

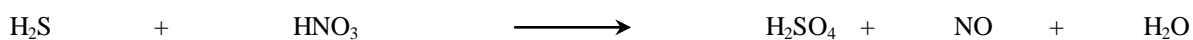
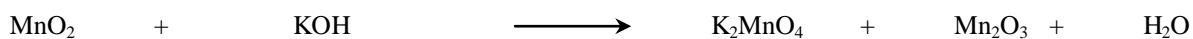
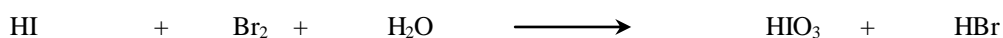
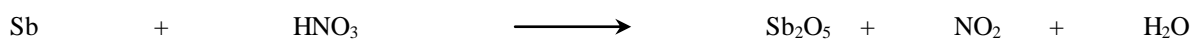
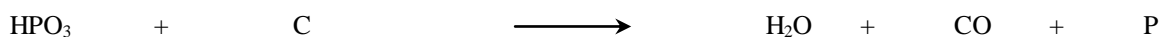
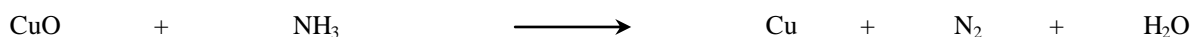
Les oxydoréductions (réactions redox) : Exercices

Exercice 1 : Déterminez le degré d'oxydation de l'azote dans les composés ci-dessous.

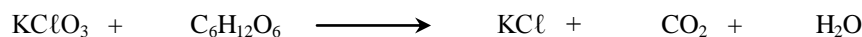
- Dans lesquels l'azote peut-il jouer le rôle d'oxydant ?
- Dans lesquels l'azote peut-il jouer le rôle de réducteur ?
- Dans lesquels l'azote est-il complètement oxydé ?
- Dans lesquels l'azote est-il complètement réduit ?

1) K_3N 2) NO 3) NO_2 4) N_2 5) KNO_3 6) $NaNH_2$ 7) NO_2^-

Exercice 2 : Équilibrez les réactions ci-dessous (le milieu est anhydre, vous l'aurez remarqué) en indiquant clairement les transferts d'électrons.



Exercice 3 : Equilibrez puis testez la réaction ci-dessous ; le glucose est apporté par un « ourson Haribo » jeté dans l'éprouvette lorsque KClO_3 est fondu.



Exercice 4 : Equilibrez les réactions ci-dessous en tenant compte du milieu réactionnel et en introduisant les espèces nécessaires.

- a) $\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+}$ en milieu acide
- b) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{PbO}_2 \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{PbO}$ en milieu basique ; les sels sont insolubles
- c) $\text{HNO}_2 + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{NO}_3^- + \text{Mn}^{2+}$ en milieu acide
- d) $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_2 \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ en milieu neutre (comment évolue-t-il ?)

Exercice 5 : Equilibrez les réactions décrites ci-dessous en tenant compte du milieu réactionnel et en introduisant les espèces nécessaires.

- a) Quand on mélange une solution contenant du $\text{Cr}(\text{OH})_3$ à une solution contenant de l'hypobromite, on observe la formation d'anions bromure et chromate. Le milieu est initialement basique.
- b) Quand on mélange des solutions aqueuses de thiosulfate de sodium et de chlorate de potassium, on obtient les ions chlorure et sulfate. Le milieu est initialement acide.
- c) Etablir l'équation de la dismutation de MnO_2 en milieu basique, sachant qu'il se forme du manganate et $\text{Mn}(\text{OH})_3$.

Exercice 6 : (allez, un peu de métallurgie !)

- a) Certains métaux sont capables de réduire H_2O en milieu initialement neutre. Cela signifie aussi qu'ils sont attaqués par l'eau ! Quel élément de H_2O sera-t-il réduit ? Trouvez le couple correspondant sur la tables des couples OXRED. Quels sont ces métaux réducteurs de H_2O ? Etablir le schéma et l'équation de la réaction du sodium.
- b) Certains métaux, comme Al et Mg , ne réagissent pas au contact de l'eau (alors que $E_0 < E_0(\text{H}_2\text{O})$) parce qu'ils sont protégés par une couche d'oxyde imperméable. La couche superficielle Al_2O_3 est soluble dans les bases, ce qui permet ensuite la réaction. Equilibrez-la.
- c) Parmi les métaux qui résistent à l'eau en milieu neutre ou basique, certains sont attaqués par les solutions aqueuses acides. Quels sont ces métaux ? Etablir le schéma et l'équation de la réaction du zinc.
- d) Parmi les métaux qui résistent aux solutions aqueuses acides, certains sont toutefois attaqués spécifiquement par l'acide nitrique. Quels sont ces métaux ? Etablir le schéma et l'équation de la réaction de l'argent.
- e) L'or et le platine résistent à l'acide nitrique. Ce sont des métaux *nobles*. Les alchimistes avaient toutefois déjà découvert qu'un mélange d'acide nitrique et d'acide chlorhydrique permettait de "dissoudre" l'or (d'où le nom

d'eau *régale* donné à ce mélange, l'or étant le *roi* des métaux). Équilibrez tout d'abord la réaction de production de Cl_2 en milieu anhydre :



