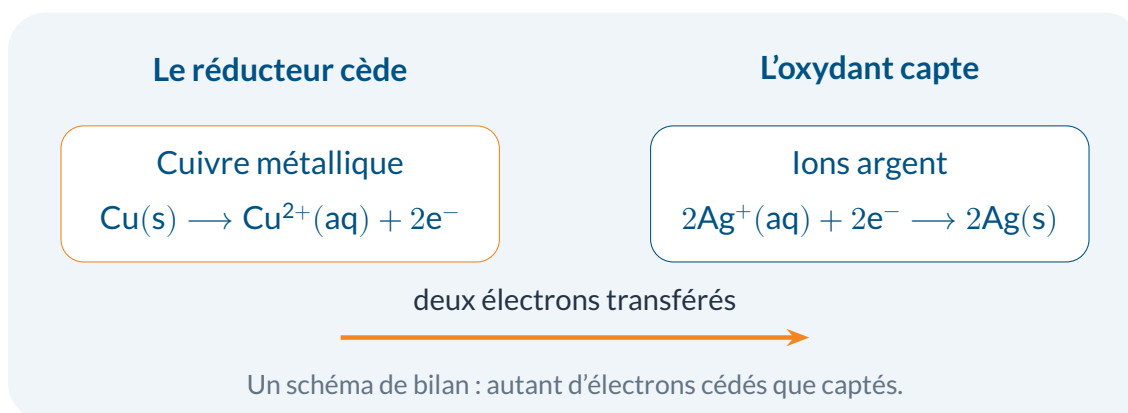




Réactions d'oxydoréduction

Qui cède? Qui capte?

Une réaction, deux transformations liées.



- I **Cours et savoir-faire** Comprendre les rôles et construire les équations.
- II **Exercices** 32 énoncés originaux, progressifs et variés.
- III **Corrections détaillées** Suivre les éléments, les charges et les quantités.

MODE D'EMPLOI

Un chapitre pour travailler seul

Une équation s'explique et se contrôle, ligne après ligne.

Accès directs : cours p. 3; exercices p. 18; corrections p. 35.

Ce que tu vas apprendre à faire

Identifier	Distinguer un oxydant, un réducteur et leurs formes conjuguées.
Construire	Équilibrer une demi-équation, puis associer une oxydation et une réduction.
Contrôler	Compter séparément les éléments et les charges; vérifier la disparition des électrons dans le bilan.
Exploiter	Relier les coefficients aux quantités consommées ou formées, en réutilisant les relations du chapitre 1.



SAVOIR-FAIRE Le bon rythme

Lis une méthode, puis cache l'exemple et refais-le. Ne passe à la ligne suivante que lorsque tu peux expliquer ce que tu as ajouté et pourquoi.



Le déclic. Les mots « oxydant » et « oxydation » se ressemblent, mais l'oxydant subit une réduction. Reviens à l'action sur les électrons : capter ou céder.



Vérifier. Les équations de ce chapitre indiquent les états : (s) solide, (l) liquide, (g) gaz, (aq) espèce dissoute en solution aqueuse. Les charges électriques restent attachées aux ions.

Progression. Exercices 1 à 8 : lecture et rôles; 9 à 16 : demi-équations; 17 à 24 : réactions et observations; 25 à 32 : quantités et synthèses. Les approfondissements sont guidés. Les bilans quantitatifs utilisent des hypothèses explicites; le tableau général d'avancement sera étudié séparément.

I · COURS ET SAVOIR-FAIRE

Avant de commencer

Conserver les éléments et conserver la charge sont deux contrôles distincts.

1. Lire une formule sans la modifier

Dans $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$, Fe désigne l'élément fer et $3+$ la charge de l'ion. Dans $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, il y a un atome de soufre et quatre atomes d'oxygène par ion; l'ensemble porte une charge $2-$. Le coefficient placé devant une formule multiplie toutes les entités :

$2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$: 2 ions fer et une charge totale $+6$,

$3\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$: 3 S, 12 O et une charge totale -6 .

Les charges sont ici comptées en unités de charge élémentaire; ce ne sont pas des nombres d'atomes.



POINT DE VIGILANCE Équilibrer ne change pas les espèces

On ajuste les coefficients devant les formules. Transformer H_2O en H_2O_2 changerait l'espèce chimique : ce n'est pas une manière d'équilibrer une équation.

2. Ce qu'un électron change

Un électron, noté e^- , porte une charge -1 . Une espèce qui cède un électron devient plus positive d'une unité; une espèce qui capte un électron devient moins positive d'une unité. Le noyau de ses atomes n'est pas transformé.



À gauche, la charge totale vaut $+3 - 1 = +2$; à droite, $+2$. L'élément fer est également conservé.

3. Relier une masse ou une solution à des moles

$$n = \frac{m}{M}, \quad n = cV.$$

Unités et sens : n en mol; m en g; M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et V en L. V est le volume de la solution étudiée.



À TOI DE JOUER Lire les deux comptes

Dans 2Al^{3+} , combien y a-t-il d'ions et quelle est la charge totale? Combien d'électrons faut-il capter pour obtenir deux atomes neutres?

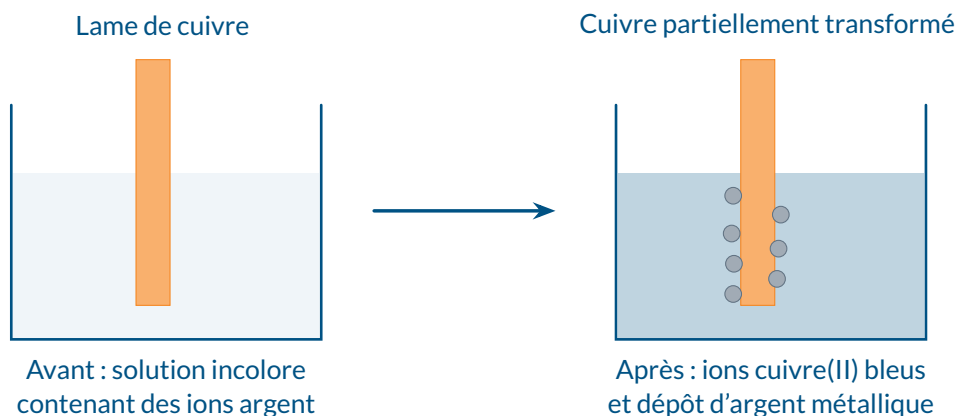
Réponse pour te vérifier : Deux ions, charge totale $+6$; il faut six électrons.

I • OBSERVER

Une transformation visible

Un dépôt et une couleur donnent des indices sur les espèces formées.

On plonge une lame de cuivre dans une solution contenant des ions argent. Dans les conditions de l'expérience, un dépôt d'argent métallique apparaît et la solution devient bleue, ce qui correspond à la présence d'ions cuivre(II).



Décrire avant d'interpréter

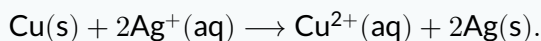
Les observations sont « apparition d'un dépôt » et « coloration bleue ». L'identification des espèces permet ensuite d'écrire : du cuivre métallique se transforme en ions cuivre(II), tandis que des ions argent se transforment en argent métallique.



Ces écritures décrivent les deux transformations liées. Pour chaque atome de cuivre transformé, deux électrons sont cédés : deux ions argent doivent donc en capter chacun un.



PROPRIÉTÉ Le bilan global



Les électrons ne figurent plus dans le bilan : ils sont transférés d'un réactif à l'autre.



Vérifier. Il y a un Cu et deux Ag de chaque côté. La charge totale vaut +2 à gauche comme à droite.

I • COMPRENDRE

Oxydant ou réducteur ?

Attribuer un rôle à partir du transfert d'électrons.



DÉFINITION Deux rôles complémentaires

Un **oxydant** est une espèce capable de capter un ou plusieurs électrons. Un **réducteur** est une espèce capable de céder un ou plusieurs électrons.



DÉFINITION Deux transformations

Une **réduction** correspond à un gain d'électrons. Une **oxydation** correspond à une perte d'électrons. Lors d'une réaction d'oxydoréduction, un oxydant est réduit et un réducteur est oxydé.

Espèce réactive	Action sur les électrons	Transformation subie
Oxydant	Les capte	Réduction
Réducteur	Les cède	Oxydation



SAVOIR-FAIRE Retrouver le rôle sans deviner

Dans $\text{Cu(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$, les électrons sont **produits** : le cuivre les cède. Le cuivre est le réducteur ; il subit une oxydation.

Dans $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag(s)}$, les électrons sont **consommés** : l'ion argent les capte. Il est l'oxydant ; il subit une réduction.

Comprendre les verbes d'un énoncé

« Les ions argent oxydent le cuivre » signifie qu'ils provoquent l'oxydation du cuivre. Le cuivre est donc le réducteur. Les ions argent, eux, sont réduits : ils jouent le rôle d'oxydant.



POINT DE VIGILANCE Le nom du rôle ne nomme pas sa propre transformation

L'oxydant n'est pas l'espèce qui subit l'oxydation. Pour éviter l'inversion, écris toujours « capte » ou « cède » avant de nommer le rôle.



À TOI DE JOUER Un seul électron

Dans $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^-$, quel est le rôle de Fe^{2+} ?

Réponse pour te vérifier : Il cède un électron : c'est le réducteur, et il subit une oxydation.

I · COMPRENDRE

Écrire un couple Ox/Red

Deux formes reliées par un échange d'électrons.



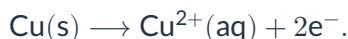
DÉFINITION Couple oxydant/réducteur

Un oxydant et son réducteur conjugué forment un couple noté **Ox/Red**, dans cet ordre. Une demi-équation électronique relie ces deux formes en conservant les éléments et la charge.

Couple	Demi-équation dans le sens de la réduction
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
$\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^{-}(\text{aq})$	$\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow 2\text{I}^{-}(\text{aq})$
$\text{H}^{+}(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$	$2\text{H}^{+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$

Le couple reste dans le même ordre

On peut utiliser une demi-équation dans le sens de l'oxydation. Par exemple,



Le couple reste pourtant Cu^{2+}/Cu . L'ordre Ox/Red est une convention de notation; le sens de la flèche dépend de la transformation étudiée.



POINT DE VIGILANCE Un couple n'est pas une paire quelconque de réactifs

Le cuivre et l'ion argent réagissent ensemble, mais ne forment pas un couple : leurs formes conjuguées sont respectivement Cu^{2+} et Ag. La réaction met en relation **deux couples**.



Le déclic. Une même espèce peut appartenir à plusieurs couples et y jouer des rôles différents. Son rôle dans une réaction dépend de son partenaire et des produits annoncés.



À TOI DE JOUER Lire l'ordre

Dans le couple $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$, quelle forme est oxydante? Quelle forme peut céder deux électrons?

Réponse pour te vérifier : Zn^{2+} est l'oxydant; Zn est le réducteur et peut céder deux électrons.

I • SAVOIR-FAIRE 01

Équilibrer une demi-équation simple

Compter les éléments, puis ajuster la charge avec les électrons.

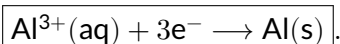


SAVOIR-FAIRE Réduire un ion métallique

Écrivons la réduction de $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ en $\text{Al}(\text{s})$.

1 • Conserver l'élément. Il y a déjà un Al de chaque côté : $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Al}(\text{s})$.

2 • Comparer les charges. À gauche : +3 ; à droite : 0. On ajoute trois électrons à gauche, car $+3 + 3(-1) = 0$.



3 • Lire le sens. Les électrons sont captés : cette écriture correspond à une réduction. Elle constitue un bilan formel ; elle ne prouve pas que la réaction se produit spontanément dans une solution donnée.

