

LC26 - Conversion réciproque d'énergie électrique en énergie chimique

Cléments (COLLÉAUX et DE LA SALLE)

18 juin 2020

Niveau : CPGE

Bibliographie

- ⚡ Un petit Porteu-de-Buchere à tout hasard...
- ⚡ Une Vidéo de la pile DANIELL
- ⚡ Une vidéo d'un type qui fabrique une pile VOLTA
- ⚡ *Électrochimie : concepts fondamentaux illustrés*, Lefrou
- ⚡ *Générateurs électrochimiques*, Mayé
- ⚡ *Chimie tout-en-un PSI*, Fosset : Chap. 8

Prérequis

- > Équations d'oxydo-réduction
- > Potentiel de Nernst et thermodynamique d'une réaction Ox-Red
- > Courbes i-E

Expériences

- 👤 Électrolyse du cuivre
- 👤 Accumulateur au plomb

Table des matières

Table des matières	1
1 Piles	3
1.1 Observations	3
1.2 Principe	3
1.2.1 Sens de la réaction	4
1.2.2 Charge d'une pile	5
1.2.3 Force électromotrice	6
1.2.4 Matériaux	7
2 Électrolyseurs	7
2.1 Principe	7
2.2 Tension à appliquer	7
2.3 Rendement faradique	8
2.4 Applications	9

3	Accumulateurs	9
3.1	Accumulateur de plomb	10
3.2	Accumulateur Lithium-ion	10
4	Questions	12
5	Remarques	16

Introduction

La dernière fois, nous avons parlé de réactions d'oxydo-réduction et étudié leur thermodynamique (potentiel de Nernst) ainsi que leur cinétique (courbes i-E). Nous allons à présent montrer comment ces réactions sont utilisées dans la vie de tous les jours et dans l'industrie.

Les premiers appareils à conversion électrique-chimique étaient les piles, avec l'apparition en 1800 de la pile Volta : $(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$ et $(\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2)$.

La gestion de l'énergie est un enjeu crucial pour le XXI^e siècle, et son stockage est un des enjeux majeurs actuels (en témoigne le dernier prix Nobel de 2019, qui récompense l'invention des batteries Lithium-ion). La conversion énergie électrique-chimique apporte donc des technologies essentielles au développement de la civilisation moderne.

Pour introduire la conversion on peut établir la relation entre W et $\Delta_r G$ en utilisant les deux principes.

1 Piles

1.1 Observations

La première application a été tout d'abord de créer de l'électricité à partir de piles électro-chimiques. Que sait-on d'une pile, et comment comprendre son fonctionnement ? Voici une liste d'observations que l'on peut faire dans la vie de tous les jours.

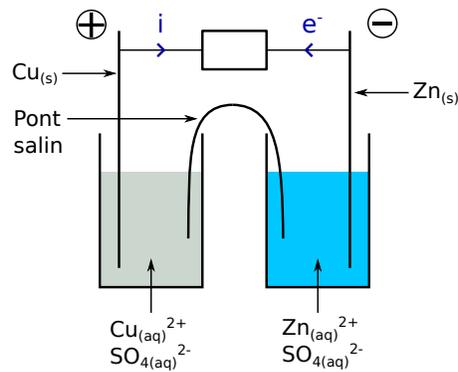
Propriétés

- Une pile est asymétrique : elle possède une borne \oplus et une borne \ominus . Le courant circulant du \oplus vers le \ominus (il ne faut pas brancher dans le mauvais sens, sinon l'appareil ne fonctionne pas).
- Une pile s'épuise : elle peut délivrer un certain courant pendant un temps fini. Une fois déchargée, elle devient inutilisable.
- Une pile classique (type AA ou AAA) s'utilise dans les petits appareils (télécommande, réveil...) mais n'alimente en aucun cas de l'électroménager.
- Une pile déchargée ne peut pas être jetée à la poubelle.

| *Tentons d'expliquer ces différentes caractéristiques grâce à ce qu'on sait des réactions d'oxydo-réduction*

1.2 Principe

On explique le principe d'une pile à travers l'exemple historique de la pile Daniell



Manip' : Pile Daniell

On présente une pile Daniell et on montre que ça produit bien de l'électricité en branchant par exemple une petite ampoule à ses bornes. En fait non faut pas rêver, la courant est clairement pas suffisant... Par contre, on peut montrer au voltmètre qu'on a une tension délivrée (égale à 1.08 V environ).