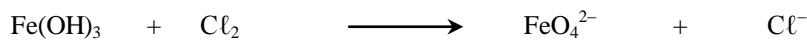
Puis posez et équilibrez l'oxydation de l'or en AuCl_4^- par le chlore Cl_2 en milieu aqueux.

Exercice 7 : (ça se complique ?) :

- a) Montrez, au moyen d'une échelle comprenant entre autres les couples Fe^{2+}/Fe , Fe^{3+}/Fe et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ que l'attaque du fer par un acide dilué produit du fer II et non du fer III.

Lorsqu'on réalise l'essai expérimentalement, on constate qu'on obtient quand même du fer III ! Montrez qu'il y a réaction avec l'oxygène dissous.

- b) Les exercices 6) ont montré des exemples classiques de préparation de l'hydrogène en laboratoire. En voici un autre : que se passe-t-il lors de la dissolution de CaH_2 dans l'eau ?
- c) Étudiez la préparation du chlore (dichlore) par réaction entre HCl et KMnO_4 .
- d) Étudiez la réaction entre Cl_2 et H_2O en fonction du caractère acido-basique du milieu. Concluez quant à la conservation d'une solution de chlore.
- e) L'oxydoréduction



ne se trouvant pas dans les tables usuelles, équilibrez-la en milieu basique, extrayez les couples « oxred », et classez-les en une échelle permettant de montrer le sens de la réaction.

- f) Pourquoi est-il impossible de préparer une solution aqueuse de cuivre I (Cu^+) ?
- g) Pourquoi est-il impossible de préparer une solution aqueuse de iodure de fer III (FeI_3) ?
- h) Pourquoi une solution aqueuse de permanganate ne se conserve-t-elle pas indéfiniment ? Considérez (provisoirement) le milieu comme étant basique.

Exercice 8 : Décrivez (dessin, réaction, signe et nom des électrodes, tension) les piles ci-dessous.

- a) $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+} || \text{Sn}^{2+} | \text{Sn}$
- b) $\text{Ni} | \text{Ni}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$
- c) La pile dont la réaction globale est $\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{I}^- (\text{aq.}) \rightarrow 2 \text{Cl}^- (\text{aq.}) + \text{I}_2 (\text{s})$
- d) $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} (0.05 \text{ mol/L}) || \text{Cl}^- (0.05 \text{ mol/L}) | \text{Cl}_2 (127\text{kPa}) | \text{Pt}$
- e) $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} (1.50 \text{ mol/L}) || \text{Fe}^{2+} (0.10 \text{ mol/L}) | \text{Fe}$ (rép. 0.29 V)
- f) $\text{Pt} (\text{s}) | \text{H}_2 (\text{g}, 1 \text{ atm.}) | \text{H}^+ (\text{aq.}, \text{pH} = 4.00) || \text{H}^+ (\text{aq.}, \text{pH} = 3.00) | \text{H}_2 (\text{g}, 1 \text{ atm.}) | \text{Pt} (\text{s})$ (rép. 0.06 V)

Exercice 9 : On électrolyse une solution aqueuse d'acide iodhydrique.

- a) Quelles sont les espèces chimiques contenues dans cette solution susceptibles d'être réduites ou oxydées ?
- b) Quelle est l'espèce chimique la plus facile à oxyder ? Quelle est l'espèce chimique la plus facile à réduire ?
- c) Indiquez les équations des réactions se déroulant aux électrodes ainsi que l'équation bilan. Quelle différence de potentiel minimale faut-il imposer pour réaliser l'électrolyse ?

Exercice 10 : On électrolyse une solution aqueuse de bromure de potassium.

- a) Quelles sont les espèces chimiques contenues dans cette solution susceptibles d'être réduites ou oxydées ?
- b) Quelle est l'espèce chimique la plus facile à oxyder ? Quelle est l'espèce chimique la plus facile à réduire ?
- c) Indiquez les équations des réactions se déroulant aux électrodes ainsi que l'équation bilan.

Exercice 11 : Dans une solution de sulfate de cuivre II, un courant de 0.75 A est délivré pendant 20 minutes.

- a) Quelle est la masse de cuivre formée ?
- b) Quel est le gaz formé simultanément ? Quel est son volume aux conditions normales de température et de pression ?
- c) Si la solution a un volume de 100 mL et que ce dernier ne change pas lors de l'électrolyse, quel est le pH final ?