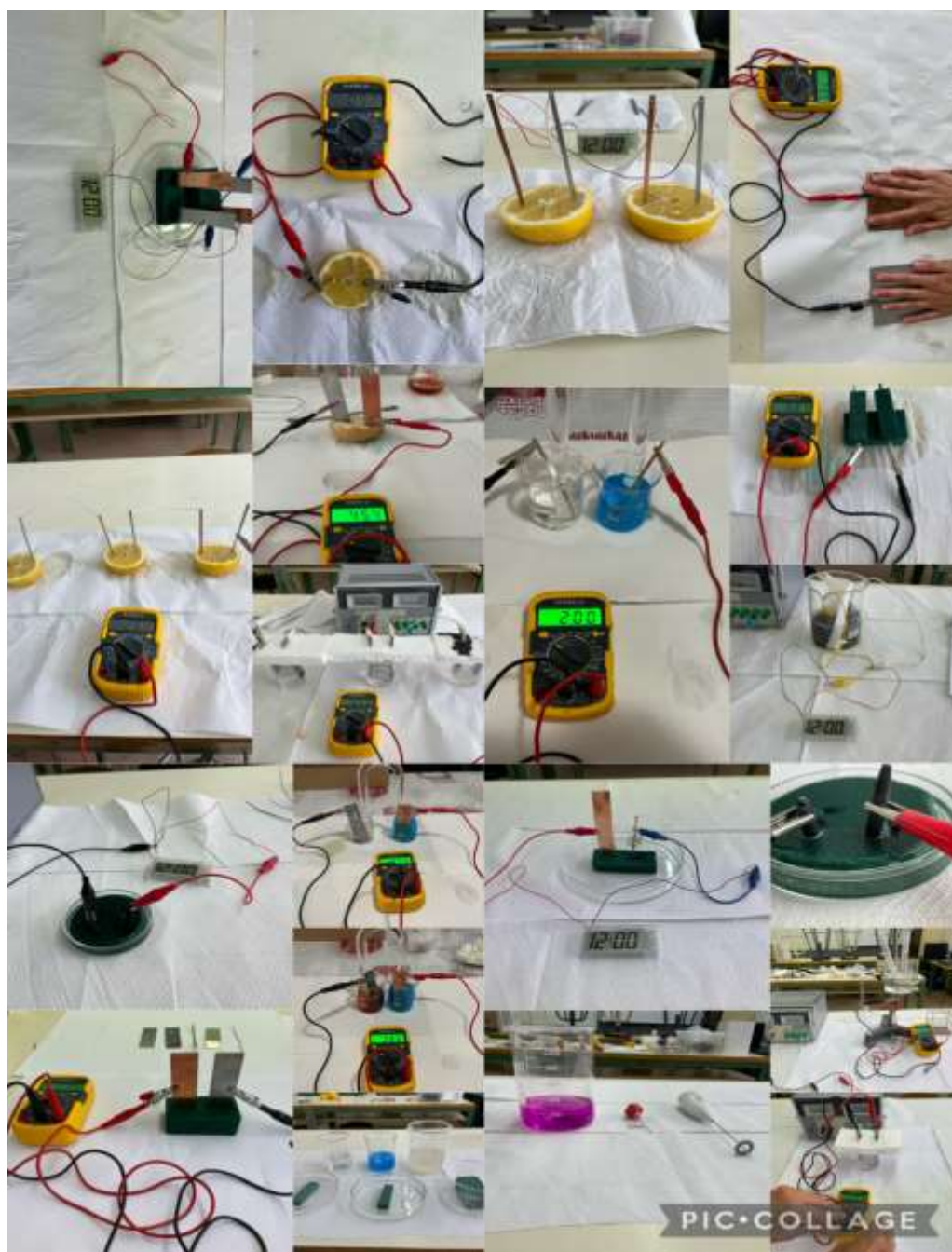


POSA'T LES PILES!



Luis Alex Zanfirescu

2n Batxillerat A

Sonia Pérez

2021-2022

*dedico aquest treball a la meva tutora,
per l'ajuda que m'ha donat.*

RESUM

Aquest treball mostra un profund estudi sobre piles, en el qual es faran diverses piles casolanes senzilles i s'intentarà fer funcionar diferents aparells electrònics mitjançant aquestes. A més, farem una diferència entre les piles primàries i secundàries.

Paraules claus: piles, dispositius electrònics, reaccions redox, elèctrodes, electròlits, piles recarregables

ABSTRACT

This study shows an exhaustive on batteries, in which it will be make diverse piles homemade and will try to function different electronic devices through these. In addition, there will be do differences between the primary and secondary batteries.

Keywords: batteries, electronic devices, redox reactions, electrodes, electrolytes, rechargeable batteries.

Introducció	5
Capítol 1. Reaccions Redox	
1.1. Reaccions d'oxidació-reducció	7
1.1.1. Ferro a l'interior d'una dissolució de CuSO_4	7
1.1.2. Conceptes claus de les reaccions redox	8
1.2. Com s'igualen les reaccions redox ?	10
1.2.1. Reaccions redox amb llaminadures	10
1.2.2. Mètode ió-electró	12
Capítol 2. Piles electroquímiques	
2.1. Les primeres piles	14
2.2. Construcció de piles casolanes	14
2.2.1. Experiència de Galvani. La "pila humana"	14
2.2.2. La "pila-llimona" de coure i zinc	16
2.2.3. Pila amb magnesi	19
2.2.4. La pila alumini-aire	21
2.2.5. Bateria amb monedes	25
2.3. La pila Daniell	27
2.3.1. Determinació de la FEM de piles electroquímiques	27
2.3.2. Variacions entorn la pila Daniell	33
2.4. La sèrie electromotriu dels metalls	36
2.4.1. La sèrie electromotriu dels metalls emprant la patata com a pont salí	36
2.4.2. La sèrie electromotriu dels metalls amb KNO_3 en esponja floral	39
2.5. Les piles d'avui dia	41
Capítol 3. Piles recarregables	
3.1. Electròlisi de l'aigua	43
3.2. La pila de combustible	46
3.2.1. Una pila de combustible amb fregalls d'acer inoxidable	47
3.2.2. Una pila de combustible amb esponja floral	50
3.3. La pila de plom i la bateria de plom	52
3.3.1. La pila de plom	52
3.3.2. La bateria de plom	56
3.4. La pila d'hidrogen versus l'acumulador de plom	58

Conclusions.....	60
Bibliografia.....	66

Posa't les piles!; així és com he anomenat el meu treball de recerca, com bé podem veure en el títol, ja que faig un estudi sobre les piles i bateries.

La meva elecció ha estat aquesta perquè sempre m'he preguntat sobre el funcionament de les piles i, de manera senzilla, volia construir-ne una. Trobo molt interessant que puguem fer piles molt fàcilment, amb materials casolans i aliments. Qui diria que d'una patata podem fer una pila. També, és molt important entendre que succeeix dins d'una pila; és a dir, conèixer totes les reaccions redox que es produeixen.

Hem de tenir present la importància que té el descobriment de les piles. Què comportaria un món sense piles? Sense piles, no podríem fer anar cap dispositiu electrònic sense connectar-lo al corrent ni existirien les bateries dels cotxes, mòbils, ordinadors i molts més dispositius que requereixen piles secundàries. Per tant, les piles tenen un paper molt rellevant al nostre dia a dia.

No obstant això, la pila recarregable ha sigut un gran descobriment. Sense l'invent d'aquesta, les piles només funcionarien fins que el procés d'oxidació-reducció es realitzés per complet i provocaria el final del funcionament de la pila. Gràcies a les piles recarregables, podem endollar-les al corrent i un cop està el procés de càrrega completat fer-les servir de nou.

És possible fer anar petits dispositius electrònics amb una pila construïda amb material fàcil i assequible? Veurem si és així. Des del meu punt de vista i amb els coneixements que he adquirit fins el dia d'avui, pot resultar una experiència difícil i, alhora, enriquidora, tot i això estic gairebé segur que és possible.

Per aconseguir la nostra finalitat principal, fer anar aparells electrònics amb piles casolanes, ens hem plantejat els següents objectius:

- ✓ Entendre que són les reaccions redox i ser capaç de detallar les reaccions que intervenen perquè una pila funcioni.
- ✓ Conèixer l'origen de les piles i qui van ser Galvani i Volta.
- ✓ Construir piles casolanes usant diferents elèctrodes i electrolits.
- ✓ Diferenciar correctament la fem respecte al voltatge útil d'una pila.
- ✓ Fer la pila Daniell i les seves variants i, conèixer les característiques d'aquestes piles.
- ✓ Fer anar diferents dispositius amb les piles construïdes.
- ✓ Calcular els potencials teòrics de cada pila i comparar-los amb els valors obtinguts.
- ✓ Diferenciar la pila electroquímica amb la cel·la electrolítica.
- ✓ Construir piles secundàries, és a dir, piles recarregables.
- ✓ Entendre els processos de càrrega i descàrrega que es produeixen en les piles secundàries.

La memòria que el lector passarà a llegir està dividida en tres capítols i unes conclusions.

En el capítol 1 parlarem sobre les reaccions redox, explicant el que són i saber ajustar-les.

En el capítol 2, experimentarem amb les piles electroquímiques, on detallarem la construcció d'algunes usant diferents elèctrodes i electròlits. També parlarem des de la primera pila existent fins a les piles d'avui en dia.

Per últim, en el capítol 3, presentarem les piles secundàries (bateries), descrivint-les i comparant-les amb les anteriors (piles primàries).

Al llarg de la memòria, fem referència a uns vídeos que el lector podrà veure consultant aquest link

<https://drive.google.com/drive/folders/1JXSQi-HUxuZwrQHUKRt4XUckHmZdyGiM?usp=sharing>

En aquest trobarà tres carpetes, Capítol 1, Capítol 2 i Capítol 3, en cada carpeta hi ha els vídeos esmentats en cadascun dels capítols.

Les piles són ginyes, en què a partir d'una reacció química d'oxidació-reducció espontània, o bé, abreujadament, reaccions redox, s'obté un corrent elèctric. En aquest capítol expliquem que és una reacció redox, com s'igualen aquest tipus de reaccions i com s'identifica quina espècie química actua com a oxidant i quina espècie com a reductor.

1.1. Reaccions d'oxidació-reducció

La combustió de moltes substàncies, l'oxidació de metalls a l'aire, l'obtenció de metalls i no-metalls a partir dels seus minerals, la producció d'energia elèctrica en les piles (vegeu capítol 2), els processos electrolítics (com veurem en el capítol 3), són, entre d'altres, algunes reaccions d'oxidació-reducció.

1.1.1. Ferro (no galvanitzat) a l'interior d'una solució de sulfat de coure(II)

Material: Dissolució 1 M de sulfat de coure(II), CuSO_4 , un clau d'acer inoxidable i un vas de precipitats de 100 mL.



Figura 1.1. La imatge mostra el material necessari per dur a terme la reacció redox.

Procediment: En primer lloc, hem de preparar la dissolució de sulfat de coure (II) 1 M. Com que aquesta dissolució la vam preparar per realitzar primer l'experiència descrita en l'apartat 2.3.1, és en aquest subapartat on expliquem com es va preparar aquesta solució.

Un cop preparada la dissolució de CuSO_4 , col·loquem 30 mL d'aquesta solució en un vas de precipitats i, introduïm el clau de ferro. Al cap d'una estona (5 minuts) traiem el clau.

Resultats: En la figura 1.2 dreta mostrem com era al principi el clau i com ha quedat després de submergir-lo en la dissolució de CuSO_4 . És fàcil comprovar que en el clau s'ha dipositat coure metàl·lic de color vermell, mentre que es dissol una mica de ferro. Aquests dos fets s'interpreten admetent que s'han produït les reaccions següents:



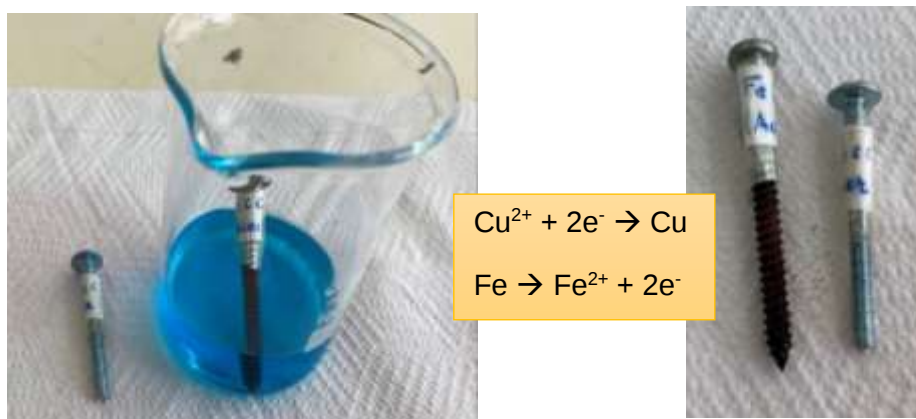
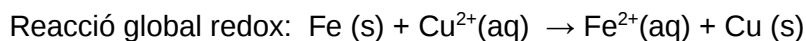


Figura 1.2. Esquerra: Clau d'acer submergit en CuSO_4 (aq) Dreta: Resultat de treure el clau de ferro un cop que ha passat 5 minuts.

1.1.2. Conceptes claus de les reaccions redox

En un principi, els químics van aplicar els termes oxidació i reducció d'una forma limitada. L'oxidació és el procés en el qual un element es combina amb l'oxigen o un compost augmenta el seu contingut en oxigen. En canvi, la reducció és la reacció en la qual un compost perd oxigen o un element es combina amb l'hidrogen.

Actualment, els conceptes d'oxidació i reducció no es limiten a la disminució o a l'augment del contingut d'oxigen, sinó que són processos en què té lloc una **transferència d'electrons**.

L'**oxidació** és el procés en què una espècie química (àtom, molècula o ió) perd electrons. En l'exemple de l'apartat anterior, el ferro s'oxida perquè perd 2 electrons. El ferro rep el nom de **reductor** perquè, en cedir electrons i oxidar-se, provoca la reducció del coure metàl·lic.

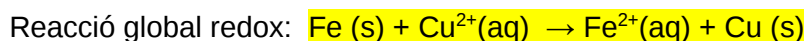


D'altra banda, la **reducció** és el procés en què una espècie química guanya electrons. Els dos electrons cedits pel ferro els reben els àtoms de coure i aquest es redueix a Cu^{2+} . El coure metàl·lic s'anomena **oxidant** perquè, en rebre electrons i reduir-se, provoca l'oxidació del ferro.

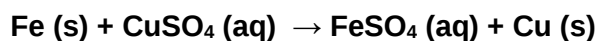


El nombre d'electrons cedits pel reductor és igual al nombre d'electrons rebuts per l'oxidant.

La reacció global és la suma de les dues semireaccions:



I després s'escriu l'equació en forma molecular si es coneixen les substàncies inicials completes.



Recalquem, l'oxidant és l'espècie química que es redueix i n'oxida a un altre, en canvi, el reductor és l'espècie química que s'oxida i en redueix un altre.

A vegades no és fàcil identificar quina espècie química s'oxida (perd electrons) i quina es redueix (guanya electrons), per aquest motiu s'adopta un criteri més clar que permet identificar més fàcilment les reaccions d'oxidació-reducció.

Les reaccions d'oxidació-reducció, o reaccions redox, són els processos en els quals es produeix alguna variació en el nombre d'oxidació de les espècies, i aquesta variació és la conseqüència de la transferència d'electrons.

Recordem que el nombre d'oxidació o estat d'oxidació d'un element en un compost és la càrrega que tindria aquest element si tot el compost estigués format per ions positius i negatius.

Així, tenim que:

- Els elements lliures tenen estat d'oxidació 0.
- Els ions monoatòmics, el seu estat d'oxidació coincideix amb la càrrega de l'ió.
- Hidrogen:
 - En la major part dels compostos +1
 - En els hidrurs metàl·lics -1
- Oxigen:
 - En la major part dels compostos -2
 - En els peròxids -1

La suma algebraica dels nombres d'oxidació de tots elements ha de ser 0, en un compost neutre i en el cas d'un ió poliatòmic, la càrrega de l'ió.

Per exemple:

Hidròxid de sodi, NaOH, el sodi té estat d'oxidació +1, l'oxigen -2 i l'hidrogen +1, si sumem els estats d'oxidació de tots elements presents en el compost, el resultat és zero. En canvi, en l'ió sulfat, SO_4^{2-} , l'oxigen té de nombre d'oxidació -2 i el sofre +6, si sumem els estats d'oxidació el resultat, coincideix amb la càrrega de l'ió, $+6 + 4 \cdot (-2) = -2$.

En l'exemple de l'apartat 1.1.1, el ferro varia el seu nombre d'oxidació de 0 a +2. Cada àtom de ferro ha perdut 2 electrons, per la qual cosa diem que el ferro és el reductor i que s'ha oxidat. En canvi, el nombre d'oxidació de l'ió Cu^{2+} , varia de +2 a 0. Cada ió coure(II) guanya 2 electrons, per la qual cosa diem que l'ió coure(II) és l'oxidant i que s'ha reduït.

Així tenim:

· **Semireacció d'oxidació** és el procés en què un element augmenta el nombre d'oxidació, la qual cosa equival a la pèrdua d'electrons.

· **Semireacció de reducció** és el procés en què un element disminueix el nombre d'oxidació, la qual cosa equival a un guany d'electrons.

Com veure més endavant, el caràcter oxidant i el caràcter reductor són relatius. Així, una substància que en una determinada reacció actua com a oxidant pot actuar com a reductor en una altra, segons la substància amb la qual reacciona.

1.2. Com s'igualen les equacions d'oxidació-reducció

La reacció anterior que s'ha posat com a exemple, resulta fàcil d'igualar, però al llarg de la memòria d'aquest treball fem reaccions electroquímiques on la igualació no és tan senzilla i cal efectuar un doble balanç: un balanç de masses i un balanç de càrregues. Per tal de dur a terme aquest doble balanç és útil el mètode de l'ió-electró.

Us expliquem aquest mètode a partir d'un experiment que hem realitzat amb una dissolució de permanganat de potassi en medi bàsic i la glucosa d'una llaunadura, com el xupa-xup.

1.2.1. Reaccions redox amb llaunadures

Material: xupa-xup, agitador elèctric de mà, proveta, espàtula, permanganat de potassi (KMnO_4), lleties d'hidròxid, NaOH , aigua, vareta de vidre i cinta adhesiva.



Figura 1.3. Material de la reacció redox amb llaunadures.

Procediment: Per començar, en un vas de precipitats de 500 mL s'introdueixen 250 mL d'aigua (mesurats amb una proveta) i 4 lleties de NaOH amb l'ajuda de l'espàtula. Agitem amb la vareta de vidre fins que l'hidròxid de sodi es dissolgui completament.

Tot seguit, s'afegeix una punta d'espàtula de permanganat de potassi (amb una miqueta ja és suficient, ja que si s'afegeix molt, el color de la dissolució queda massa fosc per veure bé els canvis de colors).

Amb l'ajuda de cinta adhesiva, enganxem el xupa-xup (sense l'embolcall) a l'agitador elèctric. Finalment, introduïm la laminadura a l'interior de la solució preparada i encenem l'agitador per començar a barrejar.

Resultats: A mesura que el xupa-xup es va dissolent, la glucosa reacciona amb els ions permanganat (MnO_4^-) presents en la solució, i observem una sèrie de canvis de color, la qual cosa ens indica que s'estan produint unes reaccions químiques.

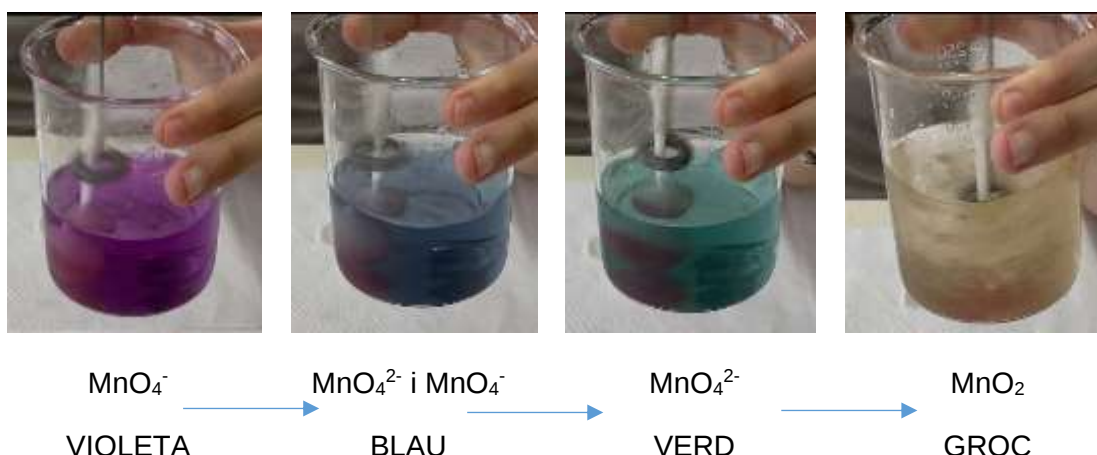


Figura 1.4. Diferents fases que té la reacció redox.

Explicuem quines són les reaccions que s'estan produint a l'interior del vas de precipitats. En aquest experiment l'agent reductor és la glucosa del xupa-xup. La glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) és un compost orgànic que en la seva estructura conté un grup aldehyd i grups alcohols. Quan la glucosa s'afegeix a la solució que conté ions hidròxid (OH^-) hi ha una varietat de semireaccions d'oxidació, entre les quals la principal és que el grup aldehyd de la glucosa cedeix electrons, donant lloc a un grup carboxil (en format carboxilat per tractar-se en medi bàsic). També els grups alcohol de la glucosa cedeixen electrons, formant grups cetona (veure figura 1.5).

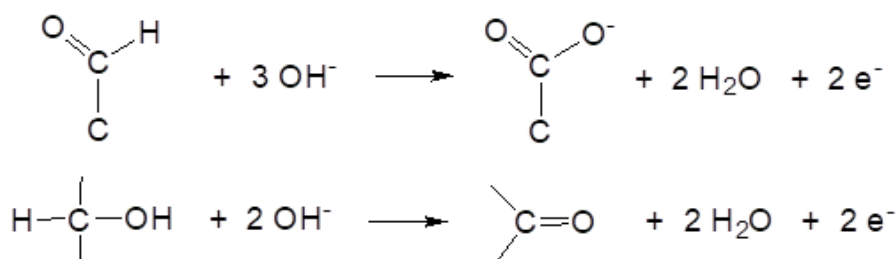
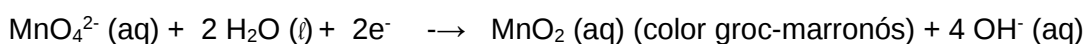
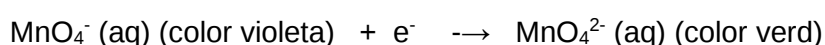


Figura 1.5. Reacció de reducció d'un grup aldehyd i d'un grup alcohol secundari.