Quand une molécule contient deux atomes

Pour le couple $\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^{-}(\text{aq})$, il faut d'abord deux ions iodure pour conserver l'iode :



La charge vaut 0 à gauche et -2 à droite. Deux électrons ajoutés à gauche donnent :



Écrire l'oxydation associée

On inverse **toute** la demi-équation, sans changer les coefficients :



La charge vaut -2 des deux côtés. Les ions iodure sont les réducteurs dans ce sens.



Vérifier. Un électron corrige la charge, jamais le nombre d'atomes. On commence donc par les éléments.



À TOI DE JOUER Deux charges différentes

Écris la réduction de $\text{Sn}^{4+}(\text{aq})$ en $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$.

Réponse pour te vérifier : $\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$: $+4 - 2 = +2$.

I • SAVOIR-FAIRE 02

Travailler en milieu acide

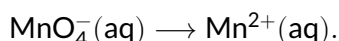
L'eau ajuste O ; les ions hydrogène ajustent H ; les électrons ajustent la charge.

On veut relier $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ à $\text{Mn}^{2+} (\text{aq})$ en milieu acide. Le couple est $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$.

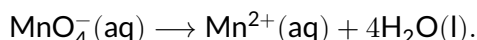


SAVOIR-FAIRE Construire la réduction, dans un ordre fixe

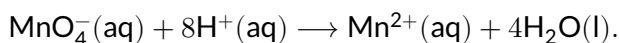
1 • Éléments autres que H et O. Un manganèse de chaque côté :



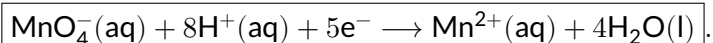
2 • Oxygène avec l'eau. Les quatre O de gauche imposent quatre molécules d'eau à droite :



3 • Hydrogène avec H^+ . Les huit H de droite imposent huit ions hydrogène à gauche :



4 • Charge avec les électrons. À gauche : $-1 + 8 = +7$; à droite : $+2$. Cinq électrons à gauche abaissent $+7$ à $+2$:



Vérifier. Mn : $1 = 1$; O : $4 = 4$; H : $8 = 8$; charge : $-1 + 8 - 5 = +2$. Chaque conservation est vérifiée séparément.



POINT DE VIGILANCE Le milieu fait partie des conditions

Cette méthode et cette demi-équation correspondent au milieu acide. On n'applique pas automatiquement la même écriture à un milieu basique : les espèces et les produits peuvent être différents. $\text{H}^+ (\text{aq})$ est ici la notation usuelle de l'acidité en solution aqueuse.

I · SAVOIR-FAIRE 03

Orienter une demi-équation

Les réactifs réellement présents imposent le sens utile.

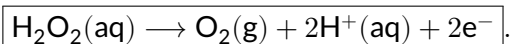
L'eau oxygénée peut être oxydée

Le couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ relie le dioxygène au peroxyde d'hydrogène. Si l'énoncé indique que H_2O_2 forme O_2 , on écrit l'oxydation.



SAVOIR-FAIRE Du réducteur vers l'oxydant conjugué

- 1 • **Conserver O.** Deux atomes O de chaque côté : $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g})$.
- 2 • **Conserver H.** Deux H à gauche : on ajoute $2\text{H}^+(\text{aq})$ à droite.
- 3 • **Conserver la charge.** La gauche est neutre; les deux ions hydrogène donnent +2 à droite. On ajoute deux électrons à droite :



Les électrons sont cédés : dans cette transformation, H_2O_2 est le réducteur.

La même espèce peut aussi être réduite

Dans le couple $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, elle joue le rôle d'oxydant. La réduction en milieu acide s'écrit :



Les deux O et les quatre H sont conservés; la charge totale vaut 0 des deux côtés.



POINT DE VIGILANCE Ne pas attribuer un rôle définitif à une formule

« H_2O_2 est toujours un oxydant » est faux. Il faut regarder le couple et la transformation annoncée. Le partenaire réactionnel permet de savoir quelle transformation est utilisée.



À TOI DE JOUER Suivre la flèche

Si $\text{I}^-(\text{aq})$ devient $\text{I}_2(\text{aq})$, écrit-on les électrons à gauche ou à droite?

Réponse pour te vérifier : À droite : $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$. Les ions iodure sont oxydés.

I · SAVOIR-FAIRE 04

Assembler deux demi-équations

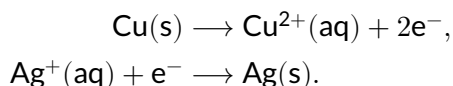
Les électrons cédés doivent être exactement ceux qui sont captés.



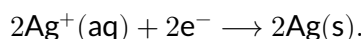
SAVOIR-FAIRE Cuivre et ions argent

Les réactifs sont Cu(s) et $\text{Ag}^+(\text{aq})$. Leurs couples sont Cu^{2+}/Cu et Ag^+/Ag .

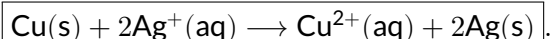
1 · Orienter les deux demi-équations.



2 · Égaliser le nombre d'électrons. On multiplie toute la seconde demi-équation par 2 :



3 · Additionner et simplifier. Les deux électrons figurent maintenant des deux côtés de l'addition : ils s'annulent dans le bilan.



Pourquoi ne suffit-il pas d'additionner directement ?

Sans multiplier la seconde demi-équation, un électron resterait dans le bilan. Cela signifierait que le compte des électrons cédés et captés n'est pas fermé. Les électrons servent au raisonnement ; ils ne sont pas un produit libéré dans la solution dans ce bilan.



PROPRIÉTÉ La règle de combinaison

Si une demi-équation cède a électrons et l'autre en capte b , on cherche un multiple commun de a et b , de préférence le plus petit. On multiplie chaque demi-équation pour atteindre ce même nombre.



À TOI DE JOUER Un décompte rapide

Une oxydation cède 2 électrons et une réduction en capte 3. Quels multiplicateurs utiliser ?

Réponse pour te vérifier : Multiplier l'oxydation par 3 et la réduction par 2 : six électrons sont cédés et captés.

I · SAVOIR-FAIRE 05

Combiner en milieu acide

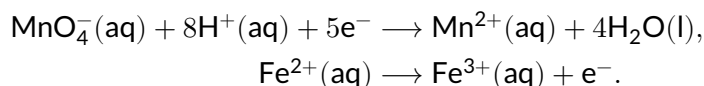
Les coefficients de H^+ et de l'eau se construisent eux aussi.

Les ions permanganate oxydent les ions fer(II) en milieu acide. Les couples sont MnO_4^-/Mn^{2+} et Fe^{3+}/Fe^{2+} .



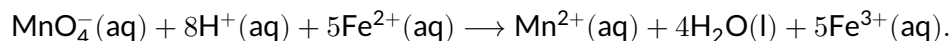
SAVOIR-FAIRE Choisir les réactifs dans chaque couple

1 · Le rôle de chaque espèce. Le permanganate capte des électrons; le fer(II) en cède :



2 · Faire coïncider les échanges. On multiplie la demi-équation du fer par 5. Cinq ions fer(II) fournissent les cinq électrons captés par un ion permanganate.

3 · Écrire le bilan.



Vérifier sans se fier à l'apparence

Compte	Réactifs	Produits
Mn	1	1
Fe	5	5
O	4	4
H	8	8
Charge totale	$-1 + 8 + 5 \times 2 = 17$	$2 + 5 \times 3 = 17$



Vérifier. La charge totale n'a pas besoin d'être nulle de chaque côté. Elle doit être *la même* des deux côtés. Les ions spectateurs assurent par ailleurs l'électroneutralité de la solution complète.



À TOI DE JOUER Lire un coefficient

D'après cette équation, combien de moles de fer(II) sont consommées pour 1 mole de permanganate consommée?

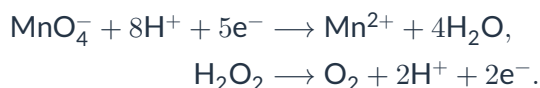
Réponse pour te vérifier : Cinq moles, si la transformation suit cette équation.

I · SAVOIR-FAIRE 06

Simplifier après l'addition

Une même espèce présente des deux côtés peut se retrancher.

Le permanganate réagit avec le peroxyde d'hydrogène en milieu acide et forme notamment du dioxygène. Les demi-équations utiles sont :

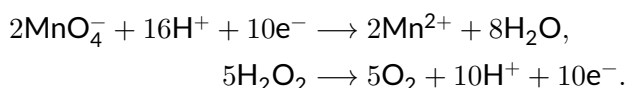


Les états sont momentanément omis pour alléger cette étape de calcul ; ils seront rétablis dans le bilan.

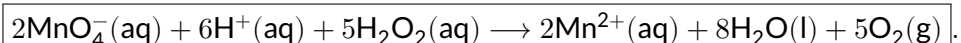


SAVOIR-FAIRE Dix électrons, puis une soustraction

Le plus petit multiple commun de 5 et 2 est 10. On multiplie la première demi-équation par 2 et la seconde par 5 :



Après addition, les dix électrons se simplifient. Il reste aussi 16H^+ à gauche et 10H^+ à droite : on retranche dix ions hydrogène de chaque côté. Il en reste six à gauche.



Vérifier. À gauche : Mn 2, H 16, O 18, charge +4. À droite : Mn 2, H 16, O 18, charge +4. Le compte est complet.



POINT DE VIGILANCE Simplifier seulement des espèces identiques

Fe^{2+} et Fe^{3+} ne s'annulent pas : leurs charges, donc leurs identités, diffèrent. On ne simplifie pas non plus une espèce présente seulement d'un côté.

I • COMPRENDRE

Ce qui intervient dans le bilan

Une solution contient souvent plus d'espèces que l'équation simplifiée.



DÉFINITION Ion spectateur

Un ion spectateur est présent dans le milieu mais n'est pas transformé par la réaction étudiée. Il figure à l'identique des deux côtés d'une écriture ionique complète et disparaît de l'équation simplifiée.

Dans l'expérience du cuivre avec une solution de nitrate d'argent, les ions nitrate $\text{NO}_3^- (\text{aq})$ accompagnent les cations mais ne participent pas au transfert étudié.



Après simplification des nitrates, on retrouve le bilan cuivre/argent.

Toutes les transformations ne sont pas des oxydoréductions

Une dissolution peut séparer des ions sans transfert d'électrons :



Une précipitation peut réunir des ions sans transfert d'électrons :



Dans le chlorure d'argent solide, l'argent reste sous forme ionique $\text{Ag}(\text{l})$. Ce solide n'est pas de l'argent métallique $\text{Ag}(\text{s})$.



POINT DE VIGILANCE Un dépôt n'est pas à lui seul une preuve

Un dépôt métallique et un précipité ne sont pas la même chose. Pour conclure à une oxydoréduction, on identifie les espèces et on met en évidence un transfert d'électrons entre formes conjuguées.



Le déclic. Ne confonds pas la charge globale d'un solide neutre et l'état des éléments qui le composent. La neutralité de AgCl n'implique pas que l'ion argent a capté un électron.



À TOI DE JOUER Repérer le spectateur

Dans $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Cu}$, quelle espèce peut-on simplifier ?

Réponse pour te vérifier : L'ion sulfate SO_4^{2-} , présent à l'identique des deux côtés.

I · SAVOIR-FAIRE 07

Passer de l'équation aux quantités

Les coefficients comparent des quantités transformées.

Pour la réaction



chaque mole de cuivre consommée accompagne deux moles d'ions argent consommées et deux moles d'argent formées.



PROPRIÉTÉ Le rapport stœchiométrique

Si la transformation suit cette seule réaction,

$$\frac{n_{\text{Cu,cons}}}{1} = \frac{n_{\text{Ag}^+, \text{cons}}}{2} = \frac{n_{\text{Ag,form}}}{2}.$$

Les indices « cons » et « form » désignent les quantités **consommées** et **formées**. Les quantités initiales ne sont pas forcément dans ces proportions.



