

Solutions électrolytiques et concentrations

1) Structure d'un solide ionique

Objectifs :

Réviser la notion de structure électronique.

Réviser les règles du duet et de l'octet afin de mieux comprendre le mécanisme d'échange des électrons.

Comprendre que le nombre d'électrons perdus ou gagnés par chaque espèce chimique, influe directement la formule chimique du solide ionique.

Utiliser la classification périodique pour trouver des informations.

1.1) Activité préparatoire

Rappels de seconde :

Donner la **structure électronique** d'un atome c'est indiquer le nombre d'électrons sur chaque couches. Pour représenter cette structure, on place la lettre correspondant à chaque couche entre parenthèse et on indique le nombre d'électrons présents sur la couche en exposant. Les niveaux vides ne sont pas indiqués.

Les électrons sont repartis sur la première couche, c'est à dire la couche K. Une fois qu'elle est saturée, on passe à la couche L, et ainsi de suite. On procède ainsi jusqu'à ce que tous les électrons soient repartis.

Chaque couche ne peut contenir qu'un nombre défini d'électrons.

Couche.	K	L	M
Nombre maximal d'électrons de la couche.	2	8	18

Exemple :

Nom	Numéro atomique	Structure électronique
Hélium	Z=2	(K) ²
Neon	Z=10	(K) ² (L) ⁸
Argon	Z=18	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

Stabilité des éléments :

A l'exception des gaz nobles les éléments n'existent pas naturellement sous forme isolée, car sous cette forme ils ne sont pas stables. Ils cherchent à adopter la structure électronique d'un gaz noble.

Pour augmenter leur stabilité, les éléments chimiques adoptent la même structure électronique que le gaz noble de numéro atomique le plus proche.

Exemple :

Symbole	Structure électronique	Cet élément va-t-il perdre ou gagner des e ⁻ pour être plus stable ?	Nombre d'e ⁻ perdus ou gagnés ?	Symbole de l'ion formé ?	Structure électronique de l'ion formé ?	Symbole du gaz noble ayant la même structure ?	Nombre d'électrons sur la couche externe ?
Li	(K) ² (L) ¹	perdre	1	Li ⁺	(K) ²	He	2
Mg	(K) ² (L) ⁸ (M) ²	perdre	2	Mg ²⁺	(K) ² (L) ⁸	Ne	8
F	(K) ² (L) ⁷	Gagner	1	F ⁻	(K) ² (L) ⁸	Ne	8
Cl	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	Gagner	1	Cl ⁻	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸	Ar	8
Be	(K) ² (L) ²	Perdre	2	Be ²⁺	(K) ²	He	2

Règles du "Duet" et de "l'octet"

Règle du duet : Les éléments de numéro atomique proche de celui de l'hélium adoptent sa structure électronique : $(K)^2$. Ils ont alors deux électrons sur leur couche externe.

Règle de l'octet : Les autres éléments de numéro atomique inférieur à 18 adoptent la structure du néon ou de l'argon. Ils portent donc 8 électrons (un octet) sur leur couche externe.

Exercice :

Le cristal de chlorure de sodium est formé d'ions sodium et d'ions chlorures. Celui de fluorure de calcium contient des ions calcium et fluorures. Ces cristaux comme tous les solides sont électriquement neutres.

1) Rechercher dans la classification périodique, la place des éléments sodium, calcium, fluor et chlore. Noter leur symbole ainsi que leur structure électronique. $((K)^2(L)^7(M)^7)$



Cristaux de chlorure de sodium



Cristaux de fluorure de calcium

Sodium $Z = 11$ $(K)^2(L)^8(M)^1$

Calcium $Z = 20$ $(K)^2(L)^8(M)^10$

Fluor $Z = 9$ $(K)^2(L)^7$

Chlore $Z = 17$ $(K)^2(L)^8(M)^7$

2) A l'aide des rappels sur la stabilité des éléments, sur les règles du duet et de l'octet, Déduisez-en la formule des ions sodium, calcium, fluorure et chlorure.

Na^+ , Ca^{2+} , F^- , Cl^-

3) L'atome de sodium a-t-il perdu ou gagné un électron lors de sa transformation en ion sodium ?

Il en a perdu un électron pour atteindre la structure plus stable du Néon

4) L'atome de chlore a-t-il perdu ou gagné un électron lors de sa transformation en ion chlorure ?

