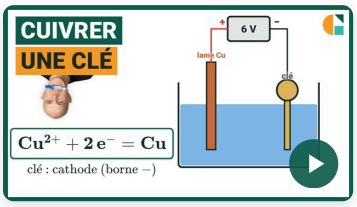
# Schématiser un électrolyseur et écrire les réactions aux électrodes

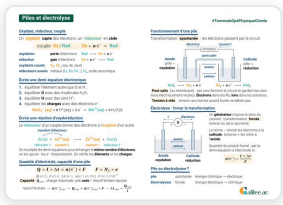
Électrolyse • Compétence 1 • Terminale spécialité physique-chimie




## Vidéo du cours et deux exercices gratuits supplémentaires !

Exercices corrigés pas à pas, sur la page de la compétence.

**galilee.ac/V/T8-1**



## La fiche de cours

Tout le chapitre sur une page.

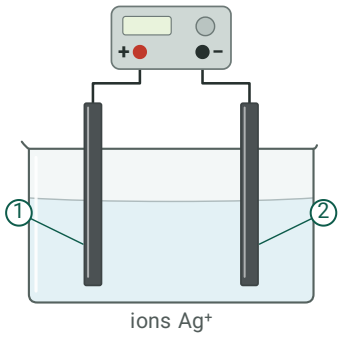
**galilee.ac/F/piles-oxydoreduction-electrolyse**

## Exercice 1

Sur quelle électrode se forme le dépôt ?

On plonge deux électrodes de graphite, numérotées 1 et 2, dans une solution contenant des ions argent $Ag^+$, puis on les relie à un générateur, comme sur le schéma. Un dépôt d'argent se forme sur l'une des deux électrodes.

Données : dans le circuit extérieur, les électrons sortent du générateur par sa borne − et y rentrent par sa borne + ; l'oxydation se produit à l'anode, la réduction à la cathode.




**1)** Donner le numéro de l'électrode sur laquelle arrivent les électrons. Justifier.

**2)** Nommer la transformation que subissent les ions $Ag^+$ à cette électrode.

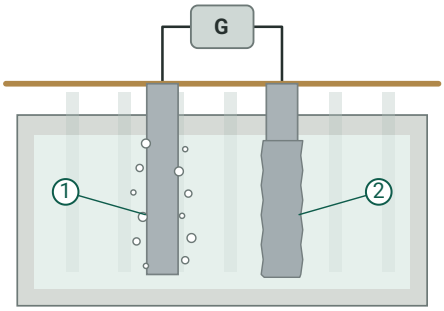
**3)** Écrire la demi-équation électronique correspondante et donner le nombre d'électrons captés par chaque ion $Ag^+$ qui se dépose.

**4)** Nommer cette électrode et préciser à quelle borne du générateur elle est reliée.

## Exercice 2

Type bac : la préparation du zinc

On prépare le zinc par électrolyse d'une solution acidifiée de sulfate de zinc ; les électrodes 1 et 2 sont reliées à un générateur G aux bornes non repérées. Du zinc se dépose sur une électrode, du dioxygène se dégage sur l'autre (schéma). Couples : $Zn^{2+}/Zn$ et $O_2/H_2O$. Données : oxydation à l'anode, reliée à la borne + du générateur ; réduction à la cathode.



cuve d'électrolyse d'une usine de zinc

1) Écrire la demi-équation de formation du dioxygène à partir de l'eau (milieu acide). Combien d'électrons cède-t-elle par molécule de dioxygène ?
2) En déduire le numéro de l'électrode reliée à la borne +.
3) Écrire l'équation de l'électrolyse.
4) Calculer la quantité de dioxygène dégagée quand $0{,}50\ \text{mol}$ de zinc se dépose.
5) Décrire le trajet des électrons. Traversent-ils la solution ?

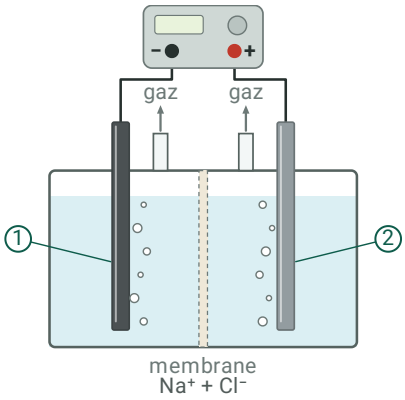
## Exercice 3

Type bac : l'électrolyse de l'eau salée

L'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium, $Na^+ + Cl^-$, produit du dichlore et du dihydrogène ; les électrodes 1 et 2 sont reliées à un générateur (schéma). Demi-équations :

$$2\,Cl^- = Cl_2 + 2\,e^- \qquad 2\,H_2O + 2\,e^- = H_2 + 2\,HO^-$$

Données : oxydation à l'anode, reliée à la borne + du générateur ; réduction à la cathode ; les cations migrent vers la cathode.




