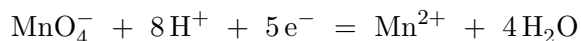


1 Correction de la séance 23-2 (réactions rédox)

r. Quels sont les couples oxydants/réducteurs mis en jeu lors de cette réaction ? Écrire les demi-équations.

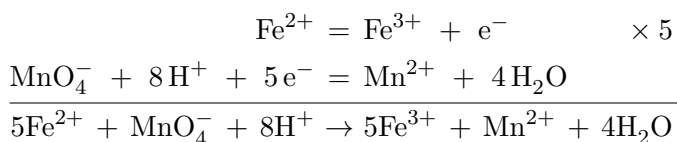


Couple (MnO₄⁻/Mn²⁺) :



s. Écrire l'équation chimique de la réaction.

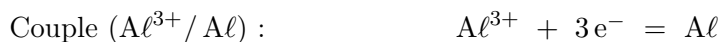
Pour écrire une équation d'oxydo-réduction, on additionne deux demi-équations, de sorte de faire disparaître les électrons. Ici on inverse la première demi-équation, celle pour le couple (Fe³⁺/Fe²⁺), et on la multiplie par cinq :



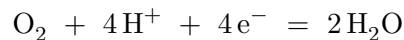
L'équation obtenue est automatiquement équilibrée, autant au niveau des éléments que des charges (le vérifier).

u. On donne les couples d'oxydoréduction suivants : (Fe²⁺/Fe) ; (Cu²⁺/Cu) ; (Al³⁺/Al) ; (H⁺/H₂) ; (O₂/H₂O) ; (MnO₄⁻/Mn²⁺) ; (Cr₂O₇²⁻/Cr³⁺).
Écrire les demi-équations.

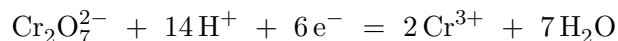
Uniquement ceux qui n'ont pas encore été donnés.



Couple (O₂/H₂O) :



Couple (Cr₂O₇²⁻/Cr³⁺) :



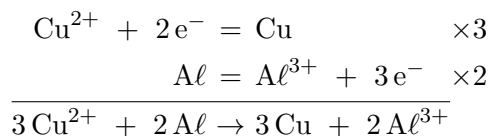
v. On mélange de la poudre d'aluminium avec une solution de sulfate de cuivre. La solution de sulfate de cuivre est décolorée et la poudre d'aluminium se recouvre de cuivre. Réactifs, produits, demi-équations, équation de la réaction.

Les réactifs sont l'aluminium métallique Al et l'ion cuivre Cu²⁺. Les produits sont l'ion aluminium (III) Al³⁺ et le métal cuivre Cu (il faudrait mener un test d'identification des ions aluminium pour être certain de leur présence dans les réactifs) ;

Couples mis en jeu : donnés à la question précédente (pour guider) : (Al³⁺/Al) et (Cu²⁺/Cu) ;

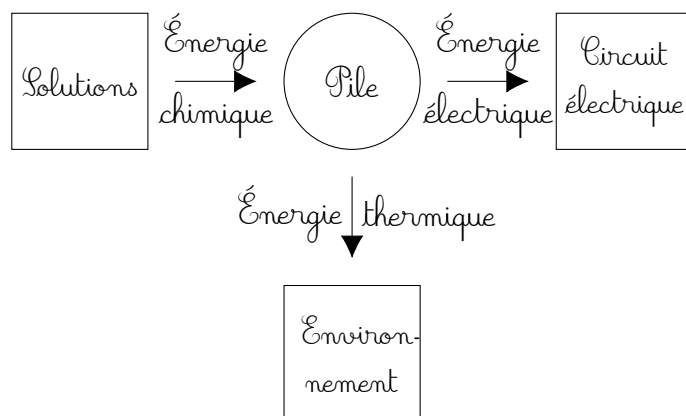
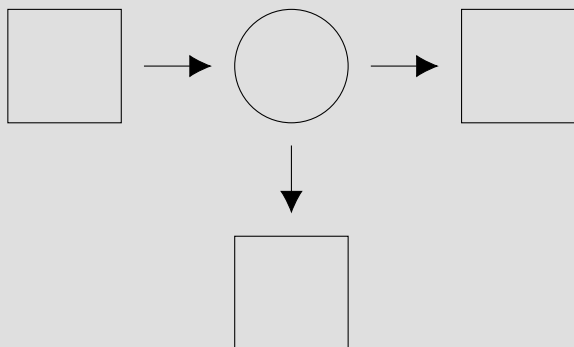
Demi-équations : déjà écrites précédemment ;

Équation de la réaction : c'est un exemple intéressant, où il faut multiplier l'une des demi-équations par trois, et l'autre par deux :



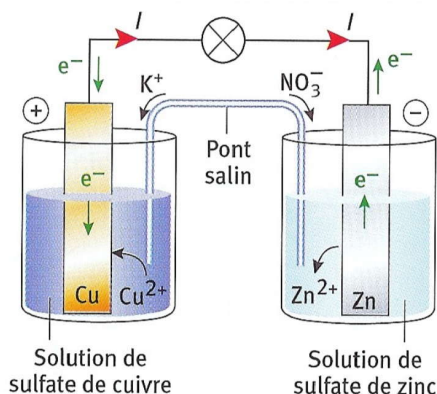
2 Retour sur la séance 23-1 (piles)

g. Compléter la chaîne énergétique d'une pile :



3 Où l'on découvre le mode de fonctionnement intime des piles

Voici un schéma de la « pile Daniell » qui avait été montée lors de cette séance :



Ce schéma type va nous guider dans la découverte du mode de fonctionnement d'une pile.

