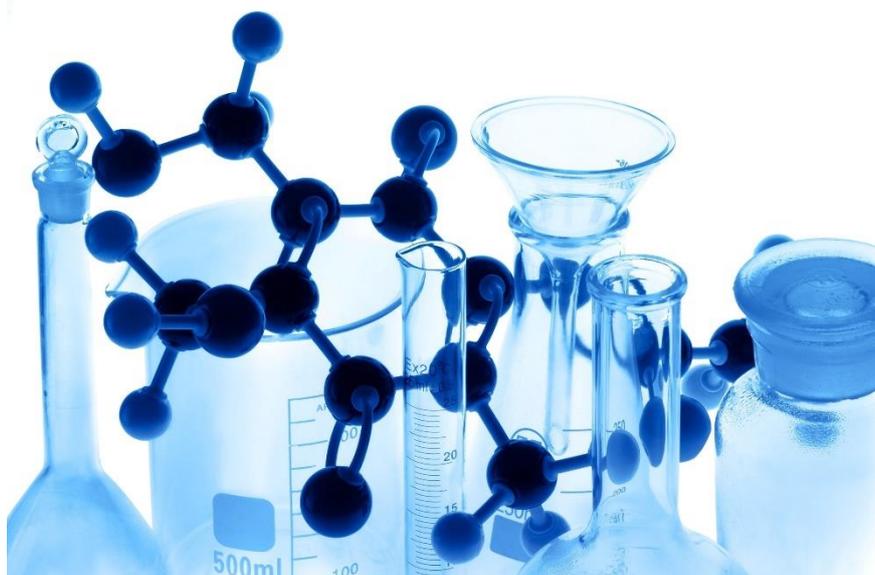


Formation scientifique
5^{ème} Technique de qualification
5^{ème} Professionnelle

UAA14

Les solutions aqueuses



Introduction et rappels

La chimie est présente dans de très nombreux objets de notre environnement. Découvre la chimie qui t'entoure dans la vidéo ci-dessous.

https://www.youtube.com/watch?time_continue=191&v=kZL6VsVZlp0

La Chimie ... Mais qu'est-ce donc ?

On entend souvent : "Non, ne mange pas cela, c'est chimique, c'est dangereux" ou encore "C'est plein de produits chimiques". Mais qu'est-ce qu'un produit chimique et surtout que ferions-nous sans chimie dans notre vie quotidienne ?

Lorsque l'on parle de "produits chimiques" dans le langage courant, on désigne souvent des produits fabriqués de façon industrielle par l'industrie chimique. Souvent le terme "produit chimique" est associé à tort aux notions de toxicité ou de dangerosité !

Pourtant, dans notre vie quotidienne, si aucun produit chimique n'existait, nous ne vivrions pas.

En effet, la chimie fait partie de la vie de tous les jours. Les plantes fabriquent grâce à la lumière les substances nutritives dont elles ont besoin en captant les gaz dissous dans l'air (de l'azote en majorité) et puisant dans le sol de l'eau et des sels minéraux. Elles font de la chimie !

Lorsque l'on chauffe un aliment, quand on cuit un œuf, des pâtes, ... Nous faisons également de la chimie ! On modifie à l'aide de chaleur (une source d'énergie) la structure et le goût des aliments.

Tous les produits de beauté, parfums, crèmes ont une origine chimique ! Ils sont créés ou synthétisés à partir de briques de constructions (des atomes et des molécules) que l'on fait réagir entre eux. Soit en imitant et reproduisant ce qui se passe dans la nature, soit en créant de nouveaux composés.

