

L'ATOME ET SA STRUCTURE

• Objectifs pédagogiques

- Définir un élément chimique.
- Décrire la structure de l'atome.
- Ecrire la structure électronique d'un atome.
- Identifier un élément chimique connaissant sa période et son groupe.

I- Notion d'élément chimique

- Un **corps simple** ne contient qu'un seul type d'éléments chimiques : Ne ; H_2 ; O_2 ; O_3 ...
- Un **corps composé** contient plusieurs types d'éléments chimiques : H_2O ; NH_3 ; HNO_3 ...
- Un **élément chimique** est ce qui est commun à un corps simple et à tous ses corps composés. Chaque élément chimique possède un nom et un symbole.

Nom	Symbole	Nom	Symbole
Hydrogène	H	Chlore	Cl
Oxygène	O	Fer	Fe
Carbone	C	Sodium	Na
Azote	N	Or	Au
Potassium	K	Magnésium	Mg

II- Structure de l'atome

1- Constitution d'un atome

L'atome est un assemblage électriquement neutre formé d'un **noyau** central chargé **positivement** et d'électrons chargés **négativement**, mobiles autour du noyau.

Le noyau d'un atome est constitué de particules appelées **nucléons** : les **protons** chargés positivement et **neutrons** qui son électriquement neutre.

* Pour un atome le nombre de protons s'appelle nombre de charge ou numéro atomique et est noté Z ; le nombre de nucléons s'appelle nombre de masse et noté A ; le nombre de neutrons de l'atome est noté N et est donné par : $N = A - Z \Leftrightarrow A = Z + N$. Le nombre d'électrons est égale au nombre de protons.

Particule	Proton	Neutron	Electron
Symbole	p	n	e^-
Nombre	Z	N	
Masse en kg	$m_p = 1,673.10^{-27}$	$m_n = 1,675.10^{-27}$	$m_e = 9,1.10^{-31}$
Masse en u	$m_p = 1,007$	$m_n = 1,008$	$m_e = 5,449.10^{-4}$
Charge en C	$e = 1,6.10^{-19}$	0	$e = -1,6.10^{-19}$

$1u = 1,67.10^{-27} kg$: unité de masse atomique.

2- Nucléides

On appelle **nucléide** l'ensemble des atomes dont le noyau possède le même couple (Z , A). Le nucléide X caractérisé par le couple (Z , A), est représenté sous la forme symbolique :

A : Nombre de masse ou nombre de nucléons
 Z : Nombre de charge ou numéro atomique
 X : Symbole de l'élément chimique



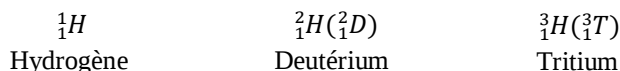
Exple : Pour le noyau de l'atome de sodium (11 ; 23) la représentation sera ${}_{11}^{23}\text{Na}$.

3- Isotopie

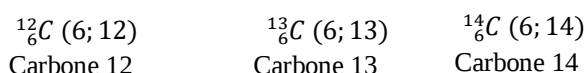
Les isotopes sont des atomes de même numéro atomique Z mais de nombre de masse différents.

Exples :

- Isotopes de l'hydrogène :



- Isotopes du carbone



- Isotopes du chlore



III- Répartition des électrons

1- Principe de PAULI

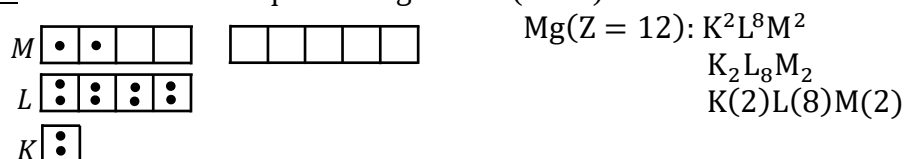
Le nombre maximal d'électrons pouvant appartenir à une couche électronique caractérisée par le **nombre quantique n** est $2n^2$.

n	1	2	3	4
Couche	<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>	<i>N</i>
Nombre maximal d'électrons ($2n^2$)	2	8	18	32

2- Remplissage des couches électroniques

Les électrons occupent successivement les couches électroniques en commençant par la couche K puis en suivant l'ordre K, L, M, N, ...

Exples : Formule électronique du magnésium ($Z=12$)



$H(Z = 1): K^1$; $He(Z = 2): K^2$; $C(Z = 6): K^2L^4$; $N(Z = 7): K^2L^5$; $O(Z = 8): K^2L^6$; $F(Z = 9): K^2L^7$;
 $Na(Z = 11): K^2L^8M^1$; $Cl(Z = 17): K^2L^8M^7$; $Ar(Z = 18): K^2L^8M^8$; $K(Z = 19): K^2L^8M^8N^1$; $Ca(Z = 20): K^2L^8M^2L^2$.

NB : Structure électronique des ions : $Mg^{2+}(Z = 12): K^2L^8$; $Cl^{-}(Z = 17): K^2L^8M^8$; $Li^{+}(Z = 12): K^2$.

3- Représentation de LEWIS

La représentation de LEWIS a pour but de schématiser la couche électronique externe d'un atome. Pour l'établir chaque atome est formellement scindé en deux :

- Le noyau et les électrons des couches internes sont représentés par le symbole de l'élément ;
- Les électrons de la couche externe sont représentés :

* par des tirets (—) s'ils forment **un doublet**

* par des points s'ils sont **célibataires**.

NB : La **valence d'un atome** est le nombre d'électrons célibataires sur sa couche électronique externe.

Atome	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Formule électronique	$K^2L^8M^1$	$K^2L^8M^2$	$K^2L^8M^3$	$K^2L^8M^4$	$K^2L^8M^5$	$K^2L^8M^6$	$K^2L^8M^7$	$K^2L^8M^8$
Schéma de LEWIS	$\cdot\dot{Na}$	$\cdot Mg \cdot$	$\cdot\dot{Al}\cdot$	$\cdot\dot{Si}\cdot$	$\cdot\dot{P}\cdot$	$\cdot\dot{S}\cdot$	$ \cdot\dot{Cl}\cdot $	$ \cdot\dot{Ar}\cdot $
Valence de l'atome	1	2	3	4	3	2	1	0

Remarque : K^+ ; Ca^{2+} et Cl^- sont isoélectronique de l'argon (même nombre d'électrons)

IV- Classification périodique des éléments

1- Description de la classification

Les éléments sont classés par ordre de numéro atomique Z croissant dans un tableau à dix huit colonnes et sept lignes. Chaque ligne du tableau est appelée **période** et chaque colonne constitue un **groupe** ou **famille**.

2- Tableau de classification périodique réduit

Colonnes Période	1	2	3	4	5	6	7	8
1	1_1H							4_2He
2	7_3Li	9_4Be	${}^{11}_5B$	${}^{10}_6C$	${}^{14}_7N$	${}^{16}_8O$	${}^{19}_9F$	${}^{20}_{10}Ne$
3	${}^{23}_{11}Na$	${}^{24}_{12}Mg$	${}^{27}_{13}Al$	${}^{28}_{14}Si$	${}^{31}_{15}P$	${}^{32}_{16}S$	${}^{35,5}_{17}Cl$	${}^{40}_{18}Ar$
4	${}^{39}_{19}K$	${}^{40}_{20}Ca$						

Dans le tableau de classification réduit, le numéro de la colonne indique le nombre d'électrons sur la dernière couche électronique alors que la période indique le nombre de couches.

3- Utilisation de la classification périodique des éléments

a) Familles chimiques

Les éléments d'une même colonne forment **une famille** ou **un groupe**. Une famille rassemble les éléments chimiques ayant des propriétés chimiques semblables.

- A l'exception de l'hydrogène, les éléments de la première colonne constituent **la famille des alcalins**.
- Les éléments de la deuxième colonne forment **la famille des métaux alcalino-terreux**
- Les éléments de l'avant dernière colonne forment **la famille des halogènes**. Ils ont sept électrons sur leur dernière couche.
- Les éléments de la dernière colonne forment **la famille des gaz rares** ou **gaz nobles**. A l'exception de l'hélium, tous ont une même structure électronique externe constituée par un ensemble de quatre paires d'électrons appelée **Octet**. Les gaz rares sont inertes (stables) chimiquement.

b) Prévision de la charge d'un ion monoatomique : règle de l'Octet

Règle de l'Octet : Au cours des transformations chimiques, les atomes réagissent pour obtenir une structure électronique plus stable que la leur : ils ont tendance d'acquies la structure électronique particulièrement stable des gaz rares. (L'hydrogène est une exception qui suit la règle du **duet**)

La règle de l'Octet permet de prévoir que :

- les **alcalins** qui possèdent un seul électron sur leur dernière couche ont tendances à le perdre pour donner un **cation monoatomique** : Li^+ , Na^+ , K^+ ...

- les **alcalino-terreux** possédant deux électrons sur leur dernière couche ont tendances à les perdre pour donner un **cation monoatomique** : Be^{2+} , Mg^{2+} ...
- les **halogènes** qui possèdent sept électrons sur leur dernière couche ont tendances à gagner un électron pour donner un **anion monoatomique** : Cl^- , Br^- , I^- et F^- .

V- Les molécules

1- La liaison covalente

La liaison covalente consiste en la mise en commun par deux atomes d'une paire d'électrons périphériques. La liaison covalente est **simple**, **double** ou **triple** selon que les atomes ont un, deux ou trois doublets d'électrons en commun.

