Module 1.5 : Ions et liaisons ioniques

Objectifs : - Dessinez des molécules ioniques simples et les nommer,
- Donnez la formule brute d'une molécule à partir des ions qu'elle contient.

Règle du duet et de l'octet

Les gaz rares sont des atomes stables, présentant une très faible réactivité chimique (on les dit « inertes »). Leur structure électronique, à la base de cette stabilité, présente ce qu'on appelle une couche de valence (la dernière couche) complète.

On observe que, lors de la formation de liaisons chimiques, la modification de la structure électroniques des atomes se fera dans le sens de l'obtention d'une structure équivalente à celle d'un gaz rare. C'est ce que l'on appelle la règle du duet et de l'octet (l'hélium possède une paire d'électrons externes, soit 2 électrons, tandis que les autres gaz rares possèdent quatre paires, soit 8 électrons).

Liaison ionique

Pour amener sa structure électronique à ressembler à celle d'un gaz rare, certains atomes pourront gagner des électrons et d'autres pourront en perdre. Ainsi, le sodium, avec ses 11 électrons, cherchera à laisser partir un électron pour ressembler au néon, tandis que le chlore, avec ses 17 électrons tentera d'acquérir un électron supplémentaire (et ressembler de l'argon).

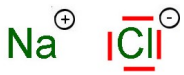
La liaison ionique correspond à un transfert d'électron(s) d'un atome à un autre, créant ainsi des ions (atomes chargés). L'atome cédant un ou des électrons, est généralement de nature métallique et formera un cation (ion positif). L'atome gagnant un ou des électrons est généralement un non-métal et formera un anion (ion négatif). La charge opposée de ces ions les maintient ensemble et mène à la formation de réseaux ioniques.



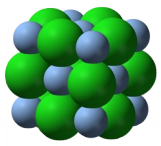
Atomes
de sodium et de chlore



transfert
d'électron



cation sodium (Na^+) et
anion chlorure (Cl^-)



réseau ionique

Ions simples

On détermine la charge d'un ion simple (atome ayant gagné/perdu des électrons) grâce à sa position dans le tableau périodique. En effet, les éléments d'une même famille présentent la même structure électronique externe et complètent leur dernière couche de la même façon :

IA : +1	IIA : +2	IIIA : +3	IVA : +/-4	VA : -3	VIA : -2	VIIA : -1

Les cations simples se nomment comme l'élément en ajoutant leur charge entre parenthèses[7] lorsque plusieurs existent (cf n.o TPE). Pour les anions, on ajoute le suffixe « ure »[8].

7 On utilisera parfois également l'ancienne nomenclature qui présnetaire le nombre de charges en chiffres romains (ex : Fe^{3+} pourra se dire fer (+3), ou fer (III) si on utilise l'ancienne nomenclature).

8 Le nom d'un composé ionique s'obtient à partir de ceux de ses ions (« nom de l'anion » de « nom du cation »). Exemple : NaCl contient Na+ sodium et Cl- chlorure, donc se nomme chlorure de sodium.

Exercices

1.5.**1.** Complétez le tableau suivant :

ion	Ca^{2+}	Br^-	Al^{3+}	H^+		
nombre de protons					29	53
nombre d'électrons					27	54

1.5.**2.** Donnez les ions simples formés par les éléments suivants : Na, S, Mg, F, H et Al.

1.5.**3.** Donnez la formule brute du composé formé par les ions Fe^{3+} et Cl^-. Nommez-le.

1.5.**4.** Dessinez la formule développée de $MgBr_2$. Quels ions le composent ? Nommez la molécule.

Exercices de renforcement

1.5.**5.** Un ion est parfois appelé « proton », lequel et pourquoi ?

1.5.**6.** Donnez les ions simples que forment : O, He et Cs.

1.5.**7.** Pour les molécules GaN, $CuBr_2$ et SO, dites si elles sont formées d'ions. Si oui, précisez les ions qui les constituent, si non, justifiez.

1.5.**8.** Dessinez la formule développée de AlF_3 et de CaO. Donnez les formules brutes des ions formant ces deux composés ? Nommez-les.

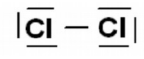
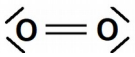
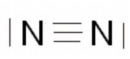
Module 1.6 : Liaison covalente

Objectifs : - Dessinez des molécules covalentes, ioniques et mixtes,
- Former des molécules ioniques impliquant des ions complexes.