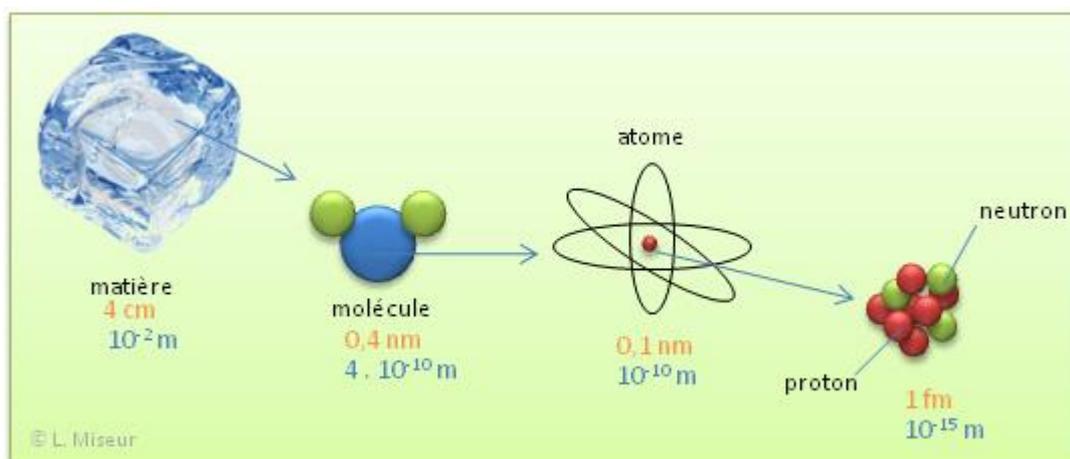
Les égyptiens utilisaient déjà beaucoup la chimie ! Par exemple, connais-tu l'eau égyptienne ? Non? Il s'agit d'AgNO₃, un composé chimique contenant de l'argent, lorsqu'il est dissous dans de l'eau, il est incolore, mais étalé sur les cheveux des égyptiens, il devenait d'un noir très profond au contact de l'air !

Et nous n'avons pas encore parlé de la pharmacie !

La chimie ou un produit chimique, c'est donc utile et pas forcément nocif. Tout dépend l'usage qui en est fait !

La Chimie est une science qui étudie la matière et ses transformations !

En fait, tout ce qui nous entoure est constitué de matière. Celle-ci est en majorité constituée de vide. La matière peut être divisée en plus petites parties¹ jusqu'au moment où celle-ci n'est plus divisible. On arrive alors à un élément constituant la matière : les molécules. Toutefois, dans cette division, il y a un stade où lorsque l'on continue la division, les morceaux obtenus ne sont plus identiques et n'ont plus les mêmes propriétés que la matière de départ. Ainsi, on peut encore diviser les molécules en entités plus petites, comme des blocs de constructions élémentaires : les atomes.



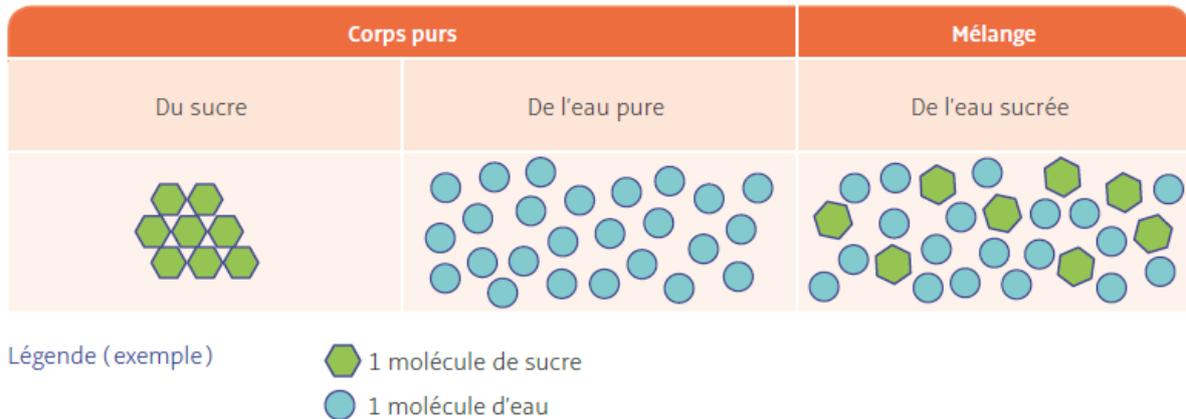
La matière peut se présenter sous 3 états physiques :

-
-
-

État solide	État liquide	État gazeux
<p>Les molécules ne se déplacent pas.</p> <p>Les distances entre les molécules sont très petites car les molécules sont serrées les unes contre les autres.</p>	<p>Les molécules se déplacent en «roulant» les unes sur les autres.</p> <p>Les distances entre les molécules sont petites car les molécules sont proches les unes des autres.</p>	<p>Les molécules se déplacent librement.</p> <p>Les distances entre les molécules sont grandes car les molécules sont très éloignées les unes des autres.</p>

¹ Pour représenter ce qu'il ne peut voir, le scientifique utilise un modèle. Pour modéliser une molécule, les scientifiques utilisent des formes géométriques simples (cercle, carré, rectangle, triangle...).

La matière peut se présenter sous forme de corps purs ou de mélanges.



Lessont composés de molécules toutes identiques entre elles.

