

Niveau : 2nde A-C

CÔTE D'IVOIRE – ÉCOLE NUMÉRIQUE

Discipline :

PHYSIQUE-CHIMIE



THÈME 4 : LES IONS EN SOLUTION

TITRE DE LA LEÇON: SOLUTIONS AQUEUSES IONIQUES

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Deux élèves en classe de 2nde C au Lycée Moderne de Boundiali échangent sur les solutions aqueuses ioniques. Tous deux sont d'accord que ces solutions sont obtenues par dissolution de composés ioniques dans l'eau ; mais l'un affirme qu'elles conduisent le courant électrique tandis que l'autre soutient le contraire. Pour s'accorder, ils décident avec leurs camarades de classe de se faire aider par leur professeur de Physique-Chimie afin d'interpréter le phénomène de dissolution dans l'eau d'un composé ionique, de définir la solubilité, les concentrations volumiques massique et molaire puis d'interpréter une électrolyse.

II. CONTENU DE LA LEÇON

1. Rappels

- **Une solution** est obtenue en dissolvant un soluté dans un solvant.

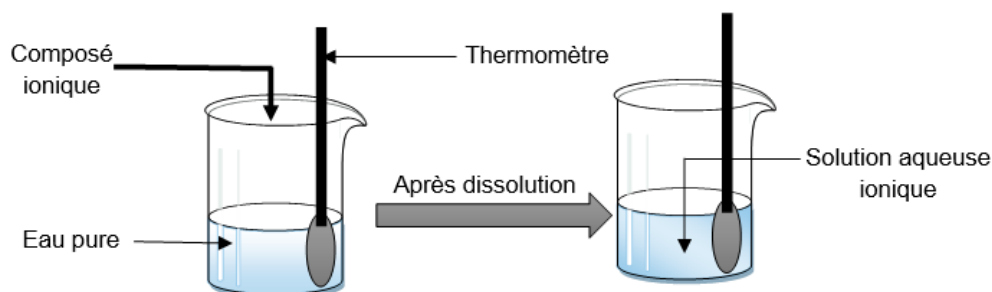
Si l'eau est le solvant alors la solution est dite **aqueuse**.

- **Une solution aqueuse ionique** est obtenue en dissolvant un composé ionique dans l'eau. Le composé ionique dissous est le **soluté**. L'opération de disparition du soluté dans l'eau est la **dissolution**.

NB : Les solutions aqueuses ioniques conduisent le courant électrique car elles contiennent des ions.

2. Effet thermique de la dissolution d'un composé ionique dans l'eau

2.1. Expérience et Observations



Soluté	Quantité de matière dissoute	Masse correspondante	Variation de la température
NaCl	0,05 mol	2,92 g	0°C
NaOH	0,05 mol	2 g	+8°C
CuSO ₄	0,05 mol	7,98 g	0°C
NH ₄ Cl	0,05 mol	2,67 g	-2,5°C

2.2. Interprétation

La dissolution d'un composé ionique dans l'eau se fait principalement en deux étapes :

- La dislocation du cristal

Il y a rupture des liaisons électrostatiques entre les ions suivie de leur dispersion.

Le phénomène se fait avec **absorption d'énergie**. Soit E_d cette énergie.

- L'hydratation ou la solvatation des ions

Les ions dispersés s'entourent chacun d'une couronne de molécule d'eau.

L'hydratation s'accompagne d'un **dégagement de chaleur**. Soit E_h cette énergie.

L'énergie de la dissolution dépend des énergies E_d et E_h :

*Si $E_d > E_h$ alors la dissolution est **endothermique** (diminution de la température) ; c'est le cas de NH_4Cl .

*Si $E_d = E_h$ alors la dissolution est **athermique** (température constante) ; c'est le cas de NaCl et CuSO_4 .

*Si $E_d < E_h$ alors la dissolution est **exothermique** (augmentation de la température) ; c'est le cas de NaOH .

2.3. Conclusion

La dissolution d'un composé ionique se fait en deux étapes fictives : la dislocation suivie de **la dispersion et l'hydratation**.

L'effet thermique d'une dissolution est lié aux énergies apportées par ces deux étapes. Cette dissolution peut être alors athermique, endothermique ou exothermique.