SAVOIR-FAIRE Une solution connue, du cuivre en excès

On met $V = 40,0 \text{ mL}$ d'une solution de concentration $c = 0,150 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions argent au contact de cuivre en excès. La transformation est supposée totale.

1 · Quantité initiale d'ions argent.

$$n_i = cV = 0,150 \times 0,0400 = 6,00 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

Unités et sens : c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, V en L, n_i en mol.

2 · Justifier la quantité consommée. Le cuivre est en excès et la transformation est totale : tous les ions argent sont consommés.

3 · Utiliser les coefficients.

$$n_{\text{Cu,cons}} = \frac{n_i}{2} = 3,00 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

Avec $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, la masse consommée vaut

$$m = nM = 3,00 \times 10^{-3} \times 63,5 \simeq 0,191 \text{ g} \quad (\text{à trois chiffres significatifs}).$$

Unités et sens : n en mol, M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, m en g.

I • SAVOIR-FAIRE 08

Exploiter une expérience

Séparer ce qui est mesuré, ce qui est identifié et ce qui est supposé.

Une réaction suivie par une masse

Une lame de zinc perd 0,327 g au contact d'une solution contenant des ions cuivre(II). On admet que cette perte provient uniquement de la réaction



SAVOIR-FAIRE Partir de la quantité réellement transformée

1 • Convertir la perte de masse en moles. Avec $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$,

$$n_{\text{Zn,cons}} = \frac{m_{\text{Zn,cons}}}{M(\text{Zn})} = \frac{0,327}{65,4} = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

Unités et sens : m en g, M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, n en mol.

2 • Lire le rapport des coefficients. Une mole de zinc consommée forme une mole de cuivre :

$$n_{\text{Cu,form}} = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

3 • Revenir à une masse.

$$m_{\text{Cu,form}} = n_{\text{Cu,form}} M(\text{Cu}) = 5,00 \times 10^{-3} \times 63,5 \simeq 0,318 \text{ g}.$$

Unités et sens : n en mol, M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, m en g.



POINT DE VIGILANCE Une lame pesée peut porter un dépôt

Si le cuivre formé reste accroché à la lame, la variation de masse mesurée inclut à la fois une perte de zinc et un gain de cuivre. On ne peut pas l'interpréter directement comme une masse de zinc consommée. Le protocole et les informations de l'énoncé doivent préciser ce qui est pesé.



Vérifier. L'égalité des coefficients donne ici l'égalité des quantités de matière, pas celle des masses. Les masses molaires du zinc et du cuivre sont différentes.

I · APPROFONDIR

Une espèce, deux rôles

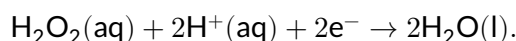
Le peroxyde d'hydrogène peut réagir avec lui-même.

Dans certaines conditions, le peroxyde d'hydrogène se transforme en eau et dioxygène. On utilise les deux couples déjà rencontrés :

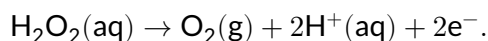


SAVOIR-FAIRE Associer les deux transformations

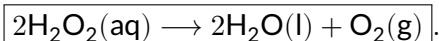
Une partie du peroxyde est réduite :



Une autre partie est oxydée :



Les nombres d'électrons sont déjà égaux. Après addition, les électrons et les ions hydrogène se simplifient :



Cette réaction est une **dismutation** : la même espèce joue le rôle d'oxydant pour une partie de ses entités et de réducteur pour une autre partie.

Ce que le bilan dit, et ce qu'il ne dit pas

Il donne les proportions des espèces transformées : deux moles de peroxyde consommées forment une mole de dioxygène. Il ne donne pas à lui seul la vitesse de transformation, ni les conditions nécessaires pour l'observer.



POINT DE VIGILANCE Un bilan équilibré n'est pas une prédiction de réactivité

Conserver les éléments et la charge est indispensable, mais ne suffit pas à affirmer que deux espèces réagiront spontanément. On utilise les données de l'expérience ou les indications de l'énoncé pour choisir le sens et les produits.



À TOI DE JOUER Un rapport simple

Si 4,0 mmol de peroxyde sont consommées par cette seule réaction, quelle quantité de dioxygène se forme ?

Réponse pour te vérifier : 2,0 mmol : le coefficient du dioxygène est deux fois plus petit.

I · FAIRE LE POINT

Une méthode qui tient en six étapes

Chaque étape répond à une question précise.

- 1. Identifier les réactifs et les produits annoncés.** Quelles espèces sont réellement présentes ? Dans quel milieu ?
- 2. Retrouver les deux couples, dans l'ordre Ox/Red.** Quelle forme de chaque couple intervient comme réactif ?
- 3. Orienter et équilibrer les demi-équations.** En milieu acide : éléments autres que H/O, puis O avec l'eau, H avec H^+ , charge avec les électrons.
- 4. Égaliser les échanges.** Choisir les multiplicateurs pour céder et capter le même nombre d'électrons.
- 5. Additionner, simplifier et contrôler.** Aucun électron ne reste ; les éléments et la charge sont conservés.
- 6. Exploiter les coefficients si une quantité est demandée.** Distinguer quantité initiale, consommée et formée ; vérifier les hypothèses de totalité et d'excès.

Le vocabulaire à retrouver sans hésiter

Oxydant	Capte des électrons ; il est réduit.
Réducteur	Cède des électrons ; il est oxydé.
Couple	Deux formes conjuguées, notées Ox/Red.
Demi-équation	Un bilan d'éléments et de charges comportant des électrons.
Réaction globale	L'association d'une oxydation et d'une réduction ; les électrons se simplifient.



À TOI DE JOUER Avant de passer aux exercices

Pourquoi faut-il vérifier la charge après avoir vérifié les atomes ? Pourquoi les électrons disparaissent-ils du bilan ? Pourquoi $n_i(Ag^+) = 2n_i(Cu)$ n'est-il pas une règle générale ?

Réponse pour te vérifier : Des atomes équilibrés peuvent laisser des charges différentes. Les électrons cédés sont captés. Les coefficients relient les quantités transformées ; les quantités initiales peuvent contenir un excès.

II • EXERCICES

Lire les espèces et les charges

Un coefficient multiplie toute la formule.

1 Deux comptes séparés

Bases

Pour chacune des écritures suivantes, donne le nombre d'atomes de chaque élément et la charge totale : 2Fe^{3+} , 3SO_4^{2-} , $2\text{H}_2\text{O}$ et 4I^- . Pourquoi 2Fe^{3+} ne peut-il pas être remplacé par Fe^{6+} ?

[Correction 1](#)

2 De quel côté placer les électrons ?

Bases

Complète chaque transformation avec le nombre d'électrons nécessaire, puis nomme la transformation et le rôle de l'espèce réactive :


[Correction 2](#)

3 Quatre phrases à examiner

Raisonner

Indique si chaque phrase est vraie ou fausse, puis corrige les phrases fausses.

1. Un oxydant est une espèce qui subit une oxydation.
2. Un réducteur cède des électrons.
3. Une demi-équation équilibrée conserve les éléments et la charge.
4. Les électrons doivent figurer parmi les produits du bilan global d'oxydoréduction.

[Correction 3](#)

4 Remettre les couples dans l'ordre

Bases

Les transformations suivantes sont données : Zn^{2+} capte deux électrons pour former Zn ; Sn^{4+} en capte deux pour former Sn^{2+} ; Fe^{2+} en cède un pour former Fe^{3+} . Écris les trois couples dans l'ordre Ox/Red et nomme l'oxydant de chacun.

[Correction 4](#)

II • EXERCICES

Attribuer un rôle

Reviens à « capter » ou « céder » à chaque hésitation.

5 Une charge qui change

Application

Écris les demi-équations correspondant à la réduction de $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ en $\text{Ni}(\text{s})$, puis à l'oxydation de $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ en $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$. Contrôle les charges.

[Correction 5](#)

6 Argent métallique ou chlorure d'argent?

Comprendre

On compare deux bilans :



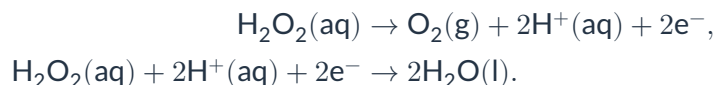
Lequel correspond à une réduction de l'ion argent? Pourquoi le second ne décrit-il pas un transfert d'électrons vers l'argent?

[Correction 6](#)

7 Une formule, deux rôles

Comprendre

On fournit les demi-équations :



Pour chacune, indique le rôle du peroxyde d'hydrogène et le couple correspondant, écrit dans l'ordre Ox/Red.

[Correction 7](#)

8 Une observation n'est pas encore un bilan

Analyser

Un compte rendu indique : « Un solide apparaît dans le bécher; c'est donc une oxydoréduction. » Explique pourquoi cette conclusion est insuffisante. Propose les informations supplémentaires qui permettraient d'identifier une réaction entre le cuivre métallique et les ions argent.

[Correction 8](#)

II • EXERCICES

Construire des demi-équations

Pour les questions en solution acide, suis toujours le même ordre.

9 Deux atomes par molécule

Application

Écris la réduction associée au couple $\text{Br}_2(\text{aq})/\text{Br}^-(\text{aq})$, puis l'oxydation associée au couple $\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-(\text{aq})$. Vérifie séparément le nombre d'atomes et les charges.

[Correction 9](#)

10 Le permanganate, étape par étape

Application

En milieu acide, écris la réduction de $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ en $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$. Fais apparaître successivement l'ajustement de O, de H, puis des charges.

[Correction 10](#)

11 Deux atomes de chrome

Application

On donne le couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})/\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$. Écris sa demi-équation de réduction en milieu acide. Justifie le coefficient placé devant Cr^{3+} , puis le nombre d'électrons. Il s'agit d'un exercice de bilan, sans manipulation.

[Correction 11](#)

12 Une molécule de gaz comme produit

Application

Dans un modèle en milieu acide, l'ion nitrate $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ est réduit en monoxyde d'azote $\text{NO}(\text{g})$. Écris le couple correspondant, puis la demi-équation équilibrée. Vérifie N, O, H et la charge.

[Correction 12](#)

II • EXERCICES

Orienter et corriger

Les électrons viennent après l'équilibrage des éléments.

13 Un seul oxygène à ajuster

Application

Écris la réduction de $\text{ClO}^-(\text{aq})$ en $\text{Cl}^-(\text{aq})$ en milieu acide. Les deux ions portant initialement la même charge, peut-on conclure qu'aucun électron n'est nécessaire ?

[Correction 13](#)**14 Une molécule organique, sans autre prérequis**

Transférer

On donne les formules de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{aq})$ et de l'éthanal $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\text{aq})$. L'éthanol est oxydé en éthanal. Construis la demi-équation en milieu acide et écris le couple Ox/Red.

[Correction 14](#)**15 Les électrons du mauvais côté**

Diagnostiquer

Un élève propose



Vérifie les éléments et les charges. Corrige l'équation et précise le rôle du peroxyde.

[Correction 15](#)**16 Trois contrôles qui échouent**

Diagnostiquer

On propose, en milieu acide :



Trouve toutes les conservations non respectées. Reconstituons ensuite la demi-équation, sans simplement modifier un coefficient au hasard.

[Correction 16](#)

II • EXERCICES

Associer deux couples

Les réactifs indiquent le sens des demi-équations.

17 Zinc et ions cuivre(II)

Application

Dans les conditions étudiées, le zinc métallique réagit avec les ions cuivre(II). Couples : Zn^{2+}/Zn et Cu^{2+}/Cu . Identifie les rôles, écris les demi-équations puis le bilan avec les états.

[Correction 17](#)**18** Former du diiode

Application

Les ions fer(III) oxydent les ions iodure. Couples : $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ et I_2/I^- . Établis l'équation de réaction en solution aqueuse et vérifie la charge totale.