Els productes de l'oxidació del sucre reductor són principalment l'àcid glucurònic ($\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_7$), àcid arabinònic ($\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_6$) i àcid fòrmic (CH_2O_2).

Aquests electrons que cedeix la glucosa es traspassen inicialment als ions permanganat (MnO_4^-) que en medi bàsic es van reduint. Inicialment, apreciem que el color de la mescla és violeta, a causa de la presència de l'ió MnO_4^- , quan encenem l'agitador elèctric, ràpidament la barreja passa a color blau, ja que tenim una barreja d'ions permanganat (MnO_4^-) i ions manganat (MnO_4^{2-}). Quan tot el permanganat s'ha reduït a manganat, la solució pren un color verd, color característic d'aquesta espècie química. L'ió manganat rep els electrons cedits per la glucosa i observem un canvi de color de verd a groc-marronós, a conseqüència de la reducció de l'ió manganat a diòxid de manganès (MnO_2). El MnO_2 és una substància poc soluble en aigua, però com es forma en baixes concentracions, ja que hem posat molt poc permanganat de potassi en la solució preparada, no precipita i el color de la dissolució esdevé groc.

Escrivim les **reaccions d'oxidació** que van succeint:



1.2.2. Mètode ió-electró

Si ens fixem en les reaccions d'aquest experiment de la glucosa amb el permanganat de potassi, ja són més difícils d'igualar i hem emprat el mètode de l'ió-electró, que és útil per fer aquest doble de balanç: balanç de masses i balanç de càrregues. Ara us expliquem els passos que hem seguit per escriure les equacions redox.

En primer lloc, fem el balanç de masses que assegurí que en els dos membres de l'equació hi ha el mateix nombre d'àtoms de cada element i, en segon lloc, el balanç de càrregues per aconseguir que el nombre d'electrons cedits en l'oxidació del reductor sigui igual al nombre d'electrons guanyats en la reducció de l'oxidant.

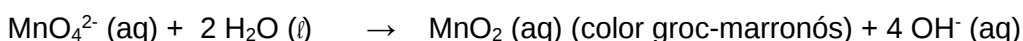
Un cop que tenim identificades les semireaccions d'oxidació i reducció i estan escrites cadascuna per separat en forma iònica (si la substància es dissocia), comencem a fer el balanç de masses.

Ajustem els àtoms de cada element, tret de l'hidrogen i l'oxigen, els quals requereixen un ajustatge especial.

Com ajustem l'oxigen i l'hidrogen si la reacció té lloc en medi bàsic?

EN CAS DE L'OXIGEN: Per cada àtom d'oxigen que falti afegim 2 ions OH^- i, en l'altra part de l'equació, una molècula d'aigua, H_2O .

Exemple:



L'espècie MnO_4^{2-} té dos àtoms més que l'espècie MnO_2 , aleshores com a la banda dreta falten dos àtoms d'oxigen, afegint a la part dreta de l'equació 4 grups hidròxid, i a la part esquerra dues molècules d'aigua. Així ja tenim igualats els àtoms d'oxigen.

EN CAS DE L'HIDROGEN: Per cada àtom d'hidrogen que falti afegim una molècula d'aigua (H₂O) i, en l'altra part de l'equació, un ió OH⁻.

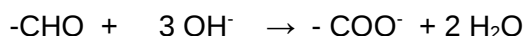
En el nostre exemple anterior, igualant els àtoms d'oxigen ja han quedat igualats els àtoms d'hidrogen.

Ara fem el balanç de masses per la reacció d'oxidació del grup aldehyd (-CHO) de la glucosa al grup carboxilat (-COO⁻).

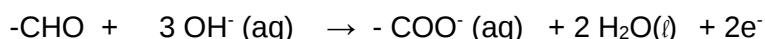
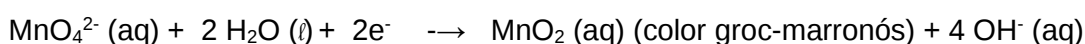
Com a la banda esquerra falta un àtom d'oxigen hi afegim dos grups hidròxid (OH⁻) i a la banda dreta una molècula d'aigua.



A continuació, fem el balanç dels àtoms d'hidrogen. Com a la banda esquerra n'hi ha 2 àtoms més d'hidrogen, posem una molècula d'aigua a la dreta, i un ió OH⁻ a la part esquerra de l'equació.



Tot seguit, passem a fer el balanç de càrregues. Afegim els electrons necessaris perquè el nombre de càrregues sigui el mateix en les dues bandes de l'equació.



Igualem el nombre d'electrons en les dues semireaccions, en aquest cas no cal, ja que en les dues semireaccions participen el mateix nombre d'electrons. Posteriorment, sumem les dues equacions per tal d'obtenir la reacció iònica global.



Finalment, s'escriu l'equació en forma molecular si es coneixen les substàncies inicials completes.

Com al llarg de la memòria també apareix algun cas on la reacció té lloc en medi àcid, anotem com seria l'ajust de l'àtom d'oxigen i d'hidrogen en medi àcid.

EN CAS DE L'OXIGEN: Per cada àtom d'oxigen que falti s'hi afegeix 1 molècula d'aigua.

EN CAS DE L'HIDROGEN: Per cada àtom d'hidrogen que falti s'hi afegeix un ió H⁺.

En la reacció que hem comentat en el capítol 1 en introduir un clau de ferro en una dissolució de sulfat de coure(II), hem vist que damunt del clau es diposita una capa de coure metàl·lic. La transferència d'electrons té lloc directament del ferro als ions Cu^{2+} i s'allibera energia en forma de calor.

En aquest capítol s'estudien les piles voltaiques o galvàniques (anomenades també electroquímiques). Aquestes són també reaccions redox en què, quan es produeixen de forma espontània, es genera un corrent elèctric durant la reacció, és a dir, hi ha un bescanvi d'energia sota la forma d'electricitat.

2.1. Les primeres piles

Tot va començar l'any 1780 quan Luigi Galvani va observar una anomalia en aquella època. El que va presenciar és l'aparició d'un corrent elèctric, a partir del contacte de dos metalls diferents amb el múscul d'una granota, la qual cosa va originar la contracció muscular d'aquest animal.

En aquell moment, es pensava que Galvani havia descobert una teoria que van anomenar electricitat animal, però, anys després va ser rebutjada pels seus amics investigadors.

En l'any 1800, Alessandro Volta va exercir un procediment crucial en el món de l'electricitat. Es basava en una pila en sèrie feta per discs de plata i discs de zinc, col·locats de manera alternada un sobre l'altre i, separats, per discs de cartó mullats amb salmorra (aigua amb sal). Aquest apilament és reconegut com la pila voltaica, com a reconeixement del fisicoquímic Volta, i funciona amb la unió d'un cable de l'extrem superior amb l'inferior (figura 2.20)

Aquesta pila evolucionada i de molts diversos tipus, forma avui part de la nostra vida diària.

2.2. Construcció de piles casolanes

De fet, construir una pila elèctrica, no és massa difícil. Nosaltres també ho podem fer. Com en el cas de la pila de Volta necessitarem un parell d'elèctrodes (conductors) i una dissolució electrolítica.

2.2.1. Experiència de Galvani.

La "pila humana"

Material: Una placa de zinc rectangular (d'un palmell de mà de gran, aproximadament), una placa de coure de la mateixa mida, un multímetre digital, cables de connexió i pinces cocodrill.

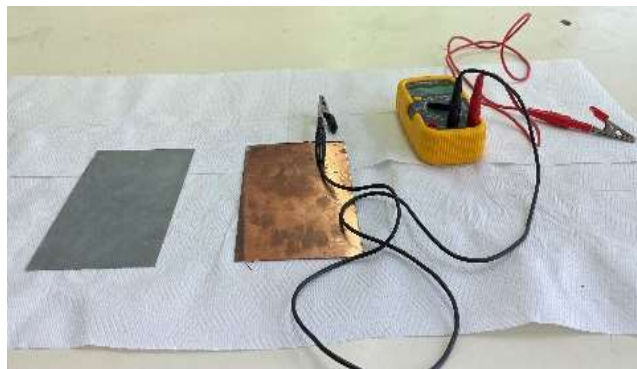


Figura 2.1. Material necessari per fer l'experiència.

Procediment: Col·loquem les dues plaques metàl·liques paral·lelament, sense tocar-se, sobre una superfície, com una taula. Connectem els cables del tèster a cada placa amb l'ajuda de les pinces cocodrill. En aquest cas, no importa quin connector adherim a cada placa, ja que tan sols volem observar que hi ha presència d'un voltatge. Ens rentem bé les mans amb aigua i sabó, les esbandim i amb les mans mullades, col·loquem els nostres palmells sobre les plaques. Observem el que succeeix.

Resultats: La majoria de piles utilitzen dos materials conductors diferents i una solució electrolítica per produir un desequilibri en la càrrega i, per tant, un voltatge o tensió. En aquest experiment, l'aigua de les nostres mans actua com a electròlit i es produeix una reacció amb el coure i el zinc. Quan toquem la placa de coure, succeeix una reacció que capta electrons, i en el cas del zinc, allibera electrons.

Aquesta diferència de càrrega entre les dues plaques fa que es creï un corrent elèctric. Els electrons van cap al coure mitjançant el nostre cos i això fa que puguem mesurar una diferència de potencial o força electromotriu entre els dos elèctrodes, 0,735 V.

Amb aquest voltatge podríem fer anar un petit motor solar de 0,5 V. Però si ho intentem fer amb la nostra "pila humana" veiem que no és possible i que, en el moment que hi connectem el motor de 0,5 V, el voltímetre marca zero. Sense cap dubte està circulant corrent elèctric en el circuit tancat zinc-cos humà-coure. El motor no gira perquè la resistència interna de la pila, r , és molt alta (el cos humà). Al mullar les nostres mans, fem que la resistència es redueixi, però aquesta disminució és mínima. No hi ha tensió o voltatge útil (V).

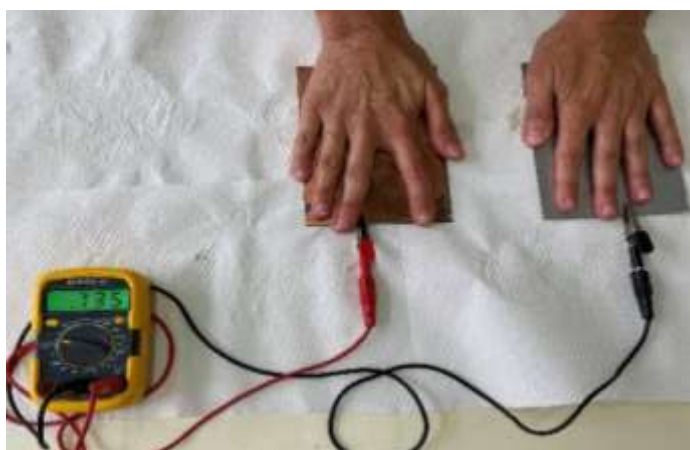


Figura 2.2. Mesurament del voltatge de la pila humana.

Les piles o els generadors es caracteritzen per la seva força electromotriu (fem o ϵ), que correspon a la quantitat d'energia per unitat de càrrega. La resistència interna r mesura la dificultat que posa un generador al moviment de la càrrega a través del seu interior. La resistència interna d'un generador es pot ignorar si la resistència externa és molt més gran, si no és així, constitueix una resistència més del circuit. Quan per un generador hi circula corrent es produeix una caiguda de tensió dintre seu a causa de la resistència interna, això fa que la lectura del voltatge als extrems del generador sigui menor que la seva fem. El voltatge o tensió (V) als extrems del generador és:

$$V = \epsilon - I \cdot r$$

La força electromotriu, és la tensió quan no hi ha res connectat, és a dir, quan no hi ha corrent elèctric. El voltatge o tensió (V) és la diferència de potencial que té quan hi ha coses connectades, o sigui, que hi ha un corrent elèctric. La seva diferència s'anomena caiguda de

tensió ($I \cdot r$) i aquesta depèn de la resistència interna del generador. Un generador funciona millor quan la caiguda de tensió és mínima, tendint a zero.

2.2.2. La “pila-llimona” de coure i zinc

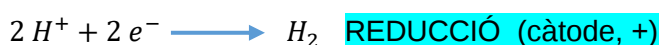
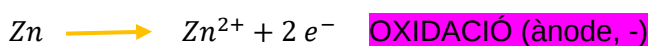
Experiment I. Una “pila-llimona”

Material: Una llimona, una placa rectangular de zinc estreta (d'uns 0,5 cm aproximadament), una placa rectangular de coure amb les mateixes dimensions (si és possible), cables connectors, un multímetre digital, un ganivet i un rellotge digital.

Procediment: Tallem una llimona per la meitat amb un ganivet i la posem de manera que la part interna d'aquesta (la polpa) sigui visible. A continuació, inserim les plaques, paral·lelament, sense tocar-se a la llimona i sense travessar-la. Finalment observem el voltatge amb l'ajuda del voltímetre i els cables amb pinces. I per acabar, amb uns cables conductors, connectem els elèctrodes a un rellotge digital per veure si el fem funcionar.

Resultat: En aquesta experiència podem observar com la diferència de potencial és propera a 1 V (0,92 V, figura 2.4).

Les reaccions corresponents que es produeixen en aquesta pila són d'oxidació-reducció:



REACCIÓ GLOBAL:



Conclusions: Aquesta experiència ens ha donat molt a pensar i hem comprovat el moviment dels electrons.

Podem considerar que els àtoms de zinc quan s'oxiden passen a la dissolució electrolítica formant un ió Zn^{2+} i romanen 2 electrons en el metall. Aquest excés d'electrons del metall origina una diferència de potencial (diferència de càrrega elèctrica) entre ell i el coure la qual cosa fa que s'origini un flux d'electrons (que equival a un corrent elèctric) des del Zn cap el coure per tal de compensar la diferència de càrregues.

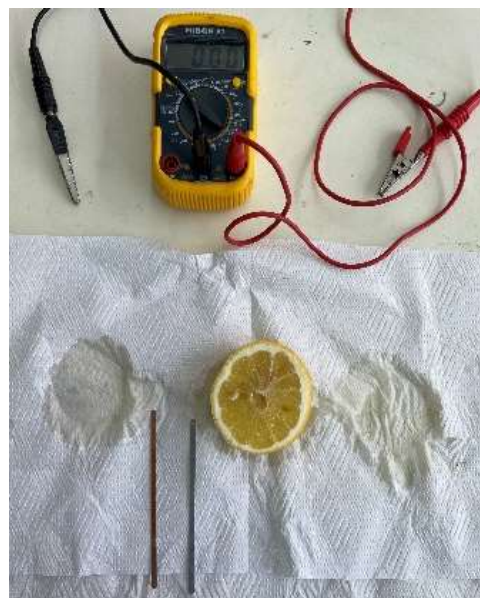


Figura 2.3. Part del material usat per la pila-llimona de coure i zinc.

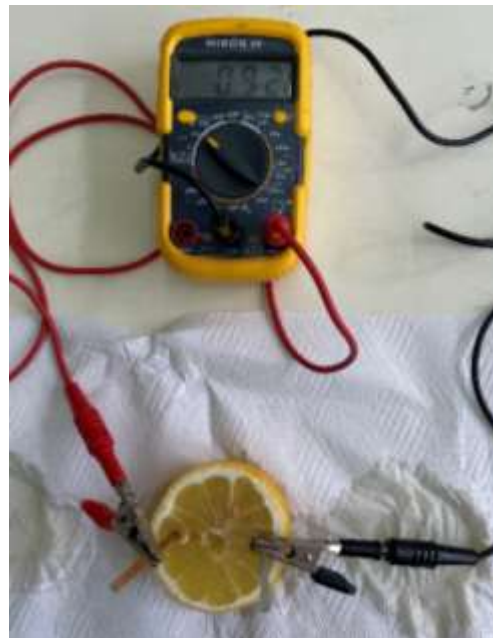


Figura 2.4. Mesura del voltatge de la pila-llimona.

Quan els electrons arriben al coure provoquen que sobre aquest elèctrode tingui lloc la reacció de reducció de l'ió hidrogen procedent del medi àcid de la llimona formant-se hidrogen gas, per aquest motiu al costat de l'elèctrode de coure s'observa efervescència.

A diferència del que passa amb les piles que es troben en el mercat, la intensitat que proporciona la pila-llimona encara segueix sent insuficient per encendre un rellotge, una bombeta o per fer anar un petit motor. Les piles comercials, però, són essencialment idèntiques a la pila-llimona. Per quina raó, doncs, aquestes piles poden tenir una intensitat suficient per encendre una bombeta?

Per un costat, les reaccions que tenen lloc en les piles que trobem al comerç són diferents de la pila de llimona i produeixen una energia major (major voltatge) i, d'altra banda, moltes piles que es venen són de fet bateries, és a dir, una associació de piles individuals connectades en sèrie (per tal de donar més diferència de potencial que cadascuna d'elles per separat) o en paral·lel (per donar més intensitat).

Experiment II. "Pila-llimona" en sèrie

Per tal d'augmentar la tensió, construirem dues piles com l'anterior i les connectarem en sèrie a través d'un cable connector.

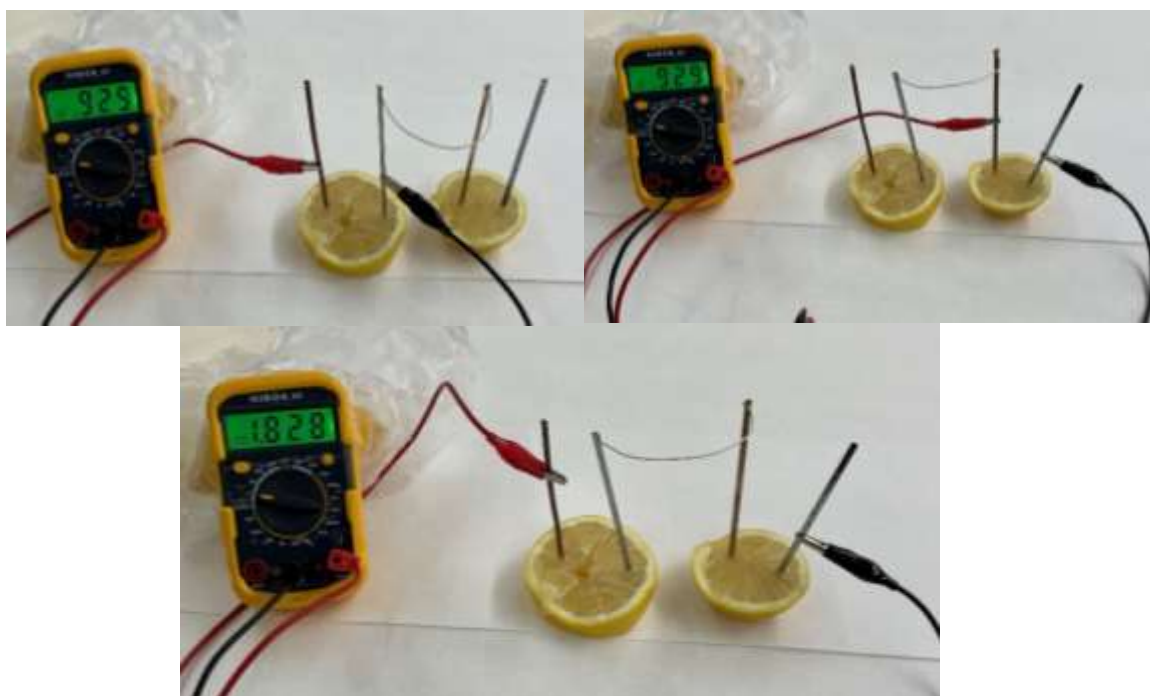


Figura 2.5. Diferència de potencial de cada pila-llimona i la diferència de potencial quan les connectem en sèrie.

En connectar-les en sèrie, incorporem un cable conductor entre un càtode d'una llimona (coure) amb un ànode de l'altra (zinc). En fer això, permetem que el nombre d'electrons que participin sigui superior, ja que en total seran el de les dues piles. Tanmateix, podríem deduir que el voltatge serà el doble del d'una pila i, amb el voltímetre observem que és el que realment passa.

El moviment d'electrons que es produeix és tal com es mostra en la figura 2.6, els electrons que s'alliberen en la reacció d'oxidació del zinc viatgen fins a arribar a l'elèctrode de coure on té lloc la reacció de reducció dels ions hidrogen del medi àcid de la llimona.

També hem mesurat la intensitat que circula per aquesta bateria i correspon a $0,04 \mu\text{A}$.

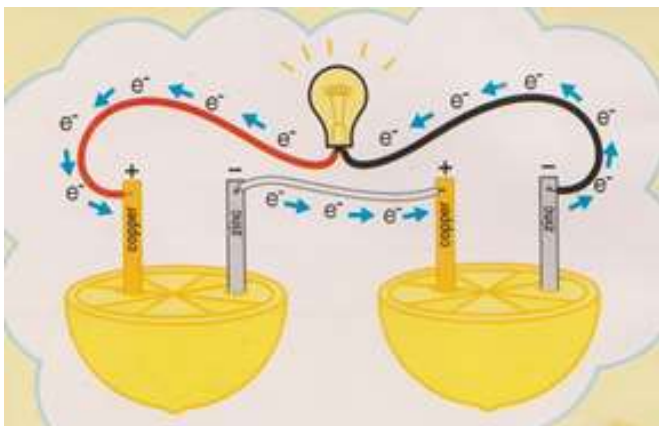


Figura 2.6. Moviment dels electrons dues pila-llimona connectades en sèrie.

