: none"> L'eau pure conduit-elle le courant électrique ? Que signifie l'indication pH sur l'étiquette d'une eau minérale, d'un shampoing ? Mesurer le pH de quelques solutions usuelles (boissons, détartrants, déboucheurs d'évier. 	<p>2. Solutions aqueuses d'acide et de base</p> <p>2-1. Définition d'un acide -Dissolution et ionisation du chlorure d'hydrogène dans l'eau -Propriétés des ions hydrogène -Généralisation</p> <p>2-2. Définition d'une base -Dissolution et dissociation de la soude -Propriétés des ions OH^- -Généralisation</p> <p>2-3. Ionisation de l'eau</p> <p>2-4. Notion de pH : mesure de pH de quelques solutions usuelles (boissons, produits d'entretien,..)</p>	<p>2,5h</p> <p>1,5h</p> <p>1,5h</p>
<ul style="list-style-type: none"> Distinguer un acide fort d'un acide faible ou une base forte d'une base faible. Utiliser un indicateur coloré. Déterminer la concentration molaire d'après le résultat d'un dosage. 	<ul style="list-style-type: none"> Pourquoi mettre de la chaux sur certaines terres de culture ? Pourquoi absorbe-t-on des «carbonates de soude» en cas des maux d'estomac ? 	<p>2-5. Acides forts, acides faibles, bases fortes, bases faibles.</p> <p>2-6. Réactions d'un acide fort avec une base forte en solution aqueuse -Étude expérimentale -Equation de la réaction -Application au dosage</p>	<p>1,5h</p>

Leçon 1 : Les électrolytes

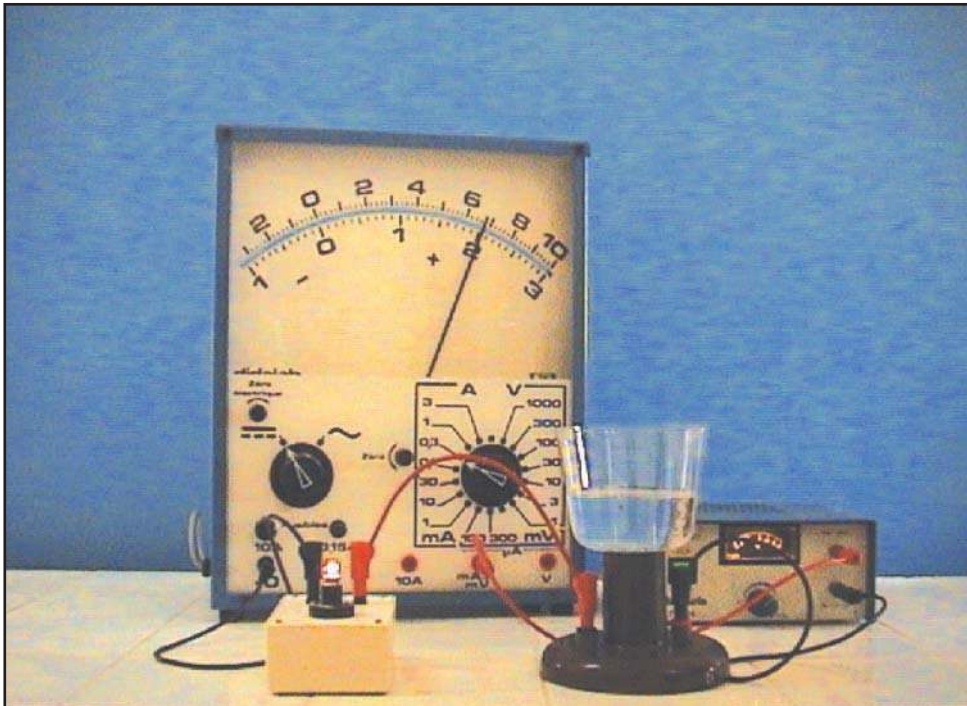
Objectifs

L'élève sera capable de:

- déterminer la concentration molaire d'une entité chimique ;
- distinguer un électrolyte fort d'un électrolyte faible ;
- écrire l'équation de la réaction associée à la dissolution dans l'eau d'une espèce conduisant à une solution électrolytique ;
- distinguer entre concentration molaire d'une solution et concentration molaire d'une entité chimique.

Prérequis

- Notion de soluté-solvant.
- Solution, concentration molaire.
- Structures ionique, moléculaire, atomique.
- Préparation d'une solution de concentration donnée.



Dans ce montage, l'électrolyseur contient de l'eau de mer.

- Comment se fait-il que l'eau de mer conduit le courant électrique ?
- Est ce que tous les liquides conduisent le courant électrique ?

Les électrolytes

I. Rappel

Une solution est formée par le mélange d'un solvant et d'un ou de plusieurs solutés dissous. Le solvant est le liquide où se fait la dissolution. Toute substance dissoute est appelée soluté. Cette substance peut être solide, liquide ou gaz. Si le solvant est l'eau, la solution est dite aqueuse.

Les solutions sont électriquement neutres c'est-à-dire qu'elles contiennent autant de charges positives que de charges négatives.

Les solutions conduisent-elles le courant électrique ?

II. Définition d'un électrolyte

Qu'est ce qu'un électrolyte?

II.1. Expériences

a. Dans un électrolyseur à électrodes en graphite ou en platine placé en série avec un générateur de tension continue G, un milliampèremètre (A) et un interrupteur K, versons 100 mL d'eau distillée et fermons l'interrupteur K.

L'intensité du courant électrique I_1 mesurée par le milliampèremètre est très faible. L'eau distillée conduit très faiblement le courant électrique.



b. Si, dans l'eau on ajoute 0,1 mole d'éthanol C_2H_5OH , ce dernier se dissout et l'aiguille du milliampèremètre dévie très faiblement comme pour l'eau distillée. L'intensité du courant I_2 est du même ordre de grandeur que l'intensité I_1 .

La solution d'alcool dans l'eau conduit très faiblement le courant électrique.

c. Remplaçons la solution précédente par une autre obtenue par la dissolution de 0,1 mole de chlorure de sodium solide NaCl dans 100 mL d'eau. Dans ce cas, l'aiguille accuse une nette déviation : la solution de chlorure de sodium conduit le courant électrique de manière significative.

L'intensité I_3 du courant mesurée est beaucoup plus importante que dans les deux expériences précédentes.



La conductibilité électrique de l'eau salée est nettement meilleure que celle de l'eau distillée ou de la solution aqueuse d'éthanol. Le chlorure de sodium est appelé électrolyte.

II-2. Définition d'un électrolyte

Un électrolyte est un corps composé dont la solution aqueuse conduit mieux le courant électrique que l'eau pure. La solution d'un électrolyte est dite solution électrolytique.

II-3. Autres exemples d'électrolytes

Les solutions aqueuses de chlorure de potassium KCl , de chlorure de cuivre (II) $CuCl_2$, de sulfate de cuivre (II) $CuSO_4$, de dichromate de potassium $K_2Cr_2O_7$ et de permanganate de potassium $KMnO_4$ conduisent mieux le courant électrique que l'eau pure. Ces substances sont des électrolytes.

Par contre les solutions aqueuses d'éthanol et de sucre ne conduisent pas mieux le courant électrique que l'eau pure. L'éthanol et le sucre ne sont pas des électrolytes.

III. Anion et cation

Quelles sont les entités chimiques responsables de la conductibilité électrique des solutions ?

III-1. Expérience sur la migration des ions

Considérons un entonnoir rempli par une solution (S_1) de bichromate de potassium $K_2Cr_2O_7$ et de sulfate de cuivre (II) $CuSO_4$ dans l'acide sulfurique 1 M. Relions l'entonnoir à un tube en U par l'intermédiaire de deux robinets R_1 et R_2 . Les robinets étant fermés, versons dans le tube en U une solution (S_2) diluée d'acide sulfurique. Introduisons, en ouvrant les robinets R_1 et R_2 , doucement et par la partie inférieure du tube en U la solution (S_1) de sorte que les solutions (S_1) et (S_2) ne se mélangent pas. Plongeons enfin les deux électrodes en graphite et faisons passer le courant électrique continu (figure (a)).



Figure (a)



Figure (b)



Figure (c)

III-2. Observations

Au bout de quelques minutes, on observe l'apparition d'une coloration bleue du côté de l'électrode reliée à la borne négative du générateur et une coloration jaune orangée du côté de l'électrode reliée à la borne positive du générateur (figures (b) et (c)).

Remarque

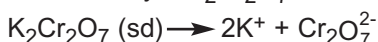
Pour éviter le mélange des solutions (S_1) et (S_2), on les sépare par du coton ou de la laine de verre.

III-3. Interprétation

Les ions cuivre (II) Cu^{2+} présents dans la solution sont à l'origine de l'observation de la coloration bleue. Ces ions sont issus de la dissolution et de la dissociation ionique de l'électrolyte CuSO_4 :



Les ions bichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ présents dans la solution sont à l'origine de l'observation de la coloration jaune orangée. Ces ions proviennent de la dissolution et de la dissociation ionique de l'électrolyte $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:



Cette expérience montre que le passage du courant électrique dans une solution électrolytique est assuré par un mouvement d'ensemble, ordonné et simultané d'ions positifs et d'ions négatifs.

Les ions positifs appelés cations migrent vers la cathode qui est l'électrode liée au pôle négatif du générateur. Les ions négatifs ou anions migrent vers l'anode qui est l'électrode liée au pôle positif du générateur.

Dans une solution d'électrolyte, les porteurs de charges sont donc les cations et les anions en solution, une telle solution est appelée solution ionique.

La conductibilité est d'autant plus grande que la molarité des ions présents dans la solution est élevée.

La dissolution de l'éthanol ou du sucre dans l'eau n'améliore pas la conductibilité électrique de l'eau car ces composés ne forment pas d'ions. Par contre le chlorure de sodium composé ionique, se dissocie dans l'eau en libérant des ions Na^+ et Cl^- ce qui explique la forte conductibilité de l'eau salée.

Remarque

Les ions présents en solution aqueuse sont dispersés et entourés de molécules d'eau : on dit qu'ils sont hydratés ou solvatés.

IV. Les grandeurs de concentration

Dans une solution, on peut caractériser la quantité de soluté dissoute par :

- la concentration massique ;
- la concentration molaire ou molarité.

IV-1. La concentration massique

La concentration massique est égale à la masse de soluté dissous par litre de solution.

On la calcule par le quotient de la masse m du soluté par le volume V de la solution.

$$C = \frac{m}{V}$$

m : masse du soluté en g
V : volume de la solution en L
C : concentration massique en g.L^{-1}

IV-2. La concentration molaire ou molarité

La concentration molaire ou molarité d'un soluté pur A introduit dans une solution est égale à la quantité de soluté dissoute par litre de solution.

On la calcule par le quotient de la quantité n de soluté dissoute par le volume V de la solution.

$$C = \frac{n}{V}$$

n : quantité de soluté dissoute en mole
V : volume de la solution en L
C : concentration molaire en mol.L⁻¹

La solution où on a n moles de soluté dissout par litre de solution est dite n fois molaire ou n M. Ainsi une solution contenant 2,5 moles de NaCl par litre de solution est 2,5 fois molaire. Sa concentration est égale à 2,5 mol.L⁻¹. On la représente par NaCl 2,5 M.

Remarque

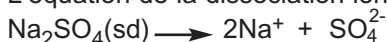
Dans la définition de la concentration molaire du soluté A dans une solution nous n'avons pas tenu compte de l'ionisation éventuelle du soluté A. Cette concentration est notée C_A.

Si le soluté donne lieu à des ions on peut aussi caractériser la solution par la molarité des ions qu'elle contient. Cette molarité sera notée [i] où i symbolise l'un des ions formés.

IV-3. Relation entre la concentration molaire notée C et la concentration molaire des ions notée [i]

Soit une solution aqueuse de sulfate de sodium de concentration molaire C = 0,1 mol.L⁻¹. Déterminons les concentrations molaires des ions Na⁺ et SO₄²⁻ sachant que le sulfate de sodium se dissocie totalement dans l'eau en ions Na⁺ et SO₄²⁻.

L'équation de la dissociation ionique du sulfate de sodium dans l'eau s'écrit :



La dissolution d'une mole de Na₂SO₄ fait apparaître par ionisation totale 2 moles de Na⁺ et une mole de SO₄²⁻, donc la dissolution de 0,1 mole de Na₂SO₄ fait apparaître 2.0,1 mole de Na⁺ et 0,1 mole de SO₄²⁻.

	Na ₂ SO ₄	Na ⁺	SO ₄ ²⁻
Quantité introduite (en mol)	0,1	0	0
Quantité en solution (en mol)	0	0,2	0,1

$$\text{On a } C = C_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{V} = \frac{0,1}{1} = 0,1.\text{mol.L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{V} = \frac{0,1}{1} = 0,1.\text{mol.L}^{-1} \text{ et } [\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V} = \frac{2.0,1}{1} = 0,2.\text{mol.L}^{-1}$$

$$\text{D'où } [\text{Na}^+] = 2.C \text{ et } [\text{SO}_4^{2-}] = C.$$

V. Comparaison des électrolytes : électrolytes forts - électrolytes faibles

V-1. Expérience et observations

Dans un électrolyseur à électrodes en platine ou en graphite placé en série avec un générateur de tension continue G, un milliampèremètre A et un interrupteur K, versons 100 mL d'une solution aqueuse (S_1) de chlorure de sodium de concentration molaire C égale à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

L'intensité du courant électrique mesurée est égale à 12 mA (figure a).

Faisons la même expérience avec 100 mL d'une solution aqueuse (S_2) d'acide éthanóique 0,01 M. L'intensité du courant mesurée est égale à 2 mA (figure b).



Figure a : électrolyseur contenant la solution (S_1) de chlorure de sodium.



Figure b : électrolyseur contenant la solution (S_2) d'acide éthanóique.

V-2. Interprétation

A concentration égale la conductibilité électrique de la solution (S_1) est nettement plus importante que celle de la solution (S_2). Or la conductibilité électrique est liée à la concentration des ions réellement présents dans la solution. On en déduit que toutes les molécules d'acide éthanóique ne sont pas totalement ionisées. L'ionisation est partielle et l'acide éthanóique est appelé électrolyte faible. A l'opposé on peut confirmer par d'autres expériences que le chlorure de sodium est complètement dissocié en ions dans l'eau : il s'agit alors d'un électrolyte fort. Ainsi les électrolytes forts AB se dissocient ou s'ionisent totalement dans l'eau.

Exemples : (HCl, NaCl, NaOH...).

On peut représenter la dissociation de ces électrolytes dans l'eau par : $AB \rightarrow A^+ + B^-$

Exemple : $\text{NaCl}(\text{sd}) \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Pour une solution d'un électrolyte fort AB de concentration molaire C on aura alors

$[\text{A}^+] = C$; $[\text{B}^-] = C$; $[\text{AB}] = 0 \text{ mol.L}^{-1}$

Les électrolytes faibles s'ionisent partiellement dans l'eau. La solution contient un certain nombre de molécules de soluté non ionisées.

Exemples : CH_3COOH ; NH_3 ...

On peut représenter l'ionisation de ces électrolytes faibles dans l'eau par : $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$.

Exemple : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ pour l'acide éthanóique.

L'ESSENTIEL

- ◆ Un électrolyte est un corps composé dont la solution aqueuse conduit mieux le courant électrique que l'eau pure.
- ◆ La concentration massique C d'un soluté dans une solution (S) est égale à la masse de soluté dissoute par litre de solution. On la calcule par le quotient de la masse m du soluté dissoute par le volume V de la solution : $C = \frac{m}{V}$
- ◆ La concentration molaire d'une solution (S) est égale à la quantité de soluté dissoute par litre de solution. On la calcule par le quotient de la quantité n de soluté dissoute par le volume V de la solution : $C = \frac{n}{V}$
- ◆ Un électrolyte est fort lorsque son ionisation dans l'eau est pratiquement totale : $AB \rightarrow A^+ + B^-$
- ◆ Un électrolyte est dit faible lorsque son ionisation dans l'eau est partielle : $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$
- ◆ Pour un électrolyte fort il existe une relation simple entre la molarité des ions et la concentration molaire du soluté.

Naviguons sur Internet

- ◆ <http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/carrefour/multiples/chap12q.htm>
- ◆ <http://jc.marceau.free.fr/phystp.php>
- ◆ <http://www.chimix.com/>

EXERCICE RÉSOLU

ENONCÉ

On prépare 500 mL d'une solution aqueuse en dissolvant complètement 12,7 g de chlorure de fer (II) FeCl_2 dans l'eau.

- 1.a. Exprimer la concentration molaire C de la solution de chlorure de fer (II).
 - b. Calculer la valeur de C .
- 2.a. Ecrire l'équation de la dissociation ionique du chlorure de fer (II) dans l'eau sachant que FeCl_2 est un électrolyte fort.
 - b. Exprimer la molarité de chaque ion dans la solution en fonction de C .
 - c. En déduire les molarités des ions présents dans la solution.

On donne $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

SOLUTION

- 1.a. Exprimons la concentration molaire C de la solution :

$$C = \frac{n}{V} \quad n \text{ est le nombre de moles de } \text{FeCl}_2 \text{ dissous et } V \text{ le volume de la solution.}$$

$$\text{Or } n = \frac{m_{\text{FeCl}_2}}{M_{\text{FeCl}_2}} \text{ d'où : } C = \frac{m_{\text{FeCl}_2}}{M_{\text{FeCl}_2} V}$$

M_{FeCl_2} est la masse molaire moléculaire du soluté.

- b. Déterminons la valeur numérique de C :

$$\text{On a } M_{\text{FeCl}_2} = M_{\text{Fe}} + 2M_{\text{Cl}} = 56 + 71 = 127 \text{ g.mol}^{-1} \text{ et } V = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L} \text{ donc } C = \frac{12,7}{127 \cdot 0,5} = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

2. a. Le chlorure de fer (II) FeCl_2 étant un électrolyte fort, par suite son ionisation dans l'eau est totale. L'équation chimique de la réaction d'ionisation s'écrit :



- b. Exprimons les molarités des ions Fe^{2+} et Cl^- .

La dissolution d'une mole de FeCl_2 s'accompagne de l'apparition d'une mole de Fe^{2+} et de deux moles de Cl^- .

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{V} = \frac{n_{\text{FeCl}_2}}{V} = C$$

$$\text{et } [\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} = \frac{2n_{\text{FeCl}_2}}{V} = 2C$$

- c. $[\text{Fe}^{2+}] = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{Cl}^-] = 2 \cdot 0,2 = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$

Commentaire et point méthode

◆ Ecrire l'expression de définition de la concentration.

◆ Ne pas oublier les unités.

◆ Distinguer un électrolyte fort d'un électrolyte faible.

◆ Ne pas confondre entre la concentration d'un soluté et la molarité des ions.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

1. Ecrire sur vos cahiers et compléter les phrases suivantes :
 - a. Le chlorure de sodium NaCl se dissout dans l'eau ; l'eau est le ; le chlorure de sodium est ; le mélange obtenu est
 - b. La solution aqueuse de chlorure de sodium conduit mieux le courant électrique que l'eau pure, le chlorure de sodium est
 - c. L'ionisation dans l'eau du chlorure de sodium est pratiquement totale, le chlorure de sodium est
2. Répondre par vrai ou faux.
 - a. Un électrolyte est une solution conductrice de courant.
 - b. Un électrolyte est fort si sa solution aqueuse conduit faiblement le courant électrique.
 - c. Un électrolyte est faible lorsque sa solution aqueuse conduit fortement le courant électrique.
 - d. Pour comparer les forces de deux électrolytes on considère des solutions à concentrations égales.

B. Questions à choix multiples

Choisir la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1. La dissolution d'un composé ionique dans l'eau :
 - a. est toujours totale ;
 - b. est toujours partielle ;
 - c. est parfois totale, parfois partielle selon que ce composé est un électrolyte fort ou faible.
2. Dans une solution aqueuse conduisant mieux le courant électrique que l'eau pure :
 - a. le soluté est l'électrolyte ;
 - b. le solvant est l'électrolyte ;
 - c. la solution est l'électrolyte.
3. A et B sont deux électrolytes tels que A est plus fort que B.
 - a. l'ionisation de A dans l'eau est totale ;
 - b. l'ionisation de B dans l'eau est partielle ;
 - c. une solution de A conduit mieux le courant électrique qu'une solution de B de même concentration ;
 - d. une solution de B conduit mieux le courant électrique qu'une solution de A de même concentration.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Exercice n° 1

Le chlorure de cuivre (II) CuCl_2 s'ionise totalement dans l'eau selon l'équation:



1. L'électrolyte est-il fort ou faible ?
2. Exprimer la concentration molaire C de la solution obtenue en fonction de la masse m de CuCl_2 dissoute dans l'eau, de la masse molaire M du soluté et du volume V de la solution.
3. Exprimer les molarités de Cu^{2+} et de Cl^- en fonction de C.

Exercice n° 2

On dissout 0,05 mol de nitrate de potassium KNO_3 dans l'eau pour obtenir 100 mL de solution de concentration C.

1. Calculer la concentration molaire C de la solution ainsi obtenue.
2. Si la dissolution est totale :
 - a. Ecrire l'équation de la dissolution.
 - b. Calculer les molarités en ions K^+ et NO_3^- .
3. Calculer la masse molaire de KNO_3 si la masse m de KNO_3 dissoute dans la solution est égale à 5,05 g.

Exercice n° 3

On se propose de préparer 200 mL d'une solution aqueuse de chlorure de calcium CaCl_2 de concentration molaire égale à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. Le chlorure de calcium est un électrolyte fort.

1. Ecrire l'équation de la dissociation ionique de CaCl_2 dans l'eau.
2. Calculer la masse de CaCl_2 à dissoudre pour préparer cette solution.
3. Calculer les molarités des ions Ca^{2+} et Cl^- .

On donne $M_{\text{Ca}} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice n° 4

Compléter et ajuster les équations suivantes de dissociation ionique ou de dissolution dans l'eau :

- a. $\text{CuCl}_2 \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \dots\dots\dots$
- b. $\dots\dots\dots \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- c. $\text{KNO}_3 \longrightarrow \text{K}^+ + \dots\dots\dots$
- d. $\text{KMnO}_4 \longrightarrow \dots\dots\dots + \text{MnO}_4^-$
- e. $\dots\dots \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Cl}^-$

Exercice n° 5

On dissout 20 g de chlorure de cuivre (II) anhydre CuCl_2 pour obtenir 200 mL de solution.

1. Comment réaliser cette préparation expérimentalement ?
2. Ecrire l'équation de la dissociation dans l'eau de CuCl_2 .
3. Calculer la molarité des ions Cu^{2+} et des ions Cl^- .

On donne $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice n° 6

On fait dissoudre 6,5g de chlorure de fer (III) dans de l'eau distillée de manière à obtenir 50 mL d'une solution (S). Le chlorure de fer (III) est un électrolyte fort.

1. a. Ecrire l'équation de la dissolution et de la dissociation ionique du chlorure de fer (III) dans l'eau.
 - b. Calculer la concentration molaire de la solution (S).
 - c. Calculer les molarités des ions formés par la dissociation ionique de l'électrolyte.
2. On divise en deux parties égales la solution précédente entre 2 tubes à essais A et B.
 - a. Quelle est la molarité de Fe^{3+} dans le tube A ?
 - b. Quelle est la molarité de Cl^- dans le tube B ?

On donne les masses molaires atomiques : $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice n° 7

Quelle est la formule statistique des électrolytes formés par les ions :

- (Na⁺ et SO₄²⁻) ;
- (Cu²⁺ et NO₃⁻) ;
- (Al³⁺ et Cl⁻) ;
- (Al³⁺ et SO₄²⁻).

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n° 1

Le sulfate de fer (III) est un solide très soluble dans l'eau et c'est un électrolyte fort .

La solution aqueuse obtenue contient les ions Fe³⁺ et les ions SO₄²⁻ .

- Déterminer la formule statistique du sulfate de fer (III) .
 - Ecrire l'équation de sa dissociation ionique dans l'eau.
- Quelle masse de cristaux solides de sulfate de fer (III) anhydre faut-il dissoudre dans l'eau pour obtenir 300 mL d'une solution (S) de molarité C = 0,3 mol.L⁻¹ ?
 - Calculer les molarités des ions Fe³⁺ et SO₄²⁻ dans cette solution.
- A la solution précédente (S) on ajoute 1,5 L d'eau pure, on obtient alors 1,8 L d'une solution (S') de molarité C' en soluté dissous.
 - Calculer la nouvelle molarité C' de la solution (S').
 - Calculer les molarités des ions Fe³⁺ et SO₄²⁻ dans (S').

On donne M_S = 32 g.mol⁻¹ ; M_{Fe} = 56 g.mol⁻¹ ; M_O = 16 g.mol⁻¹.

Exercice n° 2

Un litre d'une solution (S₁) a été préparée en dissolvant 16,7 g de cristaux de chlorure de magnésium hydraté de formule (MgCl₂, xH₂O) où x représente le nombre de moles d'eau par mole de chlorure de magnésium. La molarité des ions Mg²⁺ dans (S₁) est égale à 0,1 mol.L⁻¹.

Le chlorure de magnésium est un électrolyte fort.

- Ecrire l'équation de la dissociation ionique du chlorure de magnésium dans l'eau.
 - Exprimer la molarité [Mg²⁺] en fonction de la concentration C₁ de la solution (S₁).
 - Déterminer la valeur de C₁ et celle de [Cl⁻].
- Déterminer la masse molaire M du chlorure de magnésium hydraté.
 - Exprimer M en fonction de x.
 - En déduire la valeur de x et écrire la formule du chlorure de magnésium hydraté.
- Quel volume V₂ d'eau faut-il ajouter à un volume V₁ = 200 cm³ de la solution précédente (S₁) pour obtenir une solution (S₂) dans laquelle la molarité des ions chlorure est égale à 0,02 mol.L⁻¹ ?

On donne M_{Cl} = 35,5 g.mol⁻¹ ; M_{Mg} = 24 g.mol⁻¹ ; M_O = 16 g.mol⁻¹ et M_H = 1g.mol⁻¹.

Exercice n° 3

On considère 300 cm^3 d'une solution (S_1) obtenue par dissolution de 6,35 g de chlorure de fer (II) FeCl_2 et 200 cm^3 d'une solution (S_2) obtenue par la dissolution dans l'eau de 23,4 g de chlorure de sodium NaCl .

- 1.a. Ecrire les équations de dissociation ionique dans l'eau de FeCl_2 et de NaCl qui sont des électrolytes forts.
 - b. Calculer les concentrations C_1 et C_2 des solutions (S_1) et (S_2).
 - c. Calculer les molarités des ions Fe^{2+} et des ions Cl^- dans (S_1) et celles des ions Na^+ et des ions Cl^- dans (S_2).
2. On mélange les solutions (S_1) et (S_2) pour obtenir une solution (S_3).
- a. Calculer les nouvelles molarités des ions Fe^{2+} ; Na^+ et Cl^- dans (S_3).
 - b. Peut-on dire que $[\text{Cl}^-]_{(S_3)} = [\text{Cl}^-]_{(S_1)} + [\text{Cl}^-]_{(S_2)}$?

On donne $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$

Leçon 2 : Dissolution et précipitation des électrolytes

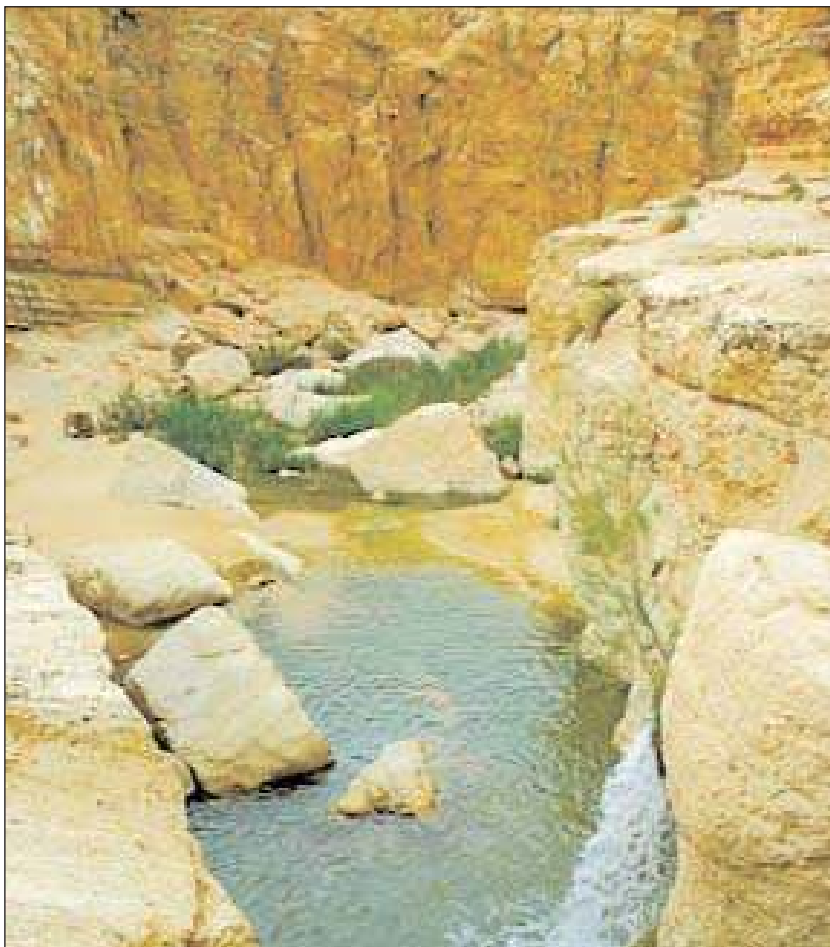
Objectifs

L'élève sera capable de:

- ✿ distinguer un électrolyte très soluble d'un électrolyte peu soluble ;
- ✿ citer les facteurs influant sur la précipitation des électrolytes.

Prérequis

- ✿ Calcul de la concentration molaire d'une solution.
- ✿ Dissociation ionique.
- ✿ Electrolyte fort et électrolyte faible.



Eaux de montagne au sud tunisien

- ✿ Les eaux naturelles contiennent des ions. D'où proviennent ces ions ?
- ✿ Comment expliquer le dépôt solide dans les conduites d'eau ?

Dissolution et précipitation des électrolytes

I. La dissolution des électrolytes

I-1. Rappels sur la solution saturée et la solubilité

Peut-on dissoudre n'importe quelle quantité de sel dans un volume bien déterminé d'eau ?

a. Expérience et observations

Introduisons dans un tube à essais contenant 10 cm³ d'eau, 2 g de chlorure de sodium.

Par agitation, le solide se dissout totalement.

Continuons à ajouter peu à peu du solide jusqu'à ce qu'il reste du solide qui ne se dissout plus. On dit que la solution est saturée.

La concentration de la solution saturée C_{sat} représente la solubilité du soluté envisagé, elle est notée s .

b. Conclusion

D'une manière générale la dissolution des électrolytes est limitée. Quand l'électrolyte ne se dissout plus la solution est dite saturée.

La concentration d'un soluté dans une solution saturée définit la solubilité de ce soluté : $s = C_{\text{sat}}$.

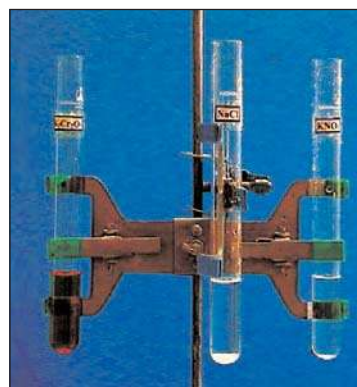
I-2. Electrolytes solubles et électrolytes peu solubles

De quoi dépend la solubilité d'un électrolyte ?
La solubilité dépend-elle de la nature de l'électrolyte ?

a. Expériences

Dans trois tubes à essais A, B et C, contenant chacun 10 mL d'eau distillée, ajoutons progressivement en agitant à chaque fois :

- au tube A du nitrate de potassium par quantité de 1 g jusqu'à 3 g puis ajoutons 0,2 g;
- au tube B du bichromate de potassium par quantité de 0,2 g jusqu'à 0,4 g puis ajoutons 0,1 g ;
- au tube C du chlorure de sodium par quantité de 1 g jusqu'à 3 g puis ajoutons 0,7 g.



b. Constatations

D'après les expériences précédentes réalisées à la température ambiante :

- la saturation de la solution du nitrate de potassium est atteinte lorsqu'on ajoute environ 3,2 g de soluté dans 10 cm³ d'eau soit 320 g de soluté environ par litre d'eau ;
- la saturation de la solution du bichromate de potassium est atteinte lorsqu'on ajoute environ 0,5 g de soluté dans 10 cm³ d'eau soit 50 g de soluté environ par litre d'eau ;
- la saturation de la solution du chlorure de sodium est atteinte lorsqu'on ajoute environ 3,7 g de soluté dans 10 cm³ d'eau soit 370 g de soluté environ par litre d'eau.

Ainsi à la température ambiante, le chlorure de sodium est plus soluble dans l'eau que le nitrate de potassium que le bichromate de potassium.

Dans les mêmes conditions, les électrolytes sont plus ou moins solubles dans l'eau ; certains sont très solubles, d'autres peu solubles.

Remarque

Il est nécessaire de distinguer entre solubilité et force d'un électrolyte. En effet il existe des électrolytes faibles très solubles (exemple: NH₃) et des électrolytes forts peu solubles (exemple: Ca(OH)₂).

La solubilité dépend non seulement de la nature de l'électrolyte mais également de la nature du solvant.

Exemple : A température ambiante le chlorure de sodium est beaucoup plus soluble dans l'eau que dans l'alcool.

I-3. Variation de la solubilité avec la température

La solubilité dépend-elle de la température ?

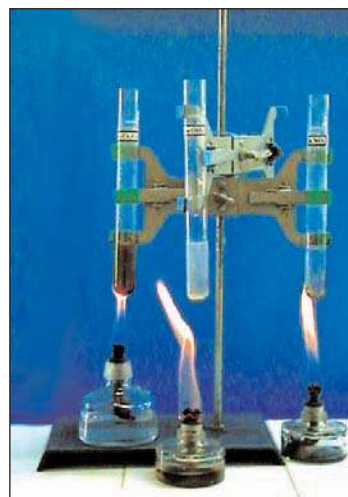
a. Expériences

Considérons un tube à essais A contenant une solution saturée de nitrate de potassium en présence d'une faible quantité de nitrate de potassium solide à la température ambiante.

La concentration C est égale à la solubilité s_1 : $C = s_1$.

Chauffons ce tube, nous constatons que la quantité de cristaux de KNO₃ diminue et disparaît totalement.

Refroidissons la solution précédente, nous constatons de nouveau l'apparition des cristaux de nitrate de potassium.



Nous obtenons le même résultat avec une solution saturée de bichromate de potassium en présence d'une faible quantité de bichromate de potassium solide.

Considérons un tube à essais D contenant une solution saturée d'hydroxyde de calcium (eau de chaux) en présence d'une faible quantité de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ solide. La concentration C est égale à la solubilité s_2 : $C = s_2$. En chauffant le tube nous constatons que la solution se trouble davantage .

b. Conclusion

En augmentant la température on dissout davantage de KNO_3 solide, on en conclut que la solubilité du nitrate de potassium croît avec la température. La concentration de la solution obtenue est supérieure à s_1 : $C > s_1$.

Evidemment si on diminue la température la solubilité du nitrate de potassium diminue.

A l'opposé l'augmentation de la température fait apparaître des cristaux de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, on en conclut que la solubilité de l'hydroxyde de calcium diminue avec la température et on obtient une solution où la concentration est inférieure à s_2 : $C < s_2$.

**La solubilité des électrolytes est fonction de la température.
Pour la plupart des électrolytes elle augmente quand la température augmente.**

II. La précipitation des électrolytes

II-1. Influence de la concentration sur la précipitation des électrolytes

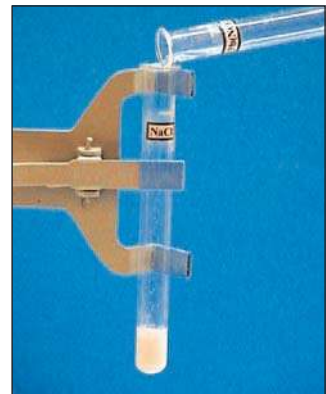
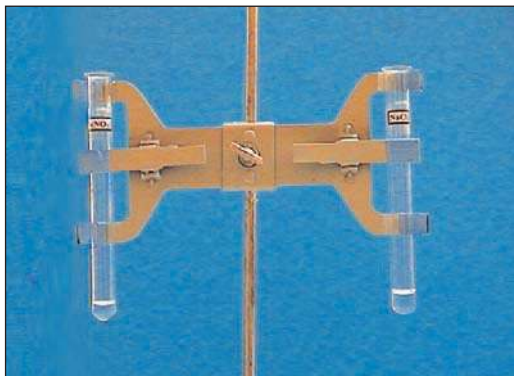
La précipitation dépend-elle de la concentration des électrolytes ?

a. Expériences

Expérience 1

Soit deux tubes à essais A et B contenant l'un 1 cm^3 d'une solution aqueuse de nitrate de plomb $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ de concentration molaire $C_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ et l'autre 1 cm^3 d'une solution de chlorure de sodium NaCl de concentration molaire $C_2 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Versons le contenu du tube A dans celui du tube B, un précipité blanc apparaît aussitôt.



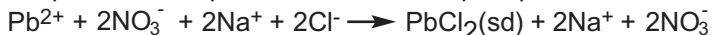
Expérience 2

On refait l'expérience précédente en partant cette fois-ci de 1 cm^3 de chacune de solutions précédentes de chlorure de sodium et de nitrate de plomb qu'on dilue cinquante fois environ. Quand on mélange les deux solutions diluées aucun précipité n'apparaît.

b. Interprétation

Dans l'expérience 1 le solide blanc qui apparaît est le chlorure de plomb PbCl_2 .

L'équation chimique de la réaction de précipitation est :



Comme les ions Na^+ et NO_3^- ne participent pas réellement à la réaction on peut écrire l'équation chimique précédente sous une forme plus simple :



L'apparition d'un solide, à partir des ions en solution est une réaction de précipitation.

Par ailleurs dans l'expérience 2 aucun précipité n'apparaît pourtant les quantités de matière de réactifs sont les mêmes que dans l'expérience 1 mais les concentrations sont différentes.

La réaction de précipitation ne dépend pas des quantités de matière de réactifs mais de leurs concentrations.

