

Ions et solutions ioniques

Exercices de sciences physiques - niveau 2de

Onze exercices pour maîtriser les ions et les solutions ioniques : prévoir une charge, écrire une formule, traduire une dissolution et calculer des concentrations. Puis cherche d'abord seul(e), unités et chiffres significatifs compris, puis compare avec le corrigé séparé.

Ensuite, cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices sur les ions et les solutions ioniques

Données utiles : $e = 1,602 \times 10^{-19}$ C. Masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: H 1,0 ; C 12,0 ; N 14,0 ; O 16,0 ; Na 23,0 ; Mg 24,3 ; S 32,1 ; Cl 35,5 ; K 39,1 ; Ca 40,1 ; Cu 63,5. $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Exercice 1 : Vrai ou faux ?

Dis si chaque affirmation est vraie ou fausse, et corrige-la si elle est fausse.

- Ensuite, un anion est un atome qui a perdu des électrons.
- Puis pour former l'ion Mg^{2+} , l'atome de magnésium change de nombre de protons.
- De plus, un solide ionique est globalement neutre.
- Ensuite, L'ion SO_4^{2-} est un ion monoatomique.

Exercice 2 : Prévoir des ions

Puis, pour chaque atome, écris la configuration électronique, puis donne la formule de l'ion monoatomique qu'il forme le plus probablement : a. fluor ($Z = 9$) ; b. aluminium ($Z = 13$) ; c. soufre ($Z = 16$) ; d. potassium ($Z = 19$, configuration $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^8(\text{N})^1$).

Exercice 3 : Composition d'un ion

L'ion aluminium s'écrit ${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$.

1. Par ailleurs, donne le nombre de protons, de neutrons et d'électrons de cet ion.
2. Puis calcule la charge électrique de son cortège électronique, puis la charge totale de l'ion, en coulombs.
3. Ensuite, la masse de l'ion est-elle sensiblement différente de celle de l'atome ? Puis justifie.

Exercice 4 : Noms et formules

Écris la formule de chaque solide ionique en justifiant l'électroneutralité : a. chlorure de calcium ; b. oxyde de magnésium ; c. sulfate d'aluminium (ions Al^{3+} et SO_4^{2-}) ; d. nitrate d'argent (ion Ag^+) ; e. carbonate de sodium.

Exercice 5 : Équations de dissolution

Écris l'équation de dissolution dans l'eau de : a. le bromure de potassium KBr ; b. le sulfate de potassium K_2SO_4 ; c. le chlorure de magnésium MgCl_2 ; d. le nitrate de fer(III) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

Exercice 6 : Préparer une solution

Ainsi, on veut préparer 250 mL d'une solution de nitrate de potassium KNO_3 de concentration $c = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. De plus, calcule la masse molaire du nitrate de potassium.
2. Ensuite, calcule la quantité de matière de soluté nécessaire, puis la masse à peser.
3. Quelles sont les concentrations des ions K^+ et NO_3^- ?

