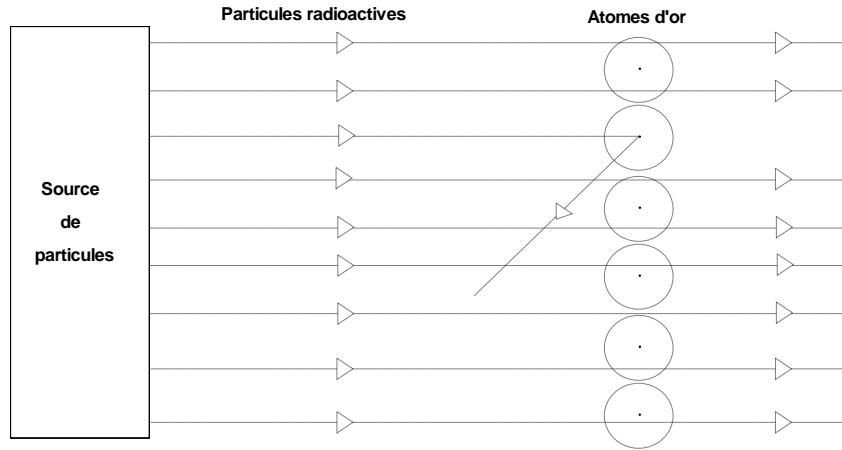


L'expérience de Rutherford :

En 1909, Rutherford bombarde une très fine feuille d'or de particules radioactives. Seule une particule sur 100 000 rebondit sur les atomes. Les autres traversent les atomes.

Complétez le dessin :



Quelle est la conclusion de cette expérience ?

Complétez les phrases :

Les particules passent entre les _____, car ils sont séparés par du _____.
 Beaucoup de particules traversent l'_____ car l'atome est presque totalement _____.

Quelques particules rebondissent sur le _____ qui est au centre de l'atome

Le Tableau périodique des éléments chimiques :

A partir de 1865, Mendeleïev a classé les atomes dans le tableau périodique des éléments :

H Hydrogène 1											He Hélium 2		
Li Lithium 3	Be Beryllium 4							B Bore 5	C Carbone 6	N Azote 7	O Oxygène 8	F Fluor 9	Ne Néon 10
Na Sodium 11	Mg Magnésium 12							Al Aluminium 13	Si Silicium 14	P Phosphore 15	S Soufre 16	Cl Chlore 17	Ar Argon 18
K Potassium 19	Ca Calcium 20	Fe Fer 26	Co Cobalt 27	Ni Nickel 28	Cu Cuivre 29	Zn Zinc 30							

Complétez les phrases :

Au centre :

Chaque atome possède un _____ au centre.

Ce noyau contient des _____ positifs (p+).

Le nombre de _____ d'un atome est le numéro de la case du _____ périodique.

Par exemple, l'atome de carbone est dans la case ____, il a donc ____ protons.

Autour :




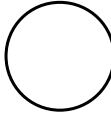
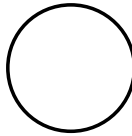
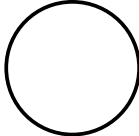
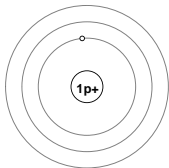
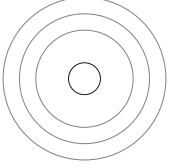
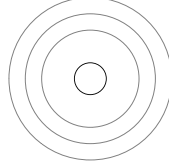
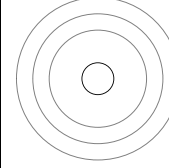
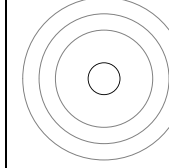
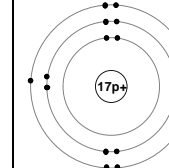
Chaque atome est entouré d'_____.

Ces _____ (e-) sont des particules d'électricité _____.

Dans un atome neutre, il y a _____ d'électrons que de protons.

Par exemple, l'atome d'azote est dans la case _____, il a donc _____ électrons lorsqu'il est neutre.

