

Chimie 40S

Devoir : oxydoréduction

- Écris une équation ionique nette équilibrée pour la réaction du zinc avec le chlorure de fer(II) aqueux. Inclus les états physiques des réactifs et des produits.
- Écris une équation ionique nette équilibrée pour chaque réaction, ainsi que les états physiques des réactifs et des produits.
 - le magnésium et le sulfate d'aluminium aqueux
 - une solution de nitrate d'argent et du cadmium métallique.
- Identifie le réactif oxydé et le réactif réduit de chaque réaction de la question 2.
- Identifie l'agent oxydant et l'agent réducteur de chaque réaction de la question 2.
- Écris les demi-réactions équilibrées de l'équation ionique nette de la réaction entre l'aluminium solide et le sulfate de fer(III) aqueux. Les ions sulfate sont des ions spectateurs et ne sont pas inclus.
$$\text{Al}_{(s)} + \text{Fe}^{3+}_{(aq)} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + \text{Fe}_{(s)}$$
- Écris les demi-réactions équilibrées des équations ioniques nettes qui suivent.
 - $\text{Fe}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)}$
 - $\text{Cd}_{(s)} + 2\text{Ag}^{+}_{(aq)} \rightarrow \text{Cd}^{2+}_{(aq)} + 2\text{Ag}_{(s)}$
- Écris les demi-réactions équilibrées de chacune des réactions suivantes.
 - $\text{Sn}_{(s)} + \text{PbCl}_{2(aq)} \rightarrow \text{SnCl}_{2(aq)} + \text{Pb}_{(s)}$
 - $\text{Au}(\text{NO}_3)_{3(aq)} + 3\text{Ag}_{(s)} \rightarrow 3\text{AgNO}_{3(aq)} + \text{Au}_{(s)}$
 - $3\text{Zn}_{(s)} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_{3(aq)} \rightarrow 3\text{ZnSO}_{4(aq)} + 2\text{Fe}_{(s)}$
- Écris l'équation ionique nette et les demi-réactions de la dismutation des ions de mercure(I) en solution aqueuse pour donner du mercure liquide et des ions de mercure(II) aqueux. Suppose que les ions de mercure(I) existent en solution sous forme de Hg_2^{2+} .
- Détermine le nombre d'oxydation de l'élément spécifié dans chacun des composés ci-dessous.

a) le N dans NF_3	b) le S dans S_8	c) le Cr dans CrO_4^{2-}
d) le P dans P_2O_5	e) le C dans $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	f) le C dans CHCl_3
- Détermine le nombre d'oxydation de chacun des éléments spécifiés ci-dessous.

a) H_2SO_3	b) OH^-	c) HPO_4^{2-}
----------------------------	------------------	------------------------
- Tel qu'énoncé dans la règle 4, l'oxygène ne possède pas toujours son nombre d'oxydation habituel de -2 . Détermine le nombre d'oxydation de l'oxygène dans chacun des composés ci-dessous.
 - le composé du difluorure d'oxygène, OF_2
 - l'ion peroxyde, O_2^{2-}
- Détermine le nombre d'oxydation de chaque élément dans chacun des composés ioniques suivants en tenant compte des ions de façon séparée. **Astuce:** Une unité de formule du composé de la partie (c) contient deux ions monoatomiques identiques et un ion polyatomique.

a) $\text{Al}(\text{HCO}_3)_3$	b) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$	c) $\text{K}_2\text{H}_3\text{IO}_6$
--------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------