Activité d'application

Complète le texte ci-dessous avec les mots et groupes de mots suivants qui conviennent : **baisse ; l'hydratation ; température ; s'entourent ; dégagement de chaleur ; des liaisons, dispersion.**

La dissolution d'un composé ionique dans l'eau se fait en deux étapes. La première étape est la ruptureélectrostatiques entre les ions, suivie de leur Le phénomène se fait avec absorption d'énergie qui se traduit par unede ladu milieu réactionnel.

La deuxième étape estou la solvatation. Les ions dispersésde molécules d'eau.

L'hydratation s'accompagne dequi se traduit par une élévation de la température du milieu réactionnel. Le bilan thermique de la dissolution est la résultante des effets thermiques de la dispersion et de la solvatation.

Solution

La dissolution d'un composé ionique dans l'eau se fait en deux étapes. La première étape est la rupture **des liaisons** électrostatiques entre les ions, suivie de leur **dispersion**. Le phénomène se fait avec absorption d'énergie qui se traduit par une **baisse** de la **température** du milieu réactionnel.

La deuxième étape est **l'hydratation** ou la solvatation. Les ions dispersés **s'entourent** de molécules d'eau.

L'hydratation s'accompagne de **dégagement de chaleur** qui se traduit par une élévation de la température du milieu réactionnel. Le bilan thermique de la dissolution est la résultante des effets thermiques de la dispersion et de la solvatation

3. Concentrations en solution aqueuse

3.1. Concentration molaire volumique

- Concentration molaire volumique d'une solution

La concentration molaire notée C d'une solution est la quantité de matière de soluté dissous par litre de solution :

$$C = \frac{n}{V_S} \text{ avec } \begin{cases} C \text{ en } mol.L^{-1} \\ n : \text{ quantité de matière du soluté en mol} \\ V_S : \text{ volume de la solution en litre L} \end{cases}$$

- Concentration d'un ion en solution

La concentration d'un ion X est le nombre de mol de X par litre de solution :

$$[X] = \frac{n_X}{V_S} \text{ avec } \begin{cases} [X] \text{ en } mol.L^{-1} \\ n_X : \text{ quantité de matière de X en mol} \\ V_S : \text{ volume de la solution en litre L} \end{cases}$$

3.2. Concentration massique

La concentration massique ou pondérale d'un soluté est la masse de soluté par litre de solution :

$$c = \frac{m}{V_S} \text{ avec } \begin{cases} c \text{ en } g.L^{-1} \\ m : \text{ masse du soluté en mol} \\ V_S : \text{ volume de la solution en litre L} \end{cases}$$

Remarque : Relation entre concentration molaire et concentration massique

$$c = \frac{m}{V_S} \text{ avec } m = n.M \Rightarrow c = \frac{n.M}{V_S} \Rightarrow \boxed{c = M.C}$$

3.3. Électroneutralité d'une solution ionique

Toute solution aqueuse contenant des ions est électriquement neutre.

La somme des charges des ions positifs est égale à la valeur absolue de la somme des charges des ions négatifs.

Activité d'application

On dissout 0,51 mol de chlorure de sodium dans 1,5 L d'eau. On obtient une solution aqueuse ionique de chlorure de sodium. Sachant que le chlorure de sodium a pour masse molaire moléculaire $M = 58,5 g.mol^{-1}$, détermine :

- 1) la concentration molaire volumique C de cette solution ;
- 2) sa concentration massique c .

Solution

- 1) Concentration molaire volumique C

$$C = \frac{n}{V_S} = \frac{0,51}{1,5} = 0,34 mol.L^{-1}$$

- 2) Concentration massique c

$$c = M.C = 0,34 \times 58,5 = 19,89 g.L^{-1}$$

4. Saturation et solubilité d'un soluté dans un solvant

4.1. Saturation

La **saturation** est la limite de dissolution au-delà de laquelle le soluté rajouté ne se dissout plus et se dépose au fond du récipient.

On dit que la **solution est saturée**.

4.2. Solubilité d'un soluté

La **solubilité** d'un soluté est la quantité de soluté par litre de solution saturée. C'est donc la concentration d'une solution saturée. Elle s'exprime en $mol.L^{-1}$ ou en $g.L^{-1}$.

