

6 SA	Chimie appliquée	Les redox
Voici la correction de la prépa sur les redox. Ensuite, je vous propose d'écrire des redox en milieu acide. Rmq : avant de faire interro, cette matière sera expliquée en classe 😊	Ecriture de redox Stœchiométrie redox	Bon travail 😊 Prenez soin de vous ainsi que de vos proches 😊 Mme Hogenboom

Je répondrai avec plaisir à toutes vos questions via mon adresse mail professionnelle : hogenboom.catherine@agrisaintgeorges.be

1) Correction de la prépa

Réaction entre une solution aqueuse de chlorure de cuivre (II) et des clous en fer.

Espèces chimiques présentes en solution :



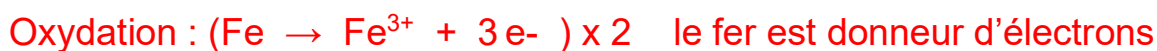
Produits de la réaction :



Identifier les acteurs de la réaction :



Equation ionique du phénomène observé :



Comme il faut le même nombre d'électrons libérés et capturés, on multiplie l'oxydation par 2 et la réduction par 3 pour avoir 6 e-. Les e- seront simplifiés dans le bilan redox.



On ajoute les ions spectateurs Cl^- pour écrire l'équation moléculaire.



Rappel de définitions importantes :

Réducteur : donneur d'électrons, il subit l'oxydation.

Oxydant : receveur d'électrons, il subit la réduction.

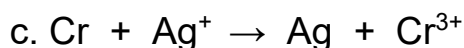
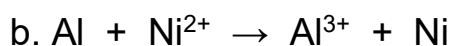
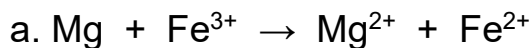
Oxydation : le NO de l'élément augmente.

Réduction : le NO de l'élément diminue.

Couple redox : couple constitué de la forme oxydée et de la forme réduite d'un élément chimique. Ex : Cu^{2+}/Cu et Fe^{3+}/Fe

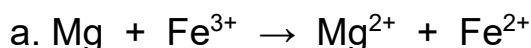
EXERCICES

1) Voici des redox non pondérées :



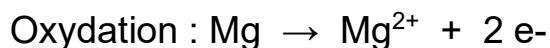
- Identifier l'oxydant et le réducteur parmi les réactifs ;
- Ecrire l'équation d'oxydation et de réduction ;
- Ecrire l'équation ionique pondérée ;
- Repérer les deux couples redox et les écrire.

CORRECTIF

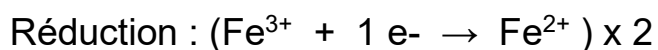


C'est Mg qui subit l'oxydation : il passe de 0 à + II. C'est le réducteur.

C'est Fe^{3+} qui subit la réduction : il passe de + III à + II. C'est l'oxydant.



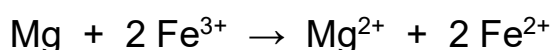
(Mg perd 2 e- car « il monte de 2 étages »)



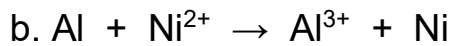
(Fe^{3+} capture 1 e- car « il descend d'1 étage »)

Il faut multiplier la réduction par 2 pour avoir 2 e- dans l'oxydation et la réduction et ainsi simplifier les e-.

Equation ionique pondérée ou bilan redox :



Couples redox : $\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$ et $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$



C'est Al qui subit l'oxydation : il passe de 0 à + III. C'est le réducteur.

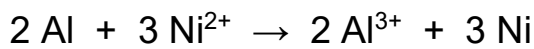
C'est Ni^{2+} qui subit la réduction : il passe de + II à 0. C'est l'oxydant.

Oxydation : $(\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-) \times 2$
(Al perd 3 e- car « il monte de 3 étages »)

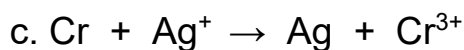
Réduction : $(\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}) \times 3$
(Ni^{2+} capture 2 e- car « il descend de 2 étage »)

Il faut multiplier l'oxydation par 2 et la réduction par 3 pour avoir 6 e- dans l'oxydation et la réduction et ainsi simplifier les e-.

Equation ionique pondérée ou bilan redox :



Couples redox : $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$ et $\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$



C'est Cr qui subit l'oxydation : il passe de 0 à + III. C'est le réducteur.