Exemples: $H-H$; $O=O$; $N \equiv N$

2- Les molécules

La molécule est un édifice stable électriquement neutre constitué de plusieurs atomes liés entre eux par des liaisons de covalence. Le nombre total d'atomes d'une molécule est son **atomicité**.

Dans toute molécule tous les atomes respectent la règle du duet ou de l'Octet.

Nom	Formule brute	Formule de Lewis des atomes	Formation des liaisons	Représentation de Lewis de la molécule	Formule développée de la molécule
Dihydrogène	H_2			$H-H$	$H-H$
Dioxygène	O_2			$O=O$	$O=O$
Diazote	N_2			$N \equiv N$	$N \equiv N$
Dichlore	Cl_2			$Cl-Cl$	$Cl-Cl$
Chlorure d'hydrogène	HCl			$H-Cl$	$H-Cl$
Méthane	CH_4				
Ethane	C_2H_6				
Ethylène	C_2H_4				
Acétylène	C_2H_2			$H-C \equiv C-H$	$H-C \equiv C-H$

VI- Les ions

1- Les ions monoatomiques

Les ions monoatomiques résultent d'atomes ayant gagnés ou perdus un ou plusieurs électrons. On distingue :

- les **cations monoatomiques** : Na^+ , K^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} ...
- les **anions monoatomiques** : Cl^- , Br^- , O^{2-} , S^{2-} ...

2- Les ions polyatomiques

Les ions polyatomiques sont des assemblages d'atomes portant une charge électrique. On distingue :

- les **cations polyatomiques** : NH_4^+ , HO_3^+ ...
- les **anions polyatomiques** : SO_4^{2-} , MnO_4^- , $Cr_2O_7^{2-}$...

3- Nomenclature des ions

- Les **anions** portent les noms établis par l'usage tels que : Cl^- : ion chlorure, Br^- : ion bromure, I^- : ion iodure ; F^- : ion fluorure ; O^{2-} : ion oxyde, S^{2-} : ions sulfure...
- Les **cations** dérivants des atomes d'élément métalliques conservent le nom du métal : Na^+ : ion sodium, K^+ : ion potassium, Mg^{2+} : ion magnésium, Al^{3+} : ion aluminium, Cu^{2+} : ion cuivre...
- Lorsque les cations monoatomiques de charges variables dérivent du même élément métallique, on les distingue les uns des autres par un indice numérique en chiffre romain correspondant au nombre de charges positives qu'il porte : Fe^{2+} : ion ferreux ou Fer II ; Fe^{3+} : ion ferrique ou fer III ; Cu^+ : ion cuivreux ou cuivre I ; Cu^{2+} : ion cuivrique ou cuivre II...
- **Noms de quelques ions polyatomiques** : SO_4^{2-} : ion sulfate, HSO_4^- : ion hydrogénéosulfate, MnO_4^- : ion permanganate, $Cr_2O_7^{2-}$: ion dichromate ou bichromate, CO_3^{2-} : ion carbonate, HCO_3^- : ion hydrogénocarbonate, PO_4^{3-} : ion phosphate, HPO_4^{2-} : ion hydrogénophosphate, NO_3^- : ion nitrate ; HO_3^+ : ion hydronium, OH^- : ion hydroxyde ...

4- Les composés ioniques

Les composés ioniques sont électriquement neutres. Les anions sont donc toujours liés à des cations dans les édifices ioniques. Les composés ioniques sont toujours représentés par une **formule statistique**.

Composé ionique	Cation	Anion	Formule	Formule statistique
Chlorure de sodium	Na^+	Cl^-	$(Na^+ + Cl^-)$	$NaCl$
Sulfate de cuivre II	Cu^{2+}	SO_4^{2-}	$(Cu^{2+} + SO_4^{2-})$	$CuSO_4$
Carbonate de sodium	Na^+	CO_3^{2-}	$(2Na^+ + CO_3^{2-})$	Na_2CO_3
Dichromate de potassium	K^+	$Cr_2O_7^{2-}$	$(2K^+ + Cr_2O_7^{2-})$	$K_2Cr_2O_7$
Permanganate de potassium	K^+	MnO_4^-	$(K^+ + MnO_4^-)$	$KMnO_4$

Exercices sur l'atome et sa structure

EXERCICE 1

On considère trois éléments chimiques notés A, B et X

- A appartient à la 2^{ème} période et à la 4^{ème} colonne
 - L'ion B²⁻ de l'élément B a le même nombre d'électrons que le néon.
 - L'ion X⁺ n'a aucun électron autour de lui.
- 1) Retrouver la formule électronique de chacun de ces éléments.
 - 2) Donner le numéro atomique, le nom et le symbole des atomes de ces éléments.
 - 3) Écrire la représentation de Lewis de chacun des atomes de ces éléments.

Soit le composé de formule brute A₂X₆B. réécrire la formule brute de ce composé en remplaçant A, B et X par leur symbole correct.

EXERCICE 2

Les questions sont indépendantes :

- 1) On considère les atomes suivants caractérisés par les couples (Z,A) :
(8 ; 16) ; (16 ; 32) ; (8 ; 18) ; (4 ; 9) ; (4 ; 10) et (7 ; 14)
 - a) Combien d'éléments sont représentés ? Identifier les.
 - b) Quels sont les isotopes ?
 - c) Donner la composition de leurs noyaux dans un tableau.
- 2) Un atome X a pour représentation de Lewis $\cdot \ddot{X} \cdot$ dans l'état fondamental.
 - a) Combien d'électrons a-t-il sur sa dernière couche ?
 - b) Sachant que cette couche est la couche M, déterminer son numéro atomique et établir sa formule électronique complète.
 - c) Quelle est sa place dans le tableau de classification simplifié ?
- 3) a) Quel est l'élément qui dans la classification périodique, se trouve à l'intersection de la troisième période et du premier groupe ?
 - b) Combien d'électron célibataire possède-il ? Quel est sa valence ?
 - b) Définir la valence.
 - c) Un corps pur a pour formule XH_n. Il est formé de n atomes d'hydrogène. Trouver n et donner le diagramme de Lewis de cette molécule.

EXERCICE 3

Le noyau d'un atome X a une masse $m = 50.10^{-27}$ Kg; la charge totale de son nuage électronique est égale à $q = -24.10^{-19}$ C. La masse d'un nucléon est $1,67.10^{-27}$ Kg et la charge élémentaire est $e = 1,6.10^{-19}$ C.

- 1) De quel élément s'agit-il ? Donner la composition de son noyau.
- 2) Répondre par «vrai» ou «faux» ou «je ne sais pas» aux affirmations suivantes
 - a) Le noyau d'un atome ayant 15 protons et 16 neutrons a pour numéro atomique 31
 - b) Deux nucléides sont dits isotopes lorsqu'ils ont des numéros atomiques identiques et des nombres de neutrons différents.
 - c) Les éléments de la 7^{ème} colonne ont tendances à perdre un électron.
 - d) L'ion Cl⁻ (Z=17) a pour formule électronique (K)¹(L)⁸(M)⁸
- 3) Les ions X³⁺ et Y²⁻ possède respectivement 10 et 18 électrons.
 - a) Quelle est la structure électronique des atomes des éléments X et Y ?
 - b) Quelle est la formule électronique des atomes des éléments X et Y.
 - c) Compléter le tableau suivant :

	GROUPE	PERIODE	LEWIS	VALENCE
Elément X				
Elément Y				

d) Compléter le tableau ci-dessous

	X	Y	X ³⁺	Y ²⁻
Nbre de protons				

Nbre de neutrons				
Nbre d'électrons				

On donne

${}^7_3\text{Li}$	${}^{14}_7\text{N}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{27}_{13}\text{Al}$	${}^{32}_{16}\text{S}$	${}^{40}_{20}\text{Ca}$
-------------------	---------------------	---------------------	-------------------------	------------------------	-------------------------

EXERCICE 4

Un atome X a pour formule électronique $(K)^2(L)^8(M)^n$ où n est un entier naturel. Son noyau contient $(2n+8)$ neutrons.

- 1) a) A quelle période appartient X ?
b) Exprimer son nombre de masse A en fonction de n.
- 2) a) Sachant que $A = 24$, montrer que $n = 2$ et préciser alors le groupe de X dans le tableau de classification réduit à 8 groupes.
b) Déterminer la composition de son noyau.
- 3) Identifier X par son nom. A quelle famille appartient X ?

EXERCICE 5

- 1) Quelle est la structure électronique de l'atome de carbone ? donner sa représentation de Lewis.
- 2) Quelle est la valence de l'atome de carbone ?
- 3) Donner la structure électronique de la molécule de méthane CH_4 . Quelle est sa géométrie ?
- 4) Écrire la formule du trichlorométhane puis donner son schéma de Lewis.

EXERCICE 6

On donne les atomes suivants : O ; Cl et Na.

- 1) Donner le schéma de Lewis de chacun et préciser sa valence.
- 2) Écrire la formule de l'ion que donne chacun d'eux en solution.
- 3) En déduire la valence des atomes brome et iode sachant qu'ils sont dans le même groupe que le chlore.
- 4) Écrire les formules de composés ioniques suivants : Na_2CO_3 ; BaClO_4 ; AgNO_3 ; $\text{Na}_4(\text{SO}_4)_2$ quand ils sont en solution aqueuse. (les classer suivant la règle : ion monoatomique – ion polyatomique – anion – cation).