Il en a gagné un électron pour atteindre la structure plus stable de l'argon

5) A votre avis que s'est-il passé entre le sodium et le chlore au moment de leur transformation en ions ?

Le chlore a récupéré l'électron du sodium.

6) En déduire la formule du chlorure de sodium solide.

$NaCl$

7) L'atome de fluor a-t-il perdu ou gagné un électron lors de sa transformation en ion fluorure ?

Il en a gagné un électron pour atteindre la structure plus stable du néon.

8) L'atome de calcium a-t-il perdu ou gagné plusieurs électrons lors de sa transformation en ion calcium ?

Il en a perdu deux électrons pour atteindre la structure plus stable de l'argon.

9) A votre avis que s'est-il passé entre le calcium et le fluor au moment de leur transformation en ions ?



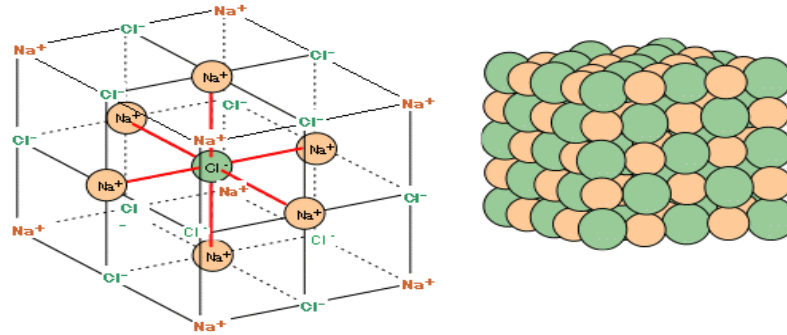
Le calcium a cédé deux électrons qui ont été récupérés par deux atomes de fluor. Si ce n'était pas le cas le solide ne serait pas électriquement neutre... Il resterait un électron isolé.

10) En déduire la formule du fluorure de calcium solide.



Voici le modèle du chlorure de sodium cristallisé. Le solide est formé de cations sodium Na^+ et d'anion sodium Cl^- .

Un ion négatif est entouré d'ions positifs et inversement. La cohésion du cristal est assurée par les **interactions coulombiennes**.



Conclusion :

Un solide ionique est constitué d'anions et de cations régulièrement disposés dans l'espace. Chaque ion est attiré par des ions de signes opposés qui l'entourent, ce qui assure la cohésion du solide. L'ensemble est électriquement neutre.

La formule statistique du solide, indique la nature et la proportion des ions présents.

2) Les molécules polaires

2.1) Rappel sur les liaisons

Objectifs :

Rappel sur la différence entre liaison de type ionique et liaison de type covalente.

Dans le paragraphe précédent nous avons étudié des liaisons de type ionique (**don** d'un ou plusieurs électrons)

Dans le cas des molécules la liaison est dite covalente. (**Partage** d'un ou plusieurs électrons)



Liaison de type ionique	Liaison covalente
<p>LIEN IONIQUE</p> <p>Atome de Sodium, Na</p> <p>Atome de Chlore, Cl</p> <p>Ion (cation) Sodium, Na^+</p> <p>Ion (anion) Chlore, Cl^-</p> <p>Molécule de NaCl (sel ou halite)</p>	<p>LIEN COVALENT</p> <p>Molécule de Chlore (Cl_2)</p>

2.2) Qu'est-ce qu'une molécule polaire ?

Objectifs :

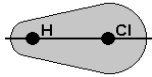
Comprendre que dans une liaison covalente le partage du doublet d'électron n'est pas équitable.

Comprendre que certains atomes attirent plus les électrons que d'autres.

Comprendre les notations : $+\delta e$ et $-\delta e$

Savoir qu'une molécule dans laquelle, les barycentres des charges positives et négatives ne sont pas confondus est polaire.

Dans la molécule de chlorure d'hydrogène, HCl, l'atome de chlore et l'atome d'hydrogène mettent en commun un doublet d'électrons constituant ainsi une liaison covalente entre eux.



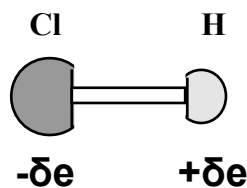
En réalité, ce doublet de liaison n'est pas équitablement partagé entre les atomes liés : il est statistiquement plus proche de l'atome de chlore (plus avide d'électrons) que de l'atome d'hydrogène.