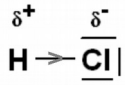
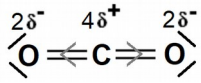
Covalences

Un second type de liaison existe, permettant aux atomes d'atteindre un état plus stable. On l'appelle covalence (liaison par mise en commun). Il ne s'agit donc pas d'un transfert d'électron(s), comme dans le cas de la liaison ionique, mais au contraire, d'un partage d'électron(s), menant à la formation de paire(s) électronique(s) gravitant autour des deux noyaux atomiques.

Une covalence pure implique un partage équitable des électrons, chacun des atomes restant ainsi neutres. On l'observe entre deux atomes de même élément[9]. Elle permet à chacun, grâce au partage de la paire liante, d'obtenir une configuration électronique respectant la règle du duet ou de l'octet.

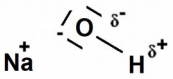
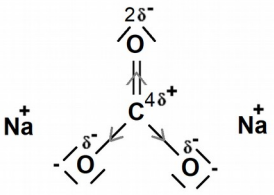
dichlore Cl_2  dioxygène O_2  diazote N_2 

Une covalence peut également impliquer deux atomes de nature différente. Le partage sera alors inéquitable, chaque atome ayant tendance à attirer plus ou moins fortement les électrons vers lui. Cette tendance relative a été mesurée et est représentée par une valeur disponible dans le tableau périodique des éléments : l'électronégativité.

acide chlorhydrique HCl  dioxyde de carbone CO_2 

Ions complexes

Dans certains composés, on peut observer la présence, entre les différents atomes, de liaisons ioniques et de liaisons covalentes. On assiste alors à la formation de ions dit complexes. Il s'agit, en soi, d'une petite molécule chargée :

hydroxyde de sodium NaOH  carbonate de sodium Na_2CO_3 

Ainsi l'hydroxyde de sodium est formé de deux ions : le cation Na^+ et l'anion complexe OH^- (nommé hydroxyle) tandis que le carbonate de sodium est formé de trois ions : 2 cations sodium (Na^+) et un anion complexe, CO_3^{2-}, nommé carbonate[10].

9 Les non-métaux sont des éléments qui se trouvent dans la nature sous forme de molécules, diatomiques dans les cas de l'hydrogène, de l'azote, de l'oxygène et des halogènes (colonne VIIA). On indique, dans le nom de l'élément, le nombre d'atomes qui constituent la molécule. Ainsi, l'oxygène élémentaire (O_2) est nommé dioxygène et le phosphore (P_4) tetraphosphore, par exemple.

10 La liste des ions complexes de l'annexe 6 (paragraphe 2a) est à connaître par coeur.

Exercices

1.6.**1.** Donnez la formule développée du brome élémentaire ainsi que son nom.

1.6.**2.** Dessinez les molécules suivantes : PH_3, SO et LiOH.

1.6.**3.** Dessinez le nitrite de potassium, de formule KNO_2, et donnez la formule brute des ions qu'il contient.

1.6.**4.** Soit les ions NH_4^+, Al^{3+}, PO_4^{3-} et NO_3^-. Donnez toutes les molécules possibles constituées de 2 types d'ions au maximum, avec ces 4 ions puis nommez-les.

Exercices de renforcement

1.6.**5.** La structure la plus stable du soufre élémentaire est le cyclooctosoufre. Donnez sa formule brute et imaginez sa formule développée.

1.6.**6.** Pourquoi deux atomes de sodium ne se lient-ils pas pour former la molécule Na_2 alors que deux atomes d'hydrogène vont se lier pour former la molécule H_2 ?

1.6.**7.** En respectant la règle de l'octet, écrivez les formules brutes des composés qu'il est possible de former en combinant un ou plusieurs atomes :

a) de sodium et d'oxygène

b) de silicium et d'hydrogène

c) d'aluminium et d'oxygène

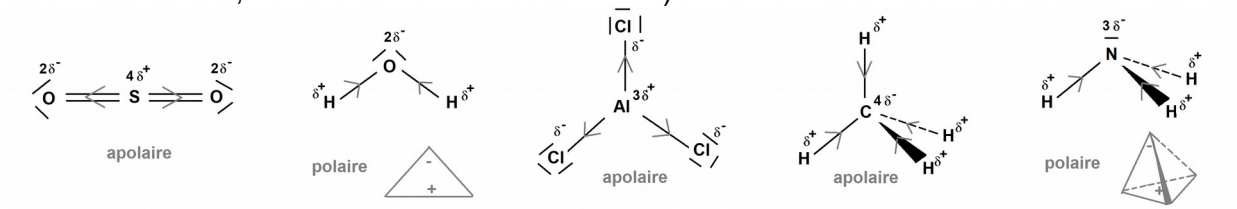
1.6.**8.** Donnez la formule brute de l'hydroxyde de calcium puis donnez sa formule développée. Montrez sur votre dessin les ions contenus dans le composé, en précisant chaque fois le nom et s'il s'agit d'un cation ou d'un anion, d'un ion simple ou d'un ion composé.