EXERCICE 7

Soient les ions Na^+ ; K^+ ; Mg^{2+} ; H^+ ; Br^- ; Cl^- ; H_3O^+ ; MnO_4^- ; SO_4^{2-} .

- 1) Quels sont les ions monoatomiques ?
- 2) Quels sont les ions polyatomiques ?
- 3) Quels sont les cations ?
- 4) Quels sont les anions ?

EXERCICE 8

Donner la représentation de Lewis des molécules suivantes :

N_2 ; Cl_2 ; CO_2 ; H_2S ; CH_4 ; C_2H_6 ; H_2O ; O_2 , C_2H_4 et AlCl_3 .

LA REACTION CHIMIQUE

■ Objectifs pédagogiques

- Définir la mole et les grandeurs molaires ;
- Ecrire correctement l'équation-bilan d'une réaction chimique ;
- Distinguer, dans une réaction chimique les réactifs et les produits ;
- Faire le bilan en quantité de matière, en masse et en volume pour les gaz.

I- La quantité de matière

1- La mole

La **mole** est l'unité internationale de la **quantité de matière**. Une mole d'atomes est la quantité de matière constituée par un nombre N_A de ces atomes.

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

- 1 mol d'atome de cuivre renferme N_A atomes de cuivre,
- 1 mol de molécules d'eau renferme N_A molécules d'eau,
- 1 mol d'ion Na^+ renferme N_A ions Na^+ .

△ Par définition, la quantité de matière n d'un échantillon constitué de N entités est :

$$\text{mol} \rightarrow n = \frac{N}{N_A}$$

2- Les grandeurs molaires

a) La masse molaire

- La **masse molaire atomique** est la masse d'une mole d'atomes. Pour un atome ${}_Z^AX$, la masse molaire M_X vaut :

$$M_X = A \cdot m_p \cdot N_A = A \text{ g/mol}$$

Exples : $M_H = 1 \text{ g/mol}$; $M_C = 12 \text{ g/mol}$ et $M_O = 16 \text{ g/mol}$.

- La **masse molaire moléculaire** est la masse d'une mole de molécules. Elles s'obtiennent en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

Exples : $M_{O_2} = 2 \cdot M_O = 2 \times 16 = 32 \text{ g/mol}$

$$M_{H_2O} = 2 \cdot M_H + M_O = 18 \text{ g/mol}$$

$$M_{C_2H_6O} = 2 \cdot M_C + 6 \cdot M_H + M_O = 46 \text{ g/mol}$$

- La molaire ionique est la masse d'une mole d'ions de l'espèce considérée. On la calcule comme si le composé était moléculaire.

Exples : $M_{Na^+} = M_{Na} = 23 \text{ g/mol}$

$$M_{SO_4^{2-}} = M_S + 4 \cdot M_O = 96 \text{ g/mol}$$

b) Le volume molaire

On appelle **volume molaire** V_M , le volume d'une mole de corps pur.

Les liquides et les gaz ont des volumes molaires qui dépendent des conditions de température et de pression.

△ Loi d'AVOGADRO-AMPERE

Pris dans les mêmes conditions de température et de pression, tous les gaz ont le même volume molaire V_M .

■ Dans les conditions normales de température et de pression **CNTP** ($\theta = 0^\circ\text{C}$ et $p = 1\text{bar}$), le volume molaire des gaz vaut : $V_M = 22,4\text{L/mol}$.

c) Détermination des quantités de matière

- D'après la définition de la masse molaire on peut écrire :

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

n : quantité de matière en *mol*
m : masse de l'échantillon en *g*

- D'après la définition du volume M : masse molaire de l'échantillon en *g/mol*

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

n : quantité de matière en *mol*
V : volume de l'échantillon en *l*
 V_M : volume molaire de l'échantillon en *l/mol*

d) Masse molaire et densité d'un gaz

La densité d'un gaz est une grandeur qui se calcul par rapport à l'air.

$$d = \frac{M}{29} \Leftrightarrow M = 29 \cdot d$$

La densité est une grandeur sans dimension.

3- Compositions centésimales

a) Composition centésimale massique

Le pourcentage massique de l'élément X se calcule par la formule :

$$\%X = \frac{\text{masse de l'échantillon X dans une mole}}{\text{Masse molaire du composé}} \times 100$$

Exple : Cas du C_2H_6

$$\%C = \frac{m_C}{M} \times 100 = \frac{24}{30} \times 100 \Rightarrow \%C = 80.$$

Δ Pour un composé $C_xH_yO_z$ on a :

$$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{M}{100}$$

b) Composition centésimale molaire

Le pourcentage molaire de l'élément X se calcule par la formule :

$$\%X = \frac{\text{nombre d'atomes de X dans une mole}}{\text{nombre total d'atomes dans la mole}} \times 100$$

Exple : Cas du C_2H_6

$$\%C = \frac{2}{8} \times 100 \Rightarrow \%C = 25$$

II- La réaction chimique

1- Définition

On appelle réaction chimique une transformation chimique au cours de laquelle des espèces chimiques appelées **réactifs** se transforment en d'autres espèces chimiques appelées **produits**.

Exple : Un mélange intime de poudre de fer et de soufre brûle en formant du sulfure de fer.

- Réactifs : fer et soufre
- Produit : sulfure de fer : FeS.

2- Equation-bilan d'une réaction chimique

Pour écrire l'équation-bilan d'une réaction chimique,

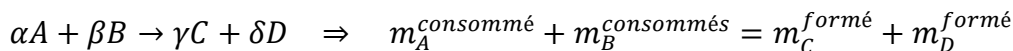
- on écrit les formules des réactifs et des produits ;
- on applique la loi de **conservation des éléments** en plaçant des **coefficients stœchiométriques** nécessaires
- on applique, éventuellement, **la loi de conservation de la charge électrique totale** lorsque les ions interviennent.

Exemples : $2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$
 $4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$
 $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

3- Utilisations de l'équation-bilan d'une réaction chimique

a) Bilan massique d'une réaction

Au cours d'une réaction, la somme des masses des produits formés est égale à la somme des masses des réactifs consommés. C'est la loi des Lavoisier.



b) Bilan molaire d'une réaction chimique

Les nombres de mole des réactifs ayant effectivement réagi et les nombre de mole des produits formés sont liés par :

$$\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D \Rightarrow \frac{n_A^{\text{consommé}}}{\alpha} = \frac{n_B^{\text{consommés}}}{\beta} = \frac{n_C^{\text{formé}}}{\gamma} = \frac{n_D^{\text{formé}}}{\delta}$$

c) Mélange stœchiométrique, mélange non stœchiométrique

Soit la réaction chimique d'équation-bilan suivante : $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$

n_A^0 et n_B^0 sont les quantités de matière des réactifs A et B introduit dans le mélange initial.

■ Si $\frac{n_A^0}{n_B^0} = \frac{\alpha}{\beta}$ alors le **mélange initial est stœchiométrique**. Dans ce cas il ne restera plus de réactifs à la fin de la réaction si cette dernière est totale.

■ Si $\frac{n_A^0}{n_B^0} < \frac{\alpha}{\beta}$ alors le **mélange initial est non stœchiométrique** ; l'un des réactifs (le réactif A) est en défaut et il est appelé **réactif limitant**.

4- Rendement d'une réaction chimique

Il est calculé par la formule suivante :

$$r = \frac{\text{quantité obtenue dans la pratique}}{\text{quantité obtenue théoriquement}}$$

Soit :
$$r = \frac{n_p}{n_{th}} = \frac{m_p}{m_{th}} = \frac{v_p}{v_{th}} \Rightarrow m_p = r \cdot m_{th}$$

■ Pour des réactions successives, on fait le produit des rendements des petites réactions conduisant au bilan globale.

5- Applications : résolution de problèmes de chimie

1. Cas où les réactifs sont mélangés dans les proportions stœchiométriques

Exemple : Réaction entre l'aluminium et l'oxyde de fer.

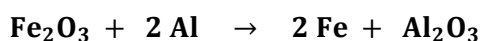
On mélange $m_1 = 24g$ d'oxyde de fer Fe_2O_3 et $m_2 = 8,1g$ d'aluminium puis chauffe fortement. Après la réaction on obtient du fer métal Fe et de l'oxyde d'aluminium Al_2O_3 .

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

2- Déterminer les masses de fer et d'oxyde d'aluminium formées.

Solution

1- Equation-bilan de la réaction



2- Masse de fer et d'oxyde d'aluminium formée

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0 = \frac{m_1}{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = \frac{24}{160} = 0,15 \text{ mol} \text{ et } n_{\text{Al}}^0 = \frac{m_2}{M_{\text{Al}}} = \frac{8,1}{27} = 0,30 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0}{1} = \frac{n_{\text{Al}}^0}{2} = 0,15 \text{ mol} \Rightarrow \text{les réactifs sont les proportions stœchiométriques}$$

○ Masse de fer

$$m_{\text{Fe}} = n_{\text{Fe}} \cdot M_{\text{Fe}} \text{ or } \frac{n_{\text{Fe}}}{2} = n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0 = \frac{m_1}{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} \Rightarrow n_{\text{Fe}} = \frac{2m_1}{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} \text{ donc } m_{\text{Fe}} = 2m_1 \frac{M_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}$$

$$\text{AN : } m_{\text{Fe}} = 2 \times 24 \times \frac{56}{160} \Rightarrow m_{\text{Fe}} = 16,8 \text{ g}$$

○ Masse d'oxyde d'aluminium

$$m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = n_{\text{Al}_2\text{O}_3} \times M_{\text{Al}_2\text{O}_3} \text{ or } \frac{n_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{1} = \frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0}{1} \Rightarrow n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{m_1}{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} \text{ donc } m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = m_1 \frac{M_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}$$

$$\text{AN : } m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 24 \times \frac{102}{160} \Rightarrow m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 15,3 \text{ g}$$

2. Cas où les réactifs sont mélangés dans les proportions non stœchiométriques

Exemple : Combustion du fer dans le dioxygène.