On dit que le chlore est plus **électronégatif** que l'hydrogène.

Statistiquement, l'hydrogène présente alors un léger déficit d'électrons on dit qu'il porte une charge partielle positive $+\delta e$

Statistiquement, le chlore présente alors un léger excès d'électrons on dit qu'il porte une charge partielle négative $-\delta e$

Sur un schéma cela se note ainsi :



Définitions :

Une liaison est polarisée, si ses deux atomes sont différents.

Une molécule dans laquelle, les barycentres des charges positives et négatives ne sont pas confondus est polaire.

2.3) Électronégativité (Dm ex n°1)

Objectifs :

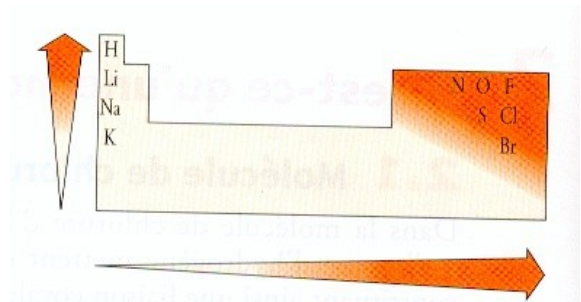
Connaître la notion d'électronégativité et savoir à partir de la classification périodique déterminer si une molécule est polaire ou non.

Savoir en fonction des informations trouvées dans la classification périodique quels sont les atomes présentant une charge $+\delta e$ ou $-\delta e$.

Définition :

L'électronégativité d'un élément traduit la tendance d'un atome de cet élément à attirer le doublet d'électrons d'une liaison covalente qu'il forme avec un autre atome.

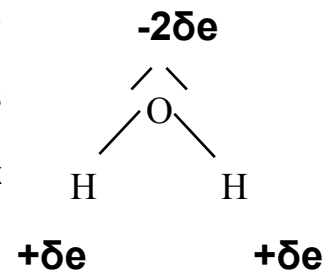
L'électronégativité varie selon la place de l'élément dans la classification périodique (à l'exception des gaz rares)



2.4) Cas de la molécule d'eau

L'oxygène de la molécule d'eau (H_2O) met en commun avec chaque atome d'hydrogène un doublet d'électrons.

D'après le dessin ci-dessus on constate que l'hydrogène est moins électronégatif que l'oxygène. Cela se traduit par une présence statistique des électrons plus importante du côté de l'oxygène; et ce pour les deux liaisons.



3) Solution électrolytique

3.1) Définition

Objectifs :

Connaître la notion de solution électrolytique.

Savoir que le déplacement du courant électrique dans les solutions est dû au déplacement d'ions.

Revoir les notions d'anode, de cathode, d'anions et de cations.

Manipulation :

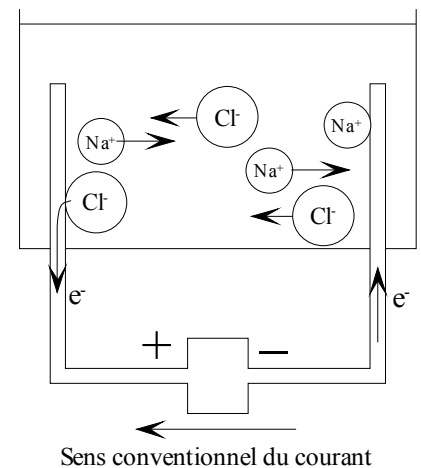
On branche en série, un générateur de courant continu, un ampèremètre, une cellule d'électrolyse, dans laquelle on place de l'eau distillée.

On allume le générateur et l'on mesure l'intensité du courant qui circule.

On refait cette manipulation après avoir introduit du chlorure de sodium (sel)

On observe alors que l'intensité du courant est beaucoup plus importante.

La mobilité des ions sodium et chlorures a permis le passage du courant.



Définition :

Une solution électrolytique conduit le courant électrique, car elle contient des ions mobiles qui assurent le passage du courant.