Remarque :

La solubilité dépend de la nature du soluté et augmente avec la température.

Exemple :

À 20°C, la solubilité du $NaCl$ est $360 g.L^{-1}$

À 100°C, la solubilité du $NaCl$ est $390 g.L^{-1}$

Activité d'application

On met 20 g de sulfate de sodium dans l'eau à 20° C. La solution obtenue a un volume $V = 100 cm^3$. La concentration massique de la solution saturée de sulfate de sodium à 20° C est de $195 g.L^{-1}$

1- Donne la solubilité de la solution de sulfate de sodium à 20° C.

2- Dis en justifiant, si la solution préparée est saturée.

Solution

1- La solubilité de la solution de sulfate de sodium à 20°C est $195 g.L^{-1}$.

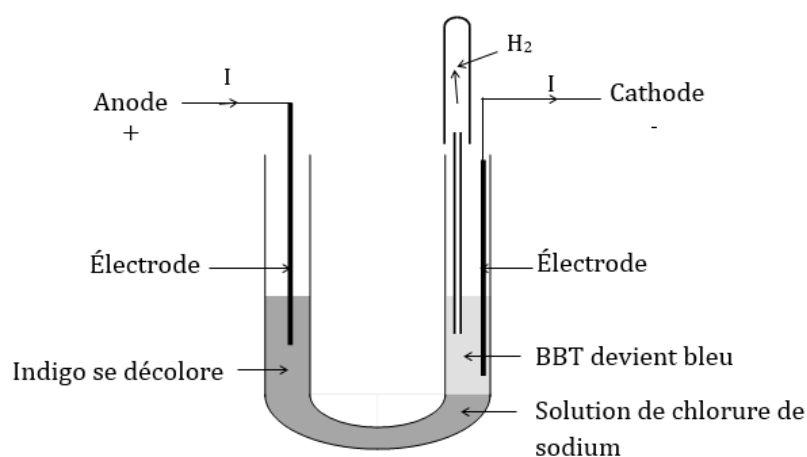
2- La concentration massique de la solution préparée est :

$$c = \frac{m}{V} = \frac{20}{0,1} = 200 g.L^{-1}$$

⇒ $c > 195 g.L^{-1}$: La solution est donc saturée.

5. Électrolyse d'une solution aqueuse du chlorure de sodium

5.1. Expérience et observations



- Des bulles de gaz se forment aux électrodes.
- Le gaz recueilli à la cathode émet une légère détonation à l'approche d'une flamme
- A l'anode, la solution d'indigo se décolore au contact du gaz formé.

5.2. Interprétation

-**A l'anode** : la décoloration de l'indigo caractérise la présence du dichlore (Cl_2). La demi-équation électronique de la réaction produite est : $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

-**A la cathode** : le gaz dégagé est le dihydrogène. La coloration en bleu du BBT traduit la présence des ions hydroxydes (OH^-).

La demi-équation électronique de la réaction produite est : $2H_2O + 2e^- \rightarrow 2OH^- + H_2$

L'équation-bilan s'écrit alors : $2H_2O + 2Cl^- \rightarrow 2OH^- + H_2 + Cl_2$

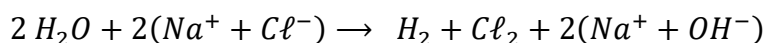
Remarque :

Au cours de cette réaction la quantité de matière des ions Na^+ n'est pas modifiée.

5.3. Conclusion

L'électrolyse du $NaCl$ produit du dichlore, du dihydrogène et de l'hydroxyde de sodium (soude).

L'équation-bilan globale est :



Remarque :

Certains ions (Na^+ ; SO_4^{2-} ; ...) sont si stables que les molécules d'eau réagissent à leur place. Ces molécules d'eau se transforment alors en ions H_3O^+ et OH^- .

Activité d'application

Lors de l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium, on recueille :

- 1) à l'anode :
 - 1.1) le dihydrogène
 - 1.2) le dichlore
 - 1.3) le dioxyde de carbone
- 2) à la cathode :
 - 2.1) le dihydrogène
 - 2.2) le dichlore
 - 2.3) le dioxyde de carbone

Pour chacune des affirmations entoure les numéros correspondant à celles qui sont correctes.