On réalise la combustion de $m = 5,04\text{g}$ de fer dans un volume de $V = 480\text{mL}$ de dioxygène mesuré dans les conditions où le volume molaire est $V_m = 24\text{L/mol}$. On obtient de l'oxyde magnétique Fe_3O_4 .

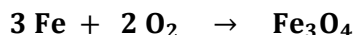
1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

2- Montrer que l'un des réactifs est en excès. Calculer la masse de cet excès.

3- Déterminer la masse d'oxyde magnétique Fe_3O_4 formée.

Solution

1- Equation-bilan de la réaction



2- Montrons que l'un des réactifs est en excès.

$$n_{\text{Fe}}^0 = \frac{m}{M_{\text{Fe}}} = \frac{5,04}{56} = 0,09 \text{ mol} \Rightarrow \frac{n_{\text{Fe}}^0}{3} = 0,03 \text{ mol} \text{ et } n_{\text{O}_2}^0 = \frac{V}{V_m} = \frac{0,48}{24} = 0,02 \text{ mol} \Rightarrow \frac{n_{\text{O}_2}^0}{2} = 0,01 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{Fe}}^0}{3} > \frac{n_{\text{O}_2}^0}{2} \Rightarrow \text{Le fer est en excès. Le réactif limitant est le dioxygène.}$$

○ Masse de l'excès

$$m_{\text{Fe}}^{\text{excès}} = m - m_{\text{Fe}}^{\text{réagit}} \text{ or } m_{\text{Fe}}^{\text{réagit}} = n_{\text{Fe}}^{\text{réagit}} M_{\text{Fe}} \text{ et } n_{\text{Fe}}^{\text{réagit}} = \frac{3}{2} n_{\text{O}_2}^0 = \frac{3V}{2V_m} = 0,03 \text{ mol} \text{ donc } m_{\text{Fe}}^{\text{réagit}} = \frac{3VM_{\text{Fe}}}{2V_m}$$

$$\text{D'où : } m_{\text{Fe}}^{\text{excès}} = m - \frac{3VM_{\text{Fe}}}{2V_m} \quad \text{AN : } m_{\text{Fe}}^{\text{excès}} = 5,04 - \frac{3 \times 0,48 \times 56}{2 \times 22,4} \Rightarrow m_{\text{Fe}}^{\text{excès}} = 3,36 \text{ g}$$

3- Masse d'oxyde magnétique formée

$$m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = n_{\text{Fe}_3\text{O}_4} M_{\text{Fe}_3\text{O}_4} \text{ or } n_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = \frac{n_{\text{O}_2}^0}{2} = \frac{V}{2V_m} \text{ d'où : } m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = \frac{VM_{\text{Fe}_3\text{O}_4}}{2V_m}$$

$$\text{AN : } m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = \frac{0,48 \times 232}{2 \times 22,4} \Rightarrow m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 2,32 \text{ g}$$

EXERCICES SUR LES REACTIONS CHIMIQUES

EXERCICE 1

- 1) Quelle est l'unité internationale de quantité de matière ? Quel en est son symbole ?
- 2) Qu'appelle-t-on masse atomique – masse molaire moléculaire – masse molaire ionique ?
- 3) Comment détermine-t-on la masse d'un échantillon connaissant les masses molaires des espèces chimiques la constituant ?
- 4) Quelle relation lie la densité d'un corps gazeux à sa masse molaire ?
- 5) On mélange 2 moles de diazote avec 6 moles de dioxygène. Quelle quantité d'ammoniac obtient-on si la réaction est totale.
- 6) Calculer la masse molaire de chacun des corps suivants :
a) $C_4H_{10}O$ b) $C_4H_8O_2$ c) $CaCO_3$ d) H_2SO_4 e) $Al_2(SO_4)_3$ f) X densité $d = 2$; g) $CuSO_4, 5H_2O$

EXERCICE 2

L'éthanol, plus connu sous le nom courant d'alcool éthylique, contient les éléments C, H et O. Il a pour formule C_2H_6O .

- 1) a) Quelle est la masse molaire de ce composé ?
b) Déterminer les pourcentages en masse des éléments C, H et O présents dans un échantillon d'éthanol pur.
- 2) Un corps A a pour formule brute C_xH_yO , les coefficients x et y étant des entiers. L'analyse d'un échantillon de cette substance montre que les pourcentages en masse des éléments C et H qu'elle renferme sont :
C : 52,2% ; H : 13,0%
a) Déterminer le pourcentage en masse de l'élément Oxygène. En déduire la masse molaire M de ce composé. (M est un nombre entier).
b) Calculer les valeurs des coefficients x et y
c) Écrire la formule brute de ce composé et en déduire son schéma de Lewis.
d) Écrire et équilibrer l'équation-bilan de la réaction de combustion de ce composé.

EXERCICE 3

Un composé organique gazeux A, a pour formule C_xH_y où il est bien évident que x et y sont des nombres entiers.

- 1) On réalise la combustion complète d'une masse $m = 1g$ de composé A, en présence d'un excès de dioxygène. La réaction produit $m_1 = 3g$ de dioxyde de carbone et $m_2 = 1,64g$ d'eau.

Écrire l'équation-bilan de la réaction de combustion.

- 2) L'échantillon A, de masse 1g, occupe un volume $V = 545 mL$ dans les conditions de l'expérience où le volume molaire est $V_m = 24L/mol$.

Quelle est la masse molaire du composé A ? (On suppose que le gaz se comporte comme un gaz parfait).

- 3) Déduire des résultats des questions précédentes la formule du composé A.

- 4) a) Quel volume minimal de dioxygène faut-il mettre en œuvre pour réaliser la combustion complète de 15kg de composé A ?

- b) Quel volume d'air cela représente-t-il ?

On donne les masses atomiques molaires en g/mol : $H = 1$; $C = 12$; $O = 16$.

La composition centésimale volumique de l'air est approximativement : O_2 : 20% ; N_2 : 80%.

EXERCICE 4

- 1) Soit la réaction de réduction de l'oxyde de cuivre CuO par le carbone conduisant à la formation du cuivre Cu et du dioxyde de carbone CO_2 .

Écrire l'équation bilan de la réaction.

- 2) Quelle masse minimale d'oxyde de cuivre faut-il pour obtenir

- a) 0,6 mole de cuivre métallique ?
- b) 50,8 g de dioxyde de carbone ? ($M_{Cu} = 63,5 g/mol$)
- c) 2,24 litres de dioxyde de carbone. ($V_m = 22,4L/mol$)

- 3) On mélange 39,75 g d'oxyde de cuivre et 6 g de carbone.

- a) Ce mélange est-il stœchiométrique ? justifie ta réponse.
- b) Quel est le facteur limitant ?
- c) Quels sont le volume de dioxyde de carbone obtenu et la composition en masse des autres produits ?

EXERCICE 5

On effectue dans les conditions où le volume molaire est $28L/mol$, la combustion de 8 g de soufre dans 10 L de dioxygène.

On admettra qu'il ne se forme pas du trioxyde de soufre.

- 1) Quel produit obtient-on ? Comment le mettre en évidence ?
- 2) Le soufre est-il consommé entièrement ?
- 3) Quelle quantité de matière de dioxyde de soufre obtient-on ? quel est son volume ?

EXERCICE 6

Un composé organique A a pour masse molaire 176 g/mol. Il contient , en masse, 41 % de carbone, 4,5% d'hydrogène et 54,5% d'oxygène.

- 1) Vérifier que ce composé est constitué uniquement de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.
- 2) Donner sa formule brute.
- 3) Déterminer sa composition centésimale molaire.
- 4) Combien de moles de A trouve-t-on dans 500 mg de ce composé ?
- 5) Quel volume occuperait-il si les 500 mg sont vaporisés dans les C.N.T.P. ($V_m = 22,4 \text{ L/mol}$)

EXERCICE 7

L'acétylène est un corps de formule C_2H_2 qui peut être obtenu par action de l'eau sur le carbure de calcium CaC_2 . Il se forme également de l'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ au cours de cette réaction.

- 1) Écrire l'équation-bilan de la réaction.
- 2) Au cours de la réaction on a recueilli 2,24 L d'acétylène.
 - a) Calculer la masse molaire du carbure de calcium.
 - b) Quelle masse de carbure de calcium a-t-on puis utiliser ? ($V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$).

En réalité il a été utilisé une masse $m_0 = 8 \text{ g}$ de carbure de calcium. On suppose que la différence entre cette masse m_0 et celle calculée plus haut est due à la pureté du carbure de calcium utilisé. Quelle est alors le degré de pureté de ce carbure de calcium commercial ?

