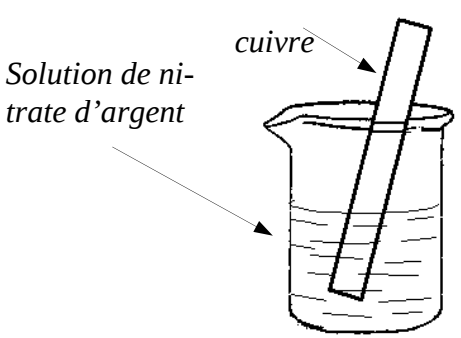


La classification qualitative des couples oxydants réducteurs

Niveau :	12
Durée	1 h
Pré requis :	- identification des ions positifs - connaissance de la réaction d'oxydoréduction
Objectifs :	connaissances : - comparaison des forces des oxydants et des forces des réducteurs classification qualitative des couples oxydants-réducteurs
matériels :	des béchers, des tubes à essai, des pipettes.
Produits :	Solutions de CuSO_4 , AgNO_3 , des clous, du fil ou des plaques de cuivre
Mots clés :	oxydant, réducteur, couple oxydant réducteur, demi équation électronique, oxydation d'un métal, réduction des ions métalliques, pouvoir oxydant, pouvoir réducteur

Déroulement:

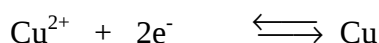
Activités du professeur	Activités des élèves
1 Les couples oxydant/réducteur 1.1 réaction entre le fer et l'ion Cu^{2+} cf leçon l'oxydoréduction, fiche précédente) <u>Il faut retrouver</u> quel est l'oxydant et quel est le réducteur. 1.2 réaction entre le cuivre et la solution de nitrate d'argent : envoyer un élève faire l'expérience :	Les élèves retrouvent l'équation de la réaction : $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$ ↓ oxydant ↓ réducteur l'élève plonge la plaque de cuivre dans le nitrate d'argent  un dépôt blanc et brillant de métal argent $2\text{Ag}^+ + \text{Cu} \longrightarrow \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$ ↓ oxydant ↓ réducteur



Qu'observez-vous sur la plaque de cuivre plongée dans la solution ?

Le professeur demande d'écrire les demi équations électroniques qui concernent l'élément cuivre dans chacune des réactions

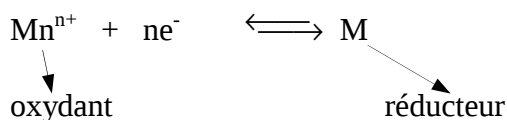
le professeur interprète:
deux demi réactions qui peuvent se résumer en une seule :



tantôt, c'est Cu^{2+} qui joue le rôle d'oxydant,
tantôt c'est Cu qui joue le rôle de réducteur.
 Cu^{2+} et Cu sont les deux termes d'un couple oxydant /réducteur noté Cu^{2+}/Cu

1.4 généralisation :

Il est toujours possible de passer chimiquement de M à M^{n+} par oxydation du métal
de M^{n+} à M par réduction de l'ion métallique



$\text{Mn}^{n+} / \text{M}$ est appelé couple oxydant réducteur

2 Classification qualitative des métaux

pouvoir oxydant d'un ion

comparaison de Cu^{2+}/Cu avec Fe^{2+}/Fe

Le professeur demande à un élève d'aller faire l'expérience :

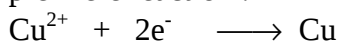
?

y a-t-il une réaction entre la tournure de cuivre et la solution de sulfate de fer ?
Est ce que Fe^{2+} peut oxyder Cu

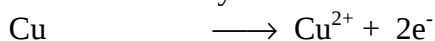
Le professeur explique : On constate que Cu^{2+} peut oxyder Fe mais Fe^{2+} ne peut pas oxyder Cu