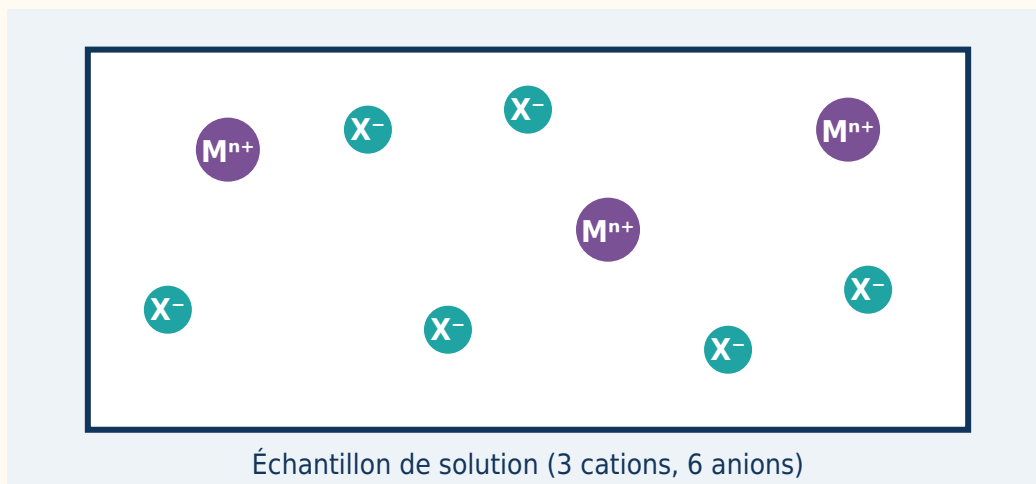
Exercice 7 : Concentrations des ions

Par ailleurs, une solution de sulfate de sodium Na_2SO_4 a pour concentration en soluté apporté $c = 0,150 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Son volume est $V = 200 \text{ mL}$.

1. Par ailleurs, écris l'équation de dissolution.
2. Puis donne $[\text{Na}^+]$ et $[\text{SO}_4^{2-}]$.
3. Ensuite, calcule la quantité d'ions sodium présents dans la solution.
4. Puis calcule la masse de sulfate de sodium dissoute ($M = 142,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$).

Exercice 8 : Document, l'échantillon de solution

De plus, on a représenté ci-dessous un petit échantillon d'une solution aqueuse d'un sel inconnu (les molécules d'eau ne sont pas dessinées). De plus, les cations sont notés M^{n+} et les anions X^- .



Échantillon électriquement neutre d'une solution ionique.

1. Pourquoi la solution est-elle électriquement neutre ?
2. Ensuite, déduis du schéma la valeur de n , puis la formule du solide ionique dissous.
3. Par ailleurs, écris l'équation de dissolution.
4. Cet échantillon appartient à une solution de concentration $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en soluté apporté. Puis donne $[M^{n+}]$ et $[X^-]$.

Exercice 9 : Conductivité et concentration

Donc, on mesure la conductivité σ de solutions de chlorure de sodium de différentes concentrations c à 25 °C.

$c \text{ (mmol}\cdot\text{L}^{-1}\text{)}$	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0
$\sigma \text{ (mS}\cdot\text{m}^{-1}\text{)}$	25	50	76	101	126

1. Ensuite, calcule le rapport $\sigma \div c$ pour chaque solution. Que constate-t-on ?
2. Quelle relation lie σ et c ? Puis donne la valeur moyenne du coefficient avec son unité.
3. De plus, une solution de chlorure de sodium de concentration inconnue a une conductivité $\sigma = 63 \text{ mS}\cdot\text{m}^{-1}$. Ensuite, détermine sa concentration en $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.
4. Pourquoi l'eau distillée conduit-elle très mal le courant ?

Exercice 10 : Le sérum physiologique

Enfin, un sérum physiologique est une solution de chlorure de sodium de concentration en masse $t = 9,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Par ailleurs, calcule sa concentration en quantité de matière c .
2. Puis donne $[\text{Na}^+]$ et $[\text{Cl}^-]$.
3. Ensuite, une dosette contient 5,0 mL de ce sérum. Quelle quantité d'ions sodium contient-elle ? Quelle masse de sel ?

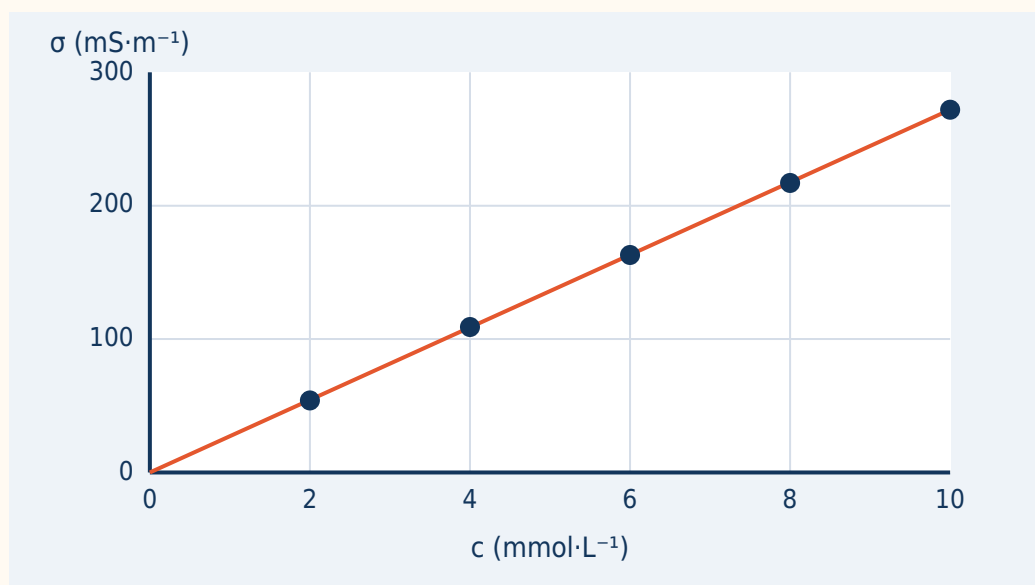
Exercice 11 : Problème ouvert, l'eau de mer