Complétez le tableau suivant :

Nom :	Hydrogène	Carbone	Azote (Nitrogen)	Oxygène	Soufre	Chlore (Chlorin)
Symbole :		C				
Modèle :						
Comment se rappeler la couleur du modèle ?	Le dihydrogène est incolore					La chloro -phylle des plantes est verte
Numéro de la case :		6				
Nombre de protons (p+):			7			
Nombre d'électrons :		6				
Répartition des électrons :						

Voici une étiquette de bouteille d'eau :

*Source du
Glas de l'Abbaye*

EAU MINERALE NATURELLE

**Saint
Amand**

Analyse moyenne pour 1 litre :

CALCIUM (Ca ²⁺)	176 mg
MAGNESIUM (Mg ²⁺)	46 mg
POTASSIUM (K ⁺)	5 mg
SODIUM (Na ⁺)	28 mg
BICARBONATES (HCO ₃ ⁻)	312 mg
SULFATES (SO ₄ ²⁻)	372 mg
CHLORURES (Cl ⁻)	37 mg
FLUOR (F ⁻)	2 mg
NITRATES (NO ₃ ⁻)	0 mg

1,5L

A quoi correspondent les noms et les formules qui sont à droite ?

Comment reconnaît-on les cations ?

Les cations sont _____, ils ont un « ____ » dans leur formule : Ca²⁺, Mg²⁺...

Comment reconnaît-on les anions ?

Les anions sont _____, ils ont un « ____ » dans leur formule : SO₄²⁻, Cl⁻...

Souligner en rouge les cations (positifs) et en bleu les anions (négatifs) :

Fe³⁺ ; K⁺ ; HCO₃⁻ ; Ca²⁺ ; Cl⁻ ; SO₄²⁻ ; Mg²⁺ ; CO₂ ; Na⁺ ; Fe²⁺ ; Zn²⁺ ; NO₃⁻ ; H₂O ; CH₄

Voici un tableau des ions (cations et anions) les plus courants :

Les ions positifs : les cations Ils ont perdu un ou plusieurs électrons	Les ions négatifs : les anions Ils ont gagné un ou plusieurs électrons
Ion aluminium: Al ³⁺	Ion carbonate : C O ₃ ²⁻
Ion ammonium : N H ₄ ⁺	Ion chlorure : Cl ⁻
Ion argent : Ag ⁺	Ion hydrogencarbonate : H C O ₃ ⁻
Ion calcium : Ca ²⁺	Ion hydroxyde : H O ⁻
Ion cuivre: Cu ²⁺	Ion nitrate : N O ₃ ⁻
Ion ferreux : Fe ²⁺	Ion oxyde : O ₂ ⁻
Ion ferrique: Fe ³⁺	Ion permanganate : Mn O ₄ ⁻
Ion potassium : K ⁺	Ion phosphate : P O ₄ ³⁻
Ion sodium : Na ⁺	Ion sulfate : S O ₄ ²⁻
Ion Zinc: Zn ²⁺	

Reliez le nom des ions à gauche à leur formule à droite. A la règle.

ion ferreux●	● Zn ²⁺
ion nitrate ●	● Cu ²⁺
ion sulfate ●	● S O ₄ ²⁻
ion zinc ●	● Fe ²⁺
ion cuivre ●	● N O ₃ ⁻
ion carbonate●	● Fe ³⁺
ion ferriques ●	● C O ₃ ²⁻
ion chlorure●	● Cl ⁻

Comment écrire la formule des sels minéraux ?

Par exemple :

Le sulfate de cuivre.

On commence par le cation positif. Le cuivre : **Cu²⁺**

On trouve après l'anion négatif. Le sulfate : **S O₄²⁻**

La formule est donc : **Cu²⁺ ; S O₄²⁻**

On vérifie bien qu'il y a autant de « + » que de « - »

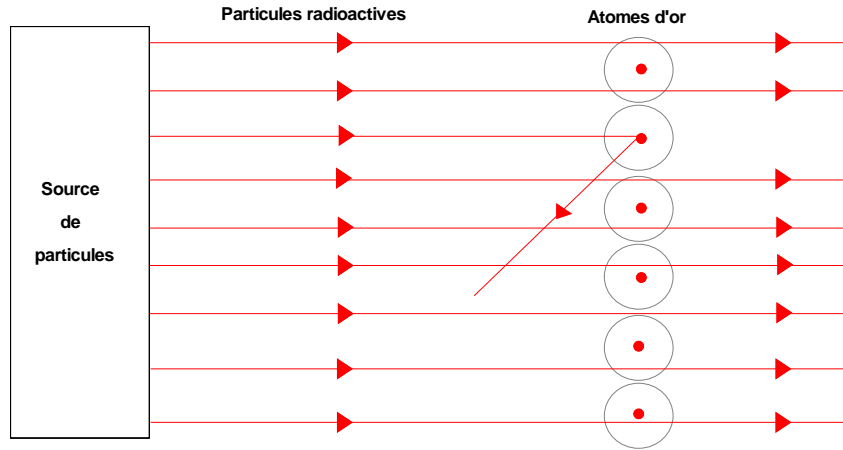
Complétez le tableau suivant :

Du chlorure de sodium :	
Du chlorure de cuivre :	Cu ²⁺ ; 2 Cl ⁻
Du sulfate ferreux :	
Du sulfate ferrique :	
Du nitrate d'argent :	
De l'hydroxyde de potassium :	
Du carbonate de calcium :	

L'expérience de Rutherford :

En 1909, Rutherford bombarde une très fine feuille d'or de particules radioactives. Seule une particule sur 100 000 rebondit sur les atomes. Les autres traversent les atomes.