On dit que Cu^{2+} est un oxydant plus fort que l'ion Fe^{2+}

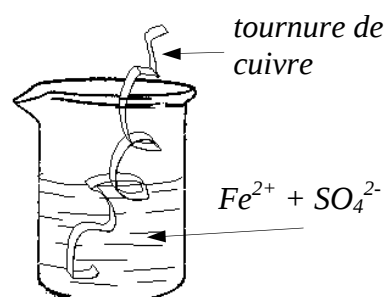
première réaction :



où Cu^{2+} est l'oxydant



où Cu est le réducteur



Non, on ne voit pas de dépôt gris de fer sur le cuivre rouge
non



- Cu^{2+} oxyde le fer, mais Fe^{2+} ne peut pas oxyder le cuivre : on dit que le pouvoir oxydant de Cu^{2+} est supérieur à celui de l'ion Fe^{2+}
- Le fer réduit Cu^{2+} mais le cuivre ne peut pas réduire Fe^{2+} : on dit que le pouvoir réducteur de Fe est supérieur à celui de Cu

deuxième expérience : l'argent dans la solution de $\text{Cu}^{2+} \text{SO}_4^{2-}$

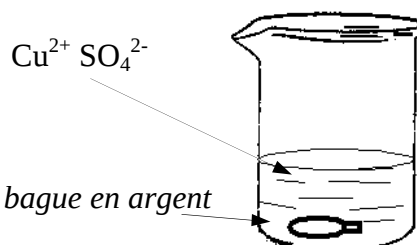


Pour la deuxième expérience, est-ce que vous observez quelque chose ?

Alors, est-ce que Cu^{2+} peut oxyder Ag
Qu'est-ce que vous pouvez conclure à partir de cette expérience des pouvoirs oxydants de Ag^+ et Cu^{2+} ?

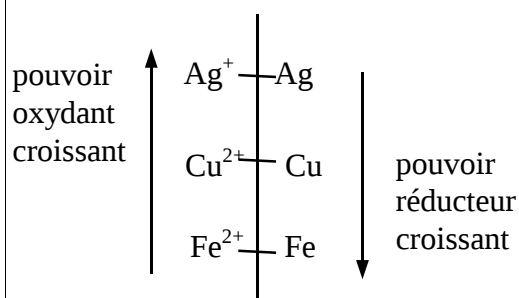
Or vous avez vu que
 Ag^+ est un oxydant plus fort que Cu^{2+}
 Cu^{2+} est un oxydant plus fort que Fe^{2+}

Le professeur trace une droite



non
non

Ag^+ a un pouvoir oxydant plus grand que Cu^{2+}
 Cu^{2+} est un réducteur plus fort que Ag



Remarque 1

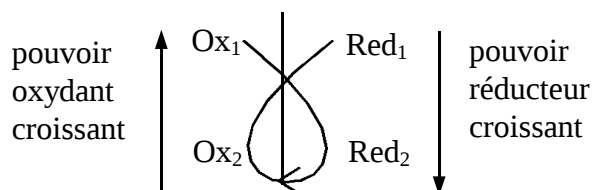
Dans la réaction entre Cu^{2+} et Fe, on voit que Cu^{2+} oxyde Fe, mais que Fe^{2+} ne peut pas oxyder Cu :

Nous en avons déduit que Cu^{2+} est un oxydant plus fort que Fe^{2+}
et inversement, que Cu est un réducteur plus faible que Fe

On constate donc qu'à l'oxydant le plus fort, correspond le réducteur le plus faible

Remarque 2

Une réaction d'oxydo réduction fait toujours intervenir deux couples: Ox_1/Red_1 et Ox_2/Red_2
C'est l'oxydant le plus fort qui réagit avec le réducteur le plus fort pour donner l'oxydant le plus faible et le réducteur le plus faible selon le schéma suivant :



3 la place du couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$

Le professeur demande à un élève d'aller réaliser l'expérience :



Qu'observez-vous ?

quelques minutes après, le professeur demande à l'élève d'allumer une allumette et de l'approcher de l'ouverture du tube tout en enlevant son pouce qu'entendez-vous ?