[Correction 18](#)**19** Un échange de deux électrons

Application

Des ions étain(II) sont oxydés par des ions fer(III). Couples : $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$. Construis le bilan et précise le nombre d'ions fer(III) transformés par ion étain(II) transformé.

[Correction 19](#)**20** Un modèle à produits imposés

Raisonner

On modélise une transformation de l'aluminium métallique par les ions fer(III), avec pour seuls produits redox $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ et $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$. Établis le bilan. Explique pourquoi l'équilibrage seul ne prouve ni que ce modèle décrit toute expérience réelle, ni que tout l'aluminium initial disparaît.

[Correction 20](#)

II • EXERCICES

Simplifier et interpréter

Garde les espèces identiques jusqu'à l'addition complète.

21 Des ions hydrogène des deux côtés

Application

Le permanganate oxyde le peroxyde d'hydrogène en milieu acide. Couples : $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$. Reconstitue le bilan. Explique pourquoi le coefficient final de H^+ vaut 6, et non 16.

[Correction 21](#)

22 Le peroxyde joue l'autre rôle

Application

En milieu acide, H_2O_2 oxyde les ions iodure en diiode. Couples : $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ et I_2/I^- . Écris les demi-équations, puis le bilan. Identifie l'oxydant et le réducteur.

[Correction 22](#)

23 Les nitrates accompagnent

Comprendre

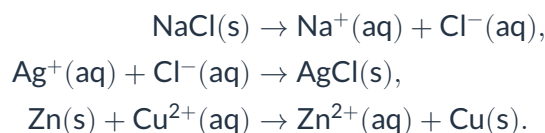
Une solution de nitrate d'argent contient $\text{Ag}^+(\text{aq})$ et $\text{NO}_3^-(\text{aq})$. Elle réagit avec du cuivre pour former des ions cuivre(II) et de l'argent métallique. Écris le bilan avec les nitrates, puis simplifie. Pourquoi leur disparition de l'équation ne signifie-t-elle pas leur disparition de la solution?

[Correction 23](#)

24 Trois transformations différentes

Raisonner

Classe les transformations suivantes en dissolution, précipitation ou oxydoréduction. Justifie le cas redox avec ses demi-équations.



[Correction 24](#)

II • EXERCICES

Relier les moles aux coefficients

La totalité et l'excès sont explicitement donnés.

25 Prévoir une masse d'argent

Quantifier

On fait réagir totalement 25,0 mL d'une solution contenant $0,0800 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d'ions argent avec du cuivre en excès.

1. Écris le bilan redox.
2. Calcule les quantités d'ions argent consommés, de cuivre consommé et d'argent formé.
3. Déduis les masses de cuivre consommé et d'argent formé.

Données. $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

[Correction 25](#)

26 Du zinc entièrement transformé

Quantifier

Une masse de 0,654 g de zinc réagit totalement avec des ions cuivre(II) en excès selon $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$. Calcule la quantité de zinc consommée et la masse de cuivre formée. Pourquoi n'est-elle pas égale à la masse de zinc?

Données. $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

[Correction 26](#)

27 Une proportion de deux pour un

Quantifier

On dispose de 40,0 mL d'une solution à $0,120 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions fer(III). Tous ces ions sont réduits par des ions étain(II) en excès selon



Calcule la quantité de fer(III) consommée, puis celle d'étain(II) consommée et les quantités des deux produits formés.

[Correction 27](#)

28 Le volume juste nécessaire dans le modèle

Quantifier

On veut oxyder 25,0 mL d'une solution de fer(II) à $0,120 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec une solution de permanganate à $0,0200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le milieu est suffisamment acide, la réaction est totale et aucun autre réactif n'intervient. Calcule le volume de permanganate correspondant aux proportions de l'équation étudiée dans le cours.

[Correction 28](#)

II • EXERCICES

Mesurer ce qui s'est transformé

Une masse gagnée peut cacher une masse perdue.

29 Du peroxyde au volume de gaz

Synthèse

On considère la décomposition totale de 0,0400 mol de peroxyde d'hydrogène selon



1. Retrouve cette équation à l'aide des deux couples du cours.
2. Calcule la quantité de dioxygène formée.
3. Le gaz est recueilli dans des conditions où le volume molaire vaut $24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Calcule son volume en litres puis en millilitres.

Correction 29

30 Une lame qui s'alourdit

Synthèse

Une lame de cuivre réagit avec des ions argent. Tout l'argent formé reste accroché à la lame; la lame est ensuite rincée et séchée sans perte du dépôt. Le seul échange de masse avec la solution est celui de la réaction cuivre/argent. Sa masse augmente de 0,3046 g.

1. Pourquoi cette augmentation n'est-elle pas égale à la masse d'argent déposée?
2. On note n la quantité de cuivre consommée. Exprime les masses de cuivre perdu et d'argent déposé en fonction de n .
3. Détermine n , puis les deux masses.
4. Peut-on conclure que tous les ions argent initialement présents ont été consommés?

Données. $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Correction 30

II • EXERCICES

Faire une synthèse complète

Justifie le lien entre chaque mesure et la quantité cherchée.

31 Remonter une dilution

Synthèse

On prélève 10,0 mL d'une solution mère contenant des ions fer(II), puis on dilue à 100,0 mL. On étudie 20,0 mL de cette solution fille. Dans les conditions de l'étude, tout le fer(II) de cette portion est oxydé et la quantité de permanganate consommée est exactement celle contenue dans 12,0 mL d'une solution à $5,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le milieu est suffisamment acide; aucun autre transfert redox n'intervient.

1. Écris le bilan redox.
2. Calcule la quantité de permanganate consommée puis celle de fer(II) dans la portion.
3. Détermine la concentration de la fille, puis celle de la mère.
4. Explique à quels volumes correspondent 12,0, 20,0, 10,0 et 100,0 mL : ils ne sont pas interchangeables.

Correction 31

32 Auditer un compte rendu

Synthèse

Un élève étudie l'oxydation des ions fer(II) par les ions permanganate en milieu acide. Il écrit :

« Le fer(II) est l'oxydant car il est oxydé. Les couples sont $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ et $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$. Le bilan est $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Fe}^{3+}$. Comme les atomes sont conservés, l'équation est correcte. Enfin, tous les réactifs sont forcément consommés. »

1. Corrige le rôle du fer(II) et l'ordre du couple mal écrit.
2. Montre par le compte des charges que le bilan proposé est faux.
3. Reconstitue le bilan en utilisant les électrons.
4. Explique pourquoi l'affirmation sur la consommation totale de tous les réactifs est injustifiée.

Correction 32

II · PROBLÈMES LONGS

De l'observation au bilan quantitatif

Une réaction d'oxydoréduction se construit avec les électrons, puis s'exploite avec les coefficients.

33 Un clou de fer dans une solution de cuivre(II)

Problème guidé · 9 questions

On plonge un clou contenant 0,560 g de fer dans 100,0 mL d'une solution de sulfate de cuivre(II) à $0,150 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Un dépôt rougeâtre apparaît et la couleur bleue s'atténue. On modélise la transformation par les couples $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$. La transformation est supposée totale; le volume reste 100,0 mL. Données : $M(\text{Fe}) = 55,8$ et $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Associe chaque observation à une espèce, sans considérer l'observation comme une preuve suffisante du bilan.
2. Identifie l'oxydant et le réducteur.
3. Écris les deux demi-équations dans le sens de la transformation, puis l'équation globale avec les états physiques.
4. Contrôle séparément les éléments et la charge.
5. Calcule les quantités initiales de fer et d'ions cuivre(II).
6. Détermine le réactif limitant par comparaison des rapports stœchiométriques.
7. Calcule les quantités finales de fer, d'ions cuivre(II), d'ions fer(II) et de cuivre.
8. Déduis la masse de cuivre formée et la masse de fer restante.
9. Calcule les concentrations finales des deux ions métalliques et prévois qualitativement l'aspect de la solution.

Correction 33

34 Former du diiode avec une solution chlorée

Problème guidé · 8 questions

En milieu acide, on mélange 25,0 mL d'une solution contenant $2,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d'ions hypochlorite ClO^- et 50,0 mL d'une solution contenant $4,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d'ions iodure I^- . Les ions hydrogène sont en excès. Les couples utiles sont ClO^-/Cl^- et I_2/I^- . On donne $M(\text{I}_2) = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. À partir des couples, indique quelle espèce est oxydée et laquelle est réduite.
2. Construis la demi-équation de réduction de ClO^- en milieu acide.
3. Construis la demi-équation d'oxydation des ions iodure.
4. Additionne-les et vérifie la charge du bilan.
5. Calcule les quantités initiales des deux réactifs redox.
6. Détermine le limitant et les quantités restantes à l'état final, dans le modèle total.
7. Calcule la quantité puis la masse de diiode formé.
8. Pourquoi les ions accompagnateurs, absents du bilan simplifié, restent-ils dans le bécher?

Correction 34

II · PROBLÈMES LONGS

Une même espèce peut jouer deux rôles

Distingue transformation chimique, recueil expérimental et rendement de récupération.

35 Le peroxyde d'hydrogène libère du dioxygène

Problème expérimental · 8 questions

On étudie 10,0 mL d'une solution contenant $0,800 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 . Dans les conditions retenues, la transformation est modélisée comme totale et ne forme que de l'eau et du dioxygène. Le volume molaire du gaz vaut $24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Le dispositif recueille finalement 90,0 mL de gaz.

1. Écris la demi-équation où H_2O_2 est réduit en eau.
2. Écris celle où H_2O_2 est oxydé en dioxygène.
3. En déduis le bilan et explique pourquoi le peroxyde joue les deux rôles.
4. Calcule la quantité initiale de peroxyde.
5. Détermine la quantité théorique de dioxygène puis son volume théorique.
6. Convertis le volume recueilli en quantité de dioxygène.
7. Calcule la proportion du volume théorique effectivement recueillie.
8. Peut-on conclure de ce seul écart que la transformation chimique n'était pas totale? Propose deux autres explications expérimentales.

Correction 35

36 Une lame de cuivre argentée

Problème inverse · 8 questions

Une lame de cuivre de masse initiale 2,5000 g est plongée dans 50,0 mL d'une solution contenant $5,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d'ions argent. Tout l'argent formé reste sur la lame; celle-ci est rincée et séchée sans perte. Sa masse finale vaut 2,6523 g. La seule transformation est $\text{Cu(s)} + 2\text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Ag(s)}$. Données : $M(\text{Cu}) = 63,5$ et $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Identifie les couples, l'oxydant et le réducteur.
2. Explique pourquoi le gain de masse n'est pas égal à la masse d'argent déposée.
3. Si x moles de cuivre réagissent, exprime les masses de cuivre perdu et d'argent gagné.
4. Établis une expression de la variation de masse en fonction de x .
5. Détermine x , puis les deux masses échangées.
6. Calcule la quantité initiale d'ions argent et vérifie que le résultat est compatible avec ce stock.
7. Détermine les quantités finales d'ions argent et cuivre(II), puis leurs concentrations si le volume reste constant.
8. Quelle mesure complémentaire permettrait de contrôler que tout le dépôt est bien de l'argent et qu'aucune perte mécanique n'a eu lieu?

Correction 36

II · PROBLÈMES LONGS

Remonter une chaîne de préparation

Les volumes de dilution, de prélèvement et de réaction n'ont pas le même rôle.

37 Contrôler une solution de fer(II) après dilution

Problème en chaîne · 9 questions

On prélève 10,0 mL d'une solution mère d'ions fer(II), puis on complète à 100,0 mL. On étudie 20,0 mL de cette fille. En milieu suffisamment acide, tout le fer(II) de la prise d'essai réagit avec les ions permanganate; l'équivalence de l'étude correspond à 12,4 mL de solution de permanganate à $5,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Couples: $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$.