- ⇒ Un corps pur composé est un corps formé de molécules identiques constituées d'atomes de natures différentes.
- ⇒ Un corps pur simple est un corps formé de molécules constituées d'atomes de même nature, isolés ou liés.

Un est une association de plusieurs corps purs. Il est donc composé de molécules différentes (au moins deux types de molécules différentes).

Un mélange est dit..... lorsqu'on ne peut en distinguer les constituants à l'œil nu.

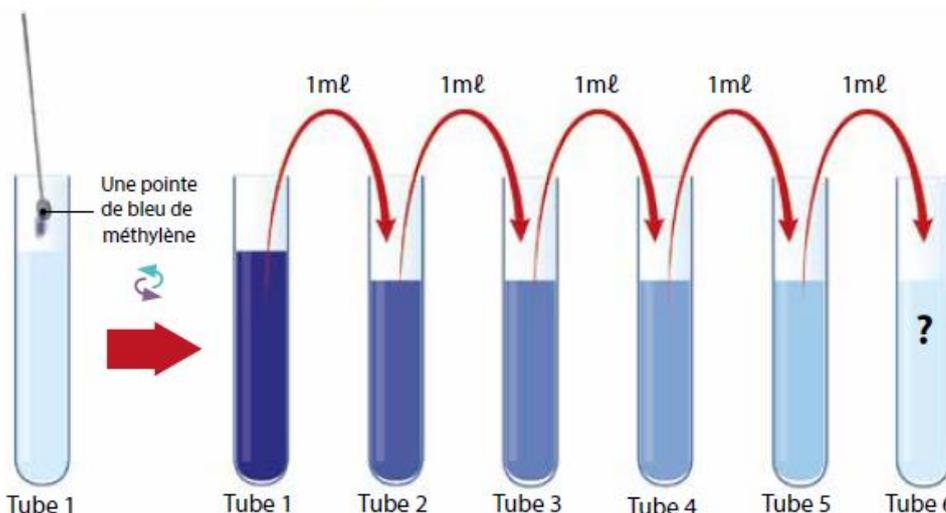
Un mélange est dit lorsqu'on peut en distinguer les constituants à l'œil nu.

Expérience

Le bleu de méthylène et l'eau :

Protocole :

- Prendre 6 tubes à essai.
- Ajouter dans chacun d'eux 10 ml d'eau.
- Dans le premier tube, ajouter une pointe de spatule de bleu de méthylène et homogénéiser
- Faire des dilutions successives comme celles indiquées sur le schéma, sans oublier d'homogénéiser la solution à chaque étape de dilution.



➤ *Qu'elles sont tes observations ?*

.....

.....

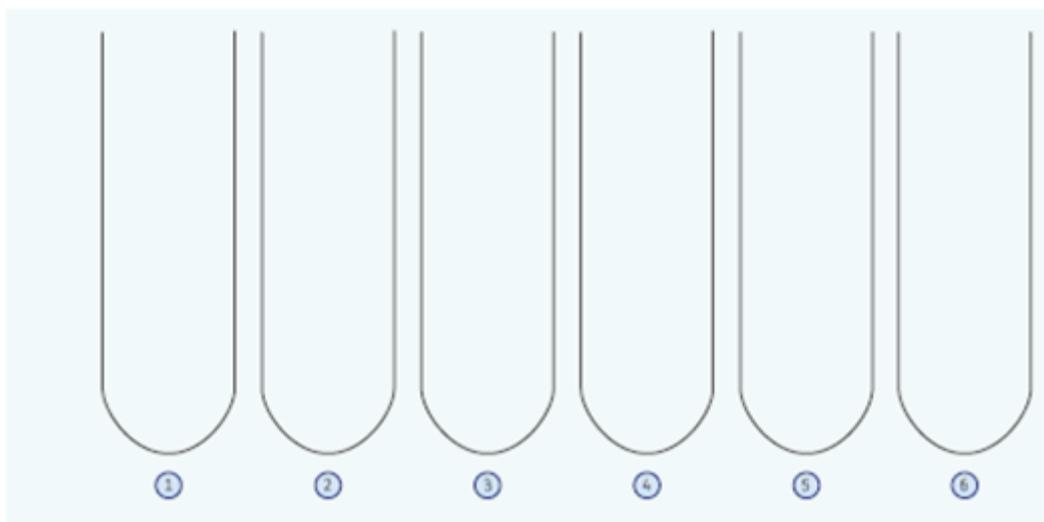
.....