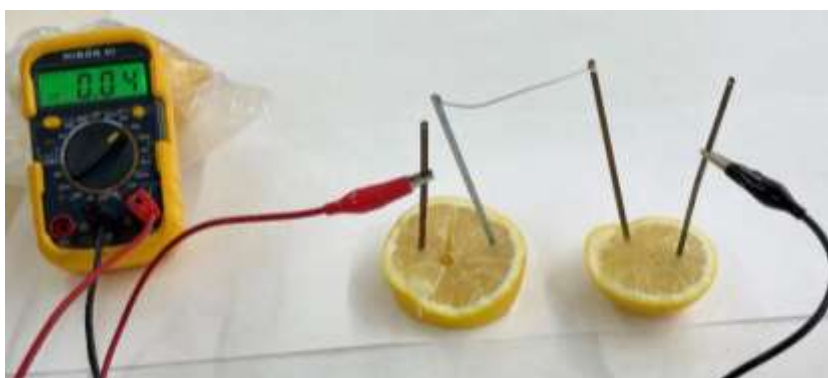


Figura 2.7. Mesura de la intensitat de dues piles-llimones en sèrie.

Observem en el voltímetre (vegeu figura 2.5) que realment hi ha el doble de volts en dues piles-llimona en sèrie respecte a una pila-llimona, per tant, podem deduir que en afegir una tercera pila, obtindrem un voltatge triple, en aquest cas 2,62 V.



Figura 2.8. Mesura del voltatge de tres piles-llimona en sèrie.

Si desconnectem els conductors del tèster i els connectem a un rellotge digital comprovem que aquest funciona (vegeu figura 2.9). El rellotge s'encén durant una estona i després s'apaga, ja que la pila deixa de funcionar per polarització. L'hidrogen, i en general, els productes obtinguts inhibeixen la pila augmentant la resistència interna, i, per tant, augmenten la caiguda de tensió.

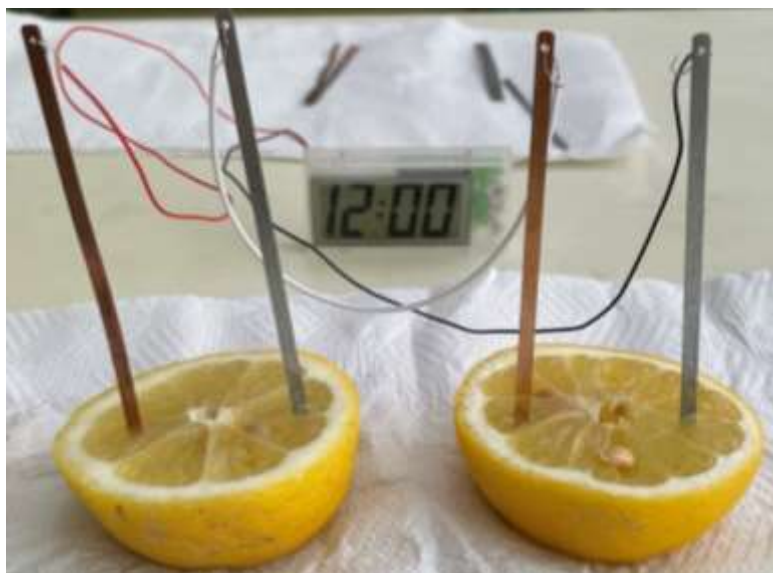


Figura 2.9. Les dues piles-llimona en sèrie permeten que el rellotge funcioni.

2.2.3. Pila amb magnesi

A continuació muntarem una altra pila on ara l'ànode serà una cinta de magnesi.

Material: cinta de magnesi, una làmina de coure estreta (d'uns 0,5 cm), una làmina de coure ampla (d'uns 2,5 cm), aigua, clorur de sodi, cables de connexió, vas de precipitats, vareta de vidre, espàtula, un motor solar 0,5 V, un rellotge digital i un multímetre.



Figura 2.10. Material per fer la pila magnesi-coure.

Procediment: Per començar, preparem una dissolució saturada de clorur de sodi. Introduïm a dins d'aquesta la làmina de coure estreta i la cinta de magnesi. Amb l'ajut d'un parell de fils conductors connectem el magnesi i el coure als dos borns del multímetre digital per mesurar la diferència de potencial que s'origina entre els dos elèctrodes i evidenciar el pas del corrent elèctric que viatja del magnesi a la làmina de coure.



Figura 2.11. Mesura del voltatge i el corrent elèctric de la pila magnesi-coure.

En aquest cas el voltatge és d'1,40 V i la intensitat del corrent que hi circula és de 16,5 mA.

Un cop mesurades la intensitat i la diferència de potencial desconnectem els cables del multímetre i els connectem als borns del motor o del rellotge digital i comprovem que els estris funcionen (vegeu el vídeo Pila magnesi-coure que es troba en el link indicat en la introducció).

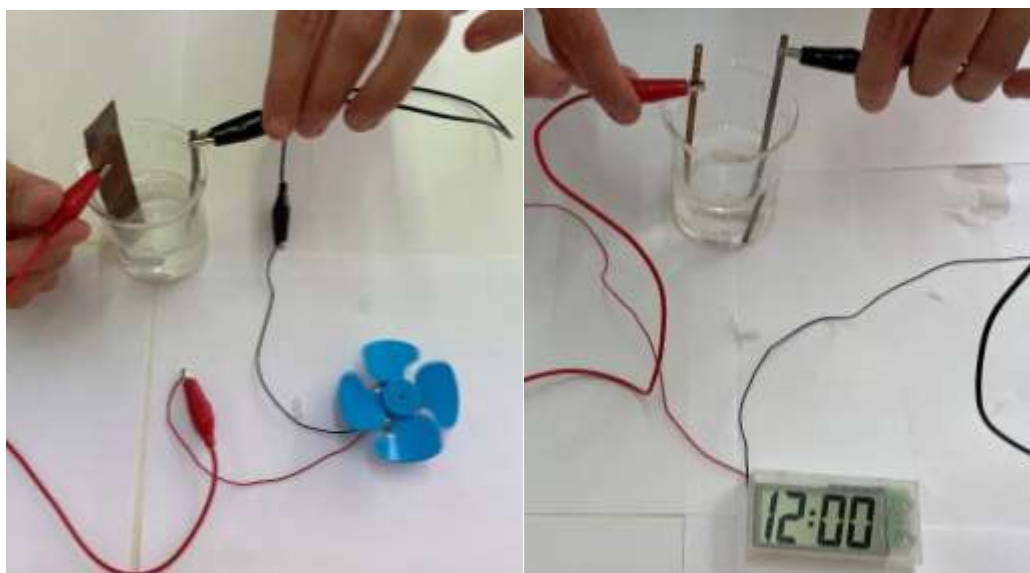
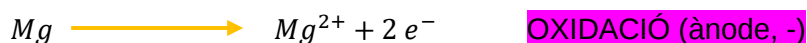


Figura 2.12. Funcionament de la pila magnesi-coure.

Resultat: Les reaccions d'oxidació-reducció que tenen lloc en aquesta pila són:



En aquest cas, l'elèctrode positiu és la làmina de coure, ja que és el que fa de càtode, cap on van els electrons. Per contra, el magnesi fa d'elèctrode negatiu i, per tant d'ànode i és d'on s'alliberen els electrons. Per tant, els electrons surten del magnesi i van cap al coure. En aquest elèctrode té lloc la reacció de reducció de l'aigua.

Per identificar la presència d'ions hidròxid (OH^-) en la solució, afegim un parell de gotes de fenolftaleïna. La fenolftaleïna és un indicador àcid-base que segon el color que pren ens informa de l'acidesa o la basicitat de la dissolució. En solucions neutres o àcides és incolora i en dissolucions bàsiques ($\text{pH} > 8,2$) pren un color rosa intens. En la figura 2.14 observem que en afegir la fenolftaleïna apareix un color rosat, el que indica que la barreja ha esdevingut alcalina amb una concentració d'ions hidròxid prou alta perquè el pH sigui superior a 8,2 i l'indicador canviï de color.



Figura 2.13. La solució esdevé alcalina.

La intensitat de corrent que circula per aquesta pila és superior a la de la pila-llimona, ja que la sal augmenta la conductivitat i baixa la resistència interna de la pila.

Si ens fixem en la figura 2.12, per fer anar el motor hem emprat una làmina de coure d'amplada més gran que la utilitzada per fer funcionar el rellotge digital. Quan muntàvem la pila amb la làmina de coure prima i la connectàvem al motor aquest no girava, en canvi, en substituir la làmina de coure estreta per l'ampla, el motor girava. Les dues piles marquen el mateix voltatge, però no generen el mateix corrent elèctric. En fer servir l'elèctrode de coure més ample, aquest té més superfície i les reaccions electroquímiques que generen el corrent elèctric tenen lloc amb més extensió i, naturalment, proporcionen una intensitat superior.

2.2.4. La pila alumini-aire

La pila alumini-aire, és una pila molt interessant, ja que com veurem genera una diferència de potencial similar a la pila-llimona, en canvi, la intensitat de corrent que proporciona és molt superior.

En aquesta pila un dels reactius és l'oxigen. Recordem que l'oxigen atmosfèric actua com agent oxidant en moltes reaccions redox com en la corrosió, en el metabolisme i en les reaccions de combustió.

Material: Paper d'alumini, sal comuna, vas de precipitats, aigua destil·lada, carbó actiu granulat d'aquari, paper de filtre, clip, motor per cèl·lula solar 0,5 V i un multímetre digital.



Figura 2.14. Material pila alumini-aire.

Procediment: Per començar, preparem una solució saturada de clorur de sodi en un vas de precipitats. Tot seguit, tallem un gran tros de paper d'alumini (15 x 15 centímetres) i el posem sobre la taula. A continuació, agafem un tros de paper de filtre o de cuina doblegat i el mullem completament a la solució saturada que hem fet. En acabar, posem el paper mullat sobre la capa d'alumini. Es fica el carbó actiu granulat en un vas i es mulla amb la dissolució saturada de NaCl i un cop estigui ben mullat es reparteix damunt del paper de filtre formant una capa i vigilant que no toqui el paper d'alumini.



Figura 2.15. Paper mullat amb clorur de sodi sobre l'alumini.



Figura 2.16. Pila alumini-aire.

Amb l'ajuda del multímetre mesurem la diferència de potencial i el corrent elèctric generat per la pila alumini-aire. Els valors obtinguts són 0,93 V i 111 mA.

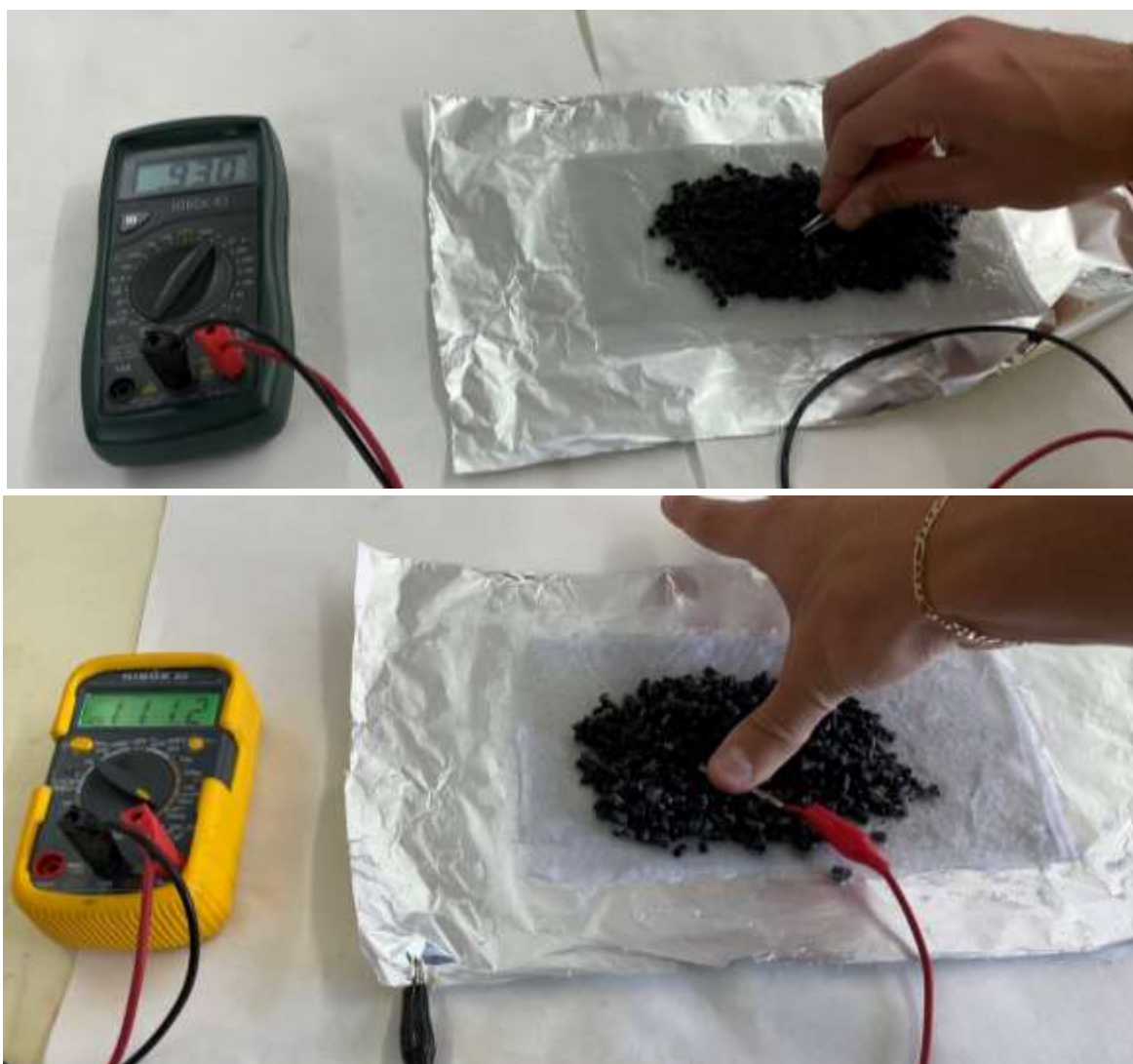


Figura 2.17. Voltatge i corrent elèctric de la pila alumini-aire.

A continuació, connectem el motor a la nostra pila i observem que funciona (vegeu vídeo Pila alumini-aire_Motor.MOV). El mateix passa en connectar-lo amb el brunzidor (vegeu vídeo Pila alumini-aire_Brunzidor.MOV).

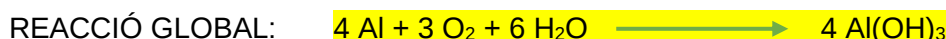
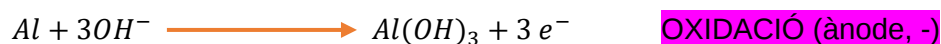


Figura 2.18. La pila alumini-aire fa anar el motor.



Figura 2.19. La pila alumini-aire fa anar el brunzidor.

Resultats: Les reaccions redox que es generen en aquesta pila són les següents:



L'elèctrode positiu és el carbó actiu, ja que és el que fa de càtode, cap on van els electrons. En cas contrari, l'alumini fa d'elèctrode negatiu i, per tant d'ànode.

El carbó actiu l'emprem com a càtode per augmentar la concentració d'oxigen en contacte amb la pila. El carbó actiu granulat és molt porós i té una alta superfície de contacte. Aquesta àrea permet que més oxigen participi en la reacció al càtode. Això millora la velocitat global de reacció, que es tradueix en un major nombre d'electrons que flueixen per unitat de temps augmentant així el corrent.

Per acabar, fem una comparativa entre les diferents piles que hem muntat fins ara.

Tipus de pila	Diferencia de potencial	Intensitat del corrent elèctric
Pila Zinc-llimona-coure	0,93 V	0,04 µA
Pila magnesi-NaCl(aq)-coure	1,40 V	16,5 mA
Pila alumini-NaCl(aq)-carbó actiu	0,93 V	111 mA

Taula 2.1. Resum de les tres piles que s'han descrit.

Com ja hem comentat el problema de les piles llimona (de taronja, de patata, etc.) és la resistència interna i com a conseqüència proporcionen un corrent elèctric molt petit. Per incrementar el corrent d'aquestes piles, podríem espremer el suc de llimona, col·locar-lo en un got i submergir els dos elèctrodes o directament submergir les plaques de coure i de zinc en un got que conté aigua i sal. Això és el que passa amb les dues piles magnesi-coure i alumini-carbó actiu, on la dissolució electrolítica és una dissolució saturada de clorur de sodi. La sal augmenta la conductivitat i baixa la resistència interna.

2.2.5. Bateria amb monedes

Per apropar-nos a la primera pila, la pila de Volta, construirem una pila que és molt similar a la de Volta. A l'inici del capítol 2 hem descrit que la pila de Volta constava d'un apilament (d'aquí ve el nom de pila) de discs de zinc i de plata (o de coure) disposats de manera alternada l'un sobre l'altre, separats per discs de feltre amarats d'una dissolució d'aigua i sal (figura 2.20).

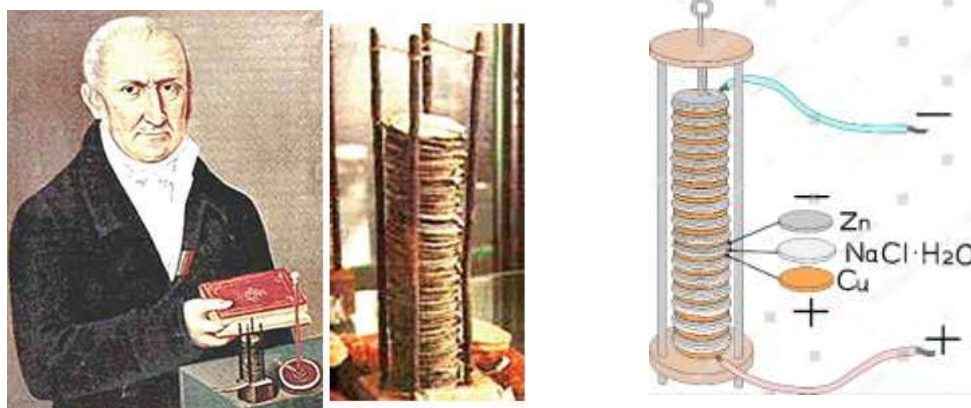


Figura 2.20. Pila de Volta. Imatge extreta de la pàgina shutterstock.

Nosaltres utilitzem com a elèctrodes alumini (paper d'alumini) i monedes de 5 cèntims fetes d'un aliatge de coure-níquel i la nostra dissolució electrolítica, com el cas de la pila de Volta, serà una dissolució de sal (NaCl). D'aquesta forma estarem usant materials que estan en les nostres vides quotidianes, per demostrar que amb material senzill podem construir una bateria.

Material: Monedes de 2 o 5 cèntims, paper de filtre, paper d'alumini, clorur de sodi (sal comuna), vas amb aigua, tisores, espàtula i un LED vermell.



Figura 2.21. Material per realitzar una bateria similar a la que va fer Alessandro Volta fa uns dos-cents anys.

Procediment: En primer lloc, netegem les monedes de cinc cèntims submergint-les en vinagre durant 4 h, posteriorment les traiem i les esbandim amb aigua abundant i les assequem.

Afegim clorur de sodi a un vaset que conté aigua fins a obtenir una solució saturada de NaCl. A continuació, agafem una moneda de cinc cèntims i la fem servir com a plantilla per tallar un trosset d'alumini i paper de filtre de la mateixa forma i mida. Haurem de procurar de tallar el millor possible per evitar el contacte entre els dos elèctrodes (moneda i alumini). Tot seguit, mullem el paper de filtre que hem tallat anteriorment i el mullem amb la solució de clorur de sodi saturada, que farà de dissolució electrolítica. Després, posem aquest trosset damunt una moneda de 5 cèntims. Per sobre d'aquest trosset de paper de filtre, i posem el trosset tallat d'alumini. Així ja tindríem una pila, però el voltatge és encara molt petit, per tant, farem una pila en sèrie. Per tant, reproduïrem el mateix procés fent una muntanya de monedes amb paper de filtre i alumini fins a obtenir 9 piles connectades en sèrie.



Figura 2.22. Procediment per construir la bateria de piles connectades en sèrie.



Figura 2.23. Nou piles connectades en sèrie.

Resultats: En aquesta experiència hem produït una pila en sèrie amb dos elèctrodes: monedes de 5 cèntims, que estan fetes d'un aliatge que conté coure, i paper d'alumini; aquests connectats per una dissolució electrolítica, en aquest cas, clorur de sodi.

Per comprovar que la bateria funciona correctament hem fet anar una bombeta LED, la qual s'ha encès en tenir una punta en contacte amb la part inferior de la pila (coure), i l'altra a la part superior de la pila (alumini).

El LED només permet el pas del corrent elèctric del pol positiu al pol negatiu, així la pota més llarga del LED que és el pol positiu s'ha de connectar al pol positiu de la pila, a

l'elèctrode de coure i el pol negatiu del LED que correspon a la pota més curta al pol negatiu de la pila, a l'alumini.



Figura 2.24. Funcionament de la bateria amb monedes.

2.3. La pila Daniell

La pila electroquímica que s'acostuma a muntar en el Batxillerat, és la pila Daniell inventada en 1836 per John Frederic Daniell, que era un químic britànic i meteoròleg. Aquesta pila va representar una millora a la de Volta.

A continuació, explicarem el model de la pila Daniell modificada a principis del s. XX.

2.3.1. Determinació de la FEM de piles electroquímiques

La pila Daniell està formada per dos elèctrodes metàl·lics submergits en dissolucions que contenen els seus respectius ions. Les dues dissolucions estan separades per un "pont salí", que conté un electròlit inert, és a dir que no reacciona amb cap de les dues dissolucions que formen la pila. Perquè quedi més clara l'explicació hem reproduït la pila Daniell en què els elèctrodes són el zinc i el coure.

Pila Daniell de coure i zinc

Material: Solució de CuSO_4 1,0 M, solució de ZnSO_4 1,0 M, solució saturada de KNO_3 , elèctrode de zinc, elèctrode de coure, dos vasos de precipitats, tub en forma de U de vidre, cotó, cables de connexió, pinces cocodrill i un voltímetre.

Per preparar les solucions necessitem el solut, en aquest cas sulfat de coure (II) pentahidratat i sulfat de zinc, una balança, una espàtula, una vareta de vidre, un matràs aforat de 100 mL, un vas de precipitats de 100 mL i una proveta de 100 mL.

El procediment que seguirem per muntar les dissolucions és sempre el mateix.

- Calculem la quantitat necessària de solut que en necessitem.