II-2. Influence de la nature des réactifs sur la précipitation des électrolytes

La précipitation dépend-elle de la nature des réactifs ?

a. Activités expérimentales

Expérience 1 et observations

Introduisons quelques millilitres d'une solution de chlorure de sodium NaCl et de sulfate de zinc ZnSO_4 séparément dans deux tubes à essais.

Ajoutons à chacun de ces tubes une solution de nitrate de potassium KNO_3 .

Aucun précipité ne se forme.

Interprétation

Dans cette expérience on a seulement un simple mélange d'ions K^+ , NO_3^- , Na^+ , Cl^- , Zn^{2+} et SO_4^{2-} .

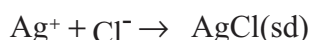
Expérience 2 et observations

Introduisons quelques millilitres d'une solution de chlorure de sodium NaCl et de chlorure de potassium KCl séparément dans deux tubes à essais.

Ajoutons à chacun de ces tubes une solution de nitrate d'argent AgNO_3 . Un précipité blanc qui noircit à la lumière apparaît dans chacun des tubes.

Interprétation

Le précipité obtenu correspond à la formation du chlorure d'argent AgCl . Il résulte de l'action de l'ion argent Ag^+ sur l'ion chlorure Cl^- présent dans chacun des deux tubes. L'équation chimique simplifiée de la réaction de précipitation est :



Expérience 3 et observations

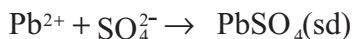
Introduisons quelques millilitres d'une solution de sulfate de sodium Na_2SO_4 et de sulfate de potassium K_2SO_4 séparément dans 2 tubes à essais.

Ajoutons à chacun de ces tubes une solution de nitrate de plomb $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Un précipité blanc apparaît dans chacun des tubes.

Interprétation

Le précipité blanc apparu est le sulfate de plomb PbSO_4 qui résulte de l'action de l'ion plomb Pb^{2+} sur l'ion sulfate SO_4^{2-} selon l'équation :



Expérience 4 et observations

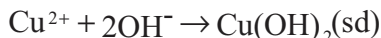
Introduisons quelques millilitres d'une solution de sulfate de cuivre (II) CuSO_4 et de chlorure de cuivre (II) CuCl_2 séparément dans deux tubes à essais.

Ajoutons à chacun de ces tubes une solution d'hydroxyde de potassium KOH .

Un précipité bleu apparaît dans chacun des tubes.

Interprétation

Le précipité bleu obtenu est l'hydroxyde de cuivre (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ qui résulte de l'action de l'ion hydroxyde OH^- sur l'ion cuivre (II) Cu^{2+} selon l'équation :



Expérience 5 et observations

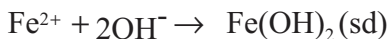
Introduisons quelques millilitres d'une solution de sulfate de fer (II) FeSO_4 et de chlorure de fer (II) FeCl_2 séparément dans deux tubes à essais.

Ajoutons à chacun de ces tubes une solution d'hydroxyde de potassium KOH .

Un précipité vert apparaît dans chacun des tubes.

Interprétation

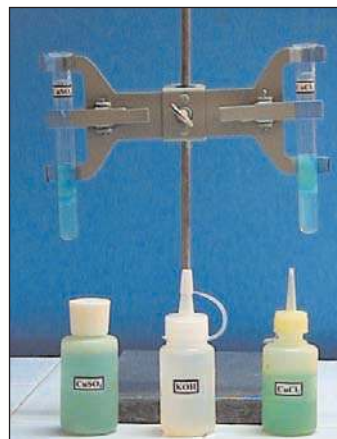
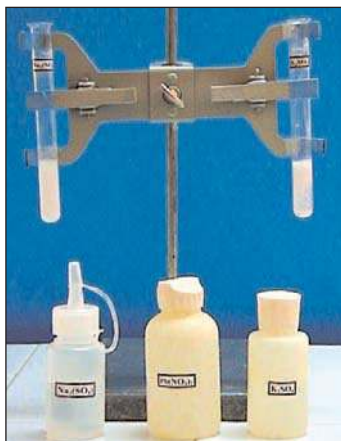
Le précipité vert apparu correspond à la formation de l'hydroxyde de fer (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ selon l'équation:



b. Conclusion

D'après les expériences précédentes on constate que certains ions tels que :

Ag^+ et Cl^- ; Pb^{2+} et Cl^- ; Pb^{2+} et SO_4^{2-} ; Cu^{2+} et OH^- ; Fe^{2+} et OH^- peuvent donner des précipités.



Dans la précipitation des électrolytes, ce sont les ions qui jouent le rôle de réactif et non les composés qui les apportent. La précipitation des électrolytes dépend donc de la nature des réactifs.

L'ESSENTIEL

- ◆ La solubilité d'un électrolyte à une température donnée est la concentration du soluté dans la solution saturée : $s = C_{\text{sat}}$.
- ◆ Si à une température donnée : $C < s$, la solution est non saturée ; $C = s$ la solution est saturée.
- ◆ La solubilité d'un électrolyte dépend de sa nature, de la température et de la nature du solvant.
- ◆ Si la solubilité est très faible, l'électrolyte est dit très peu soluble.
- ◆ Si la solubilité est grande l'électrolyte est très soluble.
- ◆ La précipitation est la réaction qui donne un précipité à partir des ions correspondants.
- ◆ La précipitation d'un électrolyte dépend des concentrations des réactifs et de la nature des ions présents.

Naviguons sur Internet

- ◆ <http://gglameau.free.fr/joule/index.htm>
- ◆ <http://www.cegep-st-laurent.qc.ca/depar/chimie/prosol.htm>
- ◆ <http://chimie.net.free.fr/exercices.precipitation.htm>

EXERCICE RÉSOLU

ENONCÉ

La solubilité de l'iodure de plomb PbI_2 est $s = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à 25°C .

- On introduit 0,3 g de PbI_2 solide dans 0,8 L d'eau pure et on agite longuement.
 - Calculer la solubilité de PbI_2 en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ à 25°C .
 - L'électrolyte PbI_2 solide introduit initialement dans la solution a-t-il été dissous totalement ?
 - La solution (S) obtenue est-elle saturée ou non saturée ?
 - Calculer les concentrations molaires des ions Pb^{2+} et I^- dans la solution.
- A la solution précédente (S), on ajoute de nouveau 1 g de PbI_2 solide et on agite vivement. On obtient une solution (S').
 - La nouvelle solution (S') est-elle saturée ou non ?
 - Calculer la masse de PbI_2 non dissoute dans la solution (S').
 - Calculer les concentrations molaires des ions dans la solution (S').

On donne les masses molaires atomiques : $M_{\text{Pb}} = 207 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M_{\text{I}} = 127 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

SOLUTION

- Cherchons la solubilité de PbI_2 en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.
Soit m_1 la masse de soluté qui peut être dissoute dans un litre de solution pour atteindre la saturation.
 $m_1 = n_{\text{PbI}_2} \cdot M_{\text{PbI}_2}$
 $M_{\text{PbI}_2} = 207 + 2 \cdot 127 = 461 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $m_1 = 1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 461 = 599,3 \cdot 10^{-3} \text{ g}$
et $s = \frac{599,3 \cdot 10^{-3}}{1} \approx 0,6 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
 - Calculons la masse maximale de PbI_2 qu'on peut dissoudre dans 0,8 L d'eau à 25°C .
Cette masse est donnée par la relation $m = s \cdot V$ avec s en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ et V en L. AN : $m = 0,6 \cdot 0,8 = 0,48 \text{ g}$.
Comme la masse de PbI_2 introduite (0,3 g) est inférieure à la masse nécessaire pour atteindre la saturation (0,48 g) on en conclut que tout l'électrolyte introduit s'est dissout et il ne reste plus de PbI_2 solide.
 - La solution (S) est non saturée.
 - La concentration C du soluté dans la solution (S) est :

$$C = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{0,3}{461 \cdot 0,8} = 0,83 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

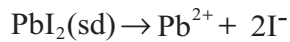
Commentaire et point méthode

- ◆ Appliquer correctement les

$$\text{relations } C = \frac{m}{V} \text{ ou } C = \frac{n}{V}.$$

- ◆ Prendre garde aux unités.

L'équation de la dissociation de PbI_2 dans l'eau s'écrit :



D'après cette équation on a

$$\frac{n_{\text{Pb}^{2+}}}{n_{\text{PbI}_2}} = 1 \text{ et } \frac{n_{\text{I}^-}}{n_{\text{PbI}_2}} = 2$$

Soit :

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{n_{\text{Pb}^{2+}}}{V} = \frac{n_{\text{PbI}_2}}{V} = C = 0,83 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{I}^-] = \frac{n_{\text{I}^-}}{V} = \frac{2n_{\text{PbI}_2}}{V} = 2C = 1,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

2. a. La masse totale de PbI_2 introduite dans 0,8 L d'eau est

$$m_2 = m + m' = 0,3 + 1 = 1,3 \text{ g.}$$

La masse m_2 est supérieure à la masse nécessaire pour atteindre la saturation. On obtient une solution (S') saturée en présence de PbI_2 solide.

b. La masse d'électrolyte non dissous est

$$m_{\text{restant}} = m_2 - m = 1,3 - 0,48 = 0,82 \text{ g.}$$

c. La solution (S') est saturée, la concentration molaire C' est égale à la solubilité s : $C' = s$. Donc :

$$[\text{Pb}^{2+}] = C' = s = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{I}^-] = 2 \cdot C' = 2 \cdot s = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$$

◆ Ecrire correctement l'équation de la réaction de dissolution de l'électrolyte pour dégager les relations entre les concentrations molaires des différents ions.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

- Répondre sur le cahier d'exercices par vrai ou faux.
 - Une solution qui dissout peu de soluté est non saturée.
 - Une solution qui peut dissoudre encore du soluté est non saturée.
 - Une solution qui dissout trop de soluté est saturée.
- Reproduire sur le cahier d'exercices et compléter les phrases suivantes :
 - A une température donnée, la concentration des solutions saturées en un électrolyte (A) définit..... de, elle est notée et s'exprime soit en, soit en
 - A une température donnée, si la concentration $C < s$, la solution estet si $C = s$, la solution est
 - Si la solubilité d'un électrolyte est très faible, l'électrolyte est dit.....
 - La solubilité d'un électrolyte dans l'eau dépend de..... et de.....
 - La précipitation des électrolytes peu solubles dépend de..... des réactifs et des
- Que signifie l'expression : une solution ionique est électriquement neutre ?

B. Questions à choix multiples

Choisir et recopier sur le cahier d'exercices la (ou les) bonne(s) réponse(s).

- A la température de 25°C , on peut dissoudre au maximum 180 g de chlorure de sodium dans 0,5 L d'eau :
 - l'eau est le soluté ;
 - le chlorure de sodium est le soluté ;
 - la solubilité est $s = 180 \text{ g.L}^{-1}$;
 - la solubilité est $s = 360 \text{ g.L}^{-1}$.
- La précipitation des électrolytes :
 - ne dépend pas de la température ;
 - ne dépend que des concentrations des réactifs ;
 - dépend de la nature des réactifs ;
 - dépend de la nature des ions qui interviennent et non des composés qui les apportent.
- Dans la réaction de précipitation les réactifs sont :
 - les électrolytes ;
 - les ions.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Exercice n° 1

Les cations Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} et Hg^{2+} donnent en présence d'une solution d'hydroxyde de sodium, des précipités de couleurs respectives : verte, rouille, bleue et jaune.

- Ecrire les équations chimiques des réactions de précipitation.
- Donner le nom de chaque précipité obtenu.

Exercice n° 2

On prépare trois solutions saturées (S_1), (S_2) et (S_3) de carbonate de lithium Li_2CO_3 en présence d'une très faible quantité de solide en dissolvant respectivement :

- une masse $m_1 = 1,4$ g de Li_2CO_3 dans 100 mL d'eau à la température de 15°C ;
- une masse $m_2 = 2,65$ g de Li_2CO_3 dans 200 mL d'eau à la température de 20°C ;
- une masse $m_3 = 3,5$ g de Li_2CO_3 dans 300 mL d'eau à la température de 40°C .

- 1.a. Calculer les solubilités du carbonate de lithium aux différentes températures.
- b. Comment varie la solubilité du carbonate de lithium avec la température ?
- 2.a. Qu'observe-t-on si on chauffe la solution (S_2) sans qu'il y ait évaporation du solvant ?
- b. Pour dissoudre le maximum de carbonate de lithium dans le même volume d'eau, faut-il utiliser une eau froide ou bien une eau chaude ?

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n° 1

On prépare 100 cm^3 d'une solution aqueuse (S) en dissolvant une masse m de chlorure de cuivre (II) CuCl_2 dans l'eau. On divise cette solution en deux volumes égaux.

A la première partie de cette solution de volume égal à 50 cm^3 , on ajoute une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de façon à précipiter complètement tous les ions Cu^{2+} . Le précipité obtenu lavé et séché, a une masse égale à $0,975$ g.

Dans la deuxième partie de la solution (S), on verse une solution de nitrate d'argent de façon à précipiter complètement les ions chlorure Cl^- . Le précipité obtenu lavé et séché à l'abri de l'air, a une masse égale à $2,87$ g.

1. Ecrire l'équation chimique de la réaction de dissociation dans l'eau :
 - a. du chlorure de cuivre (II) CuCl_2 ;
 - b. de l'hydroxyde de sodium NaOH ;
 - c. du nitrate d'argent AgNO_3 .
2. Ecrire l'équation chimique de la réaction de précipitation quand:
 - a. on mélange la solution aqueuse de chlorure de cuivre (II) avec la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ;
 - b. on mélange la solution aqueuse de chlorure de cuivre (II) avec la solution aqueuse de nitrate d'argent.
3. a. Calculer les concentrations molaires en ions Cu^{2+} et Cl^- dans la solution (S).
- b. Vérifier que la solution (S) est électriquement neutre.
- c. Quel est le volume minimum d'une solution $0,1$ M d'hydroxyde de sodium à ajouter pour précipiter complètement les ions Cu^{2+} présents dans 50 cm^3 de la solution (S) ?

On donne les masses molaires atomiques :

$M_{\text{Cu}} = 63,5\text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Ag}} = 108\text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Cl}} = 35,5\text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16\text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{H}} = 1\text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice n° 2

On donne la solubilité de l'hydroxyde de baryum $\text{Ba}(\text{OH})_2$ pour différentes températures :

Température (en °C)	10	20	30	40	50	60
Solubilité (en g.L ⁻¹)	35	45	60	80	110	180

- Ecrire l'équation chimique de la dissociation ionique de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ dans l'eau.
 - Tracer la courbe de variation de la solubilité s en fonction de la température.
- On introduit 55 g d'hydroxyde de baryum dans l'eau de façon à obtenir 0,5 L de solution.
 - Le soluté peut-il se dissoudre totalement à 25°C ? à 60 °C ?
 - Les solutions obtenues à 25°C et à 60 °C sont-elles saturées ou non saturées ?
- La solution préparée précédemment à 25°C est chauffée.
 - A partir de quelle température la dissolution est- elle totale ?
 - Quelle sera la masse du dépôt solide d'hydroxyde de baryum si on refroidit la solution jusqu'à 20°C ?

Exercice n° 3

Une solution aqueuse (S_1) de nitrate d'argent AgNO_3 renferme 0,1 mol d'ions Ag^+ par litre de solution.

- Ecrire l'équation de la réaction de dissociation ionique du nitrate d'argent AgNO_3 dans l'eau.
 - En déduire la molarité de la solution en ions nitrate NO_3^- .
- On verse un volume variable d'une solution aqueuse de chlorure de sodium (S_2) de concentration molaire 0,2 mol.L⁻¹ dans 100 cm³ de la solution (S_1) précédente.
 - Quel est le nombre de moles d'ions Cl^- théoriquement nécessaire pour précipiter tous les ions Ag^+ ?
 - Quel est le volume V_2 de la solution (S_2) qui contient cette quantité d'ions Cl^- ?
 - Quelle est la masse théorique du précipité obtenu ?

Exercice n° 4

On prépare 100 mL d'une solution (S_1) en dissolvant une masse de 3 g d'hydroxyde de sodium dans l'eau. L'hydroxyde de sodium NaOH est un électrolyte fort.

- Ecrire l'équation de sa dissociation ionique dans l'eau.
 - Calculer la concentration molaire C_1 de cette solution.
 - Calculer les molarités en ions sodium et en ions hydroxyde dans la solution.
- Pour précipiter pratiquement tous les ions Fe^{3+} contenus dans 0,1 L d'une solution (S_2) de chlorure de fer (III), on doit verser au moins 50 mL de la solution (S_1).
 - Quelle est la couleur du précipité obtenu ?
 - Ecrire l'équation chimique de la réaction de précipitation de l'hydroxyde de fer (III).
- Calculer le nombre de moles d'ions Fe^{3+} par litre de la solution (S_2).
 - En déduire la concentration molaire C_2 de la solution (S_2) de chlorure de fer (III).
 - Calculer la masse du précipité obtenu.

On donne les masses molaires atomiques :

$M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$.

Savoir plus

I. Origine des ions dans les eaux minérales

Quelle est l'origine des ions dans une eau minérale?

Toutes les eaux minérales renferment des ions (anions et cations). La minéralisation de la plupart des eaux est dominée par huit ions appelés couramment ions majeurs. Ce sont les cations : calcium, magnésium, sodium et potassium, et les anions : chlorure, sulfate, nitrate et hydrogénocarbonate HCO_3^- qu'on appelle couramment ions bicarbonates.

Minéralisation des eaux souterraines

C'est la nature qui élabore une eau minérale. L'eau de pluie s'infiltré dans le sol, emprunte des fissures et s'enfonce profondément sous terre.

Au cours de son infiltration dans le sol l'eau se charge en ions par dissolution des sels et acquiert des propriétés physiques et chimiques qui caractérisent l'eau de la nappe qu'elle forme.

COMPOSITION Mg/L		تركيب الماء المينرالي
(-) ANIONS		
Bicarbonates	244	البicarbonات
Sulfates	24	الكبريتات
Chlorure	64	الكلوريد
Nitrate	3	النترات
Fluorure	0.5	الفلور
(+) CATIONS		
Calcium	60	الكالسيوم
Magnésium	10	المغنيسيوم
Sodium	37	الصوديوم
Potassium	2	البوتاسيوم

Etiquette d'une bouteille d'eau minérale

Les eaux souterraines sont plus ou moins minéralisées en fonction :

- ◆ de la nature des roches traversées et des minéraux rencontrés au cours de l'infiltration ;
- ◆ du temps de contact de l'eau avec les minéraux du sous sol ;
- ◆ du temps de renouvellement de l'eau de la nappe par l'eau d'infiltration .

Toutes les eaux naturelles contiennent trois anions de base : les hydrogénocarbonates, les sulfates et les chlorures qui sont associés avec les cations calcium, magnésium, sodium et potassium.

- ◆ Les hydrogénocarbonates proviennent de la dissolution des roches calcaires sous l'effet de l'attaque par les eaux de ruissellement devenues acides par la dissolution de dioxyde de carbone CO_2 ou d'émanations du magma profond.
- ◆ Les sulfates sont issus du lessivage de gisements salifères (gypse) d'âge secondaire ou tertiaire.
- ◆ Les chlorures sont abondants dans les dépôts de chlorure de sodium (sel de cuisine).

Dans les terrains cristallins (granitiques) sableux et gréseux , c'est à dire riche en minéraux siliceux et silicatés , les eaux sont savoureuses: elles sont peu minéralisées mais acides et agressives pour les conduites.

Dans les réservoirs calcaires, les eaux sont dures et riches en sels de calcium et de magnésium; elles entartrent les conduites.

Au contact du gypse, l'eau se charge en sulfate de calcium (ions sulfate et ions calcium) et devient plus ou moins dure et impropre à la consommation.

II. Rôle de la boisson dans les calculs rénaux

Boire est une nécessité. Sans eau, l'homme ne peut pas survivre. Cette nécessité est encore plus importante chez les sujets qui souffrent des calculs rénaux.

Comment se forme un calcul rénal ?

C'est grâce aux urines que sont éliminés un certain nombre de déchets tels que l'urée, l'acide urique, l'acide oxalique.

On désigne sous le terme de diurèse la quantité d'urine émise chaque jour.

Plus la quantité d'eau absorbée est importante plus les urines sont diluées (claires).

A l'inverse, lorsque l'apport en boisson est réduit ou que la transpiration est abondante, les urines sont beaucoup plus concentrées. Leur couleur est plus foncée.

Lorsque les urines sont trop concentrées, elles sont sursaturées en soluté susceptible de précipiter sous forme de cristaux au niveau du rein. En s'agglomérant les uns aux autres, les cristaux forment des calculs. La présence de calculs dans les reins ou les voies urinaires est désignée sous le nom de lithiase urinaire.

Différents types de calculs rénaux

Il existe plusieurs types de calculs rénaux en fonction de la nature chimique du soluté qui a précipité. Les plus connues sont la lithiase calcique et la lithiase urique.

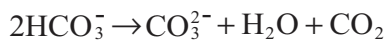
Le calcul est constitué par des cristaux d'oxalate de calcium pur ou mélangé à du phosphate de calcium.

III. Le dépôt solide dans les conduites d'eau

L'eau de robinet est une eau potable mais elle n'est pas pure car elle contient des ions. Les concentrations maximales admises pour ces ions sont :

Ions	Concentration maximale en g.L ⁻¹
Chlorure Cl ⁻	0,25
Sulfate SO ₄ ²⁻	0,25
Nitrate NO ₃ ⁻	0,05
Magnésium Mg ²⁺	0,125
Calcium Ca ²⁺	0,125
Plomb Pb ²⁺	0

La présence des ions hydrogénocarbonate HCO₃⁻ dans l'eau est gênante car ces ions peuvent se transformer en ions carbonates CO₃²⁻ selon l'équation chimique :



Les ions carbonates formés donnent avec les ions calcium Ca²⁺ ou les ions magnésium Mg²⁺ des précipités très peu solubles qui obturent progressivement les canalisations. Une eau qui renferme une grande concentration en ions calcium Ca²⁺, magnésium Mg²⁺ et hydrogénocarbonate HCO₃⁻ est appelée eau dure.

Leçon 3 : Tests d'identification de quelques ions

Objectifs

L'élève sera capable d'identifier :

- ✿ l'ion Na^+ par le test de la flamme ;
- ✿ un ion dans une solution par sa réaction de précipitation.

Prérequis

- ✿ Solution aqueuse ionique.
- ✿ Neutralité électrique d'une solution ionique.
- ✿ Anion et cation.
- ✿ Concentration molaire d'une espèce chimique.
- ✿ Couleurs de quelques ions hydratés.



Vous disposez de trois flacons contenant des solutions ioniques différentes (S_1), (S_2) et (S_3).

- ✿ Serez-vous capables d'identifier les ions présents dans chacune de ces solutions ?

Tests d'identification de quelques ions

I. But

Etude de quelques tests d'identifications des ions.

II. Réactifs et matériel

Solution de chlorure de fer (II) FeCl_2 .
Solution de sulfate de fer (II) FeSO_4 .
Solution de sulfate de fer (III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
Solution de chlorure de fer (III) FeCl_3 .
Solution de sulfate de cuivre (II) CuSO_4 .
Solution de chlorure de cuivre (II) CuCl_2 .
Solution de sulfate de zinc ZnSO_4 .
Solution de chlorure de zinc ZnCl_2 .
Solution de sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
Solution de chlorure d'aluminium AlCl_3 .

Solution d'hydroxyde de sodium NaOH .
Solution de chlorure de sodium NaCl .
Solution de nitrate d'argent AgNO_3 .
Solution du sulfate de sodium Na_2SO_4 .
Solution de sulfate de potassium K_2SO_4 .
Solution de phosphate de potassium K_3PO_4 .
Solution de chlorure de baryum BaCl_2 .
Des tubes à essais. Pissette d'eau distillée.
Bec bunsen.
Baguette de verre.

III. Identification de quelques cations : Na^+ ; Fe^{2+} ; Fe^{3+} ; Cu^{2+} ; Zn^{2+} ; Al^{3+}

III-1. Test à la flamme

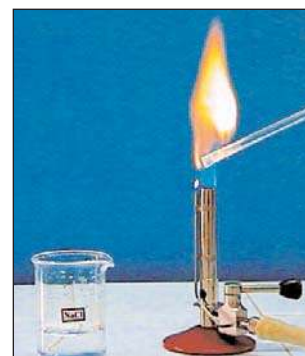
a. Identification de l'ion sodium Na^+

Expérience et observations

Une baguette de verre plongée dans une solution aqueuse de chlorure de sodium (eau salée) est portée dans la flamme d'un bec bunsen.

Une teinte jaune caractéristique des ions sodium apparaît.

La même expérience peut être réalisée en remplaçant la solution de chlorure de sodium par une solution d'hydroxyde de sodium ou de sulfate de sodium.



Couleur jaune de la flamme correspondant à l'ion sodium

Le test à la flamme permet de caractériser l'ion sodium Na^+ .

b. Identification de l'ion Cuivre Cu^{2+}

Expérience et observations

Une baguette de verre plongée dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) est portée dans la flamme d'un bec bunsen.

Une teinte verte caractéristique des ions Cu^{2+} apparaît.

La même expérience peut être réalisée en remplaçant la solution de sulfate de cuivre (II) par une solution de chlorure de cuivre (II).



Couleur verte de la flamme caractéristique de l'ion Cu^{2+}

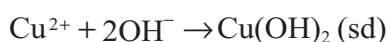
Le test à la flamme permet de caractériser l'ion cuivre Cu^{2+} .

III-2. Test à la soude : identification des cations colorés Cu^{2+} ; Fe^{2+} ; Fe^{3+}

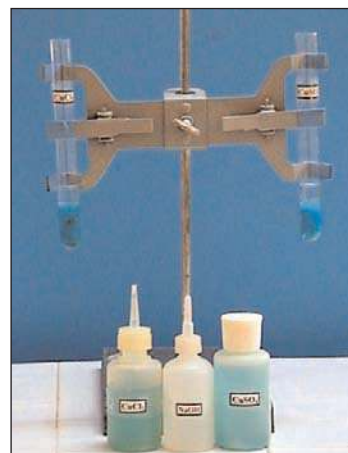
a. Le cation Cu^{2+}

Dans deux tubes à essais introduisons respectivement quelques millilitres d'une solution de chlorure de cuivre (II) et de sulfate de cuivre (II). La couleur bleue des deux solutions est due à la présence des ions Cu^{2+} hydratés.

En ajoutant à chacun des tubes quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium nous constatons la formation d'un précipité de couleur bleue dû à la réaction des ions Cu^{2+} sur les ions hydroxyde OH^- . L'équation de la réaction de précipitation s'écrit :



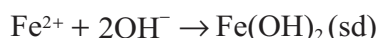
Les ions Cu^{2+} donnent avec les ions OH^- un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre $\text{Cu}(\text{OH})_2$.



b. Le cation Fe^{2+}

Dans deux tubes à essais introduisons respectivement quelques millilitres d'une solution de chlorure de Fer (II) et de sulfate de fer (II). La couleur vert pâle des deux solutions est due à la présence des ions Fe^{2+} hydratés.

En ajoutant à chacun des tubes quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium nous observons l'apparition d'un précipité vert foncé dû à la formation de l'hydroxyde de fer (II) suivant :



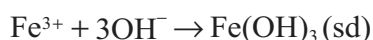
Les ions Fe^{2+} donnent avec les ions OH^- un précipité vert d'hydroxyde de fer (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$.



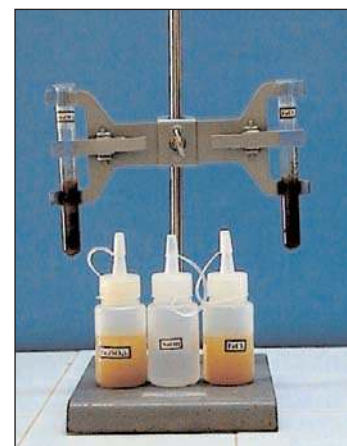
c. Le cation Fe^{3+}

Dans deux tubes à essais introduisons séparément quelques millilitres d'une solution de sulfate de fer (III) et de chlorure de fer (III). La couleur jaune rouille de ces deux solutions est due à la présence des ions Fe^{3+} hydratés.

En ajoutant à chacun des deux tubes quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium on forme l'hydroxyde de fer (III) de couleur rouille. L'équation de la réaction de précipitation s'écrit :



Les ions Fe^{3+} donnent avec les ions OH^- un précipité rouille d'hydroxyde de fer (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$.



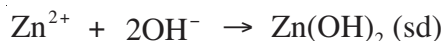
III-3. Identification des cations incolores Zn^{2+} ; Al^{3+}

a. Le cation Zn^{2+}

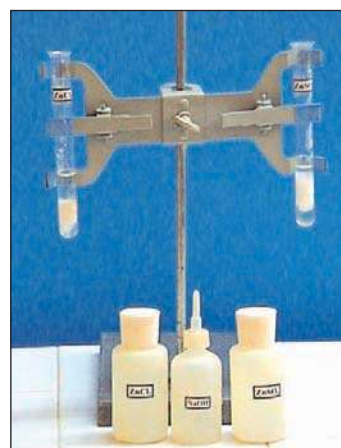
Dans deux tubes à essais introduisons quelques millilitres d'une solution de sulfate de zinc et de chlorure de zinc.

Les deux solutions sont incolores et renferment des ions Zn^{2+} .

En ajoutant à chacun des deux tubes quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium, il se forme un précipité blanc gélatineux d'hydroxyde de zinc.



Le précipité d'hydroxyde de zinc disparaît si on ajoute un excès de soude.



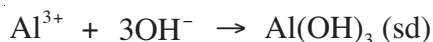
Les ions Zn^{2+} donnent avec les ions OH^{-} un précipité blanc gélatineux d'hydroxyde de zinc $Zn(OH)_2$.

b. Le cation Al^{3+}

Dans deux tubes à essais introduisons quelques millilitres d'une solution de sulfate d'aluminium et de chlorure d'aluminium.

Ces deux solutions renferment des ions Al^{3+} et sont incolores.

En ajoutant à chacun des deux tubes quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium, il se forme un précipité blanc d'hydroxyde d'aluminium.



Le précipité d'hydroxyde d'aluminium disparaît si on ajoute un excès de soude.



Les ions Al^{3+} donnent avec les ions OH^{-} un précipité blanc d'hydroxyde d'aluminium $Al(OH)_3$.

Remarque

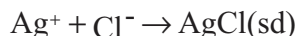
Seul l'hydroxyde de zinc est soluble dans une solution aqueuse d'ammoniac. Ce test permet de différencier l'hydroxyde d'aluminium de l'hydroxyde de zinc.

IV. Identification des anions Cl^- ; PO_4^{3-} ; SO_4^{2-} : Test au nitrate d'argent

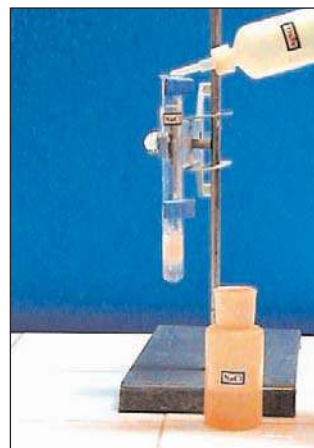
1. L'anion chlorure Cl^-

Dans un tube à essais contenant quelques millilitres d'une solution de chlorure de sodium NaCl , ajoutons quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent AgNO_3 .

Un précipité blanc qui noircit à la lumière de chlorure d'argent AgCl se forme. L'équation de la réaction de précipitation s'écrit :



Les ions Cl^- donnent avec les ions Ag^+ un précipité blanc de chlorure d'argent AgCl qui noircit à la lumière.

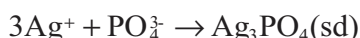


2. L'anion phosphate PO_4^{3-}

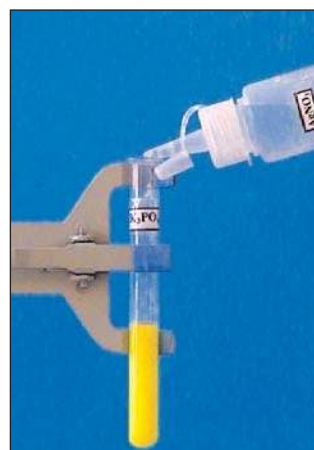
Dans un tube à essais contenant quelques millilitres d'une solution de phosphate de potassium K_3PO_4 , ajoutons quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent AgNO_3 .

Un précipité jaune de phosphate d'argent Ag_3PO_4 apparaît.

L'équation de la réaction de précipitation s'écrit :



Les ions PO_4^{3-} donnent avec les ions Ag^+ un précipité jaune de phosphate d'argent Ag_3PO_4 .

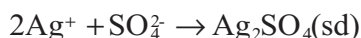


3. L'anion sulfate SO_4^{2-}

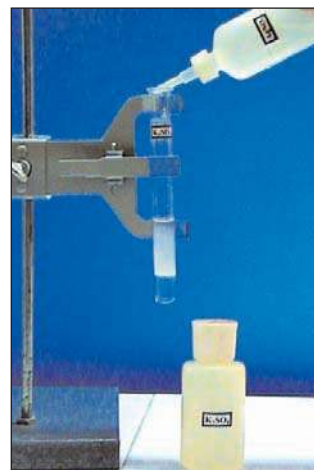
Dans un tube à essais contenant quelques millilitres d'une solution de sulfate de potassium K_2SO_4 , ajoutons quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent AgNO_3 .

Un précipité blanc de sulfate d'argent Ag_2SO_4 apparaît.

L'équation de la réaction de précipitation s'écrit :



Les ions SO_4^{2-} donnent avec les ions Ag^+ un précipité blanc de sulfate d'argent Ag_2SO_4 .



Remarque

Il est possible d'utiliser le chlorure de baryum BaCl_2 au lieu du nitrate d'argent pour reconnaître les ions SO_4^{2-} .

Il se forme un précipité blanc de sulfate de baryum BaSO_4 selon l'équation : $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \text{ (sd)}$

Les ions SO_4^{2-} donnent avec les ions Ba^{2+} un précipité blanc de sulfate de baryum BaSO_4 .



V. Conclusion

Les expériences précédemment décrites nous ont permis d'identifier quelques ions usuels. Nous regroupons dans le tableau ci-dessous les couleurs caractéristiques des précipités obtenus.

Tests	Test à la soude				Test au nitrate d'argent			Test à la flamme	
Couleur du précipité	blanc	vert	rouille	bleu	blanc	blanc	jaune	flamme jaune	flamme verte
Ion identifié	Al^{3+} ou Zn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cu^{2+}	Cl^-	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	Na^+	Cu^{2+}

L'ESSENTIEL

Pour caractériser un ion, on peut utiliser :

- ◆ la couleur de l'ion hydraté quand elle existe ;
- ◆ le test à la flamme ;
- ◆ la précipitation d'électrolytes peu solubles par l'utilisation d'un réactif caractéristique.

Naviguons sur Internet

- ◆ <http://www.ac-orleans-tours.fr/physique/phyel/trois/pagion/ion.htm>
- ◆ <http://e.m.c.2.free.fr/chimie.htm>

EXERCICE RÉSOLU

ENONCÉ

L'analyse d'une solution (S) d'électrolyte ne contenant qu'un seul type d'anion et de cation donne les résultats suivants :

-l'addition de 25 mL d'une solution (S₁) d'hydroxyde de sodium 2 M à 50 mL de la solution (S) conduit à la formation d'un précipité rouille qui, lavé et séché, pèse 1,07g ;

-l'addition de 25 mL d'une solution (S₂) de chlorure de baryum 1M à 50 mL de la solution (S) conduit à la formation d'un précipité blanc qui, lavé et séché, pèse 3,5 g.

1. a. A quoi est due la formation du précipité rouille ? Ecrire l'équation chimique de la réaction de précipitation correspondante.

b. A quoi est due la formation du précipité blanc ? Ecrire l'équation chimique de la réaction de précipitation correspondante.

c. En déduire la nature des ions présents dans la solution (S).

2.a. Calculer la concentration molaire en cations et en anions contenus dans (S).

b. Quelle relation existe entre ces deux concentrations ? Quelle est la formule de l'électrolyte dissous dans la solution (S) ?

3. En déduire la masse du soluté dissoute par litre de la solution (S).

On donne les masses molaires atomiques :

$M_H = 1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_O = 16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_S = 32\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{Fe} = 56\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{Ba} = 137,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

SOLUTION

1. a. Le précipité rouille formé par addition d'hydroxyde de sodium à la solution (S) ne peut être que l'hydroxyde de fer (III) de formule $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dû à l'existence des ions Fe^{3+} dans la solution (S).

L'équation de la réaction de précipitation s'écrit :



b. Le précipité blanc obtenu par addition du chlorure de baryum à la solution (S) ne peut être que le sulfate de baryum de formule BaSO_4 dû à l'existence des ions sulfates SO_4^{2-} dans la solution (S).

L'équation de la réaction de précipitation s'écrit :



c. La solution (S) doit contenir les cations Fe^{3+} et les anions SO_4^{2-} .

2. a. Cherchons la concentration en ions Fe^{3+} dans (S).
D'après l'équation : $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 (\text{sd})$
on a la relation :

$$n(\text{Fe}^{3+})_{\text{réagissant}} = n(\text{Fe}(\text{OH})_3)_{\text{formé}} = \frac{n(\text{OH}^-)_{\text{réagissant}}}{3}$$

Commentaire et point méthode

- ◆ Se rappeler les tests d'identification des cations et des anions usuels.
- ◆ Se rappeler des couleurs des précipités obtenus.
- ◆ Ecrire les équations de réactions de précipitation.
- ◆ Appliquer correctement l'expression définissant la concentration.

Or : $n(\text{Fe}(\text{OH})_3)_{\text{formé}} = \frac{m}{M} = \frac{1,07}{107} = 10^{-2} \text{ mol}$ donc

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n(\text{Fe}^{3+})_{\text{réagissant}}}{V} = \frac{10^{-2}}{50 \cdot 10^{-3}} = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

Remarque 1

La quantité d'ions hydroxyde OH^- ajoutée $n(\text{OH}^-)_{\text{ajouté}}$ est égale à : $n(\text{OH}^-)_{\text{ajouté}} = C_1 \cdot V_1 = 25 \cdot 10^{-3} \cdot 2 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$, elle est supérieure à la quantité minimale nécessaire pour la précipitation de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ égale à $3 \cdot n(\text{Fe}^{3+})$.