<https://youtu.be/dFdxfeuXPQ8>

On peut donner un peu de vocabulaire à tout ce petit monde :

Définition : Électrode

On appelle ainsi chaque compartiment {Plaquette métallique + Solution}

Définition : Électrolyte

C'est le nom qu'on donne à la solution dans laquelle sont plongées les plaques métalliques

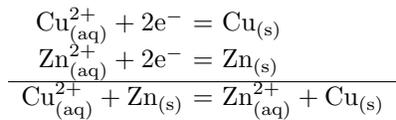
Définition : Anode et cathode

On appelle **anode**, l'électrode siège de l'oxydation. De même, la **cathode** est le siège de la réduction

Le pont salin, sert à faire circuler les ions pour que l'équilibre des charges soit toujours respecté (pas d'électrons!)

1.2.1 Sens de la réaction

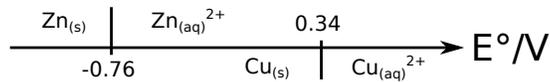
On peut écrire les demi-équations ainsi que l'équation de la pile :



On aurait pu écrire la réaction dans l'autre sens mais, comme on l'a vu la dernière fois, le sens favorisé thermodynamiquement est la réaction de l'oxydant le plus fort avec le réducteur le plus fort. Les domaines d'existence de $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ et $\text{Zn}_{(\text{s})}$ sont disjoints donc ils vont avoir tendance à réagir entre eux.

Données

- $E^\circ(\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Cu}_{(\text{s})}) = 0.34 \text{ V}$
- $E^\circ(\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Zn}_{(\text{s})}) = -0.76 \text{ V}$



On comprends alors déjà pourquoi une pile possède une borne \oplus et une borne \ominus : les électrons suivent le sens favorisé de la réaction. Ici les électrons vont de la plaque de Zinc (qui est alors oxydé donc c'est la cathode) vers la plaque de cuivre (anode).

1.2.2 Charge d'une pile

Définition : Charge d'une pile

Il s'agit de la charge (exprimée en C) totale que peut délivrer un pile.

De plus, lorsque la réaction a atteint son équilibre, les électrons ne peuvent plus passer d'une plaque à une autre. On a vu que la constante d'équilibre s'exprimait :

$$K^\circ = \exp\left(\frac{2\mathcal{F}}{RT} \left(E^\circ(\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Cu}_{(\text{s})}) - E^\circ(\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Zn}_{(\text{s})})\right)\right) = 9 \cdot 10^{36}$$

Or on définit cette constante comme

$$K^\circ = \frac{[\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}]_{eq}}{[\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}]_{eq}}$$

On comprends alors que la réaction puisse s'arrêter et que la pile ne fonctionne plus au bout d'un certain temps. On peut ainsi remonter à la charge totale de la pile en connaissant l'état initial.

OG

Pour un état initial où l'on a une concentration $c = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ initiale en $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$, on peut écrire que

$$K^\circ = \frac{x}{c-x} \implies x = \frac{K^\circ}{1+K^\circ} c \sim c$$

Donc la charge totale pour une pile de $V = 1 \text{ L}$ est

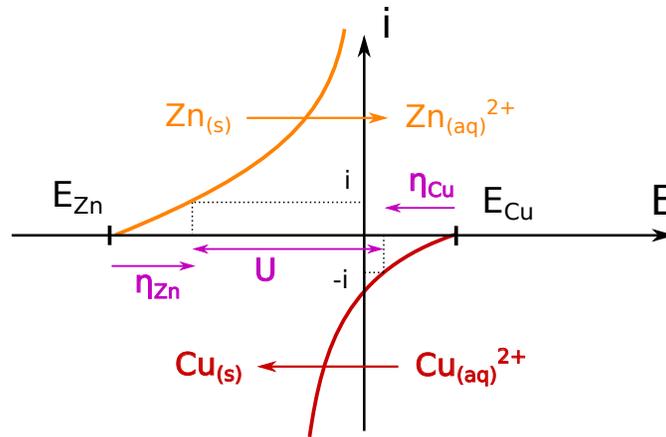
$$Q = 2FxV = 193 \text{ C} = 54 \text{ mAh}$$

1.2.3 Force électromotrice

Définition : Force électromotrice

Il s'agit de la tension que délivre une pile

Avec les courbes intensité-potentiel, on peut trouver la valeur de la tension aux bornes de la pile :



$$U = \underbrace{(E_{Cu} - E_{Zn})}_{\text{Terme thermodynamique}} - \underbrace{(\eta_{Zn} + \eta_{Cu})}_{\text{Terme cinétique}} - \underbrace{ri}_{\text{Chute ohmique}}$$

Où E_{Zn} et E_{Cu} sont les potentiels de Nernst associés aux couples. La chute ohmique provient de la nature même de l'électrolyte.