Module 1.7 : Autour de la molécule

Objectifs : - Déterminer la polarité d'une molécules et sa nature chimique.

Géométrie et polarité

La géométrie d'une molécule est définie par le nombre d'objets[11] qui entoure chacun des atomes qui la constitue. Ainsi, un atome entouré de deux liaisons les éloignera au maximum (il y a répulsion des électrons). On observera alors un angle de 180° entre les liaisons. Un atome entouré de trois liaisons montrera des angles de 120° tandis qu'un atome entouré de quatre liaisons formera un tétraèdre, ce qui mènera à une structure tridimensionnelle avec des angles de 109° entre les liaisons. En voici quelques exemples (les traits élargis sortant du plan de la feuille vers l'avant, ceux en traits tillés vers l'arrière) :



Par ailleurs, selon la géométrie de la molécule, on peut observer la formation d'un moment de dipôle dû aux charges portées par les molécules. Une molécule possédant un moment de dipôle résultant non nul sera dite « polaire » et s'orientera dans un champ électrique. C'est le cas notamment de la molécule d'eau.

Catégories de molécules

La chimie minérale est composée des corps purs simples (CPS), ou éléments, et de six grandes familles de corps purs composés (CPC) que nous allons apprendre ici à distinguer :

- un hydrure contient l'anion H^- (à la fin de la formule brute[12]) et un métal (ex : LiH, NaH),
- un oxyde est formé de l'anion O^{2-} et d'un seul autre élément (ex : Na_2O, CO_2),
- un hydroxyde contient l'ion OH^- (fin formule brute) et un métal (ex : LiOH, $Fe(OH)_2$),
- un acide contient le cation H^+ (début de formule) et un anion différent de OH^-, O^{2-} ou H^- :
  un hydracide est constitué d'un seul autre élément (ex : HF, H_2S) alors que
  un oxacide est constitué de H^+, d'un autre élément et d'oxygène (ex : HNO_3, H_3PO_4),
- un sel est un composé ionique avec un cation autre que H^+ et un anion autre que OH^-, O^{2-}, H^- (ex : Na_3PO_4, K_2S, $Cu(NO_3)_2$),
- un sel acide (ou hydrogénosel) est un sel contenant en plus l'ion H^+ (ex : NaH_2PO_4, KHS).

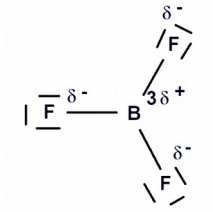
L'eau, H_2O, est une molécule particulière ne faisant partie d'aucune de ces catégories, de même que l'ammoniac dont la formule brute est NH_3.

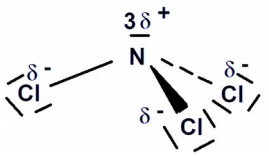
Il existe encore un autre type de chimie, qui s'occupe des composés du carbone (à l'exception de l'acide carbonique, des carbonates et des oxydes de carbone). On l'appelle chimie organique et elle sera étudiée en 2e pour les DF, en 4e pour les OS.

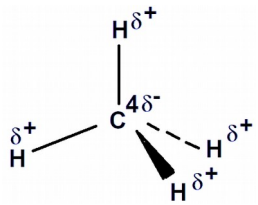
11 On entend par objet : liaison simple, double ou triple et paire libre.
12 Pour rappel, dans la formule brute, le cation est toujours indiqué avant l'anion.

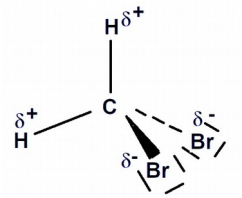
Exercices

1.7.**1.** Les molécules suivantes sont-elles polaires ou apolaires ? Dans le cas où elles seraient polaires, indiquer les pôles + et – sur la molécule.