EXERCICE 8

On mélange 32 g d'oxyde de fer (III) Fe_2O_3 et 15 g d'aluminium. La réaction est amorcée grâce à un ruban magnésium. Par une réaction vive, on obtient du fer liquide et de l'oxyde d'aluminium Al_2O_3 .

- 1) Écrire l'équation-bilan de cette réaction.
- 2) Quelle est la quantité (en mol) d'aluminium nécessaire pour réduire tout l'oxyde de fer ? Quelle est la masse d'aluminium correspondante ?
- 3) Reste-t-il de poudre d'aluminium ? si oui, combien ? $M_{Al}=27$; $M_O=16$; $M_{Fe}=56$

EXERCICE 9

1) Au laboratoire, la décomposition d'une quantité de carbure d'aluminium Al_4C_3 par de l'eau permet d'obtenir 5,6 litres de méthane CH_4 et de l'hydroxyde d'aluminium $Al(OH)_3$.

- a) Écrire l'équation-bilan de la réaction.
- b) Quelle masse de carbure d'aluminium a-t-il fallu utiliser ?
- c) Le méthane ainsi obtenu subit une combustion complète.

C₁- Écrire l'équation-bilan de la réaction.

C₂- Calculer le volume de dioxygène nécessaire et le volume de dioxyde de carbone dégagé.

C₃- On dispose d'un mélange comportant 1,5 mol de méthane et 89,6 litres de dioxygène. Montrer que ce mélange n'est pas stoechiométrique et calculer le volume V_r du réactif en excès. ($V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$)

EXERCICE 10

On mélange 20 cm³ de propane (C_3H_8) avec 120 cm³ de dioxygène. La combustion complète du propane fournit 60 cm³ d'un gaz qui trouble l'eau de chaux.

- 1) Quel est le gaz formé ?
- 2) Écrire l'équation-bilan de la combustion complète du propane.
- 3) Le dioxygène se trouve-t-il en excès ? si oui, quel est le volume restant ?
- 4) Quelle est la masse d'eau formée ? $M_C=12$; $M_O=16$; $M_H=1$; $V_m=22,4 \text{ L.mol}^{-1}$)

Le chlorure de sodium

○ Objectifs pédagogiques

- Interpréter quelques propriétés du chlorure de sodium ;
- Interpréter le phénomène de dissolution dans l'eau d'un composé ionique ;
- Définir la concentration molaire et la concentration massique d'une solution aqueuse et celle des ions en solution.

I. LE CHLORURE DE SODIUM DANS LA NATURE

Le chlorure de sodium NaCl est le sel de cuisine. Il existe dans les mers et océans à l'état de solution dont la teneur est variable (9g/l à 80g/l) et dans certaines mines appelées mines de sel gemme.

Mer ou Océan	Concentration en g/l
Mer Baltique	9
Mer du Nord	26
Océan Atlantique	28
Mer Méditerranée	31
Mer Morte	80

II. LE CHLORURE DE SODIUM SOLIDE

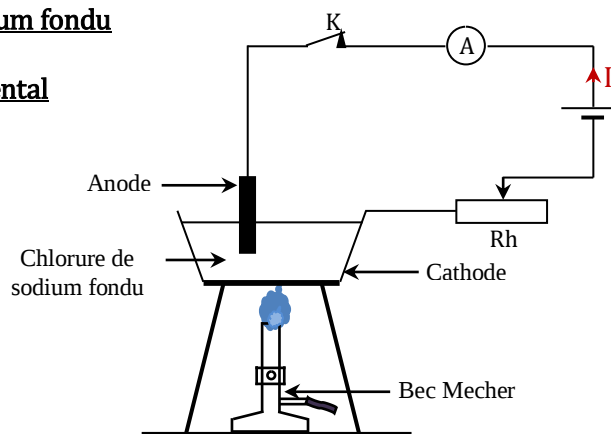
1. Constitution

Le chlorure de sodium NaCl est constitué par un assemblage d'ion sodium Na^+ et d'ion chlorure Cl^- . Le cristal de chlorure de sodium est électriquement neutre ; il contient autant d'ion Na^+ et Cl^- . Cette égalité est traduite par une formule statistique : **NaCl**.

Le chlorure de sodium solide ne conduit pas le courant électrique ; c'est un isolant électrique : il ne contient pas d'électrons assurant la conduction du courant électrique, les ions Na^+ et Cl^- ne pouvant pas se déplacer.

2. Electrolyse du chlorure de sodium fondu

a. Schéma du dispositif expérimental



b. Phénomènes observés

On observe la déviation de l'aiguille de l'ampèremètre dès la fermeture de l'interrupteur K. On observe aussi un dégagement gazeux qui est celui du dichlore Cl_2 (couleur verte) à l'anode et un dépôt de sodium sur les parois du creuset.

Le chlorure de sodium fondu permet le passage du courant électrique : c'est un **électrolyte**.

c. Réactions aux électrodes et bilan

- A la cathode : $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$
- A l'anode : $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$
- Bilan : $2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2$



III. LE CHLORURE DE SODIUM EN SOLUTION AQUEUSE

1. Les solutions aqueuses ioniques

a. Définition et propriétés

Une solution aqueuse est un mélange obtenu en dissolvant un corps appelé soluté dans l'eau. L'eau est le solvant.
L'opération de mise en solution est la dissolution.

- Pour NaCl et CuSO_4 bleu, la dissolution dans est **athermique**.
- Pour l'hydroxyde de sodium NaOH, la dissolution dans l'eau est **exothermique**.
- Pour le chlorure d'ammonium NH_4Cl , la dissolution dans l'eau est **endothermique**.

La réaction du chlorure de NaCl sur l'eau est une réaction totale. Elle conduit le courant électrique.



b. Solubilité du chlorure de sodium dans l'eau

On appelle solubilité du chlorure de sodium dans la quantité maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un litre d'eau à une température donnée. On l'exprime en moles par litre (mol/L) ou en gramme par litre (g/L).

Le tableau suivant donne la solubilité de quelques composés ioniques dans l'eau à 20°C.

Nom	Nitrate d'argent	Hydroxyde de sodium	Chlorure de sodium	Chlore d'argent	Chlorure de baryum	Sulfate de sodium	Sulfate de baryum
Formule statistique	AgNO_3	NaOH	NaCl	AgCl	BaCl_2	Na_2SO_4	BaSO_4
Solubilité (mol/L)	13,40	23	6,15	$1,11 \cdot 10^{-5}$	1,74	1,37	$9,43 \cdot 10^{-6}$

Au-delà de cette limite, si on continue d'ajouter le soluté, il ne peut plus se dissoudre et se dépose au fond du bécher. La solution du chlorure de sodium est saturée à 20°C à partir d'une concentration de 6,15 mol/L.

c. Concentration en solution aqueuse

○ On appelle **concentration molaire ou molarité d'une solution aqueuse la quantité (en moles) ou le nombre de moles de soluté dissout dans un litre de solution.**

$$\text{mol/L} \rightarrow c = \frac{n}{V} \left\{ \begin{array}{l} \leftarrow \text{mol} \\ \leftarrow \text{L} \end{array} \right.$$

- Une solution molaire est une solution dont la concentration est de 1mol/L.
- Une solution décimolaire est une solution dont la concentration est de 0,1mol/L.
- Une solution centimolaire est une solution dont la concentration est de 10^{-2} mol/L.

○ On appelle **concentration massique ou titre massique d'une solution aqueuse la quantité (en grammes) ou la masse de soluté dissout dans un litre de solution.**

$$\text{g/L} \rightarrow c_m = \frac{m}{V} \left\{ \begin{array}{l} \leftarrow \text{g} \\ \leftarrow \text{L} \end{array} \right.$$

○ **Relation entre la concentration molaire c et la concentration massique c_m .**

$$\text{mol/L} \rightarrow c = \frac{c_m}{M} \left\{ \begin{array}{l} \leftarrow \text{g/L} \\ \leftarrow \text{g/mol} \end{array} \right. \quad \text{soit} \quad \text{g/L} \rightarrow c_m = \overset{\substack{\uparrow \\ \text{g/mol}}}{M} \cdot c \leftarrow \text{mol/L}$$

○ **La concentration c_A ou $[A]$ d'une espèce chimique A dans une solution est la quantité (en moles) de cette espèce dissoute dans un litre de solution.**

$$\text{mol/L} \rightarrow [A] = c_A = \frac{n_A}{V} \left\{ \begin{array}{l} \leftarrow \text{mol} \\ \leftarrow \text{L} \end{array} \right.$$

Soit

$$\text{mol} \rightarrow \boxed{n_A = c_A \cdot V} \leftarrow L$$

↑
mol/L

Notation : $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

$$\frac{n_{\text{NaCl}}}{1} = \frac{n_{\text{Na}^+}}{1} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{1} \Rightarrow \frac{n_{\text{NaCl}}}{V} = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} \quad \text{donc} \quad c = [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-]$$

2. Electrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium

a. Dispositif expérimental

b. Observation et interprétation

A l'**anode**, on observe un **dégagement de dichlore** reconnaissable à sa couleur, à son odeur et à sa propriété de décolorer l'indigo.

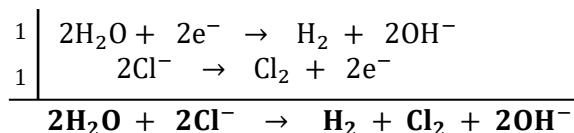
L'équation électronique s'écrit : $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$

A la **cathode**, on observe un dégagement d'un gaz incolore, inflammable, dont la combustion ne donne que de l'eau. Il s'agit du **dihydrogène**.