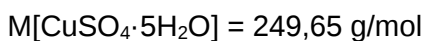


Figura 2.25. Material de la pila Daniell coure-zinc.

$$0,1 \text{ L dissolució} \cdot \frac{1,0 \text{ mol CuSO}_4}{1 \text{ L dissolució}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CuSO}_4} \cdot \frac{249,65 \text{ g}}{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 25,0 \text{ g}$$

$$M[\text{ZnSO}_4] = 161,50 \text{ g/mol}$$

$$0,1 \text{ L dissolució} \cdot \frac{1,0 \text{ mol CuSO}_4}{1 \text{ L dissolució}} \cdot \frac{161,50 \text{ g}}{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 16,1 \text{ g}$$

- Col·loquem el vas de precipitats a sobre de la balança, el tarem i pesem el solut.
- Després afegim 60 mL d'aigua, mesurats amb la proveta, en el vas que conté el solut.
- A continuació, la mescla l'aboquem al matràs aforat i rentem el vas de precipitats tres cops, afegint les aigües de rentatge al matràs aforat i per últim l'enrasem.

Procediment: Netegem bé les tires de metalls amb paper de vidre, les rentem després amb aigua destil·lada i les eixuguem.

Posem la dissolució de sulfat de coure (II) $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ en un dels vasos de precipitats i submergim la placa de coure. Connectem un cable amb pinça de cocodrill a la làmina de coure.

Posem la dissolució de sulfat de zinc, $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ en un altre dels vasos de precipitats i submergim la placa de zinc. Connectem un cable amb pinça de cocodrill a la làmina de zinc.

Preparació del pont salí: Posem la solució saturada de nitrat de potassi en el tub en forma de U, procurant que no quedin bombolles d'aire a l'interior. Tapem els extrems del tub amb cotó premsat.

Disposem els dos extrems dels pont salí en cadascun dels vasos de precipitats per unir les dues semipiles.

Tanquem el circuit, connectant els cables al voltímetre (escala de 2 V) i prenem nota del que marca el voltímetre.

Resultats: La pila Daniell zinc-coure té una diferència de potencial d'1,095 V.

El pont salí està constituït per una solució salina, nitrat de potassi (KNO_3), que tanca internament el circuit elèctric de la pila i a mesura que es va dipositant Cu(s) en el càtode, va deixant anar cations K^+ que compensaran la càrrega negativa que es va induint en la solució d'aquest compartiment. De manera semblant, l'ió NO_3^- del pont salí passa a la solució del compartiment anòdic i neutralitza la càrrega positiva induïda per l'entrada del catió Zn^{2+} a conseqüència de l'oxidació del Zn(s) .

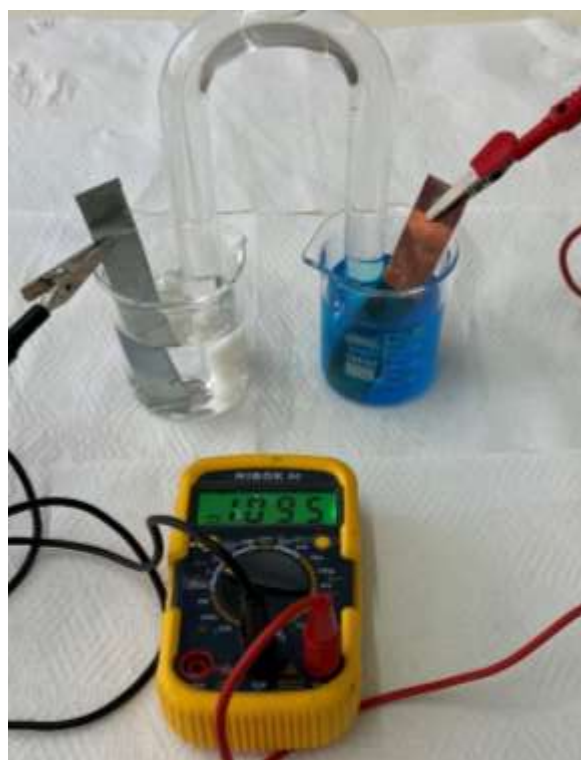
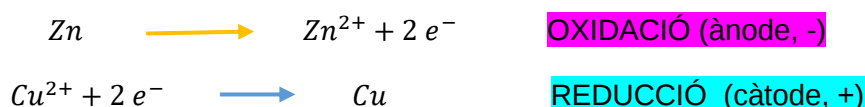


Figura 2.26. Mesura del voltatge de la pila Daniell zinc-coure.

Les reaccions que tenen lloc són:



Els electrons alliberats a l'elèctrode de zinc flueixen a través del fil conductor a l'altre elèctrode, on són captats pels ions Cu^{2+} . Aquest moviment d'electrons pel conductor exterior i el moviment d'ions per compensar l'excés de càrrega negativa i positiva, tanca el circuit.

Per no haver de dibuixar cada cop l'esquema d'una pila, podem representar la pila d'una manera més senzilla mitjançant el que anomenem *diagrama o notació de la pila*.

En el diagrama d'una pila, a l'esquerra escrivim les espècies químiques que constitueixen el compartiment anòdic mentre que a la dreta fem constar les espècies que formen el càtode de la pila. Utilitzem una barra vertical per diferenciar entre fases (per exemple entre sòlids i dissolucions) i una doble barra vertical, per indicar el pont salí.

En aquest cas, aquesta seria la notació de la nostra pila:



Entre els dos elèctrodes s'estableix una diferència de potencial, que quan la intensitat de corrent és zero, aquest valor és màxim i es coneix amb el nom de força electromotriu, ε o fem. Quan la concentració de les dissolucions és 1,0 M i la temperatura ambient és 25°C, la fem és l'estàndard i se simbolitza, ε^0 (fem de la pila en condicions estàndard). Per tant, la fem d'una pila, no tan sols depèn de les reaccions redox que tenen lloc sinó de la concentració de les solucions i de la temperatura.

La força electromotriu d'una pila obeeix l'equació següent:

$$\varepsilon_{\text{pila}} = \varepsilon_{\text{CÀTODE}} + \varepsilon_{\text{ÀNODE}}$$

En condicions estàndard s'escriu com:

$$\varepsilon_{\text{pila}}^0 = \varepsilon_{\text{CÀTODE}}^0 + \varepsilon_{\text{ÀNODE}}^0$$

és a dir, el potencial estàndard de reducció del càtode més el potencial estàndard d'oxidació de l'ànode.

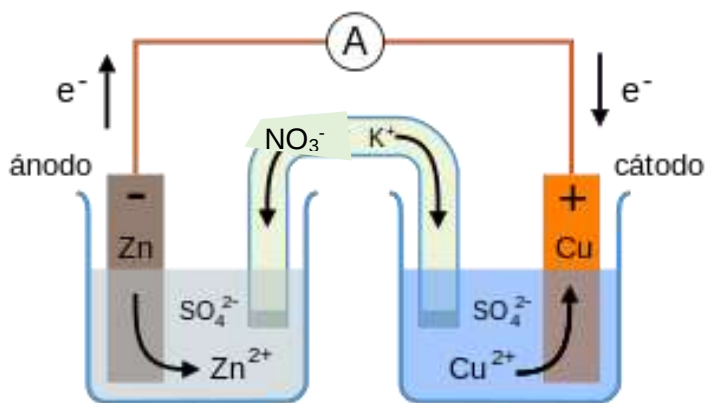
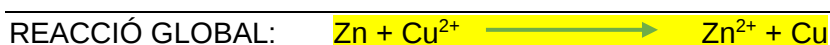


Figura 2.27. En aquesta pila els electrons flueixen pel circuit exterior, de l'elèctrode de zinc al de coure.
https://es.wikipedia.org/wiki/Pila_Daniell

Molts llibres de química de Batxillerat contenen l'anomenada sèrie de potencials de reducció estàndard, consultant el llibre de Casals (bibliografia [1]), hem buscat els potencials de reducció estàndard de l'ànode i el càtode per la pila que estem estudiant.



En la nostra pila pel parell Zn^{2+}/Zn no té lloc la reacció en el sentit de reducció, sinó que s'ha invertit el sentit de la reacció, aleshores es canvia també el signe del potencial, ja que es converteix en potencial estàndard d'oxidació.



El potencial de la pila és $\varepsilon_{\text{pila}}^0 = 1,10 \text{ V}$

Per tant, el valor obtingut experimentalment (figura 2.26) coincideix amb el valor teòric.

A continuació, procedim a construir altres piles Daniell.

Pila Daniell de magnesi-coure, de plom-coure i de ferro-coure

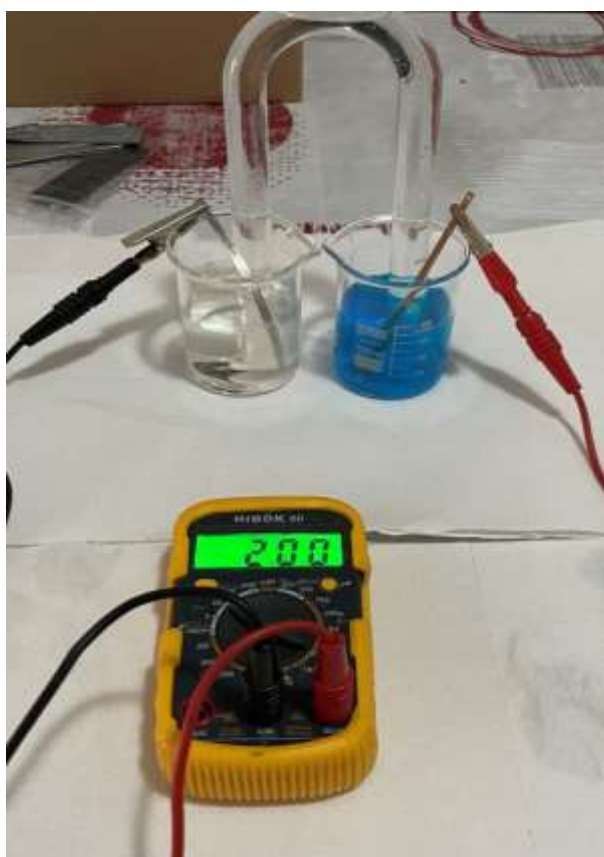


Figura 2.28. Pila Daniell magnesi-coure.

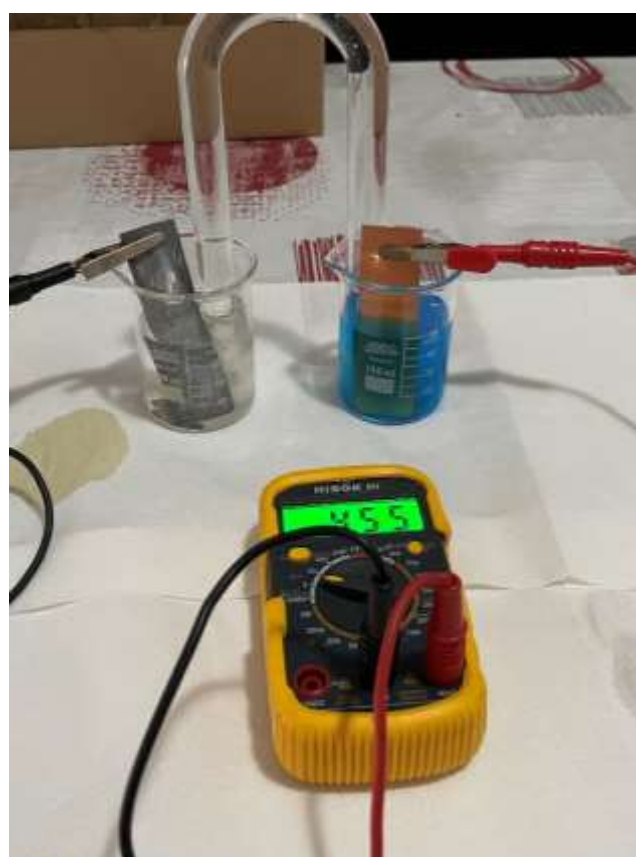


Figura 2.29. Pila Daniell plom-coure.

Per muntar-les hem preparat dissolucions de sulfat de magnesi heptahidratat, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, nitrat de plom(II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ i sulfat de ferro(II) heptahidratat, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ 1,0 mol/dm³, respectivament.

Les masses molars de les substàncies anteriors són:

$$M[\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}] = 246,37 \text{ g/mol}$$

$$M[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = 331,2 \text{ g/mol}$$

$$M[\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}] = 277,92 \text{ g/mol}$$

I les quantitats de solut emprades són 24,6 g $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, 33,1 g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ i 27,8 g $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, respectivament.

En tots els casos el pont salí conté una dissolució de nitrat de potassi.

En la taula 2.2 recollim els esquemes de les quatre piles muntades i els potencials estàndard de reducció dels parells redox involucrats.

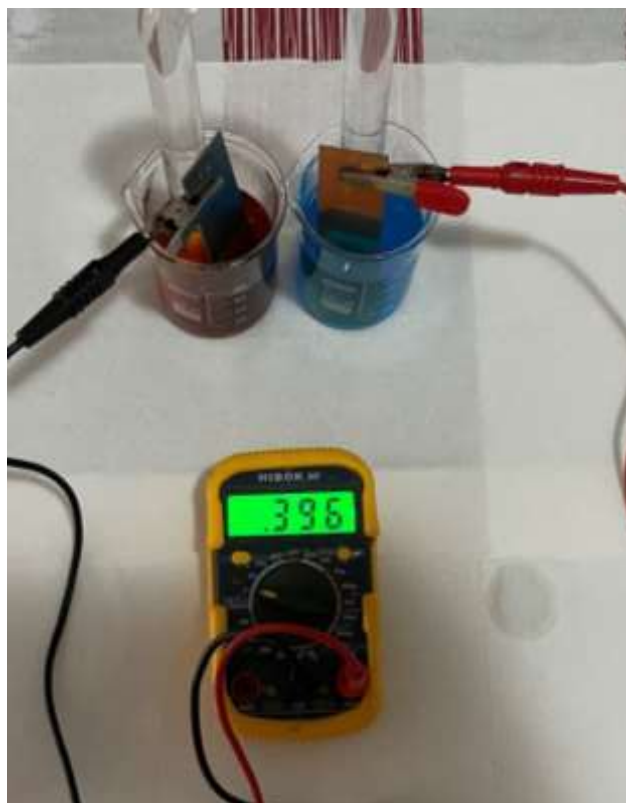


Figura 2.30. Pila Daniell ferro-coure.

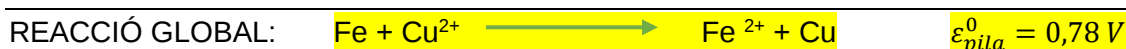
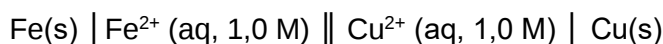
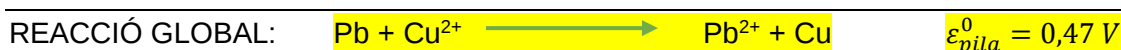
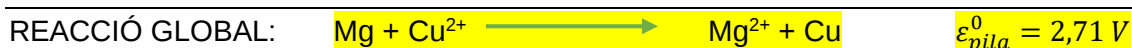
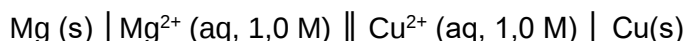
$\text{Zn (s)} \mid \text{Zn}^{2+} (\text{aq}, 1,0 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+} (\text{aq}, 1,0 \text{ M}) \mid \text{Cu (s)}$	
$\text{Mg (s)} \mid \text{Mg}^{2+} (\text{aq}, 1,0 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+} (\text{aq}, 1,0 \text{ M}) \mid \text{Cu (s)}$	
$\text{Pb (s)} \mid \text{Pb}^{2+} (\text{aq}, 1,0 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+} (\text{aq}, 1,0 \text{ M}) \mid \text{Cu (s)}$	
$\text{Fe (s)} \mid \text{Fe}^{2+} (\text{aq}, 1,0 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+} (\text{aq}, 1,0 \text{ M}) \mid \text{Cu (s)}$	
$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$	$\varepsilon^0 = +0,34 \text{ V}$
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}$	$\varepsilon^0 = -0,76 \text{ V}$
$\text{Mg}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Mg}$	$\varepsilon^0 = -2,37 \text{ V}$
$\text{Pb}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Pb}$	$\varepsilon^0 = -0,13 \text{ V}$
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Fe}$	$\varepsilon^0 = -0,44 \text{ V}$

Taula 2.2. Esquema de les piles Daniell muntades i els potencials estàndard de reducció dels parells redox implicats.

Anotem la diferència de potencial que marca el voltímetre entre els dos elèctrodes que constitueixen cadascuna de les piles Daniell construïdes.

	Fe	Pb	Zn	Mg
Cu	0,396 V	0,455 V	1,095 V	2,000 V

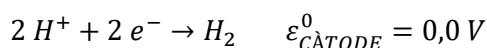
Els valors experimentals ara els comparem amb els valors teòrics calculats a partir dels potencials estàndard de reducció recollits en la taula 2.2.



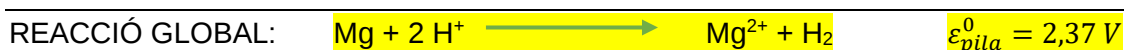
Si comparem els valors teòrics amb els experimentals, observem que per la pila coure-zinc i coure-plom, els resultats són semblants.

En canvi, en el cas de la pila coure-ferro els resultats són força diferents, una possible explicació podria ser que l'elèctrode de ferro, no fos ferro, sinó que hi hagués una barreja entre ferro i òxids de ferro.

En la pila magnesi-coure, els resultats experimentals i teòrics també difereixen entre ells, una possible explicació podria ser que en l'elèctrode de coure tingués lloc la reacció de reducció dels cations H^+ a hidrogen gas.



I per tant, les dues semireaccions principals en aquesta pila són:



2.3.2. Variacions entorn de la pila Daniell

Ara descrivim dues experiències entorn de la pila Daniell on hem introduït algunes modificacions. En l'experiment I la modificació és usar menys quantitat de les dissolucions i utilitzar la patata com a pont salí i en l'experiment II hem modificat el pont salí emprant escuma floral (s'utilitza per mantenir les flors en bon estat, pel seu poder d'absorbir aigua).

Experiment I. "Micropiles" de Daniell amb una patata

La polpa de la patata és un bon pont salí, cal només tallar la patata per la meitat i amb ajut d'un tub d'assaig, anar fent petits "pous" on es col·locaran les dissolucions dels ions metàl·lics. Té l'avantatge de fer servir quantitats mínimes de reactius. Les piles amb aquest pont salí, les anomenem "micropiles".

Hem reproduït les quatre piles de Daniell explicades anteriorment usant aquest mètode. En els pous col·loquem les dissolucions dels ions metàl·lics i clavem una làmina del metall corresponent a l'ió metàl·lic que es troba en la dissolució.

Amb el multímetre prenem mesures dels voltatges entre les diferents semipiles.

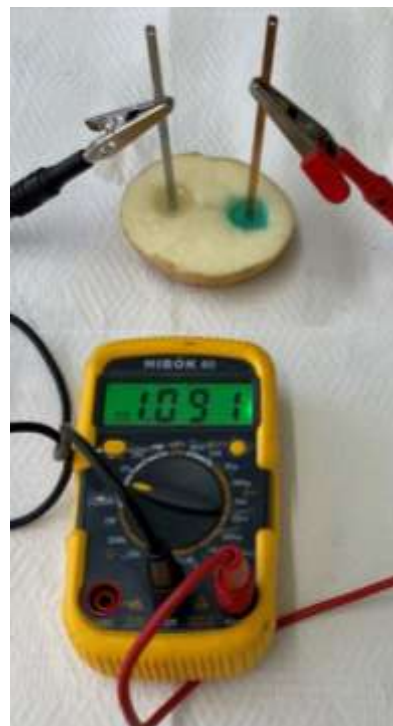


Figura 2.31. Micropila de Daniell zinc-coure.

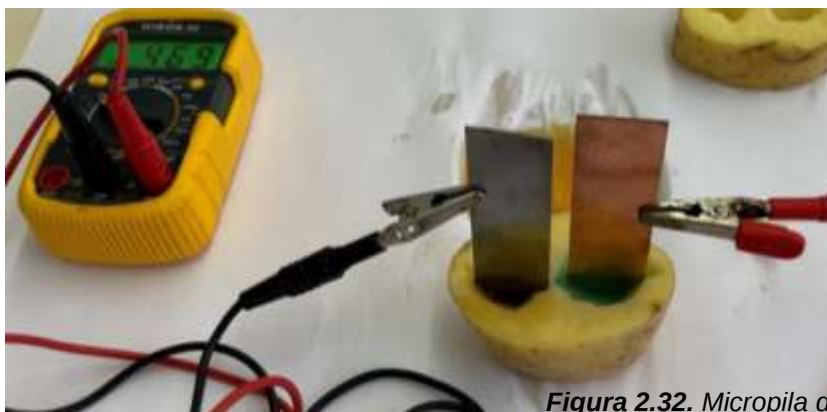


Figura 2.32. Micropila de Daniell ferro-coure.



Figura 2.33. Micropila de Daniell magnesi-coure.



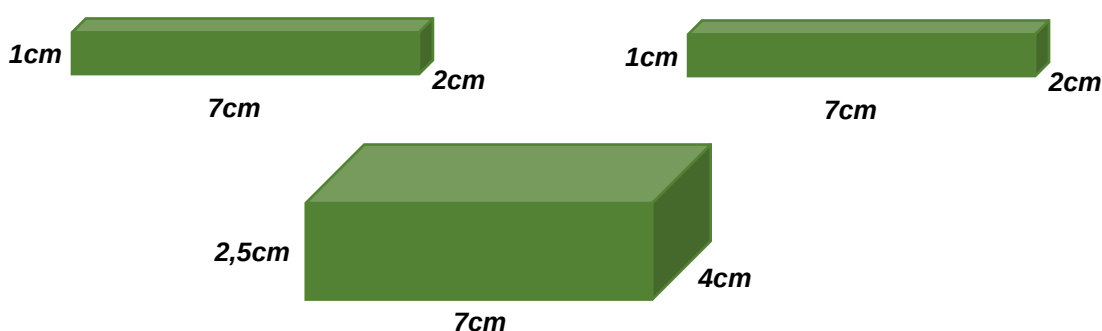
Figura 2.34. Micropila de Daniell plom-coure.

Recopilem els diferents valors experimentals dels voltatges de les diferents *micropiles* de Daniell que acabem de descriure i observem que els valors obtinguts són semblants als mesurats quan hem realitzat les piles submergeint els elèctrodes dins del vas de precipitats on es troba la dissolució de l'ió metàl·lic corresponent.