1.7.**2.** Soit la molécule d'eau. Dessinez sa formule développée, dites si elle est polaire ou non et imaginez comment elle s'orienterait en présence d'une charge positive.

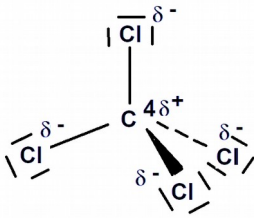
1.7.**3.** Précisez la catégorie (élément, ion simple, oxacide, sel, oxyde de métal, hydrure, hydroxyde, hydracide, ion complexe, oxyde de non-métal, sel acide, molécule organique) à laquelle chacune de ces molécules appartient : F_2, Li^+, LiOH, HF, CaO, SO_3^{2-}, LiH, SO_3, $CaCO_3$,CH_4, $LiHSO_3$ et H_2CO_3.

1.7.**4.** La balance la plus précise dont nous disposons au Collège de Saussure possède une précision de 0,1 mg. Cette masse correspond à celle d'un minuscule grain de sel de cuisine (NaCl). Calculez le nombre de molécules de sel contenues dans ce grain de sel (pour rappel 1 u correspond à $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g).

Exercices de renforcement

1.7.**5.** Dessinez un ion Na^+ en présence de six molécules d'eau. Orientez ces dernières autour du cation.

1.7.**6.** Soit la molécule de CCl_4 représentée ci-à droite. Dites si elle est polaire ou non et imaginez comment elle s'orienterait en présence d'une charge négative.



1.7.**7.** Donnez un exemple de molécules pour chacune des catégories suivantes : acide, oxyde, hydroxyde et sel.

1.7.**8.** Dans un millilitre d'eau, il y a environ $3{,}34 \cdot 10^{22}$ molécules. A partir de cette donnée et de votre connaissance de la masse volumique de l'eau, calculez la masse d'une molécule d'eau. Comparez ce résultat avec celui que vous pouvez obtenir à partir des masses atomiques de l'oxygène et de l'hydrogène.

Module 1.8 : Solutions

Objectifs : - Déterminer des titres et des molarités,
- Effectuer des calculs volumétriques associé notamment à la neutralisation.

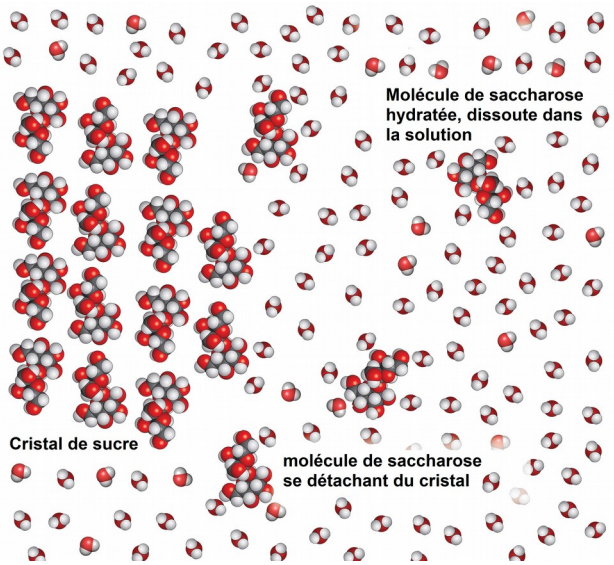
Solubilité

La mise en solution d'un soluté correspond à la dispersion des particules de soluté (généralement un solide) dans un solvant (généralement un liquide). La solubilité d'un soluté dans un solvant donné est définie par la quantité maximale de soluté qui peut se dissoudre dans un volume donné de solution. On l'exprime généralement en gramme de soluté par litre de solution.

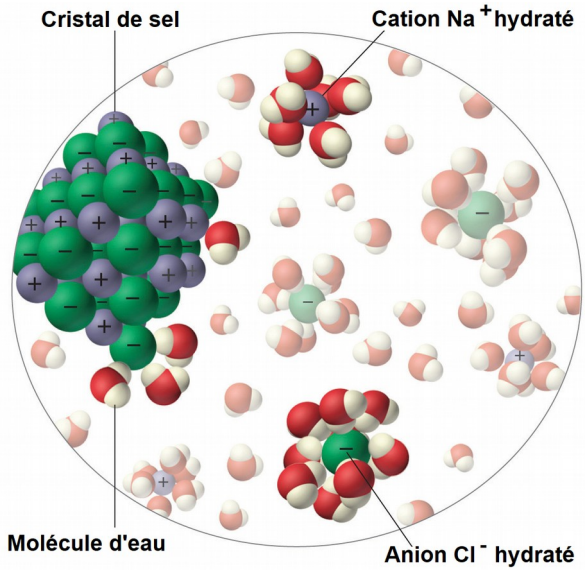
Plusieurs facteurs influencent la solubilité. La nature du solvant et celle du soluté sont importantes : généralement les substances polaires sont solubles dans les solvants polaires et les substances apolaires sont solubles dans les solvants apolaires. La température joue également un rôle, en augmentant la solubilité des solides dans les liquides notamment.