Ainsi on peut la tension maximale délivrée est $U = E_{Cu} - E_{Zn} \sim E_{Cu}^\circ - E_{Zn}^\circ \sim 1 \text{ V}$, on retrouve l'ordre de grandeur observé dans la vie courante. Ce qui explique qu'une telle pile soit incapable de faire fonctionner une grosse machine.

1.2.4 Matériaux

Enfin, notre dernière observation concernait l'aspect environnemental. On comprend mieux pourquoi les piles ne doivent pas être jetées à la poubelle : elle contiennent des métaux lourds, qui peuvent être toxiques ou très polluants et ne doivent donc ni être enfouies, ni brûlées.

De plus, ces métaux sont rares et leur quantité sur Terre est finie. D'où l'importance de les recycler. En amenant les piles usagées à leur point de vente, elle pourront être traitées, et les matériaux réutilisés (gouttières en zinc, couverts en acier inoxydable, tôles de voiture...)

Puisqu'il est possible de produire de l'électricité à partir de deux couples d'oxydo-réduction, n'est-il pas possible de faire le chemin inverse pour stocker de l'énergie ? Spoiler alert : c'est ce que tu fais quand tu recharges ton portable.

2 Électrolyseurs

2.1 Principe

Les réactions précédemment étudiées étaient les réactions favorisées thermodynamiquement. Maintenant, nous allons voir comment on peut les renverser et dans quels cas cette technique est utilisée.

Définition : Électrolyse

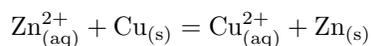
Méthode chimique qui permet de réaliser certaines réactions chimiques non favorisées en soumettant les espèces à un courant électrique.

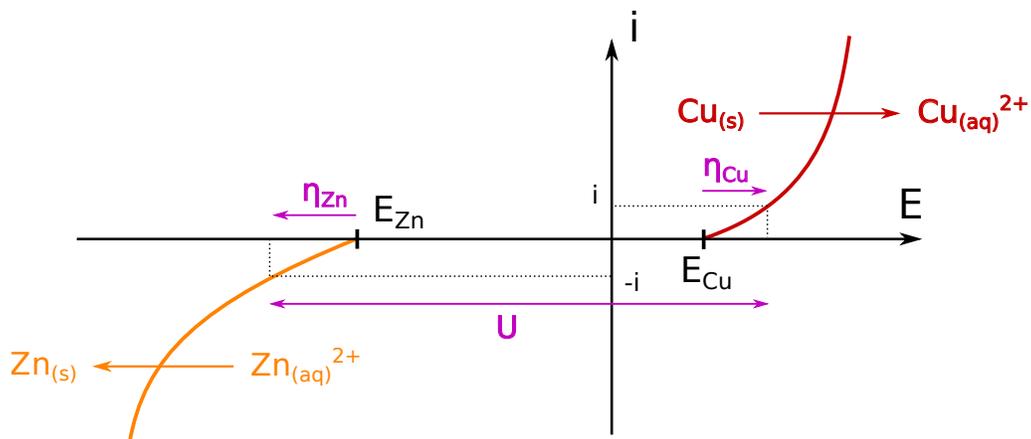
Remarque

Les électrodes sont inversées par rapport à la pile : la cathode devient l'anode et réciproquement

2.2 Tension à appliquer

Reprenons les mêmes couples que précédemment, mais inversion l'équation de réaction (cette nouvelle réaction ne présente pas d'intérêt particulier mais nous permettra de bien comprendre la situation).





$$U = E_{Cu} - E_{Zn} + \eta_{Cu} - \eta_{Zn} + ri$$

2.3 Rendement faradique

Puisque le but d'une électrolyse est de produire une espèce chimique, on peut évaluer son efficacité en mesurant la quantité produite. Pour définir un rendement, on doit comparer la cette quantité à une valeur...