Complétez le dessin :



Quelle est la conclusion de cette expérience ?

Complétez les phrases :

Les particules passent entre les atomes, car ils sont séparés par du vide.

Beaucoup de particules traversent l'atome car l'atome est presque totalement vide.

Quelques particules rebondissent sur le noyau qui est au centre de l'atome

Le Tableau périodique des éléments chimiques :

A partir de 1865, Mendeleïev a classé les atomes dans le tableau périodique des éléments :

H Hydrogène 1											He Hélium 2		
Li Lithium 3	Be Beryllium 4							B Bore 5	C Carbone 6	N Azote 7	O Oxygène 8	F Fluor 9	Ne Néon 10
Na Sodium 11	Mg Magnésium 12							Al Aluminium 13	Si Silicium 14	P Phosphore 15	S Soufre 16	Cl Chlore 17	Ar Argon 18
K Potassium 19	Ca Calcium 20	Fe Fer 26	Co Cobalt 27	Ni Nickel 28	Cu Cuivre 29	Zn Zinc 30							

Complétez les phrases :

Au centre :

Chaque atome possède un noyau au centre.

Ce noyau contient des protons positifs (p^+).

Le nombre de protons d'un atome est le numéro de la case du tableau périodique.

Par exemple, l'atome de carbone est dans la case 6, il a donc 6 protons.




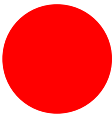
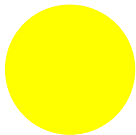
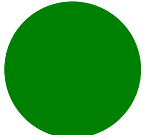
Autour :

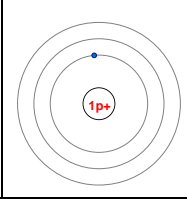
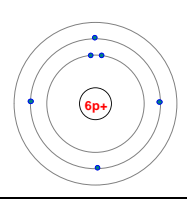
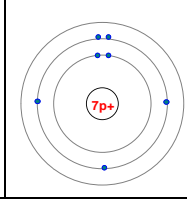
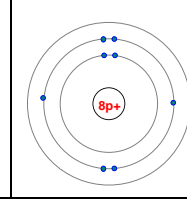
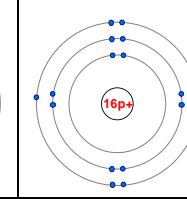
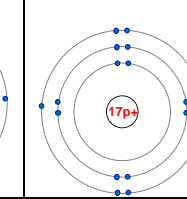
Chaque atome est entouré d'électrons.

Ces électrons (e-) sont des particules d'électricité négative. Dans un atome neutre, il y a autant d'électrons que de protons.

Par exemple, l'atome d'azote est dans la case 7, il a donc 7 électrons lorsqu'il est neutre.

Complétez le tableau suivant :

Nom :	Hydrogène	Carbone	Azote (Nitrogen)	Oxygène	Soufre	Chlore (Chlorin)
Symbole :	H	C	N	O	S	Cl
Modèle :						
Comment se rappeler la couleur du modèle ?	Le dihydrogène est incolore	Le charbon est noir	L'air est riche en diazote. Le ciel est bleu.	Le sang riche en oxygène est rouge	Les cristaux de soufre sont jaunes	La chloro -phylle des plantes est verte
Numéro de la case :	1	6	7	8	16	17
Nombre de protons (p+):	1	6	7	8	16	17

Nombre d'électrons :	1	6	7	8	16	17
Répartition des électrons :						

Voici une étiquette de bouteille d'eau :

Source du
Glas de l'Abbaye

EAU MINERALE NATURELLE



Analyse moyenne pour 1 litre :

CALCIUM (Ca ²⁺)	176 mg
MAGNESIUM (Mg ²⁺)	46 mg
POTASSIUM (K ⁺)	5 mg
SODIUM (Na ⁺)	28 mg
BICARBONATES (HCO ₃ ⁻)	312 mg
SULFATES (SO ₄ ²⁻)	372 mg
CHLORURES (Cl ⁻)	37 mg
FLUOR (F ⁻)	2 mg
NITRATES (NO ₃ ⁻)	0 mg

1,5L

A quoi correspondent les noms et les formules qui sont à droite ?