1. Écris les demi-équations puis le bilan en milieu acide.
2. Justifie le rapport entre les quantités de permanganate et de fer(II).
3. Calcule la quantité de permanganate utilisée.
4. Déduis la quantité de fer(II) dans la prise d'essai.
5. Calcule la concentration de la fille.
6. Calcule le facteur de dilution et la concentration de la mère.
7. Nomme ce que représentent les quatre volumes 10,0, 100,0, 20,0 et 12,4 mL.
8. La mère est contenue dans un flacon de 250 mL. Calcule la quantité de fer(II) qu'il contient.
9. Tout ce fer provient de FeSO_4 anhydre. Calcule la masse correspondante. On donne $M(\text{FeSO}_4) = 151,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Correction 37

38 Quatre comptes rendus à auditer

Analyse critique · 8 questions

Un groupe note les observations suivantes : (A) du cuivre plongé dans une solution d'ions argent se couvre d'un dépôt métallique ; (B) le mélange d'ions argent et chlorure forme un solide blanc ; (C) du zinc plongé dans une solution acide libère un gaz identifié comme du dihydrogène ; (D) aucune évolution visible du cuivre dans la même solution acide. On donne les couples Ag^+/Ag , Cu^{2+}/Cu , H^+/H_2 et Zn^{2+}/Zn .

1. Explique pourquoi un dépôt solide ne suffit pas à identifier une oxydoréduction.
2. Classe B et justifie pourquoi ce n'est pas une réaction redox.
3. Pour A, identifie les rôles puis établis le bilan ionique.
4. Pour C, écris les deux demi-équations puis le bilan.
5. Vérifie la conservation de la charge dans les bilans A et C.
6. Un élève écrit : « le zinc reçoit les électrons puisqu'il devient un ion positif ». Corrige précisément cette phrase.
7. L'absence d'évolution visible dans D prouve-t-elle qu'aucune transformation microscopique n'a lieu ? Distingue observation et conclusion.
8. Propose, pour A et C, une mesure autre que la seule observation visuelle qui permettrait de tester le modèle proposé.

Correction 38

II · PROBLÈMES LONGS

Coordonner plusieurs coefficients

Le réactif limitant se lit dans les quantités divisées par leurs coefficients.

39 Dichromate et ions fer(II)

Problème quantitatif · 9 questions

En milieu acide, on mélange 20,0 mL d'une solution de dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ à $0,0100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et 25,0 mL d'une solution d'ions fer(II) à $0,0600 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Les ions hydrogène sont en excès et la transformation est supposée totale. Couples : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$ et $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$. Les volumes sont additifs.

1. Construis la demi-équation du dichromate en milieu acide.
2. Écris celle du fer(II), puis le bilan global.
3. Contrôle les éléments et la charge.
4. Calcule les quantités initiales des deux réactifs redox.
5. Compare les rapports quantité/coefficient et identifie le limitant.
6. Détermine l'avancement maximal et les quantités finales des deux réactifs.
7. Calcule les quantités d'ions chrome(III) et fer(III) formées.
8. Dédus les concentrations finales des quatre ions redox dans le volume total.
9. Une teinte due au dichromate peut-elle subsister dans le modèle? Explique la limite d'une conclusion fondée seulement sur la couleur.

Correction 39

40 Zinc et ions fer(III) : bilan complet

Bilan de chapitre · 9 questions

Une lame de zinc de masse 0,654 g est placée dans 100,0 mL d'une solution contenant $0,150 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d'ions fer(III). On retient le modèle $\text{Zn(s)} + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, supposé total. Le volume reste constant. Données : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Retrouve le bilan à partir des couples Zn^{2+}/Zn et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$.
2. Identifie l'oxydant, le réducteur, l'oxydation et la réduction.
3. Calcule les quantités initiales de zinc et de fer(III).
4. Détermine le limitant et l'avancement maximal.
5. Calcule les quantités finales de toutes les espèces du bilan.
6. Déduis la masse de zinc restante et la perte de masse théorique de la lame.
7. Calcule les concentrations finales des trois ions métalliques.
8. Une lame rincée et séchée pèse 0,165 g. Compare à la prévision et propose deux causes possibles de l'écart.
9. Explique pourquoi l'accord de la masse ne suffirait pas, à lui seul, à prouver l'unicité du modèle redox.

Correction 40

III • CORRECTIONS

Lire avant d'équilibrer

Le compte des éléments et celui des charges se complètent.



SAVOIR-FAIRE Le fil à reproduire au contrôle

Identifie les deux formes de chaque couple dans l'ordre Ox/Red. Construis séparément les demi-équations en conservant d'abord les éléments, puis la charge avec les électrons. Multiplie les demi-équations entières pour échanger le même nombre d'électrons, additionne et simplifie. Le bilan final ne doit contenir aucun électron et doit conserver chaque élément et la charge totale.

1 Deux comptes séparés

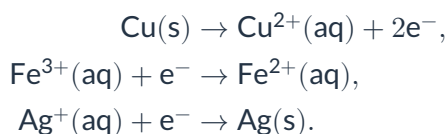
Énoncé

Écriture	Atomes présents	Charge totale
2Fe^{3+}	2 Fe	$2 \times (+3) = +6$
3SO_4^{2-}	3 S et 12 O	$3 \times (-2) = -6$
$2\text{H}_2\text{O}$	4 H et 2 O	0
4I^-	4 I	-4

2Fe^{3+} représente deux ions portant chacun une charge +3. Fe^{6+} représenterait un seul ion de charge +6. Le nombre d'atomes et l'identité des ions changeraient : ces écritures ne sont pas équivalentes.

2 De quel côté placer les électrons?

Énoncé



Le cuivre cède deux électrons : il est réducteur et subit une oxydation. La charge passe de 0 à $+2 - 2 = 0$ dans le bilan. Le fer(III) capte un électron : il est oxydant et subit une réduction ; $+3 - 1 = +2$. L'ion argent capte un électron : il est oxydant et subit une réduction ; $+1 - 1 = 0$.

3 Quatre phrases à examiner

Énoncé

- Faux.** L'oxydant capte des électrons : il subit une *réduction*. Il provoque l'oxydation de son partenaire.
- Vrai.** Le réducteur cède les électrons et est lui-même oxydé.
- Vrai.** Les deux conservations doivent être vérifiées.
- Faux.** Dans le bilan global de la réaction étudiée, les électrons cédés et captés se simplifient. Ils restent visibles seulement dans les demi-équations de construction.

III • CORRECTIONS

Distinguer les formes conjuguées

Une espèce ne change pas de rôle à cause de sa place dans la phrase.

4 Remettre les couples dans l'ordre

Énoncé

Le premier membre d'un couple est la forme qui capte des électrons pour devenir le second. On obtient :



Les oxydants sont respectivement Zn^{2+} , Sn^{4+} et Fe^{3+} . Dans la dernière transformation donnée, le fer(II) cède un électron : il est donc la forme réductrice, placée en deuxième position dans le couple.

5 Une charge qui change

Énoncé

La réduction de l'ion nickel(II) nécessite deux électrons :



Le nickel est conservé ; la charge à gauche vaut $+2 - 2 = 0$, comme à droite. Pour passer de fer(II) à fer(III), l'ion doit perdre un électron :



La charge vaut $+2$ à gauche et $+3 - 1 = +2$ à droite. Les électrons sont produits : il s'agit d'une oxydation, et Fe^{2+} est le réducteur.

6 Argent métallique ou chlorure d'argent?

Énoncé

La première équation contient la capture d'un électron par Ag^{+} : elle décrit une réduction en argent métallique $\text{Ag}(\text{s})$. La seconde est une précipitation. L'ion argent et l'ion chlorure s'associent dans le solide ionique AgCl . L'argent y reste sous forme $\text{Ag}(\text{I})$, associé à du chlorure $\text{Cl}(\text{-I})$. Aucun électron n'est transféré vers l'argent.



Véifier. La charge globale de AgCl est nulle parce que les charges des ions se compensent. Cela ne transforme pas ces ions en atomes métalliques.

III • CORRECTIONS

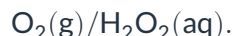
Du rôle à l'observation

Une formule et une couleur doivent être interprétées dans leur contexte.

7 Une formule, deux rôles

Énoncé

Dans la première demi-équation, les électrons sont à droite : le peroxyde les cède. Il joue le rôle de **réducteur** et il est oxydé en dioxygène. Le couple s'écrit



Dans la seconde, les électrons sont à gauche : le peroxyde les capte. Il joue le rôle d'**oxydant** et il est réduit en eau. Le couple est

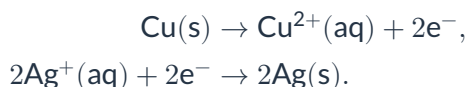


Le même nom d'espèce peut donc apparaître en première ou en deuxième position, selon le couple étudié.

8 Une observation n'est pas encore un bilan

Énoncé

L'apparition d'un solide peut résulter d'une précipitation, comme la formation de AgCl ; elle ne démontre pas un transfert d'électrons. Pour identifier la réaction cuivre/argent, il faut connaître les réactifs, puis identifier le dépôt comme de l'argent métallique et mettre en évidence la formation d'ions cuivre(II). La couleur bleue constitue un indice cohérent avec la présence de ces ions dans le contexte étudié ; on l'associe aux autres informations de l'expérience. On peut alors relier les espèces par les demi-équations :



Elles établissent un transfert électronique cohérent avec les espèces identifiées. Le bilan devient



Le déclic. Rédige dans cet ordre : observation, identification, interprétation. Cela évite de présenter une conclusion comme si elle avait été directement mesurée.

III • CORRECTIONS

Conserver d'abord les éléments

Les électrons ajustent ensuite les charges.

9 Deux atomes par molécule

Énoncé

Pour réduire le dibrome, on conserve d'abord ses deux atomes de brome avec deux ions bromure. La charge finale vaut -2 ; on ajoute donc deux électrons à gauche :



Brome : $2 = 2$; charge : $-2 = -2$. Pour oxyder les ions iodure en diiode, on part de deux ions afin de former la molécule I_2 . Deux électrons sont cédés :



Iode : $2 = 2$; charge : $-2 = 0 - 2$. Dans ce sens, l'ion iodure est le réducteur.

10 Le permanganate, étape par étape

Énoncé

Un manganèse est présent de chaque côté. Les quatre oxygènes du permanganate imposent quatre eaux à droite :



Ces eaux contiennent huit hydrogènes : on ajoute 8H^+ à gauche. La charge à gauche devient $-1 + 8 = +7$, contre $+2$ à droite. Il faut cinq électrons à gauche pour obtenir $+7 - 5 = +2$:



Le permanganate capte les électrons : c'est l'oxydant. Il subit la réduction annoncée.



Vérifier. Compter seulement le manganèse aurait laissé de côté les quatre oxygènes et la charge. La vérification complète porte sur Mn, O, H et la charge électrique.

III • CORRECTIONS

Construire en milieu acide

Les coefficients de l'eau déterminent ceux des ions hydrogène.

11 Deux atomes de chrome

Énoncé

L'ion dichromate contient deux atomes de chrome : il faut 2Cr^{3+} à droite. Ses sept oxygènes imposent $7\text{H}_2\text{O}$, puis les quatorze hydrogènes imposent 14H^+ à gauche. Avant les électrons, la charge vaut $-2 + 14 = +12$ à gauche et $2 \times 3 = +6$ à droite. Six électrons à gauche rétablissent l'égalité :



Contrôle : Cr 2 = 2 ; O 7 = 7 ; H 14 = 14 ; charge $-2 + 14 - 6 = +6$. Le dichromate capte six électrons : il est réduit.

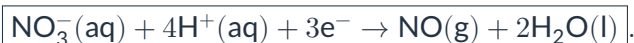
12 Une molécule de gaz comme produit

Énoncé

Le nitrate est la forme oxydante et le monoxyde d'azote la forme réductrice conjuguée : le couple s'écrit $\text{NO}_3^-(\text{aq})/\text{NO}(\text{g})$. L'azote est déjà équilibré. Il y a trois O à gauche et un O dans NO à droite : il faut ajouter deux eaux à droite, pas trois.



