
Plan du chapitre 3 : CARACTERISTIQUES DES IONS

I. Qu'est ce qu'un ion ?

II. Les différents sortes d'ions

III. Critère de stabilité des ions

IV. Caractérisation des ions en solutions aqueuses

Activité 1 : Les électrolytes

Activité 2 : Concentrations massiques et molaires d'une solution

Activité internet

QCM -TESTEZ VOS CONNAISSANCES

EXERCICES

Chap.3 : CARACTERISTIQUES DES IONS

I. Qu'est ce qu'un ion ?

Le mot **ion** a été donné en 1834 par le physicien et chimiste britannique **Michael Faraday** pour désigner les espèces chimiques responsables de la conductivité électrique dans les solutions.

Un ion est un atome ou un groupe d'atomes ayant perdu ou gagné un ou plusieurs électrons au cours d'un processus physique ou chimique.

1. Un cation : un atome ou un groupe d'atomes qui **a perdu** un électron ou plusieurs est dit *un cation* ou *un ion positif* et noté respectivement par: X^+ , X^{2+} , etc. ou X ici désigne le symbole de l'atome.

Exemple : l'ion hydrogène H^+

2. Un anion : un atome ou un groupe d'atomes qui **a gagné** un électron ou plusieurs est dit *un anion* ou *un ion négatif* et noté respectivement par: X^- , X^{2-} , etc..

Exemple : l'ion fluorure F^-

Au cours d'un processus physique ou chimique, les atomes ont tendance à gagner ou perdre des électrons pour acquérir la structure électronique stable du gaz noble le plus proche. Cet état final se réalise selon les règles dites du DUET ou de l'OCTET.

II. Les différents sortes d'ions

Il existe deux sortes d'ions, on peut citer :

1. Les ions monoatomiques

Ce sont des ions de type métalliques parmi eux nous citons le cuivre, le sodium, le fer et non métalliques par exemple l'ion chlorure et l'ion fluorure.

Leurs formules ioniques correspondantes sont résumées dans le tableau ci-dessous :

Ion cuivre Cu^{2+}	charge globale +2
Ion sodium Na^+	charge globale +1
Ion ferreux Fe^{+2}	charge globale +2
Ion ferriques Fe^{+3}	charge globale +3
Ion chlorure Cl^-	charge globale - 1
Ion fluorure F^-	charge globale - 1

2. Les ions poly-atomiques ou composés

On peut citer comme exemples :

Ion nitrate NO_4^-	charge globale -1
Ion ammonium NH_4^+	charge globale +1
Ion sulfate SO_4^{2-}	charge globale -2
Ion permanganate MnO_4^-	charge globale -1

III. Critère de stabilité des ions

Pour devenir stable, les ions comme les molécules ont toujours tendance à ressembler au gaz rare le plus proche.

❖ Enoncés des règles du DUET & de l'OCTET

1. Règle du DUET

Un atome ou un ion a tendance à devenir stable si sa couche K devient sa couche externe et comporte 2 électrons, similaire à l'atome de l'hélium.

Exemple : Li^+ , Be^{2+}

2. Règle de l'OCTET

Un atome ou un ion a tendance à devenir stable si sa couche L ou ses couches M, N, O ou P, correspond à sa couche externe et comporte 8 électrons, similaires aux atomes des gaz rares néon, argon, krypton, xénon et le radon les plus proches.

Exemple : Cl^- , Na^+ , ...

NB : Pour acquérir cette *stabilité - 2 ou 8 électrons sur leurs couches externes* - les atomes peuvent s'unir en mettant en commun des paires d'électrons et forment ainsi ce qu'on nomme des molécules.

Exemples : la molécule d'eau H_2O , l'acide Chlorhydrique HCl , la soude NaOH .

Exercice d'application :

Au cours d'une réaction chimique et à l'aide du tableau périodique des éléments, complétez les phrases suivantes

- | |
|--|
| a. Un atome du chlore acquiert la structure électronique d'un atome |
| b. Un atome d'oxygène acquiert la structure électronique d'un atome |
| c. Un atome de sodium acquiert la structure électronique d'un atome |
| d. Un atome d'aluminium acquiert la structure électronique d'un atome |
| e. Un atome de potassium acquiert la structure électronique d'un atome |

IV. Caractérisation des ions en solutions aqueuses

1. Définitions et vocabulaire

Un solvant : désigne une substance liquide qui a la propriété de dissoudre des corps solides, liquides ou gazeux sans les modifier chimiquement et sans que le solvant lui-même se modifie.