3.2) Solvatation

Objectifs :

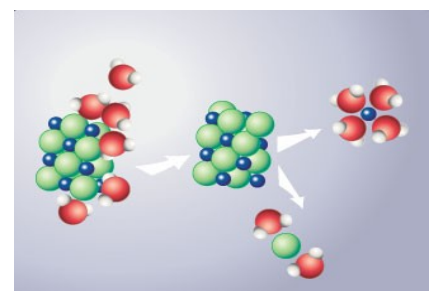
Connaître au niveau microscopique le mécanisme de la solvatation.

Appliquer ses connaissances sur la polarité des molécules au cas particulier de la solvatation du solide ionique NaCl

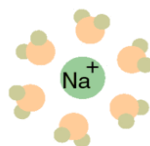
Lorsqu'on introduit du chlorure de sodium dans l'eau, les molécules d'eau polaires interagissent avec les ions qui se trouvent à la surface du solide et les attirent. Les ions s'entourent ainsi de plusieurs molécules du solvant eau.



On dit qu'ils se solvatent.



Solvation d'un cristal de NaCl dans l'eau



3.3) Equation de la réaction associée à la dissolution d'un solide ionique

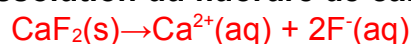
(Dm ex n°2)

Objectifs :

Comprendre que le nombre d'électrons perdus ou gagnés par chaque espèce chimique, influe directement la formule chimique du solide ionique.

Le chlorure d'argent : $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

Ecrire l'équation associée à la dissolution du fluorure de calcium :



4) Dissolution d'un gaz polaire et dissolution d'une solution polaire

4.1) Dissolution du gaz HCl dans l'eau

Objectifs :

Comprendre que la dissolution du HCl(g) dans l'eau distillée conduit à la formation d'ions solvatés.

Connaître la méthode expérimentale de détermination de la présence d'ions $\text{H}^+(\text{aq})$ et $\text{Cl}^-(\text{aq})$ en solution.

Appliquer les notions de la leçon pour écrire l'équation de réaction associée à la dissolution du HCl dans l'eau.

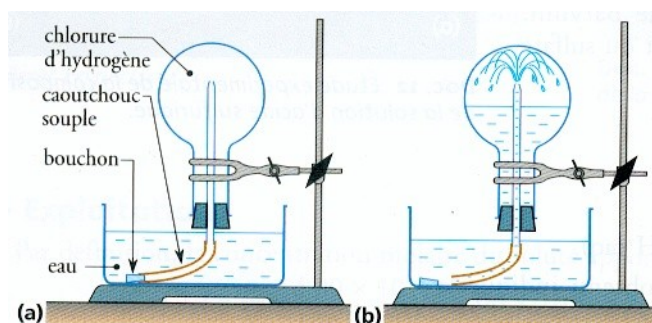
D'un point de vue culture générale, savoir qu'une grande quantité de gaz HCl peut être dissoute dans le solvant eau.

Mode opératoire:

Etape n°1 : Retourner un ballon rempli de gaz chlorure d'hydrogène, HCl , sur un cristalliseur contenant de l'eau distillée.

Une mesure de pH de l'eau distillée à ce moment montre que celui-ci est proche de 7.

On effectue également un prélèvement d'eau distillée dans un tube à essais auquel on ajoute quelques gouttes de nitrate d'argent. Aucun précipité ne se forme.



Etape n°2 : Retirer le bouchon : Un peu d'eau monte dans le tube. Pincer le tube en caoutchouc pour éviter l'entrée d'air et retourner l'ensemble pour que quelques gouttes d'eau tombent dans le ballon.

Etape n°3 : Plonger à nouveau l'extrémité du tube dans l'eau : L'eau s'élève rapidement et jaillit dans le ballon.

Etape n°4 : Tester à nouveau le pH de la solution obtenue dans le ballon. Il vaut environ 2.

Etape n°5 : Prélever un peu de la solution et y ajouter quelques gouttes de nitrate d'argent. Un précipité blanc se forme.

Questions :

1) Comment expliquer l'apparition du jet d'eau ?

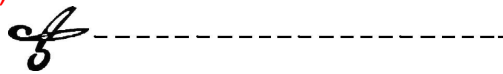
La dissolution d'un peu de chlorure d'hydrogène dans les premières gouttes d'eau introduites entraîne une diminution de la pression dans le ballon. Celle-ci étant devenue inférieure à la pression atmosphérique, l'eau pénètre dans le ballon, d'où le jet observé.

