

8. Aspects thermodynamiques et cinétiques de l'électrochimie

Notions et contenus	Capacités exigibles	CdE
8.1. Étude thermodynamique des réactions d'oxydo-réduction		
Relation entre enthalpie libre de réaction et potentiels des couples mis en jeu dans une réaction d'oxydo-réduction.	Citer et exploiter la relation entre l'enthalpie libre de réaction et les potentiels des couples mis en jeu dans une réaction d'oxydo-réduction.	
Relation entre enthalpie libre standard de réaction et potentiels standard des couples impliqués.	Déterminer l'enthalpie libre standard d'une réaction d'oxydo-réduction à partir des potentiels standard des couples. Déterminer la valeur du potentiel standard d'un couple d'oxydo-réduction à partir de données thermodynamiques.	CdE 2 : 31.6
8.3. Stockage et conversion d'énergie dans des dispositifs électrochimiques		
Conversion d'énergie chimique en énergie électrique : fonctionnement des piles. Transformations spontanées et réaction modélisant le fonctionnement d'une pile électrochimique.	Établir l'inégalité reliant la variation d'enthalpie libre et le travail électrique. Relier la tension à vide d'une pile et l'enthalpie libre de la réaction modélisant son fonctionnement. Déterminer la capacité électrique d'une pile.	CdE 2 : 30.1 ; 30.3 ; 31.1 à 31.5

Révisions de 1^{ère} année

4. Transformations chimiques en solution aqueuse

4.2 Réactions d'oxydo-réduction

Notions et contenus	Capacités exigibles	
Oxydants et réducteurs, réactions d'oxydo-réduction Nombre d'oxydation. Exemples d'oxydants et de réducteurs minéraux usuels : nom et formule des ions thiosulfate, permanganate, hypochlorite, du dichlore, du peroxyde d'hydrogène, du dioxygène, du dihydrogène, des métaux.	Lier la position d'un élément dans le tableau périodique et le caractère oxydant ou réducteur du corps simple correspondant. Prévoir les nombres d'oxydation extrêmes d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique. Identifier l'oxydant et le réducteur d'un couple. -----	
Pile, tension à vide, potentiel d'électrode, potentiel standard, formule de Nernst, électrodes de référence.	Décrire le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide ou à partir des potentiels d'électrode. Déterminer la capacité électrique d'une pile. Réaliser une pile et étudier son fonctionnement.	CdE 2: 30.1 ; 30.3 ; 31.1 à 31.5
Diagrammes de prédominance ou d'existence. Aspect thermodynamique des réactions d'oxydo-réduction.	Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires. Prévoir qualitativement ou quantitativement le caractère thermodynamiquement favorisé ou	

<p>Dismutation et médimutation.</p>	<p>défavorisé d'une réaction d'oxydo-réduction à partir des potentiels standard des couples.</p> <p>Mettre en œuvre une réaction d'oxydo-réduction pour réaliser une analyse quantitative en solution aqueuse.</p>	
<p>Diagramme potentiel-pH Principe de construction, lecture et utilisation d'un diagramme potentiel-pH.</p> <p>Diagramme potentiel-pH de l'eau.</p>	<p>Associer les différents domaines d'un diagramme potentiel-pH fourni à des espèces chimiques données. Déterminer, par le calcul, la valeur de la pente d'une frontière d'un diagramme potentiel-pH. Justifier la position d'une frontière verticale dans un diagramme potentiel-pH. Prévoir le caractère thermodynamiquement favorisé ou non d'une transformation par superposition de diagrammes potentiel-pH. Discuter de la stabilité des espèces dans l'eau. Prévoir une éventuelle dismutation ou médimutation en fonction du pH du milieu. Confronter les prévisions à des données expérimentales et interpréter d'éventuels écarts en termes cinétiques.</p> <p>Mettre en œuvre des réactions d'oxydo-réduction en s'appuyant sur l'utilisation d'un diagramme potentiel-pH.</p>	

