

ÍNDEX

ÍNDEX.....	1
1. AGRAÏMENTS	4
2. INTRODUCCIÓ	5
2.1. Part teòrica i històrica sobre la constant d'Avogadro	5
2.2. Part pràctica: determinació experimental de la constant d'Avogadro a l'institut.....	5
3. EL NÚMERO D'AVOGADRO	7
4. LA HISTÒRIA DE LA CONSTANT D'AVOGADRO	8
4.1. L'origen: el pensament atomista dels grecs.....	8
4.2. Del Renaixement al naixement de la química moderna	9
4.3. John Dalton i Gay-Lussac, les bases necessàries	10
4.4. Amedeo Avogadro i la seva revolucionària hipòtesi	11
4.5. El reconeixement final.....	13
4.6. La determinació experimental de la constant.....	14
4.7. La importància de la constant d'Avogadro	15
5. PART PRÀCTICA: DETERMINACIÓ EXPERIMENTAL DE LA CONSTANT D'AVOGADRO A L'INSTITUT DE CELRÀ	16
5.1. Pràctica 1: Estudi de capes monomoleculares d'àcids grassos.....	17
5.1.1. Introducció i base teòrica.....	17
5.1.2. Part pràctica	18
5.1.2.1. Objectius.....	18
5.1.2.2. Què cal fer prèviament.....	18
5.1.2.3. Procediment	18
5.1.2.4. Memòria i aplicació del mètode a l'institut	19
5.1.2.5. Resultats obtinguts.....	21
5.1.2.5.1. Anàlisi dels resultats	21
5.1.2.6. Observacions	24
5.1.2.7. Conclusions.....	25



5.2.	Pràctica 2: Electròlisi d'una dissolució de sulfat de coure, CuSO_4	27
5.2.1.	Introducció i base teòrica.....	27
5.2.2.	Part pràctica	29
5.2.2.1.	Objectius.....	29
5.2.2.2.	Procediment.....	29
5.2.2.3.	Memòria i aplicació del mètode a l'institut	31
5.2.2.4.	Resultats obtinguts.....	33
5.2.2.5.	Observacions	33
5.2.2.6.	Conclusions.....	34
5.3.	Pràctica 3: Electròlisi de l'aigua en medi àcid	35
5.3.1.	Introducció i base teòrica.....	35
5.3.2.	Part pràctica	37
5.3.2.1.	Objectius.....	37
5.3.2.2.	Què cal fer prèviament.....	37
5.3.2.3.	Procediment.....	37
5.3.2.4.	Memòria i aplicació del mètode a l'institut	38
5.3.2.5.	Resultats obtinguts.....	40
5.3.2.6.	Observacions	40
5.3.2.7.	Conclusions.....	41
6.	CONCLUSIONS.....	42
7.	BIBLIOGRAFIA	44
8.	ANNEXOS.....	46
8.1.	Annex 1: Explicació dels càlculs a realitzar a la pràctica 1	46
8.2.	Annex 2: Càlcul de l'àrea de la taca d'àcid oleic.....	49
8.3.	Annex 3: Material necessari a les pràctiques.....	50
8.3.1.	Pràctica 1	50
8.3.2.	Pràctica 2	51
8.3.3.	Pràctica 3	52



8.4.	Annex 4: Resultats obtinguts a la pràctica 1	53
8.5.	Annex 5: Què cal tenir en compte i què cal fer prèviament a la pràctica 2	56
8.6.1.	Què cal tenir en compte.....	56
8.6.2.	Què cal fer prèviament.....	56
8.7.	Annex 6: Valors de la intensitat obtinguts a la pràctica 2	57
8.8.	Annex 7: Càlcul de la massa del depòsit de coure a la pràctica 2 (pas 10)	58
8.9.	Annex 8: Càlcul de la càrrega Q amb l'Excel per la pràctica 1.....	60
8.10.	Annex 9: Taula de pressió de vapor de l'aigua segons la ITS-90	65



1. AGRAÏMENTS

M'agradaria fer especial esment a totes les persones que han fet possible aquest treball, que m'han donat suport i han constituït una part fonamental d'aquesta recerca. En primer lloc, al meu tutor, Josep Ribas, pel seu constant suport, ajuda i disposició, que han estat essencials. Gràcies, en especial, per facilitar-me un voltàmetre de Hofmann i fer possible la tercera pràctica d'aquest treball. En segon lloc, al Dr. Josep Duran i a l'Aythami Soto, per la seva ajuda i paciència en la realització de la segona pràctica. Finalment, gràcies a la Universitat de Girona per la formació i guia proporcionades durant el Jove Campus de Recerca, així com per permetre'm desenvolupar una pràctica del treball en les seves instal·lacions.