Exemple : l'eau est le solvant le plus courant.

Un soluté : désigne le corps qu'on dissout dans un solvant.

Exemple : le chlorure de sodium (NaCl) dissout dans de l'eau.

Une solution : désigne un mélange homogène de soluté et solvant. Lorsque le solvant est l'eau en ultra majorité, la solution est dite *solution aqueuse*.

Exemple : une solution aqueuse de chlorure de sodium.

Un précipité : désigne la formation d'un produit solide très peu soluble au cours d'une réaction chimique. On dit qu'il y'a précipitation - dépôt du produit au fond d'un récipient.

Exemple : Expérience de précipitation du chlorure d'argent

Dans un tube à essais contenant une solution aqueuse de chlorure de sodium, on verse quelques gouttes de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$). Il se forme au fond du tube un précipité blanc de chlorure d'argent qui noircit à la lumière.

NB : La réaction inverse d'une précipitation se dit dissolution.

2. Quelques ions en solutions aqueuses

❖ Identification des solutions ioniques par leur couleur

Une solution aqueuse de sulfate de cuivre II est colorée en bleu. Ce sont les ions Cu^{2+} qui sont responsables de la coloration bleue.

Le tableau ci-dessous donne la coloration mise en évidence par la présence d'ions en solutions aqueuses.

Ion	Formule	Couleur en solution aqueuse
Cuivre (II)	Cu^{2+}	bleue
Fer (II)	Fe^{2+}	verdâtre
Fer(III)	Fe^{3+}	rouille
Manganèse	Mn^{2+}	rose très pâle
Permanganate	MnO_4^-	violet
Dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	orangé

❖ Formation de précipités colorés

• Mise en évidence de l'ion chlorure Cl^-

Le réactif qui permet de mettre en évidence la présence d'ions chlorure Cl^- en solution aqueuse est le nitrate d'argent (AgNO_3).

Expérience : à une solution de chlorure de potassium ($\text{K}^+ + \text{Cl}^-$) ajoutons quelques gouttes de solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$).

Observation : formation d'un précipité blanc

Nature et coloration du précipité :

1. Précipité blanc de chlorure d'argent (AgCl).
2. La coloration indique la présence d'ion Cl^- .

• Mise en évidence de quelques ions métalliques

Expérience :

En ajoutons quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{OH}^-$) à des solutions différentes de chlorure d'aluminium, de chlorure de zinc, de chlorure de cuivre II et de chlorure de fer II et III, contenues chacune dans un tube à essais.

Observation : il se forme des précipités colorés caractéristiques de chaque ion.

Nous résumons dans ce tableau les caractéristiques de chaque ion mis en évidence :

Ion	Formule	Réactif	Précipité
Aluminium	Al^{3+}	OH^-	AlOH_3 -blanc
Zinc	Zn^{2+}	OH^-	ZnOH_2 -blanc
Cuivre II	Cu^{2+}	OH^-	CuOH_2 -bleu
Fer II	Fe^{2+}	OH^-	FeOH_2 -vert
Fer III	Fe^{3+}	OH^-	FeOH_3 -rouille

Remarques : dissolution et dilution

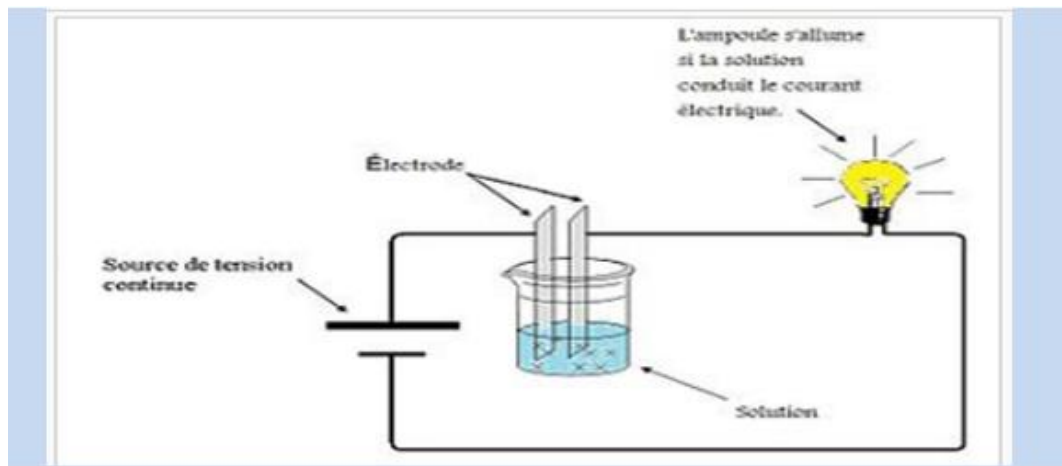
1. La réaction inverse de la précipitation s'appelle une dissolution : *action de mettre dans un solvant liquide un composé solide ou gazeux pour le dissoudre* - exemple gaz carbonique dissous dans l'eau gazeuse.
2. Une dilution est l'opération qui consiste à *ajouter du solvant à une solution pour diminuer ou réduire sa concentration*.