Étude thermodynamique des réactions d'oxydo-réduction

$$\text{Capacité en Ah} = 1\text{ A} \cdot 3600\text{ s} = 3600\text{ C}$$

Pile LR06 (AA) lithium 3000 mAh 1,5 V

Accumulateur solaire 12 V 6,6 Ah plomb-gel

Batterie au plomb 12 V ; 90 Ah ; 720 A

Batterie Li-ion pour vélo électrique 36V 13,8Ah

Le prix Nobel de chimie 2019 a été attribué à l'Américain John B. Goodenough, à l'Anglais Stanley Whittingham et au Japonais Akira Yoshino.

Il récompense l'invention des batteries au lithium-ion. Les batteries au lithium-ion ont révolutionné nos vies et sont utilisées partout, des téléphones portables aux ordinateurs en passant par les voitures électriques

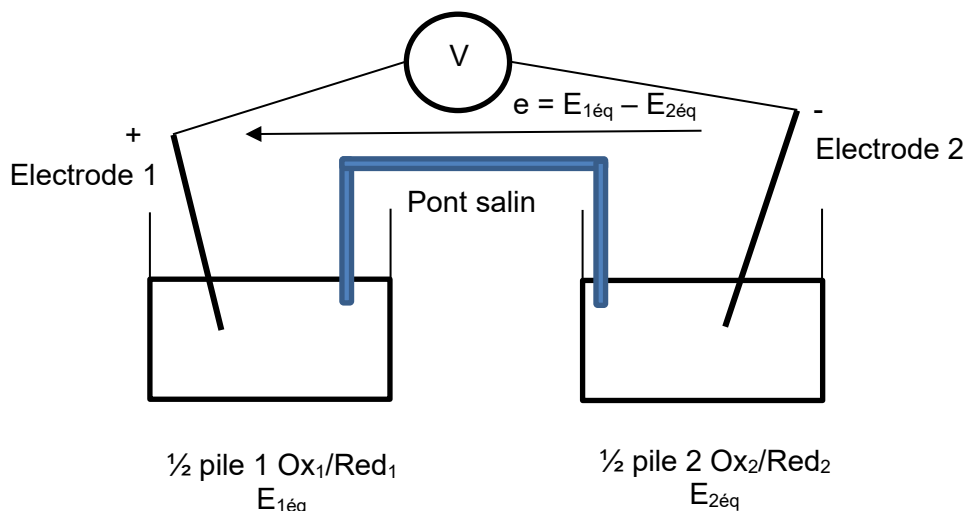


Batterie de smartphone Batterie rechargeable d'appareil photo Batterie de voiture au plomb

Une batterie est une pile rechargeable, elle est formée de deux $\frac{1}{2}$ piles.

