

Série 1 : Réactions de précipitation



1. Les composés suivants sont-ils solubles ? S'ils sont solubles, écrivez leur équation de dissociation ionique ; s'ils sont insolubles, indiquez-le clairement.

- | | |
|--|--|
| a. phosphate de manganèse ($Mn_3(PO_4)_2$) | f. sulfate de cuivre (II) ($CuSO_4$) |
| b. nitrate de fer (III) ($Fe(NO_3)_3$) | g. bromure de magnésium ($MgBr_2$) |
| c. hydroxyde de lithium ($LiOH$) | h. nitrate d'étain (II) ($Sn(NO_3)_2$) |
| d. chlorure d'argent ($AgCl$) | i. carbonate de plomb (II) ($PbCO_3$) |
| e. iodure de fer (III) (FeI_3) | j. sulfite de sodium (Na_2SO_3) |



2. Une solution contient deux anions : de l'hydroxyde (OH^-) et du sulfate (SO_4^{2-}). Quelle proposition feriez-vous à une chimiste qui désire éliminer, un à un, les deux anions de cette solution ?



3. Il est possible de déterminer la quantité d'ions calcium présents dans un échantillon d'eau minérale par précipitation à l'oxalate de sodium ($Na_2C_2O_4$). On teste cinq échantillons de 500 mL chacun, on récupère le précipité d'oxalate de calcium (CaC_2O_4) qu'on fait sécher avant de le peser.

Après réaction de la solution A, on pèse 0,008 g de précipité.
Après réaction de la solution B, on pèse 0,781 g de précipité.
Après réaction de la solution C, on pèse 0,412 g de précipité.

- Notez l'équation de dissociation de l'oxalate de sodium.
- Écrivez la réaction de précipitation de l'oxalate de calcium.
- Calculez la concentration massique et molaire en oxalate de calcium ($M = 128$ g/mol) présente dans chaque solution inconnue.
- Calculez la concentration massique en ions calcium de chaque solution inconnue.
- À partir des étiquettes ci-dessous, associez les solutions inconnues aux eaux proposées. Quelle solution n'avez-vous pas réussi à associer ?



4. Dans une solution qui contient des anions chlorure (Cl^-), sulfate (SO_4^{2-}), iodure (I^-) et carbonate (CO_3^{2-}), on désire éliminer, à tour de rôle, chacun de ces ions par précipitation sélective. Choisissez les cations adéquats pour faire réagir un à un les anions proposés et écrivez les réactions de précipitation correspondantes.



5. Au laboratoire, Khereddine prépare quatre solutions en versant une pointe de spatule de sel et 10 mL d'eau dans des tubes à essais. Un peu distrait, il se rend compte qu'il a oublié de noter à quel tube correspondait chaque sel.

Il sait que les quatre solutés proposés par le professeur sont :

1 : Sulfate de fer (II) (FeSO_4)

3 : Sulfate de fer (III) ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$)

2 : Chlorure de sodium (NaCl)

4 : Nitrate de cuivre (II) ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$)

Voyant son élève perdu, le professeur lui propose de déterminer la présence des espèces chimiques dans chaque solution à l'aide d'un test d'identification. Il lui explique que, pour les ions, une méthode couramment utilisée est la précipitation. On cherche alors à provoquer la précipitation de l'ion suspecté en choisissant un réactif contenant un ion capable de former, avec l'ion recherché, un composé insoluble d'une couleur caractéristique.

Le professeur lui propose de tester ses solutions à l'aide de nitrate d'argent et de soude caustique :

Mise en évidence des ions Cl^-

→ Test au nitrate d'argent (AgNO_3) : formation d'un précipité blanc qui noircit à la lumière