Ce sont les sels minéraux de l'eau. Ils sont formés d'ions (cations et anions).

Comment reconnaît-on les cations ?

Les cations sont positifs, ils ont un « + » dans leur formule : Ca²⁺, Mg²⁺...

Comment reconnaît-on les anions ?

Les anions sont négatifs, ils ont un « - » dans leur formule : SO_4^{2-} , Cl^- ...

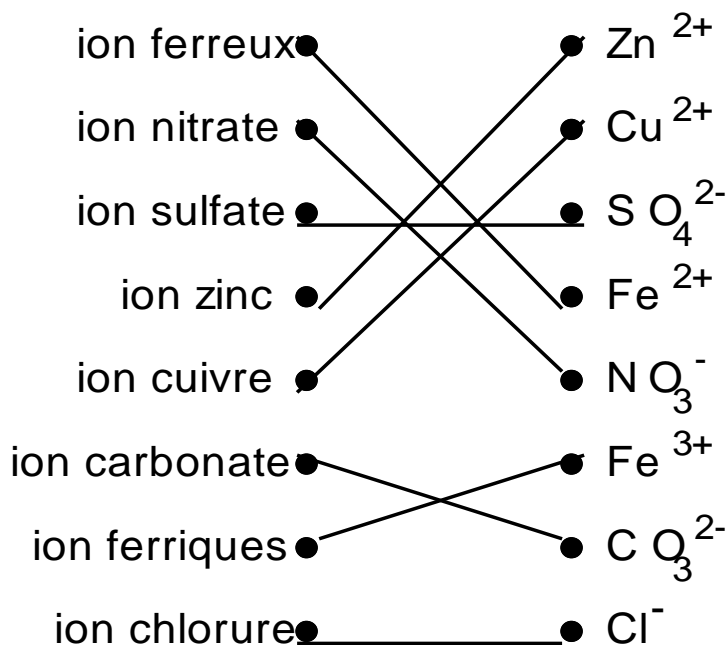
Souligner en rouge les cations (positifs) et en bleu les anions (négatifs) :

Fe^{3+} ; K^+ ; HCO_3^- ; Ca^{2+} ; Cl^- ; SO_4^{2-} ; Mg^{2+} ; CO_2 ; Na^+ ; Fe^{2+} ; Zn^{2+} ; NO_3^- ; H_2O ; CH_4

Voici un tableau des ions (cations et anions) les plus courants :

Les ions positifs : les cations Ils ont perdu un ou plusieurs électrons	Les ions négatifs : les anions Ils ont gagné un ou plusieurs électrons
Ion aluminium: Al^{3+}	Ion carbonate : CO_3^{2-}
Ion ammonium : NH_4^+	Ion chlorure : Cl^-
Ion argent : Ag^+	Ion hydrogencarbonate : HCO_3^-
Ion calcium : Ca^{2+}	Ion hydroxyde : OH^-
Ion cuivre: Cu^{2+}	Ion nitrate : NO_3^-
Ion ferreux : Fe^{2+}	Ion oxyde : O^{2-}
Ion ferrique: Fe^{3+}	Ion permanganate : MnO_4^-
Ion potassium : K^+	Ion phosphate : PO_4^{3-}
Ion sodium : Na^+	Ion sulfate : SO_4^{2-}
Ion Zinc: Zn^{2+}	

Reliez le nom des ions à gauche à leur formule à droite. A la règle.



Comment écrire la formule des sels minéraux ?

Par exemple :

Le sulfate de cuivre.

On commence par le cation positif. Le cuivre : Cu^{2+}

On trouve après l'anion négatif. Le sulfate : S O_4^{2-}

La formule est donc : Cu^{2+} ; S O_4^{2-}

On vérifie bien qu'il y a autant de « + » que de « - »

Complétez le tableau suivant :

Du chlorure de sodium :	$\text{Na}^+ ; \text{Cl}^-$	1 + et 1 -
Du chlorure de cuivre :	$\text{Cu}^{2+} ; 2 \text{Cl}^-$	2 + et 2 -
Du sulfate ferreux :	$\text{Fe}^{2+} ; \text{S O}_4^{2-}$	2 + et 2 -
Du sulfate ferrique :	$2 \text{Fe}^{3+} ; 3 \text{S O}_4^{2-}$	6 + et 6 -
Du nitrate d'argent :	$\text{Ag}^+ ; \text{N O}_3^-$	1 + et 1 -
De l'hydroxyde de potassium :	$\text{K}^+ ; \text{H O}^-$	1 + et 1 -
Du carbonate de calcium :	$\text{Ca}^{2+} ; \text{C O}_3^{2-}$	2+ et 2-

LA RECONNAISSANCE DES CATIONS

LES CATIONS : ils sont positifs, donc ils ont _____ un ou plusieurs électrons.