Définition : Rendement faradique

Il s'agit de la charge qui a servie pour la réaction d'intérêt comparée à la charge effectivement consommée

$$\eta_{far} = \frac{Q_{reaction}}{Q_{tot}}$$

Expérience : Purification du cuivre

🔗 Porteu-de-Buchère, p.190

⌚ 3 minutes

Le but est de faire passer le cuivre d'une plaque impure vers une seconde plaque, afin de ne récupérer que du cuivre pur. On pèse la plaque qui se fait bouffer avant et après. On essaye de faire en sorte que le courant reste constant et on chronomètre l'expérience. Le rendement faradique est alors :

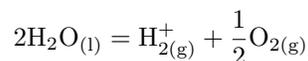
$$\eta_{far} = \frac{2\mathcal{F}\Delta m}{M_{Cu}i\Delta t}$$

2.4 Applications

À part pour purifier un matériaux, on peut trouver d'autres utilités aux électrolyses, notamment dans la production d'espèce chimique.

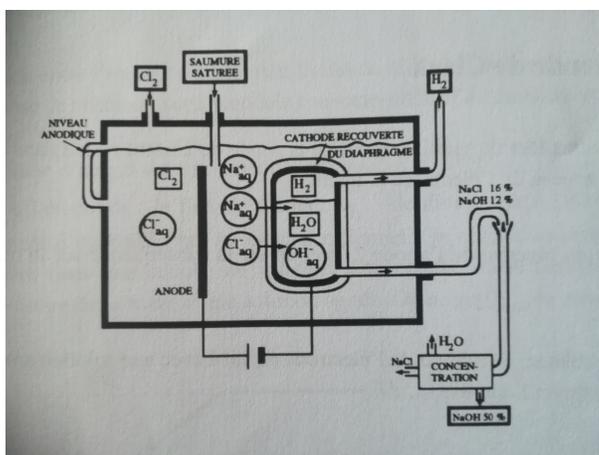
Production de dihydrogène

Il est une utilisation très utile des électrolyse, dans le domaine énergétique : il s'agit de l'électrolyse de l'eau.



C'est un procédé utile (mais peu utilisé) dans la production de dihydrogène. Il est peu utilisé en raison des forts courants nécessaires à faire passer pour activer la réaction.

Production de dichlore et de soude

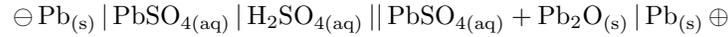


Tout ça c'est bien gentil, mais comment ça se fait que mon portable je peux le recharger à l'infini ? On est capable de faire des piles qui se rechargent donc on exploite dans une technologie les deux sens de réaction !

3 Accumulateurs

Bon bah voilà, on a compris qu'une pile pouvait délivrer un certain courant en faisant réagir deux espèces ox-red. De plus on a vu qu'on pouvait forcer la réaction dans le sens opposé à l'aide d'un courant... On peut donc faire faire des cycles à notre pile et ainsi l'utiliser comme accumulateur rechargeable !

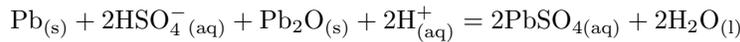
3.1 Accumulateur de plomb



Le principe de la première charge est de créer une couche de PbO_2 sur une des deux électrodes (par électrolyse). Une fois que cela est fait, on peut enclencher les cycles de charge / décharge. Les couples mis en jeu pour le fonctionnement amorcé sont les suivants :

- $\text{Pb}_{(s)}/\text{PbSO}_{4(aq)}$
- $\text{PbSO}_{4(aq)}/\text{Pb}_2\text{O}_{(s)}$

Et la réaction de fonctionnement est :



Avantages

- Elle présente un fort pic d'intensité, ce qui en fait une pile de choix dans les moteurs de voiture ou dans le ferroviaire
- Elle est insensible à l'effet de mémoire, c'est-à-dire qu'on peut la recharger avant la décharge totale, sans craindre d'abimer la batterie

Inconvénients

- Elle a finalement une très faible énergie massique... Il faut beaucoup de masse pour produire une tension souhaitée.
- Les composants sont rares et polluants.
- À chaque cycle de charge et de décharge, une partie de l'énergie est perdue dans les effets de surtension et de chute ohmique

Comme on l'a vu dans les parties précédentes, à chaque charge ou décharge, les effets de surtension donnent lieu à des pertes énergétiques (dans un sens comme dans l'autre). On va évaluer ces pertes.