Solution

- 1) à l'anode :
 - 1.1) le dihydrogène
 - 1.2) le dichlore
 - 1.3) le dioxyde de carbone
- 2) à la cathode :
 - 2.1) le dihydrogène
 - 2.2) le dichlore
 - 2.3) le dioxyde de carbone

Situation d'évaluation

Pour avoir des ressources financières pour son bal de fin d'année, le club scientifique du lycée moderne de Boundiali désire fabriquer du savon. Ne disposant plus de soude, un groupe d'élève de seconde veut en synthétiser par électrolyse d'une solution de chlorure de sodium. Ils préparent alors une solution en dissolvant 50 kg de chlorure de sodium dans un fût de 250 L d'eau et réalisent l'électrolyse de cette solution à l'aide un dispositif particulier.

On donne les masses molaires : $M(Na) = 23 \text{ g/mol}$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}$.

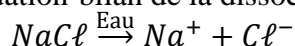
Le responsable du club te sollicite afin d'assister ce groupe pour la réussite de cette opération.

Il t'est demandé alors de déterminer la masse de soude susceptible d'être obtenue par ces élèves.

1. Écris l'équation-bilan de la dissociation du $NaCl$ dans l'eau.
2.
 - 2.1. Détermine :
 - 2.1.1. la concentration molaire de la solution de chlorure de sodium ainsi préparée.
 - 2.1.2. les concentrations molaires des ions en solution.
 - 2.2. Vérifie l'électroneutralité de cette solution.
3. Ecris la demi-équation électronique de la réaction qui se déroule pendant l'électrolyse :
 - 3.1. à l'anode.
 - 3.2. à la cathode.
4.
 - 4.1. Écris l'équation-bilan de la réaction d'électrolyse.
 - 4.2. Détermine la masse de soude ($NaOH$) obtenue.

Solution

1. Équation-bilan de la dissociation



2.

- 2.1. Déterminons :

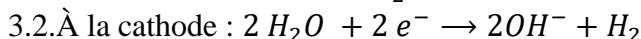
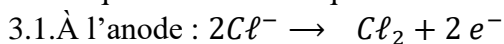
- 2.1.1. la concentration molaire

$$C = \frac{m}{M(NaCl)V} = \frac{5 \cdot 10^4}{(23 + 35,5) \times 250} = 3,42 \text{ mol/L}$$

- 2.1.2. Concentrations molaires des ions en solution

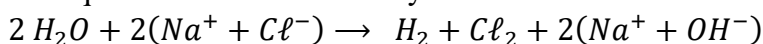
$$n(NaCl) = n(Na^+) = n(Cl^-) \Rightarrow [Na^+] = [Cl^-] = C = 3,42 \text{ mol/L}$$

3. Demi-équations électroniques



4.

- 4.1. Équation-bilan de l'électrolyse



- 4.2. Détermination de la masse de soude

Bilan molaire : $n(NaOH) = n(NaCl)$

$$\Rightarrow \frac{m_{NaOH}}{M_{NaOH}} = \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl}} \Rightarrow m_{NaOH} = \frac{m_{NaCl} \cdot M_{NaOH}}{M_{NaCl}} = \frac{50 \times (23 + 16 + 1)}{23 + 35,5} = 34,2 \text{ kg}$$

III. EXERCICES

Exercice 1

Pour chacune des propositions suivantes :

- 1- Une solution aqueuse est un mélange homogène dans lequel le plus abondant des composés est le solvant.
- 2- Un soluté est le composé ionique dissout dans un liquide.
- 3- La concentration massique d'un soluté correspond à la quantité de matière par unité de volume.
- 4- La solubilité d'un soluté est la masse maximale que l'on peut dissoudre dans un litre d'eau à une température donnée.

5-La concentration molaire volumique est la masse de soluté dissout à une température donnée.
Ecris le numéro suivi de la lettre V si la proposition est vraie ou de la lettre F si elle est fausse.