NOM :	Formule et structure	Utilisation :	REACTIF :	RESULTAT :
CUIVRE II				
FERREUX II				
FERRIQUE III				
ZINC II				

LA RECONNAISSANCE DES ANIONS

LES ANIONS : ils sont négatifs, donc ils ont _____ un ou plusieurs électrons.

NOM :	Formule et structure	Utilisation :	REACTIF :	RESULTAT :
SULFATE				
CHLORURE				
CARBONATE				

LES CATIONS : ils sont positifs, donc ils ont **perdu** un ou plusieurs électrons.

NOM :	FORMULE :	STRUCTURE :	UTILITE :	CORPS CONTENANT CET ION :	REACTIF :	RESULTAT :
CUIVRE II	Cu²⁺	$\left\{ \begin{array}{l} 29 \text{ p}^+ \\ 27 \text{ e}^- \end{array} \right.$	La bouillie bordelaise tue les champignons parasites (fongicide).	Le sulfate de cuivre. Cu ²⁺ ; SO ₄ ²⁻	La soude. Hydroxyde de sodium. Na ⁺ ; HO ⁻	Un précipité solide insoluble bleu d'hydroxyde de cuivre.
FERREUX II	Fe²⁺	$\left\{ \begin{array}{l} 26 \text{ p}^+ \\ 24 \text{ e}^- \end{array} \right.$	Engrais anti-mousse pour le gazon.	Le sulfate de fer. Fe ²⁺ ; SO ₄ ²⁻		Un précipité solide insoluble vert d'hydroxyde ferreux.
FERRIQUE III	Fe³⁺	$\left\{ \begin{array}{l} 26 \text{ p}^+ \\ 23 \text{ e}^- \end{array} \right.$	Graver les circuits imprimés en électronique.	Le chlorure ferrique. Fe ³⁺ ; 3Cl ⁻		Un précipité solide insoluble d'hydroxyde ferrique roux.
ZINC II	Zn²⁺	$\left\{ \begin{array}{l} 30 \text{ p}^+ \\ 28 \text{ e}^- \end{array} \right.$	Sur les gouttières et toitures en zinc, et aussi dans les piles usagées.	Le chlorure de zinc. Zn ²⁺ ; 2 Cl ⁻		Un précipité solide insoluble d'hydroxyde de zinc blanc.

LES ANIONS : ils sont négatifs, donc ils ont **gagné** un ou plusieurs électrons.

NOM :	FORMULE :	STRUCTURE :	UTILITE :	NOM ET FORMULE DU CORPS CONTENANT CET ION :	REACTIF :	RESULTAT :
CHLORURE	Cl^-	$\left\{ \begin{array}{l} 17 \text{ p}^+ \\ 18 \text{ e}^- \end{array} \right.$	Dans le sel de table, l'eau de mer.	Le chlorure de sodium. $\text{Na}^+ ; \text{Cl}^-$	Le nitrate d'argent. $\text{Ag}^+ ; \text{NO}_3^-$	Un précipité solide insoluble blanc de chlorure d'argent qui noircit à la lumière.
SULFATE	SO_4^{2-}	1 atome de soufre, 4 atomes d'oxygène 2 électrons en plus	Les ions sulfate sont présents dans l'acide sulfurique.	L'acide sulfurique. $2 \text{H}^+ ; \text{SO}_4^{2-}$	Le chlorure de baryum. $\text{Ba}^{2+} ; 2 \text{Cl}^-$	Un précipité solide insoluble de sulfate de baryum blanc.
CARBONATE	CO_3^{2-}	1 atome de carbone, 3 atomes d'oxygène 2 électrons en plus	Roches calcaires sédimentaires (craie, calcaire grossier, marbre...) et le tartre.	Le carbonate de calcium ou craie calcaire. $\text{Ca}^{2+} ; \text{CO}_3^{2-}$	Un acide tel que l'acide chlorhydrique. $\text{H}^+ ; \text{Cl}^-$	Une effervescence de bulles de gaz dioxyde de carbone.