	Fe	Pb	Zn	Mg
Cu	0,469 V	0,428 V	1,091 V	1,867 V

Experiment II. Piles Daniell emprant com a pont salí escuma floral

L'escuma floral quan és submergida en una solució de nitrat de potassi resulta ser un bon pont salí, igual que la patata. Per produir una variant de la pila Daniell a partir de l'escuma floral, només calen tres trossos d'escuma floral, una més gran que les altres dues. Nosaltres hem fet servir les següents mesures:



La més gran es deixa submergeint 24 hores en una solució de KNO_3 , i les altres dues es deixen el mateix temps però amb solucions diferents: una amb sulfat de coure (CuSO_4), 1,0 M i l'altra amb sulfat de zinc (ZnSO_4), 1,0 M.

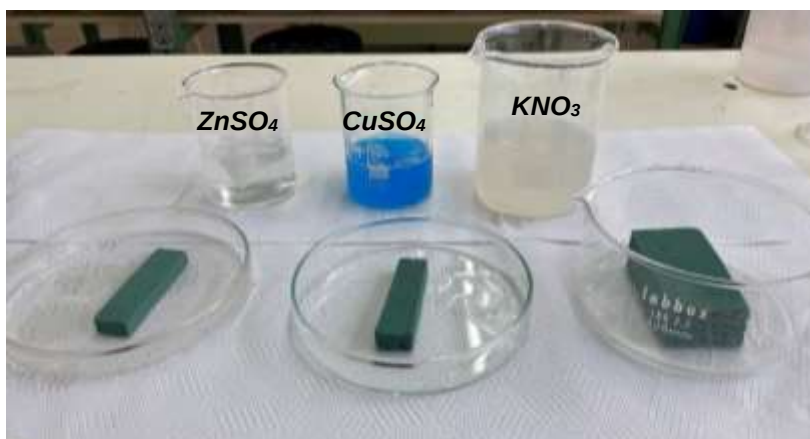


Figura 2.35. Solucions i escumes florals per fer la variant de la Pila Daniell zinc-coure amb escuma floral.

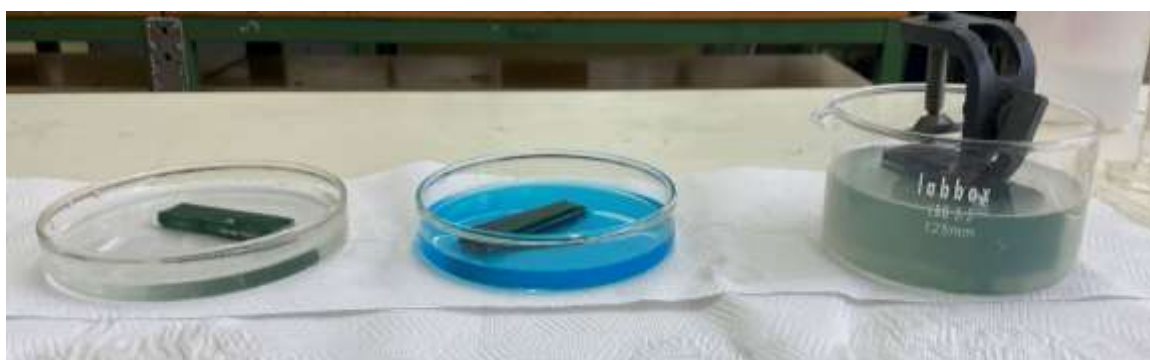


Figura 2.36. Submersió de les escumes florals en les seves respectives solucions.

Hem fet la variant de la pila Daniell amb escuma floral respecte la pila Daniell zinc-coure, que està explicada anteriorment en l'apartat 2.3.1. L'única diferència que té, és que els elèctrodes es capfiquen dins de les escumes florals de mateixa mida. Tot seguit, es col·locarien les dues escumes florals de mateixa mida paral·lelament sense tocar-se sobre l'escuma floral gran; tal com es mostra en la figura 2.37.

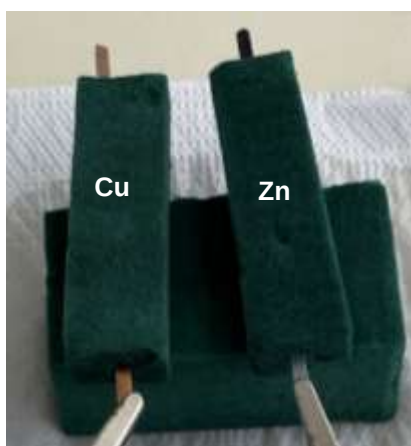


Figura 2.37. Variant pila Daniell zinc-coure amb escuma floral.



Figura 2.38. Voltatge de la variant de la pila Daniell zinc-coure amb escuma floral.

Connectant la pila produïda al voltímetre, aquest ens mostra un voltatge una mica inferior respecte al teòric ($0,88 \text{ V} < 1,1 \text{ V}$). Probablement això és degut al fet que les concentracions de les dissolucions dels ions metàl·lics en l'escuma floral sigui una mica diferent que en les condicions estàndard.

2.4. La sèrie electromotriu dels metalls

Amb la construcció de les piles Daniell hem vist que el parell Cu^{2+}/Cu té un potencial estàndard de reducció més alt que la resta dels metalls estudiats (vegeu taula 2.2), és a dir, és l'agent oxidant més fort de tots els metalls emprats.

Quan ordenem els metalls pel seu poder oxidant estem construint la sèrie electromotriu dels metalls. Observant la sèrie electromotriu podem explicar en quin sentit es produeix el flux dels electrons en una pila o la tendència i el perquè d'una adherència de coure metàl·lic sobre un clau d'acer quan el submergim en una dissolució de sulfat de coure(II), tal com hem vist en el capítol 1.

A continuació, escrivim en ordre decreixent els potencials de reducció estàndard dels metalls estudiats (coure, zinc, magnesi, plom i ferro).



La sèrie electromotriu ens indica que existeix una diferència de potencial, sota condicions estàndard, entre el coure i el ferro de $0,78 \text{ V}$, sent el ferro el metall amb major capacitat a oxidar-se. D'aquesta manera els ions Cu^{2+} presents en la solució agafaren els electrons alliberats als formar-se els ions Fe^{2+} i passaran a dipositar-se com a coure metàl·lic sobre el clau d'acer.

Per poder comprovar la sèrie electromotriu dels metalls d'una manera ràpida i sense haver de preparar les solucions dels ions metàl·lics corresponents, com hem fet en les piles de Daniell, hem dissenyat dos experiments.

2.4.1. La sèrie electromotriu dels metalls emprant la patata com a pont salí

Com hem vist anteriorment en el punt 2.3.2, hem observat que la patata pot intervenir com a pont salí. Ara, realitzarem els mateixos experiments però, sense les solucions corresponents de cada elèctrode. Tan sols necessitarem una patata i els elèctrodes que fem servir.

Per tant, produïrem les següents piles amb la patata com a pont salí.

Pila patata sense pou ferro-coure

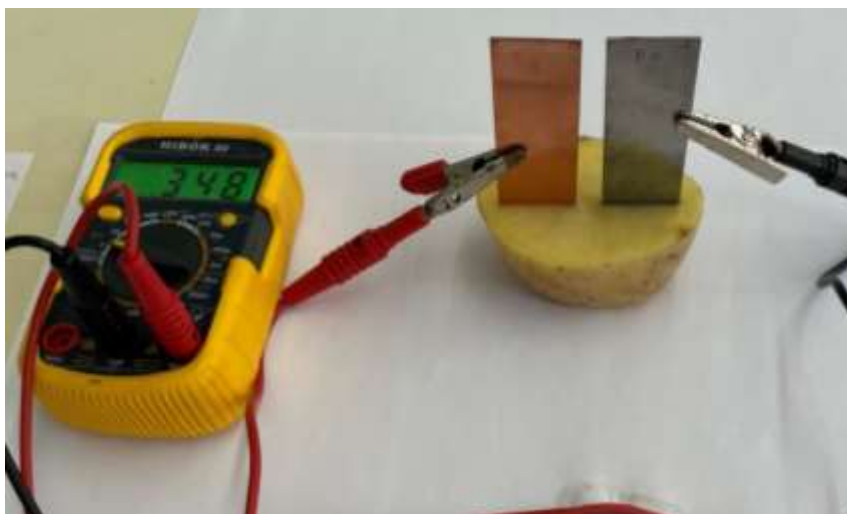


Figura 2.39. Pila patata sense pou ferro-coure.

$$\varepsilon_{pila} = 0,348 \text{ V}$$

Pila patata sense pou zinc-coure

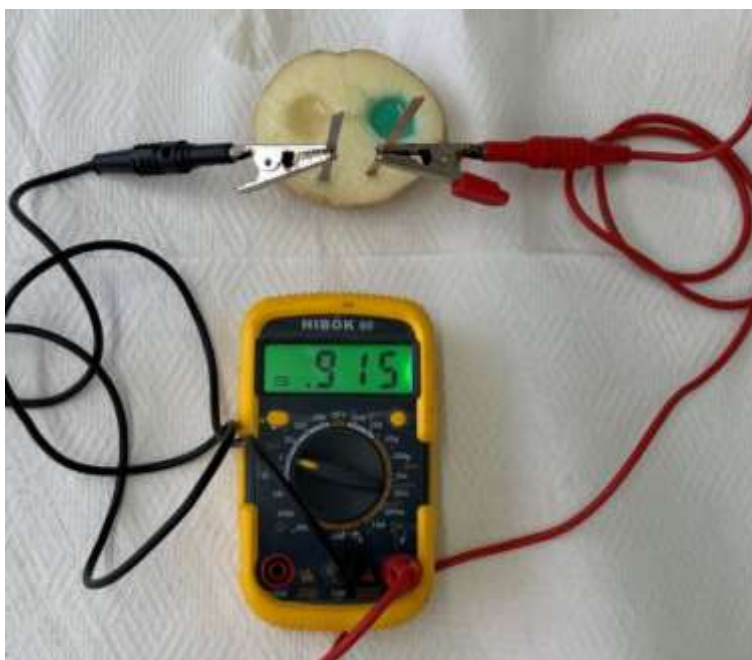


Figura 2.40. Pila patata sense pou zinc-coure.

$$\varepsilon_{pila} = 0,915 \text{ V}$$

Recopilem tots els voltatges obtinguts:

	Fe	Pb	Zn	Mg
Cu	0,348 V	0,417 V	0,915 V	1,52 V

Pila patata sense pou magnesi-coure

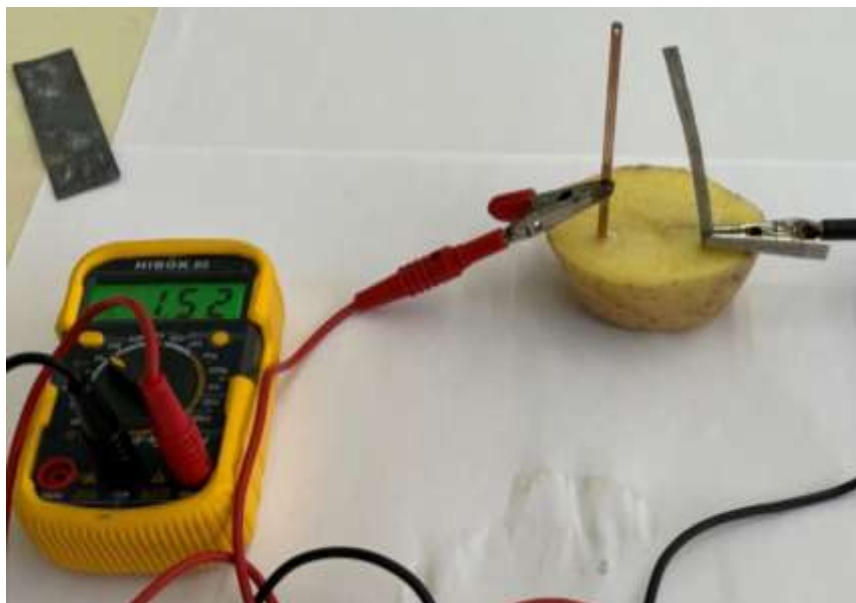


Figura 2.41. Pila patata sense pou magnesi-coure.

$$\varepsilon_{pila} = 1,52 \text{ V}$$

Pila patata sense pou plom-coure



Figura 2.42. Pila patata sense pou plom-coure.

$$\varepsilon_{pila} = 0,417 \text{ V}$$

En totes les piles mesurem un voltatge una mica menor que la fem de la corresponent Pila Daniell perquè no tenim les condicions estàndard, ja que els elèctrodes no es troben submergits en les seves dissolucions corresponents.

		Fe	Pb	Zn	Mg
Piles patata sense pou	Cu	0,348 V	0,417 V	0,915 V	1,52 V
Piles Daniel Experimental	Cu	0,396 V	0,455 V	1,095 V	2,0 V

2.4.2. La sèrie electromotriu dels metalls amb KNO_3 en esponja floral

En aquest instant, tornem a realitzar una sèrie electromotriu similar a la de l'anterior punt (2.4.1), però, en comptes d'utilitzar la patata com a pont salí, usarem l'escuma floral submergida 24 hores en una solució de nitrat de potassi (KNO_3) 1M.

L'escuma floral que hem utilitzat en aquest experiment té unes dimensions similars a les que hem usat en l'experiment II del punt 2.3.2.



Per tant, realitzarem les següents piles amb l'escuma floral com a pont salí:

Pila plom-coure amb l'escuma floral



Figura 2.43. Pila plom-coure amb l'escuma floral com a pont salí.

Pila acer-coure amb l'escuma floral

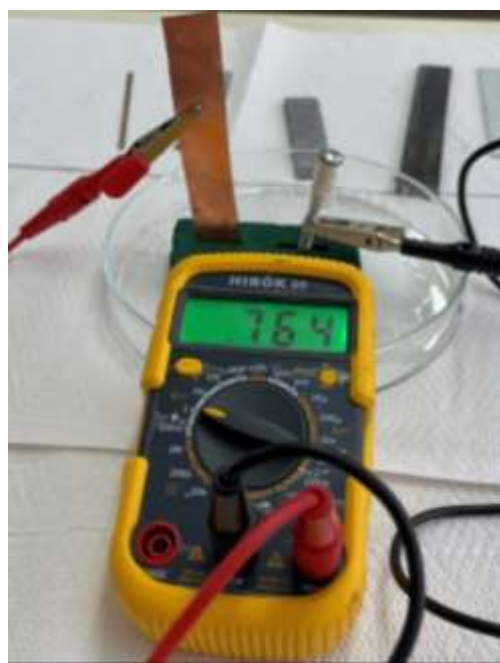


Figura 2.44. Pila acer-coure amb l'escuma floral com a pont salí.

$$\varepsilon_{pila} = 0,491 \text{ V}$$

$$\varepsilon_{pila} = 0,764 \text{ V}$$

Recopilem tots els voltatges obtinguts:

	Fe (acer)	Pb	Zn	Mg
Cu	0,764 V	0,491 V	0,788 V	1,677 V

En aquest cas en lloc de fer servir l'elèctrode de ferro, hem fet servir un clau d'acer i observem que el voltatge mesurat de la pila s'assembla més al teòric (0,78 V en condicions estàndard).

Pila plom-coure amb l'escuma floral



Figura 2.45. Pila zinc-coure amb l'escuma floral com a pont salí.

$$\varepsilon_{pila} = 0,788 \text{ V}$$

Pila acer-coure amb l'escuma floral

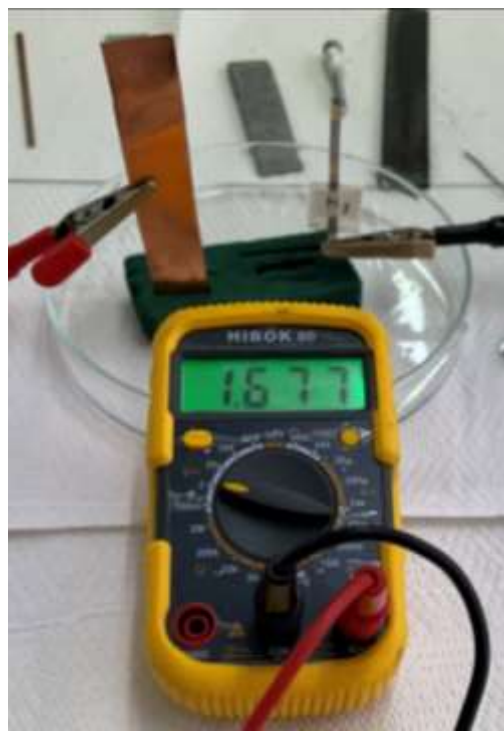


Figura 2.46. Pila magnesi-coure amb l'escuma floral com a pont salí.

$$\varepsilon_{pila} = 1,677 \text{ V}$$

Segons aquests resultats, podem ordenar els parells M^{2+}/M segons la força oxidant de l'espècie oxidada que apareix en la semireacció, és a dir, els podem ordenar en ordre creixent del potencial estàndard de reducció.



Aquesta ordenació coincideix amb l'ordre en què estan situats en la sèrie electromotriu de la taula consultada en el llibre de Casals (bibliografia [1]).

Quan connectem metalls que tenen potencials de reducció molt diferents construïm piles amb voltatges més alts.

Per posar a prova aquestes piles, intentarem fer funcionar el rellotge digital amb la pila magnesi-coure, ja que és amb la que major voltatge hem obtingut respecte a les altres, i amb la pila zinc-coure, la segona amb major voltatge.

Com podem observar, la pila zinc-coure, com en el cas de la pila feta amb llimona, no té suficient voltatge útil per fer funcionar el rellotge digital.

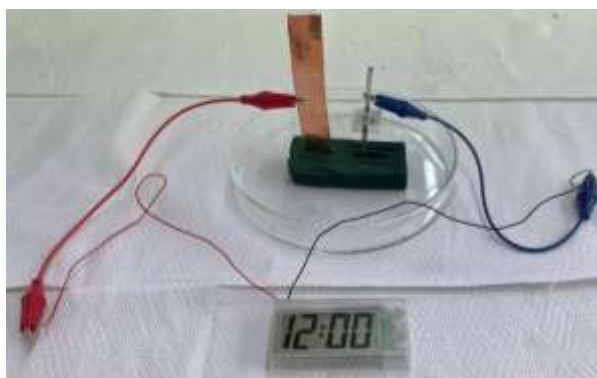


Figura 2.47. Pila magnesi-coure amb l'escuma floral com a pont salí connectada a un display.

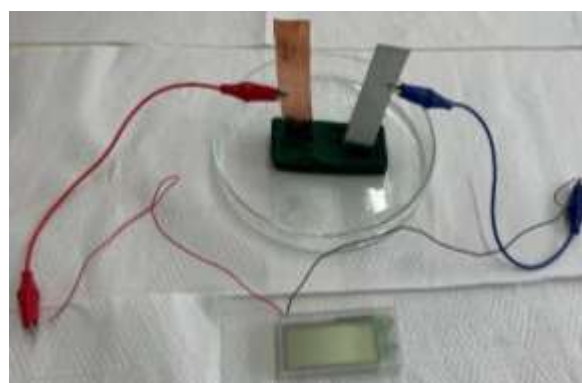


Figura 2.48. Pila zinc-coure amb l'escuma floral com a pont salí connectada a un display.

Però, en connectar-lo a dues piles en sèrie utilitzant els mateixos elèctrodes, augmentem el voltatge útil i, per tant, el fem funcionar. En canvi, el voltatge útil que produeix una pila magnesi-coure és suficient per fer anar el display, i no necessitem fer-ne una altra.

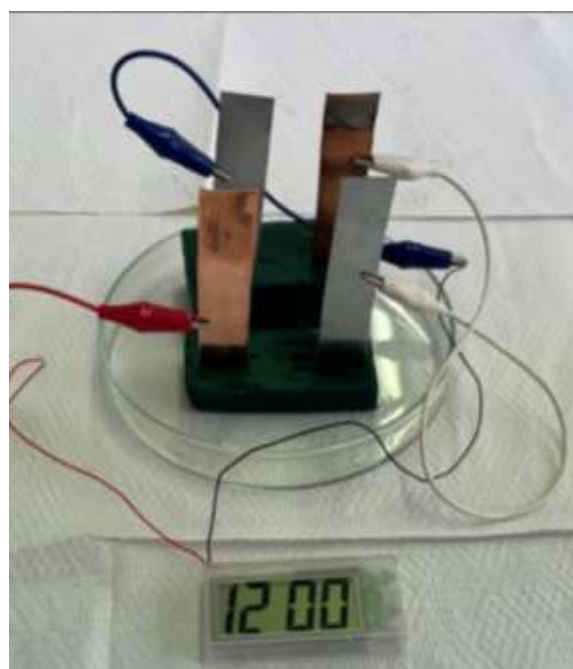


Figura 2.49. Pila en sèrie zinc-coure amb l'escuma floral com a pont salí connectada a un display.

2.5. Les piles d'avui dia

En la introducció hem comentat que les piles són de gran utilitat en la nostra vida, ja que ens proporcionen d'una manera còmoda l'energia elèctrica per al funcionament de diversos aparells d'ús comú. En aquest capítol hem vist que les piles contenen dos elèctrodes (metalls) i un electròlit, si atenem els components de les piles, ens trobem que existeixen de moltes classes, entre les quals enumerem:

- Piles alcalines, l'electròlit és una base, com hidròxid de potassi.
- Piles de liti, contenen com ànode liti. Dins d'aquest tipus podem parlar també de les piles d'ió-liti, que tenen un electròlit amb sals de liti, a més que el seu ànode és també d'aquest material.

- Piles seques: l'ànode és de zinc i el càtode és una barra de grafit.

També les podem classificar per la seva forma i així podem parlar de piles cilíndriques i piles de botó. Les primeres tenen una grandària major que les segones i es presenten com un cilindre. S'empren en un gran nombre d'aparells, com ara llanternes, ràdios, etc. Les piles botó, en canvi, són bastant més petites i s'utilitzen per a dispositius més reduïts, com a rellotges de polsera, videojocs, audíofons...

Així mateix, es poden classificar en dos grans grups: les piles primàries i les piles secundàries. Les piles primàries són aquelles que s'esgoten i són rebutjades, les secundàries són les que poden recarregar-se, com per exemple la bateria d'un telèfon mòbil, d'un ordinador portàtil... Aquestes últimes són les que presentem en el capítol següent.