Donc la solution d'hydroxyde de sodium est en excès par rapport à celle contenant Fe^{3+} .

Cherchons la concentration molaire des ions sulfates SO_4^{2-} dans (S).

D'après l'équation : $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{sd})$
on a la relation

$$n(\text{Ba}^{2+})_{\text{réagissant}} = n(\text{BaSO}_4)_{\text{formé}} = n(\text{SO}_4^{2-})_{\text{réagissant}}$$

Or : $n(\text{BaSO}_4) = \frac{m'}{M'} = \frac{3,5}{233,5} = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ donc

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n(\text{SO}_4^{2-})_{\text{réagissant}}}{V} = \frac{1,5 \cdot 10^{-2}}{50 \cdot 10^{-3}} = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$$

Remarque 2

La quantité d'ions baryum Ba^{2+} ajoutée $n(\text{Ba}^{2+})_{\text{ajouté}}$ est égale à : $n(\text{Ba}^{2+})_{\text{ajouté}} = C_2 \cdot V_2 = 25 \cdot 10^{-3} \cdot 1 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$. Elle est supérieure à la quantité minimale nécessaire pour la précipitation de BaSO_4 égale à $n(\text{SO}_4^{2-})$.

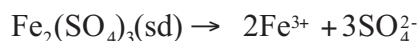
Donc, la solution de chlorure de baryum utilisée est en excès par rapport à celle contenant SO_4^{2-} .

b. D'après les valeurs des concentrations molaires des ions dans la solution (S), on constate que :

$2 [\text{SO}_4^{2-}] = 3 [\text{Fe}^{3+}]$. La formule de l'électrolyte dissous dans (S) est $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

3. Cherchons la masse du soluté dissoute par litre de solution.

L'équation de dissolution de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ est :



$$\text{On a donc } \frac{n_{\text{FeSO}_4}}{1} = \frac{n_{\text{Fe}^{3+}}}{2} = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{3}$$

En divisant les quantités de matière par le volume on obtient :

$$C = \frac{1}{2} [\text{Fe}^{3+}] = \frac{1}{3} [\text{SO}_4^{2-}] \text{ or } C = \frac{m}{M \cdot V} \text{ soit}$$

$m = C \cdot M \cdot V$: m est la masse du soluté dissoute en g, M la masse molaire du soluté en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et V le volume de la solution en litre. AN : $m = 0,1 \cdot 400 \cdot 1 = 40 \text{ g}$.

◆ Distinguer entre la concentration molaire de la solution en soluté et la concentration molaire des ions présents en solution.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

Reproduire et compléter les phrases suivantes sur le cahier d'exercices.

- En présence des ions hydroxyde OH^- , les ions Fe^{3+} donnent un précipité de formule ; les ions Fe^{2+} donnent un précipité foncé de formule..... ; les ions Cu^{2+} donnent un précipité de formule et les ions Zn^{2+} donnent un précipité soluble dans un excès de.....
- Une solution qui donne un précipité blanc en présence des ions Ag^+ renferme des ions si ce précipité noircit en présence de la lumière.

B. Questions à choix multiples

Choisir et écrire sur le cahier d'exercices la bonne réponse.

- En solution aqueuse l'ion Cu^{2+} est:
 - bleu ;
 - incolore ;
 - rouille.
- On trempe une baguette de verre dans une solution de nitrate de sodium puis on place cette baguette dans la flamme d'un bec bunsen.
 - la flamme se colore en vert ;
 - la flamme se colore en bleu ;
 - la flamme se colore en jaune.
- On trempe une baguette de verre dans une solution de chlorure de cuivre (II) puis on place cette baguette dans la flamme d'un bec bunsen.
 - la flamme se colore en vert ;
 - la flamme se colore en bleu ;
 - la flamme se colore en jaune.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Exercice n° 1

On donne le tableau suivant :

Solution (S_1) \ Solution (S_2)	$\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
$\text{Na}^+ + \text{OH}^-$		Précipité bleu	
$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$			
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$			

- Reproduire sur le cahier d'exercices et indiquer la couleur des précipités obtenus quand on mélange la solution (S_1) avec la solution (S_2).
- Ecrire les équations des réactions de précipitation qui ont lieu.

Exercice n° 2

On soumet une solution aqueuse bleuâtre supposée ne contenant qu'un seul type de cations et un seul type d'anions aux tests suivants :

-l'addition d'une solution d'hydroxyde de sodium à une première fraction de la solution provoque l'apparition d'un précipité bleu clair ;
-l'addition d'une solution de nitrate de baryum à une seconde fraction de la solution produit un précipité blanc.

1. Identifier les ions présents dans la solution étudiée.
2. Ecrire les équations des réactions de précipitation.
3. Donner la formule de l'électrolyte dissous dans la solution.

Exercice n° 3

Deux solutions aqueuses (A) et (B) contiennent chacune un seul type de cations et un seul type d'anions parmi les ions suivants : Zn^{2+} ; Na^+ ; Cu^{2+} ; Cl^- ou SO_4^{2-} .

1. La solution (A) est bleue et la solution (B) est incolore.
 - a. Quelles sont les formules possibles de l'électrolyte dissous dans la solution (A) ?
 - b. Quelles sont les formules possibles de l'électrolyte dissous dans la solution (B) ?
2. L'addition d'une solution de chlorure de baryum BaCl_2 à un échantillon de chacune des solutions (A) et (B) donne un précipité blanc.
 - a. Quelle est la formule possible du précipité obtenu ?
 - b. Quel est l'ion mis en évidence dans les solutions (A) et (B) ?
 - c. Quel électrolyte a-t-on identifié et dans quelle solution se trouve-t-il ?
3. La solution non identifiée donne un précipité blanc en présence d'une solution d'hydroxyde de sodium NaOH . Identifier l'électrolyte dissous et dissocié dans cette solution.

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n° 1

On prépare une solution aqueuse en dissolvant du sulfate de sodium Na_2SO_4 dans l'eau distillée.

1. Ecrire l'équation de la dissociation ionique du sulfate de sodium dans l'eau.
2. Dans 25 mL de cette solution, on verse 25 mL d'une solution aqueuse de chlorure de baryum de concentration molaire $C_2 = 0,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, il se forme un précipité.
 - a. Quelle est la couleur du précipité formé et quelle est sa formule ?
 - b. Ecrire l'équation chimique de la réaction de précipitation.
 - c. Calculer la quantité d'ions Ba^{2+} ajoutés.
2. La masse du précipité, lavé et séché, est égale à 1,4 g.
 - a. Montrer que la quantité de baryum ajoutée est en excès par rapport à celle des ions sulfate.
 - b. Calculer la quantité de précipité formé.
 - c. Calculer les concentrations molaires de la solution initiale en ions Na^+ et en ions SO_4^{2-} .
On supposera que la précipitation est totale.

On donne les masses molaires atomiques:

$$M_{\text{Na}} = 23 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} ; M_{\text{S}} = 32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} ; M_{\text{O}} = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} ; M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ et } M_{\text{Ba}} = 137,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

Exercice n° 2

On dispose de trois solutions aqueuses incolores (S_1), (S_2) et (S_3) de sulfate de sodium Na_2SO_4 , de sulfate de zinc ZnSO_4 et de chlorure de sodium NaCl respectivement. Les solutions sont placées dans trois flacons (F_1), (F_2) et (F_3) en désordre et non étiquetés.

1. Quels sont les ions présents dans chaque solution ?
2. L'addition d'une solution aqueuse de nitrate d'argent AgNO_3 dans un échantillon du flacon (F_1) donne un précipité blanc qui noircit à la lumière.
 - a. Quelle est la formule du précipité obtenu ?
 - b. Quel est l'ion mis en évidence ?
 - c. Peut-on identifier l'un des flacons. Si oui lequel ?
3. L'addition d'une solution de chlorure de baryum BaCl_2 dans un échantillon de chaque flacon donne un précipité blanc pour les flacons (F_2) et (F_3) et ne donne aucun précipité pour le flacon (F_1).
 - a. Quelle est la formule du précipité obtenu par addition de la solution du chlorure de baryum ?
 - b. Quel est l'ion mis en évidence par ce test ?
 - c. Peut-on identifier l'un des deux autres flacons? Sinon proposer au moins un test qui permet d'identifier le contenu de ces flacons.

Leçon 4 : Solutions aqueuses d'acide

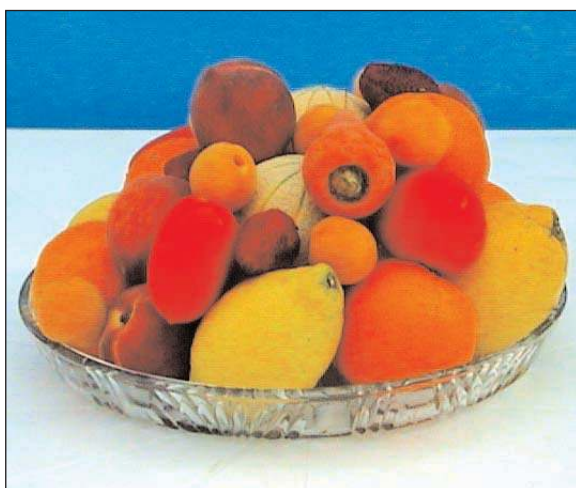
Objectifs

L'élève sera capable de:

- ✿ reconnaître une solution acide d'après ses propriétés;
- ✿ écrire l'équation d'ionisation des acides courants.

Prérequis

- ✿ Dissociation ou ionisation des électrolytes dans l'eau.
- ✿ Concentration molaire.
- ✿ Electrolyte fort et électrolyte faible.



Les fruits contiennent les acides : citrique, ascorbique, tartrique, malique etc. Leurs jus ont le goût « acide ».

La saveur acide était autrefois attribuée à des particules que l'on supposait pointues et, de ce fait, responsables des picotements de la langue lors de l'ingestion de solutions dites acides. Cette interprétation fantaisiste nous fait rire aujourd'hui car les connaissances actuelles sur les solutions aqueuses ont permis de préciser ce qu'on entend par acide

- ✿ **Qu'est ce donc qu'un acide ?**
- ✿ **Quelles propriétés chimiques communes possèdent les solutions aqueuses d'acides?**
- ✿ **Connaissez-vous des liquides acides utilisés dans la vie de tous les jours ?**

Les solutions aqueuses d'acide

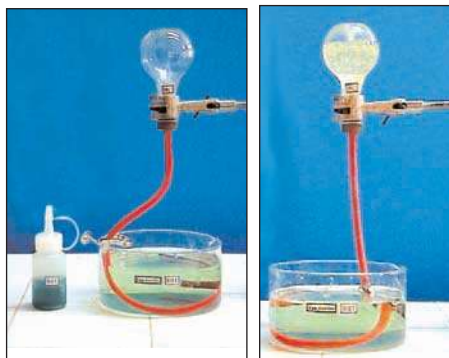
I. Dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau

I-1. Expérience et observations

Retournons un ballon rempli de chlorure d'hydrogène (gaz) HCl et équipé d'un tube de verre effilé et terminé par un caoutchouc obturé par une pince sur un cristalliseur contenant de l'eau additionnée de quelques gouttes de bleu de bromothymol (BBT).

Initialement la solution est verte.

En ouvrant la pince, nous constatons que l'eau monte lentement dans le tube, puis jaillit brusquement dans le ballon et se colore en jaune.



I-2. Interprétation

Au contact de l'eau, le chlorure d'hydrogène se dissout très rapidement. Il apparaît une dépression (vide partiel) dans le ballon, ce qui cause l'aspiration de l'eau.

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

II. Etude de la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène

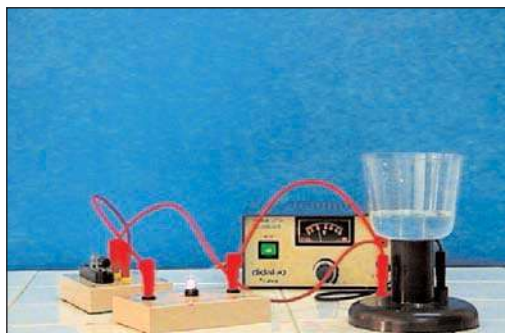
II-1. Conductibilité électrique de la solution de chlorure d'hydrogène

Le chlorure d'hydrogène est-il un électrolyte ?

a. Expérience et observations

Dans un électrolyseur à électrodes en platine ou en graphite monté en série avec un générateur G, une lampe témoin L et un interrupteur K, versons la solution de chlorure d'hydrogène préparée précédemment.

En fermant le circuit, la lampe s'allume.



b. Conclusion

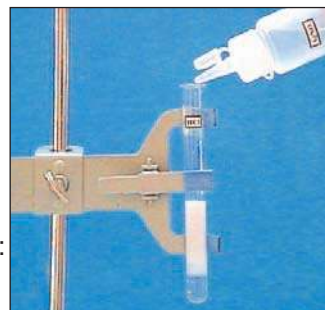
**La solution de chlorure d'hydrogène conduit le courant électrique.
Elle contient donc des ions. Le chlorure d'hydrogène est donc un électrolyte**

II-2. Identification des ions présents dans la solution

a. Présence des ions chlorure Cl^- : test au nitrate d'argent

Ajoutons quelques gouttes de solution de nitrate d'argent dans un tube à essais contenant un peu d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène 0,1 M par exemple.

Il se forme un précipité blanc qui noircit à la lumière de chlorure d'argent AgCl . L'équation chimique de la réaction de précipitation est :



La solution aqueuse de chlorure d'hydrogène contient donc les ions chlorure Cl^- .

b. Présence des ions hydrogène H^+

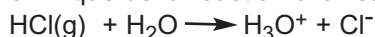
La présence des ions chlorure dans l'eau est due à l'ionisation des molécules de chlorure d'hydrogène par rupture de la liaison covalente polarisée H-Cl au contact de l'eau. Il se forme alors des ions hydrogène H^+ en quantité égale à celle des ions chlorure pour que la solution soit électriquement neutre.

L'équation chimique de la réaction d'ionisation du chlorure d'hydrogène dans l'eau est :



Remarque

Les ions H^+ et Cl^- formés sont entourés par des molécules d'eau en nombre variable on dit qu'ils sont hydratés. L'ion hydrogène H^+ hydraté peut être représenté par H_3O^+ alors l'équation chimique de la réaction d'ionisation de HCl dans l'eau peut s'écrire :



III. Propriétés des ions hydronium H_3O^+

III-1. Action sur le bleu de bromothymol (BBT)

Le BBT est un composé qui change de couleur suivant la nature de la solution dans laquelle il est introduit : il s'agit d'un indicateur coloré.

Expérience et observations

Dans trois tubes à essais contenant respectivement de l'eau distillée, une solution aqueuse diluée de chlorure de sodium et une solution aqueuse diluée de chlorure d'hydrogène, ajoutons quelques gouttes de BBT. Celui-ci vire au jaune en présence d'acide chlorhydrique et demeure vert en présence de l'eau distillée ou de la solution de chlorure de sodium.



Ce sont les ions H_3O^+ qui provoquent le changement de couleur du BBT du vert au jaune et non les ions chlorure Cl^- car la solution de chlorure de sodium NaCl est sans effet sur la couleur du BBT.

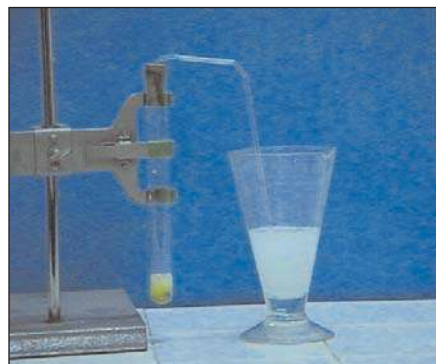
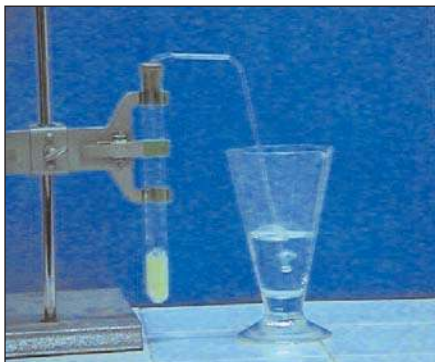
Remarque

Le tube à essais contenant de l'eau distillée en présence de BBT sert de témoin.

III-2. Action sur le carbonate de calcium CaCO₃

Expérience et observations

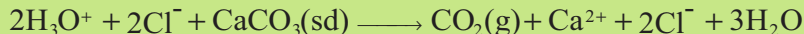
Dans un tube à essais contenant du carbonate de calcium (ou du marbre), versons une solution aqueuse d'acide chlorhydrique 1 M environ. Une vive effervescence se produit et un dégagement d'un gaz a lieu. Ce gaz trouble l'eau de chaux : c'est le dioxyde de carbone CO₂.



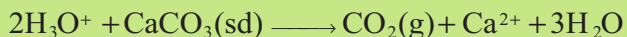
Par ailleurs on peut vérifier expérimentalement que l'eau salée ne réagit pas sur le calcaire. Ainsi on peut noter que ce sont les ions H₃O⁺ et non les ions chlorures qui réagissent sur le carbonate de calcium CaCO₃ avec formation de dioxyde de carbone.

b. Interprétation

L'équation chimique de la réaction de l'acide chlorhydrique sur le carbonate de calcium est :



ou plus simplement :



III-3. Action sur l'hydroxyde de sodium

a. Expérience et observations

Soit un bêcher contenant un thermomètre, une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène et quelques gouttes de BBT. En ajoutant goutte à goutte une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium nous constatons un virage de l'indicateur coloré du jaune au vert et une élévation de la température.

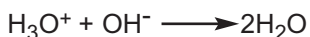
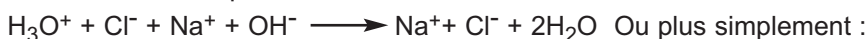
En chauffant la solution obtenue à la fin de la réaction, des cristaux blancs de sel apparaissent après évaporation totale de l'eau : il s'agit du chlorure de sodium NaCl .



b. Interprétation

L'augmentation de la température montre que la réaction de l'acide chlorhydrique avec l'hydroxyde de sodium est une réaction exothermique.

Le virage du BBT prouve que les ions hydronium H₃O⁺ apportés par la solution d'acide chlorhydrique ont disparu. On doit donc admettre qu'ils ont réagi avec la solution d'hydroxyde de sodium suivant l'équation:



IV. Généralisation

Les expériences précédentes montrent que la présence des ions H_3O^+ confère à la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène les propriétés suivantes :

- virage du BBT (bleu de bromothymol) au jaune ;
- action sur le carbonate de calcium CaCO_3 avec dégagement de dioxyde de carbone;
- action sur les hydroxydes métalliques tels que NaOH ou KOH avec formation de sels.

Ces mêmes propriétés peuvent être mises en évidence pour d'autres solutions aqueuses telles que les solutions d'acide nitrique HNO_3 (S_1) , d'acide sulfurique H_2SO_4 (S_2), d'acide éthanoïque CH_3COOH (S_3) etc...



Les solutions concentrées d'acides sont corrosives et dangereuses à manipuler (risques de brûlures graves)

IV-1. Action sur le Bleu de Bromothymol BBT

- Dans quatre tubes à essais verser respectivement de l'eau distillée, quelques cm^3 de la solution (S_1), (S_2) et (S_3).
- Ajouter dans chacun des quatre tubes quelques gouttes de BBT. Observer.
- Quelle propriété est commune aux trois solutions ?

IV-2. Action sur le carbonate de calcium CaCO_3

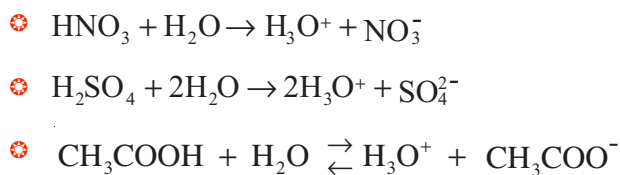
- Dans trois tubes à essais contenant du carbonate de calcium (ou du marbre) CaCO_3 , verser respectivement quelques gouttes de solutions (S_1), (S_2) et (S_3). Identifier pour chaque solution le gaz dégagé en utilisant l'eau de chaux.
- Quelle propriété est commune aux trois solutions ?
- Ecrire les équations chimiques des réactions qui ont lieu.

IV-3. Action sur la soude

- Dans trois bêchers contenant respectivement les solutions (S_1), (S_2) et (S_3) , un thermomètre et quelques gouttes de BBT, verser goutte à goutte une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium jusqu'au virage de l'indicateur.
- Noter la variation de température dans chaque cas.
- Evaporer à sec la solution obtenue dans chaque bêcher à la fin de la réaction. Observer et nommer le sel obtenu après évaporation de l'eau.
- Quelle propriété est commune aux trois solutions ?
- Ecrire les équations chimiques des réactions qui ont lieu.

Les solutions aqueuses d'acide nitrique HNO_3 , d'acide sulfurique H_2SO_4 et d'acide éthanoïque CH_3COOH présentent les mêmes propriétés que la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène HCl . Ces propriétés sont dues à la présence de l'ion H_3O^+ en solution.

Les ions H_3O^+ qui existent dans les solutions précédentes sont formés par ionisation de l'acide nitrique, de l'acide sulfurique et de l'acide éthanoïque selon:



Les composés HCl ; HNO_3 ; H_2SO_4 et CH_3COOH sont dits des acides.
Tous les acides sont des électrolytes.

Définition d'un acide

Un acide est un corps composé qui s'ionise dans l'eau avec formation d'ions hydronium H_3O^+ .

Remarque

Les polyacides sont des composés qui peuvent libérer deux ou plusieurs ions hydrogènes.

Exemples : H_2SO_4 est un diacide ; H_3PO_4 est un triacide.



Le lac d'acide du Kawah Ijen (Indonésie) est le plus grand lac d'acide du monde



Ces produits ménagers contiennent des acides

L'ESSENTIEL

- ◆ Un acide est un composé qui s'ionise dans l'eau avec formation d'ions hydronium H_3O^+ .
- ◆ Tous les acides sont des électrolytes.
- ◆ Toutes les solutions aqueuses acides renferment les ions H_3O^+ .
- ◆ La présence d'ions hydronium H_3O^+ confère à la solution aqueuse d'acide les propriétés suivantes :
 - virage du BBT (bleu de bromothymol) au jaune ;
 - action sur le carbonate de calcium CaCO_3 avec dégagement de dioxyde de carbone;
 - action sur les hydroxydes métalliques tels que NaOH , KOH avec formation de sel.

Naviguons sur Internet

- ◆ <http://www.discip.crdp.ac-caen.fr/phch/lyceepro/solutions.htm>
- ◆ <http://www.bmlo.ca/%7Ejdeblois/acidesbases/contenu/acidebase.html>

EXERCICE RÉSOLU

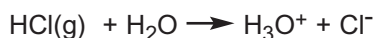
ENONCÉ

- On prépare 100 cm³ d'une solution (S) en dissolvant 5 L de chlorure d'hydrogène HCl dans l'eau.
- a. Ecrire l'équation de l'ionisation du chlorure d'hydrogène dans l'eau.
b. Calculer la molarité en ions hydronium et en ions chlorure de la solution (S) ainsi obtenue.
c. Qu'observe-t-on si on verse quelques gouttes de B.B.T dans un échantillon de cette solution ?
 - On fait réagir cette solution sur du carbonate de calcium CaCO₃. Il se dégage 0,6 L d'un gaz qui trouble l'eau de chaux.
 - Identifier le gaz dégagé et écrire l'équation chimique de la réaction.
 - Calculer la quantité de gaz dégagé.
 - En déduire la masse du carbonate de calcium qui a réagi.
 - Déterminer la molarité des ions hydronium de la solution restante si on suppose que le volume reste inchangé.

On donne : $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$; $M_{Ca} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

SOLUTION

- 1.a. Equation de l'ionisation de HCl dans l'eau :

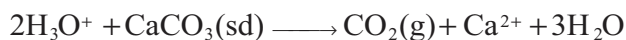


- b. D'après l'équation d'ionisation on a :

$$\begin{aligned} n(\text{H}_3\text{O}^+) &= n(\text{Cl}^-) = n(\text{HCl})_0 \text{ par suite} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= [\text{Cl}^-] = C = \frac{n(\text{HCl})_0}{V_S} = \frac{V(\text{HCl})_0}{V_M V_S} \\ &= \frac{5}{24,0,1} = 2,08 \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned}$$

- c. En présence de la solution préparée le B.B.T vire du vert au jaune.

- 2.a. Le gaz dégagé trouble l'eau de chaux, il s'agit du dioxyde de carbone de formule CO₂. L'équation de la réaction s'écrit :



- b. Cherchons le nombre de mole de CO₂ dégagé :

$$n(\text{CO}_2)_{\text{dégagé}} = \frac{V(\text{CO}_2)_{\text{dégagé}}}{V_M} = \frac{0,6}{24} = 0,025 \text{ mol}$$

Commentaire et point méthode

◆ Savoir que l'eau de chaux permet de caractériser le dioxyde de carbone CO₂.

◆ Savoir déterminer la quantité de matière d'un gaz à partir de la relation :

$$n_g = \frac{V_g}{V_M}$$

c. Cherchons la masse de CaCO_3 qui a réagi :

D'après l'équation de la réaction on a:

$$n(\text{CaCO}_3)_{\text{réagissant}} = n(\text{CO}_2)_{\text{dégagé}} \text{ par suite}$$

$$m(\text{CaCO}_3)_{\text{réagissant}} = n(\text{CO}_2)_{\text{dégagé}} \cdot M(\text{CaCO}_3)$$

$$\text{donc } m(\text{CaCO}_3)_{\text{réagissant}} = 0,025 \times 100 = 2,5 \text{ g}$$

3. Déterminons la molarité en ions H_3O^+ dans la solution restante

$$\begin{aligned} \text{On a : } n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{réagissant}} &= 2 \cdot n(\text{CO}_2)_{\text{dégagé}} = 2 \cdot 0,025 \\ &= 0,05 \text{ mol.} \end{aligned}$$

$$\text{or } n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initial}} = C \cdot V_S = 0,208 \text{ mol donc:}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{restant}} = 0,208 - 0,05 = 0,158 \text{ mol}$$

$$\text{d'ou } [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{restant}} = \frac{0,158}{0,1} = 1,58 \text{ mol.L}^{-1} .$$

◆ Vérifier que H_3O^+ est en excès.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

- Reproduire sur vos cahiers et compléter les phrases suivantes.
 - Un acide est un composé qui dans avec formation d'ions.....
 - Toutes les solutions aqueuses acides renferment
 - Les ions H_3O^+ font le B.B.T du au.....
 - Les ions H_3O^+ avec le carbonate de calcium CaCO_3 avec dégagement de.....
- Répondre par vrai ou faux.
 - Le chlorure d'hydrogène a une structure ionique.
 - La dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau est exothermique.
 - La solution de chlorure d'hydrogène fait virer le B.B.T du vert au bleu.
 - L'ionisation d'un acide dans l'eau se fait avec formation de H_3O^+ .

B. Questions à choix multiples

Choisir la (ou les) bonne(s) réponse(s).

Une solution aqueuse qui renferme des ions H_3O^+ et des ions NO_3^- :

- est une solution acide ;
- fait virer le B.B.T du vert au jaune ;
- réagit avec le carbonate de calcium ;
- donne un précipité blanc avec la soude.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Exercice n° 1

On dissout 10 L de chlorure d'hydrogène dans l'eau pour obtenir 100 cm^3 d'une solution (S_1) d'acide chlorhydrique.

- Ecrire l'équation de l'ionisation de HCl dans l'eau.
 - Calculer la molarité de la solution (S_1).
- A 10 cm^3 de (S_1) on ajoute 90 cm^3 d'eau pour obtenir une solution (S_2).
 - Calculer la concentration molaire de la solution (S_2).
 - Déterminer la molarité en ions H_3O^+ dans (S_2).

Le volume molaire gazeux dans les conditions de l'expérience est: $V_M = 25 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice n° 2

On mélange 100 mL d'une solution (S_1) d'acide chlorhydrique de molarité C_1 et 50 mL d'une solution (S_2) d'acide chlorhydrique de molarité C_2 . On obtient une solution (S).

- Déterminer les expressions qui permettent de calculer les molarités en ions H_3O^+ et en ions Cl^- en fonction de C_1 et C_2 .
 - Calculer ces molarités si $C_1 = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $C_2 = 0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- Quel est le volume de HCl nécessaire pour préparer 100 mL de la solution (S) si le volume molaire gazeux vaut $V_M = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ dans ces conditions ?
 - Quelle est la teinte prise par le B.B.T en présence de cette solution?

Exercice n° 3

On dissout 1,2 L de chlorure d'hydrogène gaz dans 125 cm³ d'eau pour obtenir 125 cm³ de solution (S). On verse 10 cm³ de (S) dans un bêcher contenant 0,3 g de CaCO₃, une réaction chimique se produit.

- Ecrire l'équation de la réaction.
 - Comment caractériser le gaz dégagé ?
- Ecrire l'équation chimique de l'ionisation de HCl dans l'eau.
 - Calculer la quantité de H₃O⁺ dans 10 cm³ de la solution (S).
 - Calculer la quantité de CaCO₃ contenue initialement dans le bêcher.
 - En déduire lequel des deux réactifs est en excès ?
- Quelle est la masse du solide restant ?
 - Calculer le volume de gaz dégagé.

On donne $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$, $M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice n° 4

On fait dissoudre un gaz G dans de l'eau distillée. La solution (S) obtenue a les propriétés suivantes :

- elle fait virer le B.B.T du vert au jaune ;
- elle donne un précipité blanc en présence du nitrate d'argent AgNO₃.

- Quels sont les ions mis en présence par les deux tests ?
 - Déduire le nom de la solution (S).
 - En déduire la formule et le nom de G.
- Ecrire l'équation chimique de l'ionisation de G dans l'eau.
 - Ecrire l'équation chimique de la réaction de précipitation.

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n° 1

Pour préparer le chlorure d'hydrogène, on fait brûler 4,8 L de dihydrogène dans le dichlore gazeux.

- Ecrire l'équation chimique de cette réaction.
 - Quel est le volume de dichlore nécessaire pour faire disparaître tout le dihydrogène ?
- On dissout le gaz obtenu dans 1 L d'eau distillée.
 - Ecrire l'équation chimique de l'ionisation de ce gaz dans l'eau.
 - Calculer les molarités des ions dans la solution obtenue.
- Dans un volume V de la solution précédente on introduit quelques morceaux de CaCO₃.
 - Ecrire l'équation chimique de la réaction qui a lieu.
 - Déterminer la valeur du volume V qui permet d'avoir 24 cm³ de gaz dégagé.

Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire gazeux : $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

Exercice n° 2

- Ecrire les équations de la réaction d'ionisation dans l'eau des acides suivants :
 - Acide iodhydrique HI.
 - Acide bromhydrique HBr.
 - Acide nitrique HNO₃.
- On mélange 100 cm³ d'une solution d'acide nitrique de concentration molaire $C_1 = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ avec 50 cm³ d'une solution d'acide bromhydrique de concentration $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ pour avoir 150 cm³ d'une solution (S).
 - Calculer la concentration molaire en ions H₃O⁺ de la solution (S) obtenue.
 - Calculer la concentration molaire en ions NO₃⁻ et en ions Br⁻ de la même solution.
 - Vérifier que la solution est électriquement neutre.

Savoir plus : Les pluies acides

L'eau de pluie est naturellement légèrement acide mais dans les régions très polluées elle devient fortement acide. Quelle est l'origine de cette acidité ?

Acidification due au dioxyde de carbone

L'air atmosphérique contient du dioxyde de carbone CO_2 . La dissolution de ce dernier dans la vapeur d'eau acidifie le milieu selon l'équation chimique suivante : $\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$

La faible concentration du dioxyde de carbone dans l'air ainsi que sa faible solubilité dans l'eau font que cette acidification reste limitée.

Acidification due au dioxyde de soufre

Certaines industries utilisent des combustibles fossiles riches en soufre (pétrole, fuels soufrés, charbon) pour réaliser des procédés industriels .

Le soufre de ces combustibles se transforme en dioxyde de soufre SO_2 .

Le dioxyde de soufre SO_2 est très soluble dans l'eau, sa dissolution acidifie le milieu selon l'équation chimique suivante : $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$

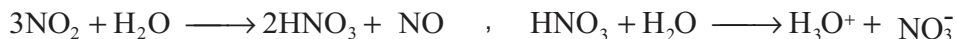
D'autre part en présence de l'oxygène de l'air, le dioxyde de soufre peut se transformer en partie en trioxyde de soufre SO_3 qui par dissolution donne l'acide sulfurique selon l'équation chimique suivante :



Acidification due au dioxyde d'azote

La combustion des carburants pour véhicules automobiles et des combustibles pour appareils de chauffage constitue la principale source d'émissions des oxydes d'azote.

La dissolution du dioxyde d'azote NO_2 dans l'eau conduit à la formation de l'acide nitrique selon les équations chimiques suivantes :



Quels sont les méfaits des pluies acides?

- ✿ Celles-ci détériorent la végétation.
- ✿ Elles dégradent aussi les pierres et les monuments.
- ✿ L'acidité peut être apportée par les cours d'eau qui alimentent les lacs. Elle s'y accumule rendant les conditions de vie de plus en plus difficiles pour les différentes espèces animales.

Leçon 5 : Solutions aqueuses de base

Objectifs

L'élève sera capable de:

- ✳ reconnaître d'après ses propriétés une solution de base;
- ✳ écrire l'équation d'ionisation des bases courantes.

Prérequis

- ✳ Dissolution des électrolytes dans l'eau.
- ✳ Concentration molaire.
- ✳ Electrolyte fort et électrolyte faible.
- ✳ Réaction de précipitation.
- ✳ Solutions acides.



Ces produits utilisés comme déboucheurs d'évier sont des bases

- ✳ Qu'est ce qu'une base et quelles sont les propriétés chimiques communes des solutions basiques ?

Solutions aqueuses de base

I. L'hydroxyde de sodium ou soude

I-1. Propriétés physiques

L'hydroxyde de sodium est un solide blanc vendu sous forme de pastilles ou de paillettes. Il est déliquescent à l'air c'est-à-dire qu'il fixe l'humidité de l'air et se dissout dans l'eau absorbée.

En touchant la soude avec les doigts, la peau devient lisse; la soude attaque la peau et détruit les tissus vivants en provoquant une réaction de déshydratation. On dit que la soude est caustique.

Les photographies ci-contre montrent des pastilles de soude laissées à l'air pendant un certain temps.



II-2. Dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau

Expérience et observations

Introduisons de l'hydroxyde de sodium solide dans un bêcher contenant de l'eau et un thermomètre. Après agitation la soude se dissout et la température augmente. La dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau est exothermique.

L'élévation de la température montre que la dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau est exothermique.



II. Etude de la solution aqueuse de soude

II-1. Conductibilité électrique de la solution de soude

L'hydroxyde de sodium est-il un électrolyte ?

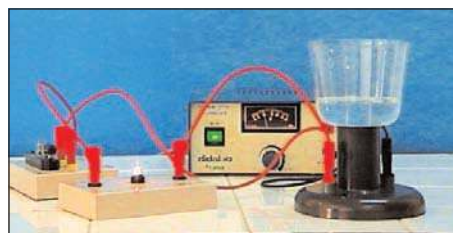
a. Expérience et observations

Soit un électrolyseur contenant une solution de soude et monté en série avec un générateur G, une lampe témoin L et un interrupteur K.

En fermant le circuit, la lampe s'allume.

b. Conclusion

La solution aqueuse de soude conduit le courant électrique, elle contient des ions. L'hydroxyde de sodium est un électrolyte.



II-2. Identification des ions présents dans la solution

a. Mise en évidence des ions sodium Na⁺

Expérience et observations

Un agitateur en verre plongé dans une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium est porté dans la partie chaude d'une flamme d'un bec bunsen. La flamme prend une teinte jaune caractéristique des ions sodium Na⁺.

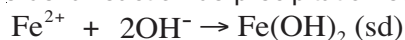


b. Mise en évidence des ions hydroxyde OH⁻

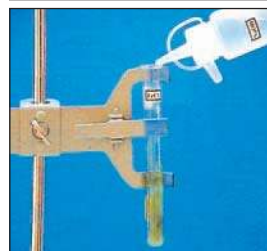
Expérience et observations

Dans un tube à essais contenant une solution aqueuse de chlorure de fer (II) ou de sulfate de fer (II), ajoutons quelques gouttes d'hydroxyde de sodium. Un précipité vert foncé d'hydroxyde de fer (II) Fe(OH)₂ apparaît.

L'équation chimique de la réaction de précipitation est :



Cette expérience montre l'existence des ions OH⁻.



Les ions Na⁺ et OH⁻ sont issus de la dissociation ionique de l'hydroxyde de sodium sous l'action de l'eau : NaOH(sd) → Na⁺ + OH⁻.

Cette réaction étant pratiquement totale : l'hydroxyde de sodium est un électrolyte fort.

Remarque

Comme pour les ions hydrogènes et chlorures, les ions sodium Na⁺ et hydroxydes OH⁻ sont aussi entourés par un nombre variable de molécules d'eau : on dit qu'ils sont hydratés ou solvatés.

III. Propriétés de l'ion hydroxyde OH⁻

III-1. Réaction avec le bleu de bromothymol (BBT)

a. Expérience et observations

Dans trois tubes à essais contenant respectivement de l'eau distillée, une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium et une solution aqueuse de chlorure de sodium, ajoutons quelques gouttes de BBT.

Celui-ci vire du vert au bleu en présence d'hydroxyde de sodium et demeure vert en présence d'eau distillée ou de la solution de chlorure de sodium.



b. Interprétation

Ce sont les ions hydroxyde OH⁻ qui provoquent le changement de couleur du BBT du vert au bleu et non les ions sodium Na⁺ car la solution de chlorure de sodium est sans effet sur la couleur du BBT.

Remarque

Le tube à essais contenant l'eau distillée en présence de BBT sert de témoin.

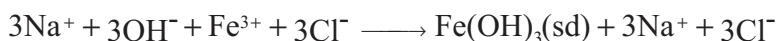
III-2. Réaction avec les ions Fe^{3+}

a. Expérience et observations

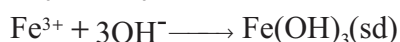
Dans un tube à essais contenant une solution aqueuse de chlorure de fer (III), ajoutons quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium. Un précipité rouille d'hydroxyde de fer (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ apparaît.

b. Interprétation

L'équation chimique de la réaction de précipitation est :



Ou plus simplement en ne faisant intervenir que les ions qui réagissent :



III-3. Action sur les acides

a. Expérience et observations

Soit un bêcher contenant un thermomètre, une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium et quelques gouttes de BBT. En ajoutant goutte à goutte une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène nous constatons un virage de l'indicateur coloré du bleu au vert et une élévation de la température.