Mise en évidence des ions Fe^{2+}

→ Test à la soude caustique (NaOH) : formation d'un précipité vert

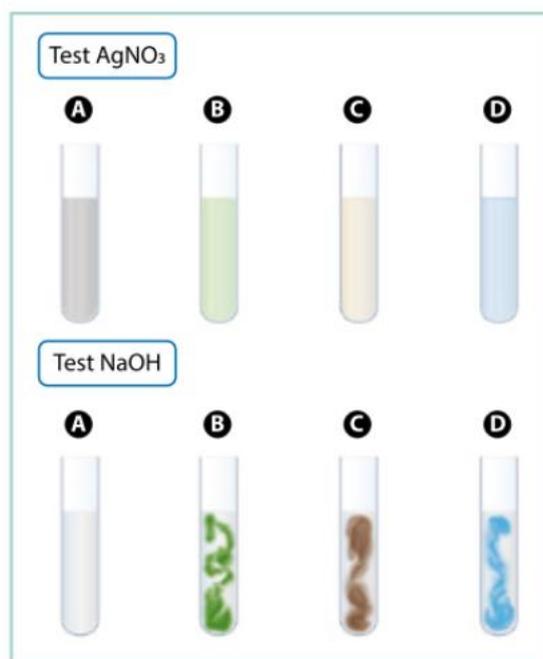
Mise en évidence des ions Cu^{2+}

→ Test à la soude caustique (NaOH) : formation d'un précipité bleu

Mise en évidence des ions Fe^{3+}

→ Test à la soude caustique (NaOH) : formation d'un précipité rouille

Khereddine s'exécute et obtient les résultats suivants :



- Pour chaque soluté proposé, écrivez l'équation de dissociation dans l'eau.
- Sur base des descriptions des tests et des résultats obtenus, associez chaque solution au tube correspondant.
- Écrivez ensuite les équations ioniques et moléculaires de précipitation pour chaque tube.

Série 2 : Réactions acide-base



1. Vous avez eu l'occasion précédemment dans ce chapitre d'établir une échelle faisant correspondre le pH avec la concentration en ions hydroniums. Pourrait-on ajouter à cette échelle la concentration en ions hydroxydes ? Quelle serait cette nouvelle échelle ? Comment évolue cette concentration en ions hydroxydes en fonction du pH ?



2. Au laboratoire, Luca mesure le pH de l'eau de Javel comme étant égal à 10. Que peut-on dire du caractère acido-basique de ce produit ? Que vaut sa concentration molaire en ions H_3O^+ et en ions OH^- ?



Eau de Javel.



3. Le vinaigre utilisé en cuisine est une solution aqueuse d'acide acétique CH_3COOH . Donnez la réaction qui prouve que c'est un acide de Brønsted. Un vinaigre commercial a un pH proche de 3. Que vaut sa concentration en ions hydroniums et en ions hydroxydes ?

Si on le dilue 100 fois, quel sera son pH après dilution ?



Vinaigre blanc.



4. Le pH des urines est indicateur de certaines pathologies, c'est pourquoi c'est un paramètre surveillé par les médecins.

Sur l'ensemble de la journée, le pH des urines peut varier d'une valeur de 4,6 à une valeur de 7,8 en fonction des aliments consommés. L'urine aura-t-elle toujours la même acidité en cours de journée ? Quelle sera la gamme de concentrations en ions hydroniums et en ions hydroxydes qui pourront être mesurées en cours de journée ?



Test urinaire.



5. Sachant que le pH d'une boisson au cola vaut 2,5, quelles sont les concentrations en ions hydroniums et en ions hydroxydes de ce soda ?



Soda au cola.



6. Quelle est la masse d'hydroxyde de sodium NaOH nécessaire pour en préparer 250 mL de solution aqueuse à $\text{pH} = 12$?



7. Classez les solutions suivantes, considérées à 25°C , par ordre d'acidité croissante.

a. $\text{pH} = 5$ b. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$ c. $[\text{OH}^-] = 1,5 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$ d. $\text{pH} = 9,4$



8. Quel est le pH d'une solution de $\text{Ca(OH)}_{2(aq)}$ de concentration 0,02 mol/L ?



9. On dilue 100 fois une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de pH = 1,7. Quel est le pH de la solution finale ?