.....

.....



Modélise les dilutions successives.



- Comment appelle-t-on ce phénomène ?
- Comment appelle-t-on ce procédé ?
- S'agit-il d'un corps pur ou d'un mélange ?
- Le solvant est
- Le soluté est
- La dissolution est un phénomène physique au cours duquel

.....

.....

- Une solution est

Exemples de solutions aqueuses :

- L'eau salée est une solution aqueuse dont le solvant est l'eau et le soluté le sel ;
- L'eau minérale est une solution aqueuse dont le solvant est l'eau et les solutés sont les sels minéraux (ions calcium, potassium, magnésium...) ;
- Le vin est une solution dont le solvant est l'eau et un des principaux solutés est l'éthanol.

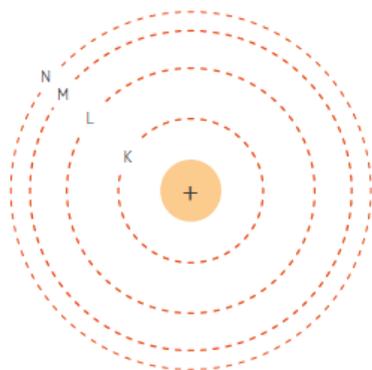
Atomes, Molécules et ions

1. L'atome

1.1. Définition

Un *atome* est la plus petite partie d'un corps susceptible d'intervenir dans une réaction chimique (plus petite partie de la matière). Le modèle de l'atome a fortement évolué au cours du 19^{ème} siècle grâce à différents scientifiques (Dalton, Thomson, Rutherford, Chadwick). Actuellement, c'est le modèle de Bohr qui est approuvé par la communauté scientifique.

L'atome est une particule constituée d'un noyau contenant des protons (chargés positivement – notés p^+) et des neutrons (non chargés donc neutres – notés n^0) autour duquel gravitent des électrons (chargés négativement – notés e^-). Les électrons sont répartis sur 7 « couches électroniques » nommée successivement K, L, M, N, O, P, Q (en partant du noyau).



Chaque couche ne peut contenir qu'un nombre maximum d'électrons, déterminé par la formule $2n^2$ (n étant le numéro de la couche).

Lorsqu'une couche est remplie, on passe à la suivante et ainsi de suite jusqu'à épuisement des électrons.

Les électrons de la couche la plus externe sont appelés (ou de) et les électrons des autres couches sont appelés (ou de).

Couche	n	Calcul	Nombre max d' e^-
K		$2 \cdot 1^2$	
L		$2 \cdot 2^2$	
M		$2 \cdot 3^2$	
N		$2 \cdot 4^2$	
O		On s'arrête là car la théorie n'est applicable que pour les 18 premiers éléments.	
P			
Q			

1.2. Le tableau périodique des éléments

Tous les atomes sont représentés et classés dans le tableau périodique.

Pour un atome

$$Z = p^+ = e^-$$

Z, le numéro atomique nombre de protons nombre d'électrons

1 ← Nombre atomique (Z)

H ← Symbole de l'élément

1,008 ← Masse atomique relative (A_r)

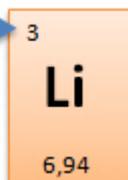
Chaque case correspond à un élément chimique (1 sorte d'atome). C'est sa carte d'identité

Carte d'identité d'un atome Nombre atomique (= Nombre d'électrons ou de protons)

Couches (avec le nombre d'électrons par couche)	K	Z	X	Symbole de l'élément chimique
	L			
	M	A_r		

Symbole :	Lettre(s) représentant(s) l'élément
Z (nombre atomique) :	Nombre de et d'.....
A_r (masse atomique relative) :	Permet de calculer le nombre de neutrons
Nombre de neutrons : -

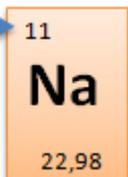
Z, le numéro atomique



Ainsi tous les atomes de lithium (Li) posséderont dans leur noyau 3 protons (3 charges positives) et 3 neutrons (entités neutres). Puisqu'un atome est neutre d'un point de vue électrique, 3 électrons (3 charges négatives) graviteront autour de ce noyau.

Il en va de même pour l'élément sodium (Na). Son noyau sera constitué de 11 protons (11 charges positives) et de 12 neutrons (entités neutres) et 11 électrons (11 charges négatives) graviteront autour de celui-ci.

Z, le numéro atomique



Le tableau périodique des éléments permet également la classification de ceux-ci. Il est composé de 18 colonnes numérotées de 1 à 18 contenant des cases.