LA RECONNAISSANCE DES CATIONS

LES CATIONS : ils sont positifs, donc ils ont _____ un ou plusieurs électrons.						
NOM :	FOR-MULE:	STRUC-TURE :	UTILISATION :	CORPS CONTENANT CET ION :	REACTIF :	RESULTAT :
CUIVRE II		{ p+ e-				
FERREUX II		{ p+ e-				
FERRIQUE III		{ p+ e-				
ZINC II		{ p+ e-				

LA RECONNAISSANCE DES ANIONS

LES ANIONS : ils sont négatifs, donc ils ont _____ un ou plusieurs électrons.						
NOM :	FOR-MULE :	STRUC-TURE :	UTILISATION :	CORPS CONTENANT CET ION :	REACTIF :	RESULTAT :
CHLORURE		{ p+ e-				
SULFATE						
CARBO-NATE						

LES CATIONS : ils sont positifs, donc ils ont **perdu** un ou plusieurs électrons.

NOM :	FORMULE :	STRUCTURE :	UTILITE :	CORPS CONTENANT CET ION :	REACTIF :	RESULTAT :
CUIVRE II	Cu²⁺	$\left\{ \begin{array}{l} 29 \text{ p}^+ \\ 27 \text{ e}^- \end{array} \right.$	La bouillie bordelaise tue les champignons parasites (fongicide).	Le sulfate de cuivre. Cu ²⁺ ; SO ₄ ²⁻	La soude. Hydroxyde de sodium. Na ⁺ ; HO ⁻	Un précipité solide insoluble bleu d'hydroxyde de cuivre.
FERREUX II	Fe²⁺	$\left\{ \begin{array}{l} 26 \text{ p}^+ \\ 24 \text{ e}^- \end{array} \right.$	Engrais anti-mousse pour le gazon.	Le sulfate de fer. Fe ²⁺ ; SO ₄ ²⁻		Un précipité solide insoluble vert d'hydroxyde ferreux.
FERRIQUE III	Fe³⁺	$\left\{ \begin{array}{l} 26 \text{ p}^+ \\ 23 \text{ e}^- \end{array} \right.$	Graver les circuits imprimés en électronique.	Le chlorure ferrique. Fe ³⁺ ; 3Cl ⁻		Un précipité solide insoluble d'hydroxyde ferrique roux.
ZINC II	Zn²⁺	$\left\{ \begin{array}{l} 30 \text{ p}^+ \\ 28 \text{ e}^- \end{array} \right.$	Sur les gouttières et toitures en zinc, et aussi dans les piles usagées.	Le chlorure de zinc. Zn ²⁺ ; 2 Cl ⁻		Un précipité solide insoluble d'hydroxyde de zinc blanc.

LES ANIONS : ils sont négatifs, donc ils ont **gagné** un ou plusieurs électrons.

NOM :	FORMULE :	STRUCTURE :	UTILITE :	NOM ET FORMULE DU CORPS CONTENANT CET ION :	REACTIF :	RESULTAT :
CHLORURE	Cl^-	$\left\{ \begin{array}{l} 17 \text{ p}^+ \\ 18 \text{ e}^- \end{array} \right.$	Dans le sel de table, l'eau de mer.	Le chlorure de sodium. $\text{Na}^+ ; \text{Cl}^-$	Le nitrate d'argent. $\text{Ag}^+ ; \text{NO}_3^-$	Un précipité solide insoluble blanc de chlorure d'argent qui noircit à la lumière.
SULFATE	SO_4^{2-}	1 atome de soufre, 4 atomes d'oxygène 2 électrons en plus	Les ions sulfate sont présents dans l'acide sulfurique.	L'acide sulfurique. $2 \text{H}^+ ; \text{SO}_4^{2-}$	Le chlorure de baryum. $\text{Ba}^{2+} ; 2 \text{Cl}^-$	Un précipité solide insoluble de sulfate de baryum blanc.
CARBONATE	CO_3^{2-}	1 atome de carbone, 3 atomes d'oxygène 2 électrons en plus	Roches calcaires sédimentaires (craie, calcaire grossier, marbre...) et le tartre.	Le carbonate de calcium ou craie calcaire. $\text{Ca}^{2+} ; \text{CO}_3^{2-}$	Un acide tel que l'acide chlorhydrique. $\text{H}^+ ; \text{Cl}^-$	Une effervescence de bulles de gaz dioxyde de carbone.

ECRIRE UNE FORMULE IONIQUE

Les ions positifs : les cations Ils ont perdu un ou plusieurs électrons
Ion aluminium III : Al^{3+}
Ion ammonium : NH_4^+
Ion argent : Ag^+
Ion calcium : Ca^{2+}
Ion cuivre II : Cu^{2+}
Ion ferreux (fer II) : Fe^{2+}
Ion ferrique (fer III) : Fe^{3+}
Ion potassium : K^+
Ion sodium : Na^+
Ion Zinc II : Zn^{2+}

Les ions négatifs : les anions Ils ont gagné un ou plusieurs électrons
Ion carbonate : CO_3^{2-}
Ion chlorure : Cl^-
Ion hydrogencarbonate : HCO_3^-
Ion hydroxyde : HO^-
Ion nitrate : NO_3^-
Ion oxyde : O_3^-
Ion permanganate : MnO_4^-
Ion phosphate : PO_4^{3-}
Ion sulfate : SO_4^{2-}

Leur structure:

Pour l'ion ammonium, NH_4^+ se lit : **N**, un atome d'azote ; **H₄**, quatre atomes d'hydrogène ; **+**, une charge positive donc un électron en moins.