Quelques gouttes de BBT (bleu de bromothymol) au voisinage de cathode virent au bleu : la solution contient des ions hydroxydes OH^- .

L'équation électronique s'écrit : $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

L'équation-bilan s'écrit donc :

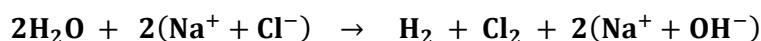


c. Rôle du solvant dans l'électrolyse

Au cours de l'électrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium, il n'apparaît pas du sodium à la cathode du fait de l'intervention du solvant : l'eau.

Au cours de cette électrolyse, le nombre de moles d'ions sodium Na^+ n'est pas modifié. Par contre les ions chlorure sont progressivement remplacés par des ions hydroxydes OH^- .

En ajoutant l'ion Na^+ aux deux membres de l'équation-bilan précédente, il vient :



La réaction d'électrolyse industrielle du chlorure de sodium donne H_2 , Cl_2 et NaOH .

EXERCICES SUR LE CHLORURE DE SODIUM

EXERCICE 1

- 1) Donner la définition des termes suivants : soluté – solvant – solution – mélange – dissolution – solution homogène – solution hétérogène.
- 2) Donner les formules des composés ioniques dont les noms sont les suivants : chlorure de potassium – chlorure de magnésium – nitrate de cuivre – sulfate de fer III – carbonate d'aluminium. Justifier ces formules par la neutralité électrique en donnant les formules des ions.
- 3) Donner les noms des composés ioniques dont les formules statistiques sont les suivants : - FeO – AgCl – ZnS – $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ – $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$.
- 4) On électrolyse du chlorure de sodium fondu. On ne récupère que 2 g de sodium.
 - a) Écrire l'équation-bilan de cette réaction.
 - b) Calculer la masse théorique de sodium à obtenir.
 - c) Calculer le rendement de cette réaction.

EXERCICE 2

Au cours de l'électrolyse du chlorure de sodium fondu, on recueille à l'anode 560 cm^3 d'un gaz.

- 1) De quel gaz s'agit-il ? quel est sa couleur ?
- 2) Qu'obtient-on à la cathode ?
- 3) Écrire les demi-équations aux électrodes et l'équation-bilan de la réaction d'électrolyse.
- 4) Calculer la masse du produit obtenu à la cathode, l'électrolyse étant réalisée à l'abri de l'air.
- 5) On envisage plutôt l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium.
 - a) Quels sont les produits obtenus aux électrodes ?
 - b) Écrire les équations aux électrodes et l'équation-bilan de la réaction.
 - c) À quoi sert chacun des produits formés ?

EXERCICE 3

On réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium. le générateur débite un courant continu d'intensité $I = 500 \text{ mA}$ pendant la durée $t = 2 \text{ min}$.

- 1) Calculer la quantité d'électricité q mise en jeu pendant cette électrolyse.
 - 2) En déduire, en mol, la quantité d'électrons reçus par l'anode (ou cédés par la cathode) pendant cette électrolyse.
- En déduire, en moles, les quantités de gaz formées sur ces électrodes

EXERCICE 4

On réalise l'électrolyse industrielle du chlorure de potassium. On obtient $5,6 \text{ m}^3$ de dichlore (mesuré dans les conditions où le volume molaire vaut 28 l.mol^{-1})

- 1) Faire le schéma du dispositif expérimental.
- 2) Écrire les équations aux électrodes.
- 3) En déduire l'équation-bilan de la réaction.
- 4) Calculer la quantité de matière de dihydrogène formé.
- 5) Calculer la masse d'hydroxyde de potassium obtenue.
- 6) Sachant que le volume initial de la solution du chlorure de potassium est de 100 mL , quelle est la concentration initiale de la solution en chlorure de potassium ?

EXERCICE 5

On réalise la réaction d'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium.

- 1) Faire le schéma annoté du dispositif expérimental.
- 2) Représenter le sens de déplacement des porteurs de charge.
- 3) Écrire les équations des réactions aux électrodes ainsi que l'équation-bilan de l'électrolyse.
- 4) Quelle quantité de matière de gaz obtient-on à l'anode ? En procédant à l'électrolyse de 300 mL d'une solution de chlorure de sodium de concentration $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

EXERCICE 6

On dissout $1,46 \text{ g}$ de chlorure de sodium et $2,80 \text{ g}$ de chlorure de calcium dans 50 mL d'eau.

- 1) Quelles sont les espèces chimiques en présence ?
- 2) Calculer la quantité de matière de chlorure de sodium puis de chlorure de calcium avant la dissolution.

- 3) Écrire les équations de dissolution de chaque composé.
- 4) En tenant compte des quantités de matière et des coefficients stoechiométriques, calculer les concentrations molaires de chacune des espèces chimiques présentes.

EXERCICE 8

On mélange $V_1 = 150 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de sodium de concentration molaire $C_1 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ et $V_2 = 100 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de sodium de concentration molaire $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) Quels sont les ions présents dans le mélange ?
- 2) Calculer la quantité de matière de chaque ion avant le mélange.
Calculer leurs concentrations molaires dans le mélange

EXERCICE 9

L'oxyde de calcium CaO (chaux vive) réagit avec l'eau pour donner de l'hydroxyde de calcium Ca(OH)_2 (chaux éteinte), composé ionique.

- 1) Écrire l'équation de la réaction.
- 2) L'eau de chaux, utilisée pour caractériser le dioxyde de carbone, est obtenue en mélangeant $1,2 \text{ g}$ d'oxyde de calcium et 1 L d'eau. L'hydroxyde de calcium formé est complètement dissout. Calculer les concentrations molaires des ions présents dans la solution.

EXERCICE 10

On effectue l'électrolyse d'une solution de chlorure de potassium.

- 1) Écrire la formule du chlorure de potassium et calculer les concentrations des ions présents dans $V = 200 \text{ mL}$ de la solution de concentration molaire $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- 2) Donner les équations des réactions qui se produisent sur les électrodes.
- 3) Lorsqu'on arrête l'électrolyse, la concentration de la solution en ion chlorure vaut $C_2 = 8.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
 - a) Calculer, (en mol), la quantité d'ions chlorure ayant réagi.
 - b) Calculer la quantité de dichlore formé (en mole)
En déduire le volume de dichlore formé.

Solutions acides, solutions basiques

Mesure de pH

○ Objectifs pédagogiques

- Connaître les propriétés d'une solution acide et d'une solution basique ;
- Déterminer expérimentalement les domaines de pH des solutions acides et basiques ;
- Réaliser un dosage acide-base.

I. LA SOLUTION AQUEUSE D'ACIDE CHLORHYDRIQUE

1. Le chlorure d'hydrogène

Dans les conditions normales de température et de pression, le chlorure d'hydrogène est un gaz incolore d'odeur piquante.

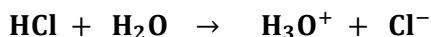
La formule de la molécule de chlorure d'hydrogène est HCl. Sa masse molaire est $M = 36,5\text{g/mol}$.

La densité du chlorure d'hydrogène par rapport à l'air est 1,26. **Il est plus dense que l'air.**

2. La solution aqueuse d'acide chlorhydrique

On obtient une solution aqueuse d'acide chlorhydrique en dissolvant le chlorure d'hydrogène HCl gazeux dans l'eau.

La réaction du chlorure d'hydrogène HCl sur l'eau est une réaction totale et exothermique. Elle conduit le courant électrique.



$$\frac{n_{\text{HCl}}}{1} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{1} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{1} \Rightarrow \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} \quad \text{donc} \quad c = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-]$$

3. Propriétés des solutions aqueuses d'acide chlorhydrique

a. Propriétés des ions chlorure Cl^-

- Action sur les ions argent Ag^+ :



On obtient un précipité blanc de chlorure d'argent AgCl qui noie à la lumière.

- Obtention du dichlore Cl_2 par électrolyse.

L'électrolyse d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique conduit au dégagement de dichlore Cl_2 à l'anode.



b. Propriétés des ions hydronium H_3O^+

- Action sur certains métaux

Les solutions aqueuses d'acide chlorhydrique attaquent certains métaux et conduit au dégagement du dihydrogène.



○ Action sur les indicateurs colorés

Un indicateur coloré est une substance qui change de couleur en fonction du pH du milieu.

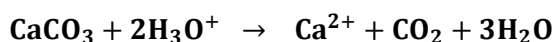
Principaux indicateurs colorés	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Vert de malachite (1 ^e vir.)	Jaune	0,1 – 2,0	Vert
Hélianthine	Rouge	3,1 – 4,4	Jaune
Bleu de bromophénol	Jaune	3,0 – 4,6	Bleu
Vert de bromocrésol	Jaune	3,8 – 5,4	Bleu
Rouge de méthyle	Rouge	4,2 – 6,2	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 – 7,6	Bleu
Rouge de crésol	Jaune	7,2 – 8,8	Rouge
Phénolphthaléine	Incolore	8,2 – 10,0	Rose
Vert de malachite (2 ^e vir.)	Vert	11,5 – 13,2	incolore
Carmin d'indigo (2 ^e vir.)	bleu	11,6 – 14,0	Jaune

Lorsqu'on ajoute quelques gouttes d'indicateur coloré dans un tube contenant une solution aqueuse d'acide chlorhydrique, on observe que :

- L'hélianthine rougit,
- Le bleu de bromothymol jaunit,
- La phénolphthaléine reste incolore.