2. INTRODUCCIÓ

“Sabeu que si beguéssiu un got d’aigua molècula a molècula trigaríeu més anys dels que té el planeta Terra?”. Aquest va ser el vertader inici del meu treball de recerca, la primera classe en què m’explicaven el concepte del mol i del número d’Avogadro. Em va semblar increïble; després, el meu tutor, en aquell moment el meu professor de física i química, ens va comentar que seria un bon tema pel treball de recerca. Quan se’m va presentar el repte de triar el tema, un any després, recordava el que ens havia dit i era un dels possibles temes a estudiar. De totes maneres, l’epigenètica també em cridava l’atenció. Vaig investigar possibles estudis que podia fer al respecte, però malauradament requerien uns coneixements que no tenia o una part pràctica amb un dispositiu experimental massa complex que no tenia a l’abast. Aleshores, vaig retornar al número d’Avogadro. Vaig començar a buscar informació i vaig adonar-me de la seva importància. En veure que era un tema factible i molt interessant, vaig comentar-ho al tutor i li va semblar un bon tema, així que vaig emprendre el treball.

Seguidament, vaig acotar la investigació dividint el treball en una part teòrica i històrica sobre la constant d’Avogadro, i una segona part de caràcter pràctic, que inclou els mètodes més utilitzats en entorns acadèmics per determinar experimentalment la constant. També adjunto 9 annexos: l’explicació del càlculs a realitzar a la pràctica 1, el càlcul de l’àrea de la taca d’àcid oleic, el material necessari a les pràctiques, els resultats obtinguts a la pràctica 1, què cal tenir en compte i què cal fer prèviament a la pràctica 2, els valors de la intensitat obtinguts a la pràctica 2, el càlcul de la massa del depòsit de coure a la pràctica 2, el càlcul de la càrrega Q amb l’Excel per la pràctica 1 i la taula de pressió de vapor de l’aigua segons la ITS-90. A continuació, s’expliquen breument les parts del treball, les raons per les quals vaig considerar-les, els objectius que em vaig plantejar i la hipòtesi del treball.

2.1. Part teòrica i històrica sobre la constant d’Avogadro

En aquesta primera part, em vaig proposar donar a conèixer la seva importància i el paper que ha exercit en la química des del seu plantejament inicial, ja que la seva història coincideix amb la de la química moderna, al mateix temps que fonamenta aquesta disciplina. En el treball, complementa l’estudi complert que he fet en relació a la constant.

2.2. Part pràctica: determinació experimental de la constant d’Avogadro a l’institut

Pel que fa a aquesta part, em vaig proposar realitzar tres pràctiques de laboratori, les més realitzades en entorns acadèmics: l’estudi de capes monomoleculares d’àcids grassos, l’estudi



de l'electròlisi d'una dissolució de sulfat de coure i l'estudi de l'electròlisi de l'aigua mitjançant un voltàmetre de Hofmann, ja que disposàvem dels materials necessaris.

A l'institut de Celrà no es realitza una pràctica per determinar experimentalment el número d'Avogadro per les següents raons: s'hauria de fer durant dues hores seguides, que els alumnes haguessin llegit i entès el guió abans, i que es fes amb uns deu alumnes com a màxim per poder treballar bé. Tanmateix, convé destacar el fet que pels alumnes ens és molt beneficiós realitzar pràctiques de laboratori: ens ajuden a comprendre i consolidar els conceptes teòrics. Especialment el mol i el número d'Avogadro, conceptes que ens semblen molt abstractes i difícils de dimensionar. Tal i com expressa Xavier Giménez (Avogadro, Amedeo, 2012): *"Necessitem teoria, però necessitem connexió amb el món real"*. Per aquesta raó, el meu objectiu a la part pràctica és comprovar quina de les tres pràctiques esmentades és la més adequada per efectuar-se com a pràctica de laboratori a l'institut, tenint en compte les següents variables: la qualitat dels resultats (error inferior al 5%), la comprensió i dimensió del concepte del mol, el grau de dificultat en la comprensió i realització dels càlculs, la complexitat del disseny experimental, i el temps invertit en la comprensió del guió i la realització de la pràctica. Paral·lelament, el segon objectiu és trobar el número d'Avogadro amb menys d'un 5% d'error en els millors resultats, per això a les pràctiques es valoren les variables que permeten arribar a resultats més precisos. El resultat d'aquesta investigació és, un cop valorades les pràctiques, redactar la que sigui més factible per tal de deixar-la a l'institut i que serveixi per implementar-la a les classes de química. També s'adjunta un vídeo per comprendre'n el procediment (ho trobareu al final del treball en format CD).