Ensuite, dans une eau de mer, on estime à $30 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ la concentration en chlorure de sodium (on néglige les autres sels). Puis un saunier laisse évaporer 2,0 L de cette eau dans un bac peu profond.

1. Quelle masse de sel obtient-il ? Quelle quantité d'ions chlorure cela représente-t-il ?
2. Quel volume d'eau de mer faudrait-il évaporer pour récolter 1,0 kg de sel ?
3. Rédige un court protocole, avec le matériel de laboratoire, pour vérifier expérimentalement la concentration en ions chlorure d'un échantillon d'eau de mer à l'aide d'un test d'identification, puis par une mesure de conductivité (sans en détailler la loi).

Exercice 12 : Conductivité d'une solution de chlorure de calcium

Puis, on mesure à 25°C la conductivité σ de solutions de chlorure de calcium de concentration c , et on trace le graphique ci-dessous.



Conductivité de solutions de CaCl_2 en fonction de leur concentration (points relevés : 54 ; 109 ; 163 ; 217 ; 272 $\text{mS}\cdot\text{m}^{-1}$).

1. Que peut-on dire de la relation entre σ et c ? De plus, justifie par le graphique.
2. Ensuite, calcule le coefficient k tel que $\sigma = k \times c$, avec son unité.
3. Par ailleurs, une solution de CaCl_2 a une conductivité $\sigma = 150 \text{ mS}\cdot\text{m}^{-1}$. Puis détermine sa concentration.
4. Ensuite, pour NaCl , k vaut $12,6 \text{ mS}\cdot\text{m}^{-1}/(\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1})$. Puis calcule le rapport des deux coefficients et propose une explication qualitative.

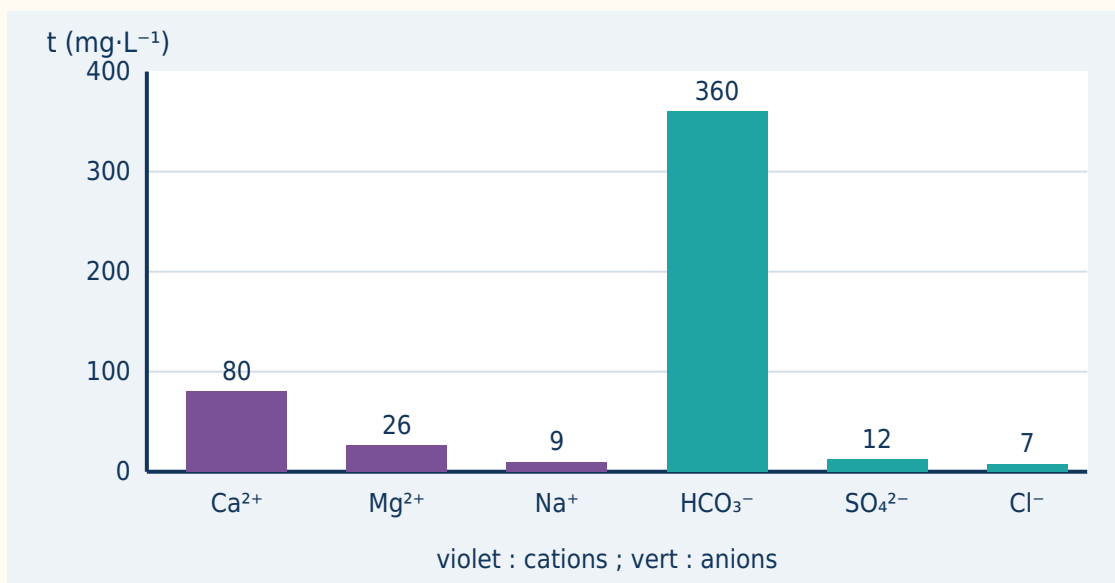
Exercice 13 : Dilution d'une solution de sulfate de cuivre