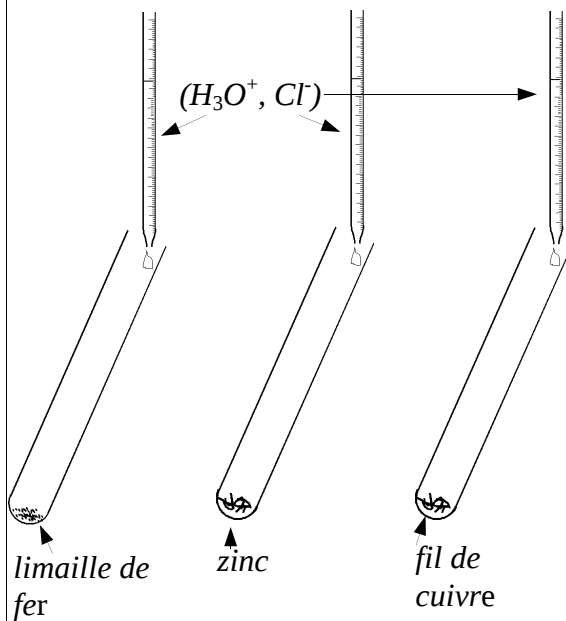


Quel est ce gaz ?

Le professeur demande à l'élève de prendre la solution restante et d'y ajouter de la solution de soude :

Qu'est-ce que vous observez ?

Ecrivez les demi réactions électroniques et l'équation bilan de la réaction



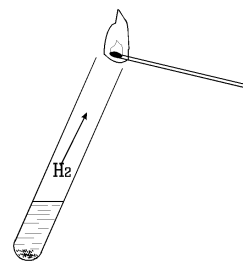
pas de réaction

Première expérience :

l'élève met de la limaille de fer dans le tube à essai et il y verse de la solution d'acide chlorhydrique concentré (); il bouche le tube.

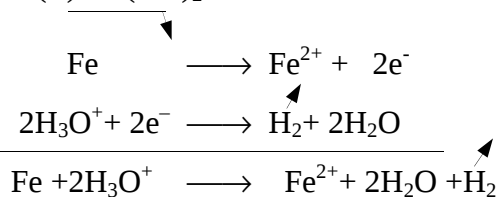
On voit qu'il se produit un dégagement gazeux qui devient de plus en plus important

On entend une faible détonation.
(les élèves peuvent répéter plusieurs fois cette expérience)



c'est de l'hydrogène

il se forme un précipité vert d'hydroxyde de fer(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$



Comparez le pouvoir oxydant de H_3O^+ et Fe^{2+} et Zn^{2+} ainsi que le pouvoir réducteur de H_2 , Fe et Zn

Comparez le pouvoir oxydant de H_3O^+ et Cu^{2+}

H_3O^+ est un oxydant plus fort que Fe^{2+} et Zn^{2+}

H_2 est un réducteur plus faible que Fe et Zn

H_3O^+ est un oxydant plus faible que Cu^{2+}

H_2 est un réducteur plus fort que Cu

Conclusion



Certains métaux peuvent réagir avec la solution d'acide chlorhydrique en dégageant de l'hydrogène ; cette réaction est due à l'ion H_3O^+ de la solution d'acide et l'ion Cl^- ne participe pas à la réaction : il est « l'ion spectateur ».

Les expériences précédentes montrent que l'ion H_3O^+ est un oxydant plus fort que les ions Fe^{2+} et Zn^{2+} mais plus faible que l'ion Cu^{2+} .

après ces expériences, on peut placer le couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2$ par rapport aux autres couples :

	Au^{3+}	_____	Au
	Pt^{2+}	_____	Pt
	Pd^{2+}	_____	Pd
	Ag^+	_____	Ag
	Hg^{2+}	_____	Hg
	Cu^{2+}	_____	Cu
	H_3O^+	_____	H_2
	Pb^{2+}	_____	Pb
	Sn^{2+}	_____	Sn
	Ni^{2+}	_____	Ni
	Cd^{2+}	_____	Cd
	Fe^{2+}	_____	Fe
	Cr^{3+}	_____	Cr
	Zn^{2+}	_____	Zn
	Mn^{2+}	_____	Mn
	Zr^{4+}	_____	Zr
	Ti^{4+}	_____	Ti
	Al^{3+}	_____	Al
	Mg^{2+}	_____	Mg
	Na^+	_____	Na
	K^+	_____	K