Les piles que hem presentat en el capítol 2 són piles primàries, és a dir, no recarregables, ara en aquest capítol expliquem les piles secundàries, o sigui, piles que es poden carregar per electròlisi. En concret, en descrivim dues: la pila de combustible i la pila de plom.

3.1. Electròlisi de l'aigua

Abans de passar a exposar les dues piles secundàries que hem construït en aquest treball, necessitem explicar què és l'electròlisi.

L'electròlisi és el procés en el qual el pas del corrent elèctric per una solució produeix una reacció d'oxidació-reducció no espontània.

En les piles del capítol 2 les reaccions d'oxidació-reducció tenen lloc de forma espontània en el sentit descrit, però, en canvi, no tenen lloc en sentit invers. Si volguéssim que tinguessin lloc en sentit invers hauríem d'aplicar un corrent elèctric, és a dir, hauríem de fer una electròlisi.

Per exposar millor l'electròlisi, realitzarem l'electròlisi de l'aigua.

Material: Vas de plàstic rígid i transparent que farem servir com a cel·la electrolítica, gradeta, dos tubs d'assaig, una font d'alimentació de corrent continu, cables i pinces de cocodril, dos elèctrodes de platí petits, dues agulles de cosir, estany, soldador d'estany, Araldit i una dissolució de NaOH 1,0 mol/L (per preparar-la necessitem aigua, lleties d'hidròxid de sodi, proveta, balança, espàtula, vas de precipitats, vareta de vidre i un matràs aforat de 250 mL).

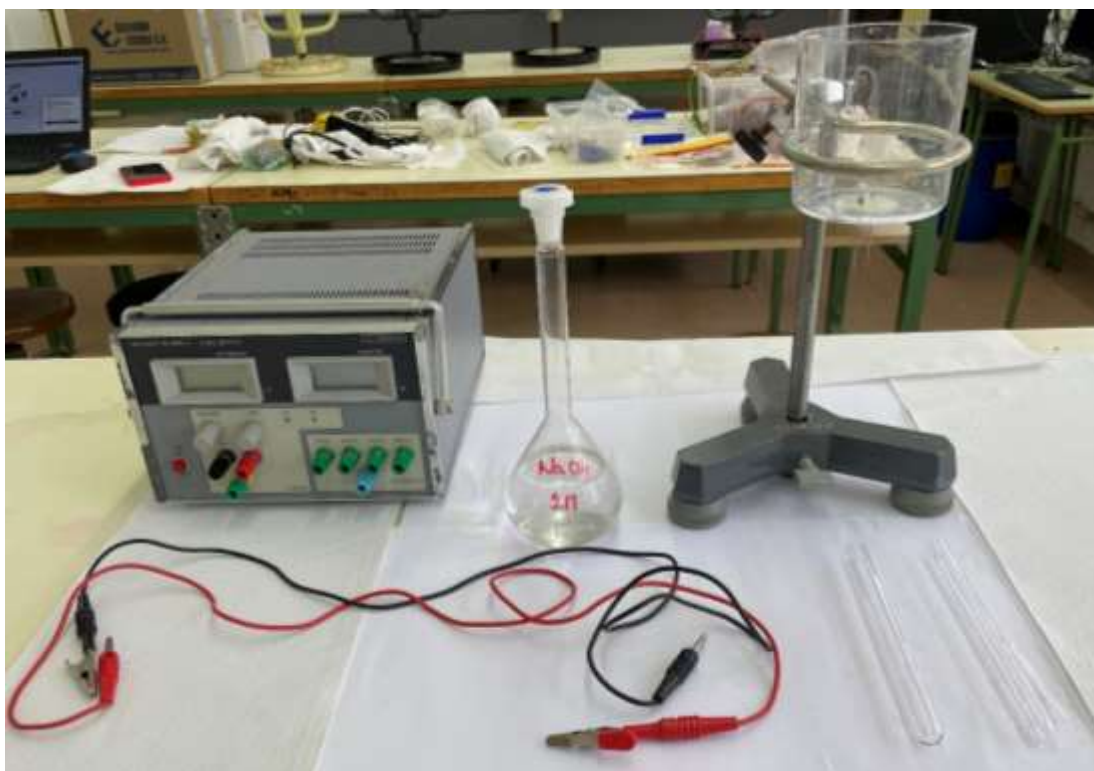


Figura 3.1. Material per dur a terme l'electròlisi de l'aigua.

Procediment:

1. El primer que cal fer és muntar en el vas de plàstic els dos elèctrodes de platí. Es fan dos petits forats en el fons del vas per on es passen els dos elèctrodes de platí (no arriben a 5 mm d'alçada) i se solden amb estany a dues agulles de cosir, que serà per on farem les connexions a la font d'alimentació. Amb Araldit omplim per la part externa els forats per assegurar-nos que no perdi líquid el vas.

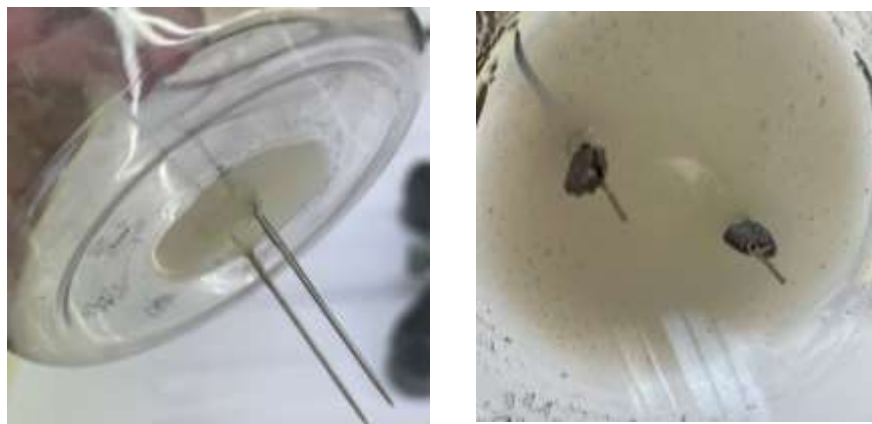


Figura 3.2. Muntatge del vas de plàstic amb els elèctrodes.

2. Preparem la dissolució de NaOH 1,0 mol/dm³. Per fer-ho, haurem de seguir els següents passos:

- Calculem la quantitat necessària de solut que en necessitem per fer 250 mL de solució:

$$M[\text{NaOH}] = 39,99 \text{ g/mol}$$

$$0,25 \text{ L dissolució} \cdot \frac{1,0 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L dissolució}} \cdot \frac{39,99 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 10,0 \text{ g NaOH}$$

- Col·loquem el vas de precipitats a sobre de la balança, el tarem i pesem el solut.
- Després afegim 100 mL d'aigua, mesurats amb la proveta, en el vas que conté la barreja.
- A continuació, la mescla l'aboquem al matràs aforat i rentem el vas de precipitats tres cops, afegint les aigües de rentatge al matràs aforat i per últim l'enrasem.

3. Omplim la meitat del vas de plàstic amb la dissolució d'hidròxid de sodi i també omplim els dos tubs d'assaig amb la mateixa dissolució i els posem invertits sobre els elèctrodes de platí. Per fer aquest darrer pas, ens posem guants.



Figura 3.3. Vas de plàstic i tubs d'assaig omplerts .

4. Connectem la font d'alimentació a la cel·la electrolítica.

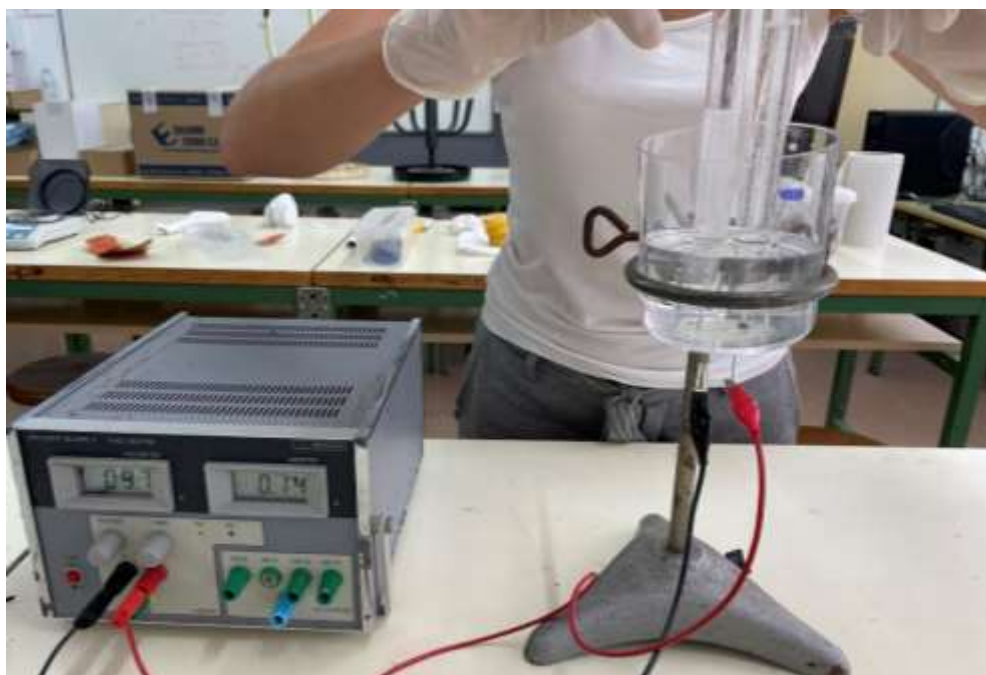


Figura 3.4. Electròlisi de l'aigua.

5. Observem que les reaccions que tenen lloc en els elèctrodes de platí corresponen a la formació d'hidrogen i oxigen (veure vídeo 1. Electròlisi de l'aigua). L'elèctrode que connectem al born negatiu de la font d'alimentació és on s'esdevé la reacció de reducció i es forma l'hidrogen, en canvi, l'elèctrode connectat al pol positiu és on es produeix la reacció d'oxidació i s'obté oxigen.

Això ho podem veure a simple vista, perquè mentre s'omplen els tubs d'assaig de gas, el tub que s'omple d'hidrogen té un volum de gas doble al volum d'oxigen que hi ha en l'altre tub.

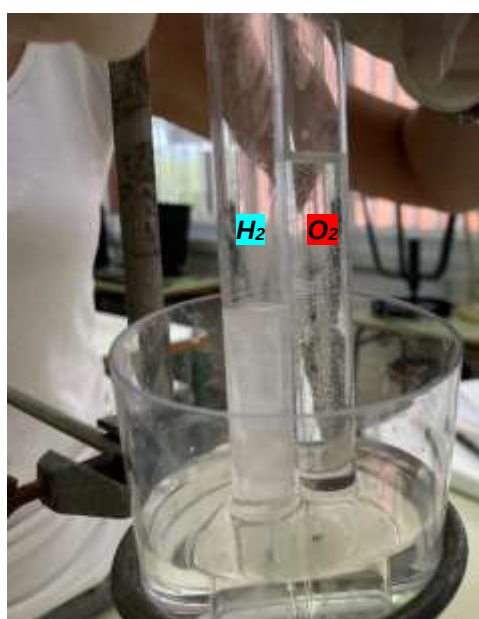


Figura 3.5. Formació de gas hidrogen i oxigen.

6. Deixem que tingui lloc l'electròlisi, fins a tenir els dos tubs quasi plens de gas.

7. Desconnectem la font d'alimentació i connectem els elèctrodes a un voltímetre digital. Ara la cel·la funciona com una pila. És l'anomenada pila de combustible i genera un voltatge d'1,64 V.

8. Agafem el tub ple d'hidrogen, i li donem la volta deixant-lo en la gradeta. L'hidrogen gas lleuger surt del tub i es troba amb l'oxigen de l'aire, si apropem una font de calor sentirem una petita explosió, com a conseqüència de la reacció de combustió ràpida de l'hidrogen (vídeo 2. Explosió).

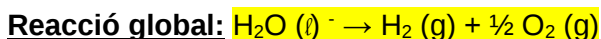
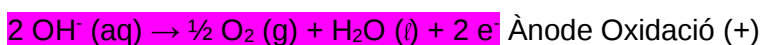
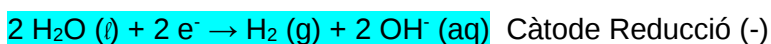


Figura 3.6. Voltatge de la pila combustible.

Resultats:

Quan la cel·la electrolítica l'omplim de la dissolució d'hidròxid de sodi i els elèctrodes inerts els connectem a la font d'alimentació a través de les agulles de cosir i els cables de connexió observem que l'energia elèctrica produeix una reacció química d'oxidació-reducció, en concret, l'electròlisi de l'aigua en medi bàsic.

Reaccions durant l'electròlisi:



Quan la cel·la la connectem al voltímetre i aleshores funciona com a pila de combustible, l'elèctrode positiu és el que conté l'hidrogen i el negatiu és el que conté oxigen.

3.2. La pila de combustible

A continuació, descriurem dues piles de combustible similars a la descrita en l'apartat anterior, però amb materials més senzills i comprovarem que realment subministren corrent elèctric connectant un receptor com un brunzidor, un motor DC 1,0 V, un petit rellotge digital o a una petita bombeta de descàrrega de gasos.

3.2.1. Una pila de combustible amb fregalls d'acer inoxidable

Material: Vas de plàstic, paper de filtre, dos fregalls d'acer inoxidable, cables de connexió i pinces de cocodrill, sulfat de sodi, font d'alimentació, un brunzidor, un motor de 0,5 V i un rellotge digital.



Figura 3.7. Material de la pila de combustible amb fregalls d'acer inoxidable.

Procediment: Posem dins d'un vas de plàstic dos fregalls d'acer inoxidable separats per un paper de filtre (almenys unes quatre làmines). Cal evitar que es toquin els dos fregalls. Damunt dels fregalls hi posem una cullerada de sulfat de sodi, NaSO_4 . Hi afegirem aigua fins que gairebé cobreixi els fregalls. Amb els cables connectem la cel·la electroliítica a la font d'alimentació.



Figura 3.8. Procés per produir una pila de combustible amb fregalls d'acer inoxidable.

S'està produint l'electròlisi de l'aigua (vídeo 3. Pila de combustible amb fregalls d'acer). El sulfat de sodi només serveix perquè el corrent pugui circular però no intervé per a res. Es tracta d'un procés completament forçat pels electrons que surten de la font d'alimentació.

Deixem que es faci aquest procés durant aproximadament un o dos minuts.

A continuació desconnectem la font d'alimentació i connectem en el seu lloc un voltímetre i veiem que l'aparell s'ha convertit en una pila de combustible de tensió 2,11 V. S'està produint una reacció espontània de transferència d'electrons.

Retirem el voltímetre i connectem un bronzidor i el sentim. (mirar vídeo 4. Pila combustible de fregalls_Brunzidor.MOV)

Tornem a carregar la pila aproximadament un minut i després la connectem a un motor d'1,0 V i el motor funciona (mirar i sentir vídeo 5. Pila combustible de fregalls_Motor.MOV). Fem exactament el mateix amb la bombeta i, per acabar, amb el rellotge digital (vídeos 6 i 7).

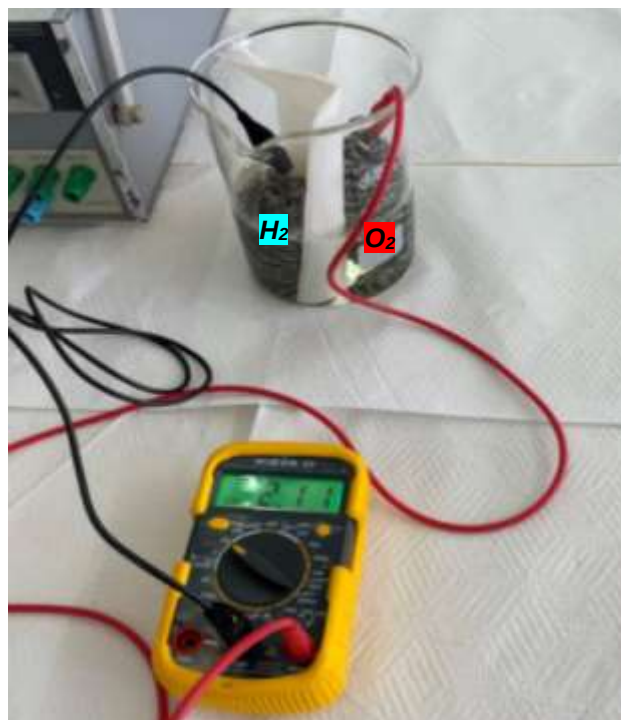


Figura 3.9. Voltatge de la pila combustible amb fregalls d'acer inoxidable.

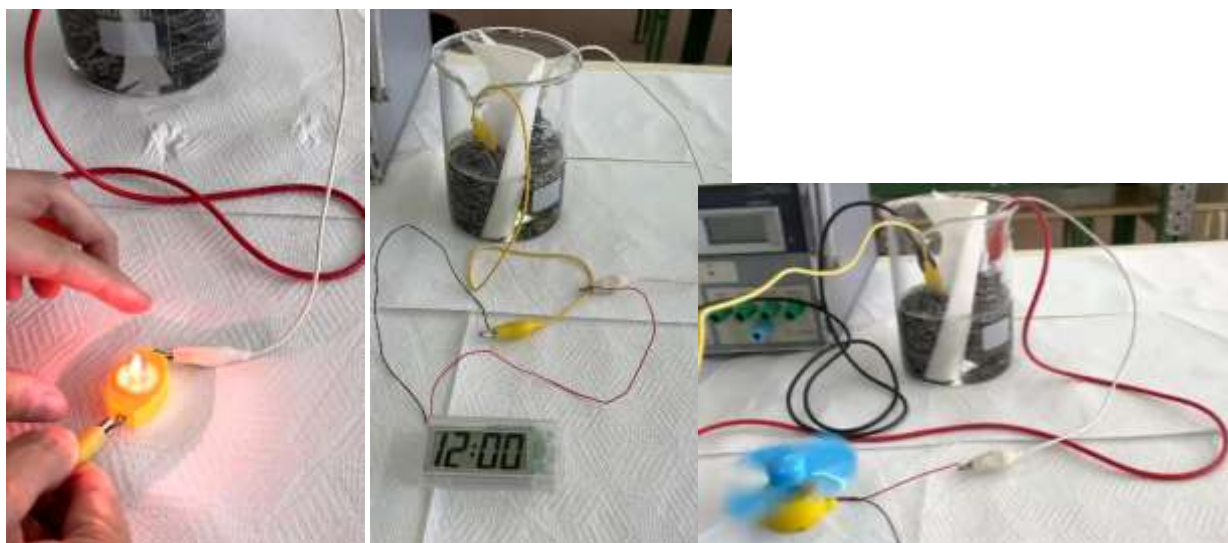


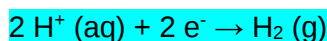
Figura 3.10. Funcionament del motor, el display i la bombeta amb la pila de combustible utilitzant com elèctrodes fregalls d'acer inoxidable.

Resultats:

Reaccions que tenen lloc durant l'electròlisi

En el born negatiu:

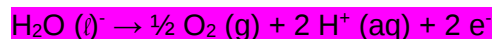
→ Reacció de reducció (càtode)



Es forma hidrogen gas que queda parcialment adsorbit en el fregall d'acer.

En el born positiu:

→ Reacció de d'oxidació (ànode)



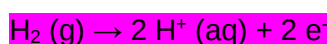
Es forma oxigen gas que també queda parcialment adsorbit en l'altre fregall d'acer.

Reacció global: $\text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$

Quan la cel·la funciona com a pila de combustible, l'elèctrode positiu és el fregall on queda adsorbit l'oxigen i l'elèctrode negatiu és el fregall on hi ha retingut l'hidrogen.

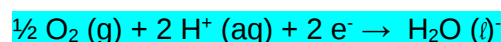
En el born negatiu:

→ Reacció d'oxidació (ànode)



En el born positiu:

→ Reacció de reducció (càtode)



Reacció global: $\text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\ell)$

En el següent quadre recollim totes les reaccions de forma més visual que tenen lloc en els processos de càrrega i descàrrega.

Càrrega (electròlisi)	$\text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ Ànode Oxidació (Born positiu)	$2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (\text{g})$ Càtode Reducció (Born negatiu)
Descàrrega (pila)	$\text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ Ànode oxidació (Born negatiu)	$\frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\ell)$ Càtode Reducció (Born positiu)

Taula 3.1. Reaccions que es produeixen en els processos de càrrega i descàrrega.

El sulfat de sodi en aquesta pila actua com a electròlit.

A partir de la taula anterior podem veure les diferències entre una pila voltaica i una cel·la d'electròlisi.

<i>Pila electroquímica</i>	<i>Cel·la electrolítica</i>
Una reacció química produeix energia elèctrica.	L'energia elèctrica produeix una reacció química.
La reacció redox és espontània	La reacció redox no és espontània.
L'ànode és el pol negatiu. El càtode és el pol positiu.	L'ànode és el pol positiu. El càtode és el pol negatiu.

Taula 3.2. Diferències entre piles electroquímiques i les cel·les electrolítiques.

El voltatge de la pila és independent del temps de càrrega. Independentment que el temps de càrrega sigui d'1 minut, 2 minuts o 5 minuts, el voltatge de la pila és el mateix, ja que es produeixen les mateixes reaccions quan el dispositiu funciona com a pila electroquímica.

3.2.2. Una pila combustible amb esponja floral

Material: Un vas de precipitats, escuma floral circular tallada per encaixar en una càpsula de Petri, dissolució 1,0 M de MgSO_4 , dos elèctrodes de grafit, un voltímetre amb els seus cables corresponents, una font d'alimentació, un petit rellotge digital, un motor d'1 V de corrent continu, una petita bombeta de descàrrega de gasos i un brunzidor.