10. Qu'est-ce qu'un indicateur coloré ? Quelles informations peut-il nous donner sur l'acidité d'une solution ?

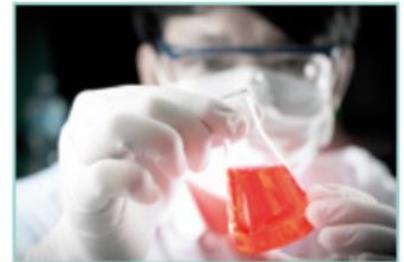


11. Marco ajoute quelques gouttes de méthylrouge à une solution qu'il a trouvée au laboratoire. Elle se colore en jaune. Quand il ajoute de la thymolphaléine, la solution reste incolore. Que peut-il conclure concernant le pH de cette solution ? Qu'aurait-il pu conclure si la thymolphaléine avait teinté la solution en bleu ?



12. Au laboratoire, Anael teste différents indicateurs sur une solution dont il doit estimer le pH. Il compile les résultats obtenus dans le tableau suivant :

Indicateur coloré testé	Coloration observée
Bleu de thymol	Jaune
Phénolphaléine	Rose
Bleu de bromophénol	Pourpre
Rouge congo	Rouge orangé
Rouge neutre	Rouge
Teinture de tournesol	Rouge



Que peut-il conclure à propos du pH de la solution qu'il étudie ? Certaines mesures réalisées étaient-elles superflues ?



13. Pourquoi une solution d'acétate de sodium CH_3COONa présente-t-elle un caractère basique ? Pourquoi une solution de chlorure d'ammonium NH_4Cl présente-t-elle un caractère acide ?



14. Sachant que la réaction d'autoprotolyse de l'eau est endothermique, comment variera K_w , le produit ionique de l'eau, si la température augmente ? Repensez à ce que vous avez appris concernant les équilibres chimiques l'année passée.



15. Dans le corps humain, la température normale est toujours de plus ou moins 37 °C. À cette température, le produit ionique de l'eau vaut $1,8 \cdot 10^{-14}$.

- Déterminez le pH d'une solution neutre à 37 °C.
- Le sang a un pH de 7,39 : est-il acide ou basique ? Que vaut sa concentration en ions hydroniums ?
- Déterminez les concentrations en ions hydroniums et hydroxydes dans le bol alimentaire de l'estomac dont le pH peut atteindre une valeur de 1,1.



Image thermique d'un corps humain.

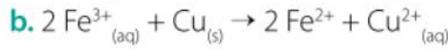
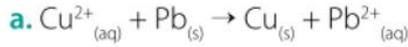
Série 3 : Réactions d'oxydoréduction



1. Dans le couple $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Sn}_{(\text{s})}$, précisez quel élément est l'oxydant et lequel est le réducteur. Écrivez la demi-équation de réduction correspondante.



2. Dans les réactions suivantes, identifiez les oxydants, les réducteurs et les couples d'oxydoréduction. Écrivez ensuite les réactions d'oxydation et de réduction dans chaque situation.



3. Écrivez l'équation ionique des réactions d'oxydoréduction relative aux couples suivants :



4. Répondez par vrai ou faux et corrigez si c'est faux.

a. Une réduction est un gain d'électrons.

b. Une espèce chimique capable de céder des électrons est un oxydant.

c. Les ions cuivre (II) (Cu^{2+}) et le métal fer (Fe) constituent un couple oxydant-réducteur.

d. Dans une réaction d'oxydoréduction, l'espèce chimique oxydante est réduite.



5. Classez ces oxydants du plus faible au plus fort : MnO_4^- , O_2 , Zn^{2+} , Au^{3+} , H^+ , Li^+ , Cu^+ .



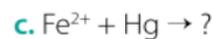
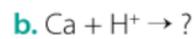
6. Classez ces réducteurs du plus faible au plus fort : H_2 , F, Ag, Fe^{2+} , Cl, S^{2-} , Mn.



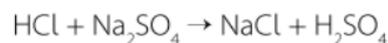
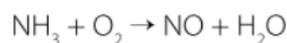
7. Déterminez le nombre d'oxydation de chaque élément dans les molécules ou ions suivants :



8. Donnez l'équation ionique pondérée si, et seulement si, ces réactions sont spontanées :



9. Soit les réactions ci-dessous :



a. Distinguez les réactions qui sont des oxydoréductions de celles qui ne le sont pas.

b. Identifiez l'oxydation, la réduction et mettez en évidence les oxydants et les réducteurs ainsi que le transfert d'e⁻.