Le chlorure d'hydrogène se dissout facilement dans l'eau. Sa solubilité est très élevée : à 20°C, sous une pression de 1 bar, elle correspond à 340 L de gaz pour 1 L de solution.

2) La solution aqueuse obtenue contient-elle des ions ?

La solution de pH inférieur à 7 est acide. Cette acidité est due à la présence d'ions H^+ solvatés, notés $H^+(aq)$. La solution de chlorure d'hydrogène est appelée solution d'acide chlorhydrique.

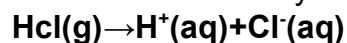
Le précipité de chlorure d'argent indique la présence d'ions chlorures en solution. (ils n'étaient pas présents au début). Les ions chlorures solvatés se notent $Cl^-(aq)$.



Explication :

Lors de la dissolution, il se produit une transformation chimique due à une interaction entre les molécules de chlorure d'hydrogène et l'eau. Des liaisons intermoléculaires s'établissent ; elles affaiblissent suffisamment la liaison covalente H-Cl pour qu'elle se casse. Il apparaît donc des ions solvatés : $H^+(aq)$ et $Cl^-(aq)$

L'équation associée à la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau s'écrit :



La solution d'acide chlorhydrique ne contient pas de molécules de HCl, mais des ions solvatés mobiles : C'est une solution électrolytique.

4.2) Dissolution d'un liquide polaire dans l'eau

Objectifs :

Comprendre que la dissolution de H_2SO_4 dans l'eau distillée conduit à la formation d'ions solvatés.

Connaître la méthode expérimentale de détermination de la présence d'ions $H^+(aq)$ et $SO_4^{2-}(aq)$.

Appliquer les notions de la leçon pour écrire l'équation de réaction associée à la dissolution de H_2SO_4 dans l'eau.

Savoir que la transformation associée à la dissolution d'un l'acide dans l'eau s'accompagne d'une forte élévation de température.

Pour éviter les projections d'acide, il faut toujours verser l'acide dans l'eau, jamais l'inverse.

Question :

Proposez une méthode expérimentale pour déterminer si la solution aqueuse d'acide sulfurique H_2SO_4 est une solution électrolytique ?

Donnée : Le chlorure de baryum $BaCl_2$ en présence d'ion sulfates SO_4^{2-} forme un précipité blanc.

Avec une baguette de verre, on dépose une goutte de la solution obtenue sur un petit morceau de papier pH. Si le test du pH de la solution avec du papier pH indique que la solution est nettement acide. L'acidité résulte de la présence d'ions H^+ .

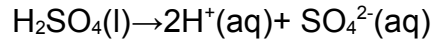
On ajoute un peu de chlorure de baryum ($Ba^{2+}_{(aq)} + 2 Cl^{-}_{(aq)}$) dans la solution. Si un précipité blanc se forme : c'est du sulfate de baryum $BaSO_{4(s)}$. Il indique la présence d'ions sulfate SO_4^{2-} .



Conclusion :

Lors de la dissolution de l'acide sulfurique H_2SO_4 , il se produit une transformation chimique due à une interaction entre les molécules d'acide sulfurique et d'eau. Ces deux types de molécules sont polaires. L'acide sulfurique se dissocie en ions hydrogène $H^+_{(aq)}$ et en ions sulfate $SO_4^{2-}_{(aq)}$.

L'équation de la réaction associée à la dissolution est :



	<p>La transformation associée à la dissolution d'un l'acide dans l'eau s'accompagne d'une forte élévation de température. Pour éviter les projections d'acide, il faut toujours verser l'acide dans l'eau, jamais l'inverse.</p>	
--	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	--

5) Calculs de concentration appliqués à la solvation de composés ioniques.

Objectifs :

Appliquer les notions travaillées lors de ce chapitre.

Réviser la notion de tableau d'avancement.

Réviser les calculs liés à la détermination de quantités de matière.

Exercice n°1 (Dm ex n°3)

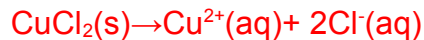
On désire préparer dans une fiole jaugée de 500mL une solution de chlorure de cuivre $CuCl_2$ de concentration en ions cuivre Cu^{2+} ; $C_{Cu^{2+}} = 1,9 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

1) Quelle quantité de matière doit-on prélever pour préparer cette solution ?

$$n = C \times V = 1,9 \cdot 10^{-1} \times 0,5 = 0,095 \text{ mol.}$$

Il faut prélever : 0,095 mol de $CuCl_2$

2) Déterminer l'équation de la réaction associée à la dissolution de $CuCl_2$



3) Dressez le tableau d'avancement associé à cette dissolution.