En chauffant la solution obtenue à la fin de la réaction, des cristaux blancs de sel apparaissent après évaporation totale de l'eau : ce sel est du chlorure de sodium NaCl .

b. Interprétation

L'augmentation de la température indique que la réaction de l'hydroxyde de sodium avec l'acide chlorhydrique est une réaction exothermique. Le virage du BBT prouve que les ions hydroxydes OH^- apportés par la solution de soude ont disparu en réagissant avec la solution d'acide chlorhydrique selon l'équation : $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$

ou plus simplement : $\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

IV. Généralisation

Les expériences précédentes montrent que la présence d'ions hydroxyde OH^- confère à la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium les propriétés suivantes :

- virage du BBT (bleu de bromothymol) au bleu ;
- action sur les ions Fe^{3+} avec formation de $\text{Fe}(\text{OH})_3$;
- action sur les acides avec formation de sels.

Ces propriétés peuvent être mises en évidence pour d'autres solutions aqueuses telles que les solutions d'hydroxyde de potassium KOH (S_1), de méthylamine CH_3NH_2 (S_2), d'ammoniac NH_3 (S_3) etc...



Les bases sont dangereuses et caustiques à l'état pur ou en solution concentrée.

IV-1. Action sur le Bleu de Bromothymol BBT

- ✿ Dans quatre tubes à essais verser respectivement de l'eau distillée et quelques cm³ de la solution (S₁) ; (S₂) et (S₃).
- ✿ Ajouter dans chacun des quatre tubes quelques gouttes de BBT. Observer.
- ✿ Quelle propriété est commune aux trois solutions ?

IV-2. Action sur les ions Fe³⁺

- ✿ Dans trois tubes à essais contenant une solution de chlorure de fer (III) FeCl₃ verser respectivement quelques gouttes de solutions (S₁) ; (S₂) et (S₃). Observer.
- ✿ Quelle propriété est commune aux trois solutions?
- ✿ Ecrire les équations chimiques des réactions qui ont lieu.

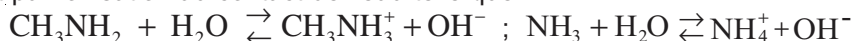
IV-3. Action sur les acides

- ✿ Dans trois bêchers contenant les solutions : (S₁) ; (S₂) et (S₃), un thermomètre et quelques gouttes de BBT, verser goutte à goutte une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène jusqu'au virage de l'indicateur.
- ✿ Noter la variation de température dans chaque cas.
- ✿ Evaporer à sec la solution obtenue dans chaque bêcher à la fin de la réaction. Observer et nommer le sel obtenu après évaporation de l'eau.
- ✿ Quelle propriété est commune aux trois solutions ?
- ✿ Ecrire les équations chimiques des réactions qui ont lieu.

Les solutions aqueuses d'hydroxyde de potassium KOH, de méthylamine CH₃NH₂ et d'ammoniac NH₃ présentent les mêmes propriétés que la solution d'hydroxyde de sodium NaOH. Ces propriétés sont dues à la présence de l'ion OH⁻ en solution.

Les ions OH⁻ qui existent dans les solutions précédentes sont formés soit par dissociation ionique telle que : $\text{KOH}(\text{sd}) \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$;

soit par ionisation au contact de l'eau telle que :



Les composés NaOH ; KOH ; CH₃NH₂ ; NH₃ sont des bases.

Toutes les bases sont des électrolytes.

Définition d'une base

Une base est un corps composé qui s'ionise dans l'eau avec formation d'ions hydroxydes OH⁻.

Remarque

Parmi les bases, on trouve les hydroxydes métalliques qui renferment dans leurs formules brutes l'anion hydroxyde OH⁻ associé à un cation métallique.

Il existe aussi d'autres bases dont la formule brute ne contient pas le groupement OH telles que par exemple l'ammoniac NH₃ ; la méthylamine CH₃NH₂...

L'ESSENTIEL

- ◆ Une base est un corps composé qui s'ionise dans l'eau avec formation d'ions hydroxyde OH^- .
- ◆ Toutes les bases sont des électrolytes.
- ◆ Toutes les solutions aqueuses basiques renferment les ions OH^- .
- ◆ La présence d'ions hydroxyde OH^- confère à la solution aqueuse de base les propriétés suivantes :
 - virage du BBT (bleu de bromothymol) au bleu ;
 - action sur les ions Fe^{3+} avec formation de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ solide ;
 - action sur les acides avec formation de sel.

Naviguons sur Internet

◆ http://fr.encarta.msn.com/encyclopedia_761562874/acides_et_bases.html

EXERCICES RÉSOUS

ENONCÉ

On dissout 8,4 g de potasse KOH dans l'eau pure pour obtenir 300 mL de solution (S).

- a. Ecrire l'équation de la dissociation ionique de la potasse dans l'eau.
b. Déterminer la concentration molaire C de cette solution.
c. Déterminer les molarités des ions K^+ et OH^- dans la solution (S).
- Dans un tube à essais on verse 10 cm³ de la solution précédente (S) et on ajoute quelques gouttes de B.B.T initialement vert. Quelle sera la couleur obtenue?
- On verse 20 cm³ de la solution (S) dans un récipient contenant 40 cm³ d'une solution (S') de nitrate d'argent $AgNO_3$ de molarité C' égale à 0,3 mol.L⁻¹.

Un précipité marron grisâtre d'hydroxyde d'argent se forme.

- a. Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu.
b. Calculer la masse du précipité obtenu en supposant que la réaction de précipitation est totale.

On donne les masses molaires atomiques :

$$M_K = 39 \text{ g.mol}^{-1}; M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}; M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}; M_{Ag} = 108 \text{ g.mol}^{-1}$$

SOLUTION

- a. L'équation de la dissociation ionique de KOH dans l'eau s'écrit : $KOH(sd) \rightarrow K^+ + OH^-$

- b. Déterminons la concentration molaire C de la solution.

$$\text{On a : } C = \frac{n}{V} \text{ or } n = \frac{m}{M} \text{ d'où } C = \frac{m}{MV} = \frac{8,4}{56,0,3} = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}.$$

- c. Déterminons les molarités des ions K^+ et OH^- :

D'après l'équation de dissociation on a :

$$[K^+] = [OH^-] = C = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}.$$

2. Le B.B.T initialement vert vire au bleu en présence de la solution de potasse de caractère basique.

3. a. L'équation chimique de la réaction est :



- b. Déterminons la masse du précipité obtenu.

La quantité de matière de OH^- dans 20 cm³ de la solution (S) est :

$$n(OH^-) = C.V = 0,5.20.10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol.}$$

La quantité de matière de Ag^+ dans 40 cm³ de la solution (S') est :

$$n(Ag^+) = C'.V' = 0,3.40.10^{-3} = 12.10^{-3} \text{ mol.}$$

On constate que le nitrate d'argent est en excès par rapport à KOH car la réaction de précipitation s'effectue mole à mole.

On en conclut que $n(AgOH) = n(OH^-) = 10^{-2} \text{ mol.}$

$$\text{D'où } m = n(AgOH).M_{AgOH} = 10^{-2}.125 = 1,25 \text{ g.}$$

Commentaire et point méthode

◆ Ecrire l'équation de la dissociation avant de passer au calcul de la molarité.

◆ Préciser le réactif en défaut avant de calculer la masse du précipité.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

Reproduire sur le cahier d'exercice et compléter les phrases suivantes.

- L'hydroxyde de sodium est un composé formé par des Na^+ et des ions.....
- Toutes les solutions basiques renferment des ions.....
- Une base est un corps composé qui s'ionise dans pour former des
- Une solution basique fait le B.B.T du vert au

B. Questions à choix multiples

Choisir la (ou les) bonne(s) réponse(s).

On verse respectivement une solution de soude sur des solutions de sulfate de fer (II), de chlorure de cuivre (II) et chlorure de zinc (II) on observe:

- un précipité vert avec le sulfate de fer (II) ;
- un précipité blanc avec le chlorure de cuivre (II) ;
- un précipité bleu avec le chlorure de zinc (II) ;
- un précipité rouille avec le sulfate de fer (II) ;
- un précipité bleu avec le chlorure de cuivre (II).

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Exercice n° 1

- Que se passe-t-il si on verse une solution de soude dans une solution contenant les ions Fe^{3+} ?
- Que se passe-t-il si on laisse quelques pastilles de soude dans l'air ?
- Qu'observe-t-on si on verse quelques gouttes de B.B.T dans une solution aqueuse de base ?

Exercice n° 2

On veut préparer 100 cm^3 d'une solution aqueuse (S) d'hydroxyde de sodium qui renferme $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions OH^- dans 20 cm^3 de solution.

- Déterminer la quantité de Na^+ dans 100 cm^3 de la solution (S).
- Déterminer la molarité de la solution (S).
- Déduire la masse d'hydroxyde de sodium nécessaire pour cette préparation.

On donne les masses molaires atomiques:

$M_{\text{H}} = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice n° 3

On dispose de deux solutions aqueuses diluées (S_1) et (S_2) d'hydroxyde de potassium de concentration C_1 égale à 1 mol.L^{-1} et de concentration C_2 égale à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

On mélange 200 cm^3 de (S_1) avec 100 cm^3 de (S_2) pour obtenir une solution (S).

1. a. Déterminer les quantités de OH^- et de K^+ présents dans chacune des solutions (S_1) et (S_2).
b. Calculer les molarités de OH^- et de K^+ dans la solution (S).
2. Quelle masse de soluté KOH obtient-on si on évapore toute la solution (S) ?

On donne les masses molaires atomiques :

$M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{K}} = 39 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice n° 4

On dissout $4,56 \text{ g}$ de sulfate de fer (II) anhydre dans l'eau pour obtenir 300 cm^3 de solution.

1. a. Ecrire l'équation de la dissociation ionique de FeSO_4 dans l'eau.
b. Déterminer la concentration en FeSO_4 de la solution obtenue.
2. A 75 cm^3 de cette solution, on ajoute 150 cm^3 d'une solution molaire de soude.
 - a. Que se passe-t-il ?
 - b. Ecrire l'équation de la réaction.
 - c. Calculer la masse du produit sachant que la réaction de précipitation est pratiquement totale.

On donne les masses molaires atomiques:

$M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{S}} = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$.

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n° 1

On dissout 60 g de soude NaOH dans l'eau pour obtenir 1 L de solution (S).

1. a. Ecrire l'équation de la dissociation ionique de NaOH dans l'eau.
b. Calculer la concentration molaire des ions dans (S).
2. Calculer la quantité de matière de Na^+ et de OH^- contenue dans 50 cm^3 de solution (S).
3. On verse dans 50 cm^3 de (S) un volume V d'une solution aqueuse de chlorure de fer (III) FeCl_3 .
 - a. Que se passe-t-il ?
 - b. Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu.
 - c. Quelle est la quantité de Fe^{3+} nécessaire pour obtenir une précipitation totale des ions OH^- et Fe^{3+} ?
 - d. Quelle est la masse du précipité obtenu ?

On donne les masses molaires atomiques :

$M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice n° 2

Une solution de chlorure de fer (II) contient $0,02$ mole d'ions Cl^- dans 100 cm^3 de solution.

1. a. Ecrire l'équation de la dissociation ionique de FeCl_2 dans l'eau.
b. Calculer les concentrations molaires des ions présents dans la solution.
c. En déduire la concentration molaire en FeCl_2 de la solution.
2. On introduit 4 g de pastilles de soude dans 500 cm^3 de cette solution.
 - a. Qu'observe-t-on ?
 - b. Ecrire l'équation de la précipitation supposée totale.
 - c. Calculer la masse du produit solide obtenu.

Exercice n° 3

On dissout 9,98 g de cristaux de sulfate de cuivre (II) hydraté de formule $(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$ dans l'eau pour obtenir une solution (S) de volume $V_0 = 200 \text{ cm}^3$.

1. a. Ecrire l'équation de la dissociation ionique du soluté dans l'eau.
b. Calculer les molarités en ions Cu^{2+} et SO_4^{2-} de la solution.
2. A un volume $V = 10 \text{ cm}^3$ de la solution (S) on ajoute peu à peu une solution (S') de soude jusqu'à précipitation totale de Cu^{2+} .
 - a. Ecrire l'équation de la réaction de précipitation.
 - b. Calculer le volume V' de la solution (S') nécessaire à cette précipitation si la concentration molaire de (S') est égale à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.
 - c. Calculer la masse du précipité obtenu.

On donne les masses molaires atomiques :

$M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{S}} = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$.

Leçon 6 : Ionisation propre de l'eau pure

Objectif

L'élève sera capable de reconnaître une solution acide ou basique d'après la valeur de la molarité de H_3O^+ ou de OH^- .

Prérequis

- Conductibilité électrique.
- Solution acide : H_3O^+ .
- Solution basique : OH^- .



Bouteilles d'eaux minérales

- Les eaux minérales contiennent des ions. Est-il de même pour l'eau pure ?

Ionisation propre de l'eau pure

I. Conductibilité électrique de l'eau pure

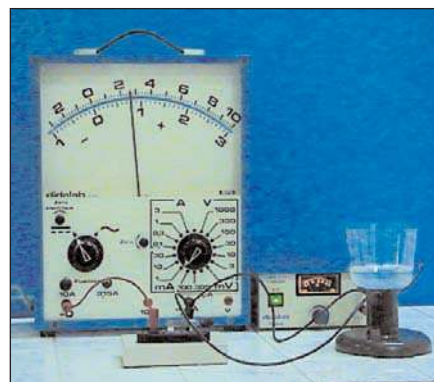
L'eau pure conduit-elle le courant électrique?

I-1. Expérience et observations

Réalisons un montage comportant :

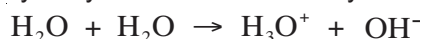
- un électrolyseur contenant de l'eau pure ou de l'eau fraîchement distillée,
- un générateur G de tension continue,
- un ampèremètre A,
- un interrupteur K.

Quand on ferme le circuit un courant très faible, d'intensité voisine de 0,2 mA est détecté sur le plus petit calibre de l'ampèremètre. Cela prouve que l'eau pure conduit très faiblement le courant électrique.



I-2. Interprétation

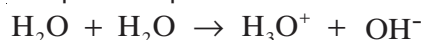
La très faible conductibilité de l'eau pure prouve que celle-ci contient des porteurs de charges (ions) positifs et négatifs en quantité très faibles. Il s'agit des ions H_3O^+ et OH^- . Ces ions sont issus de la réaction d'ionisation de l'eau. En effet au cours des interactions moléculaires une molécule d'eau cède un proton H^+ à une autre molécule d'eau ; on obtient alors des ions hydroxyde OH^- et des ions hydronium H_3O^+ selon la réaction :



D'après cette réaction l'eau joue le rôle d'acide et de base à la fois : on dit que c'est un amphotère acide-base ou ampholyte.

II. Equilibre ionique de l'eau

Puisque l'eau pure conduit très faiblement le courant électrique, la réaction d'ionisation de l'eau



est très limitée par la réaction inverse $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.

La réaction d'ionisation de l'eau et son inverse se déroulent simultanément, on convient de les représenter par une seule équation chimique écrite avec une double flèche où chacune des deux réactions est représentée par une flèche : $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

A l'échelle macroscopique, il arrive un moment où les concentrations molaires en ions H_3O^+ et OH^- deviennent constantes. Aucune transformation ne se produit : on dit qu'on a atteint un équilibre chimique.

A 25°C, les mesures montrent qu'à l'équilibre chimique le produit des molarités des ions H_3O^+ et OH^- est égal à : $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$. Comme l'ionisation de l'eau pure donne autant d'ions H_3O^+ que d'ions OH^- , alors $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'eau pure renferme donc à la fois des ions H_3O^+ et des ions OH^- en très faibles quantités et des molécules d'eau en très grande quantité.

Remarque

A l'échelle microscopique, lorsque l'équilibre chimique est établi, les deux réactions directe et inverse continuent à se faire avec la même rapidité. Pour cette raison l'équilibre chimique est un équilibre dynamique.

III. Ionisation propre de l'eau dans les solutions aqueuses

Toutes les solutions aqueuses d'électrolytes renferment en plus des ions apportés par la dissociation ou l'ionisation des électrolytes, des ions H_3O^+ et OH^- provenant de l'ionisation propre de l'eau.

Dans toutes les solutions aqueuses, l'ionisation propre de l'eau et son inverse aboutissent à un équilibre dynamique où le produit des concentrations molaires des ions H_3O^+ et OH^- est constant à une température donnée.

Par exemple, à la température de 25 °C, on a : $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$.

Mais, est ce que les molarités des ions H_3O^+ et OH^- dans une solution aqueuse d'acides ou de bases par exemple restent constantes et égales à celles dans l'eau pure ?

III-1. En solution aqueuse d'acide

La dissolution de l'acide dans l'eau donne des ions H_3O^+ . En conséquence on a $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eau}} = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ car $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$ pour une température de 25°C. **Dans un milieu acide, on a $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$.**

III-2. En solution aqueuse de base

La dissolution de la base dans l'eau donne des ions hydroxyde OH^- . En conséquence on a $[\text{OH}^-] > [\text{OH}^-]_{\text{eau}} = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ car $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$ pour une température de 25°C. **Dans un milieu basique, on a $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$.**

III-3. En milieu neutre

On a $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$. **Dans un milieu neutre on a : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.**

Toute solution aqueuse renferme les ions H_3O^+ et OH^- avec des proportions variables :

- si $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$: la solution est dite neutre ;
- si $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$: la solution est dite acide ;
- si $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$: la solution est dite basique.

L'ESSENTIEL

- ◆ L'eau pure conduit faiblement le courant électrique.
- ◆ Elle contient des ions H_3O^+ et OH^- .
- ◆ L'ionisation de l'eau pure conduit à un équilibre dynamique schématisé par l'équation $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$
- ◆ L'eau est à la fois un acide et une base : c'est un ampholyte. ou amphotere .
- ◆ Dans toutes les solutions aqueuses, le produit : $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$ à 25°C .
- ◆ A une température de 25°C :
 - si $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}\text{mol.L}^{-1} > [\text{OH}^-]$: la solution est acide ;
 - si $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}\text{mol.L}^{-1}$: la solution est neutre ;
 - si $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}\text{mol.L}^{-1} < [\text{OH}^-]$: la solution est basique.

Naviguons sur Internet

- ◆ <http://www.bmlo.ca/%7Ejdeblois/acidesbases/contenu/acidebase3.html>
- ◆ http://perso.wanadoo.fr/physique.chimie/1S_Chimie/1_S_Chimie_6_REACTIONS_ACIDO_BASIQUES.htm

EXERCICE RÉSOLU

ENONCÉ

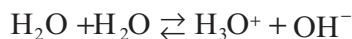
L'eau pure conduit faiblement le courant électrique :

- a. Ecrire l'équation de son ionisation propre.
b. Que peut-on dire du caractère acide ou basique de l'eau pure ?
- On considère une solution aqueuse de concentration molaire en ions OH^- égale à $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ à la température de 25°C .
 - Déterminer la concentration molaire en ions H_3O^+ de la solution.
 - En déduire la nature acide ou basique de la solution.
 - Comment peut-on vérifier ce résultat expérimentalement.

On donne $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ à 25°C .

SOLUTION

- a. L'équation de l'ionisation de l'eau s'écrit :



- b. L'eau pure se comporte à la fois comme un acide et comme une base c'est un amphotère.
- a. Cherchons la molarité en ions H_3O^+ :

On a $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ d'où

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

- b. A 25°C $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} < [\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Donc la solution est basique.

- c. On peut vérifier ce résultat par :
 - l'action du B.B.T qui vire du vert au bleu dans cette solution.
 - la précipitation d'ion métallique (Fe^{2+} , Fe^{3+} , ...).

Commentaire et point méthode

- ◆ Ecrire l'équation d'ionisation de l'eau
- ◆ Savoir que pour toute solution aqueuse : $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$ à la température de 25°C .

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

- D'où proviennent les ions dans l'eau pure?
 - Ces ions sont-ils nombreux par rapport aux molécules H_2O ? Justifier.
 - Écrire l'équation de la réaction d'ionisation propre de l'eau pure.
Cette réaction est-elle totale ou partielle ?
 - L'eau pure est-elle électriquement neutre? Justifier.
- Reproduire sur vos cahiers et compléter les phrases suivantes :
 - L'eau purefaiblement leElle contient des ions.....et des ionsen plus des molécules
 - Dans les solutions aqueuses, le produit $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]$ est.....à température donnée. Il est égal à.....à 25°C .
- Répondre par vrai ou faux .
 - Dans l'eau pure on a toujours $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}\text{mol.L}^{-1}$.
 - Si $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ la solution est basique.
 - L'eau pure ne conduit pas le courant électrique.
 - Une solution aqueuse est dite acide si $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$.
 - Une solution aqueuse est dite neutre si $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.

B. Questions à choix multiples

Choisir la (ou les) bonne(s) réponse(s) .

- L'eau pure conduit faiblement le courant électrique :
 - c'est une solution acide ;
 - c'est une solution basique ;
 - elle contient des ions H_3O^+ et OH^- .
- Une solution aqueuse qui renferme 10^{-5} mol d'ions H_3O^+ par litre à 25°C est :
 - une solution acide ;
 - une solution basique ;
 - une solution neutre.
- Si dans une solution aqueuse on a $[\text{OH}^-] = 10^{-9}$ mol.L⁻¹ à 25°C alors :
 - $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9}$ mol.L⁻¹ ;
 - $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5}$ mol.L⁻¹ ;
 - $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est faible devant $[\text{OH}^-]$;
 - cette solution est neutre.
 - cette solution est acide ;
 - cette solution est basique.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Exercice n° 1

On considère les solutions aqueuses suivantes à 25°C ou $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$:

- la solution (S₁) est telle que $[OH^-] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$;
- la solution (S₂) est telle que $[H_3O^+] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$;
- la solution (S₃) est telle que $[H_3O^+] = [OH^-]$.

1. Déterminer :
 - a. la concentration molaire de H_3O^+ dans la solution (S₁) .
 - b. la concentration molaire de OH^- dans la solution (S₂).
 - c. les concentrations molaires de H_3O^+ et de OH^- dans la solution (S₃).
2. a. Préciser la nature de chaque solution.
b. Quelle est la teinte du B.B.T dans chaque solution ?

Exercice n° 2

Une solution aqueuse d'iodure d'hydrogène HI de concentration molaire C égale à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ à 25°C contient les ions I^- , H_3O^+ et OH^- .

1. Expliquer comment se forment ces ions.
2. Une mesure expérimentale de la molarité de H_3O^+ donne $[H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ à la température de 25°C.
 - a. En déduire la molarité de OH^- à cette température .
 - b. Comparer les molarités de H_3O^+ et de OH^- . Conclure.
 - c. Que peut-on dire de l'ionisation de HI dans l'eau ?
 - d. En déduire la molarité de I^- .

On donne : $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$ à 25°C.

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n° 1

On dissout 0,04 g de soude NaOH pour obtenir un litre de solution à 25°C.

1. a. Calculer la concentration molaire de cette solution.
b. Calculer la concentration molaire en ions Na^+ .
2. La concentration molaire en ions H_3O^+ est $[H_3O^+] = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$.
 - a. Déduire la concentration molaire en ions OH^- .
 - b. Ecrire l'équation de dissociation de NaOH dans l'eau.
 - c. Que peut on dire de la force de l'électrolyte NaOH ?
3. On verse 45 cm^3 de cette solution dans une solution contenant les ions Fe^{3+} en excès.
 - a. Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu.
 - b. Calculer la masse du précipité obtenu.

On donne la masse molaire: $M_{NaOH} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$; $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$ à 25°C ; $M_{Fe} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice n° 2

Une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène HCl a une concentration molaire C égale à $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ à 25°C .

1. a. D'où proviennent les ions Cl^- , H_3O^+ et OH^- de cette solution ?
b. Calculer la molarité en ions chlorures Cl^- de cette solution.
2. Une mesure expérimentale de la molarité de H_3O^+ donne $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ à la température de 25°C .
a. En déduire la molarité de OH^- .
b. Comparer les molarités de H_3O^+ et de OH^- . Conclure.
c. Que peut-on dire de l'ionisation de HCl dans l'eau ?
3. a. Comment vire le B.B.T dans cette solution ?
b. Ecrire l'équation de la réaction de cette solution sur le carbonate de calcium.

Leçon 7 :

Notion de pH

Objectifs

L'élève sera capable de:

- déterminer le pH d'une solution à l'aide d'un papier pH ou d'un pH-mètre ;
- calculer les molarités de H_3O^+ et de OH^- à partir de la valeur du pH ;
- interpréter la signification des valeurs de l'échelle de pH en termes d'acide, de base ou neutre ;
- classer des substances données en acides ou en bases à partir de la valeur de leur pH.

Prérequis

- Concentrations molaire et massique.
- $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$ à 25°C.
- $[H_3O^+] > [OH^-]$: solution acide.
- $[H_3O^+] < [OH^-]$: solution basique.
- $[H_3O^+] = [OH^-]$: solution neutre.

Pour les produits alimentaires, pharmaceutiques et cosmétiques, ainsi que les produits d'hygiène, on indique souvent la valeur du **pH** en plus de leurs compositions chimiques.

COMPOSITION mg/l / التركيبات / ل		
Sein total	<280	جملة الأملاح المعدنية
Calcium	35	الكالسيوم
Magnésium	10	المغنيزيوم
Sodium	24	الصوديوم
Potassium	4	البوتاسيوم
Bicarbonates	170	البيكربونات
Sulfates	14	الكبريتات
Chlorures	3	الكلوريدات
Nitrates	12	النترات
pH	7,5	درجة الحموضة



• Que signifie cette indication du pH?

Notion de pH

I. Introduction

Lors de l'étude de l'ionisation de l'eau, nous avons remarqué que dans toute solution aqueuse diluée nous avons la relation $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$ à 25 °C et que pour caractériser l'acidité ou la basicité d'une solution aqueuse, on peut utiliser la molarité des ions H_3O^+ . Comme cette concentration n'est pas mesurable directement, SORENSEN, (Chimiste Danois 1869-1939) a introduit une grandeur pratique appelée **pH** liée à la concentration molaire des ions H_3O^+ .

II. Définition du pH

Le pH est une grandeur exprimée par un nombre positif lié à la molarité des ions H_3O^+ dans une solution aqueuse.

**Le pH permet de caractériser l'acidité ou la basicité d'une solution.
Il est défini par la relation : $[H_3O^+] = 10^{-pH}$.**

Remarque

Cette relation n'est valable que pour des solutions de concentrations molaires comprises entre 10^{-6} mol.L⁻¹ et 5.10^{-2} mol.L⁻¹.

Application

Reproduire et compléter le tableau suivant :

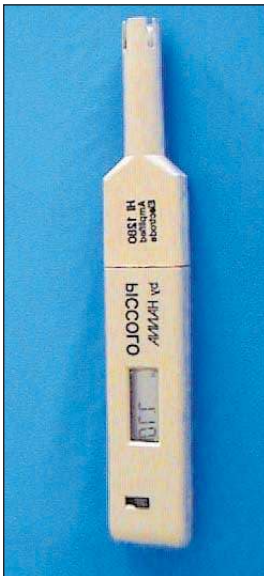
Solution (à 25°C)	Eau pure	Acide chlorhydrique 10 ⁻² M	Soude 10 ⁻² M
[H ₃ O ⁺] (en mol.L ⁻¹)		10 ⁻²	
[OH ⁻] (en mol.L ⁻¹)			10 ⁻²
pH			

III. Mesure du pH

III-1. Utilisation du pH-mètre

Pour mesurer le pH d'une solution aqueuse on utilise un pH-mètre. Cet appareil est constitué d'une sonde de mesure reliée à un dispositif électronique comportant une graduation en unité de pH. Avant chaque utilisation du pH-mètre on procède à son étalonnage.





Avant chaque mesure du pH il faut rincer la sonde à l'eau distillée et la plonger dans la solution dont on veut déterminer le pH qui sera obtenu par lecture directe sur le cadran de l'appareil. Le pH-mètre peut donner une mesure à 0,1 ou 0,01 unité près.

III-2. Utilisation du papier de pH

Le papier pH est un papier qui change de couleur suivant le pH de la solution testée. Il y a plusieurs sortes de papiers pH. Les plus utilisés sont en rouleau ou en ruban. Lorsqu'on dépose quelques gouttes d'une solution de pH inconnu sur ce papier, celui-ci prend une couleur qu'il suffit de comparer à l'une des teintes se trouvant sur la boîte de papier pH. Cette méthode de détermination a l'avantage d'être rapide mais elle est peu précise.



Le papier pH permet une détermination approchée, mais rapide, du pH d'une solution

IV. Echelle de pH

Comment varie le pH avec l'acidité ou la basicité du milieu ?

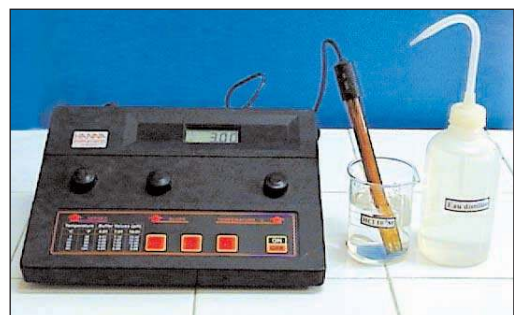
IV-1. Variation du pH avec l'acidité

a. Expérience et observations

On verse dans un bêcher une certaine quantité d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène de concentration molaire 10^{-3} mol.L⁻¹.

On mesure le pH de cette solution, on trouve une valeur voisine de 3.

On dilue la solution précédente progressivement en ajoutant à chaque fois un certain volume d'eau distillée à l'aide d'une pissette, on constate que le pH augmente.



Dans un second bêcher propre, on verse une certaine quantité d'eau fraîchement distillée. La mesure du pH donne une valeur voisine de 7. On ajoute progressivement par petite quantité une solution aqueuse 10^{-3} M d'acide chlorhydrique. Après homogénéisation de la solution on remarque que le pH diminue.



b. Interprétation

L'addition de l'eau à une solution d'acide fait diminuer la molarité des ions H_3O^+ dans la solution et augmente le pH. Une augmentation de pH correspond à une diminution de l'acidité de la solution.

L'addition de l'acide à l'eau fait augmenter la molarité des ions H_3O^+ et fait diminuer le pH. Une diminution du pH correspond à une augmentation de l'acidité de la solution.

On conclut que le pH diminue lorsque l'acidité augmente et inversement.

IV-2. Variation du pH avec la basicité

a. Expérience et observations

On verse dans un bêcher une certaine quantité d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire 10^{-1} mol.L⁻¹.

On mesure le pH de cette solution, on trouve une valeur voisine de 13.

On dilue la solution précédente progressivement en ajoutant à chaque fois un certain volume d'eau distillée à l'aide d'une pissette, on constate que le pH diminue.



Dans un second b cher propre, on verse une certaine quantité d'eau fraîchement distillée. La mesure du pH donne une valeur voisine de 7. On ajoute par petite quantité une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium $10^{-1}M$, on remarque que le pH augmente.



b. Interprétation

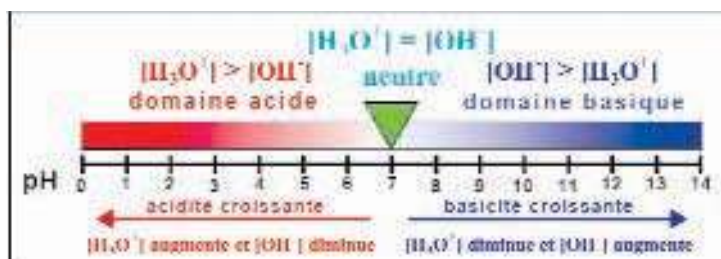
L'addition de l'eau à une solution de base fait diminuer la molarité des ions OH^- dans cette solution. En conséquence la molarité des ions H_3O^+ augmente car le produit $[H_3O^+].[OH^-]$ doit rester constant d'où une diminution du pH.

Une diminution du pH correspond à une diminution de la basicité de la solution.

L'addition de la soude à l'eau fait augmenter la molarité des ions OH^- et diminue celle de H_3O^+ . Il en résulte une augmentation du pH et de la basicité de la solution.

On conclut que le pH diminue lorsque la basicité diminue et inversement.

Les conclusions précédentes peuvent nous permettre de proposer l'échelle de pH suivante valable à $25^\circ C$.



V. Mesure du pH de quelques solutions usuelles

V-1. Expériences

On se propose de mesurer le pH des solutions aqueuses suivantes : acide chlorhydrique $0,01 M$, boisson gazeuse, eau de Javel diluée, soude $0,01M$, solution de chlorure de sodium, jus d'orange, jus de citron etc...en utilisant respectivement le papier pH et le pH-mètre.

a. Mesure à l'aide du papier pH

- ⊛ Nettoyer et sécher un agitateur puis prendre une goutte d'une des solutions précédentes avec cet agitateur et la déposer sur le papier pH.
- ⊛ Comparer la couleur obtenue avec celle reproduite sur la palette de référence fournie avec la boite. Noter la valeur du pH.
- ⊛ Faire la même chose pour les autres solutions.
- ⊛ Porter les valeurs trouv es dans le tableau de mesure ci-dessous.

b. Mesure à l'aide du pH-mètre

- ⊛ Remplir la moitié d'un b cher avec la solution consid r e et plonger la sonde du pH-mètre, après l'avoir rinc e avec de l'eau distillée, dans la solution.
- ⊛ Attendre que l'indication du pH-mètre soit stabilis e et lire la valeur du pH.
- ⊛ Recommencer la même chose pour les autres solutions en prenant soin de rincer la sonde à l'eau distillée entre deux mesures.
- ⊛ Porter les valeurs trouv es dans le tableau de mesure ci-dessous.

c. Tableau de mesure à reproduire et à compléter.

Solutions	Acide chlorhydrique	Jus de citron	boisson gazeuse	Chlorure de sodium	Eau de Javel	Soude
pH avec papier pH						
pH avec pH-mètre						

V-2. Conclusion

Les solutions d'acide chlorhydrique, de boisson gazeuse, de jus de citron ou de jus d'orange ont un pH inférieur à 7 soit donc $[H_3O^+]$ supérieure à 10^{-7} mol.L⁻¹.

Ces solutions présentent donc un caractère acide. A l'opposé les solutions d'eau de javel et de soude ont un pH supérieur à 7 soit donc $[H_3O^+]$ inférieure à 10^{-7} mol.L⁻¹.

Ces solutions sont considérées comme basiques. La solution de chlorure de sodium a un pH égal à 7 environ. Il s'agit d'une solution neutre.

VI. pH de quelques solutions usuelles

Les tableaux ci-dessous regroupent le pH de quelques substances courantes à usage alimentaire ou ménager.

VI-1. pH de quelques boissons et produits d'usage alimentaire

Substances	pH	Substances	pH
Jus de citron	2,1-2,3	Jus de carotte	5,2
Boisson gazeuse	2,5	Pomme de terre	5,6
vinaigre	2,4-2,9	Lait	6,5-6,8
Jus d'orange	3,5	Eau minérale	7,5
Jus de tomate	4,0-4,4	Eau du robinet	5,8-7,8

VI-2. pH de quelques produits d'entretien

Substances	pH
Eau de javel	10,8
Détartrant	acide
Déboucheurs d'éviers	basique



Ce produit détergent contient de l'acide citrique. Son pH est inférieur à 7 à 25°C.



L'eau de Javel est un détergent de pH supérieur à 7 à 25°C. C'est une solution basique

L'ESSENTIEL

- ◆ Pour caractériser l'acidité ou la basicité d'une solution, on définit une grandeur, appelée pH tel que $[H_3O^+] = 10^{-pH}$.
- ◆ On mesure le pH d'une solution :
 - directement à l'aide d'un pH-mètre ;
 - à l'aide d'un papier pH.

Naviguons sur Internet

- ◆ <http://www.bmlo.ca/%7Ejdeblois/acidesbases/contenu/acidebase4.html>
- ◆ http://chimie.scola.ac-paris.fr/sitedechimie/sommaires/sommaire_du_site.htm
- ◆ http://perso.wanadoo.fr/physique.chimie/Cours_de_chimie/Chimie_3_DEFINITION_ET_MESURE_DU_pH.htm

EXERCICE RÉSOLU

ENONCÉ

On effectue la mesure de pH à 25°C de deux solutions (S_1) et (S_2) on trouve :

$$\text{pH}_1 = 3 \text{ et } \text{pH}_2 = 11.$$

1. Préciser le caractère acide ou basique de chaque solution.
2. Déterminer les molarités en ions H_3O^+ et OH^- dans chaque solution.
3. On fait réagir l'une des deux solutions (S_1) ou (S_2) avec une solution contenant Fe^{2+} , on observe un précipité vert. La réaction de l'autre solution avec le carbonate de calcium produit un gaz qui trouble l'eau de chaux.
 - a. Ecrire les équations chimiques des réactions observées.
 - b. Comment varie le pH dans chaque solution ?

SOLUTION

1. On a : $\text{pH}_1 < 7$ soit $[\text{H}_3\text{O}^+]_1 > 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$.

(S_1) est donc une solution acide.

$$\text{On a } \text{pH}_2 > 7 \text{ soit } [\text{H}_3\text{O}^+]_2 < 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}.$$

(S_2) est donc une solution basique.

2. Déterminons les molarités en ions H_3O^+ et OH^- dans chaque solution :

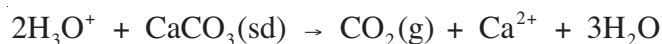
-Pour la solution (S_1) : $[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = 10^{-\text{pH}_1} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et

$$[\text{OH}^-]_1 = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_1} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

-Pour la solution (S_2) : $[\text{H}_3\text{O}^+]_2 = 10^{-\text{pH}_2} = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{et } [\text{OH}^-]_2 = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_2} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

- a. Les équations chimiques des réactions observées sont :



- b. Variation de pH:

-Dans (S_1) et suite à la réaction avec CaCO_3 la molarité de H_3O^+ diminue et le pH augmente.

-Dans (S_2) et suite à la réaction avec les ions fer (II) la molarité de OH^- diminue et celle de H_3O^+ augmente donc le pH diminue.