Les quatre H de ces eaux imposent 4H^+ à gauche. La charge devient $-1 + 4 = +3$ à gauche et 0 à droite ; trois électrons à gauche donnent :



Contrôle : N 1 = 1 ; O 3 = 1 + 2 ; H 4 = 4 ; charge $-1 + 4 - 3 = 0$.



Le déclic. Avant d'ajouter de l'eau, compte l'oxygène déjà présent des deux côtés. On compense la différence, pas le nombre total d'oxygènes d'un seul réactif.

III • CORRECTIONS

Laisser le bilan guider les électrons

La charge initiale des deux formes ne suffit pas à déterminer l'échange.

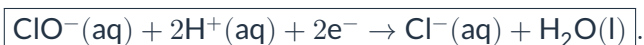
13 Un seul oxygène à ajuster

Énoncé

Le chlore est déjà conservé. On ajoute une eau à droite pour conserver l'oxygène, puis deux ions hydrogène à gauche pour conserver H :



La charge vaut désormais $-1 + 2 = +1$ à gauche et -1 à droite. On ajoute deux électrons à gauche :



Même si les deux formes initialement écrites portaient la même charge -1 , l'ajout de H^+ a modifié le compte. Il faut deux électrons après l'équilibrage des éléments. Le chlore, l'oxygène, les deux hydrogènes et la charge -1 sont conservés.

14 Une molécule organique, sans autre prérequis

Énoncé

Les deux molécules contiennent chacune deux carbones et un oxygène : aucun coefficient supplémentaire n'est nécessaire pour ces éléments. Il y a six H dans l'éthanol contre quatre dans l'éthanal ; on ajoute deux ions hydrogène à droite :



La gauche est neutre ; la droite porte alors une charge $+2$. Deux électrons à droite rétablissent la charge nulle :



L'éthanol cède deux électrons : il est le réducteur. Le couple, écrit dans l'ordre Ox/Red, est



Vérifier. À droite, quatre H dans l'éthanal plus deux dans H^+ donnent bien six H. La charge vaut $+2 - 2 = 0$.

III • CORRECTIONS

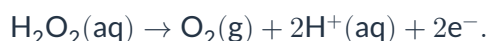
Réparer un bilan faux

Cherche la cause de l'erreur avant de remplacer des nombres.

15 Les électrons du mauvais côté

Énoncé

Les éléments sont conservés dans la proposition : deux O et deux H de chaque côté. En revanche, la charge vaut -2 à gauche à cause des deux électrons, et $+2$ à droite à cause des deux ions hydrogène. Pour égaliser les charges sans changer les éléments, les deux électrons doivent être à droite :



La charge vaut maintenant 0 à gauche et $+2 - 2 = 0$ à droite. Le peroxyde cède des électrons; il est le **réducteur** et subit une oxydation.

16 Trois contrôles qui échouent

Énoncé

Dans la proposition, le manganèse est conservé, mais :

- O : quatre atomes à gauche, trois à droite;
- H : cinq atomes à gauche, six à droite;
- charge : $-1 + 5 - 3 = +1$ à gauche, $+2$ à droite.

On reconstruit dans l'ordre : quatre O imposent quatre eaux; ces eaux imposent huit ions hydrogène; la charge $-1 + 8 = +7$ doit être ramenée à $+2$ par cinq électrons.



Les quatre contrôles réussissent maintenant : Mn $1 = 1$, O $4 = 4$, H $8 = 8$ et charge $+2 = +2$.



Le déclic. Modifier seulement le nombre d'électrons n'aurait pas réparé les comptes O et H. C'est la raison de l'ordre imposé dans la méthode.

III • CORRECTIONS

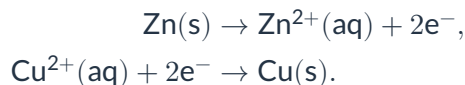
Fermer le compte des électrons

Une oxydation doit accompagner une réduction.

17 Zinc et ions cuivre(II)

Énoncé

Le zinc est la forme réductrice du couple Zn^{2+}/Zn ; il cède deux électrons. Les ions cuivre(II) sont les oxydants du couple Cu^{2+}/Cu ; ils captent deux électrons :



Les nombres d'électrons sont déjà égaux. Après addition :

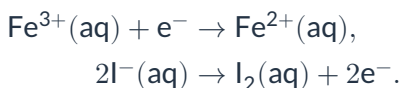


Un Zn, un Cu et une charge totale +2 sont présents de chaque côté.

18 Former du diiode

Énoncé

« Les ions fer(III) oxydent les ions iodure » indique que le fer(III) capte des électrons et que l'iodure les cède :



L'oxydation produit deux électrons; on multiplie la réduction du fer par deux. Le bilan est



La charge vaut $2 \times 3 - 2 = +4$ à gauche et $2 \times 2 = +4$ à droite. On conserve aussi deux Fe et deux I.



Vérifier. On ne multiplie pas seulement les électrons par deux : le coefficient du fer(III) et celui du fer(II) doivent être multipliés eux aussi.

III • CORRECTIONS

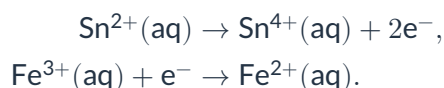
Utiliser les produits annoncés

La construction du bilan et la validation du modèle sont deux étapes.

19 Un échange de deux électrons

Énoncé

L'étain(II) cède deux électrons; le fer(III) en capte un :



On multiplie la seconde demi-équation par 2, puis on additionne :

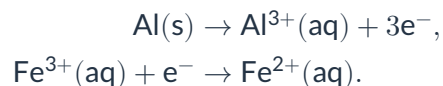


Deux ions fer(III) sont transformés pour chaque ion étain(II). La charge est $+2+6 = +8$ à gauche et $+4+4 = +8$ à droite.

20 Un modèle à produits imposés

Énoncé

Dans le modèle donné, l'aluminium est oxydé en Al^{3+} et le fer(III) est réduit en fer(II) :



On multiplie la réduction par 3. Le bilan est



La charge totale vaut $+9$ de chaque côté. Les nombres d'atomes sont conservés. Ce résultat établit un bilan cohérent avec les produits imposés. Il ne suffit pas à démontrer que ces produits sont les seuls formés dans toute expérience réelle : cela dépend du milieu et des observations. Il ne prouve pas non plus que tout l'aluminium disparaît. Sa consommation dépend notamment de la quantité disponible d'oxydant et de l'évolution effective de la réaction.



Véifier. Le coefficient 1 de l'aluminium donne une proportion transformée, pas une promesse de consommation de toute la lame.

III • CORRECTIONS

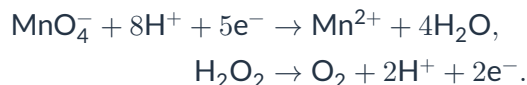
Simplifier les espèces communes

L'acidité se compte après avoir égalisé les électrons.

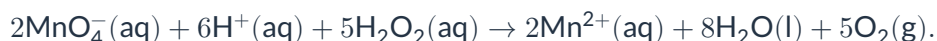
21 Des ions hydrogène des deux côtés

Énoncé

Le permanganate capte cinq électrons ; le peroxyde en cède deux. Les demi-équations, sans états pour cette étape intermédiaire, sont :



On multiplie la première par 2 et la seconde par 5 : dix électrons sont échangés. L'addition contient 16H^+ à gauche et 10H^+ à droite. On en retranche dix de chaque côté, d'où $16 - 10 = 6$ à gauche :

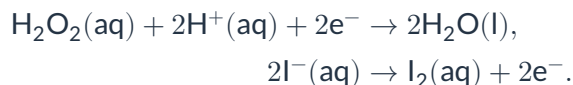


Le compte donne Mn 2, H 16, O 18 et charge +4 de chaque côté. Garder 16H^+ sans les dix ions à droite ne conserverait ni H ni la charge.

22 Le peroxyde joue l'autre rôle

Énoncé

Le peroxyde est cette fois l'oxydant ; l'iodure est le réducteur :



Les deux électrons se simplifient directement :



La charge totale vaut $+2 - 2 = 0$ à gauche, 0 à droite. On conserve deux O, quatre H et deux I. Cette fois, H^+ apparaît seulement à gauche : il reste dans le bilan.

III • CORRECTIONS

Identifier ce qui change

Un ion spectateur reste présent, même s'il n'apparaît plus dans le bilan simplifié.

23 Les nitrates accompagnent

Énoncé

La réaction du cuivre avec deux ions argent produit un ion cuivre(II) et deux atomes d'argent. En conservant les nitrates présents :



Les deux ions nitrate sont identiques et en même nombre des deux côtés. On peut les simplifier :



La simplification exprime qu'ils ne sont pas transformés par cette réaction. Ils restent dissous et contribuent à l'électroneutralité de la solution.

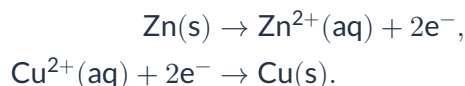
24 Trois transformations différentes

Énoncé

Première : dissolution. Le solide ionique NaCl libère en solution les ions sodium et chlorure. Cette écriture ne décrit pas un échange d'électrons.

Deuxième : précipitation. Des ions dissous forment le solide AgCl. L'argent reste sous forme Ag(I); on ne forme pas le métal Ag.

Troisième : oxydoréduction. Le zinc cède deux électrons et les ions cuivre(II) les captent :



Leur addition redonne exactement le troisième bilan. Il s'agit bien d'un transfert d'électrons entre les couples Zn^{2+}/Zn et Cu^{2+}/Cu .



Vérifier. L'apparition ou la disparition d'un solide ne suffit pas pour classer une transformation. C'est l'identité des espèces et leur changement qui permettent de conclure.

III • CORRECTIONS

Des coefficients aux masses

Les proportions portent d'abord sur les moles.

25 Prévoir une masse d'argent

Énoncé

1. Le bilan est $\text{Cu(s)} + 2\text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Ag(s)}$.

2. On convertit $25,0 \text{ mL} = 0,0250 \text{ L}$. La quantité initiale d'ions argent vaut

$$n_i = cV = 0,0800 \times 0,0250 = 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Unités et sens : c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, V en L ; n_i en mol .

Le cuivre est en excès et la réaction est totale : tous les ions argent sont consommés. Les coefficients donnent donc

$$n_{\text{Cu,cons}} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}, \quad n_{\text{Ag,form}} = 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

3. Avec $m = nM$, où n est en mol et M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, les masses en grammes sont

$$m_{\text{Cu,cons}} = 1,00 \times 10^{-3} \times 63,5 = 0,0635 \text{ g,}$$

$$m_{\text{Ag,form}} = 2,00 \times 10^{-3} \times 107,9 \simeq \boxed{0,216 \text{ g}}.$$

26 Du zinc entièrement transformé

Énoncé

La quantité de zinc consommée est égale à la quantité initiale, puisque l'énoncé donne une transformation totale avec les ions cuivre(II) en excès :

$$n_{\text{Zn,cons}} = \frac{m}{M} = \frac{0,654}{65,4} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

Unités et sens : m en g , M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; n en mol .

Les coefficients du zinc et du cuivre sont égaux : $n_{\text{Cu,form}} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$. D'où

$$m_{\text{Cu,form}} = nM = 1,00 \times 10^{-2} \times 63,5 = \boxed{0,635 \text{ g}}.$$

L'égalité des moles n'entraîne pas celle des masses : une mole de cuivre et une mole de zinc ont des masses différentes. La masse totale du système complet, solution comprise, reste conservée.

III • CORRECTIONS

Choisir la bonne proportion

La conversion de volume précède l'application numérique.