D'aquests objectius sorgeix la hipòtesi del treball, tenint en compte les variables esmentades: la pràctica per determinar experimentalment la constant d'Avogadro que és més adequada per realitzar a l'institut és **l'estudi de l'electròlisi de l'aigua amb un voltàmetre de Hofmann**.

Per tal de corroborar la meua hipòtesi, vaig seguir la següent metodologia: en primer lloc, vaig buscar informació en revistes científiques i treballs sobre el protocol a seguir a cada pràctica. Els vaig recollir en un document provisional, ja que em servirien com a guia mentre realitzava les pràctiques. La primera i la tercera pràctica les vaig fer a l'institut mentre que la segona, a la Universitat de Girona. Vaig tenir la oportunitat de participar al Jove Campus de Recerca, el qual permet avançar amb solidesa el treball i estar en contacte amb investigadors de la Universitat. Convé destacar, però, que el canvi va ser únicament logístic ja que, en concordança amb el meu objectiu, vaig realitzar la pràctica amb material de l'institut.

Recordant el que s'ha dit, a continuació trobareu l'informe del meu treball de recerca.

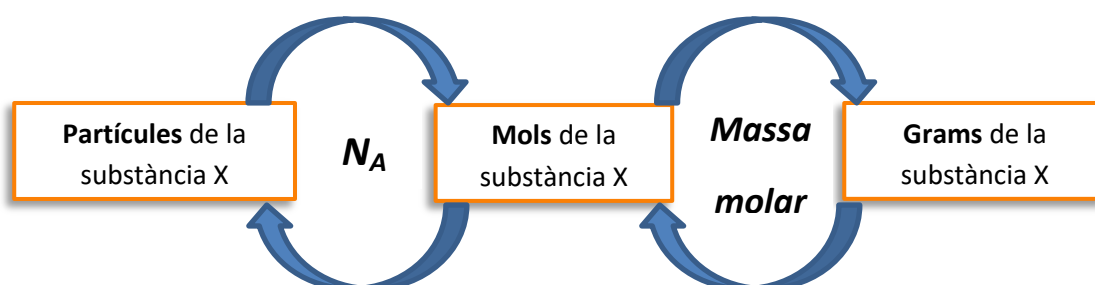


3. EL NÚMERO D'AVOGADRO

El 1811, l'italià Amedeo Avogadro va exposar la seva famosa hipòtesi: **volums iguals de gasos a la mateixa temperatura i pressió contenen el mateix nombre de molècules**. D'aquesta, neix una magnitud fonamental del Sistema Internacional d'Unitats (SI): la quantitat de substància, amb el *mol* com a unitat. Expressa el nombre de partícules presents en les substàncies.

Segons el SI, el mol és <<La quantitat de substància d'un sistema que conté tantes entitats elementals com àtoms hi ha en 0,012 kg de carboni-12. El seu símbol és el mol. Quan es fa servir el mol, les unitats elementals han de ser especificades i poden ser àtoms, molècules, ions, electrons, o altres partícules, o grups especificats de tals partícules>>.