Expérience : Accumulateur de plomb

🔗 Porteu-de-Buchère, p.195

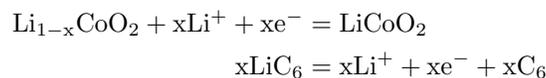
⌚ 5 min

Le but est de calculer le rendement énergétique d'un cycle. On relève la tension et le courant pendant la charge (jusqu'à apparition de bulles!) ainsi que le temps de charge. Le produit de ces trois valeurs nous donne l'énergie de charge E_{charge} . Pour la décharge, on branche l'accumulateur sur une résistance R (de l'ordre de quelques Ohms) et on acquiert sur LatisPro la tension U aux bornes de R . On trace alors U^2/R en fonction du temps (jusqu'à ce que la tension chute) et on intègre. La valeur finale nous donne l'énergie de décharge $E_{decharge}$. On accède alors simplement au rendement

$$\eta = \frac{E_{decharge}}{E_{charge}}$$

3.2 Accumulateur Lithium-ion

Cette fois-ci, le phénomène est un peu plus complexe : ce sont les ions Li^+ en plus des électrons qui sont à l'origine du transport de charges :



Les sens donnés sont ceux de la décharge. On remarque que les ions Li^+ font donc la navette entre les deux électrodes.

Avantages

- Cet accumulateur fournit beaucoup d'énergie pour peu de masse... Cela en fait donc un candidat idéal pour tout les appareils électroniques à miniaturiser (téléphones portables par exemple).
- Elle est également insensible à l'effet de mémoire.
- Elle a une faible auto-décharge

Inconvénients

- Une batterie trop déchargée peut être altérée
- Elle peut présenter des dangers notamment lorsqu'elle sont mises en court-circuit (par exemple si le téléphone subit un choc), où elle peuvent exploser...

Conclusion

Blablabla, c'est cool l'électricité ça fait de l'énergie surtout que son stockage est aujourd'hui l'un des enjeux les plus majeurs. En effet, les énergies dites renouvelables (éolien, solaire...) sont pour la plupart **intermittentes**, c'est-à-dire qu'elles produisent de l'énergie indépendamment de la demande : Si pendant les heures creuses, un surplus énergétique est créé, il faut l'exporter ou le perdre (sachant que l'exportation est également énergivore...); mais surtout, si pendant les heures pleines, on ne produit pas assez (météo ...), il faut combler le manque avec d'autres sources énergétiques. Les autres productions énergétiques comme le nucléaire ou le charbon sont dites **pilotables**, on peut ajuster la production en direct, en fonction de ce dont on a besoin.

Ainsi, il est encore aujourd'hui malheureusement très difficile de se passer de ces sources non-renouvelables, tant qu'on n'est pas capable de stocker de l'énergie.

Le stockage de l'énergie sous forme chimique a déjà été très utile et pourrait encore nous apporter des solutions dans les années à venir, comme par exemple dans l'utilisation de condensateurs électrochimiques (capacité beaucoup plus faible mais intensité bien plus élevée!)

4 Questions

- ★ Pile Daniell, dans la fem y a la somme des surtensions dont l'une était négative, une surtension ça peut être négative ?

Chacune est définie algébriquement mais les deux nous embêtent. Dans le calcul mené c'était U la tension max

- ★ Pour la pile Daniell, 54 mAh c'est beaucoup ?

Pour l'accumulateur, on a à peu près 4 x plus. Mais ça suffit quand même pas pour le démarrage d'une voiture, on utilise des piles en série pour agmenetr la tension. Les accumulateurs sont utilisés pour leur pic de tension donc pas grave si ils peuvent pas

- ★ Pour une pile AR3 elle débute quoi ?

Tension de 1.5 V et intensité de 100 mA

- ★ Facteurs qui tendent à changer la tension aux bornes de la pile ?

Mauvais contacts, nature de la jonction (pont salin, jonction poreuse...)

- ★ Charge d'une batterie de portable ?

Courants relativement faibles par rapport à l'accumulateur, peut-être du 100 mA, pendant 10h, donc 100 mA/h

- ★ Influence de la surface des électrodes ?

On trace plutôt des courbes (j,E), la taille de la surface va étirer les courbes

- ★ Pourquoi on a pas un rendement faradique de 1 ?