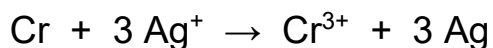
C'est Ag^+ qui subit la réduction : il passe de + I à 0. C'est l'oxydant.

Oxydation : $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^-$
(Cr perd 3 e- car « il monte de 3 étages »)

Réduction : $(\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}) \times 3$
(Ag^+ capture 1 e- car « il descend d'1 étage »)

Il faut multiplier la réduction par 3 pour avoir 3 e- dans l'oxydation et la réduction et ainsi simplifier les e-.

Equation ionique pondérée ou bilan redox :



Couples redox : Ag^+ / Ag et $\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}$

2) Ecrire les équations d'oxydation, de réduction et d'oxydoréduction (redox) traduisant le phénomène ci-dessous.

Une tige d'aluminium est plongée dans une solution de CuCl_2 (source d'ions Cu^{2+}). Il apparaît un dépôt de cuivre (Cu) et des ions Al^{3+} .

CORRECTIF

Al se transforme en Al^{3+} : oxydation

Cu^{2+} se transforme en Cu : réduction

Oxydation : $(\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-) \times 2$

Réduction : $(\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}) \times 3$

Bilan redox : $2 \text{Al} + 3 \text{Cu}^{2+} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cu}$

3) Voici une redox se déroulant en milieu acide H^+ :

$\text{Cu} + \text{NO}_3^- \xrightarrow{(\text{milieu } \text{H}^+)} \text{Cu}^{2+} + \text{NO}$

Ecrire l'oxydation, la réduction et le bilan redox.

CORRECTIF

Cu se transforme en Cu^{2+} : oxydation ($\uparrow 2 \text{e}^-$)

NO_3^- se transforme en NO (N passe de +V à +II) : réduction ($\downarrow 3 \text{e}^-$)

Rmq : On laisse l'oxygène O avec l'azote N ! On ne s'occupe pas de lui maintenant.

Oxydation : $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$ PARFAIT !

Réduction : $\text{NO}_3^- + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO}$ Cela ne va pas du tout au niveau du bilan des charges et du nombre de O !

Comment faire ?

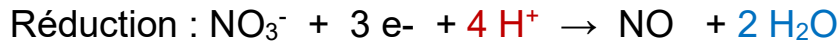
Nous allons utiliser les ions H^+ pour pondérer au niveau des charges, 4 H^+ à gauche plus précisément.

$\text{NO}_3^- + 3 \text{e}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{NO}$ Ok au niveau des charges : 4- et 4+ à gauche = 0 et à droite 0 charge.

Il faut s'occuper des O maintenant : 3 O à gauche et 1 O à droite.

Il y a aussi un autre problème : les H⁺ ajoutés. 4 H à gauche et rien à droite.

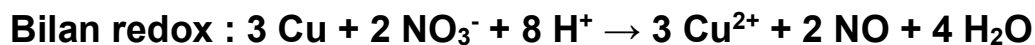
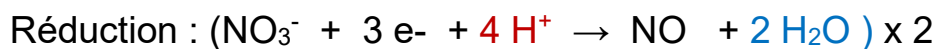
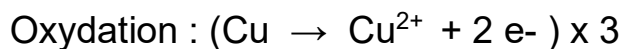
Nous allons régler le problème en utilisant des molécules d'eau H₂O qui sont toujours présentes puisque nous sommes en solution aqueuse.



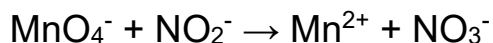
En ajoutant 2 molécules d'eau à droite, on ajoute 4 H et 2 O à droite.

Problème réglé !!!

Il reste à écrire le bilan rédox en équilibrant le nombre d'électrons échangés (6 e⁻) et simplifier les e⁻ :



4) Pondérer la redox ci-dessous en milieu H⁺ :

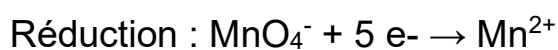
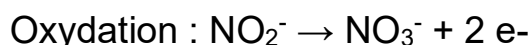


CORRECTIF

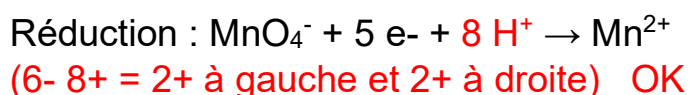
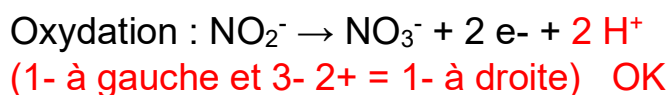
NO₂⁻ se transforme en NO₃⁻ : oxydation (N passe de +III à + V) ↑ 2 e⁻