Ainsi, on dispose d'une solution mère de sulfate de cuivre(II) CuSO_4 de concentration $c_0 = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. De plus, on veut préparer 50,0 mL de solution fille de concentration $c = 0,0400 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. $M(\text{CuSO}_4) = 159,6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Ensuite, écris l'équation de dissolution et donne $[\text{Cu}^{2+}]$ et $[\text{SO}_4^{2-}]$ dans la solution fille.
2. Quelle quantité de soluté la solution fille doit-elle contenir ?
3. Par ailleurs, en déduis le volume de solution mère à prélever, puis le facteur de dilution.
4. Cite la verrerie adaptée.
5. Quelle masse de solide aurait-il fallu peser pour préparer directement la solution fille ?

Exercice 14 : Une eau minérale

L'étiquette d'une eau minérale indique les concentrations en masse d'ions suivantes. Masses molaires ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : Ca^{2+} 40,1 ; Mg^{2+} 24,3 ; Na^+ 23,0 ; HCO_3^- 61,0 ; SO_4^{2-} 96,1 ; Cl^- 35,5.



Composition ionique d'une eau minérale (concentrations en masse en $\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$).

1. Puis calcule la concentration en quantité de matière en ions calcium, en $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.
2. Ensuite, calcule la quantité de charges positives, puis négatives, portées par les ions dans 1 L d'eau (en mmol de charges élémentaires).
3. Puis compare les deux totaux. De plus, L'eau est-elle neutre ? Comment expliquer un faible écart ?

Exercice 15 : Identifier un sel

Par ailleurs, un sel inconnu A est dissous dans l'eau. Ensuite, un premier prélèvement traité par la soude donne un précipité vert qui devient rouille à l'air. Par ailleurs, un deuxième prélèvement traité par le nitrate d'argent donne un précipité blanc qui noircit à la lumière.

1. Quels ions les tests mettent-ils en évidence ?
2. Puis déduis-en la formule du sel A et l'équation de sa dissolution (le fer est ici présent avec la charge la plus faible).
3. Ensuite, écris les équations des deux précipitations ($\text{Fe}(\text{OH})_2$ et AgCl).
4. Puis on dissout A dans 250 mL d'eau pour avoir $c = 0,050 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. De plus, calcule $[\text{Cl}^-]$ et la masse de A pesée ($M = 126,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$).

Exercice 16 : Mélange de deux solutions

De plus, on mélange 100 mL d'une solution de chlorure de sodium à $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et 100 mL d'une solution de chlorure de calcium à $0,050 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Ensuite, les ions ne réagissent pas entre eux.

1. Par ailleurs, calcule les quantités de chaque ion apportées.
2. Puis déduis les concentrations finales $[\text{Na}^+]$, $[\text{Ca}^{2+}]$ et $[\text{Cl}^-]$ dans les 200 mL.
3. Ensuite, vérifie l'électroneutralité de la solution obtenue.

Exercice 17 : Bilan de charges

Donc, une solution contient les ions Fe^{3+} ($0,020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$), SO_4^{2-} ($0,015 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et Cl^- de concentration inconnue. Puis la solution est neutre.

1. De plus, écris la relation d'électroneutralité.
2. Ensuite, déduis $[\text{Cl}^-]$.
3. Quels solides ioniques a-t-on pu dissoudre pour obtenir cette composition ? Par ailleurs, donne leurs formules.