La pile électrochimique

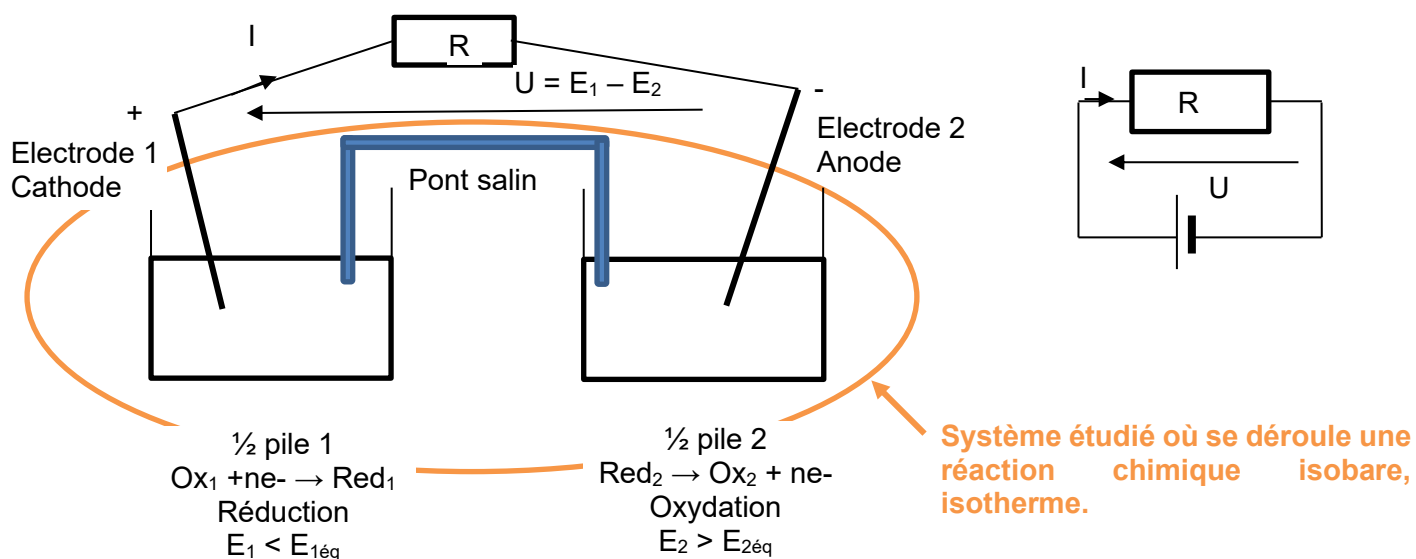
A vide :



L'impédance interne d'un voltmètre étant infinie, ici la pile ne débite pas. $I = 0$;
 $e = E_{1\text{eq}} - E_{2\text{eq}}$ est la tension à vide de la pile.

En décharge :

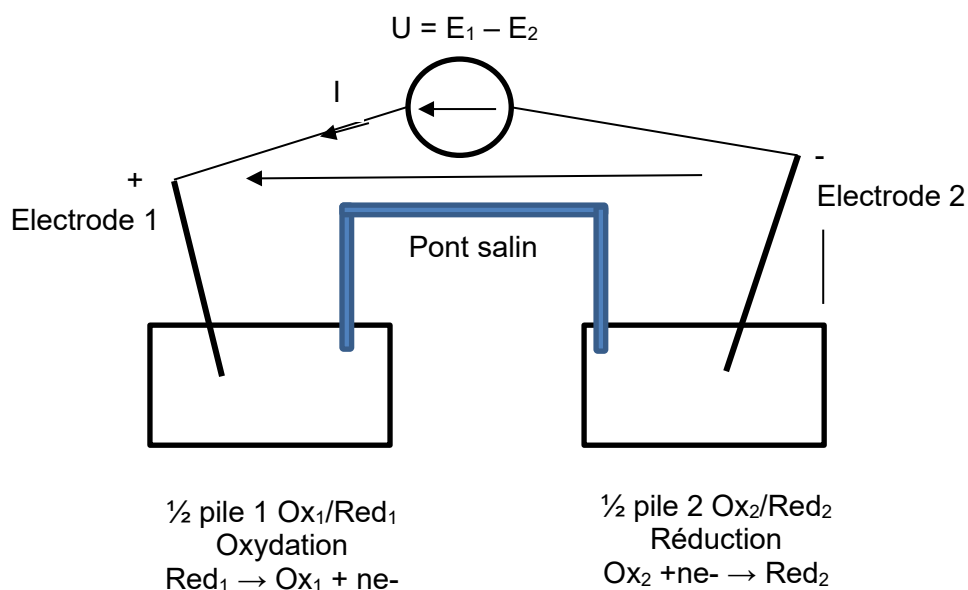
La pile débite réaction spontanée :



Bilan de la réaction : $Ox_1 + Red_2 \rightarrow Red_1 + Ox_2$

En recharge :

La pile se recharge réaction provoquée :



Conclusion : Une pile rechargeable a un fonctionnement réversible.

- I. Relation entre l'enthalpie libre de réaction et les potentiels des électrodes d'une pile :