Solution

1-V ; 2-V ; 3-F ; 4-V ; 5-F

Exercice 2

Pour chacune des propositions suivantes :

1. Une solution aqueuse peut avoir une charge positive ou négative.
2. Dans une solution il y a autant de cations que d'anions.
3. Lorsque la dissolution d'un composé s'accompagne d'une diminution de la température du milieu, la dissolution est dite exothermique.
4. Les concentrations molaire (C) et massique (C_m) sont liées par la relation : $C = \frac{C_m}{M}$.
5. Lorsque la dissolution d'un composé se fait avec une augmentation de la température du milieu, la dissolution est dite endothermique.
6. Lorsque la dissolution d'un composé se fait sans variation de la température du milieu, la dissolution est dite athermique.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite V si la proposition est vraie ou F si elle est fausse.

Solution

1-F ; 2-V ; 3-F ; 4-V ; 5-F ; 6-V

Exercice 3

Pour chacune des propositions suivantes :

1. Dans une solution aqueuse de glucose, le soluté est:
 - a. l'eau ;
 - b. glucose ;
 - c. l'eau et le glucose.
2. Lorsqu'une solution est saturée en sulfate de cuivre, cela signifie que :
 - a. l'eau ne peut plus dissoudre le sulfate de cuivre solide ;
 - b. il y a autant de sulfate de cuivre que d'eau ;
 - c. le sulfate de cuivre n'est pas soluble dans l'eau.
3. La relation liant la concentration C, le volume V d'une solution aqueuse et la quantité de matière n de soluté est:
 - a. $C = \frac{V}{n}$
 - b. $C = n \times V$
 - c. $C = \frac{n}{V}$
4. La concentration molaire d'une solution de 100 mL est $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La quantité de matière du soluté est:
 - a. 0,05 mol ;
 - b. 0,5 mol ;
 - c. 5 mol.

5. Une solution de saccharose de 100 mL a été préparée à partir de 0,01 mol de soluté. Sa concentration molaire est:
- 0,01 mol.L⁻¹.
 - 0,001 mol.L⁻¹
 - 1,00 mol.L⁻¹
5. Diluer une solution, c'est:
- lui ajouter de l'eau (pour une solution aqueuse) ;
 - lui ajouter un soluté ;
 - faire évaporer le solvant.

Ecris le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse

Solution

1-b ; 2-a ; 3-c ; 4-a ; 5-b ; 6-a

Exercice 4

Dans le but de vérifier les connaissances acquises après le cours de chimie sur les solutions aqueuses ioniques, des élèves de la seconde C du Lycée Moderne de Boundiali décident de vérifier la neutralité électrique d'une solution ionique.

Pour ce faire, ils préparent une solution en dissolvant $m = 100$ g de cristaux de chlorure de calcium (CaCl₂) dans l'eau et on complète à 500 mL.

Données : Masses molaires $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

- Détermine :
 - la masse molaire moléculaire de CaCl₂
 - la quantité de matière de CaCl₂ dissout
 - déduis-en la concentration molaire (C_{CaCl_2}) de la solution de chlorure de calcium obtenue.
- Ecris et équilibre l'équation-bilan de la réaction de dissolution
 - Utilise cette équation-bilan pour déterminer les concentrations molaires des ions calcium et chlorure dans la solution.
- Détermine la concentration massique du soluté.
- Vérifie l'électroneutralité de la solution obtenue.

Solution

- $M(\text{CaCl}_2) = M(\text{Ca}) + 2M(\text{Cl}) = 40 + 71 = 111 \text{ g.mol}^{-1}$
 - $n_{\text{CaCl}_2} = \frac{m_{\text{CaCl}_2}}{M(\text{CaCl}_2)} = \frac{100}{111} = 0,90 \text{ mol}$
 - $C = \frac{n}{V_S} = \frac{0,90}{0,5} = 1,8 \text{ mol.L}^{-1}$
- Équation-bilan de la dissolution du chlorure de calcium dans l'eau

$$\text{CaCl}_2 \xrightarrow{\text{Eau}} \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$$
 - Déterminons les concentrations molaires des ions en solution :
 D'après l'équation bilan $\frac{n_{\text{CaCl}_2}}{1} = \frac{n_{\text{Ca}^{2+}}}{1} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{2} \Rightarrow C_{\text{CaCl}_2} = [\text{Ca}^{2+}] = \frac{[\text{Cl}^-]}{2}$,