MnO₄⁻ se transforme en Mn²⁺ : réduction (Mn passe de +VII à + II) ↓ 5 e⁻

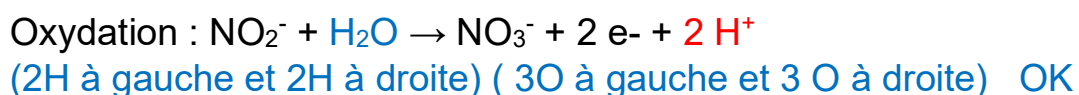
On laisse les O !!!

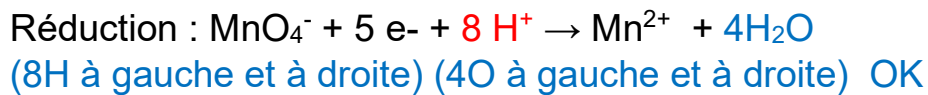


On a réglé les e⁻. Il faut équilibrer les charges avec les H⁺ !

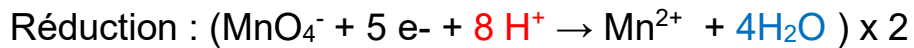
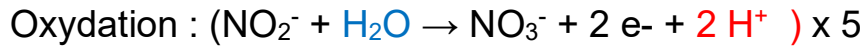


On a réglé les charges. Reste à équilibrer les O et les H avec H₂O !

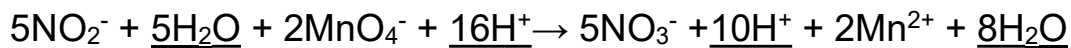




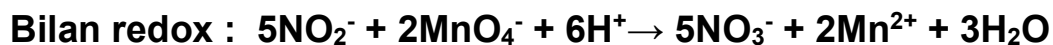
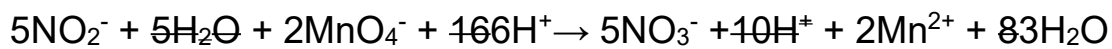
Il reste à écrire le bilan rédox en équilibrant le nombre d'électrons échangés (10 e-) et simplifier les e- :



Bilan redox :



On voit qu'il y a des H₂O et des H⁺ à gauche et à droite : on peut simplifier (comme en math).



5) Résolution d'un problème redox.

2 g de FeSO_4 sont oxydés en milieu acide par une solution de KMnO_4 0,05 mol/L. Les couples redox sont $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$. Calculer le volume de KMnO_4 nécessaire pour réaliser cette oxydation.

CORRECTIF

Il faut d'abord écrire la redox pondérée comme pour n'importe quel problème stœchiométrique !

Les couples redox de l'énoncé vont nous aider à écrire la redox :

Fe^{2+} est oxydé par MnO_4^- et cela donne Fe^{3+} et Mn^{2+} .

Equation de la réaction : $\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+}$

On a éliminé les ions spectateurs K^+ et SO_4^{2-}

Oxydation : $(\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^-) \times 5$

Réduction : $\text{MnO}_4^- + 5 \text{e}^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

Bilan redox : $5\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

Lecture mol : 5 mol + 1 mol

de Fe^{2+} de MnO_4^-
 FeSO_4 KMnO_4

Données :	Inconnue :	Formules :
$m \text{FeSO}_4 = 2 \text{ g}$ $C \text{KMnO}_4 = 0,05 \text{ M}$	$V \text{KMnO}_4 = ?$	$n = m / M$ $C = n / V$ ou $V = n / C$

Nous allons calculer le nombre de moles de FeSO_4 (il faut calculer la Masse molaire de $\text{FeSO}_4 = 152 \text{ g/mol}$) :

$n \text{FeSO}_4 = 2 / 152 = 0,013 \text{ mol}$

$n \text{KMnO}_4 = n \text{FeSO}_4 / 5$ (voir lecture mol) $= 0,013 / 5 = 0,0026 \text{ mol}$

$V \text{KMnO}_4 = 0,0026 / 0,05 = 0,052 \text{ L}$ soit **52 mL**