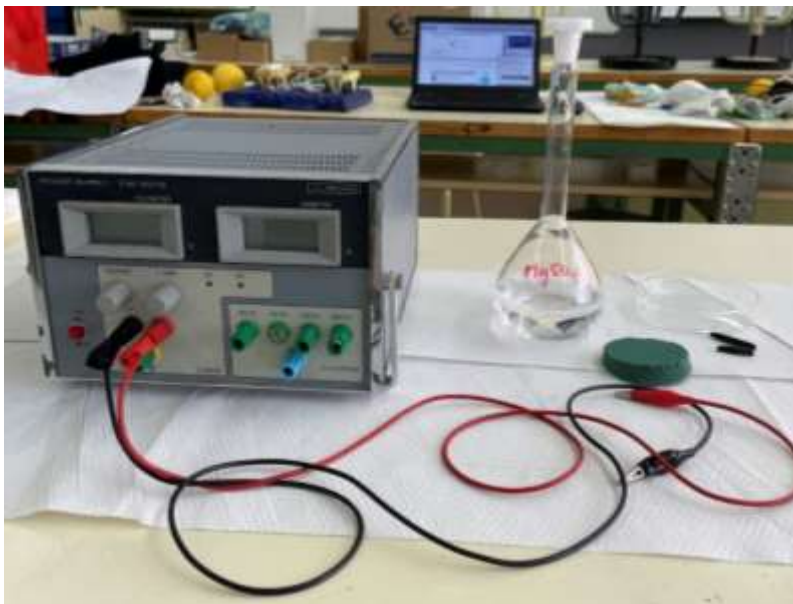


Figura 3.11. Material per a la pila de combustible amb esponja floral.

Procediment:

1. Preparem una dissolució de sulfat de magnesi d'1,0 M, pesant 24,6 g de $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ i dissolent-los en 100 mL d'aigua mesurats amb una proveta.
2. Col·loquem l'escuma floral a l'interior de la càpsula de Petri i aboquem la solució per sobre d'aquesta fins assegurar-nos a que tota l'escuma estigui xopa d'aquesta solució.



Figura 3.12. Solució de 100 mL de sulfat de magnesi.



Figura 3.13. Escuma floral submergida en MgSO_4 (aq).

3. Introduïm els dos elèctrodes de grafit a l'interior de l'escuma floral sense que la travessin.

4. Connectem els elèctrodes de grafit a la font d'alimentació i la carreguem a 6,2 V durant 5 minuts. Observem la formació de bombolles al voltant de cada elèctrode, a conseqüència de la formació d'oxigen i hidrogen gas.

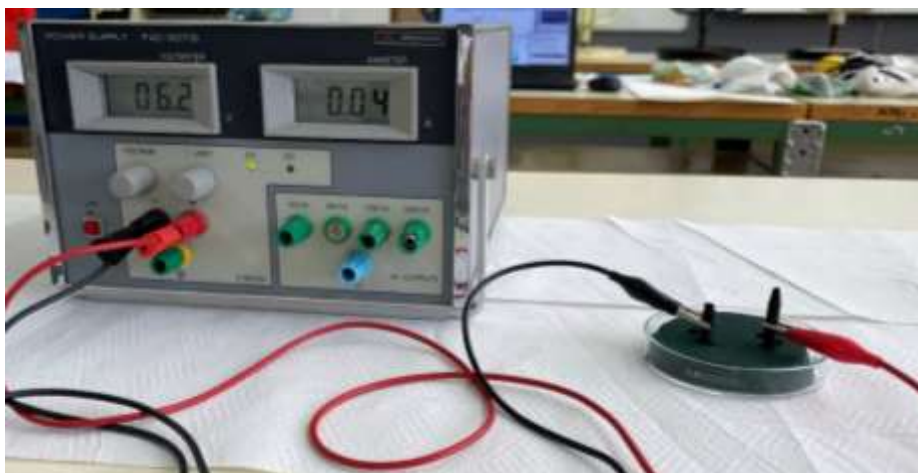


Figura 3.14. Pila combustible amb esponja floral carregant-se.

5. A continuació desconnectem els elèctrodes de grafit a la font d'alimentació i els connectem al voltímetre per mesurar el voltatge de la pila.



Figura 3.15. Funcionament de la cel·la electroquímica.



Figura 3.16. Voltatge de la pila de combustible amb esponja floral.

6. A continuació, connectem diversos dispositius per veure si funcionen gràcies a la pila formada. (Mirar els següents vídeos: 7. Pila combustible amb esponja floral_Brunzidor.MOV, 8. Pila de combustible amb esponja floral_Bombeta.MOV i 9. Pila combustible amb esponja floral_Motor.MOV).



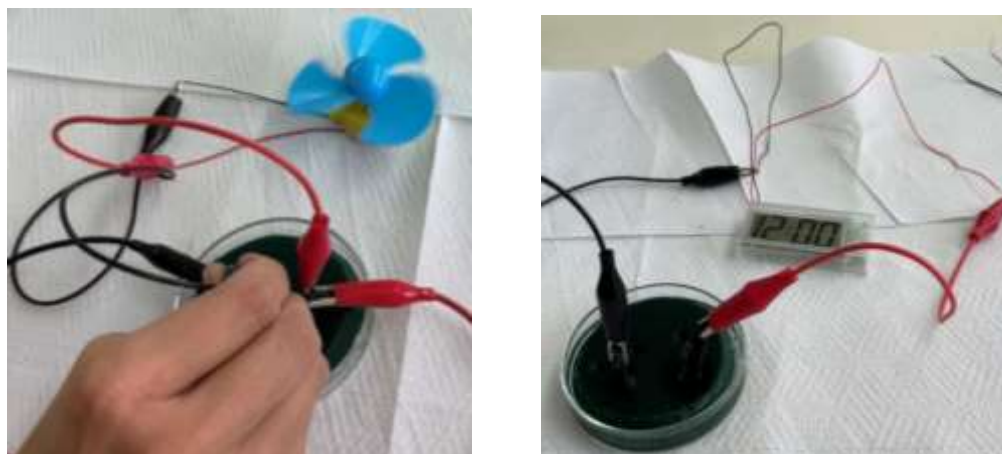


Figura 3.17. Funcionament de diferents dispositius a partir de la pila de combustible amb esponja floral.

Resultats:

Les reaccions que es produeixen són idèntiques a les que es produeixen al punt 3.2.1.

En la taula 3.3 presentem el temps de descàrrega de la pila de en connectar-la a cada dispositiu.

DISPOSITIUS	Bombeta	Display (rellotge)	Motor	Brunzidor
TEMPS DE DESCÀRREGA	1s	16 min	5 s	10 s

Taula 3.3. Resum del temps de descàrrega de la pila a l'estar connectada a alguns dispositius.

3.3. La pila de plom i la bateria de plom

La bateria clàssica del cotxe o l'acumulador de plom està formada per 6 piles de plaques de plom en sèrie on cada pila dona 2 V, i així el conjunt de 6 unitats dona 12 V.

A continuació, descriurem com fer la pila de plom i posteriorment construirem una bateria amb 3 unitats.

3.3.1. La pila de plom

Material: vas de precipitats de 100 mL, plaques de plom (2,0 cm x 8,0 cm) de 2 mm de gruix, font d'alimentació regulable de corrent continu, cables de connexió i pinces de cocodrill, rellotge, motor DC 1,0 V, brunzidor, motor 1,0 V i bombeta, voltímetre, porexpan i una dissolució d'àcid sulfúric 2 M (material per preparar la dissolució: vas de precipitats, vareta de vidre, proveta, matràs aforat de 250 mL i àcid sulfúric concentrat).



Figura 3.18. Material necessari per fer la pila de plom.

Procediment:

1. Preparem la dissolució d'àcid sulfúric 2 M a partir de la concentració concentrada que tenim al laboratori (96% i densitat de la dissolució 1,84 g/mL)

- Calcular el volum de solució concentrada necessari.

$$M[H_2SO_4] = 98 \text{ g/mol}$$

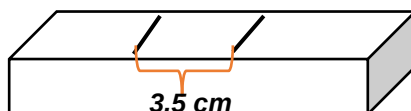
$$d_{\text{dissolució}} = 1,84 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

$$0,1 \text{ L dissolució} \cdot \frac{2,0 \text{ mols } H_2SO_4}{1 \text{ L dissolució}} \cdot \frac{98 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{100 \text{ g } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1,84 \text{ g}} = 27,17 \text{ mL d}'H_2SO_4$$

- Mesurar-lo amb PROVETA (> 25 mL)
- Abocar la solució concentrada al MATRÀS AFORAT del volum a preparar, on és necessari que anteriorment hàgim afegit una part d'aigua per evitar que el matràs aforat s'escalfi a causa del procés exotèrmic corresponent a dissoldre l'àcid sulfúric en aigua.
- Rentar la proveta amb aigua destil·lada i afegir les aigües de rentatge al matràs.
- Acabar d'omplir el matràs aforat amb aigua destil·lada.
- Agitem la solució.

2. Omplim el vas de precipitats amb 40 mL de la dissolució d'àcid sulfúric.

3. Col·loquem el tros de porexpan a sobre del vas de precipitats i fem passar els elèctrodes de plom a través d'ell. Les plaques de plom les posem paral·leles dins del vas de tal manera que no es toquin entre elles i tampoc toquin el fons del vas de precipitats. Les plaques estan separades entre elles una distància de 35 mm.



4. Connectem a través dels cables de connexió la font d'alimentació als elèctrodes de plom. És suficient 4,0 volts. Té lloc el procés d'electròlisi. Cal deixar-ho alguns minuts, en el nostre cas, el temps de càrrega és de 5 minuts. S'observa la formació de bombolles en els elèctrodes, a causa que si la tensió és elevada, es produeix l'electròlisi de l'aigua. Si veiem molt de bombolleig, podem baixar la tensió de la font d'alimentació.

5. A continuació, desconnectem la font d'alimentació i connectem en el seu lloc un voltímetre i veiem que l'aparell s'ha convertit en una pila de tensió 2,1 V. Ara, s'està produint una reacció espontània de transferència d'electrons.

6. Traiem les plaques de plom després d'haver realitzat un cicle de càrrega i descàrrega, ja que cada cop que es produeix la reacció es forma òxid de plom (IV), PbO_2 , i aquest l'hem de treure amb paper de llimar.



Figura 3.19. Pila de plom carregant-se per electròlisi.



Figura 3.20. Voltatge de la pila de plom.



Figura 3.21. Plaques de plom després de realitzar un cicle de càrrega i descàrrega.

7. Després rentem les plaques de plom amb aigua, les esbandim amb aigua destil·lada i les assequem per tornar a començar amb el procés de càrrega (repetir els passos 3-4).

8. Desconnectem els cables de la font i connectant successivament la bombeta, el motor i el brunzidor, veiem que funcionen correctament.

Mirar els següents vídeos: 10. Pila de plom_Brunzidor.MOV, 11. Pila de plom_Motor.MOV i 12. Pila de plom_Bombeta.MOV)

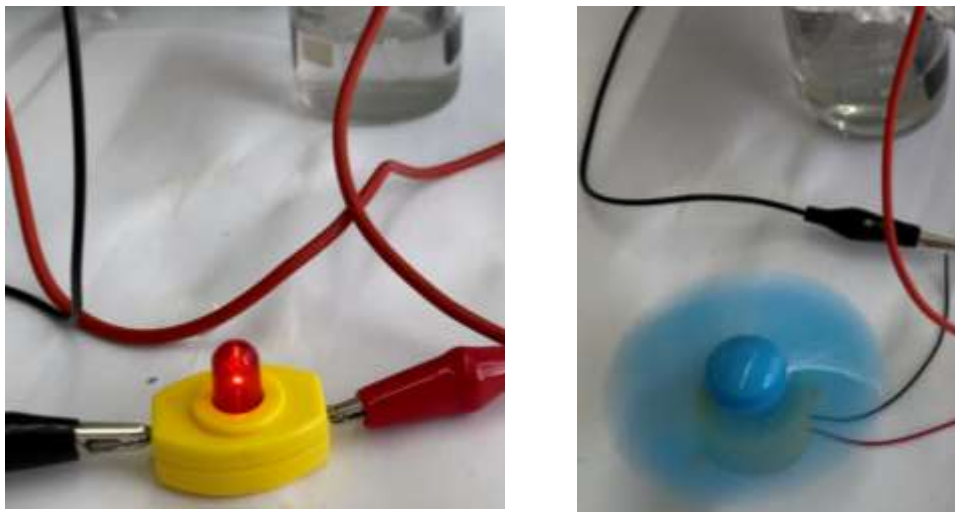
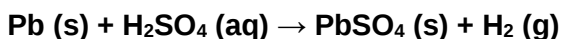


Figura 3.22. Funcionament de la bombeta i el motor d'1 V usant la pila de plom.

Resultats:

En submergir les plaques de plom en la dissolució d'àcid sulfúric, el primer que fa l'àcid és atacar el plom i formar una capa de sulfat de plom (II). El PbSO_4 és molt poc soluble i queda adherit al metall.

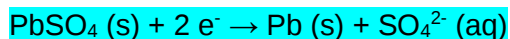


Aquesta reacció s'acaba aviat, perquè el sulfat de plom al quedar adherit a l'elèctrode, aquest es passiva i queda protegit d'un ulterior atac.

A continuació en connectar els elèctrodes de plom a la font d'alimentació té lloc les reaccions d'electròlisi.

En el born negatiu (allà on arriben els electrons exteriors):

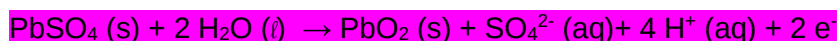
→ Reacció de reducció (càtode)



Es regenera el plom.

En el born positiu (allà on s'escapen els electrons exteriors):

→ Reacció d'oxidació



Es produeix òxid de plom (IV) de color marró.

El procés global de transferència d'electrons és:



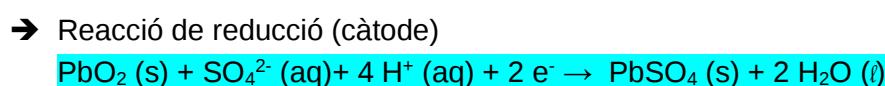
Com podem observar, es consumeix la capa de sulfat de plom (II) i es regenera plom i òxid de plom (IV), que són els dos reactius que faran funcionar la pila. També es regenera l'àcid sulfúric que s'havia gastat. En aquest moment la pila ja pot funcionar espontàniament invertint les reaccions anteriors.

Born negatiu de la pila (d'on surten els electrons)

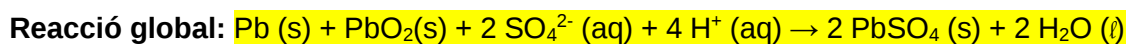


I es torna a formar el sulfat de plom (II) que va passivant l'elèctrode.

Born positiu de la pila (on són acceptats els electrons)



Es forma sulfat de plom(II) que acaba inhibint la pila. Diem que "s'ha gastat". En realitat es necessita un nou procés de càrrega i així successivament.



En el següent quadre recollim totes les reaccions de forma més visual que tenen lloc en els processos de càrrega i descàrrega.

Càrrega (electròlisi)	$\text{PbSO}_4 \text{ (s)} + 2 \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{PbO}_2 \text{ (s)} + \text{SO}_4^{2-} \text{ (aq)} + 4 \text{ H}^+ \text{ (aq)} + 2 \text{ e}^-$ Ànode Oxidació (Born positiu)	$\text{PbSO}_4 \text{ (s)} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Pb (s)} + \text{SO}_4^{2-} \text{ (aq)}$ Càtode Reducció (Born negatiu)
Descàrrega (pila)	$\text{Pb (s)} + \text{SO}_4^{2-} \text{ (aq)} \rightarrow \text{PbSO}_4 \text{ (s)} + 2 \text{ e}^-$ Ànode oxidació (Born negatiu)	$\text{PbO}_2 \text{ (s)} + \text{SO}_4^{2-} \text{ (aq)} + 4 \text{ H}^+ \text{ (aq)} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4 \text{ (s)} + 2 \text{ H}_2\text{O (l)}$ Càtode Reducció (Born positiu)

Taula 3.4. Reaccions que es produeixen en els processos de càrrega i descàrrega.

3.3.2. La bateria de plom

Per recrear una situació real, muntarem una bateria de plom, la qual es troba en la majoria d'automòbils pel seu gran rendiment i el gran voltatge que forma amb poques piles de plom connectades en sèrie. Les bateries de plom dels cotxes porten connectades en sèries 6 piles, com que cadascuna dona 2 V de voltatge, en la bateria d'un cotxe en tenim 12,0 V.

Nosaltres només en connectarem 3 piles de plom en sèrie, on obtindrem un voltatge total que ronda els 6 V.

Per realitzar aquest procés, farem tres piles de plom, explicades a l'anterior subapartat (3.2.1), i amb cables les connectarem en sèrie entre elles i a la font d'alimentació de corrent continu per començar el procés de càrrega.



Figura 3.23. Muntatge bateria de plom.

Carreguem la bateria de plom a 4 V durant 5 minuts. Tot seguit, per comprovar la bateria està carregada, la connectem a un multímetre per mesurar el seu voltatge.

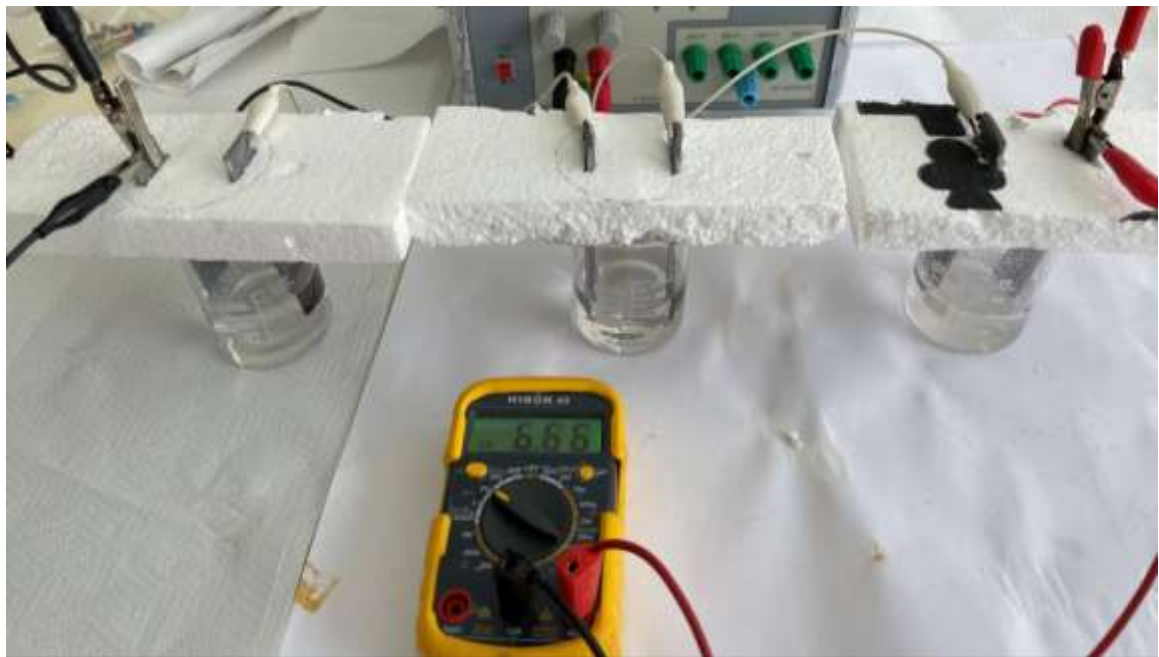


Figura 3.24. Voltatge de la bateria de plom.

El voltatge que obtenim de la bateria de plom és de 6,66 V (figura 3.24).

Tot seguit, descarregarem la bateria de plom amb els següents dispositius: brunzidor, motor i bombeta. (mirar vídeos: 13. Bateria de plom_Bombeta.MOV, 14. Bateria de plom_Brunzidor.MOV i 15. Bateria de plom_Motor.MOV)

Observem que en connectar els receptors a la bateria, la bombeta brilla més, el brunzidor sona més fort i el motor gira més ràpids perquè tenim un voltatge més gran que amb una única pila sola i un major corrent elèctric.

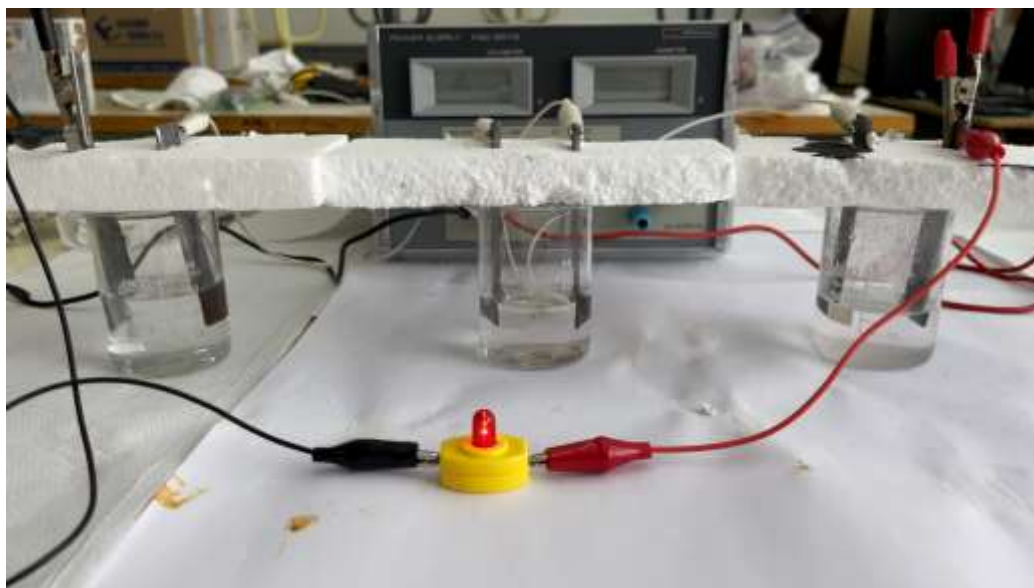


Figura 3.25. Bombeta connecta a la bateria de plom.



Figura 3.26. Motor connectat a la bateria de plom.

3.4. La pila d'hidrogen versus l'acumulador de plom

Ara volem fer una anàlisi comparativa entre la pila d'hidrogen (realitzada amb l'esponja floral) i l'acumulador de plom, de tal forma que iniciem el procés de càrrega de totes dues cel·les electrolítiques a 4,0 V i durant 5 minuts. Després connectem els receptors i observem el temps que triga a descarregar-se cada pila.

Aleshores, hem recollit tots els resultats i hem realitzat una taula comparativa amb el temps de durada de cada dispositiu respecte a la pila en què està connectada.

	Motor d'1 V	Bombeta	Brunzidor
Pila hidrogen	6 s	2 s	27 s
Acumulador de plom	55 s	28 s	1 min i 55 s

Taula 3.5. Resum del temps de descàrrega de la pila hidrogen i l'acumulador de plom connectats a alguns dispositius.