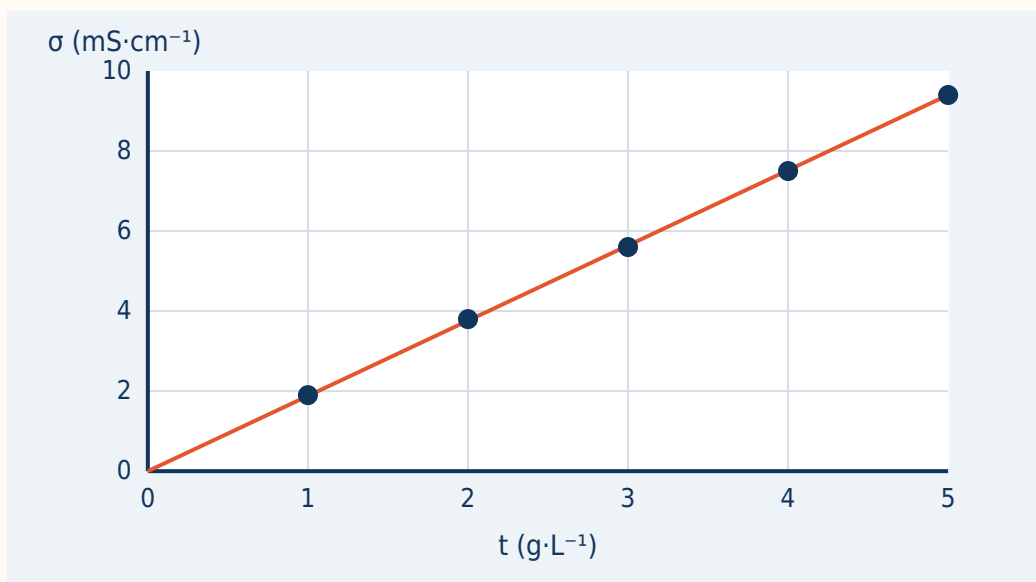
Exercice 18 : Combien d'ions dans un gramme de sel ?

Enfin, on considère 1,00 g de chlorure de sodium ($M = 58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$). $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

1. Puis calcule la quantité de matière de NaCl.
2. Combien d'ions Na^+ et d'ions Cl^- contient cet échantillon ?
3. Ensuite, calcule la charge totale portée par les ions Na^+ . Quelle est la charge totale de l'échantillon ?

Exercice 19 : Salinité d'une piscine

Ensuite, pour contrôler l'eau salée d'une piscine, on étalonne un conductimètre avec des solutions de chlorure de sodium de concentration en masse connue (graphique ci-dessous). Puis l'eau de la piscine donne $\sigma = 6,6 \text{ mS}\cdot\text{cm}^{-1}$.



Droite d'étalonnage (points : $1,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1} \rightarrow 1,9$; $2,0 \rightarrow 3,8$; $3,0 \rightarrow 5,6$; $4,0 \rightarrow 7,5$; $5,0 \rightarrow 9,4 \text{ mS}\cdot\text{cm}^{-1}$).

1. De plus, détermine graphiquement ou par calcul la concentration en masse de sel de l'eau de la piscine.
2. Convertis-la en concentration en quantité de matière, puis donne $[\text{Na}^+]$ et $[\text{Cl}^-]$.
3. Ensuite, la piscine contient 50 m^3 d'eau. Quelle masse de sel a-t-on dissoute ?

Exercice 20 : Problème ouvert, les besoins en calcium

Puis, un adulte doit absorber environ 800 mg de calcium par jour. Par ailleurs, une personne boit 1,5 L par jour de l'eau minérale de l'exercice 14 et pense ainsi couvrir ses besoins.

1. Puis détermine la masse et la quantité d'ions calcium apportées par cette eau.
2. Quelle fraction des besoins cela représente-t-il ?
3. Quel volume d'eau faudrait-il boire pour couvrir seul les besoins ? Discute la pertinence de cette stratégie et propose une autre source de calcium dans l'alimentation.

Tout le chapitre « Ions et solutions ioniques » en seconde

- Le cours : Ions et solutions ioniques
- Le corrigé des exercices : Ions et solutions ioniques
- Le TP : Ions et solutions ioniques
- Le corrigé du TP : Ions et solutions ioniques
- Le QCM : Ions et solutions ioniques
- Le contrôle : Ions et solutions ioniques
- Le corrigé du contrôle : Ions et solutions ioniques

Chapitre précédent : Molécules et liaisons covalentes (exercices)

Chapitre suivant : Transformation chimique et bilan de matière (exercices)

Retrouve aussi tous les exercices de sciences physiques en seconde et le programme complet de sciences physiques en seconde.