13. Détermine si chacune des réactions suivantes est une réaction rédox ou non.
- a) $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3$
 b) $\text{PCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{HCl}$
14. Identifie l'agent oxydant et l'agent réducteur de la ou des réactions rédox de la question précédente.
15. Pour l'équation ionique nette équilibrée qui suit, identifie le réactif qui subit l'oxydation et le réactif qui subit la réduction.
 $\text{Br}_2 + 2\text{ClO}_2^- \rightarrow 2\text{Br}^- + 2\text{ClO}_2$
16. Le nickel et le cuivre sont deux métaux importants pour l'économie de l'Ontario, surtout dans la région de Sudbury. Les minerais de nickel et de cuivre contiennent en général ces métaux sous forme de sulfures, tels que le NiS et le Cu₂S. L'extraction de ces métaux élémentaires purs des minerais nécessite-t-elle des réactions rédox ? Explique ton raisonnement.
17. Écris une demi-réaction équilibrée pour la réduction d'ions cérium(IV) en ions cérium(III).
18. Écris une demi-réaction équilibrée pour l'oxydation d'ions bromure en brome.
19. Équilibre chacune des demi-réactions suivantes qui ont lieu dans des conditions acides.
- a) $\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$ b) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2$ c) $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}_2$
20. Équilibre chacune des demi-réactions suivantes qui ont lieu dans des conditions acides.
- a) $\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}^-$ b) $\text{NO} \rightarrow \text{NO}_3^-$ c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$
21. Écris une demi-réaction équilibrée pour l'oxydation d'ions chrome(II) en ions chrome(III).
22. Écris une demi-réaction équilibrée pour la réduction de l'oxygène en ions oxyde.
23. Équilibre chacune des demi-réactions suivantes qui ont lieu dans des conditions basiques.
- a) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_4^-$ b) $\text{CN}^- \rightarrow \text{CNO}^-$ c) $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$
 d) $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$ e) $\text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
24. Équilibre chacune des demi-réactions suivantes.
- a) $\text{FeO}_4^{2-} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ (conditions acides)
 b) $\text{ClO}_2^- \rightarrow \text{Cl}^-$ (conditions basiques)
25. Équilibre chacune des équations rédox suivantes par vérification des coefficients. Écris les demi-réactions équilibrées dans chaque cas.
- a) $\text{Na} + \text{F}_2 \rightarrow \text{NaF}$ c) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$
 b) $\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$
26. Équilibre l'équation suivante par la méthode des demi-réactions.
 $\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- \rightarrow \text{CuI} + \text{I}_3^-$

27. Équilibre chacune des équations ioniques suivantes pour des conditions acides. Identifie l'agent oxydant et l'agent réducteur dans chaque cas.
- $\text{MnO}_4^- + \text{Ag} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Ag}^+$
 - $\text{Hg} + \text{NO}_3^- + \text{Cl}^- \rightarrow \text{HgCl}_4^{2-} + \text{NO}_2$
 - $\text{AsH}_3 + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{Zn}$
 - $\text{I}_3^- \rightarrow \text{I}^- + \text{IO}_3^-$
28. Équilibre chacune des équations ioniques suivantes pour des conditions basiques. Identifie l'agent oxydant et l'agent réducteur dans chaque cas.
- $\text{CN}^- + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{CNO}^- + \text{MnO}_2$
 - $\text{ClO}^- + \text{CrO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}_2$
 - $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{ClO}_2 \rightarrow \text{ClO}_2^- + \text{O}_2$
 - $\text{Al} + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{AlO}_2^-$
29. Utilise la méthode des nombres d'oxydation pour équilibrer l'équation suivante de la combustion du sulfure de carbone.
- $$\text{CS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2$$
30. Utilise la méthode des nombres d'oxydation pour équilibrer les équations suivantes.
- $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgO} + \text{Mg}_3\text{B}_2$
 - $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{S}_8 + \text{H}_2\text{O}$
31. Utilise la méthode des nombres d'oxydation pour équilibrer chaque équation ionique en solution acide.
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$
 - $\text{I}_2 + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{IO}_3^- + \text{NO}_2$
 - $\text{PbSO}_4 \rightarrow \text{Pb} + \text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-}$
32. Utilise la méthode des nombres d'oxydation pour équilibrer chaque équation ionique en solution basique.
- $\text{Cl}^- + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{ClO}^- + \text{CrO}_2^-$
 - $\text{Ni} + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{NiO} + \text{MnO}_2$
 - $\text{I}^- + \text{Ce}^{4+} \rightarrow \text{IO}_3^- + \text{Ce}^{3+}$