On obtient :

$$[Ca^{2+}] = C_{CaCl_2} = 1,8 \text{ mol. L}^{-1} \text{ et } [Cl^-] = 2 C_{CaCl_2} = 2 \times 1,8 = 3,6 \text{ mol. L}^{-1}$$

3. Concentration massique de la solution

$$c = \frac{m}{V_s} = \frac{100}{0,5} = 200 \text{ g. L}^{-1}$$

4. Electroneutralité de la solution :

$$2 [Ca^{2+}] = 2 \times 1,8 = 3,6 \text{ mol. L}^{-1} \text{ et } [Cl^-] = 3,6 \text{ mol. L}^{-1} \text{ donc : } 2 [Ca^{2+}] = [Cl^-].$$

Exercice 5

Un lundi matin, ton voisin de classe se rend à l'hôpital pour des maux de dents. Le dentiste, après lui avoir arraché la dent cariée, lui conseille un bain de bouche avec une solution aqueuse de chlorure de sodium (NaCl) de concentration 200 mg/L.

Le bain se fait trois fois par jour et à chaque bain il utilise un volume $V = 175 \text{ cm}^3$ d'eau salée.

Données : $M_{Na} = 23 \text{ g/mol}$; $M_{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$.

Ne sachant pas comment préparer la solution, il te sollicite pour l'aider.

1. Dis ce que représentent 200 mg/L.

2. Détermine la concentration molaire volumique de la solution.

3.

3.1. Ecris l'équation-bilan de la dissolution de NaCl dans l'eau.

3.2. Détermine les concentrations molaires des ions Na^+ et Cl^- .

3.3. Vérifie l'électroneutralité de la solution.

4.

4.1. Détermine le volume V_s d'eau utilise par jour de traitement.

4.2. Déduis-en la masse du chlorure de sodium utilisée par jour de traitement.

Solution

1. 200 mg/L représente la concentration massique du chlorure de sodium.

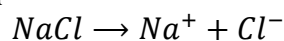
2. La concentration molaire volumique de la solution

$$c = M \cdot C \Rightarrow C = \frac{c}{M(NaCl)}$$

$$AN : C = \frac{0,2}{23+35,5} = 3,42 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}.$$

3.

3.1. Equation-bilan de la réaction de dissolution



3.2. Déterminons les concentrations molaires des ions

D'après l'équation-bilan :

$$n(NaCl) = n(Na^+) = n(Cl^-) \Rightarrow [Na^+] = [Cl^-] = C$$

$$[Na^+] = [Cl^-] = 3,42 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

3.3. Vérifions l'électroneutralité de la solution.

On constate que :

$$[Na^+] = [Cl^-]$$

Donc la solution est électriquement neutre.

4.

4.1. Déterminons le volume V_s utilisé par jour de traitement.

$$V_s = 3V$$

$$\text{AN : } V_s = 3 \times 175$$
$$V_s = 525 \text{ cm}^3 = 0,525 \text{ L}$$

4.2. Déterminons la masse du chlorure de sodium utilisée par jour de traitement.

$$C = \frac{m}{V_s} \Rightarrow m = C \times V_s$$

$$\text{AN : } m = 0,2 \times 0,525$$

$$m = 0,105 \text{ g}$$

IV. DOCUMENTS

DES ÉLECTROLYSES POUR LA PROTECTION ET LA DÉCORATION DES MÉTAUX

L'électrolyse permet de déposer une fine couche d'un métal sur un autre. On protège le fer de la corrosion en le recouvrant d'une pellicule de zinc. Ce procédé porte le nom d'électro-zincage : le métal à protéger constitue la cathode alors que l'anode en zinc plonge dans une solution de chlorure de zinc.

Ce procédé est aussi utilisé pour décorer un objet. C'est le cas du chromage des poignées de portes ou dans l'industrie automobile, de certains accessoires.

L'argenture de certains métaux ou alliages comme le laiton est obtenue par électrolyse d'une solution contenant des ions argent.

L'objet à argenter est placé à la cathode, l'anode est en argent.

On utilise le même principe pour la dorure de certains bijoux.

L'électrolyse permet également de purifier certains métaux.

L'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre II permet de purifier le cuivre.



Bracelet en cuivre argenté par électrolyse