Équation chimique		$CuCl_2(s) \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}$		
Etat du système	Avancement (en mol)	Quantités de matières (en mol)		
État initial	$X=0$	0,095	0	0
En cours de transformation	X	$0,095 - X$	X	$2X$
État final	$X_f = X_{max}$	$n_{f,CuCl_2(s)} = 0,095 - x_{max}$	$n_{f,Cu^{2+}(aq)} = x_{max}$	$n_{f,Cl^{-}(aq)} = 2x_{max}$

4) Calculer les quantités de matières à l'état final. On considère que la totalité du chlorure de cuivre est dissoute

Si la totalité de $CuCl_2(s)$ est dissoute, alors : $n_{f,CuCl_2(s)} = 0$ on en déduit que $X_{max} = 0,095 \text{ mol}$

En remplaçant X_{max} par sa valeur on trouve :

$$n_{f,CuCl_2(s)} = 0 \text{ mol}$$

$$n_{f, Cu^{2+}(aq)} = 0,095 \text{ mol}$$

$$n_{f, Cl^{-}(aq)} = 2 \times 0,095 = 0,19 \text{ mol}$$

5) Calculer les concentrations des différentes espèces à l'état final.

Si $n_{f, CuCl_2(s)} = 0 \text{ mol}$ on en déduit que $C_{f, CuCl_2(s)} = 0 \text{ mol.L}^{-1}$

$$C_{f, Cu^{2+}(aq)} = \frac{(n_{f, Cu^{2+}(aq)})}{V} = \frac{0,095}{0,5} = 0,19 \text{ mol.L}^{-1} \text{ Ce qui est conforme à la donnée de l'exercice.}$$

$$C_{f, Cl^{-}(aq)} = \frac{(n_{f, Cl^{-}(aq)})}{V} = \frac{0,19}{0,5} = 0,38 \text{ mol.L}^{-1}$$

Il faut bien noter que chaque mole de $CuCl_2(s)$ une fois dissoute apporte en solution 1 mole d'ions $Cu^{2+}(aq)$ et 2 moles d'ions $Cl^{-}(aq)$



Objectifs :

Appliquer les notions travaillées lors de ce chapitre.

Réviser la notion de tableau d'avancement.

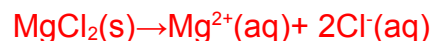
Réviser les calculs liés à la détermination de quantités de matière.

Réviser la méthode expérimentale pour préparer une solution de concentration donnée.

Exercice n°2

On désire préparer dans une fiole jaugée de 250mL une solution de chlorure de magnésium $MgCl_2$ de concentration en ions chlorures : $Cl^{-}(aq)$ $C_{Cl^{-}(aq)} = 3,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

1) Déterminer l'équation de la réaction associée à la dissolution de $MgCl_2$



2) Quelle quantité d'ions $n_{Cl^{-}(aq)}$ est présente en solution lorsque la dissolution de $MgCl_2(s)$ a été totale ?

$$n_{Cl^{-}(aq)} = C_{Cl^{-}(aq)} \times V = 3,2 \cdot 10^{-1} \times 0,250 = 0,08 \text{ mol.}$$

3) Dressez le tableau d'avancement associé à cette dissolution.

Équation chimique		$MgCl_2(s)$	\rightarrow	$Mg^{2+}(aq)$	+	$2Cl^{-}(aq)$
Etat du système	Avancement (en mol)	Quantités de matières (en mol)				
État initial	$X=0$	$n_{0, MgCl_2(s)}=?$		0		0
En cours de transformation	X	$n_{0, MgCl_2(s)} - X$		X		$2X$
État final	$X_f = X_{max}$	$n_{f, MgCl_2(s)} =$ $n_{0, MgCl_2(s)} - X_{max}$		$n_{f, Mg^{2+}(aq)} =$ X_{max}		$n_{Cl^{-}(aq)} =$ $2x_{max} = 0,08$