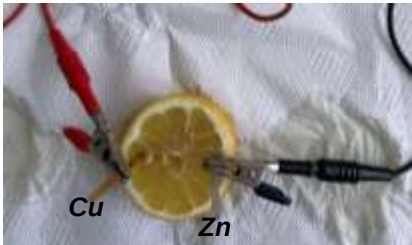
En vista dels resultats obtinguts, considerem que la pila de plom permet que els dispositius funcionin durant més de temps.

Avui dia existeixen molts projectes per aconseguir l'energia elèctrica a través de la reacció de combustió de l'hidrogen i aquest es converteixi en el vector energètic. Si s'assolís que tota l'energia vingués de l'hidrogen, seria una energia neta i renovable, ja que com hem vist només es forma aigua, en la seva reacció amb l'oxigen. D'aquesta forma, eliminariem les emissions de diòxid de carboni, contribuint a disminuir la petjada de diòxid de carboni en el nostre planeta i, per tant, ajudant a aturar el canvi climàtic.

Conclusions

Les principals conclusions d'aquest treball són:

1. Hem muntat diferents piles amb materials senzills i canviant l'elèctrode que fa d'ànode.

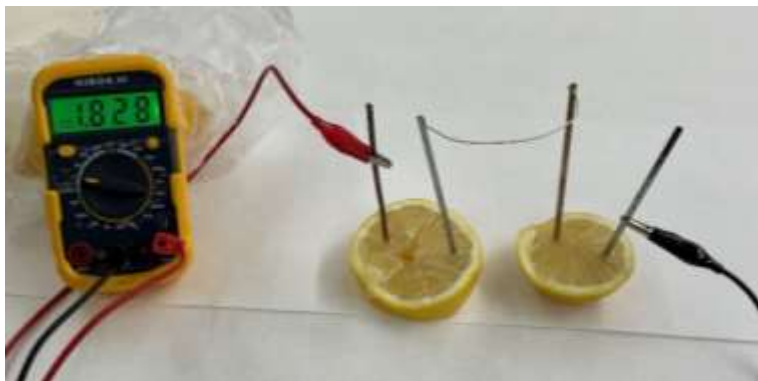
Pila	Reaccions que tenen lloc	Voltatge i corrent elèctric
	$\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^{-}$ OXIDACIÓ (ànode, -) $2 \text{H}^{+} + 2 e^{-} \longrightarrow \text{H}_2$ REDUCCIÓ (càtode, +) REACCIÓ GLOBAL: $\text{Zn} + 2\text{H}^{+} \longrightarrow \text{H}_2 + \text{Zn}^{2+}$	Voltatge= 0,92 V Intensitat= 0,04 μA
	$\text{Mg} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 e^{-}$ OXIDACIÓ (ànode, -) $2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^{-} \longrightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^{-}$ REDUCCIÓ (càtode, +) REACCIÓ GLOBAL: $\text{Mg} + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{OH}^{-} + 2 \text{Mg}^{2+}$	Voltatge= 1,40 V Intensitat= 16,5 mA
	$\text{Al} + 3\text{OH}^{-} \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 e^{-}$ OXIDACIÓ (ànode, -) $\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 e^{-} \longrightarrow 4 \text{OH}^{-}$ REDUCCIÓ (càtode, +) REACCIÓ GLOBAL: $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4 \text{Al}(\text{OH})_3$	Voltatge= 0,93 V Intensitat= 111 mA

Cal destacar el gran corrent elèctric que proporciona la pila d'alumini-aire, a causa de la gran superfície que tenim d'elèctrodes, això significa que les reaccions es duen a terme en major extensió i, per tant, més electrons circularen per unitat de temps, major corrent.

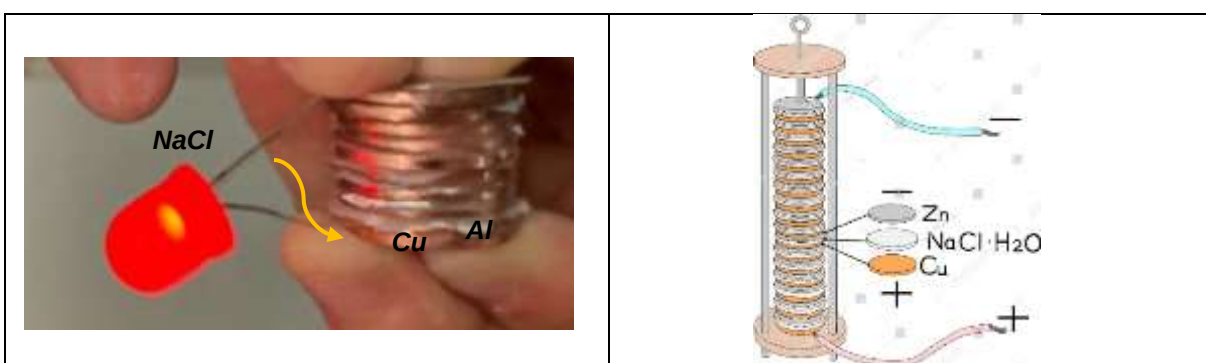
Reduint la resistència interna de les piles emprant com electròlit una dissolució de clorur de sodi hem aconseguit que funcionin diferents dispositius en connectar-los a les piles construïdes, com un petit motor solar, un bronzidor i un rellotge digital.

Conclusions

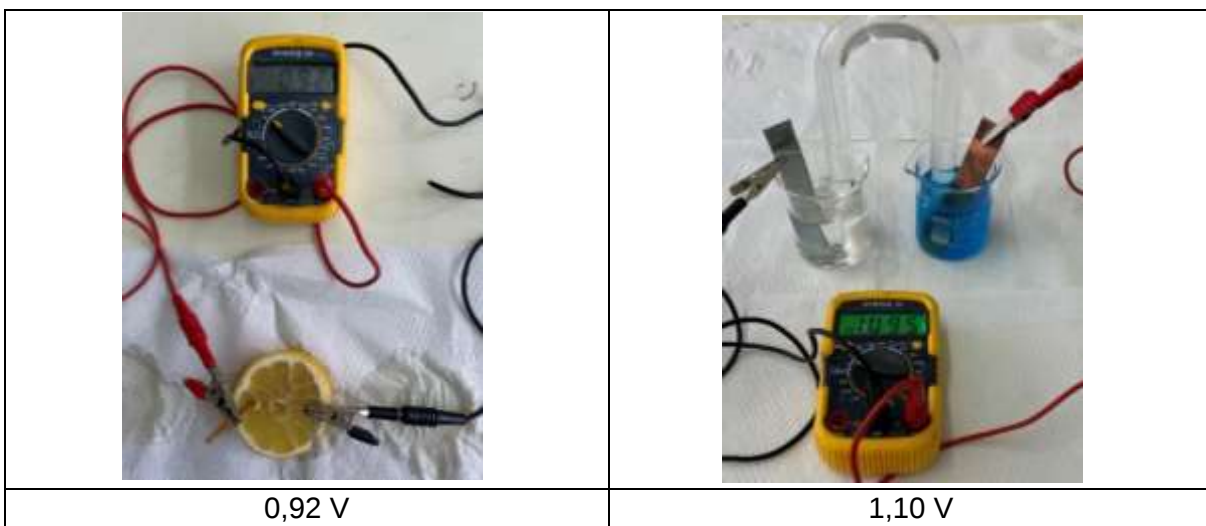
Com la pila llimona coure-zinc donava un voltatge petit, per fer funcionar el rellotge digital hem necessitat connectar dos en sèrie, demostrant així, que quan les piles es connecten en sèrie augmentem el voltatge, és a dir, augmentem l'energia per unitat de càrrega.



2. Hem construït una pila similar a la pila original d'Alessandro Volta (1745-1827).

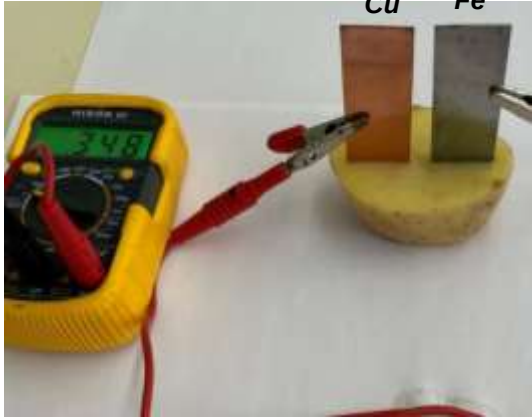
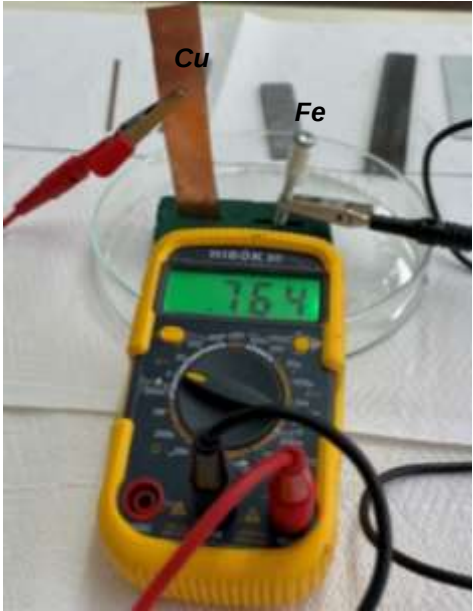
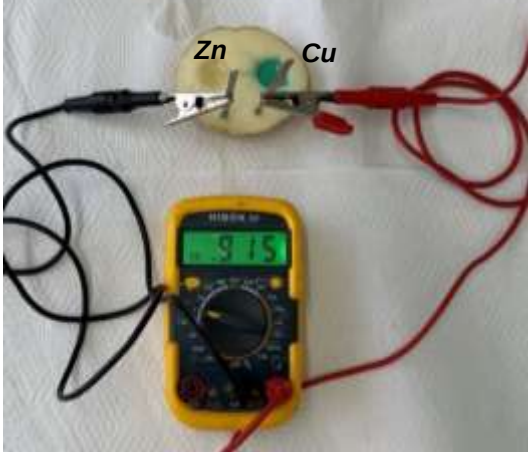


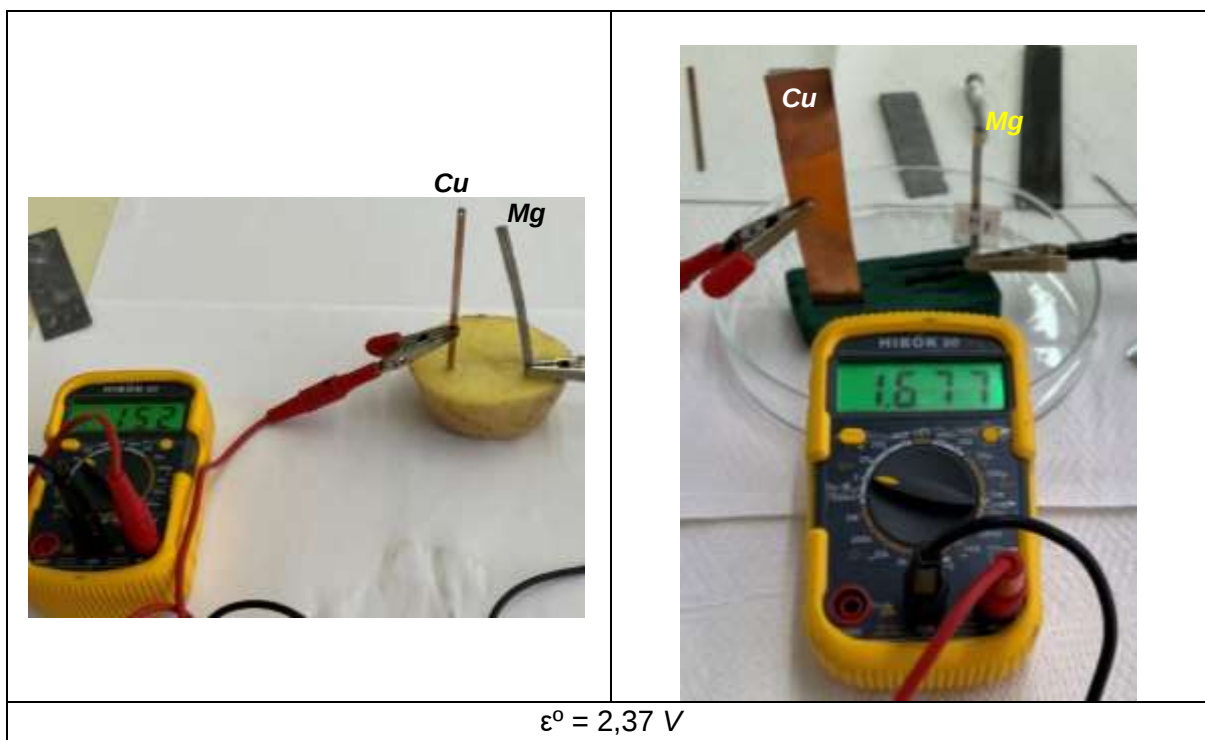
3. La pila llimona Zn-Cu dona un voltatge una mica menor que la fem de la corresponent pila Daniell perquè la primera no està en les condicions estàndard.



4. Hem construït diferents piles Daniell, és a dir, emprant els mateixos elèctrodes, però usant com a punt salí una patata o una escuma floral submergida en nitrat potassi i sense haver de submergir els elèctrodes en les seves corresponents dissolucions, d'aquesta manera, podem entendre els conceptes de diferència de potencial i mesurar la fem de la pila sense haver d'utilitzar quantitats de reactius elevades i estalviant l'ús de les sals metàl·liques i així generar menys residus.

Conclusions

 Cu Pb	 Cu Pb
$\varepsilon^0 = 0,47 \text{ V}$	
 Cu Fe	 Cu Fe
$\varepsilon^0 = 0,78 \text{ V}$	
 Zn Cu	 Cu Zn
$\varepsilon^0 = 1,10 \text{ V}$	



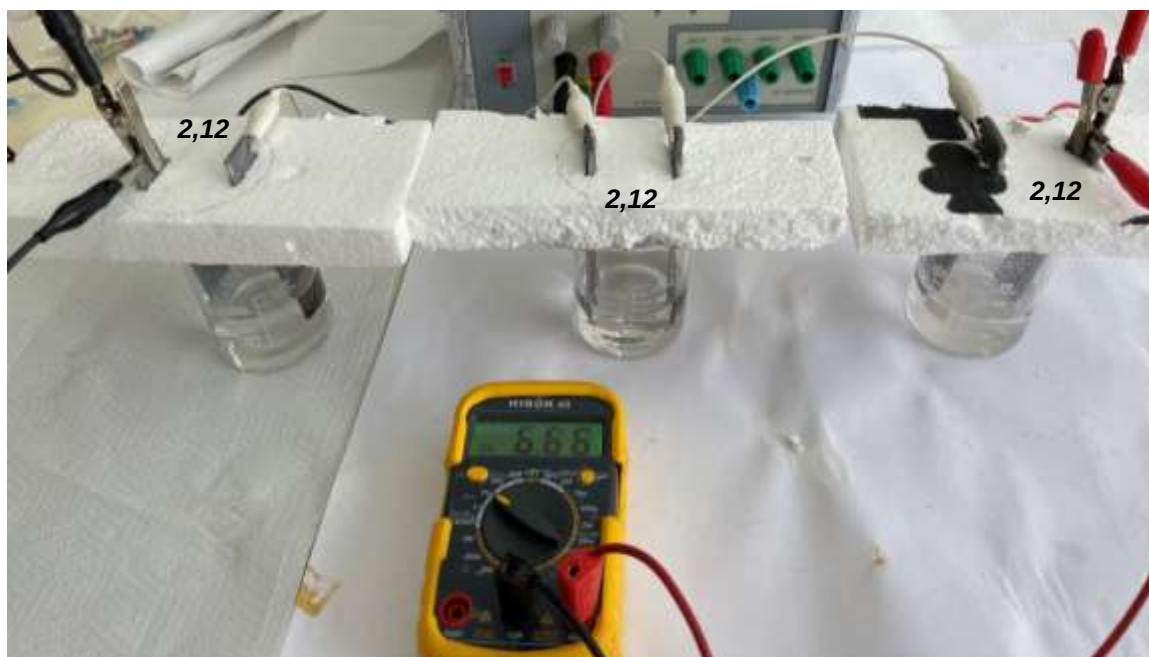
Malgrat que no estem en les condicions estàndard mesurem voltatges que no difereixen gaire dels valors teòrics calculats a partir dels potencials estàndard de reducció tabulats. En el cas de la pila magnesi-coure sí que són força diferents, però observem que la diferència de potencial entre els elèctrodes és més gran que en la resta de les piles muntades.

En el cas de la pila coure-ferro, hem vist que si usem un clau d'acer, els resultats milloren respecte si usem un elèctrode de ferro, això pot ser, a conseqüència de què el ferro és un metall que s'oxida.

5. Submergeint els diferents elèctrodes en l'escuma floral i mesurant el voltatge de la pia hem sigut capaços de reproduir la sèrie electromotriu dels metalls, és a dir, ordenar els metalls pel seu poder oxidant més fort.

Experimental	Teòric
Mg Zn Pb Fe Cu  Poder oxidant	Mg Zn Pb Fe Cu  Poder oxidant

6. Una bateria és la unió de diferents piles en sèrie de forma que el potencial total és la suma de potencials. La pila de plom té un voltatge de 2,12 V, en col·locar tres en sèrie, la diferència de potencial de la bateria és de 6,60 V.



7. Hem construït dos tipus de piles recarregables diferents, entenent els seus processos de càrrega per electròlisi i de descàrrega quan funcionen com a piles.

La pila de combustible l'hem dissenyada de dues formes:

Elèctrodes: Fregalls d'acer Electròlit: Dissolució de sulfat de magnesi	Elèctrodes: Barres de grafit Electròlit: Dissolució de sulfat de magnesi

La pila de plom conté com elèctrodes dues plaques de plom submergides en una dissolució 2 M d'àcid sulfúric (vegeu la figura de la bateria de plom).

Amb aquestes dues piles hem fet funcionar diferents dispositius i hem vist que la bateria de plom, en el nostre cas, es descarregava més lentament que la pila de combustible.

En fer aquest treball ens hem adonat de la importància de l'hidrogen verd. L'hidrogen verd és l'hidrogen que es genera a partir de fonts renovables. Ens podem imaginar una casa amb un petit aerogenerador eòlic i plaques solars que a partir de fonts renovables aconseguirien el corrent elèctric per fer l'electròlisi d'aigua i així generar l'hidrogen i l'oxigen

que es poden conduir a una cel·la on aquests produeixen els processos d'oxidació-reducció en els elèctrodes que proporcionaran l'energia elèctrica per fer anar tots els dispositius elèctrics de la llar. Esperem que això no sigui un projecte molt llunyà, ja que en aquests processos d'oxidació-reducció es forma aigua, i zero emissions de diòxid de carboni, contribuint a una millora del nostre planeta.

- [1] MasJuan, M.D.; Pelegrín, J. Química 2n Batxillerat. *Casals*, 2a edició, **2003**, p. 249-291.
- [2] García, T.; García-Serna J.R. Química 2, Batxillerat. *Edebé*, **2003**, p. 186-207.
- [3] Centellas Masuet, F. A. [et. al]. Una nova mirada a la química experimental de Batxillerat. *Publicacions i Edicions de la Universitat de Barcelona*, **2008**, p. 105-113.
- [4] Centellas Masuet, F. A. [et. al]. Alguns experiments de Química per a estudiants de Batxillerat: Fem Química al Laboratori. *Publicacions i Edicions de la Universitat de Barcelona*, **2006**, p. 65-72.
- [5] Valls, J.M.; Segura, M. La Clau de Volta. *Escola Pia de Catalunya*. 1a Edició, **2014**, p. 535-549.
- [6] Josep Corominas. "Electricitat amb llaunes, maquinetes i monedes" [en línia]. <<http://corominasquimica.com/tag/reaccions-redox/>> [Consulta: 1 de juliol de 2021].
- [7] Tamez, M.; Yu, J. "Aluminium-Air Battery. Journal of Chemical Educations". *J. Chem. Educ.*, **2007**, 84, p. 1936A-1936B.
- [8] Prolongo. M.; Pinto, G. "Colourful chemistry: redox reactions with lollipops" *Science in School*, **2018**, 43. [en línia] <<https://www.scienceinschool.org/article/2018/colourful-chemistry-redox-reactions-lollipops/>> [Consulta 1 de juliol de 2021]
- [9] Voak, H. "Redox Resources" *Science in School*, **2016**, 36. [en línia] <<https://www.scienceinschool.org/article/2016/redox-resources/>> [Consulta 20 de novembre de 2021]
- [10] Armida, L. Serie electromotriz. 2011 [en línia] <<https://cb10laura.blogspot.com/search?q=fuerza+electromotriz>> [Consulta: 20 de novembre de 2021]
- [11] Centre de Documentació i Experimentació en Ciències i Tecnologia (CESIRE). Treballs pràctics de química. "Pila electroquímica que encén una bombeta". [en línia] <http://srvcnpbs.xtec.cat/cdec/images/stories/WEB_antiga/recursos/pdf/TPQ/32_pila.pdf> [Consulta: 3 de juliol de 2021]
- [12] Centre de Documentació i Experimentació en Ciències i Tecnologia (CESIRE). Treballs pràctics de química. "Piles de combustibles". [en línia] <http://srvcnpbs.xtec.cat/cdec/images/stories/WEB_antiga/recursos/pdf/TPQ/33_combust.pdf> [Consulta: 3 de juliol de 2021]
- [13] Centre de Documentació i Experimentació en Ciències i Tecnologia (CESIRE). Treballs pràctics de química. "Determinació de la FEM de piles electroquímiques". [en línia] <http://srvcnpbs.xtec.cat/cdec/images/stories/WEB_antiga/recursos/pdf/TPQ/34_electroq.pdf> [Consulta: 3 de juliol de 2021]
- [14] Exploratorium. "Hand Battery" [en línia] <<https://www.exploratorium.edu/snacks/hand-battery>> [Consulta: 3 de juliol de 2021]

[15] Exploratorium. "Penny Battery" [en línia]

<<https://www.exploratorium.edu/snacks/penny-battery>> [Consulta: 26 d'octubre de 2021]

[16] Exploratorium. "Aluminum-Battery" [en línia]

<<https://www.exploratorium.edu/snacks/aluminum-air-battery>> [Consulta: 21 de setembre de 2021]