

LES IONS

☺ Définition :

Un _____ (ou un _____) qui _____ ou qui _____ un ou plusieurs électrons devient un ion.

☺ Les deux types d'ions :

Il existe deux catégories d'ions :

- ☐ Les ions positifs ou _____ qui ont _____ un ou plusieurs électrons négatifs. Les cations sont formés généralement à partir d'atomes d'éléments _____ ayant perdu des électrons.
- ☐ Les ions négatifs ou _____ qui ont _____ un ou plusieurs électrons négatifs. Ils sont surtout formés à partir d'éléments non métalliques, d'oxygène.

☺ La reconnaissance des ions :

On ne peut pas reconnaître les ions seulement par leur couleur.

On doit utiliser un _____ spécifique qui ne réagit en présence de l'ion recherché.

Rappelez-vous : le réactif du dioxyde de carbone est _____ de _____ qui se trouble en présence du gaz dioxyde de carbone.

☺ La reconnaissance des cations (ions positifs)

IONS CUIVRE II	Localisation, utilisation :
Formule et structure : { $p+$ $e-$	Solution contenant les ions cuivre :
	Réactif utilisé :
	Résultat :
	Equation :

IONS FERREUX II	Localisation, utilisation :
Formule et structure : { $p+$ $e-$	Solution contenant les ions ferreux :
	Réactif utilisé :
	Résultat :
	Equation :

IONS FERRIQUES III	Localisation, utilisation :
Formule et structure : { $p+$ $e-$	Solution contenant les ions ferriques :
	Réactif utilisé :
	Résultat :
	Equation :

IONS ZINC II	Localisation, utilisation :
Formule et structure : { $p+$ $e-$	Solution contenant les ions zinc :
	Réactif utilisé :
	Résultat :
	Equation :

☺ **La reconnaissance des anions (ions négatifs) :**

IONS CHLORURE	Localisation, utilisation :
Formule et structure : $\left\{ \begin{array}{l} p+ \\ e- \end{array} \right.$	Solution contenant les ions chlorure :
	Réactif utilisé :
	Résultat :
	Conséquences du résultat :
	Equation :

IONS SULFATE	Localisation, utilisation :	
Formule :	Structure :	... atome de
		... atomes d'
		... électrons en plus.
	Solution contenant les ions sulfate :	
	Réactif utilisé :	
	Résultat :	
	Equation :	

IONS CARBONATE	Localisation, utilisation :	
Formule :	Structure :	... atome de
		... atomes d'
		... électrons en plus.
	Corps contenant des ions carbonate :	
	Réactif utilisé :	
	Résultat :	
	Conséquences du résultat :	
	Equation :	

LES IONS

☺ Définition :

Un **atome** (ou un **groupelement d'atomes**) qui **perd** ou qui **gagne** un ou plusieurs électrons devient un ion.

☺ Les deux types d'ions :

Il existe deux catégories d'ions :

- ☐ Les ions positifs ou **cations** qui ont **perdu** un ou plusieurs électrons négatifs. Les cations sont formés généralement à partir d'atomes d'éléments **métalliques** ayant perdu des électrons.
- ☐ Les ions négatifs ou **anions** qui ont **gagné** un ou plusieurs électrons négatifs. Ils sont surtout formés à partir d'éléments non métalliques, d'oxygène.

☺ La reconnaissance des ions :

On ne peut pas reconnaître les ions seulement par leur couleur.

On doit utiliser un **réactif** spécifique qui ne réagit en présence de l'ion recherché. Rappelez-vous : le réactif du dioxyde de carbone est l'**eau** de **chaux** qui se trouble en présence du gaz dioxyde de carbone.

☺ La reconnaissance des cations (ions positifs)

IONS CUIVRE II	Localisation, utilisation : Les ions cuivre Cu^{2+} sont présents dans la bouillie bordelaise qui tue les champignons parasites de la vigne (fongicide).
Formule et structure : $\text{Cu}^{2+} \left\{ \begin{array}{l} 29 \text{ p}^+ \\ 27 \text{ e}^- \\ 2+ \end{array} \right.$	Solution contenant les ions cuivre : le sulfate de cuivre. Cu^{2+} ; SO_4^{2-}
	Réactif utilisé : la soude. Hydroxyde de sodium. Na^+ ; OH^-
	Résultat : on obtient un précipité solide insoluble bleu.
	Equation : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- \Rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ Ions cuivre ions hydroxyde précipité d'hydroxyde de cuivre