Commentaire et point méthode

- ◆ Pour toute solution aqueuse $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ à 25°C.
- ◆ Connaître les propriétés des ions H_3O^+ et OH^- .
- ◆ Ecrire correctement les équations équilibrées des réactions chimiques.
- ◆ pH augmente si $[\text{H}_3\text{O}^+]$ diminue et $[\text{OH}^-]$ augmente.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

1. Recopier sur le cahier d'exercices et compléter les phrases suivantes.
 - a. A 25°C une solution aqueuse de $\text{pH} < 7$ est une solution.....
 - b. A 25°C une solution a un $\text{pH} = 7$.
 - c. A 25°C une solution aqueuse de $\text{pH} > 7$ est une solution.....
2. Répondre par vrai ou faux .
 - a. Le pH d'une solution aqueuse est défini par $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$.
 - b. Le pH d'une solution acide est toujours inférieur à 7 à 25°C.
 - c. Une solution neutre a toujours un $\text{pH} = 7$ à 25°C.
 - d. Plus le pH d'une solution est grand plus la solution est acide.

B. Questions à choix multiples

Choisir la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1. Dans une solution aqueuse :
 - a. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$;
 - b. $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pH}}$;
 - c. $-14 \leq \text{pH} \leq 14$ à 25°C.
2. Au cours de l'addition des ions métalliques Fe^{2+} , Al^{3+} , Cu^{2+} dans une solution aqueuse basique :
 - a. le pH augmente ;
 - b. le pH diminue ;
 - c. le pH reste constant.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Exercice n° 1

1. Calculer le pH et la molarité en ions hydroxyde OH^- d'une solution telle que sa concentration en ions hydronium H_3O^+ est $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ à 25°C.
2. Calculer la molarité en ions H_3O^+ et le pH d'une solution aqueuse telle que sa concentration en ions OH^- est $[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.
3. Calculer les molarités en ions H_3O^+ et en ions OH^- dans une solution aqueuse de pH égal à 12 à 25°C.

Exercice n° 2

Calculer le pH d'une solution aqueuse contenant :

- a. 1000 fois plus d'ions H_3O^+ que d'ions OH^- ;
- b. 1000 fois plus d'ions OH^- que d'ions H_3O^+ .

Exercice n° 3

A partir d'une solution de soude (S_1) de $\text{pH} = 11$ à 25°C on veut préparer 1 L d'une solution de soude de $\text{pH} = 10$ à la même température. Comment doit-on procéder ?

Exercice n° 4

On considère 4 solutions aqueuses (A), (B), (C) et (D) de pH respectifs :

$\text{pH}_A = 8$, $\text{pH}_B = 3$; $\text{pH}_C = 9,5$ et $\text{pH}_D = 12$.

1. Classer ces solutions par ordre d'acidité croissante.
2. Déterminer les molarités en ions H_3O^+ et OH^- à 25°C dans chacune de ces solutions.

On donne $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$ à 25°C .

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n° 1

A la température de 60°C , le produit des molarités des ions H_3O^+ et OH^- est égal à $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-13}$.

1. Calculer la molarité des ions H_3O^+ et OH^- dans l'eau pure à 60°C .
2. Déduire le pH de l'eau pure à la température de 60°C .

Exercice n° 2

On considère deux solutions aqueuses (S_1) et (S_2) de NaOH de concentrations molaires respectives

$C_1 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et $C_2 = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

On mélange 100 cm^3 de (S_1) avec 200 cm^3 de (S_2). On obtient une solution (S).

- 1.a. Calculer la quantité d'ions OH^- dans la solution finale (S).
b. En déduire la molarité des ions OH^- dans cette solution.
c. Calculer la molarité des ions H_3O^+ dans la solution (S).
- 2.a. Calculer le pH de chacune des solutions (S_1), (S_2) et (S).
b. Classer ces solutions par basicité croissante.

On donne $10^{-0,6} = 0,25$.

Exercice n° 3

On prépare une solution aqueuse (S) d'ammoniac NH_3 en dissolvant 2,4 L de gaz ammoniac dans un litre d'eau sans changement du volume global de la solution.

La solution obtenue a un $\text{pH} = 11$ à 25°C .

1. Calculer la molarité des ions H_3O^+ dans la solution (S) obtenue.
2. En déduire la concentration en ions OH^- dans cette solution.
3. Calculer la concentration molaire C de la solution (S).
4. Comment varie le pH si on ajoute de l'eau à cette solution ?

On donne le volume molaire gazeux $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

Exercice n° 4

On prépare une solution (S) en dissolvant à 25° C un volume de chlorure d'hydrogène HCl dans l'eau pour obtenir 400 cm³ de solution. Le pH de cette solution est égal à 2.

1. a. Ecrire l'équation chimique de l'ionisation de HCl dans l'eau.
b. Calculer les concentrations molaires en ions H₃O⁺ et OH⁻ dans la solution (S).
c. En déduire la concentration molaire de la solution (S) sachant que HCl est un acide fort.
2. a. Calculer le volume V de HCl dissous dans l'eau.
b. Comment varie le pH si on ajoute de l'eau à un prélèvement de (S) ?
3. On mélange 30 cm³ de la solution précédente (S) avec 20 cm³ d'une solution d'acide nitrique HNO₃ de concentration C₁ = 10⁻³ mol.L⁻¹.
a. Ecrire l'équation de l'ionisation de l'acide nitrique dans l'eau.
b. Calculer les molarités des ions présents dans le mélange.
c. Quel est le pH du mélange ?

On donne 10^{0,8} = 6,4.

Savoir plus : Le pH des milieux naturels

Importance du pH dans quelques milieux biologiques

Chez l'homme, le pH du sang est sensiblement constant : il est compris entre 7,35 et 7,43. Tout écart de ce pH par rapport à ces valeurs peut être dramatique.

Le dioxyde de carbone CO_2 et l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- jouent un rôle essentiel dans la constance du pH du sang.

La salive a un pH compris entre 6,8 et 7,2.

Dans l'estomac, milieu très acide, le pH peut être égal à 1 ; il est principalement déterminé par l'acide chlorhydrique sécrété dans l'estomac. Pour favoriser la digestion, le pH doit être voisin de 1,5. Une acidité plus forte peut endommager les parois stomacales.

Il faut alors protéger les parois avec un emplâtre, ou bien réduire l'acidité en ingérant de l'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 plus connu sous son nom commercial (mais chimiquement incorrect) de bicarbonate de soude pour atténuer les « aigreurs d'estomac ».

Dans l'intestin grêle, le pH varie entre 6 et 7.

Pour l'urine considérée comme normale, le pH est de l'ordre de 6,2.

Pour la bile et le suc pancréatique, le pH est de l'ordre de 8.

Importance du pH dans l'agriculture

Le pH d'un sol dépend de sa composition : il peut être assez bas (voisin de 3,5) pour un terrain marécageux ou assez élevé (proche de 9) pour un sol très calcaire.

On le détermine en mesurant le pH d'une solution obtenue par agitation d'un échantillon du sol à analyser dans l'eau distillée.

Le rendement maximal d'une culture dépend du pH.

Les betteraves à sucre ont un rendement maximal pour un pH compris entre 7 et 7,7 ; les pommes de terre préfèrent un sol dont le pH est compris entre 5,5 et 6 ; le blé donne un meilleur rendement pour un pH compris entre 5,4 et 7.

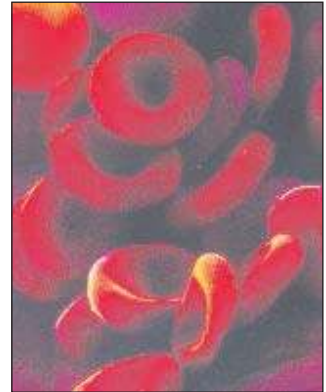
L'agriculteur peut amender le sol afin de le rendre compatible avec la culture souhaitée. Pour un sol trop acide, on ajoute de la chaux (ou oxyde de calcium) CaO qui par dissolution dans l'eau donnera de l'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ qui fait remonter le pH à la valeur convenable.

En revanche, à un sol très basique, on ajoute du sulfate d'ammonium, du soufre ou bien on répand du fumier animal ou de l'humus végétal ce qui fait descendre le pH à la valeur souhaitée.

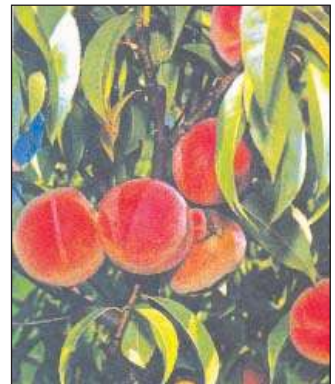
pH et industries agroalimentaires

Le pH est très important dans les réactions de transformation du lait. La quantité d'acide lactique (résultant de la transformation du lactose sous l'action des ferments lactiques) présent dans le lait de consommation est un indicateur de sa fraîcheur et de sa bonne conservation. Le lait frais doit avoir un pH compris entre 6,3 et 6,7.

Une très faible quantité de lait trop acide peut faire cailler une grande quantité de lait.



Globules rouges du sang .
A 37°C le pH du sang est légèrement basique.



La culture de la pêche exige un sol de pH légèrement acide ($5,3 < \text{pH} < 6,8$)



Les tomates se développent bien dans un sol dont le pH est proche de 6

Leçon 8 : Acides forts, acides faibles, bases fortes, bases faibles

Objectif

L'élève sera capable de distinguer un acide fort d'un acide faible ou une base forte d'une base faible.

Prérequis

- ✿ Ionisation propre de l'eau.
- ✿ Electrolytes forts, électrolytes faibles.
- ✿ Equilibre dynamique.



- ✿ L'acide éthanoïque et l'acide chlorhydrique sont deux acides. L'ammoniac et la soude sont deux bases : qu'est ce qui les différencie alors?

Acides forts, acides faibles, bases fortes, bases faibles

I. Comparaison de la force des acides

On considère deux solutions aqueuses (S_1) et (S_2) de chlorure d'hydrogène HCl et d'acide éthanóique CH_3COOH de même concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Comparons la force de ces deux électrolytes d'après les expériences de conductibilité et la valeur du pH de leurs solutions aqueuses.



I-1. Comparaison de la force des acides d'après leur conductibilité électrique

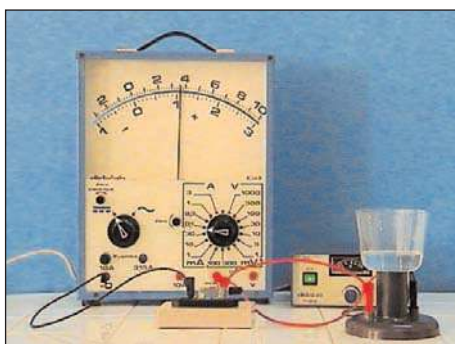
a. Expériences et observations

Dans deux électrolyseurs identiques (1) et (2), versons 100 mL de la solution (S_1) et 100 mL de la solution (S_2).

Relions chaque électrolyseur à un générateur de tension continue et un milliampèremètre et fixons la même tension électrique dans les deux montages.

Dans le cas où l'électrolyseur (1) contient la solution (S_1) de chlorure d'hydrogène, le milliampèremètre indique une intensité de courant I_1 égale à 38 mA.

Si l'électrolyseur (2) contient la solution (S_2) d'acide éthanóique, le milliampèremètre indique une intensité de courant I_2 égale à 2 mA.



L'électrolyseur (1) contient la solution de chlorure d'hydrogène.



L'électrolyseur (2) contient la solution d'acide éthanóique.

b. Conclusion

A concentrations égales, la conductibilité électrique de la solution (S_1) est nettement plus importante que celle de la solution (S_2). En conséquence la solution de chlorure d'hydrogène contient beaucoup plus d'ions que la solution d'acide éthanóique.

L'électrolyte HCl dissous dans la solution (S_1) est donc plus fort que l'électrolyte CH_3COOH dissous dans la solution (S_2).

Comme HCl et CH_3COOH sont deux acides, alors HCl est un acide plus fort que CH_3COOH .

I-2. Comparaison de la force des acides d'après le pH de leurs solutions

a. Expériences et observations

Mesurons à l'aide d'un pH-mètre étalonné, le pH de chacune des solutions (S_1) et (S_2). Pour la solution (S_1) le pH-mètre indique la valeur 2. Pour la solution (S_2) le pH mesuré est égal à 3,4.



Mesure du pH de la solution (S_1)
de chlorure d'hydrogène.



Mesure du pH de la solution (S_2)
d'acide éthanóique.

b. Interprétation

Pour la solution (S_1), $\text{pH}_1 = 2$ donc $[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Pour la solution (S_2), $\text{pH}_2 = 3,4$ donc $[\text{H}_3\text{O}^+]_2 = 10^{-3,4} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

En conséquence $[\text{H}_3\text{O}^+]_2$ est inférieure à $[\text{H}_3\text{O}^+]_1$: à concentration égale l'acide HCl est plus fort que l'acide CH_3COOH .

A concentrations égales, l'acide le plus fort est celui qui correspond à la solution de pH le plus faible.

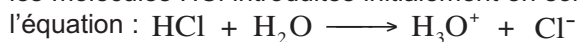
II. Acides forts et acides faibles

Étudions l'ionisation de HCl et de CH_3COOH dans l'eau .

II-1. Ionisation de HCl dans l'eau

Pour la solution aqueuse (S_1) de chlorure d'hydrogène de concentration molaire $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, le nombre de mole de soluté HCl dissous par litre de solution est $n(\text{HCl}) = 10^{-2} \text{ mol}$. La molarité en ions H_3O^+ est donnée par : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = C_a$.

L'ionisation d'une mole de HCl dans l'eau ne peut donner qu'une mole d'ions H_3O^+ donc toutes les molécules HCl introduites initialement en solution ont été complètement ionisées selon



L'ionisation de HCl dans l'eau est totale. On dit que le chlorure d'hydrogène est un acide fort.

Remarque

La molarité de HCl dans la solution est nulle $[\text{HCl}] = 0 \text{ mol.L}^{-1}$.

II-2. Ionisation de CH₃CO₂H dans l'eau

Pour la solution aqueuse (S₂) d'acide éthanóïque CH₃COOH de concentration molaire C_a = 0,01 mol.L⁻¹, le nombre de mole d'acide CH₃COOH dissous par litre de solution est n(CH₃COOH) = 10⁻² mol.

La molarité en ions H₃O⁺ est donnée par : [H₃O⁺] = 10^{-pH} = 10^{-3,4} = 4.10⁻⁴ mol.L⁻¹ < C_a. Comme l'ionisation d'une mole de CH₃COOH dans l'eau ne peut donner qu'une mole d'ions H₃O⁺, on en déduit que l'ionisation de CH₃COOH dans l'eau n'est pas totale : celle-ci est partielle. Seules quelques molécules de CH₃COOH ont été ionisées.

On dit que l'acide CH₃COOH est un acide faible. L'ionisation dans l'eau de l'acide faible CH₃COOH s'écrit : CH₃COOH + H₂O ⇌ H₃O⁺ + CH₃COO⁻.

Remarque

La solution finale de cet acide contient en plus de l'eau, des ions H₃O⁺, des ions OH⁻, des ions CH₃COO⁻ et de l'acide éthanóïque CH₃COOH. En conséquence la concentration molaire de CH₃COOH dans la solution n'est pas nulle ([CH₃COOH] ≠ 0).

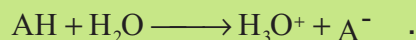
II-3. Généralisation : acides forts, acides faibles

Un acide fort AH est un acide qui s'ionise totalement dans l'eau.

La molarité en ions H₃O⁺ dans une solution aqueuse d'un monoacide fort de concentration molaire C est égale à [H₃O⁺] = C.

Le pH d'une solution aqueuse d'un monoacide fort est tel que : 10^{-pH} = C.

L'équation de la réaction d'ionisation de l'acide fort AH dans l'eau est :



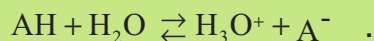
Exemples d'acides forts : HCl, HI, HBr, HNO₃, H₂SO₄ etc...

Un acide faible AH est un acide qui s'ionise partiellement dans l'eau

La molarité en ions H₃O⁺ dans une solution aqueuse d'un monoacide faible de concentration molaire C est telle que [H₃O⁺] < C.

Le pH d'une solution aqueuse d'un monoacide faible est tel que : 10^{-pH} < C.

L'équation de la réaction d'ionisation d'un acide faible AH dans l'eau est :



Exemples d'acides faibles : CH₃CO₂H, H₃PO₄ etc...

III. Comparaison de la force des bases

On considère deux solutions aqueuses (S'_1) et (S'_2) d'hydroxyde de sodium NaOH et d'ammoniac NH_3 de même concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Comparons la force de ces deux électrolytes d'après les expériences de conductibilité et la valeur du pH de leurs solutions aqueuses.



III-1. Comparaison de la force des bases d'après leur conductibilité électrique

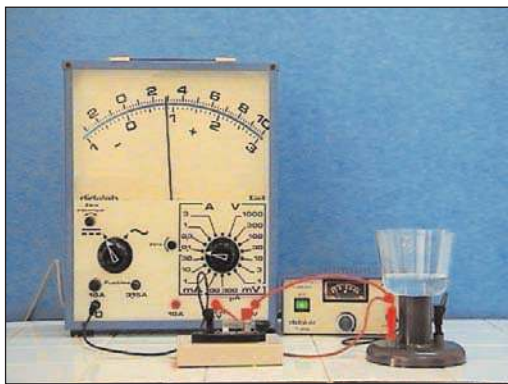
a. Expériences et observations

Dans deux électrolyseurs identiques (1) et (2), versons 100 mL de la solution (S'_1) et 100 mL de la solution (S'_2).

Relions chaque électrolyseur à un générateur de tension continue et un milliampèremètre et fixons la même tension électrique dans les deux montages.

Dans le cas où l'électrolyseur (1) contient la solution (S'_1) d'hydroxyde de sodium, le milliampèremètre indique une intensité de courant I_1 égale à 30 mA.

Si l'électrolyseur (2) contient la solution (S'_2) d'ammoniac, le milliampèremètre indique une intensité de courant I_2 égale à 1 mA.



L'électrolyseur (1) contient la solution d'hydroxyde de sodium.



L'électrolyseur (2) contient la solution d'ammoniac

b. Conclusion

A concentrations égales, la conductibilité électrique de la solution (S'_1) est nettement plus importante que celle de la solution (S'_2). En conséquence la solution d'hydroxyde de sodium contient beaucoup plus d'ions que la solution d'ammoniac.

L'électrolyte NaOH dissous dans la solution (S'_1) est plus fort que l'électrolyte NH_3 dissous dans la solution (S'_2). Comme NaOH et NH_3 sont deux bases, alors NaOH est une base plus forte que NH_3 .

III-2. Comparaison de la force des bases d'après le pH de leurs solutions aqueuses

a. Expériences et observations

Mesurons à l'aide d'un pH-mètre étalonné, le pH de chacune des solutions (S₁) et (S₂).

Pour la solution (S₁) le pH-mètre indique un pH de 12. Pour la solution (S₂) le pH mesuré est égal à 10,4.



Mesure du pH de la solution (S₁)
d'hydroxyde de sodium.



Mesure du pH de la solution (S₂)
d'ammoniac.

b. Interprétation

Pour la solution (S₁), pH₁ = 12 donc [H₃O⁺]₁ = 10⁻¹² mol.L⁻¹ et [OH⁻]₁ = 10⁻² mol.L⁻¹ car le produit [H₃O⁺].[OH⁻] est supposé égal à 10⁻¹⁴.

Pour la solution (S₂), pH₂ = 10,4 donc [H₃O⁺]₂ = 10^{-10,4} = 4.10⁻¹¹ mol.L⁻¹

$$\text{et } [\text{OH}^-]_2 = \frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-11}} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

En conséquence [OH⁻]₂ est inférieure à [OH⁻]₁: à concentration égale la base NaOH est plus forte que la base NH₃.

A concentrations molaires égales, la base la plus forte est celle qui correspond à la solution de pH le plus grand.

IV. Bases fortes est bases faibles

Etudions la dissociation de NaOH et l'ionisation de NH₃ dans l'eau

IV-1. Dissociation de NaOH dans l'eau

Pour la solution aqueuse (S₁) d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C_b = 10⁻² mol.L⁻¹, le nombre de mole de soluté NaOH dissous par litre de solution est n(NaOH) = 10⁻² mol.

La molarité en ions H₃O⁺ est donnée par : [H₃O⁺] = 10^{-pH} = 10⁻¹² mol.L⁻¹. La molarité en ions OH⁻ se déduit de la relation : [H₃O⁺].[OH⁻] = 10⁻¹⁴, soit [OH⁻] = 10⁻² mol.L⁻¹ = C_b.

Comme la dissociation ionique d'une mole de NaOH dans l'eau ne peut donner qu'une mole d'ions OH⁻. Donc toutes les molécules de NaOH introduites initialement dans l'eau ont été complètement dissociées selon l'équation : NaOH → Na⁺ + OH⁻

**La dissociation ionique de NaOH dans l'eau est totale.
On dit que l'hydroxyde de sodium est une base forte.**

Remarque : La molarité de NaOH dans la solution est nulle [NaOH] = 0 mol.L⁻¹.

IV-2. Ionisation de NH₃ dans l'eau

Pour la solution aqueuse (S'₂) d'ammoniac NH₃ de concentration molaire C_b = 10⁻² mol.L⁻¹, le nombre de mole de base NH₃ dissous par litre de solution est n(NH₃) = 10⁻² mol.

La molarité en ions H₃O⁺ est donnée par : [H₃O⁺] = 10^{-pH} = 10^{-10,4} = 4.10⁻¹¹ mol.L⁻¹.

La molarité en ions OH⁻ déduite de la relation [H₃O⁺].[OH⁻] = 10⁻¹⁴, est égale à [OH⁻] = 2,5.10⁻⁴ mol.L⁻¹ < C_b.

Comme l'ionisation d'une mole de NH₃ dans l'eau ne peut donner qu'une mole d'ions OH⁻. On en déduit que l'ionisation de NH₃ dans l'eau n'est pas totale : elle est partielle. Seules quelques molécules de NH₃ ont été ionisées.

On dit que NH₃ est une base faible. L'ionisation dans l'eau de la base faible NH₃ s'écrit:



Remarque

La solution finale de cette base contient en plus de l'eau, des ions H₃O⁺, des ions OH⁻, des ions NH₄⁺ et l'ammoniac NH₃. En conséquence la concentration molaire de NH₃ dans la solution n'est pas nulle ([NH₃] ≠ 0).

IV-3. Généralisation : bases fortes, bases faibles

Une base forte B est une base qui s'ionise totalement dans l'eau.

La molarité en ions OH⁻ dans une solution aqueuse d'une monobase forte de concentration molaire C est égale à [OH⁻] = C.

A 25°C, le pH d'une solution de monobase forte est tel que : $10^{-\text{pH}} = \frac{10^{-14}}{C}$

L'équation de la réaction d'ionisation d'une base forte B dans l'eau est :



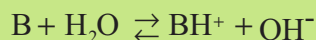
Exemples de bases fortes : NaOH, KOH etc...

Une base faible B est une base qui s'ionise partiellement dans l'eau.

La molarité en ions OH⁻ dans une solution aqueuse d'une monobase faible de concentration molaire C est telle que [OH⁻] < C.

A 25°C, le pH d'une solution de monobase faible est tel que : $10^{-\text{pH}} > \frac{10^{-14}}{C}$

L'équation de la réaction d'ionisation d'une base faible B dans l'eau est:



Exemples de bases faibles : NH₃, CH₃NH₂ etc...

L'ESSENTIEL

- ◆ A une même température et dans des solutions de même concentration, l'acide le plus fort est celui dont le pH de la solution aqueuse est le plus petit.
- ◆ A une même température, et pour des concentrations égales, la base la plus forte est celle dont le pH de la solution aqueuse est le plus grand.
- ◆ Un acide AH est fort si son ionisation dans l'eau est totale.
Exemple : chlorure d'hydrogène HCl.
- ◆ L'ionisation d'un acide fort AH dans l'eau s'écrit : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$.
- ◆ Pour un monoacide fort on a $[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{C}$.
- ◆ Un acide est faible si son ionisation dans l'eau est partielle, cette ionisation aboutit à un équilibre dynamique entre les ions et les molécules d'acide non ionisées.
Exemple : acide éthanoïque CH_3COOH .
- ◆ L'ionisation d'un acide faible AH dans l'eau s'écrit : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$.
- ◆ Pour un monoacide faible on a $[\text{H}_3\text{O}^+] < \text{C}$.
- ◆ Une base B est forte si son ionisation dans l'eau est totale.
Exemples : hydroxyde de sodium NaOH; hydroxyde de potassium KOH.
- ◆ L'ionisation d'une base forte B dans l'eau s'écrit : $\text{BOH} \rightarrow \text{B}^+ + \text{OH}^-$
- ◆ Pour une monobase forte on a $[\text{OH}^-] = \text{C}$.
- ◆ Une base B est faible si elle s'ionise partiellement dans l'eau, cette ionisation conduit à un équilibre dynamique entre les ions et les molécules de base non dissociées.
Exemples : ammoniac NH_3 ; méthylamine CH_3NH_2
- ◆ L'ionisation d'une base faible B dans l'eau s'écrit : $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$.
- ◆ Pour une monobase faible B on a $[\text{OH}^-] < \text{C}$.

Naviguons sur Internet

- ◆ http://perso.wanadoo.fr/physique.chimie/1S_Chimie/1_S_Chimie_6_REACTIONS_ACIDO_BASIQUES.htm

EXERCICE RÉSOLU

ENONCÉ

Soit une base B de formule brute CH_xN et de masse molaire $M = 31 \text{ g.mol}^{-1}$.

On dissout 62 mg de B dans l'eau pour obtenir 200 cm^3 de solution aqueuse (S).

La mesure du pH de cette solution donne 11,4 à 25°C .

1. Calculer la molarité de cette solution.
2. Calculer la concentration molaire de la solution (S) en ions H_3O^+ et OH^- .
3. a. La base B est-elle forte ou faible ? Justifier.
b. Déterminer la formule de B.
c. Ecrire l'équation de l'ionisation de B dans l'eau.

On donne :

$$[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14} ; 10^{0,6} = 4 ;$$

Masses molaires atomiques : $M_{\text{C}} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$, $M_{\text{N}} = 14 \text{ g.mol}^{-1}$.

SOLUTION

1. Calculons la molarité de la solution (S) :

$$C = \frac{n}{V} \text{ or } n = \frac{m}{M} \text{ d'où } C = \frac{m}{MV} = \frac{62.10^{-3}}{31.0,2}$$

$$\text{Donc } C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

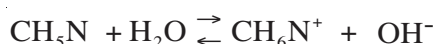
2. Calculons les molarités des ions H_3O^+ et OH^- :

$$\text{On a : } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11,4} = 10^{-12}.10^{0,6} \text{ or } 10^{0,6} = 4$$

$$\text{alors } [\text{H}_3\text{O}^+] = 4.10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{4.10^{-12}} = 2,5.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. a. On a $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{OH}^-] = 2,5.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
par suite $[\text{OH}^-] < C$ ainsi l'ionisation de la base B dans l'eau n'est pas totale. Il s'agit donc d'une base faible.
- b. Déterminons la formule chimique de B :
La masse molaire de CH_xN est :
 $M_{\text{B}} = M_{\text{C}} + x.M_{\text{H}} + M_{\text{N}} = 31$ d'où $12 + x + 14 = 31$
par ailleurs $x = 5$. Donc la formule de B est CH_5N .
- c. L'équation d'ionisation de CH_5N dans l'eau s'écrit :



Commentaire et point méthode

- ◆ Savoir exprimer et calculer la concentration molaire.
- ◆ Savoir que pour toute solution aqueuse : $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$ à la température de 25°C .
- ◆ Savoir que pour une base faible dans l'eau on a : $[\text{OH}^-] < C$.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

1. Reproduire sur le cahier d'exercices et compléter les phrases suivantes :
 - a. Un acide fort s'ionisedans l'eau.
 - b. Un acide faible s'ionise dans l'eau.
 - c. Une base forte s'ionisedans l'eau.
 - d. Une base faible s'ionise dans l'eau. L'ionisation d'un acide faible ou d'une base faible aboutit à entre les ions et les molécules non ionisées.
 - e. A concentration égale l'acide le plus fort est celui dont la solution a le pH le plus et la base la plus forte est celle dont le pH de la solution est le plus
2. Répondre par vrai ou faux .
 - a. La soude est une base forte car elle s'ionise totalement dans l'eau.
 - b. Pour un acide fort de concentration molaire égale à C On a : $[H_3O^+] = C$.
 - c. Pour une base faible de concentration molaire égale à C On a : $[OH^-] = C$.

B. Questions à choix multiples

Choisir la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1. La soude est une base forte :
 - a. elle s'ionise partiellement dans l'eau ;
 - b. $[OH^-] = C$ où C est la concentration molaire de la solution aqueuse ;
 - c. son pH > 7 à 25°C.
2. L'acide nitrique est un acide fort :
 - a. son ionisation dans l'eau est totale ;
 - b. la concentration de H_3O^+ est inférieure à C où C est la concentration molaire de la solution aqueuse ;
 - c. son pH < 7 à 25°C.
3. L'ammoniac est une base faible :
 - a. L'équation de son ionisation dans l'eau est : $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$
 - b. la concentration de OH^- est inférieure à C où C est la concentration molaire de la solution aqueuse ;
 - c. son pH est égal à 7 à 25°C.
4. Si on a plusieurs solutions d'acides de concentrations égales et à la même température.
 - a. l'acide le plus fort a le pH le plus grand ;
 - b. tous les acides ont le même pH ;
 - c. l'acide le plus fort a le pH le plus petit ;
 - d. on ne peut pas comparer leurs forces.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

On donne : $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$ à $25^\circ C$.

Exercice n° 1

- On dispose d'une solution aqueuse (S) d'un acide fort AH de $pH = 2$.
 - L'ionisation de AH dans l'eau est-elle totale ou partielle ?
 - Ecrire l'équation de cette ionisation.
- Dans trois récipients on verse 2 cm^3 de cette solution et on ajoute de l'eau de façon à avoir 3 solutions (S_1), (S_2) et (S_3) de volumes respectifs $V_1 = 20\text{ cm}^3$; $V_2 = 200\text{ cm}^3$ et $V_3 = 2\text{ L}$. La mesure du pH donne les valeurs : 4 ; 5 et 3 en désordre.
 - Associer à chaque solution son pH.
 - En déduire comment varie le pH d'une solution aqueuse d'un acide fort si on la dilue 10 ; 100 ; 1000 fois ?

Exercice n° 2

On dispose d'une solution (S) d'une base B forte de concentration $C = 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$.

- L'ionisation de B dans l'eau est-elle totale ou partielle ?
 - Déterminer les molarités en ions OH^- et H_3O^+ dans la solution (S).
 - En déduire le pH de la solution (S).
- Dans trois récipients on verse 1 cm^3 de cette solution et on ajoute de l'eau dans chacun pour obtenir trois solutions (S_1) ; (S_2) et (S_3) de volumes respectif $V_1 = 10\text{ mL}$; $V_2 = 100\text{ mL}$ et $V_3 = 1\text{ L}$. La mesure du pH donne les valeurs : 9 ; 10 et 11 dans le désordre.
 - Associer à chaque solution son pH. Expliquer.
 - Comment varie le pH d'une solution aqueuse d'une base forte si on la dilue 10 ; 100 ; 1000 fois ?

Exercice n° 3

On prépare deux solutions (S_1) et (S_2) de même molarité $C_B = 0,1\text{ mol.L}^{-1}$ en dissolvant dans l'eau pure, respectivement les monobases B_1 et B_2 .

Les pH mesurés à $25^\circ C$ sont respectivement : $pH_1 = 13$ et $pH_2 = 11,5$.

- Calculer la concentration molaire en ions H_3O^+ de (S_1) et de (S_2).
- En déduire le caractère fort ou faible de chacune des bases.
- Ecrire les équations de l'ionisation dans l'eau de B_1 et de B_2 dans le cas où B_1 est la potasse KOH et B_2 est l'ammoniac NH_3 .

Exercice n° 4

Trois solutions aqueuses de monoacides A_1H , A_2H et A_3H préparées à la même température ont la même concentration molaire $C = 10^{-3}\text{ mol.L}^{-1}$ en soluté. La mesure de leurs pH donne: $pH_1 = 3$; $pH_2 = 3,9$ et $pH_3 = 4,5$.

- Quel est l'acide le plus fort ?
- Préciser pour chacun de ces acides s'il est fort ou faible.
- Comment varie le pH de chaque solution si on lui ajoute de l'eau ?

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

On donne : $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$ à $25^\circ C$.

Exercice n° 1

On prépare deux solutions (S_1) et (S_2) de même molarité $C_A = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ en dissolvant dans l'eau pure, respectivement les monoacides A_1H et A_2H .

La mesure de leur pH à $25^\circ C$ donne respectivement: $pH_1 = 2$, $pH_2 = 3,9$.

1. a. Calculer la concentration molaire en ions H_3O^+ .
b. Préciser le caractère fort ou faible de A_1H et de A_2H .
c. Ecrire les équations de l'ionisation de chacun des deux acides dans l'eau.
2. L'acide A_1H est l'acide nitrique, on prélève un échantillon de volume V_1 qu'on fait agir sur le carbonate de calcium.
 - a. Ecrire l'équation chimique de la réaction.
 - b. Quel est le volume de gaz dégagé par attaque de 2 g de $CaCO_3$?
 - c. Quel est le volume minimal de (S_1) nécessaire pour cette réaction ?

On donne :

Volume molaire gazeux dans les conditions de l'expérience : $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$;

Masses molaires atomiques : $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{Ca} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_N = 14 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice n° 2

On considère trois solutions aqueuses (S_1), (S_2) et (S_3) de monobases B_1 , B_2 et B_3 de même concentration molaire $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Les pH mesurés à $25^\circ C$ sont respectivement $pH_1 = 12$; $pH_2 = 11$ et $pH_3 = 10,5$.

1. a. Calculer les molarités en ions H_3O^+ dans chacune des trois solutions .
b. En déduire les molarités en ions OH^- de chaque solution.
c. Justifier le caractère fort ou faible de chacune des bases B_1 , B_2 et B_3 .
d. Comparer les forces des bases B_2 et B_3 .
2. On verse un peu de la solution (S_1) sur une solution contenant des ions Fe^{2+} , un peu de la solution (S_2) sur une solution contenant des ions Cu^{2+} et un peu de la solution (S_3) sur une solution contenant des ions Zn^{2+} .
 - a. Qu'observe-t-on dans chaque cas ?
 - b. Ecrire les équations des réactions qui ont lieu.

Leçon 9 : Réaction d'un acide fort avec une base forte en solution aqueuse

Objectifs

- L'élève sera capable de :
- ✿ utiliser un indicateur coloré ;
 - ✿ réaliser un dosage acide-base ;
 - ✿ déterminer la concentration molaire d'après les résultats d'un dosage.

Prérequis

- ✿ Dissolution et précipitation.
- ✿ Caractère énergétique d'une réaction.
- ✿ Ionisation propre de l'eau pure.
- ✿ Solution neutre.
- ✿ Variation du pH.



Le pH de l'eau d'une piscine doit être maintenu aux environs de 7,6.
Si le pH prend une valeur supérieure à 7,6 on ajoute un produit acide qui le ramène à la valeur souhaitée.
Si le pH est inférieur à 7,6 on ajoute un produit basique qui fait remonter le pH.

- ✿ Selon quelle réaction chimique les produits précédents agissent-ils pour régler le pH de l'eau de piscine à la valeur souhaitée ?

Réaction d'un acide fort avec une base forte en solution aqueuse

I. Etude qualitative de la réaction

I-1. Expériences et observations

Versons dans un premier bêcher 20 cm³ d'une solution d'acide chlorhydrique 1 M. Dans un second bêcher, introduisons également 20 cm³ d'une solution d'hydroxyde de sodium 1 M. Mesurons à l'aide d'un thermomètre la température initiale de chaque solution.

Mélangions les deux solutions dans le même bêcher et mesurons la température de la solution obtenue ainsi que son pH.

On constate que la température augmente de quelques degrés et que le pH est voisin de 7.

Prenons dans un tube à essais une petite quantité de la solution obtenue et chauffons jusqu'à évaporation complète du liquide.

On constate l'apparition de cristaux solides au fond et sur les parois du tube. Il s'agit du chlorure de sodium NaCl. En effet, en dissolvant le dépôt formé dans l'eau distillée, on peut mettre en évidence les ions sodiums Na⁺ par le test à la flamme et les ions chlorures Cl⁻ par le test au nitrate d'argent.

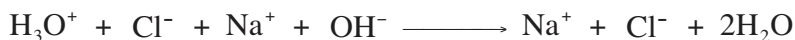
I-2. Interprétation

En mélangeant les deux solutions de chlorure d'hydrogène HCl et d'hydroxyde de sodium NaOH, il se produit une réaction chimique exothermique.

Les ions Na⁺ et Cl⁻ n'ont pas réagi (ce sont des ions spectateurs).

Par ailleurs comme le pH de la solution est voisin de 7, la molarité des ions H₃O⁺ dans cette solution est de l'ordre de 10⁻⁷ mol.L⁻¹ alors qu'elle était de l'ordre de 1 mol.L⁻¹ dans la solution d'acide chlorhydrique 1 M. La molarité des ions H₃O⁺ a donc diminué considérablement. Cette diminution ne peut pas être due à une simple dilution puisque le volume a été multiplié uniquement par 2. On doit donc admettre que les ions H₃O⁺ ont réagi avec les ions OH⁻.

L'équation chimique de la réaction peut s'écrire :



Une réaction entre un acide fort et une base forte est appelée réaction acido-basique.

Son équation simplifiée s'écrit : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.

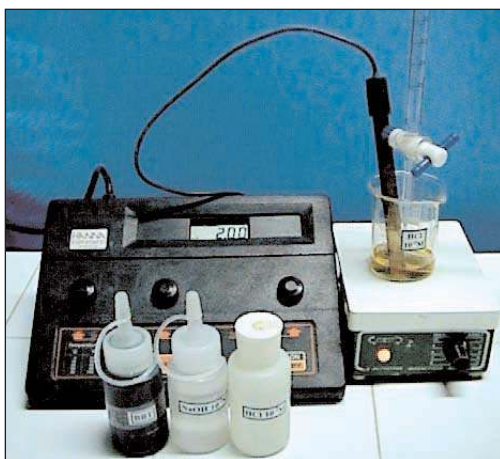
Des mesures précises montre que cette réaction qui est l'inverse de la réaction d'ionisation de l'eau est pratiquement totale.