Chaque **colonne** correspond à une **famille** d'éléments présentés dans des cases. Un nom est attribué à certains groupes (famille). Les éléments d'une même colonne ont tendance à avoir le même type de comportement (de réactivité).

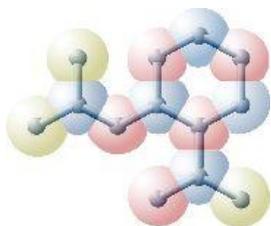
L'atome est **électriquement neutre** : il possède autant de particules positives (protons) que de particules négatives (électrons).

Schéma de la structure de l'atome (Exemple avec l'atome de lithium)

Schéma de la structure de l'atome (Exemple avec l'atome de sodium)

2. La molécule

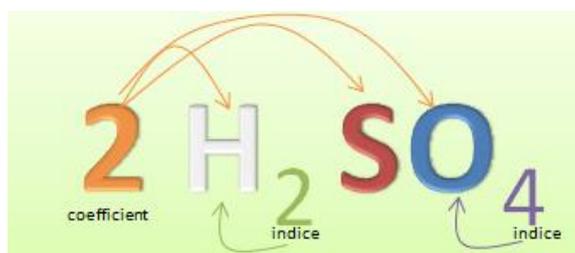
2.1. Définition



Une molécule est une combinaison électriquement neutre d'atomes assemblés par des liaisons.

2.2. Formule moléculaire

Pour représenter facilement les molécules, les chimistes ont préférés laisser de côté les problèmes de formes et de géométries et ont décidés d'utiliser une écriture SYMBOLIQUE.



Pour symboliser une molécule, on utilise les symboles des atomes, ceux-ci ordonnés selon des conventions et mettant en évidence la composition des molécules grâce à des coefficients et des indices.

L'indice est le chiffre figurant en bas à droite d'un symbole atomique. Il indique le nombre d'atomes de cet élément contenu dans la molécule. **Attention**, l'indice « 1 » ne s'écrit pas.

Exercice : détermine les différents atomes et leurs nombres dans les molécules suivantes.

H₂SO₃:

NaOH:

KNO₃:

Mg(OH)₂:

3. L'ion

3.1. Définition :

Les atomes se stabilisent en formant des ions !

Un ion provient d'un atome (ion monoatomique) ou groupement d'atomes (ion polyatomique) ayant gagné ou perdu un ou plusieurs **électrons**. Si un électron quitte l'atome, l'équilibre de celui-ci est rompu. Un ion est donc un atome ou groupe d'atomes possédant une charge électrique totale non nulle.

- Un CATION est un ion chargé positivement, ce qui signifie que par rapport à l'atome neutre, il possède moins d'électrons. → PERTE d'électrons.

- Un ANION est un ion chargé négativement, ce qui signifie que par rapport à l'atome neutre, il possède plus d'électrons. → GAIN d'électrons.

Remarques :

- ✓ Un cation se note par un symbole atomique ou un groupement d'atomes affecté d'un ou plusieurs exposants « plus ». Exemple : B^{+++} ou B^{3+}
- ✓ Un anion se note par un symbole atomique ou un groupement d'atomes affecté d'un ou plusieurs exposants « moins ». Exemple : N^{---} ou N^{3-}

A ce moment, il n'est plus dit électriquement neutre mais chargé. Attention, les ions ne sont pas représentés dans le tableau périodique !

Exercice : repère dans cette étiquette d'eau minérale les ions positifs et les ions négatifs. Pour chacun, indique le nombre d'électrons qui a été perdu ou gagné.



.....

.....

.....

.....

.....

.....

⇒ Les éléments sont, dans la nature, sous forme neutre ou chargée, ou, selon les cas, coexistent sous les deux formes.

4. Représentation de Lewis et valence

Les molécules sont des associations d'atomes. Ces associations ne se font pas n'importe comment ! Elles se font selon des règles précises, dont la valence.

La valence d'un atome (élément, ou groupement) est

.....

Pour connaître la valence d'un élément, il faut regarder le tableau de périodique. On aperçoit au passage que les symboles ne sont pas disposés n'importe comment mais dans des colonnes avec à leur tête des chiffres romains.

Chaque colonne désigne une famille ou plutôt un groupe. Voici pour chaque groupe la valence correspondante :

	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
groupe	1	2	13	14	15	16	17	18
valence associée	I	II	III	IV	III	II	I	0

Voici la valence de certains éléments des colonnes 3 à 13, ils ont souvent plusieurs valences.