IONS FERREUX II	Localisation, utilisation : Les ions ferreux Fe^{2+} sont présents dans les engrais anti-mousse pour le gazon.
Formule et structure : $\text{Fe}^{2+} \left\{ \begin{array}{l} 26 \text{ p}^+ \\ 24 \text{ e}^- \\ 2+ \end{array} \right.$	Solution contenant les ions ferreux : le sulfate de fer. Fe^{2+} ; SO_4^{2-}
	Réactif utilisé : la soude. Hydroxyde de sodium. Na^+ ; OH^-
	Résultat : on obtient un précipité solide insoluble vert kaki.
	Equation : $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^- \Rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$ Ions ferreux ions hydroxyde précipité d'hydroxyde ferreux

IONS FERRIQUES III	Localisation, utilisation : Les ions ferriques du servent à graver les circuits imprimés utilisés en électronique.
Formule et structure : $\text{Fe}^{3+} \left\{ \begin{array}{l} 26 \text{ p}^+ \\ 23 \text{ e}^- \\ 3+ \end{array} \right.$	Solution contenant les ions ferriques : le chlorure ferrique. Fe^{3+} ; 3Cl^-
	Réactif utilisé : la soude. Hydroxyde de sodium. Na^+ ; OH^-
	Résultat : on obtient un précipité solide insoluble de couleur rouille (rouge-orangé).
	Equation : $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^- \Rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ Ions ferriques ions hydroxyde précipité d'hydroxyde ferrique

IONS ZINC II	Localisation, utilisation : On trouve de nombreux ions zinc sur les gouttières et toitures en zinc, mais aussi dans les piles usagées.
Formule et structure : $\text{Zn}^{2+} \left\{ \begin{array}{l} 30 \text{ p}^+ \\ 28 \text{ e}^- \\ 2+ \end{array} \right.$	Solution contenant les ions zinc : le chlorure de zinc. Zn^{2+} ; 2Cl^-
	Réactif utilisé : la soude. Hydroxyde de sodium. Na^+ ; OH^-
	Résultat : on obtient un précipité solide insoluble blanc.
	Equation : $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{OH}^- \Rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow$ Ions zinc ions hydroxyde précipité d'hydroxyde de zinc

☺ La reconnaissance des anions (ions négatifs) :

IONS CHLORURE	Localisation, utilisation :	Les ions chlorure sont présents dans le sel de table, l'eau de mer.
Formule et structure : Cl^- $\left\{ \begin{array}{l} 17 \text{ p}^+ \\ 18 \text{ e}^- \\ 1- \end{array} \right.$	Solution contenant les ions chlorure :	le chlorure de sodium. $\text{Na}^+ ; \text{Cl}^-$
	Réactif utilisé :	le nitrate d'argent. $\text{Ag}^+ ; \text{NO}_3^-$
	Résultat :	on obtient un précipité solide insoluble blanc qui noircit à la lumière.
	Conséquences du résultat :	du Le chlorure d'argent et les ions argent en général noircissant à la lumière, on les utilise en photographie « argentique ».
	Equation :	$\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \Rightarrow \text{AgCl} \downarrow$ <p>Ions chlorure ions argent précipité de chlorure d'argent</p>

IONS SULFATE	Localisation, utilisation :	Les ions sulfate sont présents dans l'acide sulfurique.
Formule : SO_4^{2-}	Structure :	1 atome de soufre
		4 atomes d'oxygène
		2 électrons en plus.
	Solution contenant les ions sulfate :	
	Réactif utilisé :	le chlorure de baryum. $\text{Ba}^{2+} ; 2 \text{Cl}^-$
	Résultat :	on obtient un précipité solide insoluble blanc.
	Equation :	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \Rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$ <p>Ions sulfate ions baryum précipité de sulfate de baryum</p>

IONS CARBONATE	Localisation, utilisation :	On trouve des ions carbonate dans les roches calcaires d'origine sédimentaire (craie, calcaire grossier, marbre...) et le tartre.
Formule : CO_3^{2-}	Structure :	1 atome de carbone
		3 atomes d'oxygène
		2 électrons en plus.
	Corps contenant des ions carbonate :	le carbonate de calcium. $\text{Ca}^{2+} ; \text{CO}_3^{2-}$
	Réactif utilisé :	un acide tel que l'acide chlorhydrique. $\text{H}^+ ; \text{Cl}^-$
	Résultat :	on obtient une effervescence de bulles de gaz dioxyde de carbone.
	Conséquences du résultat :	On utilise des anti-calcaire à base d'acide chlorhydrique pour décomposer le tartre calcaire des WC ou des baignoire. Des pastilles à base de calcaire (« Rennie ») neutralisent l'acidité de l'estomac.
	Equation :	$\text{CO}_3^{2-} + 2 \text{H}^+ \Rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ <p>Ions carbonate ions H^+ de l'acide de l'eau du dioxyde de carbone</p>