II. Etude quantitative : Variation du pH au cours de la réaction

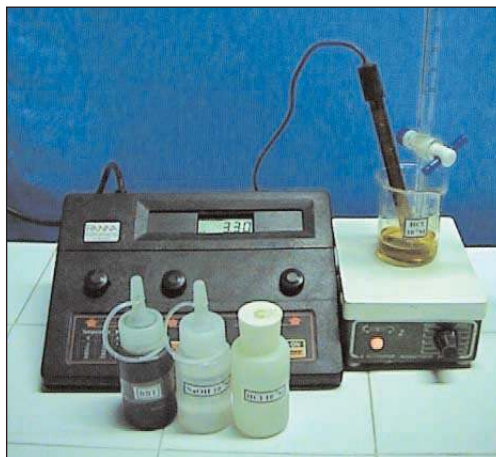
II-1. Expériences et observations

A l'aide d'une pipette graduée, on introduit dans un bêcher un volume V_A égal à 10 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_A égale à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ et 2 à 3 gouttes de bleu de bromothymol.

A l'aide d'une burette graduée on ajoute par fraction de 1 cm^3 une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C_B égale à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. On mesure à chaque fois le pH après avoir agité la solution pour homogénéiser le mélange et on note la teinte prise par le bleu de bromothymol. Soit V_B le volume de base ajouté à chaque fois.



Pour $V_B = 0 \text{ cm}^3$, la solution d'acide prend une teinte jaune.
Le pH initial de cette solution a une valeur voisine de 2.



Pour $V_B = 9 \text{ cm}^3$, la couleur de la solution reste jaune et son pH devient égal à 3,3.

Au cours de l'addition de la solution d'hydroxyde de sodium à la solution d'acide chlorhydrique, on constate que le pH augmente très progressivement pour un volume de base V_B compris entre 1 cm^3 et 9 cm^3 ; le pH reste inférieur à 7 et la solution est de couleur jaune.



Pour un volume $V_B = 10 \text{ cm}^3$ de la solution de soude, le pH prend la valeur $\text{pH} = 7$ qui correspond à une teinte verte du BBT.



Pour $V_B = 11 \text{ cm}^3$, le pH prend la valeur $\text{pH} = 10,7$ et la couleur de la solution devient bleue.

Pour un volume de base compris entre 9 cm^3 et 11 cm^3 une variation brusque de pH de 3,3 à 10,7 se produit et la couleur de la solution passe du jaune au bleue.
Pour un volume de base V_B supérieur à 11 cm^3 , le pH varie très peu et la couleur de la solution demeure bleue.

II-2. Interprétation

L'accroissement du pH par addition de la soude est due à une diminution de la molarité de H_3O^+ . Ces ions réagissent avec les ions hydroxydes OH^- apportés par la soude. Pour un volume de base égal à 10 cm^3 le pH est égale à 7 et la molarité de H_3O^+ est égale à $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$, la solution est neutre. Les ions H_3O^+ présents en solution sont issus de l'ionisation de l'eau. En conséquence les ions H_3O^+ provenant de la dissociation de l'acide chlorhydrique ont totalement réagi avec les ions hydroxydes introduits. Pour un volume de base supérieur à 10 cm^3 le pH devient supérieur à 7 et la soude est en excès par rapport à l'acide chlorhydrique.

III. L'équivalence acido-basique

III-1. Définition du point d'équivalence

Pour un volume $V_B = 10 \text{ cm}^3$ de la solution de soude ajouté, le pH prend la valeur 7 qui correspond à une teinte verte du bleu de bromothymol .

Les molarités en ions H_3O^+ et OH^- sont donc égales à : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$.

Ces molarités sont les mêmes que celles dans l'eau pure. Donc, les ions H_3O^+ provenant de l'acide ont totalement réagi avec les ions OH^- apportés par la base.

On dit qu'on a l'équivalence acido-basique ou qu'on a atteint le point d'équivalence.

Définition

Il y a équivalence acido-basique lorsque le nombre de moles d'ions H_3O^+ fournis par l'acide est égal au nombre de moles d'ions OH^- fournis par la base.

III-2. Relation entre les concentrations molaires à l'équivalence

Soit V_A le volume de la solution du monoacide A de concentration molaire C_A et V_{BE} le volume de la solution de monobase B de concentration molaire C_B nécessaire pour obtenir l'équivalence acido-basique.

Au point d'équivalence on a : $n(\text{H}_3\text{O}^+)_A = n(\text{OH}^-)_B$.

Or : $n(\text{H}_3\text{O}^+)_A = C_A V_A$ et $n(\text{OH}^-)_B = C_B V_{BE}$.

Donc à l'équivalence, on a : $C_A V_A = C_B V_{BE}$.

Cette relation ne s'applique que pour les monoacides et les monobases.

III-3. Détermination pratique du point d'équivalence

Comment reconnaître le point d'équivalence acido-basique ?

a. Expériences et observations

Mélangons un volume V_A égal à 10 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_A égale à $10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$ et un volume V_B égal à 10 cm^3 d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_B égale à $10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$.

Le mélange réalisé est à l'équivalence acido-basique puisque : $C_A V_A = C_B V_B$.

Ajoutons deux à trois gouttes de BBT au mélange. Celui-ci prend une teinte verte.



Divisons ce mélange en deux parties.

A la première, ajoutons une goutte de la solution d'acide chlorhydrique pour avoir un léger excès d'ions H_3O^+ , la solution vire au jaune.

A la seconde partie du mélange, ajoutons une goutte de la solution d'hydroxyde de sodium pour avoir un léger excès d'ions OH^- , la solution vire au bleu.



b. Conclusion

Le bleu de bromothymol permet de repérer l'équivalence acido-basique parce que sa couleur dans un milieu acide ($\text{pH} < 7$) est différente de sa couleur en milieu basique ($\text{pH} > 7$).

Au point d'équivalence le bleu de bromothymol prend une teinte verte.

Dosage d'un acide fort par une base forte

I. Définition

Le dosage d'une solution aqueuse d'acide par une solution de base de concentration molaire C_B connue consiste à déterminer la concentration molaire C_A de l'acide. Inversement le dosage d'une solution aqueuse de base par une solution d'acide de concentration molaire C_A connue consiste à déterminer la concentration molaire C_B de la base.

II. Principe du dosage

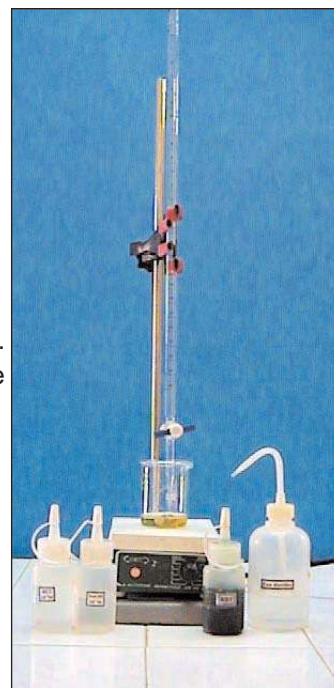
Pour doser un acide par une base, on ajoute à une prise d'essai d'une solution d'un acide goutte à goutte une solution de base de concentration connue. On détermine le volume de base V_{BE} nécessaire pour atteindre le point d'équivalence par le virage du jaune au vert du BBT.

III. Matériel et réactifs

- * Solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_A inconnue.
- * Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- * Flacon de bleu de bromothymol.
- * Pissette d'eau distillée.
- * Erlenmeyer ou bêcher.
- * Pipette graduée de 10 ou de 20 cm^3 .
- * Burette graduée sur support.
- * Agitateur magnétique.

IV. Montage et mode opératoire

- * Mesurer le volume V_A de la solution d'acide à doser à l'aide d'une pipette jaugée.
- * Verser le volume prélevé dans un bêcher propre.
- * Ajouter deux à trois gouttes de BBT et noter la couleur de la solution.
- * Rincer la burette avec un peu de la solution d'hydroxyde de sodium.
- * Remplir la burette jusqu'au trait zéro avec la solution d'hydroxyde de sodium de molarité C_B connue.
- * A l'aide de la burette, ajouter goutte à goutte la solution de soude dans le bêcher tout en agitant.
- * Arrêter l'addition de la soude juste au moment où la couleur de la solution passe du jaune au vert. Noter le volume V_{BE} versé à l'équivalence.
- * Refaire l'expérience deux ou trois fois pour réaliser des mesures plus précises.



V. Exploitation des résultats

- * Déterminer le volume moyen V_{BE} à l'équivalence.
- * Calculer la concentration molaire C_A de l'acide en exploitant la relation $C_A V_A = C_B V_{BE}$ valable à l'équivalence acido-basique.

L'ESSENTIEL

- ◆ L'équation de la réaction entre un acide fort et une base forte s'écrit :
$$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$$
- ◆ Au cours de la réaction il se forme un sel et de l'eau.
- ◆ On dit qu'il y a équivalence acido-basique lorsque la quantité d'ions H_3O^+ apportés par l'acide est égale à la quantité d'ions OH^- apportés par la base .
- ◆ La solution obtenue à l'équivalence est neutre et son pH est égal à 7 à 25°C.
- ◆ Pour repérer le point d'équivalence on utilise comme indicateur coloré le B.B.T
- ◆ Au cours d'un dosage le pH varie.

Naviguons sur Internet

◆ http://pedagogie.ac-toulouse.fr/sc_phy/chi0acid.html

EXERCICE RÉSOLU

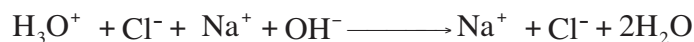
ENONCÉ

On introduit un volume V_A égal à 25 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_A inconnue dans un bêcher en présence de quelques gouttes de BBT et on y fait couler une solution aqueuse de soude de concentration molaire C_B égale à 1 mol.L^{-1} contenue dans une burette graduée. On agite chaque fois le mélange. On constate que la température augmente et que pour un certain volume V_{BE} de soude versée le mélange devient vert.

- La réaction est-elle endothermique ou exothermique ?
 - Ecrire l'équation chimique de la réaction.
- Etablir la relation entre C_A , V_A , C_B et V_{BE} à l'équivalence acido-basique.
 - Déterminer C_A si $V_{BE} = 10 \text{ cm}^3$.
 - Quel est le pH à l'équivalence ?
- Comment varie le pH au cours du dosage ?
 - Donner le nom et la formule du sel obtenu.

SOLUTION

- La température s'élève, la réaction est exothermique
 - L'équation chimique de la réaction :



- A l'équivalence acido-basique on a :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_A = n(\text{OH}^-)_B$$

$$\text{Or : } n(\text{H}_3\text{O}^+)_A = C_A V_A \text{ et } n(\text{OH}^-)_B = C_B V_{BE}$$

$$\text{Donc à l'équivalence, on a : } C_A V_A = C_B V_{BE}.$$

- Déterminons la concentration molaire C_A de la

solution acide : $C_A V_A = C_B V_{BE}$ par suite

$$C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A} = \frac{1 \cdot 10 \cdot 10^{-3}}{25 \cdot 10^{-3}} \text{ d'où } C_A = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$$

- A l'équivalence la solution est neutre donc $\text{pH}_E = 7$.
- Au cours du dosage la quantité de H_3O^+ diminue dans le mélange donc le pH augmente.
 - Le sel obtenu est le chlorure de sodium de formule NaCl .

Commentaire et point méthode

- ◆ Ecrire correctement l'équation de la réaction de dosage.
- ◆ Savoir qu'à l'équivalence acido-basique $n(\text{H}_3\text{O}^+)_A = n(\text{OH}^-)_B$
- ◆ Savoir que la solution obtenue à l'équivalence par le dosage d'acide fort par une base forte est neutre et que son $\text{pH}_E = 7$.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

1. Reproduire sur le cahier d'exercices et compléter les phrases suivantes.
 - a. Au cours d'une réaction d'un acide fort avec une base forte les ionsde l'acide réagissent avec les de la base.
 - b. Au cours de la réaction acido-basique, il se forme de, et un
 - c. A l'équivalence acido-basique on a : $C_A V_A = \dots\dots\dots$, et la solution obtenue est
 - d. Au cours du dosage d'un acide par une base le pH
2. Répondre par vrais ou faux .
 - a. La réaction entre un monoacide fort et une monobase forte est exothermique.
 - b. La réaction entre un acide fort et une base forte donne toujours un sel.
 - c. Le pH à l'équivalence est inférieur à 7.
 - d. Une réaction acide base est une réaction entre l'anion de l'acide et le cation de la base.
 - e. Au cours d'une réaction acide base le pH ne varie pas.

B. Questions à choix multiples

Choisir la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1. Au cours d'une réaction de dosage acido-basique :
 - a. on verse toujours la solution basique dans la solution acide ;
 - b. on travaille toujours en présence d'un indicateur coloré ;
 - c. le pH du mélange reste constant ;
 - d. le pH du mélange augmente si on verse la solution basique dans la solution acide ;
 - e. le pH du mélange diminue si on verse la solution basique dans la solution acide ;
2. A l'équivalence d'un dosage acido-basique entre un acide fort et une base forte :
 - a. le BBT devient vert ;
 - b. le pH au point d'équivalence est inférieur à 7 ;
 - c. la quantité de H_3O^+ est supérieure à la quantité de OH^- ;
 - d. la quantité de H_3O^+ est inférieure à la quantité de OH^- ;
 - e. il se forme un sel.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Exercice n° 1

Dans un erlenmeyer qui contient 15 cm^3 d'une solution de soude de concentration molaire C_B inconnue, on verse une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_A égale à $0,3 \text{ mol.L}^{-1}$. Le point d'équivalence est atteint pour un volume V_A égal à 10 cm^3 d'acide versé.

1.
 - a. Ecrire l'équation de la réaction acide-base.
 - b. Comment repérer l'équivalence ?
 - c. Quelle est la valeur du pH du mélange à l'équivalence ?
2.
 - a. Déterminer la valeur de C_B .
 - b. Comment varie le pH au cours de cette réaction ?

Exercice n° 2

On mélange 20 cm³ d'acide chlorhydrique 0,1 M avec 10 cm³ d'acide nitrique 0,15 M.

1. a. Déterminer la molarité en ions H₃O⁺ dans le mélange.
b. Déterminer les molarités en ions Cl⁻ et NO₃⁻ dans le mélange.
2. On ajoute au mélange précédent 50 cm³ de soude 0,05 M.
 - a. Quelle est la réaction qui se produit dans le mélange final ?
 - b. Ecrire l'équation de cette réaction.
 - c. Le mélange obtenu est-il acide ou basique ?

Exercice n° 3

On verse 50 cm³ d'une solution de soude de concentration molaire C_B égale à 0,2 mol.L⁻¹ dans 20 cm³ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_A égale à 0,25 mol.L⁻¹.

1. Quelle est la réaction qui a lieu ? Ecrire l'équation chimique correspondante.
2. Le mélange obtenu est-il acide ou basique ?
3. Calculer les molarités des ions présents dans le mélange.
4. On ajoute à ce mélange quelques cristaux de fer (II)
 - a. Que se passe-t-il ?
 - b. Comment varie le pH ?

Exercice n° 4

Dans une solution de potasse KOH de volume 100 cm³ et de concentration molaire C_B égale à 1 mol.L⁻¹, on fait barboter un volume V de HCl gaz pour avoir une solution de pH égal à 7.

1. De quelle réaction s'agit-il ?
2. Comment varie la température du mélange ? Comment varie le pH de la solution ?
3. Déterminer le volume V de HCl utilisé. Le volume molaire gazeux V_M = 24 L.mol⁻¹.

Exercice n° 5

Dans une solution d'acide nitrique HNO₃ de volume 10 cm³ et de concentration molaire C_A égale à 0,1 mol.L⁻¹ on dissout un volume V d'ammoniac gaz sans changement de volume de la solution pour faire virer le BBT du jaune au vert.

1. De quelle réaction s'agit-il ?
2. Comment varie la température du mélange ?
3. Comment varie le pH du mélange ?
4. Quelle est la nature du mélange final ?
5. Déterminer le volume V d'ammoniac NH₃ dissous.

On donne le volume molaire gazeux V_M = 24 L.mol⁻¹.

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n° 1

On ajoute de l'eau distillée à 50 cm³ d'une solution (S₁) de soude NaOH jusqu'à obtenir 250 cm³ de solution (S_B). A 10 cm³ de (S_B) contenant quelques gouttes de B.B.T on ajoute progressivement à l'aide d'une burette graduée une solution (S_A) d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_A égale à 0,1 mol.L⁻¹. Le virage du B.B.T au vert s'obtient pour un volume V_{AE} égal 20 cm³ d'acide.

1. Quelle était la couleur du B.B.T dans (S_B) ?
2. a. Ecrire l'équation chimique de la réaction étudiée.
b. Déterminer la concentration molaire C_B de la solution (S_B).
c. En déduire la concentration molaire C₁ de la solution (S₁) de soude.
3. a. Quel est le pH de la solution (S_B)?
b. Comment varie le pH du mélange au cours de la réaction ?
c. Si la réaction précédente est réalisée avec 10 cm³ de (S_B) mais additionnée de 10 cm³ d'eau distillée, quelles seront les valeurs de V_{AE} et du pH au point d'équivalence ?

On donne $10^{0,7} \approx 5$

Exercice n° 2

On dose 10 cm³ d'une solution (S_A) d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_A inconnue, par une solution (S_B) de potasse KOH de concentration molaire C_B égale à 0,05 mol.L⁻¹ en présence de B.B.T. Le volume de potasse ajouté à l'équivalence est V_{BE} égal à 20 cm³.

1. a. Ecrire l'équation de la réaction du dosage.
b. Quelle est la valeur du pH du mélange à l'équivalence ?
La solution obtenue est-elle basique, acide ou neutre ?
2. a. Calculer la concentration molaire C_A.
b. Quel est le pH initial de la solution (S_A) et de la solution (S_B)?
c. Quel est le sel obtenu à l'équivalence ?
3. On verse 10 cm³ de (S_A) sur du carbonate de calcium, 10 cm³ de (S_B) sur une solution de sulfate de zinc ZnSO₄ et 10 cm³ de la solution obtenue à l'équivalence sur une solution de nitrate d'argent AgNO₃.
a. Qu'observe-t-on dans chaque cas ?
b. Ecrire les équations chimiques des réactions qui ont lieu.

On donne $10^{0,3} \approx 2$

Thème III : Chimie Organique

Extrait du programme officiel du thème III

Objectifs spécifiques	Exemples de questionnement et d'activités	Contenu	Volume horaire
<ul style="list-style-type: none"> ✿ Ecrire la formule semi développée d'un hydrocarbure aliphatique. ✿ Appliquer les règles de nomenclature. ✿ Dégager les réactions spécifiques des hydrocarbures saturés et des hydrocarbures insaturés. ✿ Donner la formule générale du polyéthène. ✿ Citer des exemples de polymères synthétiques et des polymères naturels (amidon et glycogène). ✿ Enumérer les bienfaits et méfaits des matières plastiques. ✿ Décrire des modes de traitement des déchets plastiques. 	<ul style="list-style-type: none"> ✿ Qu'est ce qui différencie les hydrocarbures ? ✿ Réaliser la substitution du dichlore sur le méthane (ou le butane). ✿ Réaliser l'addition du dichlore (ou du dibrome) sur l'éthène. ✿ Réaliser l'addition de l'eau sur l'éthyne. ✿ Qu'est ce qu'il y a de commun entre les tissus synthétiques (nylon, tergal...) et les peintures ? ✿ Utiliser des modèles ou des logiciels de visualisation moléculaire pour illustrer la structure générale du polyéthène. ✿ Une activité documentaire permettra de mettre en évidence l'impact des déchets plastiques sur l'environnement et dégager les mesures à prendre pour les gérer. 	<p>1. Les hydrocarbures aliphatiques 1-1. Structure et nomenclature.</p> <p>1-2. Réactions spécifiques.</p> <p>2. Les polymères 2-1. Le polyéthène.</p> <p>2-2. Autres exemples : polymères synthétiques et polymères naturels.</p> <p>2-3. Matières plastiques : impact sur l'environnement et gestion des déchets.</p>	5,5 h

Leçon 1 : Structure et nomenclature des hydrocarbures aliphatiques

Objectifs

L'élève sera capable de:

- ✳ écrire la formule semi développée d'un hydrocarbure aliphatique ;
- ✳ dégager les isomères correspondant à une même formule brute ;
- ✳ distinguer un hydrocarbure saturé d'un hydrocarbure insaturé ;
- ✳ appliquer les règles de nomenclature.

Prérequis

- ✳ Le carbone est tétravalent.
- ✳ L'hydrogène est monovalent.
- ✳ Notion de liaison simple et de liaisons multiples.



Raffinerie de pétrole



Bouteilles de gaz utilisées dans nos habitations:
le gaz contenu dans ces bouteilles est un alcane

Le pétrole et le gaz naturel sont des mélanges constitués essentiellement d'hydrocarbures. Les hydrocarbures sont des composés formés uniquement d'hydrogène et de carbone.

- ✳ Comment se lient et se disposent les atomes de carbone qui constituent la molécule d'un hydrocarbure?
- ✳ Qu'est ce qui différencie les hydrocarbures ? Qu'est ce qu'un alcane ?

Structure et nomenclature des hydrocarbures aliphatiques

I. Généralités

La chimie organique est la chimie des composés qui contiennent du carbone et qui peuvent aussi renfermer d'autres éléments comme l'hydrogène, l'oxygène, le soufre, l'azote, les halogènes, etc..., et rarement les métaux.

Ces composés existent à l'état naturel ou sont obtenus par synthèse. Plusieurs de ces composés nous sont familiers car ils sont indispensables à notre vie quotidienne et à son confort. C'est le cas par exemple des carburants, des plastiques, des textiles, des vernis, des fibres synthétiques, des médicaments, des parfums, des colorants...

On se limitera dans cette partie du manuel à l'étude des composés hydrocarbonés qui sont formés uniquement de carbone et d'hydrogène.

II. Les hydrocarbures aliphatiques

II-1. Définition

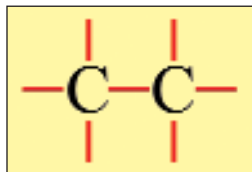
Les hydrocarbures aliphatiques sont des composés organiques constitués uniquement de carbone et d'hydrogène.

Leurs chaînes carbonées sont ouvertes et leur formule générale est C_xH_y .

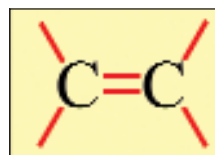
II-2. Chaînes carbonées saturées et chaînes carbonées insaturées

Rappelons que le carbone possède 4 électrons sur la couche externe. Pour satisfaire la règle de l'octet, le carbone peut former soit :

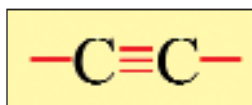
• quatre liaisons simples;



• une double liaison et deux liaisons simples;



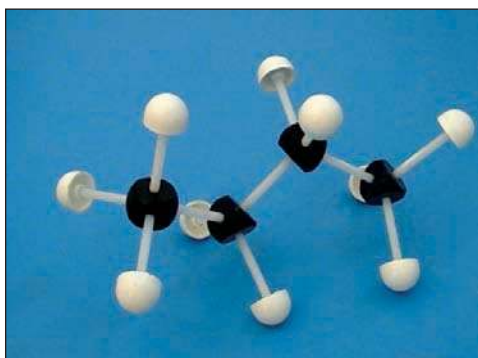
• une triple liaison et une liaison simple.



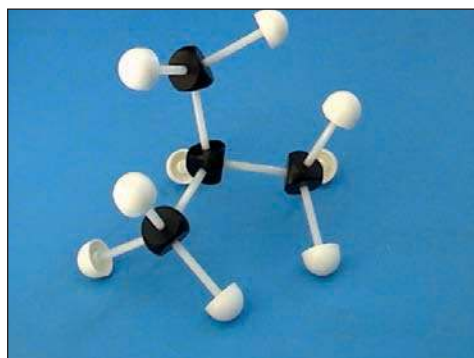
Une chaîne carbonée est dite saturée si toutes les liaisons carbone-carbone sont simples. Une chaîne carbonée est dite insaturée si elle renferme au moins une double ou une triple liaison entre deux atomes de carbone.

II-3. Formules développées et formules semi développées

Cherchons avec le modèle moléculaire les représentations possibles des molécules de formule brute C_4H_{10} . Deux cas se présentent :

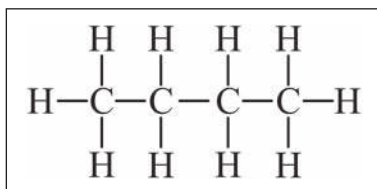


(a)

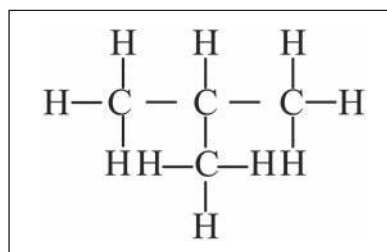


(b)

Ces deux molécules peuvent être représentées par les formules développées planes suivantes :



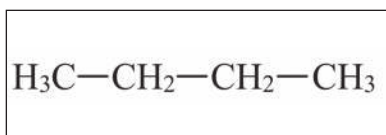
(a)



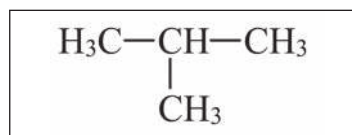
(b)

Dans une formule développée plane, toutes les liaisons existant entre les atomes constitutifs sont représentées par des tirets. Cette représentation indique les atomes qui sont directement liés les uns aux autres. On l'obtient à partir des schémas de Lewis correspondant en ne faisant pas figurer les doublets non partagés. Les formules développées représentées ci-dessus peuvent être encombrantes si le composé organique contient un nombre d'atomes élevé. On les remplace souvent par des formules semi-développées.

Pour l'exemple précédant on peut écrire :



(a)



(b)

Dans une formule semi développée seules les liaisons carbone-carbone sont représentées par des tirets simples, doubles ou triples selon la nature de la liaison. Les liaisons carbone-hydrogène ne sont pas représentées, seul le nombre d'atomes d'hydrogène directement liés aux atomes de carbone est indiqué.

II-4. Chaînes carbonées linéaires et chaînes carbonées ramifiées

Les deux représentations (a) et (b) diffèrent par leurs structures c'est à dire par l'enchaînement des atomes de carbone qui les constituent. On vérifie facilement qu'elles ne sont pas superposables. Les composés (a) et (b) sont donc différents.

Dans le schéma (a) les atomes de carbone sont alignés et la chaîne carbonée est dite linéaire.

Dans le cas (b) tous les atomes de carbone ne sont pas alignés car il y a un branchement carboné sur la chaîne : on dit qu'il s'agit d'une chaîne ramifiée.

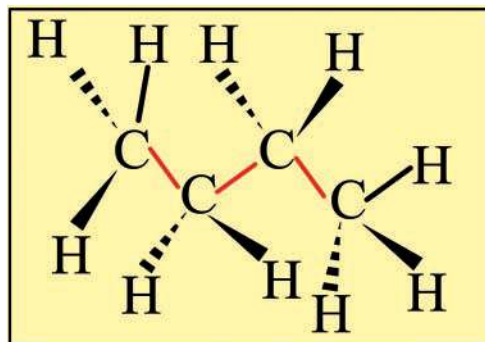
Les deux composés (a) et (b) ont la même formule brute mais des formules semi-développées différentes ; ce sont des isomères de chaîne car ils présentent des chaînes carbonées différentes.

Remarque

En manipulant les modèles moléculaires, on se rend compte qu'il y a une libre rotation autour des simples liaisons carbone-carbone.

En conséquence d'autres représentations sont possibles pour le composé (a). Par exemple celle représentée par le schéma ci-contre :

Ce qu'on appelle donc chaîne linéaire est en réalité une chaîne en forme de « zig-zag ».



Il est à signaler qu'on peut proposer pour le composé (a) d'autres structures spatiales en faisant des rotations autour des liaisons simples. Il s'agit toujours de la même molécule à chaîne linéaire quelque soit la représentation.

III. Structure des hydrocarbures aliphatiques

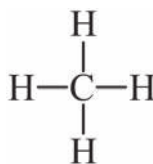
III-1. Les hydrocarbures aliphatiques saturés : les alcanes

a. Le méthane

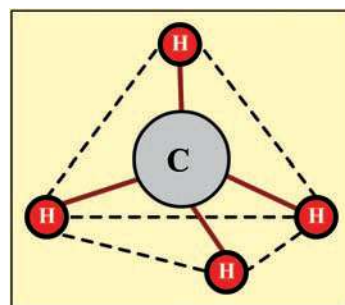
Le méthane est un hydrocarbure de formule CH_4 .

La représentation de Lewis de la molécule est :

Dans cette représentation, les règles du « duet » et de l'octet sont vérifiées pour l'hydrogène et le carbone respectivement.



Pour la molécule de méthane l'angle de liaison est proche de 109° , donc la molécule n'est pas plane. Les quatre atomes d'hydrogène sont situés aux quatre sommets d'un tétraèdre régulier et l'atome de carbone est au centre de ce tétraèdre : on dit que la molécule est tétraédrique

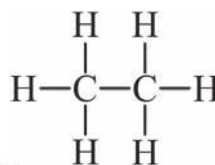


Structure spatiale de la molécule de méthane

b. L'éthane

L'éthane est un hydrocarbure de formule brute C_2H_6 .

La représentation de Lewis de la molécule d'éthane est :



La formule semi-développée de l'éthane est : $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$

Dans cette molécule tous les angles de liaison sont proches de 109° . Cette molécule n'est pas plane. A l'aide des modèles moléculaires on peut montrer que des rotations sont possibles autour de l'axe de la liaison carbone-carbone C-C.



Modèle moléculaire de l'éthane

c. Généralisation

Dans un hydrocarbure aliphatique saturé les atomes de carbone forment des chaînes linéaires ou ramifiées. Tous les angles de liaison sont proches de 109° . En considérant les exemples du méthane et de l'éthane on peut proposer pour les hydrocarbures aliphatiques saturés la formule générale brute C_nH_{2n+2} où n représente le nombre d'atomes de carbone par molécule. Ces hydrocarbures constituent la famille des alcanes.

III-2. Les hydrocarbures aliphatiques insaturés

A. Les éthènes

A.1. Définition

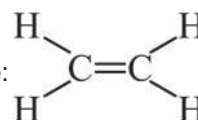
Ce sont les hydrocarbures aliphatiques qui présentent au moins une double liaison carbone-carbone C=C dans leur chaîne carbonée. On les appelle aussi des alcènes.

A.2. Structure de quelques éthènes

a. L'éthène

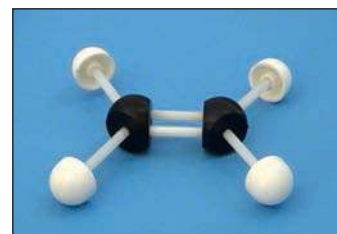
L'éthène est l'alcène le plus simple de formule brute C_2H_4 .

La représentation de Lewis de cette molécule est donnée ci-contre:



La formule semi-développée s'écrit : $H_2C=CH_2$

A l'aide des modèles moléculaires on peut montrer qu'il n'existe pas de libre rotation autour de la liaison carbone-carbone dans la molécule C_2H_4 .

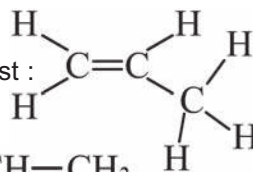


Modèle moléculaire de l'éthène

b. Le propène

Le propène est un hydrocarbure aliphatique insaturé de formule brute C_3H_6 .

La représentation de Lewis de cette molécule est :



La formule semi-développée s'écrit : $H_2C=CH-CH_3$

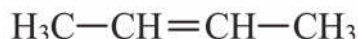
Dans cette molécule les angles de liaison sont proches de 120° autour des atomes de carbone doublement liés et proches de 109° autour de l'atome de carbone simplement lié. Une partie de la molécule est plane.

c. Généralisation

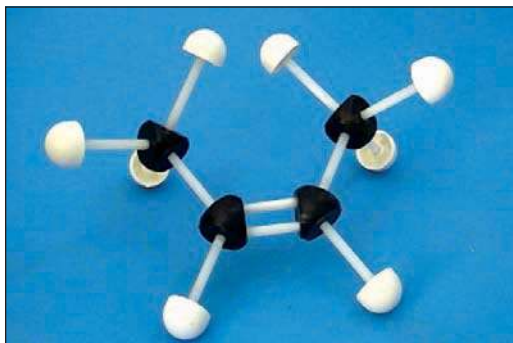
Dans les éthènes les atomes de carbone forment des chaînes linéaires ou ramifiées. Les angles de liaison autour des atomes de carbone doublement liés sont proches de 120° . Autour des autres atomes de carbone les angles de liaison sont proches de 109° . En considérant les exemples de l'éthène et du propène on peut proposer pour les éthènes la formule générale brute C_nH_{2n} où n représente le nombre d'atomes de carbone par molécule.

A.3. Isométrie géométrique Z et E

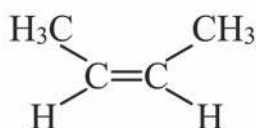
Considérons l'hydrocarbure aliphatique C_4H_8 et la formule semi-développée (A) suivante :



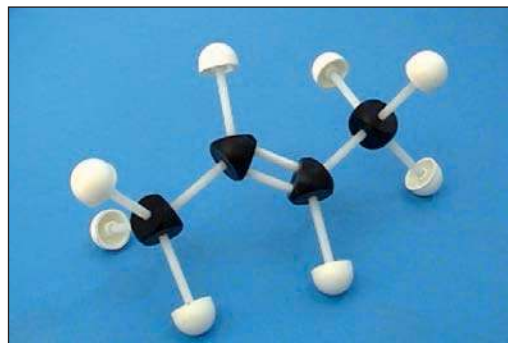
A l'aide des modèles moléculaires on remarque que les atomes d'hydrogène et les groupements méthyles $-CH_3$ peuvent être disposés de deux manières différentes :



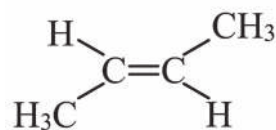
(I)



(I)



(II)



(II)

Dans le cas (I) les groupements méthyles et les atomes d'hydrogène sont du même côté de la liaison double, dans le cas (II) ils sont de part et d'autres .

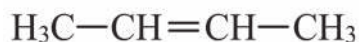
Les composés (I) et (II) ne sont pas superposables : ils sont donc différents.

Ce sont des isomères qui diffèrent par la position dans l'espace des hydrogènes et des méthyles. On dit qu'ils sont des isomères géométriques Z et E. L'isomère (I) est l'isomère Z (Z est l'initiale de "Zusammen" qui en allemand signifie ensemble). Ce sont les groupements méthyles qui sont ensemble c'est à dire situés d'un même coté par rapport à la double liaison. Il en est de même pour les atomes d'hydrogène.

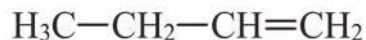
L'isomère (II) est l'isomère E (E est l'initiale de "Entgegen" qui en allemand signifie opposé). Ce sont les groupements méthyles qui sont opposés c'est à dire situés de part et d'autre de la double liaison. Il en est de même pour les atomes d'hydrogène.

A.4. L'isométrie de position

Considérons l'hydrocarbure aliphatique C_4H_8 et les formules semi-développées suivantes :



(A)



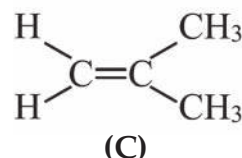
(B)

En comparant les molécules (A) et (B) on remarque qu'elles ont la même chaîne linéaire et qu'elles diffèrent par la position de la double liaison. On dit que les composés (A) et (B) sont des isomères de position.

Remarque

Soit le composé (C) de formule brute C_4H_8 et de formule semi-développée :

Les couples (A) et (C) ou (B) et (C) constituent des isomères de chaîne et non de position.



B. Les éthynes

B.1. Définition

Ce sont les hydrocarbures aliphatiques qui présentent au moins une triple liaison carbone-carbone $C\equiv C$ dans leur chaîne carbonée. On les appelle aussi des alcynes.

B.2. Structure de quelques éthynes

a. L'éthyne

L'éthyne est un hydrocarbure de formule C_2H_2 .

La représentation de Lewis de la molécule d'éthyne est : $H-C\equiv C-H$
et la formule semi-développée s'écrit : $HC\equiv CH$

Dans cette molécule tous les angles de liaison sont proches de 180° , cette molécule est linéaire : les deux atomes de carbone et les deux atomes d'hydrogène sont alignés.



Modèle moléculaire de l'éthyne

A l'aide des modèles moléculaires on peut montrer qu'il n'existe pas de libre rotation autour de la triple liaison dans la molécule C_2H_2 .

b. Le propyne

Le propyne est un hydrocarbure aliphatique insaturé de formule brute C_3H_4 .

La représentation de Lewis de cette molécule est : $H-C\equiv C-\overset{\overset{H}{|}}{\underset{\underset{H}{|}}{C}}-H$
et la formule semi-développée s'écrit : $HC\equiv C-CH_3$

Dans cette molécule les angles de liaison sont proches de 180° autour des carbones triplement liés et proches de 109° autour de l'autre carbone, cette molécule est linéaire autour de la triple liaison et spatiale autour du carbone lié par des liaisons simples.

A l'aide des modèles moléculaires on peut montrer qu'il n'existe pas de libre rotation autour de la triple liaison dans la molécule C_3H_4 .

c. Généralisation

Dans les éthynes les atomes de carbone forment des chaînes linéaires ou ramifiées. Les angles de liaison autour des atomes de carbone triplement liés sont proches de 180° . Autour des autres atomes de carbone les angles de liaison sont proches de 109° . En considérant les exemples de l'éthyne et du propyne on peut proposer pour les éthynes la formule générale brute C_nH_{2n-2} où n représente le nombre d'atomes de carbone par molécule.

D'après les résultats précédents on peut distinguer 3 types d'hydrocarbures aliphatiques :

- les alcanes de formule générale brute C_nH_{2n+2} ;
- les éthènes de formule générale brute C_nH_{2n} ;
- les éthyne de formule générale brute C_nH_{2n-2} .

A une même formule brute on peut associer plusieurs formules semi-développées différentes à chaînes linéaires ou à chaînes ramifiées : ce sont des isomères.

IV. Nomenclature des hydrocarbures aliphatiques

Comment obtenir le nom d'un hydrocarbure ?