27 Une proportion de deux pour un

Énoncé

La quantité initiale de fer(III) est

$$n_i = cV = 0,120 \times 0,0400 = 4,80 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Unités et sens : c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $V = 40,0 \text{ mL} = 0,0400 \text{ L}$; n_i en mol.

Tout ce fer(III) est consommé, d'après l'énoncé. Pour deux moles de fer(III), on consomme une mole d'étain(II), on forme deux moles de fer(II) et une mole d'étain(IV). Ainsi,

$$\begin{aligned} n_{\text{Sn}^{2+}, \text{cons}} &= \frac{4,80 \times 10^{-3}}{2} = 2,40 \times 10^{-3} \text{ mol,} \\ n_{\text{Fe}^{2+}, \text{form}} &= 4,80 \times 10^{-3} \text{ mol,} \\ n_{\text{Sn}^{4+}, \text{form}} &= 2,40 \times 10^{-3} \text{ mol.} \end{aligned}$$

L'excès d'étain(II) signifie qu'il en reste après la consommation du fer(III). Sa quantité initiale n'est pas déterminée par les seules données.

28 Le volume juste nécessaire dans le modèle

Énoncé

Le bilan en milieu acide impose cinq moles de fer(II) consommées par mole de permanganate consommée. La quantité de fer(II) à oxyder est

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = cV = 0,120 \times 0,0250 = 3,00 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Unités et sens : c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, V en L; n en mol.

Il faut donc $n_{\text{MnO}_4^-} = (3,00 \times 10^{-3})/5 = 6,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$. La solution de permanganate fournit cette quantité dans le volume

$$V = \frac{n}{c} = \frac{6,00 \times 10^{-4}}{0,0200} = 0,0300 \text{ L} = \boxed{30,0 \text{ mL}}.$$

Unités et sens : n en mol, c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; le quotient donne V en L.

Il s'agit du volume correspondant aux proportions stœchiométriques dans les hypothèses données, avec l'acidité suffisante.

III • CORRECTIONS

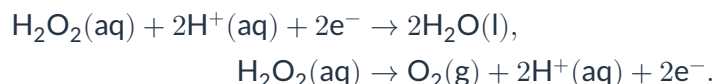
D'une transformation à un gaz

Le coefficient 2 du peroxyde reste présent dans le calcul quantitatif.

29 Du peroxyde au volume de gaz

Énoncé

1. Les deux couples donnent, en milieu acide pour la construction :



Les deux électrons et les deux ions hydrogène sont présents des deux côtés de la somme : ils se simplifient. Deux molécules de peroxyde interviennent au total, d'où



On retrouve bien quatre H et quatre O de chaque côté, sans charge résiduelle.

2. La transformation est totale ; les 0,0400 mol de peroxyde sont consommées. Le coefficient du dioxygène est la moitié de celui du peroxyde :

$$n(\text{O}_2) = \frac{0,0400}{2} = \boxed{0,0200 \text{ mol}}.$$

3. Dans les conditions de recueil indiquées, $V = nV_m$. Donc

$$V(\text{O}_2) = 0,0200 \times 24,0 = \boxed{0,480 \text{ L}} = 480 \text{ mL}.$$

Unités et sens : n en mol, V_m en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$; V en L. La valeur du volume molaire doit correspondre aux conditions de température et de pression du gaz.



Vérifier. Prendre 0,0400 mol de dioxygène donnerait 0,960 L, soit deux fois trop. L'oubli du coefficient stœchiométrique est détecté en revenant au bilan.

III • CORRECTIONS

Une pesée mesure un bilan de masses

L'argent gagné et le cuivre perdu doivent tous deux être comptés.

30 Une lame qui s'alourdit

Énoncé

1. Une partie du cuivre quitte la lame pour devenir des ions en solution, tandis que de l'argent métallique s'y dépose. La variation mesurée est donc

$$\Delta m = m_{\text{Ag,déposé}} - m_{\text{Cu,consommé}}.$$

Elle n'est pas égale à la seule masse d'argent.

2. L'équation $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$ donne, pour n moles de cuivre consommées, $2n$ moles d'argent formées. Ainsi,

$$m_{\text{Cu,cons}} = nM(\text{Cu}), \quad m_{\text{Ag,dép}} = 2nM(\text{Ag}).$$

Unités et sens : n en mol ; les masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; les masses en g.

3. On remplace dans la variation mesurée :

$$\Delta m = n[2M(\text{Ag}) - M(\text{Cu})].$$

Le facteur entre crochets vaut $2 \times 107,9 - 63,5 = 152,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Donc

$$n = \frac{0,3046}{152,3} = \boxed{2,00 \times 10^{-3} \text{ mol}}.$$

Le quotient d'une masse en grammes par ce facteur en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ donne des moles. Les masses sont alors

$$m_{\text{Cu,cons}} = 0,00200 \times 63,5 = 0,127 \text{ g},$$

$$m_{\text{Ag,dép}} = 0,00400 \times 107,9 \simeq 0,432 \text{ g}.$$

Avant arrondi, leur différence vaut $0,4316 - 0,1270 = 0,3046 \text{ g}$, exactement la variation donnée.

4. On connaît la quantité d'ions argent consommée, soit $4,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$, mais pas leur quantité initiale. On ne peut donc pas conclure qu'ils ont tous disparu.

III • CORRECTIONS

Remonter jusqu'à la solution mère

La réaction concerne une portion de fille; la dilution relie ensuite fille et mère.

31 Remonter une dilution

Énoncé

1. Le bilan est



2. La quantité de permanganate consommée vaut

$$n_{\text{MnO}_4^-} = cV = 5,00 \times 10^{-3} \times 0,0120 = 6,00 \times 10^{-5} \text{ mol}.$$

Unités et sens : c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $V = 12,0 \text{ mL} = 0,0120 \text{ L}$; n en mol.

Il faut cinq fois plus de fer(II) que de permanganate. Tout le fer(II) de la portion étant oxydé,

$$n_{\text{Fe}^{2+}, \text{portion}} = 5 \times 6,00 \times 10^{-5} = 3,00 \times 10^{-4} \text{ mol}.$$

3. Cette quantité était contenue dans 20,0 mL de fille :

$$c_f = \frac{n}{V} = \frac{3,00 \times 10^{-4}}{0,0200} = 1,50 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Unités et sens : n en mol et V en L donnent c_f en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Le facteur de dilution est $F = 100,0/10,0 = 10,0$, sans unité car les deux volumes utilisent la même unité. La mère est dix fois plus concentrée :

$$c_m = Fc_f = \boxed{0,150 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}.$$

4. 12,0 mL sert à compter le permanganate; 20,0 mL est la portion de fille analysée; 10,0 mL est le prélèvement de mère; 100,0 mL est le volume final de fille préparée. Mélanger ces rôles changerait la concentration calculée.

III • CORRECTIONS

Corriger un raisonnement complet

Une bonne vérification peut révéler une erreur invisible au premier regard.

32 Auditer un compte rendu

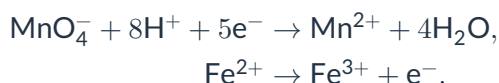
Énoncé

1. Le fer(II) est oxydé : il *cède* un électron. C'est donc le **réducteur**. Son couple s'écrit $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, dans l'ordre Ox/Red.
2. Les atomes sont effectivement conservés dans le bilan proposé, mais la charge totale ne l'est pas :

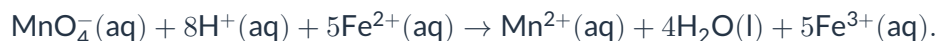
$$\text{à gauche : } -1 + 8 + 2 = +9; \quad \text{à droite : } 2 + 3 = +5.$$

L'écart de quatre unités de charge prouve que cette équation est fausse.

3. On reconstruit avec les demi-équations :



Il faut cinq ions fer(II) pour fournir cinq électrons. Le bilan correct est



La charge vaut maintenant $-1 + 8 + 10 = +17$ à gauche et $2 + 15 = +17$ à droite.

4. L'équation fixe les proportions *consommées*, pas les proportions initiales. Si un réactif est introduit en excès, il peut en rester même lorsque la transformation est totale. Il faut connaître les quantités initiales et les conditions de transformation avant de conclure sur ce qui disparaît. On ne peut pas supposer simultanément l'épuisement de tous les réactifs.

 **Vérifier.** Le compte rendu comportait des erreurs de vocabulaire, de notation, de charge et d'interprétation quantitative. Corriger seulement les coefficients n'aurait pas réparé tout le raisonnement.

III • CORRECTIONS 33 ET 34

Observation, électrons et quantités

La couleur oriente l'analyse; les demi-équations et les stocks établissent le résultat.

33 Un clou de fer dans une solution de cuivre(II)

Énoncé

1. Le dépôt rougeâtre est compatible avec du cuivre métallique et l'atténuation du bleu avec une diminution de la concentration en ions cuivre(II). Ces indices doivent être confrontés aux espèces introduites et au bilan proposé.

2. Cu^{2+} capte des électrons : c'est l'oxydant. Le fer les cède : c'est le réducteur.

3.



En additionnant, les électrons disparaissent :



4. Il y a un atome de chaque élément de part et d'autre. La charge vaut +2 à gauche comme à droite.

5. $n_0(\text{Fe}) = m/M = 0,560/55,8 = 1,0036 \times 10^{-2} \text{ mol}$. Pour le cuivre(II), $n_0 = cV = 0,150 \times 0,1000 = 1,50 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

6. Les coefficients valent 1. Les rapports d'épuisement sont donc 10,04 mmol pour le fer et 15,0 mmol pour le cuivre(II). Le fer est limitant et $x_{\text{max}} = 10,04 \text{ mmol}$.

7. À l'état final :

$$n_f(\text{Fe}) = 0, \quad n_f(\text{Cu}^{2+}) = 4,96 \text{ mmol}, \quad n_f(\text{Fe}^{2+}) = n_f(\text{Cu}) = 10,04 \text{ mmol}.$$

8. $m(\text{Cu}) = 0,010036 \times 63,5 = 0,637 \text{ g}$. Tout le fer du modèle a réagi : sa masse restante est nulle.

9. Dans 0,1000 L, $[\text{Cu}^{2+}]_f = 4,96 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{Fe}^{2+}]_f = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Il reste des ions cuivre(II) : le bleu peut s'atténuer, mais le modèle ne prévoit pas sa disparition complète.



Véifier. Le fer est limitant malgré une masse initiale qui ne se compare pas directement au volume de solution : seules les quantités divisées par les coefficients décident.

34 Former du diiode avec une solution chlorée

Énoncé

1. ClO^- est réduit en Cl^- : il capte des électrons et joue le rôle d'oxydant. I^- est oxydé en I_2 : il les cède et joue le rôle de réducteur.

2. En milieu acide :

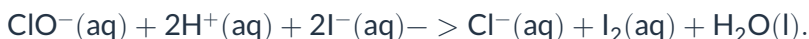


O est équilibré avec l'eau, H avec les ions hydrogène, puis la charge avec deux électrons.

3.



4. Les deux électrons s'annulent :



La charge vaut $-1 + 2 - 2 = -1$ à gauche et -1 à droite.

5. $n_0(\text{ClO}^-) = 0,0200 \times 0,0250 = 5,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$ et $n_0(\text{I}^-) = 0,0400 \times 0,0500 = 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

6. Les rapports sont $0,500 \text{ mmol}/1$ et $2,00 \text{ mmol}/2 = 1,00 \text{ mmol}$. L'hypochlorite est limitant : $x_{\text{max}} = 0,500 \text{ mmol}$. Il ne reste plus de ClO^- et il reste $2,00 - 2 \times 0,500 = 1,00 \text{ mmol}$ d'iodure.

7. $n(\text{I}_2) = x_{\text{max}} = 5,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$, donc $m = nM = 5,00 \times 10^{-4} \times 253,8 = 0,1269 \text{ g}$, soit 127 mg .