Nous admettons que les ions hydroniums H_3O^+ (ou H^+) sont responsables de ces teintes.

○ Action sur le carbonate de calcium



On observe une effervescence. Cette réaction est utilisée par les géologues pour savoir si une roche contient du calcaire.

II. LA SOLUTION AQUEUSE D'HYDROXYDE DE SODIUM

1. L'hydroxyde de sodium

L'hydroxyde de sodium (ou soude caustique) a pour formule NaOH et pour masse molaire $M = 40\text{g/mol}$. C'est un solide blanc cristallisé très soluble dans l'eau.

La masse volumique de l'hydroxyde de sodium est $\rho \geq 2\text{g/cm}^3$ et sa température de fusion vaut $t = 318^\circ\text{C}$.

2. Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

On obtient une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium en dissolvant de l'hydroxyde de sodium solide NaOH dans l'eau.

La réaction de l'hydroxyde de sodium solide NaOH sur l'eau est une réaction totale et exothermique.

Il s'agit de la dispersion et de l'hydratation des ions Na^+ et OH^- issus des cristaux d'hydroxyde de sodium anhydre.



$$\frac{n_{\text{NaOH}}}{1} = \frac{n_{\text{Na}^+}}{1} = \frac{n_{\text{OH}^-}}{1} \Rightarrow \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V} = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V} \quad \text{donc} \quad c = [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-]$$

3. Propriétés des solutions aqueuses d'hydroxyde de sodium

a. Propriétés de l'ion sodium Na^+

Plongeons une tige de verre trempée dans une solution d'hydroxyde de sodium dans la flamme d'un bec Bunsen. On observe une couleur jaune caractéristique de l'élément sodium qui traverse la flamme.

b. Propriétés des ions hydroxyde OH⁻

○ Action sur les indicateurs colorés

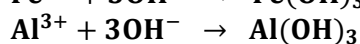
Lorsqu'on ajoute quelques gouttes d'indicateur coloré dans un tube contenant une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, on observe que :

- L'hélianthine jaunit (même couleur avec l'eau pure),
- Le bleu de bromothymol vire au bleu,
- La phénolphthaléine vire au violet.

Nous admettons que les ions hydroxydes OH⁻ sont responsables du changement de teinte observée avec les indicateurs colorés.

○ Action sur les cations métalliques

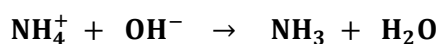
Les ions hydroxydes OH⁻ réagissent avec la plupart des cations métalliques pour donner des hydroxydes métalliques (précipités).



○ Action sur l'ion ammonium

Chaufons légèrement un tube à essais contenant un mélange de chlorure d'ammonium (NH₄⁺ + Cl⁻) et une solution d'hydroxyde de sodium.

On observe un dégagement du gaz ammoniac de formule NH₃ selon l'équation :



III. NOTION DE pH

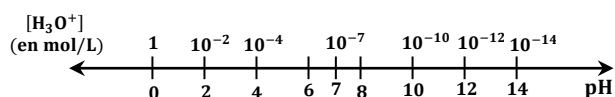
1. Définition du pH

Le pH d'une solution aqueuse est défini à partir de la concentration en ion hydronium [H₃O⁺] dans la solution, exprimée en mol/L, par la relation :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/L}$$

Le pH se mesure à l'aide d'appareils appelés pH-mètres.

Notons qu'on peut aussi utiliser le papier pH et les indicateurs colorés pour mesurer le pH d'une solution aqueuse. Dans ce cas on obtient qu'un intervalle dans laquelle se situe le pH de la solution.



Echelle de pH à 25°C

2. pH d'une solution d'acide chlorhydrique

Une solution aqueuse d'acide chlorhydrique est obtenue par dissolution de chlorure d'hydrogène dans l'eau.

La mesure du pH de différentes solutions d'acide chlorhydrique donne les pH respectifs en fonction des concentrations molaires. On obtient les résultats suivants :

C (mol/L)	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}
pH	2,0	3,0	4,0	5,0

Le pH d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique est défini à partir de la concentration en ion hydronium C de la solution par la relation :

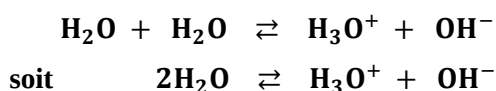
$$C = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/L}$$

- Le pH d'une solution basique est toujours inférieur à 7.

3. Le pH de l'eau pure

La mesure du pH de l'eau pure donne $\text{pH} = 7$.

Il y a donc : 10^{-7} mol d'ions H_3O^+ par litre d'eau et donc 10^{-7} mol d'ions OH^- par litre, pour tenir compte de l'électroneutralité de la solution. On explique ce phénomène en admettant que ces ions sont le résultat de l'autoprotolyse de l'eau.



Cette réaction est limitée et connue sous le nom d'autoprotolyse de l'eau.

Dans l'eau pure à 25°C : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Une solution ayant le pH de l'eau pure ($\text{pH} = 7$) est dite neutre.

- Toute solution aqueuse contient, entre autre, des ions hydronium H_3O^+ et des ions hydroxyde OH^- . Dans une solution aqueuse quelconque, les concentrations des ions H_3O^+ et OH^- peuvent être très différentes, mais leur produit reste constant. Ce produit est appelé produit ionique de l'eau, noté K_e .

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad \text{où } [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ et } [\text{OH}^-] \text{ sont exprimées en mol/L.}$$

Le tableau suivant donne quelques valeurs du produit ionique de l'eau à différentes températures :

$\theta (^\circ\text{C})$	0	10	20	25	30	37	40	50	60
$K_e (\times 10^{-14})$	0,12	0,29	0,68	1	1,5	2,4	2,9	5,5	9,6

- Expression du pH d'une solution en fonction de la concentration en ions hydroxyde OH^-

A 25°C on a $[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14}$

4. Le pH d'une solution d'hydroxyde de sodium

Une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium est obtenue en dissolvant des cristaux d'hydroxyde de sodium dans de l'eau distillée.

La mesure du pH de différentes solutions d'hydroxyde de sodium donne les pH respectifs en fonction des concentrations molaires. On obtient les résultats suivants :

C (mol/L)	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}
pH	12,0	11,0	10,0	9,0

Le pH d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium est défini à partir de la concentration C de la solution par la relation :

$$C = 10^{\text{pH}-14} \text{ mol/L}$$

Le pH d'une solution basique est toujours supérieur à 7.

Remarque :

- Si on dilue infiniment une solution acide, on obtient des valeurs de pH proches de celles de l'eau pure.
- Si on dilue infiniment une solution basique, on obtient des valeurs de pH proches de celles de l'eau pure.
- **L'opération de dilution ne transforme pas une solution acide en solution basique et inversement.**

Exercice résolu 1

On mélange $V_1 = 50$ ml d'une solution d'acide chlorhydrique de $\text{pH}_1 = 2$ et $V_2 = 100$ ml d'une solution d'acide chlorhydrique de $\text{pH}_2 = 3$.

1- Quelle est la concentration de la solution obtenue ?

2- En déduire la concentration en ions H_3O^+ et Cl^- ainsi que le pH de la solution obtenue.

On donne : $10^{0,6} = 4$

Exercice résolu 2

Calculer le pH des solutions suivantes d'acide chlorhydrique tel que :

a) $C = 0,01$ mol/L

b) $C = 5 \cdot 10^{-3}$ mol/L

On donne : $10^{0,7} = 5$

Exercice résolu 3

On attaque 6g d'un alliage de fer et d'aluminium par l'acide chlorhydrique ou l'acide sulfurique. Le volume de gaz recueilli est $V = 4$ L dans les conditions CNTP.

1- déterminer la composition centésimale molaire du mélange.

2- Déterminer la composition centésimale massique du mélange.

On donne : $M_{\text{Fe}} = 56$ g/mol et $M_{\text{Al}} = 27$ g/mol.

Exercice résolu 4

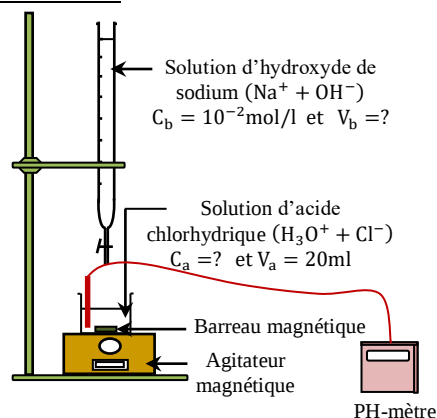
A 25°C on dissout $m=0,6$ g de soude cristallisée de façon à obtenir $V = 2$ L de solution aqueuse. Quelle doit être la valeur du pH de cette solution.

On donne $M_{\text{Na}} = 23$ g/mol et $M_{\text{O}} = 16$ g/mol et $M_{\text{H}} = 1$ g/mol. $10^{0,124} = 1,33$.

III. REACTION ACIDO-BASIQUE. DOSAGE

1. Mode opératoire du dosage de l'acide chlorhydrique par la soude

- Le dosage permet de déterminer la concentration de l'acide ou de la base.
- A l'équivalence acido-basique, il y a virage (changement de teinte ou de couleur) de l'indicateur coloré approprié au dosage. On bloque immédiatement le robinet et on lit le volume d'hydroxyde de sodium versée à l'équivalence V_{BE} .