10. Sur base du tableau ci-contre, déterminez la ou les solutions susceptibles d'oxyder une chaîne en argent. Justifiez et faites de même pour une bague en or.

Solution 1 : acide chlorhydrique HCl.

Solution 2 : eau oxygénée H_2O_2 .

Solution 3 : solution d'iodate de sodium NaIO_3 .

Pouvoir oxydant croissant



Couples d'oxydoréduction
$\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$
Au^{3+}/Au
Cl_2/Cl^-
IO_3^-/I^-
Ag^+/Ag
H^+/H_2





11. La vitamine C est présente dans les fruits et surtout dans les agrumes. Elle intervient dans de nombreux processus de notre organisme. Les besoins journaliers pour un être humain sont de l'ordre de 75 mg mais peuvent augmenter lors de périodes de fatigue ou de maladies infectieuses. Au laboratoire, on teste 2 échantillons pour vérifier leur teneur en vitamine C ($C_6H_8O_6$). Voici les données et les résultats obtenus :



Deuxième retour
à la situation-problème 2.

Échantillon	Volume de l'échantillon	Quantité d'acide ascorbique obtenue
Jus d'orange fraîchement pressée	50 mL	1,37 g
Jus d'orange pressée, testé après 3 jours	50 mL	0,61 g
Jus d'orange industriel	50 mL	1,07 g
Jus d'orange industriel, testé après 3 jours	50 mL	0,80 g

Quelles observations pouvez-vous faire ?



12. Si une tige en aluminium est plongée dans une solution contenant des ions Sn^{2+} , on observe l'apparition d'un dépôt d'étain et d'ions Al^{3+} .

Quelles sont toutes les informations que vous pouvez tirer de cette expérience ?



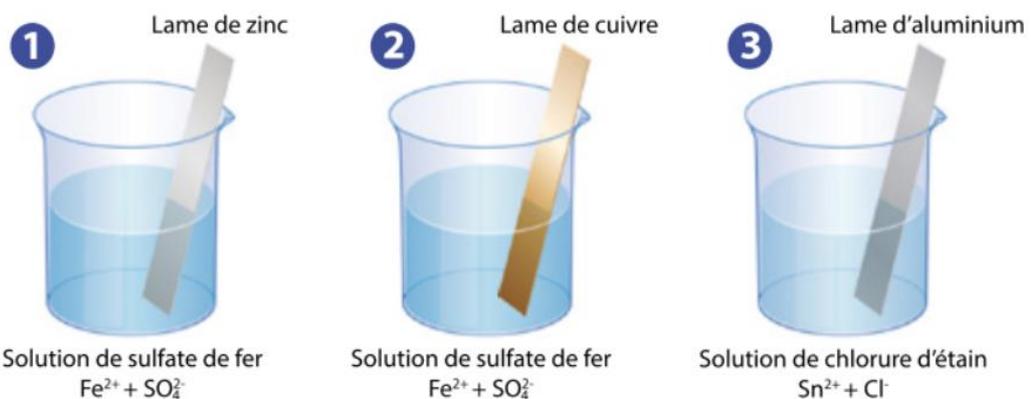
13. Classification électrochimique

- Quels sont les couples d'oxydoréduction présents dans l'extrait de la classification électrochimique ci-contre ?
- Parmi ces couples, quel est l'oxydant le plus fort ? Le réducteur le plus fort ?
- À l'aide de quel(s) réducteur(s) peut-on réduire l'ion Cu^{2+} ? Et pour l'ion Ag^+ ?

Pouvoir oxydant croissant	
Ag^+	Ag
Cu^{2+}	Cu
Fe^{2+}	Fe



14. On réalise les expériences suivantes :



- Quels sont les couples oxydant-réducteur intervenant dans les trois expériences ?
- En utilisant le tableau des potentiels de réduction, indiquez s'il y a ou non un dépôt métallique sur la lame de métal.
- Écrivez l'équation moléculaire de la réaction chimique s'il y a apparition d'un dépôt métallique.