Dissolution et dissociation

Les solutions sont donc des mélanges homogènes. Le solvant le plus utilisé est l'eau. Certaines solutions aqueuses, impliquant un soluté ionique[13], ont la propriété particulière d'être conductrices d'électricité. Le phénomène impliqué est la dissociation : une molécule ionique, en plus de se mélanger au solvant lors de sa dissolution, est séparée en ions par les molécules d'eau. Ces ions jouent alors le rôle d'électrolytes dans la solution en permettant le transport d'électricité.



Dissolution du sucre dans l'eau
$C_{12}H_{22}O_{11}$ (s) → $C_{12}H_{22}O_{11}$ (aq)

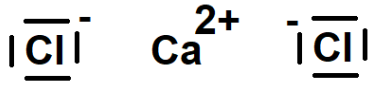


Dissociation du sel dans l'eau
NaCl (s) → Na^+ (aq) + Cl^- (aq)

13 A l'exception de certains oxydes, comme SiO_2 (la silice) ou Al_2O_3 (constituant du rubis) par exemple.

Exercices

1.8.**1.** Le $CaCl_2$ est un composé ionique représenté ci-après. Sa solubilité dans l'eau à 20 °C est de 745 g par litre.



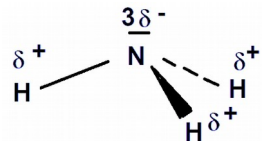
a) Nommez ce composé et dites à quelle catégorie de molécules il appartient.

b) Dessinez un croquis de ce que l'on pourrait observer à l'échelle moléculaire dans une telle solution.

c) Quelle masse de $CaCl_2$ est dissoute dans 25,0 mL d'une solution saturée[14] ?

1.8.**2.** Les composés ioniques suivants sont solubles dans l'eau[15] : Na_2SO_4, $(NH_4)_3PO_4$, $AgNO_3$. Donnez les noms et les équations de dissociation de ces substances.

1.8.**3.** Soit la molécule d'ammoniac dessinée ci-à droite. Sera-t-elle soluble dans l'eau, se dissociera-t-elle ? Argumentez.



Exercices de renforcement

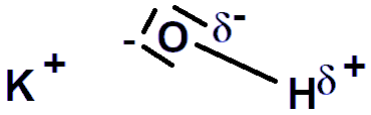
1.8.**4.** On dispose de 250 mL d'une solution de sel de cuisine (NaCl). Celle-ci contient 55 grammes de sel dissout. On porte à ébullition cette solution, jusqu'à ce qu'il n'en reste plus que 80 mL. On refroidit en mélangeant.

Sachant que la solubilité dans l'eau du NaCl, à 20 °C, est de 350 g/L , qu'observera-t-on alors ?

Si une partie du sel recristallise au fond du récipient, calculez sa masse, sinon justifiez votre réponse, en vous basant aussi sur un calcul.

1.8.**5.** Les composés ioniques suivants sont solubles dans l'eau : $MgCl_2$, $Ca_3(PO_4)_2$, $Fe(NO_3)_3$, NaOH, Cu_2SO_4. Donnez les noms et les équations de dissociation de ces substances.

1.8.**6.** Soit la molécule de KOH représentée ci-dessous. Ce composé ionique sera-t-il soluble dans l'eau, se dissociera-t-il ? Représentez l'organisation micsrosopique de cette mise en solution (un triangle marqué + et - peut être utilisé pour représenter l'eau).



14 Une solution est dite saturée lorsque l'on ne peut plus y dissoudre de soluté (elle contient donc déjà la quantité maximale de soluté soluble).

15 On considérera comme solubles les composés ioniques contenant des ions de la famille IA, des nitrites (NO_2^-), nitrates (NO_3^-) ou ammonium (NH_4^+).