OXYDANT FORCE CROISSANTE

RÉDUCTEUR FORCE CROISSANTE

le professeur demande aux élèves de nettoyer et de ranger



les élèves nettoient et rangent

EXERCICES

1

- a- Ecrire l'équation bilan entre les ions Au^{3+} et le plomb Pb. Cette réaction permet d'obtenir de l'or métal
- b- Dans cette réaction, quel est l'oxydant, quel est le réducteur ?
Quel est le corps qui s'oxyde , quel est celui qui se réduit ?
- c- Complétez la phrase
Cette réaction est une oxydation de par
Cette réaction est une réduction de par

2

Equilibrer les équations bilans suivantes :

- a- $\text{Hg}^{2+} + \text{Cu} \longrightarrow \text{Hg} + \text{Cu}^{2+}$
- b- $\text{Fe} + \text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Ag}$
- c- $\text{Al} + \text{Ni}^{2+} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + \text{Ni}$
- d- $\text{Cd}^{2+} + \text{Zn} \longrightarrow \text{Cd} + \text{Zn}^{2+}$
- e- $\text{Ag}^+ + \text{Sn} \longrightarrow \text{Ag} + \text{Sn}^{2+}$
- f- $\text{Hg} + \text{Au}^{3+} \longrightarrow \text{Hg}^{2+} + \text{Au}$
- g- $\text{Co}^{3+} + \text{Co} \longrightarrow \text{Co}^{2+}$

3

On trempe une lame de nickel dans une solution de sulfate de fer(II). Il ne se produit aucune réaction.

Qu'en déduisez-vous ?

On donne le couple oxydant réducteur du nickel : Ni^{2+}/Ni

4

On trempe une lame de plomb dans une solution de nitrate d'argent. Il se produit une réaction d'oxydo-réduction:

- 1 Ecrire les deux demi-réactions électronique et l'équation bilan de la réaction
- 2 En déduire quel est l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort .

5

On prépare un demi litre d'une solution dont la concentration en ions cuivre(II) est $[\text{Cu}^{2+}] = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

- 1- quelle masse m_1 de sulfate de cuivre anhydre CuSO_4 faut-il peser ?
- 2- Sachant que le métal fer est oxydé en ion fer(II) par l'ion cuivre(II), quelle masse m_2 de fer peut disparaître au contact de cette solution ?

6

On dissout m g de nitrate d'argent AgNO_3 pur et sec dans un litre d'eau.

On effectue un prélèvement de 50 mL de la solution obtenue dans laquelle on ajoute de la poudre de zinc en excès.

Ecrire l'équation bilan de la réaction qui s'effectue.

Sachant que la masse d'argent libérée est de 0,32 g, calculez la valeur de m

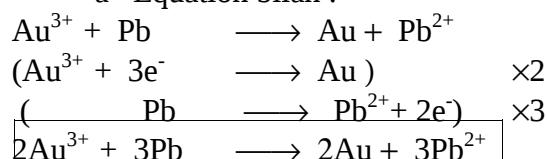
masses atomiques molaires en g mol⁻¹ :

N : 14 ; O : 16 ; Zn : 65,4 ; Ag : 108

Réponses :

1

-a- Equation bilan :