Valence I	Valence II	Valence III	Valence IV
Ag Cu	Zn Cu Pb Fe	Fe	Pb

Il y a également des groupements pour lesquels une valence particulière a été attribuée.

Valence I	Valence II	Valence III
Ammonium (NH ₄) Nitrite (NO ₂) Nitrate (NO ₃) Hydroxyde (OH) Permanganate (MnO ₄) Hypochlorite (ClO) Chlorite (ClO ₂) Chlorate (ClO ₃) Perchlorate (ClO ₄)	Carbonate (CO ₃) Sulfate (SO ₄) Sulfite (SO ₃) Chromate (CrO ₄) Dichromate (Cr ₂ O ₇) Manganate (MnO ₄)	Phosphate (PO ₄) Phosphite (PO ₃)

En réalité, il est possible de trouver la valence d'un élément d'une autre façon. Grâce à la représentation de Lewis dont voici le principe :

En chimie, seule la couche la plus externe contenant les électrons les plus éloignés du noyau a une importance. Cette couche est appelée couche de valence et contient des électrons appelés électrons de valence. Ce sont ces électrons qui permettent de lier des atomes ensemble. Les autres électrons (sur les couches internes) n'interviennent pas dans les réactions chimiques.

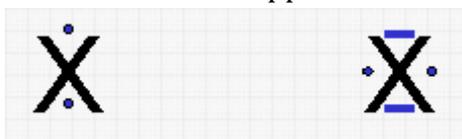
Lewis a eu l'idée de ne représenter que cette dernière couche !

Le modèle de Lewis se contente de représenter le nombre d'électrons contenu dans cette dernière couche électronique.

Règles et conventions pour déterminer la représentation de Lewis d'un atome.

Les quatre premiers électrons de la couche externe sont représentés par un point « • » et sont appelés **électrons célibataires**.

Les électrons supplémentaires s'apparient aux électrons célibataires afin de former des **doublets électroniques** (groupe de deux électrons). Ils se représentent sous la forme d'un trait « - ». Enfin, le tout est disposé dans une croix X. Attention ! Il faut veiller à respecter les règles de répulsions, ainsi deux électrons seront opposés et deux doublets également.

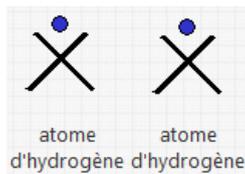


	1	2	13	14	15	16	17	18
	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
nombre d'e ⁻ de la dernière couche électronique	1	2	3	4	5	6	7	8
représentation de Lewis								
exemple (2ième période)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

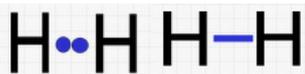
Retenons la règle de l'octet : Un atome possédant 8 électrons dans sa couche électronique externe est plus stable qu'un autre.

Ces électrons célibataires peuvent être considéré comme les « crochets » que possèdent les atomes pour s'attacher à d'autres.

Si l'on regarde la molécule de dihydrogène (H_2), on peut voir que chaque hydrogène possède la représentation de Lewis suivante :



Et qu'ils peuvent se lier ensemble pour former la molécule d' H_2 :



En connaissant la représentation de Lewis des atomes ou bien leur valence, il est donc facile de construire des molécules.

Règles et conventions pour déterminer les indices et donc le nombre d'atomes correct lors de la formation d'une molécule.

✓ **Méthode du chiasme :**

Étape 1

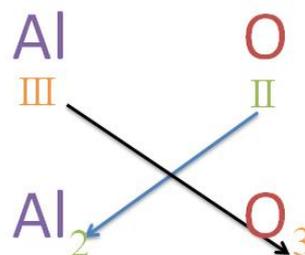
Rechercher la valence des atomes dans le tableau périodique

Étape 2

Indiquer sous chaque atome sa valence (en chiffre romain)

Étape 3

Croiser les valences des atomes qui deviennent les indices de la molécule



✓ **Méthode des bras de valence :**

Étape 1

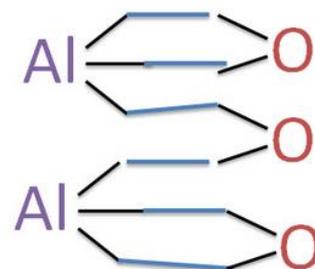
Rechercher la valence des atomes dans le tableau périodique

Étape 2

Représenter tous les atomes avec leurs « bras » (crochets)

Étape 3

Associer les atomes entre-eux (et au besoin ajouter des atomes)



5. Les fonctions chimiques

5.1. La formule générale

Dans le tableau périodique, les atomes peuvent être classés en 4 catégories : les métaux, les non-métaux, l'hydrogène et l'oxygène.