1) Donner le numéro de l'électrode où se dégage le dichlore, nommer celle où se forme le dihydrogène. Justifier.
2) Écrire l'équation de l'électrolyse (plus petits entiers) ; combien d'électrons sont échangés ?
3) Calculer la quantité d'électrons ayant traversé le générateur quand $0{,}90\ \text{mol}$ de dichlore s'est formée.
4) Vers quelle électrode migrent les ions sodium ? Justifier.

# Schématiser un électrolyseur et écrire les réactions aux électrodes



## Exercice 1 Sur quelle électrode se forme le dépôt ?

**1)** Les électrons sortent du générateur par sa borne − et suivent le fil : ils arrivent sur l'électrode reliée à cette borne, l'électrode 2.

électrode 2

**2)** Ces électrons sont captés par les ions $\mathrm{Ag^+}$ de la solution. Un ion qui capte des électrons subit une réduction.

réduction

**3)** Pour devenir un atome neutre du dépôt, un ion $\mathrm{Ag^+}$ doit compenser sa charge : il capte un électron.

$\mathrm{Ag^+ + e^- = Ag}$

un électron

**4)** L'électrode où se produit la réduction est la cathode. Dans un électrolyseur, elle est reliée à la borne − du générateur.

cathode, reliée à la borne −

---

## Exercice 2 Type bac : la préparation du zinc

**1)** Le dioxygène se forme à partir de l'eau, en milieu acide :

$\mathrm{2\,H_2O = O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^-}$

La formation d'une molécule de dioxygène cède 4 électrons.

4 électrons

**2)** Cette réaction cède des électrons : c'est une oxydation, elle se produit à l'anode. Dans un électrolyseur, l'anode est reliée à la borne + du générateur : c'est l'électrode 1, celle où apparaissent les bulles.

électrode 1

**3)** À l'autre électrode, les ions zinc sont réduits : $\mathrm{Zn^{2+} + 2\,e^- = Zn}$. On multiplie cette demi-équation par 2 pour échanger 4 électrons, puis on additionne :

$\mathrm{2\,Zn^{2+} + 2\,H_2O \rightarrow 2\,Zn + O_2 + 4\,H^+}$

**4)** D'après l'équation, il se dégage deux fois moins de dioxygène qu'il ne se dépose de zinc :

$$n(\mathrm{O_2}) = \frac{0{,}50}{2} = 0{,}25 \text{ mol}$$

**5)** Les électrons quittent l'anode, l'électrode 1, traversent le générateur et arrivent à la cathode, l'électrode 2, où les ions zinc les captent. Aucun électron ne traverse la solution : ce sont les ions qui s'y déplacent.

de l'électrode 1 à l'électrode 2 par le générateur

## Exercice 3 Type bac : l'électrolyse de l'eau salée

**1)** Les ions chlorure cèdent des électrons : c'est une oxydation, elle se produit à l'anode. Dans un électrolyseur, l'anode est l'électrode reliée à la borne + du générateur : l'électrode 2. L'eau capte des électrons pour former le dihydrogène : c'est une réduction, elle se produit à la cathode, l'électrode 1.

électrode 2 | cathode (électrode 1)

**2)** L'oxydation cède 2 électrons et la réduction en capte 2 : on additionne sans multiplier, 2 électrons sont échangés. Les électrons se simplifient.

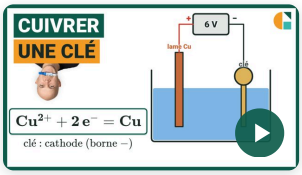
$2\,Cl^- + 2\,H_2O \rightarrow Cl_2 + H_2 + 2\,HO^-$ | 2 électrons

**3)** La formation d'une molécule de dichlore cède 2 électrons :

$n(e^-) = 2 \times 0{,}90 = 1{,}8$ mol

**4)** Les ions sodium sont des cations : ils se déplacent vers la cathode, l'électrode 1. Ils n'y réagissent pas, mais leur déplacement, avec celui des autres ions, assure le passage du courant dans la solution.

cathode (électrode 1)




**Vidéo du cours et deux exercices gratuits supplémentaires !**

Exercices corrigés pas à pas, sur la page de la compétence.

**galilee.ac/V/T8-1**

**Électrolyseur, anode et cathode : exercices corrigés PDF (Terminale spécialité physique-chimie).** Dans un électrolyseur, le générateur impose le sens de circulation des électrons : ils sortent par sa borne − et arrivent à la cathode, où se produit une réduction ; l'oxydation a lieu à l'anode, reliée à la borne +. On écrit l'équation de l'électrolyse en multipliant les demi-équations pour que les électrons cédés soient tous captés. La transformation est forcée : elle se fait dans le sens inverse de son sens spontané. Méthode en vidéo et exercices interactifs corrigés sur galilee.ac.