IV-1. Les hydrocarbures à chaîne linéaire saturée

- ◆ Les quatre premiers hydrocarbures ont des noms usuels. Ce sont le méthane, l'éthane, le propane et le butane.
- ◆ Pour les autres hydrocarbures le nom débute par le préfixe grec correspondant au nombre d'atomes de carbone formant la chaîne linéaire et se termine par le suffixe « -ane » réservé à la famille des hydrocarbures aliphatiques saturés.

Exemples

atomes de carbone	1	2	3	4	5	6	7	8
formule brute	CH ₄	C ₂ H ₆	C ₃ H ₈	C ₄ H ₁₀	C ₅ H ₁₂	C ₆ H ₁₄	C ₇ H ₁₆	C ₈ H ₁₈
préfixe grec correspondant	-	-	-	-	pent-	hex-	hept-	oct-
nom	méthane	éthane	propane	butane	pentane	hexane	heptane	octane

IV-2. Les hydrocarbures à chaîne ramifiée saturée

Le nom de l'hydrocarbure doit nous indiquer la nature de la chaîne carbonée c'est à dire le nombre et la disposition de toutes les ramifications.

Pour déterminer le nom de l'hydrocarbure on convient :

- de choisir comme chaîne principale la chaîne linéaire la plus longue.
- de numéroter cette chaîne de telle sorte que les indices des carbones portant les différentes ramifications soient les plus faibles possible.
- d'indiquer le nom des groupements greffés par un nom dérivant de celui de l'hydrocarbure correspondant :

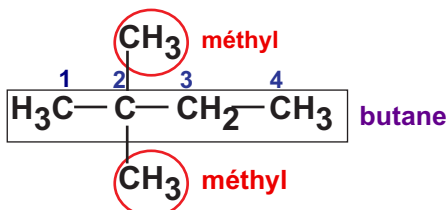
Groupe ment	Nom du groupe ment
—CH ₃	méthyle
—C ₂ H ₅	éthyle
—CH ₂ —CH ₂ —CH ₃	propyle

Dans le nom de l'hydrocarbure :

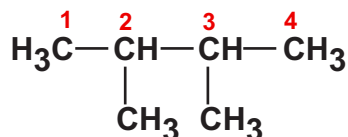
- les groupements greffés seraient présentés par ordre alphabétique ;
- les indices correspondant à un même groupement seraient séparés par une virgule.

Le nom de l'hydrocarbure correspondant sera constitué du nom des groupements précédés de leurs indices de position et suivis du nom de l'alcane linéaire de même chaîne principale.

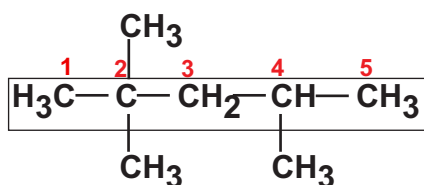
Exemples



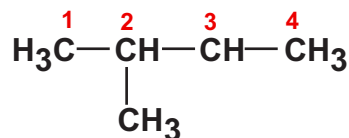
(A) : 2,2-diméthylbutane



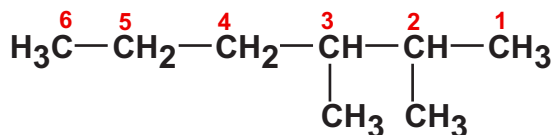
(B) : 2,3-diméthylbutane



(C) : 2,2,4-triméthylpentane



(D) : 2-méthylbutane



(E) : 2,3-diméthylhexane

Remarque

Si on avait numéroté le composé (E) de gauche à droite on obtiendrait comme nom de l'hydrocarbure le 4,5-diméthylhexane. Ce nom est évidemment incorrect car la somme des indices 4 et 5 correspondant aux deux ramifications est supérieure à 2 plus 3.

IV-3. Les hydrocarbures aliphatiques à chaîne linéaire insaturée

Le nom de l'hydrocarbure aliphatique insaturé se termine par «-ène » pour les éthènes et par «-yne » pour les éthyènes.

Le début du nom est choisi comme pour les hydrocarbures saturés et le suffixe est -ène ou -yne selon le cas.

Pour déterminer le nom de l'hydrocarbure on convient :

- de numéroté les atomes de carbone de la chaîne carbonée la plus longue comportant la double ou la triple liaison de façon que l'indice de position de la double ou de la triple liaison soit le plus petit possible ;
- de préciser la position de la double ou de la triple liaison par un indice placé immédiatement devant la partie du nom à laquelle il se réfère (ici ène ou yne). De plus des traits d'union sont placés de part et d'autres de cet indice.

Exemples



but-2-yne



pent-2-ène

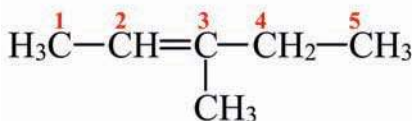
IV-4. Les hydrocarbures aliphatiques à chaîne ramifiée insaturée

Le nom de l'hydrocarbure doit nous indiquer :

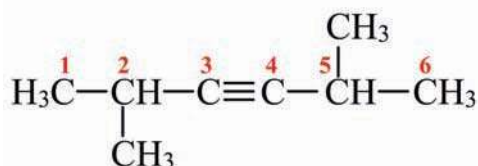
- la présence de liaison double ou de liaison triple (avec les suffixe ène ou yne) ;
- la position de la liaison double ou de la liaison triple ;
- la nature de la chaîne carbonée c'est à dire le nombre d'atomes de carbone et la position de toutes les ramifications.

La numérotation de la chaîne carbonée la plus longue contenant la liaison multiple se fait de sorte que l'indice de position de la liaison multiple soit le plus petit.

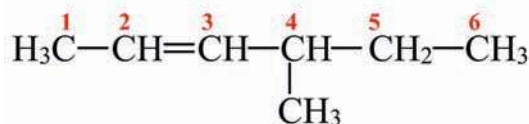
Exemples



3-méthylpent-2-ène



2,5-diméthylhex-3-yne



4-méthylhex-2-ène

L'ESSENTIEL

- ◆ Un hydrocarbure aliphatique C_xH_y ne contient pas de cycle, ses chaînes carbonées sont ouvertes.
- ◆ La formule brute d'un alcane est C_nH_{2n+2} ; et la molécule n'est pas plane. La chaîne carbonée est soit linéaire soit ramifiée.
- ◆ Un hydrocarbure aliphatique de formule brute C_nH_{2n} est un éthène, sa structure est plane et la chaîne carbonée est soit linéaire soit ramifiée.
- ◆ Un hydrocarbure aliphatique de formule brute C_nH_{2n-2} est un éthyne, sa structure est linéaire et la chaîne carbonée est soit linéaire soit ramifiée.
- ◆ A une même formule brute peuvent correspondre plusieurs formules semi développées possibles appelées isomères.

Naviguons sur Internet

- ◆ <http://www.ac-nancymetz.fr/enseign/physique/CHIM/Jumber/NOMENCLATURE/Nomenclature.htm>
- ◆ http://www.neiu.edu/~ncaftori/eng/Alcenes_et_alcynes.html
- ◆ http://perso.wanadoo.fr/physique.chimie/1S_Chimie/1_S_Chimie_10_LE_@SQUELETTE_CARBONE_DES_MOLECULES_ORGANIQUES.htm

EXERCICE RÉSOLU

ENONCÉ

On considère les hydrocarbures (A), (B) et (C) à 4 atomes de carbone appartenant à la famille des alcanes, des éthènes et des éthyne respectivement.

1. Ecrire les formules brutes de (A), (B) et (C).
2. Ecrire les formules semi développées possibles pour (A), (B) et (C).
3. Donner le nom de chacun des hydrocarbures.

SOLUTION

1. Formules brutes de (A), (B) et (C):
 - (A) est un alcane de formule brute C_nH_{2n+2} avec $n = 4$ d'où la formule brute de (A) est : C_4H_{10} .
 - (B) est un éthène de formule brute C_nH_{2n} avec $n = 4$ d'où la formule brute de (B) est : C_4H_8 .
 - (C) est un éthyne de formule brute C_nH_{2n-2} avec $n = 4$ d'où la formule brute de (C) est : C_4H_6 .
2. Formules semi développées possibles :

(A)	$H_3\overset{1}{C}-\overset{2}{CH_2}-\overset{3}{CH_2}-\overset{4}{CH_3}$	(a)
	$H_3\overset{1}{C}-\overset{2}{\underset{\text{CH}_3}{ }{CH}}-\overset{3}{CH_3}$	(b)
(B)	$H_3\overset{4}{C}-\overset{3}{CH_2}-\overset{2}{CH}=\overset{1}{CH_2}$	(c)
	$H_3\overset{4}{C}-\overset{3}{CH}=\overset{2}{CH}-\overset{1}{CH_3}$	(d)
	$H_3\overset{3}{C}-\overset{2}{\underset{\text{CH}_3}{ }{C}}=\overset{1}{CH_2}$	(e)
(C)	$H_3\overset{4}{C}-\overset{3}{CH_2}-\overset{2}{C}\equiv\overset{1}{CH}$	(f)
	$H_3\overset{4}{C}-\overset{3}{C}\equiv\overset{2}{C}-\overset{1}{CH_3}$	(g)

Commentaire et point méthode

- ◆ Respecter la valence des atomes d'hydrogène et de carbone.

3. Noms systématiques des composés précédents :

- (a) chaîne linéaire à 4 atomes de carbone : butane.
- (b) chaîne principale à 3 atomes de carbone, un groupement méthyle sur l'atome de carbone n°2 : 2-méthylpropane.
- (c) chaîne principale linéaire à 4 atomes de carbone, une double liaison sur l'atome de carbone n°1 : but-1-ène.
- (d) chaîne principale linéaire à 4 atomes de carbone, une double liaison sur l'atome de carbone n°2 : but-2-ène.
- (e) chaîne principale linéaire à 3 atomes de carbone, une double liaison sur l'atome de carbone n°1 : un groupement méthyle sur l'atome de carbone n°2 : 2-méthylprop-1-ène.
- (f) chaîne principale linéaire à 4 atomes de carbone, une triple liaison sur l'atome de carbone n°1 : but-1-yne.
- (g) chaîne principale linéaire à 4 atomes de carbone, une triple liaison sur l'atome de carbone n°2 : but-2-yne.

◆ Bien appliquer les règles de nomenclature.

Remarque

A la formule (d) correspond deux isomères : Z but-2 ène et E but-2 ène.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

Recopier sur le cahier d'exercices et compléter les phrases suivantes.

Les composés ne contenant que les éléments carbone et hydrogène sont des.....

Les alcanes sont des hydrocarbures aliphatiques, de formule brute.....

Les éthènes sont des hydrocarbures aliphatiques....., de formule brute....., possédant au moins une liaison entre deux atomes de carbone.

Les éthyne sont des hydrocarbures aliphatiques, de formule brute....., possédant au moins une liaison entre deux atomes de carbone.

La chaîne principale d'un hydrocarbure aliphatique insaturé renferme toujours la liaison.....ou la liaison.....

Pour nommer un hydrocarbure insaturé le carbone porteur de la liaison multiple doit posséder l'indice le plus.....

Des corps ayant la même formule brute, mais des formules.....différentes sont des.....

B. Questions à choix multiples

Choisir sur le cahier d'exercices la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1. Dans un hydrocarbure aliphatique saturé de formule brute C_nH_{2n+2} :

- tous les atomes existent dans un même plan ;
- toutes les liaisons sont simples ;
- la chaîne carbonée est toujours linéaire ;
- on numérote toujours la chaîne principale de gauche vers la droite.

2. Dans un hydrocarbure aliphatique insaturé de formule brute C_nH_{2n} :

- toutes les liaisons sont simples ;
- ils existent deux liaisons doubles ;
- il existe une seule liaison double ;
- la chaîne principale ne renferme pas nécessairement la liaison double.

3. Dans un hydrocarbure aliphatique insaturé de formule brute C_nH_{2n-2} (avec une seule insaturation) :

- il y a une seule liaison double ;
- il y a deux atomes de carbone liés par une triple liaison ;
- les atomes de carbone liés par la triple liaison sont alignés avec les atomes qui leur sont liés.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

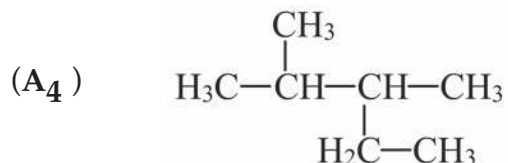
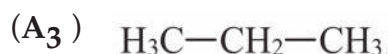
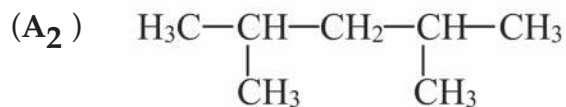
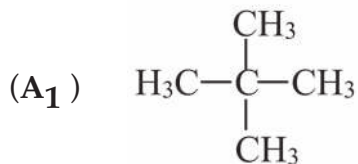
Exercice n° 1

On dispose des hydrocarbures aliphatiques (A), (B) et (C) de formules brutes respectives : C_3H_8 ; C_3H_6 et C_3H_4 .

- Préciser si chacun des hydrocarbures est saturé ou insaturé.
- Donner la formule semi développée de chaque hydrocarbure et préciser son nom.

Exercice n° 2

1. Nommer les alcanes suivants :

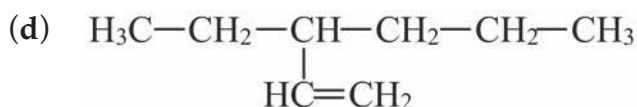
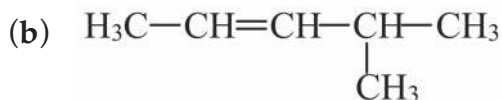
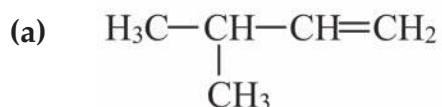


2. Ecrire les formules semi développées des hydrocarbures saturés suivants :

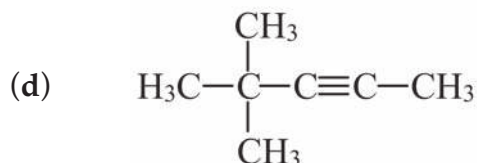
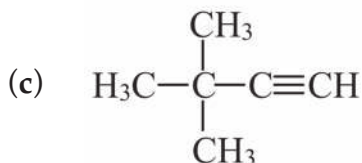
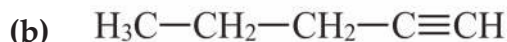
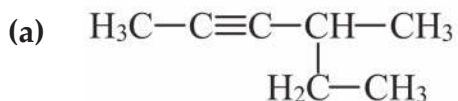
- 2 -méthylbutane ;
- 3 -méthylpentane ;
- 4-éthyl,2 -méthylhexane.
- 2,2,3,4-tétraméthylpentane ;

Exercice n° 3

1. Donner les noms des éthènes suivants :



2. Donner le nom des éthyne suivants :



Exercice n° 4

Ecrire les formules semi développées des hydrocarbures suivants :

- but-1-ène ;
- hex-2-yne ;
- oct-3-ène.
- 3-méthylbut-1-ène ;

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

On donne les masses molaires atomiques : $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice n° 1

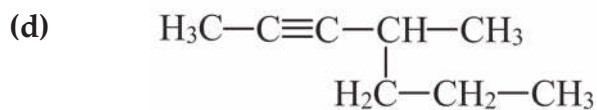
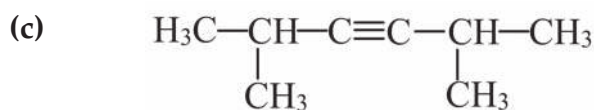
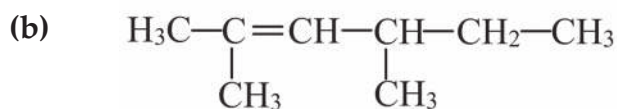
On dispose des hydrocarbures aliphatiques suivants :

- (A) : alcane de masse molaire 72 g.mol^{-1} ;
- (B) : alcène de masse molaire 56 g.mol^{-1} ;
- (C) : alcyne de masse molaire 68 g.mol^{-1} .

1. Déterminer les formules brutes de (A), (B) et (C).
2. Chercher :
 - a. les isomères possibles de (A) et les nommer ;
 - b. les isomères possibles de (B) et les nommer ;
 - c. les isomères possibles de (C) et les nommer.

Exercice n° 2

On dispose des hydrocarbures aliphatiques dont les formules semi développées sont les suivantes :



1. Donner le nom de ces hydrocarbures.
2. Classer ces hydrocarbures par famille.
3. Ecrire les formules semi développées des isomères à chaîne linéaire de chacun des hydrocarbures ci-dessus.

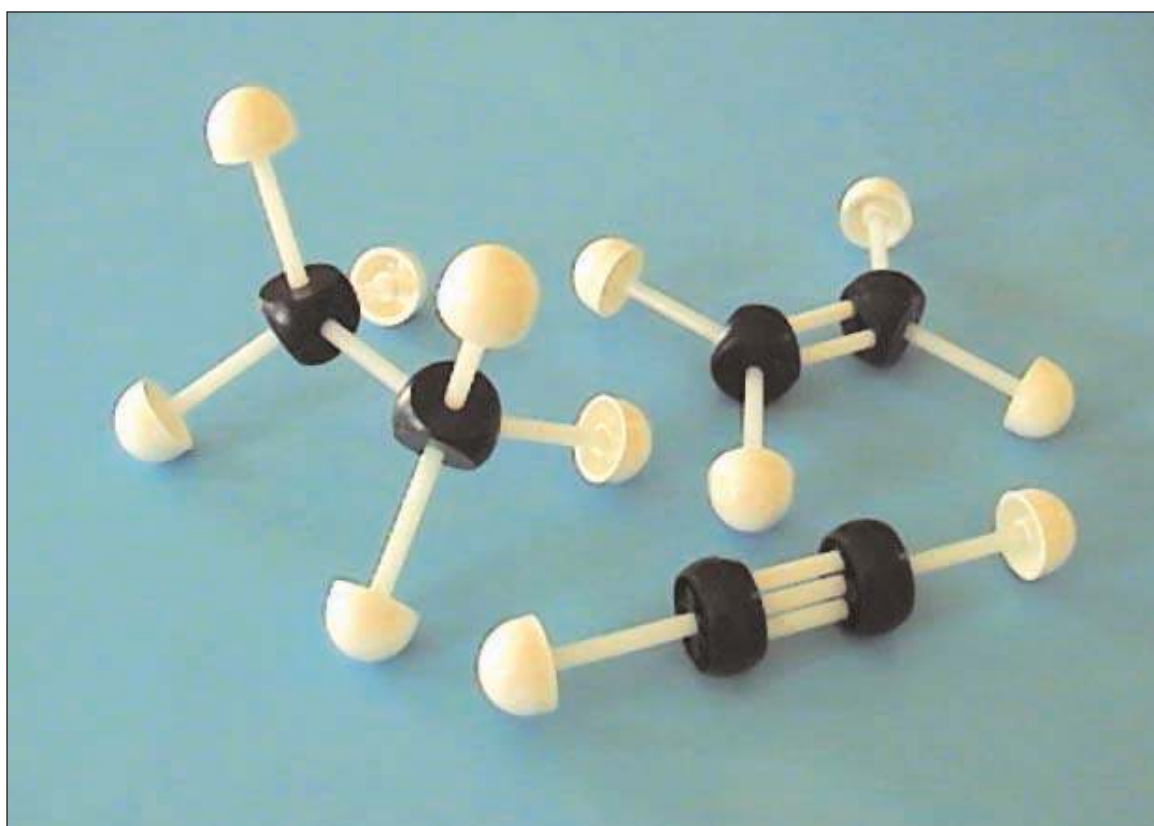
Leçon 2 : Réactions spécifiques des hydrocarbures aliphatiques

Objectif

L'élève sera capable de dégager les réactions spécifiques des hydrocarbures saturés et des hydrocarbures insaturés.

Prérequis

- Liaisons covalentes simple.
- Liaison double C=C et liaison triple C≡C.
- Hydrocarbures saturés et hydrocarbures insaturés.



La photo ci-dessus représente des modèles de trois molécules hydrocarbures aliphatiques comportant le même nombre d'atomes de carbone.

• Les hydrocarbures aliphatiques ont-ils tous les mêmes propriétés chimiques?

Réactions spécifiques des hydrocarbures aliphatiques

I. Réaction de substitution avec les hydrocarbures aliphatiques saturés

Les hydrocarbures aliphatiques saturés sont des composés qui présentent seulement des liaisons simples carbone-carbone et carbone-hydrogène. Pour ces composés il est possible de remplacer un ou plusieurs atomes d'hydrogène par un ou plusieurs atomes monovalents (Cl, Br...) sans modifier la nature de la chaîne carbonée : on dit qu'on a réalisé une réaction de substitution.

I-1. Action du dichlore sur le méthane

a. Expérience

Dans deux éprouvettes, préparons deux mélanges de dichlore et de méthane et retournons chaque éprouvette sur une cuve d'eau salée. Exposons l'une des éprouvettes à la lumière diffuse du soleil et maintenons l'autre à l'obscurité en l'enveloppant par un cache en carton.

Remarque

L'eau fortement salée ne dissout pratiquement pas le dichlore et le méthane.

b. Observations

Après un certain temps on constate pour le mélange exposé à la lumière :

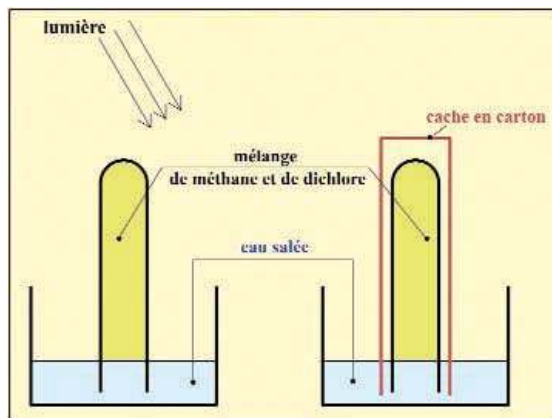
- la couleur jaune verdâtre du dichlore disparaît progressivement ;
- le niveau d'eau monte dans l'éprouvette ;
- des fines gouttelettes de liquide huileuses apparaissent sur les parois ;
- la solution contenue dans la cuve à eau fait rougir un papier pH : il s'agit d'une solution acide.

A l'opposé, le mélange placé à l'obscurité n'évolue pas.

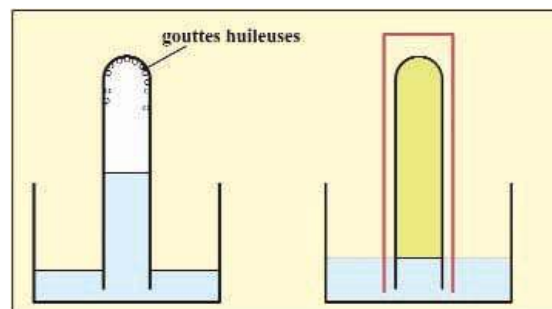
c. Interprétation

La disparition de la couleur jaune verdâtre due au dichlore prouve que celui-ci a réagi. Il se produit du chlorure d'hydrogène qui se dissout et se dissocie dans l'eau en ions hydronium H_3O^+ et en ions chlorure Cl^- ce qui permet d'expliquer le caractère acide de la solution.

Les gouttelettes huileuses sont constituées d'un mélange de dérivés chlorés résultant de la substitution d'un ou plusieurs atomes d'hydrogène par un ou plusieurs atomes de chlore.

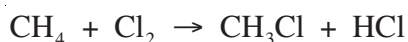


(a) avant réaction

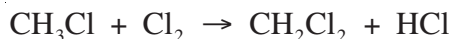


(b) après réaction

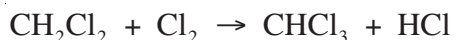
Les équations chimiques des réactions de substitution à considérer sont :



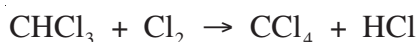
chlorométhane



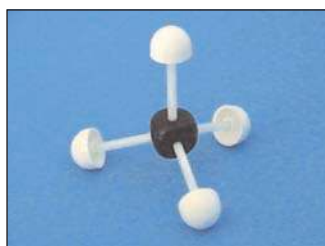
dichlorométhane



trichlorométhane



tétrachlorométhane



Modèle éclaté du méthane



Modèle éclaté du chlorométhane

Dans les dérivés de substitution l'angle de liaison autour de l'atome de carbone reste proche de 109°. Les molécules correspondantes ont une structure tétraédrique comme la molécule de départ le méthane.

La réaction du dichlore sur les autres hydrocarbures aliphatiques saturés est tout à fait semblable à celle du dichlore sur le méthane. On obtient un dégagement de chlorure d'hydrogène et un mélange de dérivés de substitution monochlorés, dichlorés, trichlorés, de l'hydrocarbure aliphatique utilisé. Ces composés peuvent avoir des applications industrielles intéressantes. Par exemple le dichlorométhane est couramment utilisé comme solvant des peintures et pour le dégraissage des métaux.

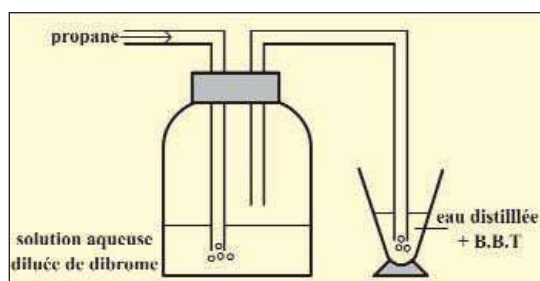
I-2. Action du dibrome sur le propane.

a. Expérience

On fait barboter du gaz propane C_3H_8 dans un flacon contenant une solution aqueuse diluée de dibrome de couleur jaune brun.

b. Observations

La couleur jaune brun du dibrome s'atténue progressivement. Un liquide huileux non miscible à l'eau de brome se forme et un gaz se dégage. Ce gaz dissous dans l'eau fait virer le BBT du vert au jaune.



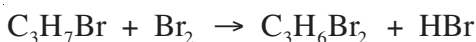
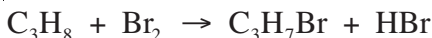
Action du dibrome sur le propane

c. Interprétation

La disparition de la couleur jaune brun due au dibrome prouve que celui-ci a réagi. Il se produit du bromure d'hydrogène qui se dissout et se dissocie dans l'eau en ions hydronium H_3O^+ et en ions bromure Br^- ce qui permet d'expliquer le caractère acide de la solution.

Le liquide huileux est constitué d'un mélange de dérivés bromés résultant de la substitution d'un ou de plusieurs atomes d'hydrogène par un ou plusieurs atomes de brome.

Les équations chimiques des réactions de substitution à considérer s'écrivent de la même façon que celles de la substitution du méthane par le dichlore. Par exemples :



Etc...

Dans les dérivés de substitution l'angle de liaison autour de l'atome de carbone reste proche de 109°. Les molécules correspondantes ont une structure tétraédrique comme la molécule de propane.

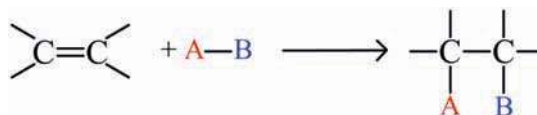
II. Réactions d'addition sur les hydrocarbures aliphatiques insaturés

Les hydrocarbures aliphatiques insaturés sont caractérisés par la présence d'une double ou d'une triple liaison entre deux atomes de carbone.

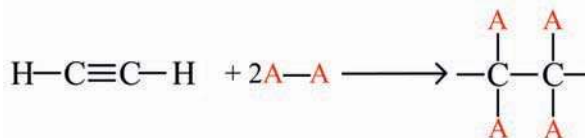
Quelle propriété chimique nouvelle sera due à cette insaturation ?

L'expérience montre que les composés possédant une double ou une triple liaison ont la propriété de donner lieu à des réactions d'addition.

Au cours de ces réactions l'une des liaisons de la double liaison est "ouverte" en donnant la possibilité de fixer deux atomes monovalents conformément au schéma ci-contre :



Dans le cas d'une triple liaison on peut par exemple additionner deux molécules A-A comme indiquée sur le schéma ci-contre :



II-1. Action du dibrome sur l'éthène

a. Expérience

Faisons barboter de l'éthène gaz dans une solution aqueuse diluée de dibrome de couleur jaune-brun.

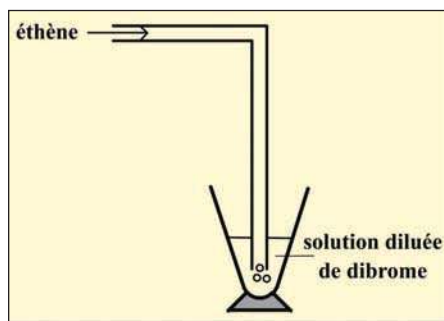
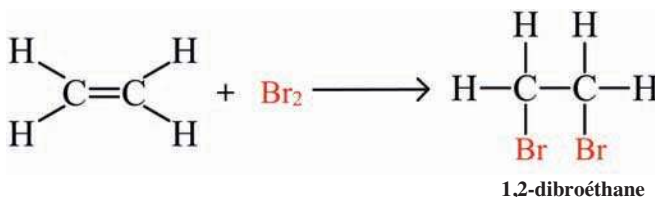
b. Observation

On constate que la couleur de la solution disparaît progressivement. La solution contenue dans le verre à pied ne fait pas rougir un papier pH.

c. Interprétation

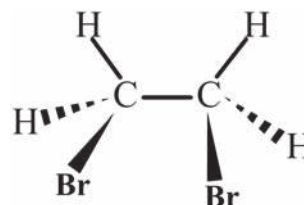
L'absence de dégagement de bromure d'hydrogène indique qu'il ne s'agit pas d'une réaction de substitution.

Le produit obtenu à la suite de la réaction est un dérivé dibromé obtenu par addition de deux atomes de brome sur l'éthène conformément au schéma ci-contre :



Addition du dibrome sur l'éthène

Dans la molécule de 1,2-dibromoéthane les angles de liaison autour de chaque atome de carbone sont proches de 109°. Chaque atome de carbone est au centre d'un tétraèdre : la molécule n'est pas plane contrairement à la molécule d'éthène de départ. La réaction d'addition provoque donc un changement profond dans la structure de la molécule initiale.



Une réaction d'addition provoque une modification de la structure de la molécule de départ, ce qui n'est pas le cas pour une substitution.

Remarque

Le dibrome peut réagir spontanément sur les éthènes même en absence de lumière.

II-2. Action du dichlore sur l'éthène

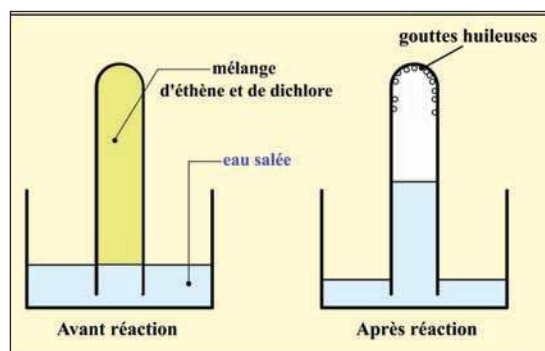
a. Expérience

Exposons à la lumière diffuse un mélange d'éthène et de dichlore contenu dans une éprouvette retournée sur un cristalliseur contenant de l'eau salée.

b. Observations

Après quelques instants, on constate :

- la couleur jaune verdâtre du dichlore disparaît progressivement ;
- le niveau d'eau salée monte dans l'éprouvette ;
- des fines gouttelettes de liquide huileuses apparaissent sur les parois .



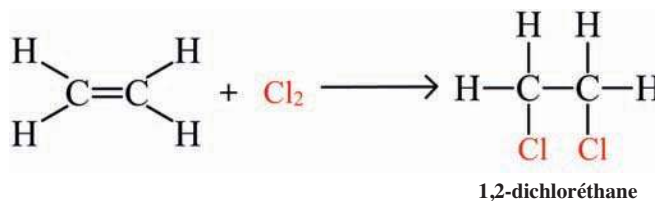
Action du dichlore sur l'éthène

c. Interprétation

L'absence de dégagement de chlorure d'hydrogène indique qu'il ne s'agit pas d'une réaction de substitution. Le produit obtenu à la suite de la réaction est un dérivé dichloré obtenu par addition de deux atomes de chlore sur l'éthène

L'équation chimique de la réaction s'écrit : $C_2H_4 + Cl_2 \rightarrow C_2H_4Cl_2$

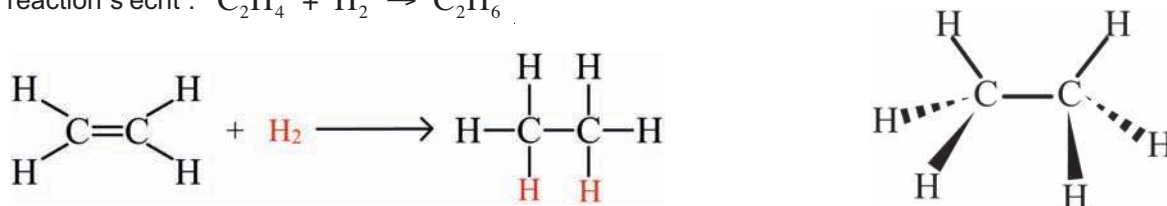
ou bien en utilisant les formules semi-développées :



II-3. Addition du dihydrogène

a. Addition du dihydrogène sur l'éthène

En présence d'un catalyseur tel que le nickel en poudre très fine et à une température de l'ordre de 180°C le dihydrogène s'additionne sur l'éthène pour donner l'éthane. L'équation chimique de la réaction s'écrit : $C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$



A partir de la molécule de l'éthène, on obtient une molécule tétraédrique de l'éthane.

b. Addition du dihydrogène sur l'éthyne

En présence d'un catalyseur actif tel que le nickel divisé et à une température de l'ordre de 180°C environ, le dihydrogène s'additionne sur l'éthyne pour donner l'éthane: $C_2H_2 + 2H_2 \rightarrow C_2H_6$

Par contre en présence d'un catalyseur peu actif tel que le palladium colloïdal le dihydrogène s'additionne sur l'éthyne pour donner l'éthène : $C_2H_2 + H_2 \rightarrow C_2H_4$.

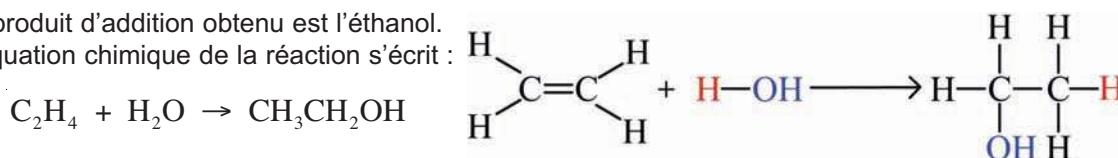
II-4. Addition de l'eau sur les éthènes

a. Cas de l'éthène

A une température voisine de 300°C et sous une pression élevée, la vapeur d'eau peut réagir sur l'éthène. La réaction a lieu en présence d'acide sulfurique H_2SO_4 ou d'acide phosphorique H_3PO_4 jouant le rôle de catalyseur.

Le produit d'addition obtenu est l'éthanol.

L'équation chimique de la réaction s'écrit :

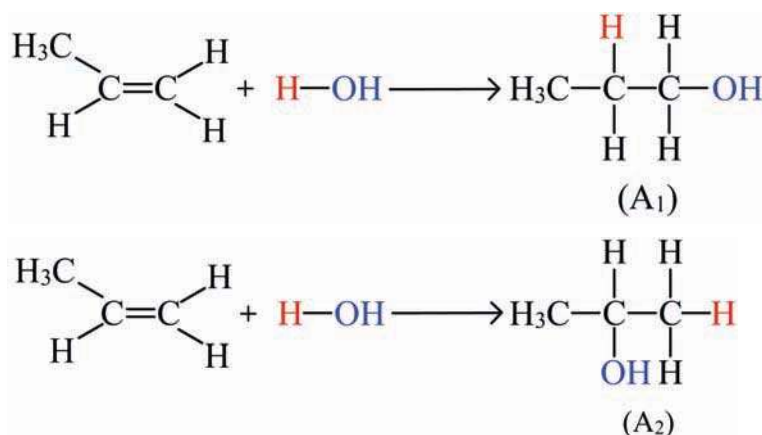


b. Cas du propène

Dans des conditions similaires à celles de l'addition de l'eau sur l'éthène, la vapeur d'eau réagit sur le propène pour donner un mélange de deux alcools A_1 et A_2 .

L'alcool A_2 est majoritaire.

Les alcools A_1 et A_2 ont la même formule brute et des propriétés différentes : ce sont des isomères.



c. Généralisation

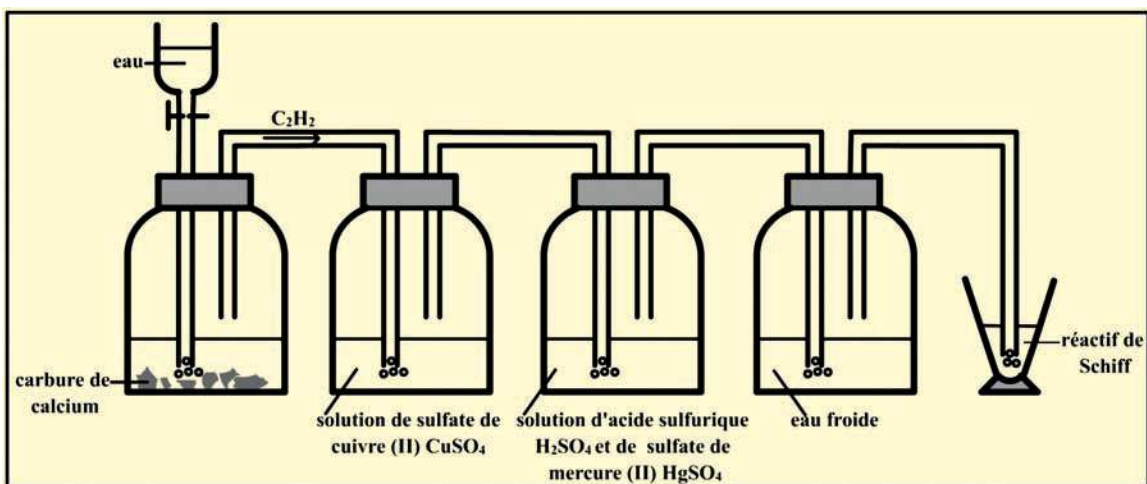
L'addition de l'eau sur un éthène dissymétrique donne un mélange de deux alcools dont l'un est majoritaire et correspond à la fixation du groupement OH sur le carbone le moins hydrogéné.