-b- Au^{3+} est l'oxydant

Pb est le réducteur

Pb s'oxyde

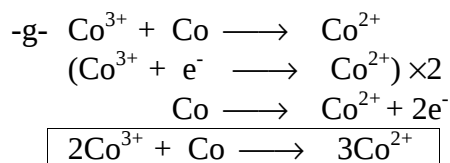
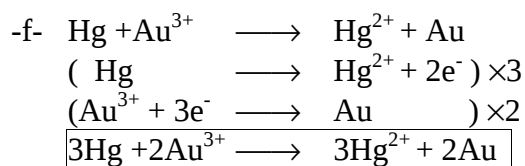
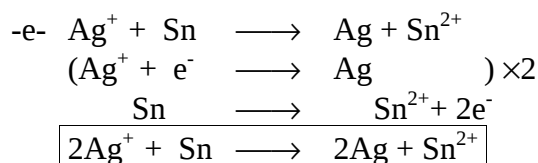
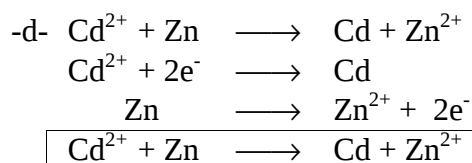
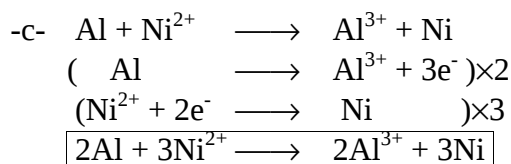
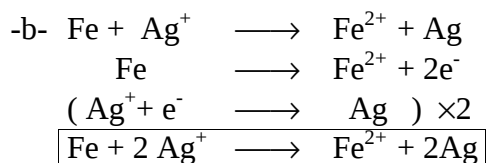
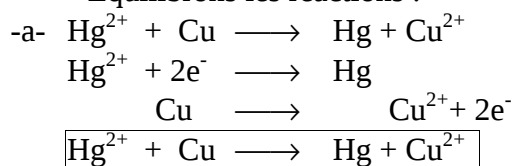
Au^{3+} se réduit

Cette réaction est une oxydation de Pb par Au^{3+}

Cette réaction est une réduction de Au^{3+} par Pb

2

Equilibrions les réactions :



3

Dans la solution de sulfate de fer(II), on a Fe^{2+} et SO_4^{2-}

Le couple oxydant réducteur correspondant est Fe^{2+}/Fe

Nous avons aussi du Nickel. Le couple oxydant réducteur est Ni^{2+}/Ni

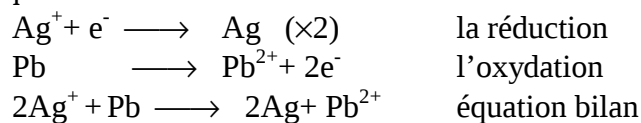
Nous avons donc deux couples oxydant réducteur : Fe^{2+}/Fe et Ni^{2+}/Ni

Si Fe^{2+} ne peut pas oxyder Ni, ça veut dire que Fe^{2+} est un oxydant plus faible que Ni^{2+} ou que Fe est un réducteur plus fort que Ni

4

1- Dans la solution de nitrate d'argent, il y a des ions Ag^+ et

Quand il se produit une réaction d'oxydoréduction, on a les demi réactions électroniques :



-2- Ag^+ est l'oxydant ; Pb est le réducteur

on a deux couples d'oxydant– réducteur Ag^+/Ag et Pb^{2+}/Pb

5

1° solution de sulfate de cuivre : $[\text{Cu}^{2+}] = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$

$$v = 0,500 \text{ L}$$



La dispersion des ions est complète : 1 mole de CuSO_4 dissoute donne une mole de Cu^{2+} en solution d'où

$$C_{\text{CuSO}_4} = C = [\text{Cu}^{2+}]$$

$$C = \frac{n_1 \text{ mol}}{v \text{ L}} \quad n_1 = \frac{m_1 \text{ g}}{M_1 \text{ g.mol}^{-1}}$$

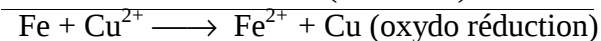
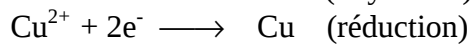
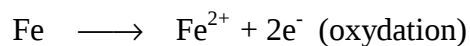
n_1 : quantité de matière de CuSO_4 dissoute