Aquest número de partícules és una constant universal, la constant d'Avogadro, **$6,02214076 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$** . Per aquest motiu, un mol és la quantitat de matèria que conté un nombre de partícules igual a la constant d'Avogadro, $6,022 \times 10^{23}$. A més, la massa en grams d'un mol d'àtoms és numèricament igual a la massa atòmica, expressada en unitats de massa atòmica (u), d'aquest element. Per exemple, un àtom de carboni-12 té una massa de 12u, per tant un mol de carboni-12 té una massa de 12 grams·mol⁻¹. El mateix passa amb les molècules: la massa d'una molècula d'aigua és 18u, per tant la massa d'un mol de molècules d'aigua és de 18 grams·mol⁻¹. Pel que fa als gasos, quan la quantitat de gas correspon al seu pes atòmic o molecular expressat en grams, aquest conté $6,022 \times 10^{23}$ molècules de gas, ja que tenim un mol de gas. Per això, podem dir que el volum que ocupa un mol de qualsevol gas a les mateixes condicions de pressió i temperatura és el mateix. En termes generals, el procés és:



Com podem percebre, aquesta constant sembla que faci màgia ja que, com repetiré al llarg del treball, ens permet fer una fàcil transició entre el món macroscòpic observable i el món microscòpic de difícil accés.



Figura 1: El mol és una unitat fonamental del SI.

Font: <https://iupac.org/new-definition-mole-arrived/>

4. LA HISTÒRIA DE LA CONSTANT D'AVOGADRO

La història de la constant d'Avogadro té l'origen fa molts segles, en concret a Grècia, on Leucip i Demòcrit van ser els primers en contemplar el concepte d'àtom i establir les bases del que seria la teoria atòmica d'avui en dia. Es tracta d'una història que coincideix amb el naixement de la química moderna, un fascinant recorregut a través de les diferents etapes de la història i de cèlebres científics com Lavoisier, Dalton i Gay-Lussac.

Neix el 1811 de la hipòtesi d'un brillant químic, l'italià Amedeo Avogadro, qui a partir de les hipòtesis atòmiques preexistents aconseguí arribar a una conclusió: qualsevol gas sotmès a les mateixes condicions de volum, temperatura i pressió conté el mateix nombre de molècules. Oblidada durant mig segle, va renéixer en el Primer Congrés Internacional de Químics, el 1860. Es tractava d'un gran avenç en la química del moment, ja que els científics s'havien estancat i va suposar el pas necessari per vincular les propietats macroscòpiques de la matèria, la massa, amb les microscòpiques, els àtoms. És d'encara més rellevància apreciar el nivell d'innovació d'Avogadro, circumscrit en un context històric que no li permetia donar suport a les seves hipòtesis amb resultats experimentals. Malgrat les limitacions, ens va deixar com a llegat un descobriment digne de ser analitzat, una tasca que farà a continuació.

4.1. L'origen: el pensament atomista dels grecs

La concepció atomística de la matèria s'explica a partir dels grecs. A través de l'observació, pensadors prehel·lènics com Empèdocles concebien que el món està format per quatre elements: terra, aire, aigua i foc. Però quan sorgeix definitivament el concepte d'àtom (del grec α (a= sense) i $\tau\omicron\mu\omicron\varsigma$ (tomon = tallar), per tant *que no es pot dividir*) és amb els filòsofs hel·lènics Leucip i Demòcrit, entre el 460 i el 360 aC. Van postular que la matèria estava formada per unes partícules indivisibles, de diferents formes, mides i posicions, que sempre estaven en moviment pel buit i s'unien mecànicament amb dispositius en forma de ganxo. No obstant, Aristòtil va criticar aquest pensament atomista i la seva doctrina va ser adoptada per l'Església catòlica, de manera que va tenir molta més força durant bastants segles.



Figura 2: Retrat de Leucip.

Font:
https://es.wikipedia.org/wiki/Leucipo_de_Mileto



4.2. Del Renaixement al naixement de la química moderna

A finals del segle XV, la informació experimental va jugar un paper important perquè permetia comprovar els conceptes teòrics. Va ser amb el francès Pierre Gassendi (1592-1655) amb qui definitivament el pensament atomista grec va rebre un impuls important. Va proposar explicacions com per exemple els tres estats de la matèria i les transicions entre aquests; també va dir que en un gas les partícules han d'estar molt allunyades entre elles, raó per la qual se'l coneix com el pare de la teoria cinètica dels gasos.



Figura 3: Retrat de Pierre Gassendi (1592-1655).

Font:

https://es.wikipedia.org/wiki/Pierre_Gassendi

Més tard, l'anglès Robert Boyle (1627-1691) va defensar la teoria atòmica, anant en contra del que sostenia Aristòtil. Del seu primer treball va sorgir la seva llei (*Llei de Boyle*, $P \cdot V = \text{constant}$), la primera llei genèrica de la compressibilitat dels gasos. Es tractava de la primera base experimental per poder validar el model atòmic de la matèria, que en aquell moment també rebia el suport d'un altre atomista, Isaac Newton (1642-1727).