4) Calculer les quantités de matières à l'état final. On considère que la totalité du chlorure de cuivre est dissoute

$$\text{Si la totalité de } 2X_{max} = 0,08 \text{ mol donc } X_{max} = \frac{0,08}{2} = 0,04 \text{ mol}$$

En remplaçant X_{max} par sa valeur on trouve :

$$n_{f, MgCl_2(s)} = 0 \text{ mol}$$

$$n_{f, Mg^{2+}(aq)} = 0,04 \text{ mol}$$

$$n_{f, Cl^{-}(aq)} = 0,08 \text{ mol}$$

5) Déterminer la masse de $MgCl_2$ initialement introduite dans la fiole pour préparer la solution.

$$n_{f, MgCl_2(s)} = 0 = n_{0, MgCl_2(s)} - X_{\max}$$

En remplaçant X_{\max} par sa valeur on en déduit :

$$n_{0, MgCl_2(s)} = 0,04 \text{ mol}$$

Pour trouver la masse on utilise la relation $m = n_{MgCl_2(s)} \times M(MgCl_2)$

$$M(MgCl_2) = 24,3 + 35,5 \times 2 = 95,3 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$m = 0,04 \times 95,3 = 3,8 \text{ g}$$

Pour préparer la solution, il faut introduire 3,8g de $MgCl_2$

6) Détaillez le mode opératoire pour réaliser cette solution.

Etape n°1

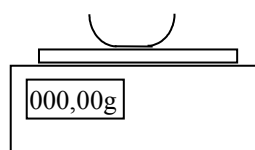
Lire l'étiquette du produit à prélever et prendre les dispositions de sécurité qui s'imposent.

Etape n°2

Se munir d'une coupelles propre et sèche

Allumer la balance.

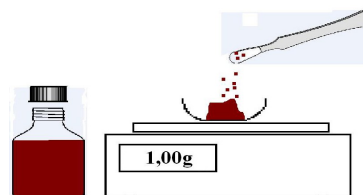
Poser la coupelle et tarer la balance



Etape n°3

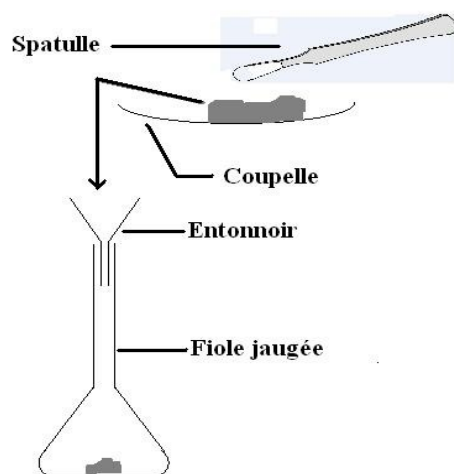
Prélever à l'aide d'une spatule propre et sèche la quantité de matière désirée.

Ne pas oublier de refermer le flacon et de le remettre à sa place.



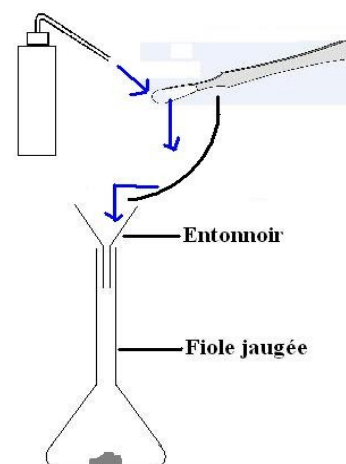
Etape n°4

Introduire l'espèce chimique dans la fiole jaugée à l'aide d'un entonnoir et de la spatule.



Etape n°5

Nettoyer la coupelle et la spatule avec de l'eau distillée au dessus de l'entonnoir pour introduire la matière qui restera éventuellement collée aux parois de la coupelle ou de la spatule. Faire de même avec l'entonnoir.



Etape n°6

Compléter la fiole jaugée avec de l'eau distillée, jusqu'à moitié.
Fermer la fiole jaugée à l'aide d'un bouchon. Puis retournez la fiole plusieurs fois pour dissoudre la matière.

Quand la matière est dissoute, compléter avec de l'eau distillée, jusqu'au trait de jauge. Je veille tout particulièrement à ce que la partie basse du ménisque corresponde avec le trait de jauge.

Si je dépasse le trait de jauge, je n'ai pas d'autre choix que de tout recommencer car, j'ai trop dilué la solution...