Les **métaux (symbolisés par la lettre M)** sont les atomes qui se situent à **gauche** du tableau périodique et qui ont tendance à se transformer en **ions +** (c'est à dire qu'ils ont tendance à perdre des électrons).

Les **non-métaux (symbolisés par la lettre X)** se situent à **droite** du tableau périodique et qui ont tendance à se transformer en **ions -** (c'est à dire qu'ils ont tendance à gagner des électrons).

Pour chaque molécule, nous pouvons établir une **formule générale** !

Règles et conventions pour déterminer la formule générale d'un composé chimique au départ de sa formule moléculaire.

- On remplace les symboles des **éléments métalliques** (ou à prédominance métallique) par le symbole général **M**;
- On remplace les symboles des **éléments non-métalliques** (ou à prédominance non-métallique) par le symbole général **X**;
- On conserve les symboles de l'oxygène O et de l'hydrogène H;
- On supprime les indices et les parenthèses.

De la sorte, nous obtenons les formules générales d'un nombre limité de corps purs composés.

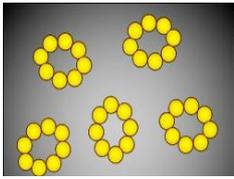
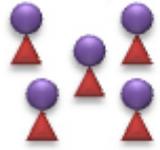
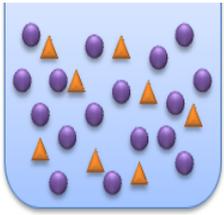
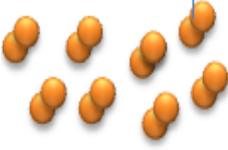
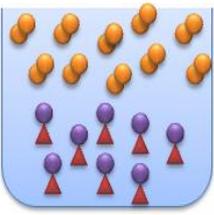
Formule moléculaire	Formule générale	Formule moléculaire	Formule générale
HNO ₃		Fe ₂ O ₃	
Al ₂ (SO ₄) ₃		H ₂ S	
NaCl		KOH	
CO ₂		H ₂ SO ₄	
CuO		N ₂ O ₃	
Mg(OH) ₂		AgNO ₃	

On constate qu'il n'y a que catégories de corps purs composés possédant un ensemble de caractéristiques.

<i>Fonctions chimiques</i>		<i>Formules moléculaires générales</i>	<i>Exemples</i>
<i>Hydroxydes – Bases hydroxylées</i>			
<i>Acides</i>			
<i>Sels</i>			
<i>Oxydes</i>			
<i>Eau</i>			

6. Exercices

1) Les modèles de quelques substances sont représentés ci-dessous. Indique la nature de ces substances : mélange homogène, mélange hétérogène, corps pur simple, corps pur composé.

A	B	C	D	E
				

2) Donne le nom de l'atome et le numéro atomique Z correspondant aux symboles Ca ; F ; Br ; Mg et W.

3) Recherche dans le tableau de Mendeleïev, le symbole et le nom de l'atome qui a le numéro atomique égal à 8 ; 47 ; 58.

4) Cherche le nombre de protons et d'électrons dans les atomes de phosphore, de sodium et de radium.

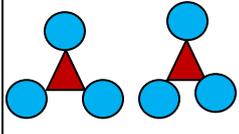
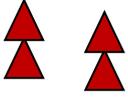
5) Cherche de nom des atomes qui ont 8 ; 2 et 20 protons.

6) Donne le symbole et le nom des atomes classés respectivement 10^{ème} ; 20^{ème} ; 30^{ème} ; et 50^{ème} dans le tableau de Mendeleïev.

7) Combien de protons, d'électrons et de neutrons y-a-t-il dans les atomes Na ; Cl et Au ?