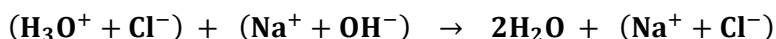


2. Equation-bilan de la réaction

Dans un bécher, on mélange un volume V_a d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$), de concentration C_a , et un volume V_b d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{OH}^-$), de concentration C_b .

○ Il se produit une réaction entre la solution aqueuse d'acide chlorhydrique et la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. La réaction est exothermique et quasi-totale.

○ **L'équation-bilan de la réaction est :**



Ou plus simplement :



Les ions Na^+ et Cl^- étant des ions spectateurs, ils ne participent pas à la réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium.

3. Equivalence acido-basique

A l'équivalence acido-basique, l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium sont consommés dans les proportions stœchiométriques de l'équation-bilan.

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^-} \Leftrightarrow C_a V_a = C_b V_{bE} \quad \text{d'où} \quad C_a = C_b \frac{V_{bE}}{V_a}$$

L'équivalence est obtenue lorsque la quantité d'ions OH^- apportés par l'ajout de la base est égale à la quantité d'ions H_3O^+ initialement présents dans le bécher.

4. Choix de l'indicateur coloré

Pour repérer le point d'équivalence acido-basique, on utilise parfois des indicateurs colorés. Leur rôle est de changer de couleur lorsque **l'équivalence acido-basique est atteinte**.

On choisit l'indicateur coloré dont la zone de virage encadre le pH à l'équivalence. Donc on choisit le bleu de bromothymol (BBT).

EXERCICES SOLUTIONS ACIDES SOLUTIONS BASIQUES DOSAGE

EXERCICE 1

- 1) En quoi HCl est-il un acide fort ?
- 2) Quelles sont les espèces chimiques présentes dans une solution d'acide chlorhydrique ?
- 3) Quel est le pH des solutions d'acide chlorhydrique de concentration suivantes (en mol.L⁻¹) 10^{-1} ; $5,4 \cdot 10^{-2}$; $7,6 \cdot 10^{-4}$; $5,0 \cdot 10^{-5}$; 10^{-6} ?
- 4) La solution d'hydroxyde de sodium encore appelée soude caustique est une solution basique ou une solution acide ? Justifier.
- 5) Quelles sont les espèces chimiques présentes dans une solution d'hydroxyde de sodium ?
- 6) Quel est le pH des solutions d'hydroxyde de sodium de concentration suivantes : (en mol.L⁻¹) 10^{-2} ; $8,4 \cdot 10^{-3}$; $4,0 \cdot 10^{-5}$; 10^{-6} ?
- 7) Compléter le tableau suivant

solution	H ₃ O ⁺ ; Cl ⁻	Na ⁺ ; Cl ⁻	Na ⁺ ; OH ⁻	OH ⁻	H ₃ O ⁺
concentration	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$8,4 \cdot 10^{-5}$	$8,4 \cdot 10^{-5}$
pH					
Nature					

- 8) Quelles sont les quantités de matières des ions H₃O⁺ et OH⁻ présentes dans 2L d'une solution de pH égal à 3,5 ?
- 9) Une solution de volume V=100 ml contient $5,6 \cdot 10^{-4}$ mol d'ions H₃O⁺. Quel est son pH ? La solution est-elle acide, neutre ou basique ?
- 10) 400 ml d'une solution contiennent $7,8 \cdot 10^{-5}$ mol d'ions OH⁻. Quel est son pH ? la solution est-elle acide, basique ou neutre ?
- 11) Parmi les espèces chimiques suivantes, quelles sont celles que l'on trouve dans une solution d'acide nitrique : H₃O⁺ ; OH⁻ ; H₂O ; HNO₃ ; NO₃⁻ ?

EXERCICE 2

Dans 500 ml d'eau pure, on dissout une masse de 0,73 g de chlorure d'hydrogène.

- 1) Quel est le volume de gaz dissout dans les C.N.T.P. ?
- 2) Écrire l'équation-bilan d'ionisation du chlorure d'hydrogène dans l'eau.
- 3) Quel est le pH de la solution obtenue ?

Calculer la concentration molaire de toutes les espèces chimiques présentes dans cette solution à 25°C

EXERCICE 3

Répondre par « vrai » ou « faux » ou « je ne sais pas »

- 1) Toute solution aqueuse contient les ions hydronium et les ions hydroxyde.
- 2) À toute température, $[H_3O^+].[OH^-] = K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$.
- 3) Le produit ionique de l'eau ne dépend que de la température.
- 4) À 25°C, une solution telle que pH = 7,2 est basique.
- 5) À 25°C, une solution telle que pH = 7,0 est de l'eau pure.
- 6) Toute solution telle que pH = 7,0 est neutre.
- 7) Le pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration C = $1,0 \cdot 10^{-9}$ mol.L⁻¹ vaut 9,0.
- 8) Le pH d'une solution de chlorure de potassium de concentration C = 10^{-4} mol.L⁻¹ vaut 4.
- 9) On mélange une solution S₁ dont le pH₁ = 4 à une solution S₂ dont le pH = 2. Le pH du mélange final vaut 6.
- 10) On mélange deux solutions : S₁ : pH₁ = 10 ; S₂ : pH₂ = 9. Le pH du mélange vaut 11

EXERCICE 4

On dispose d'une solution mère S₀ de chlorure d'hydrogène de concentration molaire C₀ = 0,5 mol.L⁻¹. On veut préparer, à partir de S₀, des solutions diluées de différentes concentrations molaires.

- 1) On prélève un volume V₀ = 5mL de S₀. On met ce volume dans une fiole jaugée de 100 mL. On complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. On bouche et on homogénéise.
 - a) Calculer le nombre de mol de HCl prélevé.
 - b) Calculer la nouvelle concentration de la solution S₁ ainsi préparée.
 - c) Quel est son pH ?

- 2) On prélève un volume $V_0 = 20\text{ml}$ de S_0 . On met ce volume dans une fiole jaugée de 1L, on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. On bouche et on homogénéise. Quelle est la concentration molaire de la solution S_2 obtenue ? Quel est son pH ?

Quel volume V_0 de la solution S_0 faut-il prélever pour obtenir un volume $V_3 = 500\text{mL}$ d'une solution diluée S_3 de concentration molaire $C_3 = 5 \cdot 10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$? Calculer le pH.

EXERCICE 5

On mélange 30 ml d'une solution d'acide chlorhydrique à $0,1 \text{mol.L}^{-1}$ et 20 ml d'une solution de chlorure de sodium à $0,10 \text{mol.L}^{-1}$.

- 1) Écrire les équations des réactions produites.
- 2) Calculer les concentrations des ions H_3O^+ , Cl^- et Na^+ dans la solution finale.
- 3) En déduire le pH de cette solution.
- 4) Ce mélange contient-il aussi des ions OH^- ? quelle est sa concentration ?

EXERCICE 6

Compléter le tableau suivant à 25°C les concentrations sont en mol.L^{-1}

$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$6,2 \cdot 10^{-9}$						$8,6 \cdot 10^{-6}$	
$[\text{OH}^-]$		$4,5 \cdot 10^{-2}$				$1,8 \cdot 10^{-5}$		$2 \cdot 10^{-11}$
pH			9,4		2,6			
Nature				neutre				

EXERCICE 7

On dispose à 25°C de quatre solutions d'hydroxyde de sodium S_1 , S_2 , S_3 et S_4 .

S_1 a un pH = 11,6 ; S_2 a une concentration $C_2 = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$; S_3 a été obtenue par dissolution de 2,0 g d'hydroxyde de sodium dans 10,0 L d'eau pure et S_4 résulte de l'addition de 400 mL d'eau pure à 100,0 mL de solution d'hydroxyde de sodium de $C = 0,010 \text{mol.L}^{-1}$.

- 1) Calculer le pH de la solution S_2 .
- 2) Déterminer la concentration et le pH des solutions S_3 et S_4 .
- 3) Classer ces quatre solutions par pH croissant.
- 4) Quelle est la base la plus forte ? Quelle est la base la plus faible ?

EXERCICE 8

Soit la réaction entre une solution d'acide chlorhydrique et une solution d'hydroxyde de sodium.

- 1) Écrire l'équation-bilan de cette réaction.
- 2) Définir l'équivalence de cette réaction. Quelle(s) relation(s) peut-on alors écrire ?
- 3) Comment peut-on déterminer expérimentalement cette équivalence ?
- 4) Que signifie l'expression : « Doser une solution S_A d'acide chlorhydrique par une solution S_B d'hydroxyde de sodium » ? -- Vice versa.

Quel est le pH à l'équivalence de ce dosage ?

EXERCICE 9

On mélange un volume $V_A = 20 \text{cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 0,02 \text{mol.L}^{-1}$ à un volume $V_B = 30 \text{cm}^3$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,01 \text{mol.L}^{-1}$.

- 1) Calculer les quantités de matière d'ions H_3O^+ et OH^- introduits dans le mélange.
- 2) Écrire l'équation-bilan de la réaction qui s'est produite.
- 3) Calculer les quantités de matière et les concentrations des espèces contenues dans le mélange après la réaction.
- 4) Déterminer le pH du mélange.
- 5) Quelle masse d'hydroxyde de sodium faut-il ajouter au mélange précédent pour avoir une solution neutre ?