Amb el temps, es van anar inventant instruments que eren necessaris per avançar en la base experimental. El químic francès Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1794), utilitzant la balança, va revolucionar la química. Va inventar un nou llenguatge, semblant a com l'entenem ara, i va establir unes bases per poder interpretar correctament la teoria atòmica. Així doncs, se'l considera el pare de la química moderna; a partir de la publicació del seu llibre *Tractat Elemental de la Química* (1789), van sorgir el conjunt de lleis que van ajudar a l'aparició de la constant d'Avogadro i de conceptes com el mol.

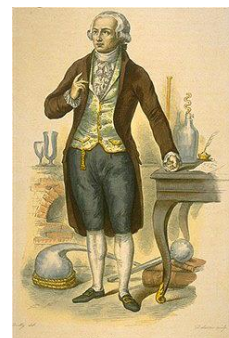


Figura 4: Retrat d'Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1794), considerat el pare de la química moderna.

Font:

https://es.wikipedia.org/wiki/Antoine_Lavoisier



4.3. John Dalton i Gay-Lussac, les bases necessàries

A principis del segle XIX, l'existència dels àtoms s'havia comprovat gràcies a l'experimentació.

El químic i físic britànic John Dalton (1766-1844) va donar l'empenta definitiva, sobre la qual

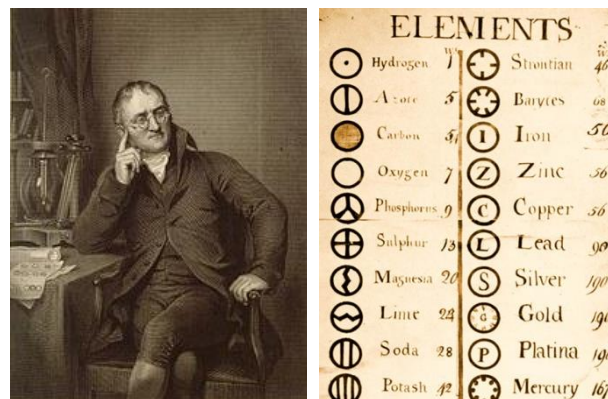
Avogadro va poder treballar. Tal i com sosté Xavier Giménez (Avogadro, Amedeo, 2012), la seva importància recau en el fet que va aconseguir interpretar aquestes dades empíriques correctament i que va considerar la massa dels àtoms allò més important: *<<De la raó dels pesos en la massa del compost, poden deduir-se els pesos relatius de les partícules últimes o àtoms dels cossos, i amb aquesta dada, el pes i el nombre d'aquests àtoms apareixeran en altres combinacions>>*. Va ser el

primer en relacionar les propietats macroscòpiques de la matèria que ell podia

mesurar, la massa, amb les propietats microscòpiques, el pes atòmic. Així, va ser el primer en assignar la unitat de massa a l'hidrogen i, a partir d'aquí, va fer una llista de les masses dels àtoms, que es poden observar a la figura 6.

Finalment, el químic Louis Joseph Gay-Lussac (1778-1850) va estudiar els gasos gràcies a aquestes sòlides bases, que a la vegada van resultar ser els fonaments definitius del treball d'Avogadro. En el comportament dels gasos va observar que moltes combinacions gasoses tenien lloc seguint relacions senzilles entre els volums dels gasos que reaccionaven. Això el va portar a la seva llei: quan els gasos reaccionen, els seus volums es troben en una relació de nombres enters senzills.

Com que per comprovar aquesta llei es necessitava un dispositiu experimental bastant precís, científics com John Dalton van rebutjar-la. Va ser Avogadro qui va fer un pas més endavant en la interpretació del comportament dels gasos, gràcies a les bases establertes fins el moment i, així, va enunciar la seva famosa hipòtesi.



Figures 5 i 6: A l'esquerra, John Dalton. A la dreta, la taula dels elements que va proposar el 3 de setembre de 1803; va ser el primer en proposar una representació gràfica dels elements. Van ser la base dels símbols definitius, proposats per Berzelius.

