

Série N° 2

Réactions d'oxydo-réduction

Exercice 1 : Couple oxydant-réducteur– Calcul du degré d'oxydation

A) Ecrire les couples oxydant / réducteur relatifs aux demi-équations d'oxydoréduction suivantes:
$$\text{H}_{2(\text{g})} \leftrightarrow 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \quad \text{Au}_{(\text{s})} \leftrightarrow \text{Au}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \quad \text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- \leftrightarrow \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$$

B) Déterminez le degré d'oxydation de l'élément souligné dans chaque formule,

1) $\text{Na}_2\underline{\text{B}}_4\text{O}_7$. 2) $\underline{\text{B}}_4\text{O}_7^{2-}$ 3) $\text{K}_2\underline{\text{C}}\text{O}_3$ 4) $[\underline{\text{C}}\text{u}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ 5) $\underline{\text{N}}_2\text{O}_5$ 6) $\text{H}\underline{\text{I}}\text{O}_4$

C) Trouver le nombre d'oxydation NO (ou degré d'oxydation d.o.) du chrome dans chacun des composés suivants : Cr, Cr^{3+} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, CrO_4^{2-} , $\text{Cr}(\text{OH})_3$

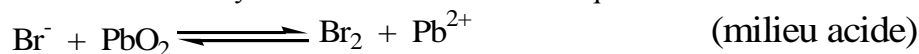
Exercice 2 : Demi-équations d'oxydoréduction - Couple oxydant-réducteur

On donne l'équation suivante : $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})} + \text{Hg}^{2+}_{(\text{aq})} \longrightarrow 2\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + 2\text{Hg}^{2+}_{(\text{aq})}$

- 1) Rechercher le nom de l'élément dont le symbole est Hg.
- 2) Identifier les deux couples rédox mis en jeu dans cette réaction d'oxydoréduction.
- 3) Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction correspondant à ces couples.
- 4) Déterminer quels sont, respectivement, l'oxydant et le réducteur dans la transformation étudiée.

Exercice 3 : Oxydant-réducteur –nombre d'oxydation - Equilibre de réaction d'oxydoréduction

1) Equilibrer la réaction d'oxydoréduction en utilisant les équations de demi-réaction



2) Utiliser les N.O. pour établir l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction ayant lieu entre les ions permanganate MnO_4^- et le dioxyde de soufre SO_2 .

Données : $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $E^\circ(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2) = 0,17 \text{ V}$

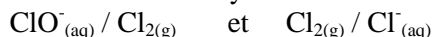
3) indiquez : l'oxydation, la réduction, l'oxydant et le réducteur pour la réaction :



Exercice 4 : Demi-équations et équation d'oxydoréduction

L'eau de Javel, désinfectant d'usage courant, est fabriquée par action du dichlore gazeux sur une solution d'hydroxyde de sodium.

1) Cette réaction d'oxydoréduction met en jeu les deux couples donnés ci-dessous.



Ecrire les deux demi-équations d'oxydoréduction correspondantes.

2) A partir de ces deux demi-équations d'oxydoréduction, donner une équation chimique ayant pour seuls réactifs $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ et H_2O .

3) Ecrire l'équation de la réaction acidobasique entre les ions oxonium et les ions hydroxyde.

4) En combinant les deux dernières équations, écrire l'équation chimique de synthèse de l'eau de Javel.

Exercice 5 : La pile Ag-Cd : Quantité d'électricité débitée par une pile (Examen 2017)

On réalise une pile constituée d'une lame d'Argent (Ag) et d'une lame de Cadmium (Cd) plongeant respectivement dans une solution de Ag^+ de concentration 0,2 mol/L et une solution Cd^{2+} de concentration C inconnue. La force électromotrice de cette pile est égale à **1,2V**, le pont salin est constitué de (K^+ , NO_3^-).

Lorsque la pile commence à fonctionner, et pour assurer l'électroneutralité de la solution, les ions K^+ migrent vers l'électrode d'argent, et les ions NO_3^- migrent vers l'électrode de cadmium.

- 1) A l'aide de la règle de **gamma** déterminer le sens d'évolution de la réaction d'oxydoréduction de la pile.
- 2) Déterminer la cathode et l'anode
- 3) Ecrire
 - a- les demi- réactions aux électrodes,
 - b- la réaction de fonctionnement de cette pile
 - c- l'expression de son ΔG^0 .
- 4) Donner la représentation **linéaire** de cette pile.
- 5) Calculer la constante d'équilibre **K**.
- 6) Déterminer la concentration initiale (C) de Cd^{2+} .

B) Après une heure d'utilisation

La réaction se déroulant à l'électrode de Cadmium peut-être modélisée par : $\text{Cd} = \text{Cd}^{2+} + 2 e^-$. Le volume de cette solution contenu dans un bécher est $V = 100,0 \text{ ml}$

La pile fonctionne pendant une heure en fournissant un courant d'intensité constante $I = 65 \text{ mA}$.

Calculer :

- 1) la quantité d'électricité Q échangée pendant une heure d'utilisation.
- 2) la quantité de matière d'électrons n_e échangée pendant cette durée.
- 3) la quantité de matière n (Cd^{2+}) d'ions $\text{Cd}^{2+}_{\text{aq}}$ formée pendant cette durée.
- 4) la concentration finale en ions $\text{Cd}^{2+}_{(\text{aq})}$ notée $\text{Cd}^{2+}_{\text{aq}}$ dans le bécher.

Données : $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,42 \text{ V}$

Le faraday : valeur absolue de la charge d'une mole d'électrons $1 F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 6 :

Une lame d'étain est plongée dans une solution de sel stanneux dont la concentration est $[\text{Sn}^{2+}] = 0,4 \text{ mole/l}$, une lame de plomb est immergée dans une solution de sel de plomb dont la concentration est $[\text{Pb}^{2+}] = 0,8 \text{ mole/l}$. Les deux solutions sont reliées par un pont conducteur.

- a) Faire un schéma simple de la pile ainsi constituée ; calculer la différence de potentiel entre les deux lames métalliques et préciser leur polarité.
- b) Définir l'équilibre atteint lorsque le courant cesse et déduire la constante de l'équilibre chimique :



Quelles sont alors les concentrations respectives des cations dans les deux cellules ?

On donne : $E^0_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = 0,14 \text{ V}$ et $E^0_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = 0,13 \text{ V}$