Activité 1 : Les électrolytes

❖ Un électrolyte est une solution ionique conductrice de courant électrique.

1. Comment peut-on montrer qu'une solution aqueuse contient des ions ?
2. On réalise l'expérience suivante :

On relie comme indiqué sur le schéma ci-dessous deux électrodes, plongées dans une solution de chlorure de sodium- sel de cuisine en solution, aux pôles positif (+) et négatif (-) d'une pile électrique.



Observation : La lampe s'allume.

3. Donner une interprétation simple du phénomène observé et conclure.

NB :

- ❖ Une solution ionique conduit le courant électrique.
- ❖ L'eau distillée et l'eau sucrée ne conduisent pas le courant électrique : ce ne sont pas des électrolytes.

Activité 2 : Concentrations massiques et molaires d'une solution

On se propose de réaliser l'expérience mentionnée ci-dessous pour calculer les concentrations massiques et molaires d'une solution

- Le sucre de table dit aussi le **saccharose** sa formule brute est : $C_{12}H_{22}O_{11}$.
- Il est composé d'un groupe de molécules **de glucose**, formule brute $C_6H_{12}O_6$ et d'un groupe de molécules **de fructose** de même formule brute que le glucose mais dont l'agencement des molécules est différent.

On note qu'un morceau de sucre de table de calibre 4 pèse : 5g.

1. Dans un verre d'eau de contenance **0,1 litre**, on fait **dissoudre** un morceau de sucre. On obtient **une solution** d'eau sucrée.

- a. Déterminer la **concentration massique (g/l)** de la solution sucrée
- b. Calculer la **masse molaire M** du sucre.
- c. En déduire la **concentration molaire (mol/l)** de la solution sucrée

2. On ajoute **deux verres** d'eau de contenance **0,1 l** chacun à la précédente solution.

- a) Qu'appelle-t-on cette opération ?
- b) En déduire les concentrations finales massiques et molaires notées respectivement $C_{\text{finale massique}}$ et $C_{\text{finale Molaire}}$?

Activité internet

Le but de cette activité est de se familiariser avec les ions de nombre de charge $Z \leq 10$.

1. Allumer votre PC et allez sur le lien internet suivant :
<http://phet.colorado.edu/fr/simulation/build-an-atom>
2. Télécharger ou exécuter cette applet java : construire un atome
3. On obtient l'interface, construire un atome de la figure ci-dessous :

Questions de cours :

1. Construire les ions monoatomiques de charge $Z \leq 10$ et déterminer leurs charges.
2. Vous pouvez aussi tester vos connaissances sur les atomes et les ions.

Remarque :

Si le fichier ne s'exécute pas sur votre machine, il est probable que votre navigateur ne dispose pas de la ressource Java. Il faudrait peut-être le mettre à jour.