D'autres espèces vont capter des électrons (plaques impures qui peuvent contenir du cuivre qui va réagir) ou d'autres réaction (électrolyse de l'eau)

- ★ Du coup qu'est-ce qui est pire, les surtensions ou les autres ?

- ★ Dans (i,E) est-ce que c'est exactement la tension calculée ?

Y a la chute ohmique qui n'est pas présente

- ★ Y a des approximations dans les courbes présentées ?

Si on se place près, on a des exponentielles et sinon y a des plateaux de diffusion

- ★ Formule pour ?

Butler et Volmer

- ★ Comment choisir E et i pour l'électrolyse ?

Il faut $E > \Delta E$ et le courant a été choisi pour que l'exp soit réalisable en temps voulu. Contrôler le courant c'est plus sûr.

- ★ Dans la pile Daniell, quelle concentration ?

Elle intervient dans la formule du rendement faradique, du 10^{-3}

- ★ Une question sur $c_0 - x = 0$

- ★ Pourquoi le milieu acide pour l'accumulateur ?

Balek, il faut juste amener des ions sulfate et l'acide sulfurique c'est cool pour ça. En fait, avoir H^+ peut aider lors des premières charges quand on a pas de $PbSO_4$

- ★ Piles rechargeables, NiMH ?

Ni pour Nickel, M pour métal, H pour hydrure donc milieu basique

- ★ M pour métal et H pour hydrure

Si on cherche les couples, la forme solide Ni peut être le réducteur

- ★ Du coup pile plus en milieu acide ?

Non hydrure c'est basique

- ★ Accumulateur lithium ion quelle est la réaction ?

cf plus haut

- ★ Comment est formée une pile alcaline ?

Pile saline, pas de solution aqueuse, couples Mn et Zn, Mn est oxydant (no +VII dans MnO_4^-)

- ★ Electrolyte dans la pile saline ?

Acide sulfurique dans la saline et pour les alcalines, des alcalins basiques, gel de potasse

- ★ Par rapport au programme ?

PC deuxième année

- ★ Il faut regarder le programme ! Vous l'auriez mise où cette leçon ?

- ★ En TP vous faites quoi ?

La purification du Cuivre ça marche bien, on peut allumer des lampes ou des ventilos pour montrer la décharge d'énergie. On peut aussi faire les piles de concentration mais pas l'accumulateur, trop dur

- ★ Pourquoi la masse de cuivre perdue est aussi faible ?

La balance pue pour la masse initiale et on a pas attendu super longtemps ? On aurait pu la peser juste avant de la mettre en solution. Après 5 minutes on avait 70% de rendement.

- ★ Que pensez vous des 0.3 mg de différence de masse ?

C'est pas possible, surement une erreur due à la balance. Il faut bien faire gaffe à la balance, elle est super précise faut faire gaffe à pas bouger la paillasse avant.

- ★ Selon vous quelle est la notion la plus difficile de cette leçon ?

Rendement faradique, pas de schéma ou d'expérience possible, c'est avec les mains. Le cycle précis des charges, décharges de l'accumulateur au Pb est relou. Dans les premières charges il faut d'abord d'abord créer toutes les espèces dont on a besoin.

- ★ Les lampes ?

C'était pour

- ★ Pourquoi H₂SO₄ ?

Pas suivi ..

- ★ Sortie pour aller visiter une centrale, des parents refusent que leur enfant aille à cette visite.

Je serai pas forcé à amener les élèves donc prévoir quelque chose à côté pour cet enfant. Et si c'est pas possible, discuter avec les parents et le professeur principal et leur expliquer que si y a une sortie c'est pas pour les merles et qu'elle a pour but de connaître scientifiquement comment marche une centrale. Si c'est l'enfant qui m'en parle ok mais c'est moi qui irait vers les parents

- ★ Tout seul avec les parents ?

Au moins l'élève ! Je pense que c'est plus simple de pas avoir de collègues pour pas faire pression

- ★ Quelle stratégie devant les parents ?

Vérifier les faits et expliquer aux parents anti-nucléaires que le but de la sortie n'est pas pour laver le cerveau de leurs enfants mais juste de voir les faits juste scientifiques pour se faire une vraie idée.

- ★ On regarde quelle fonction d'état vu qu'on a pris en compte edq ?