- 8) Trouve le symbole et le nom de l'atome qui possède :
- 9 électrons et 10 neutrons ;
 - 24 protons et 28 neutrons.
- 9) Ecris le symbole d'un :
- Atome d'hydrogène auquel on a enlevé un électron.
 - Atome d'iode auquel on a ajouté un électron.
 - Atome de phosphore qui a gagné cinq électrons.
 - Atome d'aluminium auquel on a enlevé trois électrons.
 - Atome de fer auquel on a enlevé deux électrons.
 - Ion Cu^+ auquel on a ajouté un électron.
 - Ion N^{2+} auquel on a retiré trois électrons.
- 10) Vrai ou faux ? Utilise tes connaissances.
- Un électron est chargé positivement.
 - Un cation est un ion positif.
 - Dans un atome, il y a autant de protons que d'électrons.
 - Il existe différentes sortes d'électrons.
 - L'ion NO_3^- contient 3 atomes.
 - L'ion Cu^{++} possède 2 p^+ en excès.
 - L'anion Cl^- s'est formé à partir d'un atome de Cl qui a perdu 1 p^+ .
 - La quantité de p^+ et e^- sera toujours différente dans un ion.
 - Pour que le cation K^+ se forme, il faut que l'atome de K perde 1 e^- .
 - Le noyau d'un atome a une charge électrique globale négative.

11) Traduis par une formule chimique les différents corps représentés ci-dessous :

Légende	Hydrogène (H)	Azote (N)	Néon (Ne)	Carbone (C)	Oxygène (O)
					
Modèle					
Formule chimique					

12) Dans les formules chimiques suivantes, explique ce que signifient les caractères mis en **gras et soulignés**.

- CO_2 :
- $5 \underline{N}H_3$:
- $\underline{4} KNO_3$:
- $Mg_3(PO_4)_2$:

13) Quelle est la formule moléculaire du corps dont les molécules sont constituées, dans l'ordre, de :

- 2 atomes Cl et 1 atome O →
- 2 atomes Na et 1 groupement (CO_3) →
- 1 atome Pb et 2 atomes O →
- 3 atomes Ca et 2 groupements (PO_4) →

14) Combien d'atomes de chaque sorte y a-t-il dans ?

- Fe_2O_3 →
- $2 HNO_3$ →
- $3 Mg(OH)_2$ →

15) Indiquer la formule générale des corps suivants et leur fonction chimique.

N°	Formules	Formules moléculaires générales	Fonctions chimiques
1	N_2O_3		
2	HI		
3	Fe_2O_3		
4	CO_2		
5	$Ba(CO_3)$		
6	$CaCl_2$		
7	$Al(OH)_3$		
8	$Ag(NO_3)$		
9	P_2O_3		
10	$H_3(PO_4)$		
11	$Ba(OH)_2$		
12	SO_2		
13	K_2S		
14	$CuCl$		
15	$Fe(OH)_3$		
16	$H(NO_2)$		
17	HBr		
18	$NaCl$		
19	Al_2O_3		
20	$Fe(NO_3)_3$		
21	H_2S		
22	FeO		
23	$CuSO_4$		
24	PbI_2		
25	K_3PO_3		
26	CaO		
27	H_2O		

16) Complète le tableau suivant par les formules moléculaires des corps composés des atomes et/ou groupements suivants (les atomes et/ou groupements s'écrivent dans l'ordre dans lequel ils apparaissent) :

Atomes et/ou groupements		Formules moléculaires	Atomes et/ou groupements		Formules moléculaires
1.	Magnésium et Chlore		21.	Sodium et Carbonate	
2.	Carbone et Oxygène		22.	Arsenic et Oxygène	
3.	Chlore et Oxygène		23.	Calcium et Phosphate	
4.	Sodium et Phosphate		24.	Argent et Chlore	
5.	Lithium et Carbonate		25.	Baryum et Phosphate	
6.	Hydrogène et Phosphite		26.	Sodium et Sulfate	
7.	Cuivre (I) et Sulfate		27.	Silicium et Oxygène	
8.	Fer (III) et Hydroxyle		28.	Calcium et Hydroxyle	
9.	Magnésium et Sulfate		29.	Baryum et Oxygène	
10.	Aluminium et Hydroxyle		30.	Calcium et Fluor	
11.	Sodium et Hypochlorite		31.	Potassium et Sulfate	
12.	Lithium et Nitrite		32.	Béryllium et Hydroxyle	
13.	Baryum et Sulfite		33.	Potassium et Oxygène	
14.	Calcium et Nitrate		34.	Magnésium et Carbonate	
15.	Hydrogène et Oxygène		35.	Aluminium et Phosphite	
16.	Potassium et Nitrate		36.	Potassium et Iode	
17.	Sodium et Nitrite		37.	Magnésium et Phosphate	
18.	Hydrogène et Fluor		38.	Zinc et Sulfate	
19.	Aluminium et Sulfate		39.	Argent et Brome	
20.	Plomb (IV) et Sulfate		40.	Chlore et Chlore	