Font: <https://principia.io/2016/09/03/john-dalton-el-disenador-grafico-atomico.ljQwNCl/>



Figura 7: Retrat de Gay-Lussac (1778-1850).

Font: https://es.wikipedia.org/wiki/Louis_Joseph_Gay-Lussac

4.4. Amedeo Avogadro i la seva revolucionària hipòtesi

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro va néixer el 9 d'agost de 1776 a Torí, Itàlia. Fill del compte Filippo Avogadro i Anna Vercellone, va seguir els passos del seu pare estudiant dret per esdevenir un advocat eclesiàstic. Als setze anys va assolir el grau en jurisprudència i quatre anys més tard, el 1796, va obtenir el títol de doctor en llei eclesiàstica. Durant cinc anys, es va dedicar a l'advocacia fins que el 1800, als 24 anys, va començar a estudiar matemàtiques i física degut al seu interès en la ciència, concretament en els estudis d'Alessandro Volta. Amb el seu germà Felice van realitzar experiments per estudiar l'electricitat el 1803, i els resultats d'aquestes investigacions el van portar a ser membre de la Reial Acadèmia de Ciències de Torí i mostrador al Reial Col·legi de les Províncies. El 1809 va esdevenir professor de matemàtiques i física al Reial Col·legi de Vercelli, fins el 1821. En aquest període va escriure la seva hipòtesi que a continuació explicaré. El 1820, va obtenir la primera càtedra de física matemàtica a la Universitat de Torí que, per motius polítics, va abandonar durant un temps, reincorporant-se el 1833 fins el 1850, any de la seva jubilació. Va ser un home modest i senzill, amb una vida discreta i religiosa, ja que no se sap gaire sobre la seva vida privada. Es va casar amb Felicità Mazzé, amb qui va tenir sis fills. Va morir el 9 de juliol de 1856 per causes naturals, als 80 anys.



Figura 8: Retrat d'Amedeo Avogadro, 1901.

Font:

https://es.wikipedia.org/wiki/Amedeo_Avogadro

El 1811, com he dit, va publicar un article a *Journal de Physique, de Chimie et d'Histoire naturelle*, titulat *Essai d'une manière de déterminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps, et les proportions selon lesquelles elles entrent dans ces combinaisons*¹.

Inspirat per les lleis de Gay-Lussac i la teoria atòmica de Dalton, va conciliar les investigacions d'ambdós científics per arribar a la hipòtesi actualment coneguda com a *lleis d'Avogadro*, segons la qual *volums iguals de gasos a la mateixa temperatura i pressió contenen el mateix nombre de molècules*. A la fotografia es representa de manera gràfica aquesta hipòtesi. A partir d'aquí, va calcular els pesos moleculars

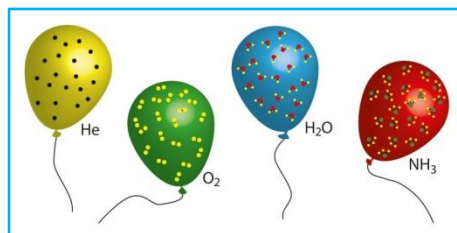


Figura 9: Representació gràfica de la hipòtesi d'Avogadro. Tots els globus tenen el mateix volum i estan sotmesos a la mateixa pressió i temperatura, per tant els gasos que hi ha a dintre contenen el mateix nombre de molècules.

Font: <https://concepto.de/numero-de-avogadro/>

¹ En català, assaig sobre una manera de determinar les masses relatives de les molècules elementals dels cossos, així com de les proporcions amb què entren en aquests compostos.



relatius dels gasos, ja que la densitat d'un gas és proporcional al seu pes molecular relatiu. La hipòtesi d'Avogadro explicava, per exemple, que dos volums d'hidrogen es combinaven amb un volum d'oxigen per donar només dos volums de vapor d'aigua, gràcies al fet que va considerar algunes molècules diatòmiques, com ara l'hidrogen, l'oxigen i el nitrogen. Això era inexplicable en aquell moment, i totalment contradictori amb el que defensava Dalton: un volum d'hidrogen amb un volum d'oxigen donaven un volum d'aigua. Cal destacar que Avogadro mai va detenir-se a reflexionar sobre el nombre de partícules que hi havia en un cert volum de gas ni sobre la seva mida.