3.1 Constitution d'une pile

Une pile est constituée de compartiments, appelés

Chaque demi-pile comporte une métallique, plongeant dans une solution aqueuse ionique appelée

Les deux compartiments sont reliés par un assurant le passage des ions.

3.2 Polarité

Dans le circuit extérieur à la pile, le courant circule du pôle au pôle Les électrons circulent en sens Les électrons se déplacent uniquement dans les métaux, et pas dans les solutions.

3.3 Réactions aux électrodes

La surface des électrodes est le siège de transformations chimiques d'....., mettant en jeu un transfert d'électrons.

Le pôle consomme des électrons. Par exemple, dans le cas de la pile Daniell, la demi-équation à ce pôle est :

.....

Il s'agit d'une ; un est une espèce chimique susceptible d'.....

un ou plusieurs électrons.

Le pôle libère des électrons. Toujours dans l'exemple de la pile Daniell, la demi-équation à ce pôle est :

.....

Il s'agit d'une ; un est une espèce chimique susceptible de un ou plusieurs électrons.

Dans chaque compartiment, les réactions libèrent ou consomment des Afin d'assurer l'électroneutralité des solutions, des ions à travers la jonction entre les deux demi-piles.

3.4 La pile et l'oxydoréduction

Une pile en fonctionnement est le siège d'une spontanée.

La	borne	où	se	produit
l'		est	appelée
.....				

Les présents dans la solution électrolytique se déplacent vers l'anode lors de la réaction.

La	borne	où	se	produit	la
.....			est	appelée	
.....					

Les présents dans la solution électrolytique se déplacent vers la cathode lors de la réaction.

Anions et cations assurent le des charges électriques dans les solutions électrolytiques.

3.5 Conclusion

Une pile fonctionne grâce à une réaction d'oxydoréduction qui fait intervenir couples rédox.

L'oxydant du couple 1 et le réducteur du couple 2 sont dans des compartiments Chaque compartiment est appelé , l'ensemble forme une pile électrochimique.

Correction des exercices du chapitre 23 (début)

23.1 N° 2 p. 354 – Espèces conjuguées

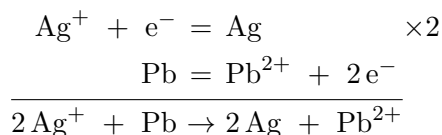
- a. ($\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$)
- b. (Br_2/Br^-)
- c. ($\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$)
- d. (ClO^-/Cl_2)
- e. ($\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$)

23.2 N° 3 p. 354 – Demi-équations

- a. $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}$
- b. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$
- c. $\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-$
- d. $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- = 2\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$

23.3 N° 8 p. 355 – Couples métalliques

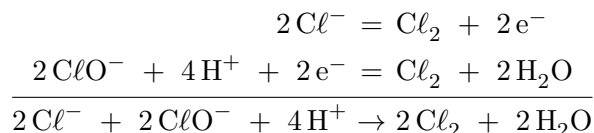
1. $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$
 $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$
2. Une réaction d'oxydoréduction est la réaction entre un oxydant 1 et un réducteur 2, l'oxydant étant réduit pour donner un réducteur 1, et le réducteur étant oxydé pour donner l'oxydant 2.
3. On additionne les deux demi-équations, en multipliant la première par deux (et en inversant la seconde) :



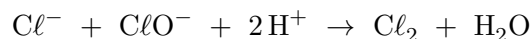
4. Lors de cette transformation, les ions argent Ag^+ sont réduits, et le plomb métallique Pb est oxydé.

23.4 N° 16 p. 357 – L'eau de Dakin

1. $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{Cl}^-$
 $2\text{ClO}^- + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
2. On additionne les deux réactions, en inversant la première :



On ne laisse pas l'équation de la réaction ainsi : il faut la simplifier au maximum, quand c'est possible — ici en divisant par 2 :



3. a. La solution de *saumure* (l'eau salée) est saturée en ions chlorure Cl^- et sodium Na^+ . On va ainsi éviter la dissolution du dichlore Cl_2 dans l'eau, pour former les ions chlorure Cl^- et hypochlorite ClO^- (c'est-à-dire la réaction inverse de la réaction étudiée), ce que confirme les données de solubilité du dichlore dans l'eau et dans l'eau salée.
- b. Calcul de la masse m de dichlore recueilli :

$$\rho(\text{Cl}_2) = \frac{m}{V} \Leftrightarrow m = \rho(\text{Cl}_2) \times V$$

Application numérique :

$$m = 3,21 \times 160 \times 10^{-3} = 0,514 \text{ g}$$

L'étiquette indique 0,500 g de dichlore « actif ». On a donc un écart en pourcentage de :

$$\Delta\% = \frac{0,514 - 0,500}{0,500} = 2,8\%$$

Cela peut surprendre d'avoir un peu plus qu'annoncé, mais il faut bien comprendre que les solutions de chlorure et d'hypochlorite de sodium (appelée communément « eau de Javel ») ne sont pas stables : elles se décomposent spontanément en dichlore, et donc leur concentration n'est pas fixe. On peut donc suspecter que le fabricant vise une concentration légèrement supérieure lors de la fabrication, afin d'être sûr de son produit au bout de quelques semaines, lors de l'utilisation.

Exercices du chapitre 23 (suite)

23.5 N° 11 p. 355 – Encre sympathique

23.6 N° 14 p. 356 – Pile cuivre-plomb

23.7 N° 19 p. 358 – Pile nickel-zinc

23.8 N° 20 p. 358 – Batterie