II-5. Addition de l'eau sur l'éthyne

a. Expérience et observations

On fait barboter un courant d'éthyne C_2H_2 purifié par barbotage dans une solution de sulfate de cuivre (II) dans de l'eau chauffée à $80^\circ C$ environ et contenant quelques gouttes d'une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 et de sulfate de mercure (II) $HgSO_4$.

Il se dégage un gaz ayant l'odeur de pomme. Ce gaz fait virer au rose une solution incolore contenant le réactif de Schiff.

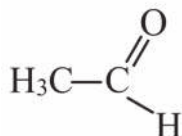


Remarque

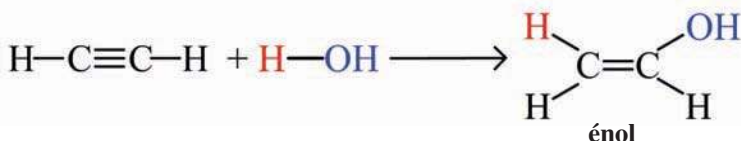
Il est recommandé de faire barboter le gaz dégagé dans de l'eau froide d'abord et de le tester ensuite par le réactif de Schiff car ce réactif rosit par simple chauffage.

b. Interprétation

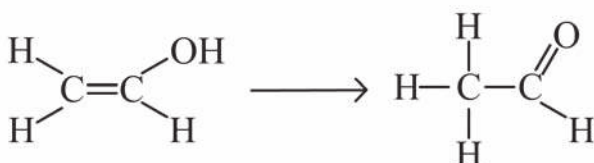
La couleur rose prise par le réactif de Schiff et l'odeur de pomme caractérisent la formation d'un aldéhyde (l'éthanal), de formule :



L'équation chimique de la réaction s'écrit :



L'éno est instable, il donne l'éthanal :



L'ESSENTIEL

- ◆ Dans une réaction de substitution d'un alcane, un ou plusieurs atomes d'hydrogène sont remplacés par un ou plusieurs autres atomes monovalents (Cl, Br...).
- ◆ La substitution d'un alcane conduit à un mélange de plusieurs dérivés.
- ◆ Au cours de la réaction de substitution d'un alcane, il y a conservation de la structure.
- ◆ Dans une réaction d'addition sur un éthène, une molécule de réactif vient se fixer sur une molécule de l'éthène. Il y a ouverture de la liaison fragile au sein de la liaison double et création de deux liaisons simples sur les deux atomes de carbone qui étaient liés par la double liaison.
- ◆ Lors de l'addition on passe d'une structure plane à une structure spatiale.
- ◆ La réaction d'addition sur un éthyne s'effectue comme celle sur les éthènes mais conduit à des produits différents.
- ◆ Les réactions d'addition sont souvent catalysées.

Naviguons sur Internet

- ◆ http://chimie.scola.ac-paris.fr/sitedechimie/sommaires/sommaire_du_site.htm
- ◆ http://chimie.scola.ac-paris.fr/sitedechimie/chi_orga/alcane/reactivite.htm

EXERCICES RÉSOLUS

Exercice n° 1

ENONCÉ

La molécule d'un alcane (A) renferme 5 atomes de carbone .

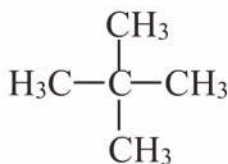
1. a. Trouver la formule brute de (A).
b. Ecrire les formules semi développées et le nom des différents isomères de (A).
2. La substitution de (A) par le dichlore en présence de lumière, donne un seul dérivé monochloré.
 - a. Ecrire l'équation chimique de la monosubstitution.
 - b. En déduire la formule semi développée et le nom de (A).
 - c. Quelle est la formule semi développée du composé monochloré ?

SOLUTION

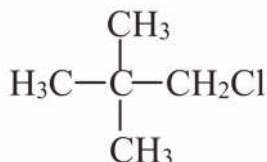
1. a. La formule brute de l'alcane (A) est de la forme C_nH_{2n+2} ,
puisque $n = 5$, la formule brute de (A) est C_5H_{12} .
b. Formules semi développées possibles et leurs noms :

Formule semi développée	Nom
$ \begin{array}{ccccccccc} & 1 & & 2 & & 3 & & 4 & & 5 \\ & \text{H}_3\text{C} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & & \end{array} $	pentane
$ \begin{array}{ccccccc} & 1 & & 2 & & 3 & & 4 \\ & \text{H}_3\text{C} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & \\ & & & \text{CH}_3 & & & & \end{array} $	2-méthylbutane
$ \begin{array}{ccccc} & & \text{CH}_3 & & \\ & & & & \\ & 1 & 2 & 3 & \\ & \text{H}_3\text{C} & - \text{C} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & \end{array} $	2,2-diméthylpropane

2. a. L'équation chimique de la réaction de substitution s'écrit : $C_5H_{12} + Cl_2 \rightarrow C_5H_{11}Cl + HCl$
b. Puisqu'on obtient un seul dérivé monochloré, les atomes d'hydrogène du composé (A) sont tous équivalents. La formule semi développée de (A) est :



- c. La formule semi développée du produit monochloré obtenu est :



Commentaire et point méthode

- ◆ Savoir écrire l'équation de la réaction de substitution d'un alcane.

Exercice n° 2

ENONCÉ

L'addition du dichlore sur un éthène (A) donne un dérivé dichloré (B) de masse molaire $M_B = 99 \text{ g.mol}^{-1}$.

- Déterminer la formule brute de (B) et de (A).
- Ecrire l'équation chimique de la réaction d'addition.
- A une température voisine de 300°C et sous une pression élevée, l'éthène (A) réagit avec la vapeur d'eau en présence d'acide sulfurique H_2SO_4 pour donner un alcool.
 - Quel est le rôle de l'acide sulfurique ?
 - De quel type de réaction s'agit-il ?
 - Ecrire l'équation chimique de cette réaction.

On donne les masses molaires atomiques :

$$M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1} ; M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1} ; M_{Cl} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

SOLUTION

- La formule moléculaire brute de (A) est de la forme C_nH_{2n} et celle de (B) est de la forme $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{Cl}_2$. La masse molaire de (B) est donnée par $M_B = n.M_C + 2n.M_H + 2.M_{Cl}$
 $M_B = 12n + 2n + 71 = 99$, soit $14n = 99 - 71 = 28$ d'où $n = 2$
La formule brute de (A) est C_2H_4 et la formule brute de (B) est $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$.
- L'équation chimique de la réaction d'addition s'écrit :
- L'acide sulfurique H_2SO_4 joue le rôle de catalyseur.
 - La réaction de l'eau sur l'éthène est une réaction d'addition.
 - L'équation chimique de la réaction d'addition s'écrit :



Commentaire et point méthode

- ◆ Savoir écrire l'équation de la réaction d'addition sur un éthène.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

A. Questions de cours

1. Recopier sur le cahier d'exercices et compléter les phrases suivantes.

Dans une réaction de substitution, un ou plusieurs..... d'hydrogène sontpar un ou plusieurs autres

Dans une réaction de substitution il y a de la structure.

La chloration du méthane n'a pas lieu si le mélange n'est pas exposé à la.....

La réaction spécifique des éthènes est

L'addition de l'eau sur l'éthyne donne

2. Répondre sur le cahier d'exercices par vrai ou faux et corriger les propositions fausses.

- Un alcane peut subir une réaction d'addition.
- La substitution d'un alcane s'accompagne d'un changement de structure.
- L'addition de dibrome sur l'éthène donne le monobromoéthane.
- Au cours d'une réaction d'addition sur un éthène on passe d'une structure plane à une structure tétraédrique.
- La réaction d'addition est une réaction spécifique des hydrocarbures aliphatiques insaturés.

B. Questions à choix multiples

Choisir sur le cahier d'exercices la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1. Au cours de la réaction de substitution du méthane par le dichlore :

- on opère à l'obscurité ;
- on expose le mélange à la lumière ;
- on utilise de l'eau salée ;
- le niveau de l'eau monte dans le tube ;
- il se forme le monochlorométhane ;
- il se dégage du dihydrogène.

2. L'addition du dibrome sur un éthène :

- donne un dérivé monobromé ;
- donne un dégagement de gaz qui barboté dans l'eau rend la solution acide ;
- s'accompagne d'un changement de structure ;
- donne un dérivé dibromé.

3. L'addition de l'eau sur un éthène :

- donne un mélange de deux alcools ;
- s'effectue sans catalyseur ;
- s'accompagne d'un changement de structure ;
- donne un aldéhyde.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

On donne :

- le volume molaire gazeux : $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$;

- les masses molaires atomiques : $M_H = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_C = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{Cl} = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice n° 1

On veut réaliser la monochloration complète de 12 cm^3 du 2,2-diméthylpropane (A).

- Ecrire la formule semi-développée de (A).
- Ecrire l'équation de la réaction de monosubstitution.
- Calculer le volume de dichlore nécessaire à cette monosubstitution.
- Calculer la masse du dérivé monochloré obtenu.

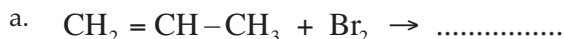
Exercice n° 2

L'un des produits de la réaction de substitution de l'éthane par le dichlore est le dichloroéthane.

1. Ecrire la formule brute de ce produit.
2. Ecrire l'équation chimique de la réaction qui donne ce produit.
3. Donner les isomères possibles du dichloroéthane et les nommer.

Exercice n° 3

1. Compléter les équations chimiques suivantes:



2. Donner le nom des produits obtenus.

Exercice n° 4

Trois éthènes donnent par hydrogénation le 2-méthylbutane.

1. Ecrire la formule semi développée de l'alcane obtenu.
2. En déduire la formule semi développée et le nom de chacun des éthènes considérés.

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

On donne :

- le volume molaire gazeux : $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$;
- les masses molaires atomiques : $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{Br} = 80 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice n° 1

On réalise l'addition de dibrome sur un éthène gazeux (A) de formule brute C_nH_{2n} , on obtient un composé (B) de masse molaire $M = 202 \text{ g.mol}^{-1}$.

1. Ecrire l'équation chimique de la réaction d'addition .
2. Calculer le nombre de mole d'atomes de carbone n et déduire la formule brute de l'alcène.
3. a. Donner les formules semi développées et les noms de (A) et de (B).
b. Quel volume minimum V de (A) faut-il utiliser pour décolorer 20 cm³ d'une solution 0,2 molaire en Br₂ ?

Exercice n° 2

On dispose d'un mélange gazeux de deux hydrocarbures aliphatiques gazeux (A) et (B) de formules brutes respectives C_3H_8 et C_3H_6 et de volumes respectifs $V_1 = 9,6 \text{ cm}^3$ et $V_2 = 14,4 \text{ cm}^3$.

1. On fait réagir ce mélange sur du dibrome liquide et à l'obscurité.
 - a. Lequel des deux hydrocarbures va réagir avec le dibrome ? Pourquoi ?
 - b. Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu.
 - c. Calculer la masse du dérivé bromé obtenu.
2. Sur un mélange identique au précédent , on fait réagir le dibrome en présence de lumière.
 - a. Quelles sont les réactions chimiques qui ont lieu?
 - b. Ecrire les équations chimiques correspondantes.

Leçon 3 : Polymères synthétiques et polymères naturels

Objectifs

- L'élève sera capable de:
- ✳ donner la formule générale du polyéthène ;
 - ✳ écrire l'équation de la réaction de polymérisation de l'éthène.
 - ✳ citer des exemples de polymères synthétiques et des polymères naturels (amidon et glycogène).

Prérequis

- ✳ Réactions d'addition sur les alcènes.

Les meubles de jardin en plastique sont souvent constitués d'un polymère synthétique de polyaddition.



Meubles de jardin en plastique



Grains de maïs

L'amidon est un polymère glucidique naturel emmagasiné dans les cellules de certains végétaux (blé, maïs,...).

- ✳ Qu'est ce qu'un polymère ?
- ✳ Qu'est ce qu'une polyaddition?

Polymères synthétiques et polymères naturels

I. Une addition particulière : La polymérisation (ou polyaddition)

Sous certaines conditions expérimentales les molécules insaturées s'additionnent les unes sur les autres pour former une macromolécule de masse molaire élevée, appelée polymère. La réaction donnant lieu à ce type de composé est une polyaddition appelée polymérisation et le composé de départ est le monomère. Les polymères ont souvent des propriétés particulières et sont très utilisés essentiellement comme matériaux. On les prépare à partir de monomères de structures diverses.

II. Le polyéthène

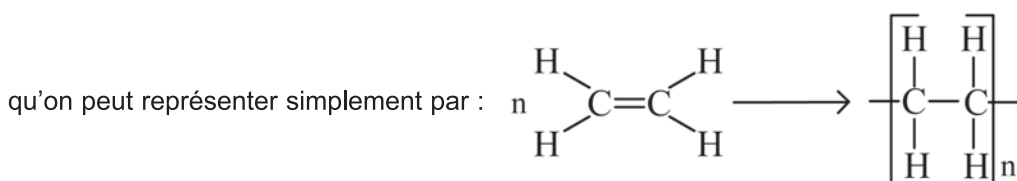
Qu'est-ce qu'un polyéthène ?

Dans les laboratoires de chimie on trouve plusieurs récipients en polyéthène tels que: les éprouvettes, les flacons, les pissettes, les bêchers, les entonnoirs, etc... .

Dans des conditions convenables de température et de pression et en présence d'un catalyseur approprié, les molécules d'éthène s'additionnent les unes sur les autres pour donner des macromolécules appelées polyéthène.

Au cours de cette réaction de polyaddition, il y a ouverture des doubles liaisons et formation de liaisons simples entre les atomes de carbone

L'équation chimique de la réaction de polymérisation s'écrit :



Le nombre n de motif que comporte le polymère est l'indice de polymérisation.

Le polyéthène est l'une des matières plastiques les plus répandues et les plus utilisées dans le monde. Selon le procédé de fabrication on obtient du polyéthène à moyenne, haute et basse densité.

Les qualités essentielles du polyéthène sont : faible coût, usinage facile. Le polyéthène est un excellent isolant électrique.

Il peut être utilisé facilement et présente une grande flexibilité aux basses températures. Il sert à la fabrication des articles ménagers, des sacs d'emballage, des sacs poubelles, des jouets, des bouteilles, des tuyaux, des flacons souples de laboratoire,.... et comme revêtement isolant des câbles électriques.

Le polyéthène haute densité est utilisé pour l'usinage des pièces techniques complexes.



Pièces techniques
en polyéthène

III. Autres exemples de polymères synthétiques

Plusieurs autres polymères peuvent être préparés par polyaddition d'autres monomères présentant au moins une double liaison. Le tableau suivant présente quelques uns de ces polymères ainsi que leurs domaines d'utilisation.

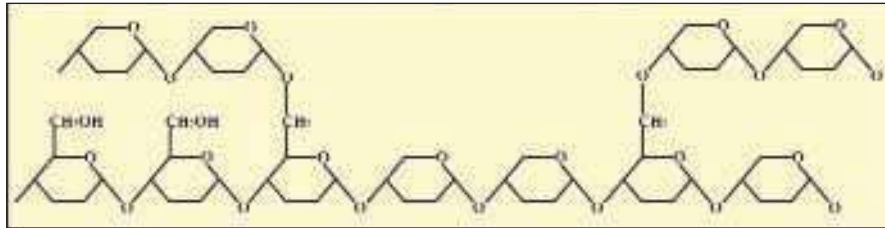
	Monomère	Polymère	Usages
Éthènes	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ éthène	$-(\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2)_n-$ polyéthène (P.E)	-sacs d'emballage -sacs poubelles -bouteilles -tuyaux -jouets....
	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$ propène	$\left[\begin{array}{c} \text{CH}-\text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} \right]_n$ polypropène (P.P)	-récipients alimentaires -bouteilles de lait...
Dérivés des éthènes	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}=\text{CH}_2$ styrène	$\left[\begin{array}{c} \text{CH}-\text{CH}_2 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array} \right]_n$ polystyrène (P.S)	-pots de yaourts -pinces à linges -tableau de bord des voitures -boîtiers d'appareils (radio, télé.)...
	$\text{CHCl}=\text{CH}_2$ chlorure de vinyle	$\left[\begin{array}{c} \text{CH}-\text{CH}_2 \\ \\ \text{Cl} \end{array} \right]_n$ polychlorure de vinyle (P.V.C)	-vêtements imperméables -jouets -tuyaux -bouteilles d'eau minérale....
	$\text{F}_2\text{C}=\text{CF}_2$ tétrafluoroéthène	$-(\text{F}_2\text{C}-\text{CF}_2)_n-$ polytétrafluoroéthène (P.T.F.E) (téflon)	-revêtement anticorrosion -revêtement ustensiles -joints ménagers...
	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C} \\ \\ \text{O}-\text{CH}=\text{CH}_2 \end{array}$ acétate de vinyle	$\left[\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{O}-\text{C}=\text{O} \\ \\ \text{CH}-\text{CH}_2 \end{array} \right]_n$ Polyacétate de vinyle (P.V.A)	-peinture -vernis -colle -verre de sécurité...

IV. Les polymères naturels : glycogène, amidon

Existe-t-il des polymères naturels ?

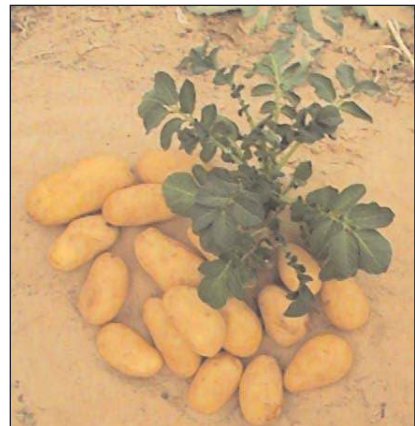
Les glucides jouent plusieurs rôles capitaux dans les cellules vivantes. Sous forme polymérisée, ils peuvent servir comme réserve énergétique. On cite par exemple le glycogène pour les animaux et l'amidon pour les plantes.

Le glycogène est une grosse molécule qui résulte de l'association de plusieurs molécules de glucose. Il représente la forme de stockage du sucre dans le foie et les muscles, et sert à la fourniture d'énergie au moment de l'effort musculaire.

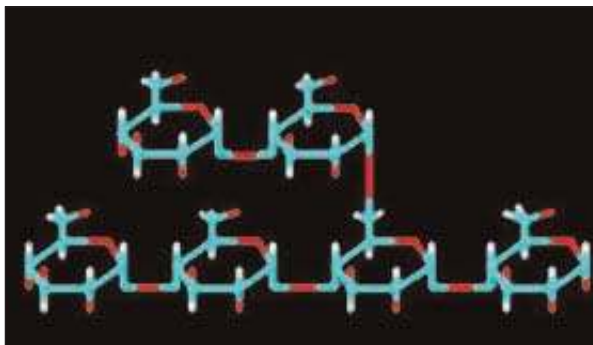


Formule semi développée du glycogène

L'amidon est un polymère glucidique emmagasiné dans les cellules de certains végétaux (blé, maïs, pomme de terre, riz). Certaines protéines spéciales appelées enzymes tel que l'amylase présente dans la salive sont capables de transformer l'amidon en glucose, que le corps assimile en cas de besoins énergétiques (ce sont les sucres dits « lents »).



On trouve l'amidon dans les pommes de terre



Modèle éclaté de la molécule d'amidon



Le pain est constitué essentiellement d'eau et d'amidon

L'ESSENTIEL

- ◆ Une polymérisation est l'addition de molécules identiques les unes sur les autres.
- ◆ La réaction de polymérisation s'effectue généralement en présence d'un catalyseur.
- ◆ Le polyéthène résulte de la polymérisation de l'éthène.
- ◆ Le nombre moyen de motifs d'un polymère est appelé degré de polymérisation.

Naviguons sur Internet

- ◆ <http://pedagogie.acmontpellier.fr/scphysiques/ABCDORGA/FAMILLE/Polymere.htm#A>
- ◆ http://perso.wanadoo.fr/olivier.albenge/page_site/Site_mat/polymys/pol_ind.htm
- ◆ <http://www.pslc.ws/french/floor2.htm>

EXERCICES RÉSOLUS

Exercice n° 1

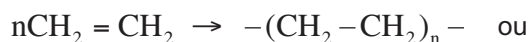
ENONCÉ

On réalise la réaction d'addition de n molécules identiques d'éthène C_2H_4 sous certaines conditions expérimentales, on obtient un produit (A).

1. De quelle réaction s'agit-il ?
2. Que représente C_2H_4 et que représente (A) ?
3. Ecrire l'équation chimique de la réaction.
4. Déterminer la valeur de n si la masse molaire de (A) est $M = 61600 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

SOLUTION

1. L'addition des molécules d'éthène les unes sur les autres est une réaction de polymérisation.
2. L'éthène C_2H_4 représente le monomère et (A) le polymère qui est le polyéthène.
3. L'équation de la réaction s'écrit:



4. Valeur de n :
On a $M = nM_1$ avec M_1 la masse molaire de C_2H_4 .

$$n = \frac{M}{M_1} = \frac{61600}{28} = 2200$$

Commentaire et point méthode

- ◆ Savoir écrire l'équation de la réaction de polymérisation.

Exercice n° 2

ENONCÉ

Sous certaines conditions le chlorure de vinyle $CH_2=CHCl$ et le styrène $C_6H_5-CH=CH_2$ peuvent subir la polymérisation pour donner deux polymères de masses molaires respectives $M_1 = 62500 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M_2 = 145,6 \text{ kg}\cdot\text{mol}^{-1}$.

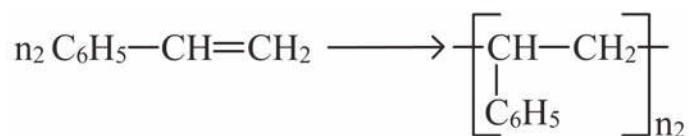
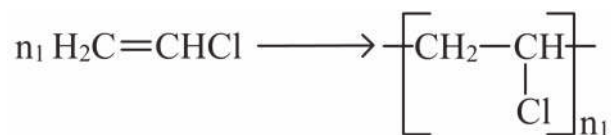
1. Quels sont les noms des polymères ainsi préparés ?
2. Ecrire les équations des réactions de polymérisation.
3. Déterminer le degré (ou indice) de polymérisation dans chaque cas.
4. Citer une application de chacun des deux polymères.

SOLUTION

1. Noms des polymères :

Le polymère qui provient du chlorure de vinyle est le polychlorure de vinyle (P.V.C) et celui qui provient du styrène est le polystyrène (P.S).

2. Les équations s'écrivent :



3. Degré de polymérisation:

Soient M'_1 et M'_2 les masses molaires respectives des monomères $\text{CH}_2=\text{CHCl}$ et $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}=\text{CH}_2$.

$$n_1 = \frac{M_1}{M'_1} = \frac{62500}{62,5} = 1000$$

$$\text{et } n_2 = \frac{M_2}{M'_2} = \frac{145600}{104} = 1400$$

4. Application de chaque polymère :

Le polychlorure de vinyle est utilisé pour fabriquer les bouteilles plastiques.

Le polystyrène est utilisé pour fabriquer les emballages alimentaires.

Commentaire et point méthode

- ◆ Déduire le nom du polymère à partir de celui de son monomère.
- ◆ Savoir écrire l'équation de polymérisation.
- ◆ Savoir calculer le degré de polymérisation.
- ◆ Savoir quelques utilisations des polymères.

EXERCICES D'ÉVALUATION

VÉRIFIER SES ACQUIS

Recopier sur le cahier d'exercices et compléter les phrases suivantes.

- L'addition des molécules d'éthène C_2H_4 les unes sur les autres est appelée réaction de.....L'éthène est le monomère et le produit obtenu est le.....
Le nombre n de molécules additionnées est le.....
 - Pour fabriquer le polystyrène on utilise un monomère appelé
- Par polyaddition du chlorure de vinyle on obtient un polymère appelé.....

Répondre sur le cahier d'exercices par vrai ou faux

- Un polymère est une macromolécule dont la structure est la répétition d'un même motif élémentaire.
 - Le monomère est la molécule de départ qui sert à produire un polymère.
 - Le degré de polymérisation (ou indice) est le nombre moyen de molécules de monomère additionnées.
- Sous certaines conditions le styrène se polymérise.
 - On obtient un polymère.
 - Le produit obtenu est le polychlorure de vinyle.
 - Le produit obtenu est un monomère.
- La polymérisation est une réaction d'addition de deux molécules insaturées.
 - Le polychlorure de vinyle est un monomère.
 - Le degré de polymérisation est le même pour tous les polymères.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Exercice n° 1

Sous certaines conditions expérimentales, on réalise l'addition de 1200 molécules d'éthène, il se forme un produit (A).

- Qu'appelle-t-on cette réaction ?
- Ecrire l'équation chimique de cette réaction.
- Calculer la masse molaire de (A).

Exercice n° 2

- Donner la formule générale des polymères obtenus à partir des monomères suivants :
 - le propène $CH_3-CH=CH_2$
 - le tétra fluoroéthène $CF_2=CF_2$
 - l'éthanoate (ou acétate) de vinyle $CH_3CO_2-CH=CH_2$
- Donner le nom de chacun des polymères obtenus.

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Un polymère (A) a été obtenu par une réaction de polymérisation d'un éthène (B).

Une analyse de ce polymère a permis de déduire les données suivantes:

- masse molaire $M = 105000 \text{ g.mol}^{-1}$

- degré de polymérisation $n = 2500$

- Calculer la masse molaire du monomère.
- Déterminer:
 - la formule brute du monomère (B) ainsi que sa formule semi développée ;
 - la formule semi développée du polymère (A).
- Ecrire l'équation de la réaction de polymérisation correspondante.
 - Donner le nom de (A) et de (B).

Leçon 4 : Matières plastiques : impact sur l'environnement et gestion des déchets

Objectifs

L'élève sera capable de:

- ✳ énumérer les bienfaits et méfaits des matières plastiques ;
- ✳ décrire des modes de traitement des déchets plastiques.

Prérequis

- ✳ Polymérisation de composés insaturés.
- ✳ Polymères, monomères.
- ✳ Degré de polymérisation.



- ◆ Avez-vous fait le compte de tous les objets plastiques qui nous entourent au quotidien ?
- ◆ Quels avantages présentent les matières plastiques et quels sont leurs méfaits ?

Matières plastiques : impact sur l'environnement et gestion des déchets

I. Les matières plastiques

Qu'est-ce qu'une matière plastique ?

Les matières plastiques sont des matériaux organiques à base de polymères. Dans les plastiques rigides, on ajoute aux polymères du carbonate de calcium pour obtenir le produit fini sous forme de résine. Dans les plastiques souples on ajoute souvent un plastifiant constitué d'un polyester.

Ces récipients contiennent de la matière première qui sert à la fabrication des objets en plastique.



Quelle est l'importance des matières plastiques ?

Les matières plastiques sont de plus en plus utilisées. Elles ont remplacé avantageusement les produits naturels durables comme la pierre, le bronze, le fer, le bois, le cuir, la laine,... et ont joué un rôle important dans notre confort.

Leurs domaines d'utilisations sont très divers :

- ◆ industrie automobile ;
- ◆ industrie aéronautique ;
- ◆ textile ;
- ◆ bâtiment ;
- ◆ électroménager...

Le polychlorure de vinyle ou PVC compte parmi les matières plastiques les plus importantes dans notre société moderne.

Il est utilisé en médecine pour la fabrication des poches à urine, des cathéters, des blisters pour médicaments, des sacs à liquides de perfusion, des gants chirurgicaux...

Il est également utilisé pour l'élaboration d'objets durables comme les châssis de fenêtres, les canalisations d'eau, les gouttières, les toiles de soubassement d'étangs, les membranes de toits, les revêtements de sols et comme isolant pour les câbles et fils électriques.

Les polycarbonates sont plutôt utilisés pour la production de supports mémoires, tels que les disques compacts (CD), CD-ROM et les disques digitaux versatiles (DVD).

Les plastiques servent également à fabriquer les châssis d'appareils électriques tels que les fers à repasser, les grille-pains, les sèche-cheveux, les radios. On les utilise aussi pour l'élaboration des fiches de courant, des prises, des interrupteurs, des cordons d'extension et des prises multiples.



Tubes de canalisations en PVC

En augmentant la température certaines matières plastiques se ramollissent, on dit qu'elles sont thermoplastiques ; d'autres, au contraire, durcissent irréversiblement, on dit qu'elles sont thermodurcissables.

Sous l'action des déformations mécaniques certains plastiques subissent des déformations réversibles : ce sont des élastomères.

II. Les bienfaits des matières plastiques

Quels sont les avantages des matières plastiques ?

Les matières plastiques présentent quelques avantages :

- ◆ elles ne rouillent pas et résistent à la corrosion ;
- ◆ elles peuvent absorber les chocs sans dommage permanent ;
- ◆ elles sont faciles à mouler ;
- ◆ elles sont bon marché et d'entretien facile ;
- ◆ elles sont de bons isolants thermiques et électriques ;
- ◆ elles ont une longue durée de vie ;

Ainsi les bouteilles sont aujourd'hui plus légères qu'elles ne l'étaient il y a quelques années. Les améliorations du design permettent d'utiliser moins de matière première sans pour autant en réduire la solidité et la sûreté. L'utilisation de moins de matière induit également des économies d'énergie pour le transport. Grâce au plastique, les voitures sont plus légères, elles consomment moins de carburant et produisent moins de gaz. Les parties fabriquées en plastique nécessitent moins d'entretien contre la corrosion que les pièces métalliques.

Le PVC par exemple protège le soubassement des voitures contre l'usure et permet un intérieur plus attrayant et plus confortable. Sa capacité d'absorber les chocs et sa résistance au feu contribue à l'amélioration des conditions de sécurité.

III. Les méfaits des matières plastiques

Les matières plastiques préservent-elles l'environnement ?

Les objets en matière plastique constituent une grande part de nos déchets non dégradables naturellement. Leur incinération produit des rejets gazeux polluants, en général à propriétés acide et pose des problèmes à l'environnement. Ainsi par exemple la combustion des bouteilles plastiques ou des tubes de canalisation en polychlorure de vinyle P.V.C produit du chlorure d'hydrogène qui au contact de l'humidité atmosphérique engendre la formation de l'acide chlorhydrique.

IV. Gestion des déchets plastiques

Peut-on recycler la matière plastique ?

Les deux principaux modes d'élimination des matières plastiques sont : l'incinération et le recyclage.

◆ L'incinération est une destruction complète des matières plastiques par combustion. La combustion du polyéthène par exemple produit du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau. Pour les autres polymères, la combustion produit en plus des gaz polluants qui peuvent être neutralisés par l'installation de postes de lavages destinés à retenir ces gaz polluants.

◆ Le recyclage :

La majorité des matières plastiques est recyclable. Pour éviter la pollution qu'ils entraînent par combustion, il est nécessaire de les trier en différentes catégories avant de les recycler.

Les thermoplastiques une fois triés peuvent être fondus et à nouveau mis en forme pour une nouvelle utilisation. Si le tri a été strict le nouveau produit recyclé aura les mêmes propriétés que le plastique initial et pourra assurer le même usage à la seule exception des emballages alimentaires qui exige des matériaux neufs.

Les thermodurcissables ne peuvent pas être refondus mais après broyage, ils peuvent être utilisés comme charge dans des nouveaux plastiques.

Les élastomères (essentiellement les caoutchoucs de pneumatiques) sont recyclables dans les revêtements routiers.

L'ESSENTIEL

- ◆ Les matières plastiques sont des polymères de longues chaînes appelées macromolécules.
- ◆ Ces molécules sont formées par la répétition d'un motif appelé monomère, constitué de quelques atomes.
- ◆ Les déchets thermoplastiques refondus sont utilisés dans la chaîne de transformation des matières plastiques.

Naviguons sur Internet

◆ <http://www.belgochlor.be/fr/H306.htm>

◆ http://www.clg-rabelais-meudon.ac-versailles.fr/article.php3?id_article=39#liens_forums

EXERCICE D'ÉVALUATION

Exercice documentaire

Les polymères sont les matériaux du XX^{ème} siècle. Ils sont utilisés pour la fabrication des avions, des voitures, des emballages, des chaussures, des peintures, des fibres synthétiques etc... Ils ont très vite remplacé les matériaux traditionnels.

Ainsi, la consommation mondiale est passée de 1,3 millions de tonnes en 1950 à 90 millions de tonnes en 1990.

Les polymères sont, pour la plupart, des dérivés du pétrole et leur variété est considérable.

Les produits les plus consommés sont pour les thermoplastiques : les polyéthènes haute et basse densité (29 %), le polychlorure de vinyle (18,2 %), le polypropène (10,8 %) et le polystyrène (10,5 %). Les produits thermodurcissables représentent environ 20 % de l'ensemble.

Lire le texte ci-dessus et répondre aux questions suivantes :

1. Citer des matériaux traditionnels pouvant être remplacés par les polymères.
2. Définir les termes :
 - thermoplastique ;
 - thermodurcissable.
3. Qu'est ce qui distingue le polyéthène haute densité du polyéthène basse densité ?
4. Quels types de pollution engendre l'incinération des matières plastiques?

colonnes periodes	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	¹ ₁ H hydrogène 1,00794	² ₂ He hélium 4,00260																³ ₃ Li lithium 6,941	⁴ ₄ Be béryllium 9,01218
2	³ ₃ Li lithium 6,941	⁴ ₄ Be béryllium 9,01218																⁵ ₅ B bor 10,811	⁶ ₆ C carbone 12,011
3	¹¹ ₁₁ Na sodium 22,990	¹² ₁₂ Mg magnésium 24,305																¹³ ₁₃ Al aluminium 26,982	¹⁴ ₁₄ Si silicium 28,086
4	¹⁹ ₁₉ K potassium 39,098	²⁰ ₂₀ Ca calcium 40,078	²¹ ₂₁ Sc scandium 44,956	²² ₂₂ Ti titane 47,88	²³ ₂₃ V vanadium 50,942	²⁴ ₂₄ Cr chrome 51,996	²⁵ ₂₅ Mn manganèse 54,938	²⁶ ₂₆ Fe fer 55,845	²⁷ ₂₇ Co cobalt 58,933	²⁸ ₂₈ Ni nickel 58,693	²⁹ ₂₉ Cu cuivre 63,546	³⁰ ₃₀ Zn zinc 65,38							³¹ ₃₁ Ga gallium 69,723
5	³⁷ ₃₇ Rb rubidium 85,468	³⁸ ₃₈ Sr strontium 87,62	³⁹ ₃₉ Y yttrium 88,906	⁴⁰ ₄₀ Zr zirconium 91,224	⁴¹ ₄₁ Nb niobium 92,906	⁴² ₄₂ Mo molybdène 95,94	⁴³ ₄₃ Tc technetium 98,906	⁴⁴ ₄₄ Ru ruthénium 101,07	⁴⁵ ₄₅ Rh rhodium 102,906	⁴⁶ ₄₆ Pd palladium 106,42	⁴⁷ ₄₇ Ag argent 107,868	⁴⁸ ₄₈ Cd cadmium 112,411							⁴⁹ ₄₉ In indium 114,818
6	⁵⁵ ₅₅ Cs césium 132,905	⁵⁶ ₅₆ Ba baryum 137,327	L	⁷² ₇₂ Hf hafnium 178,49	⁷³ ₇₃ Ta tantalum 180,948	⁷⁴ ₇₄ W tungstène 183,84	⁷⁵ ₇₅ Re rhenium 186,207	⁷⁶ ₇₆ Os osmium 190,23	⁷⁷ ₇₇ Ir iridium 192,222	⁷⁸ ₇₈ Pt platine 195,084	⁷⁹ ₇₉ Au or 196,967	⁸⁰ ₈₀ Hg mercure 200,59							⁸¹ ₈₁ Tl thallium 204,384
7	⁸⁷ ₈₇ Fr francium 223	⁸⁸ ₈₈ Ra radium 226	A	⁸⁴ ₈₄ Po polonium 209	⁸⁵ ₈₅ At astate 210	⁸⁶ ₈₆ Rn radon 222													⁸³ ₈₃ Bi bismuth 208,98

13	14	15	16	17	18
¹⁰¹ ₁₀₁ Bk berkélium 247	¹⁰² ₁₀₂ Cf californium 251	¹⁰³ ₁₀₃ Es einsteinium 252	¹⁰⁴ ₁₀₄ Fm fermium 257	¹⁰⁵ ₁₀₅ Md mendelevium 288	¹⁰⁶ ₁₀₆ No nobélium 289
¹⁰⁷ ₁₀₇ Lr lawrencium 260					

9	10	11	12	13	14	15	16	17	18					
⁵⁷ ₅₇ La lanthane 138,905	⁵⁸ ₅₈ Ce cérium 140,12	⁵⁹ ₅₉ Pr praseodyme 140,908	⁶⁰ ₆₀ Nd néodyme 144,242	⁶¹ ₆₁ Pm prométhium 145	⁶² ₆₂ Sm samarium 150,36	⁶³ ₆₃ Eu europium 151,964	⁶⁴ ₆₄ Gd gadolinium 157,25	⁶⁵ ₆₅ Tb terbium 158,925	⁶⁶ ₆₆ Dy dysprosium 162,5	⁶⁷ ₆₇ Ho holmium 164,930	⁶⁸ ₆₈ Er erbium 167,259	⁶⁹ ₆₉ Tm thulium 168,934	⁷⁰ ₇₀ Yb ytterbium 173,054	⁷¹ ₇₁ Lu lutécium 174,967

7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18			
⁸⁹ ₈₉ Ac actinium 227	⁹⁰ ₉₀ Th thorium 232,038	⁹¹ ₉₁ Pa protactinium 231,036	⁹² ₉₂ U uranium 238,029	⁹³ ₉₃ Np néptunium 237	⁹⁴ ₉₄ Pu plutonium 244	⁹⁵ ₉₅ Am américium 243	⁹⁶ ₉₆ Cm curium 247	⁹⁷ ₉₇ Bk berkélium 247	⁹⁸ ₉₈ Cf californium 251	⁹⁹ ₉₉ Es einsteinium 252	¹⁰⁰ ₁₀₀ Fm fermium 257	¹⁰¹ ₁₀₁ Md mendelevium 288	¹⁰² ₁₀₂ No nobélium 289	¹⁰³ ₁₀₃ Lr lawrencium 260

L = Lanthanides : 57 à 71
 A = Actinides : 89 à 103