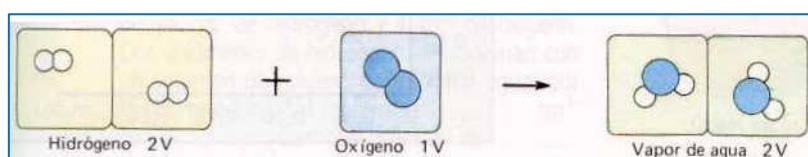


Figura 10: Al considerar les molècules diatòmiques, s'explicava que dos volums d'oxigen amb un volum d'hidrogen donaven dos volums d'aigua.

Font: <http://encina.pntic.mec.es/jsaf0002/p33.htm>

Per tant, una altra hipòtesi igualment revolucionària i important per l'època era l'existència de molècules formades per més d'un àtom del mateix element, és a dir, poliatòmiques. L'acceptació d'aquesta idea va ser molt difícil perquè contradeia els principis dels científics Dalton i Berzelius; això volia dir que molts dels pesos atòmics que Dalton havia proposat eren erronis. A més, Berzelius concebia que la unió entre àtoms es donava per l'afinitat que presentaven els elements diferents, excloent la idea d'Avogadro.

Paral·lelament a ell, André-Marie Ampère (1775-1836) va realitzar estudis molt similars amb els quals arribaria a les mateixes conclusions. El 1814 va publicar a *Annals de Chimie* una carta que enviava a Berthollet que portava per nom <<Carta a Berthollet sobre la determinació de les proporcions en què els cossos es combinen, a partir del nombre i la dispersió respectiva de les molècules en les quals les parts integrants estan compostes>>, on explicava la seva investigació. Durant un cert temps, sobretot a França, la hipòtesi portava el nom d'Ampère-Avogadro; tot i això, Ampère va obtenir un reconeixement major (o com a mínim el va obtenir) pel fet que ja era reconegut a França pels seus descobriments en electromagnetisme.

Malauradament, la hipòtesi d'Avogadro no va ser reconeguda durant molts anys; de fet, en van haver de passar quasi cinquanta. Principalment perquè el seu treball entrava en contradicció amb molts dels principis de Dalton i Berzelius, el primer amb molt de prestigi i el segon amb una teoria dominant. En segon lloc, perquè els termes emprats per referir-se als



conceptes d'àtom i molècula no eren del tot clars. En aquella època, no estaven consolidats i els científics tenien certa llibertat en la seva nomenclatura. En tercer lloc, Avogadro no disposava de suficients proves experimentals com per donar suport a la seva hipòtesi, i això no el va ajudar a ser creïble, ja que arribava a conclusions per pur raonament. No obstant, es considera que allò que va alentir el seu reconeixement va ser el fet que estava aïllat de la comunitat química del moment. Vivia al cantó italià dels Alps fent recerca a casa seva, amb la família i en privacitat, mentre tots els avenços es feien a França.

4.5. El reconeixement final

Com hem vist, durant el segle XIX el coneixement experimental de la química havia millorat molt i això va permetre que les dues hipòtesis que Avogadro havia presentat en el seu assaig es poguessin verificar. Va ser el seu paísà, el químic italià Stanislao Cannizzaro (1826-1910), qui va jugar un paper fonamental al Primer Congrés Internacional de Química, celebrat a la ciutat alemanya de Karlsruhe el 1860. Va presentar un manuscrit en el qual defensava que s'havia de fer servir la hipòtesi d'Avogadro com a eina per determinar les masses atòmiques i moleculars, i així establir correctament les fórmules de les substàncies químiques.

Van haver de passar bastants anys fins que aquest nombre de molècules de les quals parlava Avogadro en la seva hipòtesi es determinés experimentalment. De fet, els científics es referien a la constant com a *número N*, el nombre de partícules per molècula-gram. El primer en fer-ho va ser l'austriac químic i físic Johann Josef Loschmidt (1821-1895), el 1865. Va mesurar viscositats i també el quocient entre volums d'un líquid i el seu gas, a partir dels quals va calcular el volum d'una molècula. Va obtenir un resultat amb un ordre de magnitud correcte, fet notable si es tenen en compte els dispositius experimentals de l'època. Actualment, el *nombre de Loschmidt*, N_0 , especifica el nombre de molècules contingudes en un volum donat d'un gas ideal a 0°C i 1 atm, és $N_0 = 2,6867774(46) \times 10^{25}$ molècules/m³. Està relacionat amb el número d'Avogadro amb l'expressió $N_A = N_0 \cdot R \cdot T / P$, on R és la constant universal dels gasos ($R = 0,08205746(14)$ atm·L·K⁻¹·mol⁻¹).