Pour l'ion hydrogencarbonate, HCO_3^- se lit : **H**, un atome d'hydrogène ; **C**, un atome de carbone ; **O₃**, trois atomes d'oxygène ; **-**, un électron en plus.

Les solutions aqueuses (à base d'eau) sont électriquement neutres : elles contiennent généralement des ions positifs (cations) et des ions négatifs (anions). La quantité de chacun de ces ions est telle que les charges électriques s'annulent (autant de + que de -).

Exemples :

Le sulfate de cuivre : **Cu^{2+} ; SO_4^{2-}** *2+ et 2-*
 Le chlorure ferrique : **Fe^{3+} ; $3Cl^-$** *3+ et 3-*

Exercice :

Ecrire la formule des solutions suivantes :

- Du chlorure de sodium : _____
- Du chlorure de cuivre : _____
- De l'hydrogencarbonate de sodium : _____
- Du sulfate ferreux : _____
- Du sulfate ferrique : _____
- Du nitrate d'argent : _____
- De l'hydroxyde de potassium : _____
- De l'hydroxyde d'ammonium : _____
- Du phosphate d'ammonium : _____
- Du carbonate de calcium : _____

ECRIRE UNE FORMULE IONIQUE

Les ions positifs : les cations Ils ont perdu un ou plusieurs électrons
Ion aluminium III : Al^{3+}
Ion ammonium : NH_4^+
Ion argent : Ag^+
Ion calcium : Ca^{2+}
Ion cuivre II : Cu^{2+}
Ion ferreux (fer II) : Fe^{2+}
Ion ferrique (fer III) : Fe^{3+}
Ion potassium : K^+
Ion sodium : Na^+
Ion Zinc II : Zn^{2+}

Les ions négatifs : les anions Ils ont gagné un ou plusieurs électrons
Ion carbonate : CO_3^{2-}
Ion chlorure : Cl^-
Ion hydrogencarbonate : HCO_3^-
Ion hydroxyde : HO^-
Ion nitrate : NO_3^-
Ion oxyde : O_3^-
Ion permanganate : MnO_4^-
Ion phosphate : PO_4^{3-}
Ion sulfate : SO_4^{2-}

Leur structure:

Pour l'ion ammonium, NH_4^+ se lit : **N**, un atome d'azote ; **H₄**, quatre atomes d'hydrogène ; **+**, une charge positive donc un électron en moins.

Pour l'ion hydrogencarbonate, HCO_3^- se lit : **H**, un atome d'hydrogène ; **C**, un atome de carbone ; **O₃**, trois atomes d'oxygène ; **-**, un électron en plus.

Les solutions aqueuses (à base d'eau) sont électriquement neutres : elles contiennent généralement des ions positifs (cations) et des ions négatifs (anions). La quantité de chacun de ces ions est telle que les charges électriques s'annulent (autant de + que de -).

Exemples :

Le sulfate de cuivre : **Cu^{2+} ; SO_4^{2-}** *2+ et 2-*
 Le chlorure ferrique : **Fe^{3+} ; $3Cl^-$** *3+ et 3-*

Exercice :

Ecrire la formule des solutions suivantes :

- Du chlorure de sodium : **Na^+ ; Cl^-**
- Du chlorure de cuivre : **Cu^{2+} ; $2Cl^-$**
- De l'hydrogencarbonate de sodium : **Na^+ ; HCO_3^-**
- Du sulfate ferreux : **Fe^{2+} ; SO_4^{2-}**
- Du sulfate ferrique : **$2Fe^{3+}$; $3SO_4^{2-}$**
- Du nitrate d'argent : **Ag^+ ; NO_3^-**
- De l'hydroxyde de potassium : **K^+ ; HO^-**
- De l'hydroxyde d'ammonium : **NH_4^+ ; HO^-**
- Du phosphate d'ammonium : **$3NH_4^+$; PO_4^{3-}**
- Du carbonate de calcium : **Ca^{2+} ; CO_3^{2-}**

ATOMES ET CHARGES ELECTRIQUES

Un atome est formé d'un _____ très petit (1/100 000 ème de la taille de l'atome).