QCM -TESTEZ VOS CONNAISSANCES

Cochez la ou les bonne (s) réponse (s) et expliquez pourquoi

- 1.** Un ion chargé positivement est un :
- anion
 - cation
 - atome
- 2.** L'ion cuivre II Cu^{2+} :
- a gagné 2 électrons
 - a perdu 2 électrons
 - a gagné 2 protons
- 3.** L'ion Al^{3+} possède :
- 10 électrons
 - 13 protons
 - 14 neutrons
- 4.** L'ion ammonium NH_4^+ est :
- un ion monoatomique
 - un ion poly atomique
 - de charge +1
- 5.** Le nombre d' électrons qui gravitent sur la couche externe de l'ion Cl^- est :
- 1
 - 7
 - 8
- 6.** En présence d'une solution $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$, il se forme dans un tube à essais un précipité d'hydroxyde de cuivre de coloration :
- verte
 - bleue
 - blanc
- 7.** On appelle solution :
- un solvant
 - un soluté
 - un mélange de solvant et soluté
- 8.** Une solution ionique est :
- conductrice de courant électrique
 - électriquement neutre
 - non conductrice de courant électrique
- 9.** L'ion Fe^{2+} est un atome de fer qui a :
- gagné deux protons
 - perdu deux électrons
 - doublé son nombre de neutrons
- 10.** Pour identifier certains ions en solution, on utilise des réactions de :
- précipitation
 - concentration
 - solution
- 11.** Dans les alcooltests, l'ion dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ permet de détecter la présence d'alcool. Il possède :
- une charge négative
 - deux charges négatives
 - sept charges négatives
- 12.** Pour acquérir une plus grande stabilité, les ions cherchent à acquérir la structure électronique du gaz rare dont le numéro atomique est :
- le plus proche du leur
 - le plus grand possible
 - le plus petit possible

EXERCICES

Exercice 1 :

Donner la définition suivie d'un exemple :

- a. d'un ion
- b. d'un cation
- c. d'un anion

Exercice 2 :

Compléter les phrases suivantes :

L'atome de sodium possède 11 électrons, l'ion sodium Na^+ possède d'électrons ?

L'ion Mg^{2+} possède 10 électrons. L'atome de magnésium possède électrons.

L'atome de calcium perd 2 électrons pour donner l'ion calcium noté :

L'atome de chlore gagne un électron pour donner l'ion chlorure noté :

L'atome d'oxygène pour donner l'ion oxyde O^{2-} .

L'atome d'aluminium pour donner l'ion aluminium Al^{3+} .

Exercice 3 :

a. Compléter :

• Na^+ : ion ; Cl^- : ion ; NaCl

• Ca^{2+} : ion ; O^{2-} : ion ; CaO

b. Retrouver les formules brutes des solides ioniques suivants :

• chlorure d'argent	- Na_2SO_4
• sulfate de sodium	- CuSO_4
• sulfate de cuivre II	- AgCl

c) Retrouver le nom des composés ioniques suivants :

• AgNO_3	- Chlorure de calcium
• CaCl_2	- Sulfate de potassium
• K_2SO_4	- Nitrate d'argent

Exercice 4 :

Compléter le tableau suivant :

Nom de l'ion	Formule de l'ion
Chlorure	
	Cu^{2+}
Fer (II)	
	Fe^{3+}
Sodium	

Exercice 5 :

Pour caractériser des ions, on utilise des réactifs. Compléter le tableau ci-dessous.

Formule de l'ion	Cl^-	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}
Nom du réactif				
Couleur du précipité				

Exercice 6 :

Voici une étiquette d'eau minérale :

Convient parfaitement à l'alimentation des nourrissons mais aussi à celle de toute la famille

A conserver dans un endroit frais, sec et à l'abri de la lumière.

Minéralisation en mg/litre

Cations		Anions	
Calcium Ca^{2+}	78	Bicarbonates HCO_3^-	122
Magnésium Mg^{2+}	12	Sulfates SO_4^{2-}	8
Sodium Na^+	7	Chlorures Cl^-	6
Potassium K^+	2	Nitrates NO_3^-	1

Résidus secs à 180°C : 181 mg/L pH = 7,4

1. Parmi les ions cités sur cette étiquette, quels sont :

- monoatomiques
- poly atomiques

2. Reporter les ions monoatomiques dans le tableau ci-dessous et en vous aidant du tableau périodique des éléments, indiquez pour chaque ion :

- sa formule ;
- son numéro atomique ;
- le nombre d'électrons, de protons et de neutrons pour chaque élément.

Formule de l'ion	Z	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons

3. En rappelant la définition de la concentration massique, déterminer le nombre de moles des ions calcium, magnésium et sodium présents dans cette eau minérale.

Exercice 7 :

1. Quel est le critère de stabilité pour les ions ? Énoncer les règles du duet et de l'octet.
2. En utilisant le tableau périodique des éléments vu en cours pour $Z \leq 20$, lister les ions parmi les familles alcalin (première colonne) et halogène (avant dernière colonne) qu'on peut former.