8. Les contre-ions assurent notamment l'électroneutralité des solutions. Ils restent en solution même s'ils ne participent pas au transfert d'électrons et sont éliminés de l'équation ionique simplifiée.

III • CORRECTIONS 35 ET 36

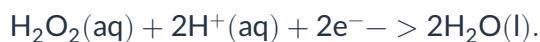
Gaz recueilli et lame pesée

Une mesure finale ne coïncide avec une quantité chimique que sous des hypothèses explicites.

35 Le peroxyde d'hydrogène libère du dioxygène

Énoncé

1.



2.



3. L'addition et la simplification donnent $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$. Une molécule de peroxyde est réduite, l'autre oxydée : la même espèce fournit l'oxydant et le réducteur.

4. $n_0 = 0,800 \times 0,0100 = 8,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

5. Deux moles de peroxyde donnent une mole de dioxygène : $n_{\text{th}}(\text{O}_2) = 4,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$. Alors $V_{\text{th}} = nV_m = 4,00 \times 10^{-3} \times 24,0 = 0,0960 \text{ L} = 96,0 \text{ mL}$.

6. $90,0 \text{ mL} = 0,0900 \text{ L}$, donc $n_{\text{rec}} = 0,0900/24,0 = 3,75 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

7. La proportion recueillie vaut $90,0/96,0 = 0,9375$, soit 93,8 %.

8. Non. Une fuite, du gaz restant dans le montage ou une dissolution partielle du dioxygène peuvent diminuer le volume recueilli même si la transformation est totale. Il faut distinguer quantité formée et quantité collectée.

36 Une lame de cuivre argentée

Énoncé

1. Les couples sont Ag^+/Ag et Cu^{2+}/Cu . L'ion argent est l'oxydant ; le cuivre métallique est le réducteur.
2. La lame gagne de l'argent mais perd simultanément du cuivre. Sa variation est la différence entre ces deux masses.
3. Pour x moles de cuivre consommées, $2x$ moles d'argent se déposent : $m_{\text{Cu, perdu}} = xM_{\text{Cu}}$ et $m_{\text{Ag, gagné}} = 2xM_{\text{Ag}}$.
- 4.

$$\Delta m = x(2M_{\text{Ag}} - M_{\text{Cu}}).$$

5. $\Delta m = 2,6523 - 2,5000 = 0,1523 \text{ g}$ et $2M_{\text{Ag}} - M_{\text{Cu}} = 152,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Ainsi $x = 1,000 \times 10^{-3} \text{ mol}$. La lame perd $0,0635 \text{ g}$ de cuivre et gagne $0,2158 \text{ g}$ d'argent.
6. $n_0(\text{Ag}^+) = 0,0500 \times 0,0500 = 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$. La réaction en consomme $2x = 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$: le stock est suffisant.
7. Il reste $0,500 \text{ mmol}$ d'ions argent et il se forme $1,000 \text{ mmol}$ d'ions cuivre(II). Dans $0,0500 \text{ L}$, $[\text{Ag}^+]_f = 0,0100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{Cu}^{2+}]_f = 0,0200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
8. On peut analyser la solution finale pour mesurer les ions argent restants ou les ions cuivre(II), et contrôler la nature du dépôt par une méthode adaptée. Une répétition après rinçage et séchage vérifie aussi la stabilité de la masse.



Véifier. $0,2158 - 0,0635 = 0,1523 \text{ g}$: les deux échanges de masse reconstituent exactement le gain mesuré.

III • CORRECTIONS 37 ET 38

Chaîne de volumes et audit de comptes rendus

Les opérations expérimentales se comprennent mieux lorsqu'on les raconte dans leur ordre.

37 Contrôler une solution de fer(II) après dilution

Énoncé

1.



Après multiplication de la seconde par 5 :



2. Les coefficients montrent qu'une mole de permanganate consomme cinq moles de fer(II).

$$3. n(\text{MnO}_4^-) = cV = 5,00 \times 10^{-3} \times 0,0124 = 6,20 \times 10^{-5} \text{ mol}.$$

$$4. n(\text{Fe}^{2+}) = 5n(\text{MnO}_4^-) = 3,10 \times 10^{-4} \text{ mol dans la prise d'essai}.$$

$$5. c_f = n/V = 3,10 \times 10^{-4} / 0,0200 = 1,55 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$6. F = 100,0/10,0 = 10,0 \text{ et } c_m = Fc_f = 0,155 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

7. 10,0 mL est le prélèvement de mère; 100,0 mL le volume final de fille; 20,0 mL la prise d'essai de fille; 12,4 mL le volume de permanganate utilisé. Les remplacer les uns par les autres changerait la quantité calculée.

$$8. \text{ Dans } 0,250 \text{ L}, n = 0,155 \times 0,250 = 3,875 \times 10^{-2} \text{ mol de fer(II)}.$$

$$9. \text{ Une mole de FeSO}_4 \text{ fournit une mole de fer(II) dans le modèle indiqué : } m = nM = 3,875 \times 10^{-2} \times 151,9 = 5,89 \text{ g}.$$

38 Quatre comptes rendus à auditer

Énoncé

1. Un solide peut apparaître par précipitation sans transfert d'électrons. Il faut identifier les espèces et vérifier un changement d'état d'oxydation ou construire des demi-équations.
2. B est une précipitation : $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$. Les charges et les degrés d'oxydation des éléments ne changent pas.
3. Dans A, Ag^+ est l'oxydant et Cu le réducteur : $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ et $2\text{Ag}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag}$, donc $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$.
4. Dans C : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ et $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$, d'où $\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$.
5. A porte une charge +2 de chaque côté; C aussi. Les éléments sont également conservés.
6. Le zinc enlève deux électrons et devient Zn^{2+} : il est oxydé et joue le rôle de réducteur.
7. Non. Une évolution peut être lente ou trop faible pour être visible. L'observation D signifie seulement qu'aucune évolution macroscopique n'a été détectée dans les conditions et pendant la durée de l'essai.
8. Pour A, on peut mesurer la masse de la lame ou doser les ions métalliques. Pour C, on peut mesurer le volume de gaz et l'identifier, ou suivre la masse de zinc. Ces mesures doivent être comparées aux proportions du modèle.

III • CORRECTIONS 39 ET 40

Plusieurs coefficients, un seul avancement

Le bilan final doit rendre toutes les quantités positives ou nulles.

39 Dichromate et ions fer(II)

Énoncé

1.



2. $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$. En multipliant par 6 :



3. Cr : 2 ; O : 7 ; H : 14 ; Fe : 6 de chaque côté. La charge vaut $-2 + 14 + 12 = +24$ à gauche et $2 \times 3 + 6 \times 3 = +24$ à droite.

4. $n_0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = 0,0100 \times 0,0200 = 0,200 \text{ mmol}$ et $n_0(\text{Fe}^{2+}) = 0,0600 \times 0,0250 = 1,50 \text{ mmol}$.

5. Les rapports valent $0,200/1 = 0,200 \text{ mmol}$ et $1,50/6 = 0,250 \text{ mmol}$. Le dichromate est limitant.

6. $x_{\text{max}} = 0,200 \text{ mmol}$. Il ne reste pas de dichromate et il reste $1,50 - 6 \times 0,200 = 0,300 \text{ mmol}$ de fer(II).

7. Il se forme $2x = 0,400 \text{ mmol}$ de chrome(III) et $6x = 1,20 \text{ mmol}$ de fer(III).

8. Le volume total vaut 0,0450 L. Ainsi

$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]_f = 0, \quad [\text{Fe}^{2+}]_f = 6,67 \times 10^{-3},$$

$$[\text{Cr}^{3+}]_f = 8,89 \times 10^{-3}, \quad [\text{Fe}^{3+}]_f = 2,67 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

9. Dans le modèle total, le dichromate est épuisé : sa teinte ne devrait pas subsister. Mais les couleurs peuvent se superposer et la perception a une limite ; une mesure spécifique serait nécessaire pour conclure à une trace.

40 Zinc et ions fer(III) : bilan complet

Énoncé

1. $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ et $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$. On multiplie la seconde par 2 et on retrouve le bilan fourni.

2. Le zinc est oxydé et réducteur ; l'ion fer(III) est réduit et oxydant.

3. $n_0(\text{Zn}) = 0,654/65,4 = 0,0100 \text{ mol}$ et $n_0(\text{Fe}^{3+}) = 0,150 \times 0,1000 = 0,0150 \text{ mol}$.

4. Les rapports valent 10,0 mmol et $15,0/2 = 7,50 \text{ mmol}$. Le fer(III) est limitant et $x_{\text{max}} = 7,50 \text{ mmol}$.

5.

$$\begin{aligned} n_f(\text{Zn}) &= 2,50 \text{ mmol}, & n_f(\text{Fe}^{3+}) &= 0, \\ n_f(\text{Zn}^{2+}) &= 7,50 \text{ mmol}, & n_f(\text{Fe}^{2+}) &= 15,0 \text{ mmol}. \end{aligned}$$

6. $m_f(\text{Zn}) = 0,00250 \times 65,4 = 0,1635 \text{ g}$. La perte théorique vaut $0,6540 - 0,1635 = 0,4905 \text{ g}$.

7. Dans 0,1000 L : $[\text{Fe}^{3+}]_f = 0$, $[\text{Zn}^{2+}]_f = 0,0750 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{Fe}^{2+}]_f = 0,150 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

8. 0,165 g est supérieur de 1,5 mg à la prévision. La lame peut être encore humide ou porter des résidus ; la transformation peut aussi ne pas avoir atteint l'état supposé. Il faut connaître la précision de la balance avant de juger l'écart.

9. Une réaction parasite peut produire une perte de masse voisine, et des effets opposés peuvent se compenser. Il faut aussi analyser la solution ou les espèces formées : un accord sur une seule grandeur ne prouve pas l'unicité du modèle.



Vérifier. Le stock de fer(III), divisé par son coefficient 2, impose l'avancement : il reste donc du zinc, contrairement à ce que suggérerait une comparaison brute de 10 et 15 mmol.

BILAN

Ce que tu dois savoir refaire

Les électrons donnent un fil conducteur à tout le chapitre.

**PROPRIÉTÉ Les trois phrases essentielles**

Un oxydant capte des électrons : il est réduit.

Un réducteur cède des électrons : il est oxydé.

Dans le bilan global, les électrons cédés sont exactement les électrons captés.

Avant de valider une équation

- Chaque formule et chaque charge correspondent-elles à la bonne espèce ?
- Le sens des demi-équations utilise-t-il les réactifs de l'énoncé ?
- Les éléments sont-ils tous conservés, puis la charge totale ?
- Les multiplicateurs ont-ils été appliqués à toute la demi-équation ?
- Les électrons et les espèces identiques des deux côtés ont-ils été simplifiés ?

Avant de valider un calcul

- Est-ce une quantité initiale, consommée, restante ou formée ?
- L'égalité entre quantité initiale et consommée est-elle justifiée ?
- Les rapports de coefficients sont-ils utilisés dans le bon sens ?
- Les unités conviennent-elles : mol, L, g, $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$?



Le déclic. Pour progresser, refais une demi-équation simple, une demi-équation en milieu acide, puis un bilan complet sans regarder le modèle. Explique chaque ajout à voix haute : cela révèle immédiatement une étape mal comprise.

Conditions d'utilisation

© 2026 Rémi Piau – Alors on science !

L'utilisation en classe, la projection, l'impression et la photocopie, intégrales ou partielles, sont autorisées pour un usage personnel ou pour les élèves directement accompagnés, sans vente des copies et en conservant le nom de l'auteur, la marque et les présentes mentions.

La diffusion numérique à des tiers, la mise en ligne, la publication de versions modifiées et l'exploitation commerciale du document ou de ses extraits nécessitent l'autorisation écrite préalable de Rémi Piau. Toute commercialisation est réservée à Alors on science !, sauf autorisation écrite.

Tous les autres droits sont réservés, sous réserve des exceptions prévues par la loi.