Du coup c'est pas G vu que y a q en variable. Mais dq ça vient de ξ et ça ça passe

- ★ Quelle est la bonne fonction d'état pour décrire le système ?

$$\tilde{G} = G + n\mathcal{F}e$$

- ★ Retour sur les courbes iE

Zn donne Zn^{2+} y a pas de palier de diffusion et faire gaffe à $E(i=0) \neq E^\circ$, y a potentiellement le couple H/H_2

- ★ Minimiser la résistance interne de la pile, si on met tout dans le même bécher, on diminue la résistance mais on a plus une pile. Pourquoi ?

Réaction directe dans la solution, on récupère pas les électrons donc pas d'énergie récupérée, le pont salin sert juste à fermer électriquement le circuit

- ★ On ne cherche pas à avoir la résistance interne la plus petite possible sinon on récupère rien en sortie

- ★ On peut voir la résistance interne sur les courbes iE ?

Y a une composante qui est dans les surtension mais l'effet Joule non!

- ★ Différence entre les deux manières d'avoir du cuivre, oxyde de cuivre d'un côté ou alors électrolyse sur un minerai

Mettre en solution, virer les ions chiants et l'électrolyse

- ★ Autres métaux obtenus par électrolyse?

Zinc

- ★ Pourquoi on utilise le Plomb alors que c'est toxique?

Forte intensité! Mais c'est lourd..

- ★ Comment faire pour créer un accumulateur idéal?

Éléments légers donc haut du tableau (Lithium), les potentiels standards pour avoir une tension à vide énorme! Avec un très grand nombre d'électrons échangés

- ★ Moment dangereux dans l'électrolyse?

Le début parce qu'on a une intensité plus grande

- ★ Et à la fin?

Il faut pas continuer à charger si le système est déjà chargé! Si on travaille à i/E fixé, à la charge il y a un saut de E/i

- ★ Pourquoi une batterie peut exploser?

Lithium très réactif avec l'eau donc un trou qui met en contact

- ★ Oui et? C'est possible sans trouer

Réaction de court-circuit!

- ★ Valeurs de la république : que dire à un élève qui vous dit que y a rupture d'égalité à cause du covid et du bac sur les notes?

Une épreuve unique c'est pas plus égalitaire que du contrôle continu (genre tomber le jour de l'épreuve sur un DM)

- ★ Chute ohmique prépondérante et c'est sur elle que l'on peut jouer (on change les surtensions en changeant la composition du système)

5 Remarques

- Il faut rester neutre pour la question sur le nucléaire, on parle juste de la sortie! Les centrales insistent aussi lors des visites sur la pollution générée (vapeur d'eau, rejet d'eau chaude dans le Rhône).
- Y aller avec le professeur principal pour être en 2v2 comme en botlane et le PP il fait autorité.
- Si il est mineur, si les parents refusent qu'il y aille, l'enfant y va pas!
- REGARDEZ LE PROGRAMME, pas de PC. Section 9. Il faut utiliser $\Delta_r G^0$, la tension de seuil, ET en PSI : rendement faradique et dépôt électrolytique
- Notion la plus dure, effectivement rendement faradique et chute ohmique, PROGRAMMAAAAAAAAAAMME
- Il manquait de la théorie, tension de seuil, tension à vide
- Le plan est bon
- Les manips y en a une qu'a foiré (l'anode soluble), ne pas hésiter à utiliser les valeurs obtenues en préparation
- Beaucoup écrit de demi-équations mais pas (ou peu) d'équations bilans notamment pour faire apparaître l'apparition d'un bilan
- Bien la notion du prix Nobel en intro mais il faut prendre le temps de faire une conclu propre
- LR3, environ 1 000 Ah, LR6 2 000 Ah
- Pile saline 1940 (milieu acide) et alcaline (milieu basique) , anode Zn, cathode Graphite et MnO2/MnO2H, pile alcaline gel de potasse en électrolyte, pile saline amidon en électrolyte
- askip tu maitrisais bien LatisPro!
- Avoir des valeurs pour comparer des OdG
- Excellent l'orthographe "solution dans laquelle plongeØ les électrodeØ"
- TOUJOURS REGARDER LE PROGRAMME
- LE PROGRAMME TOUJOURS LE PROGRAMME
- POUR AVOIR UN PLAN IL FAUT SUIVRE LE PROGRAMME
- Je vous ai déjà parlé du programme?
- La petite question sur le programme... Tu voudrais pas décevoir l'Inspecteur Général quand même?