M_1 : masse molaire de CuSO_4 : $M_1 = 64 + 32 + 4 \times 16 = 160 \text{ g.mol}^{-1}$

d'où $m_1 = n_1 \cdot M_1 = cvM_1 = [\text{Cu}^{2+}] \cdot v \cdot M_1$

application numérique : $m_1 = 1,00010^{-3} \times 0,500 \times 160 = 80 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 80 \text{ mg}$

2°



1mol 1mol

$n_2 \quad n_1$

la réaction se fait mole à mole , donc $n_2 = n_1$

où n_2 = quantité de matière de fer qui disparaît

$m_2 = n_2 \cdot M_2$

$m_2 = n_1 \cdot M_2 = [\text{Cu}^{2+}] \cdot v \cdot M_2$

↓
g

mol.L⁻¹

↓
L

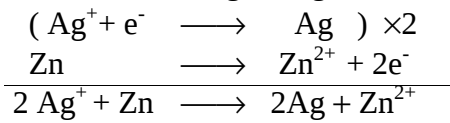
↓
g.mol⁻¹

application numérique : $m_2 = 1,00 \cdot 10^{-3} \times 0,500 \times 56 = 28 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 28 \text{ mg}$

Remarque : il est intéressant de faire un raisonnement littéral et ensuite une équation aux unités pour vérifier l'homogénéité de la relation et après seulement, l'application numérique

6

1°) Pour écrire l'équation bilan de la réaction entre le zinc, Zn et la solution de nitrate d'argent $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$, il faut écrire d'abord les demi équations électroniques



On a multiplié la première équation pour exprimer le transfert d'électrons: il faut le même nombre d'électrons captés et libérés.

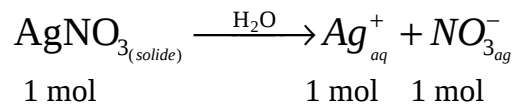
2°) La quantité de matière en argent libéré est égale à la quantité de matière en ions Ag^+ , n_{Ag^+} qui réagit, car c'est le zinc qui est en excès :

$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{Ag}} = \frac{m_{\text{Ag}}}{M_{\text{Ag}}} \quad \begin{array}{l} m_{\text{Ag}} : \text{masse d'argent formé} \quad m_{\text{Ag}} = 0,32 \text{ g} \\ M_{\text{Ag}} : \text{masse molaire de l'argent} ; M_{\text{Ag}} = 108 \text{ g.mol}^{-1} \\ n_{\text{Ag}} = [\text{Ag}^+] \cdot v \end{array}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{\overset{\text{g.}}{m_{\text{Ag}}}}{\underset{\text{g.mol}^{-1}}{M_{\text{Ag}}}} \times \frac{1}{\underset{\text{L}}{v}} \quad \begin{array}{l} \text{mol.L}^{-1} \end{array}$$

application numérique : $[\text{Ag}^+] = \frac{0,32}{108} \times \frac{1}{50 \cdot 10^{-3}} = 5,93 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

on en déduit la masse m de nitrate d'argent dissout dans un litre :
l'équation de dissolution du nitrate d'argent est



1 mole de nitrate d'argent dissout donne 1 mole de Ag^+ en solution

$$m = m_{\text{AgNO}_3} = [\text{Ag}^+] \cdot M_{\text{AgNO}_3} \quad \begin{array}{l} M_{\text{AgNO}_3} \text{ en g.L}^{-1} \\ m_{\text{Ag}} \text{ en g} \\ M_{\text{Ag}} \text{ en g.mol}^{-1} \\ v \text{ en L} \end{array}$$

$$m_{\text{AgNO}_3} = \frac{m_{\text{Ag}}}{M_{\text{Ag}}} \cdot \frac{1}{v} \cdot M_{\text{AgNO}_3}$$

application numérique : $m_{\text{AgNO}_3} = \frac{0,32}{108} \times \frac{1}{50 \cdot 10^{-3}} \cdot 170 \approx 10,1 \text{ g}$