Ce noyau contient deux types de **particules** _____, les _____ :

- Les _____ (**p+**) portent des **charges électriques positives**.
- Les _____ (**n** ou n_0) n'ont aucune charge électrique.

La partie principale du corps de l'atome ne contient pas de matière : c'est du **vide**.

Loin du noyau gravitent des _____ (**e-**) porteurs de **charges électriques** _____.

Le numéro atomique est le numéro de la case de l'élément étudié dans le tableau périodique des éléments :

H 1											He 2		
Li 3	Be 4					B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10		
Na 11	Mg 12					Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18		
K 19	Ca 20	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36

Le _____ est aussi le **nombre de** _____ contenus dans chaque atome d'un même élément.

Tous les atomes d'un même élément possèdent le même nombre de protons. Le nombre de neutrons peut varier.

Par exemple, tous les atomes de carbone (C) possèdent toujours 6 protons car le symbole de l'atome de carbone (C) se trouve dans la case 6. En revanche, le nombre de neutrons et d'électrons peuvent changer. Il existe le carbone 12 qui possède 6 protons et 6 neutrons ($6+6 = 12$), mais aussi le carbone 14 dont le noyau contient toujours 6 protons, mais 8 neutrons ($6+8=14$).

Lorsqu'un atome est électriquement neutre, il possède autant de charges électriques positives que négatives. Un **atome électriquement neutre** possède donc **autant de** _____ (**p+**) **que d'** _____ (**e-**).

Par exemple, un atome de chlore électriquement neutre (Cl ; case 17 du tableau périodique des éléments) possède 17 protons et 17 électrons.

Lorsqu'un atome ne possède pas le même nombre d'électrons que de protons, c'est un **ion** :

- Les **ions** _____ (_____) contiennent plus d'électrons que de protons.
- Les **ions** _____ (_____) possèdent moins d'électrons que de protons.

ATOMES ET CHARGES ELECTRIQUES

Un atome est formé d'un _____ très petit (1/100 000 ème de la taille de l'atome).

Ce noyau contient deux types de **particules** _____, les _____ :

- Les _____ (**p+**) portent des **charges électriques positives**.
- Les _____ (**n** ou n_0) n'ont aucune charge électrique.

La partie principale du corps de l'atome ne contient pas de matière : c'est du **vide**.

Loin du noyau gravitent des _____ (**e-**) porteurs de **charges électriques** _____.

Le numéro atomique est le numéro de la case de l'élément étudié dans le tableau périodique des éléments :

H 1											He 2		
Li 3	Be 4					B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10		
Na 11	Mg 12					Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18		
K 19	Ca 20	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36

Le _____ est aussi le **nombre de** _____ contenus dans chaque atome d'un même élément.

Tous les atomes d'un même élément possèdent le même nombre de protons. Le nombre de neutrons peut varier.

Par exemple, tous les atomes de carbone (C) possèdent toujours 6 protons car le symbole de l'atome de carbone (C) se trouve dans la case 6. En revanche, le nombre de neutrons et d'électrons peuvent changer. Il existe le carbone 12 qui possède 6 protons et 6 neutrons ($6+6 = 12$), mais aussi le carbone 14 dont le noyau contient toujours 6 protons, mais 8 neutrons ($6+8=14$).

Lorsqu'un atome est électriquement neutre, il possède autant de charges électriques positives que négatives. Un **atome électriquement neutre** possède donc **autant de** _____ (**p+**) **que d'** _____ (**e-**).

Par exemple, un atome de chlore électriquement neutre (Cl ; case 17 du tableau périodique des éléments) possède 17 protons et 17 électrons.

Lorsqu'un atome ne possède pas le même nombre d'électrons que de protons, c'est un **ion** :

- Les **ions** _____ (_____) contiennent plus d'électrons que de protons.
- Les **ions** _____ (_____) possèdent moins d'électrons que de protons.

EXERCICE

On dispose d'une solution inconnue.

On effectue les quatre tests :

a) Avec le chlorure de baryum, on observe un précipité blanc.

b) Avec l'acide chlorhydrique, il ne se passe rien.

c) Avec le nitrate d'argent, il n'y a pas de réaction.

d) Avec la soude, on obtient un précipité marron (roux).

Ecrire le nom de la solution reconnue et sa formule chimique équilibrée.

Le chlorure de baryum met en évidence l'ion sulfate : S O_4^{2-}

La soude reconnaît les ions ferriques Fe^{3+}

Il s'agit d'une solution de sulfate ferrique : $2 \text{Fe}^{3+} ; 3 \text{S O}_4^{2-}$