Figura 11: Retrat de Stanislao Cannizzaro, (1826-1910).

Font:

https://es.wikipedia.org/wiki/Stanislao_Cannizzaro



Figura 12: Retrat de Johann Josef Loschmidt, (1821-1895).

Font:

https://es.wikipedia.org/wiki/Johann_Josef_Loschmidt



Més tard, el 1908, Jean Perrin (1870-1942) -guanyador del Premi Nobel de Física el 1926- va calcular el número amb exactitud, posant en pràctica els mètodes teòrics que havia proposat Einstein el 1905, basats en el moviment Brownià. Gràcies a això, no només va confirmar l'existència de molècules sinó que, el 1909, com a conclusió del seu estudi, va proposar anomenar el número N *constant d'Avogadro*, tal i com va indicar: "L'invariable nombre N és una constant universal, la qual, amb justificació, hauria d'anomenar-se constant d'Avogadro" (W.B. Jensen, 2007). En aquest moment, aquell número desconegut i implícit en la hipòtesi d'Avogadro havia sortit a la llum i, a més, portava el seu nom.

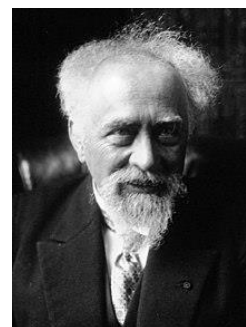


Figura 13: Retrat de Jean Baptiste Perrin el 1926, (1870-1942).

Font:
https://es.wikipedia.org/wiki/Jean_Perrin

4.6. La determinació experimental de la constant

A partir de començaments del segle XIX, diversos científics van emprendre la tasca de determinar experimentalment el valor de la constant d'Avogadro. Els primers anys, els mètodes es basaven en estudiar els moviments atòmics i moleculars sobre medis gasosos i líquids, mentre que a partir del 1930 es fa servir la tècnica de raigs X. Es mesura la mida d'una xarxa cristal·lina a partir de la qual es determina el número d'Avogadro. Aquest és el mètode actual de més precisió. S'obté a partir del quocient entre el volum d'un mol de silici $V_m(Si)$ i el d'una única cel·la unitària de vidre $V_{cel·la}$, que conté vuit àtoms de silici, la longitud a de la qual es determina mitjançant experiments de difracció de raigs

X. Correspon a la següent fórmula:
$$N_A = \frac{8 \cdot V_m(Si)}{V_{cel·la}}$$

De fet, és el mètode que s'està fent servir actualment per redefinir en el SI el concepte de quilogram i de mol. A partir del 20 de maig de 2019, la unitat de massa no és un objecte físic (el Prototip de Quilogram Internacional, IPK) ja que no és immutable, sinó un valor derivat d'una constant de la natura, la constant de Plank, sobre la qual hi juga un paper fonamental la constant d'Avogadro.

Hi ha dues raons per les quals el valor del número d'Avogadro ha variat durant el temps (W.B. Jensen, 2010). La primera és perquè ha canviat l'estàndard de la unitat de massa atòmica: abans era l'oxigen (O=16) mentre que ara és el carboni-12. En segon lloc, perquè, a mesura que passa el

Year	Author	$N_A/10^{23}$
1908	Perrin	6.7
1917	Mullikan	6.064
1929	Birge	6.0644
1931	Bearden	6.019
1945	Birge	6.02338
1951	DuMond	6.02544
1965	Bearden	6.022088
1973	Cohen	6.022045
1987	Deslattes	6.022134
1994	Basile	6.0221379
2001	De Bièvre	6.0221339

Figura 14: Valors pel N_A determinats per diferents científics a mesura que passa el temps.

Font:
<http://www.che.uc.edu/jensen/W.%20B.%20Jensen/Reprints/183.%20Avogadro's%20Number.pdf>



temps, s'avança en ciència i en aquest cas en la precisió i exactitud dels mètodes existents per determinar experimentalment la constant d'Avogadro. La taula de la pàgina anterior ens mostra diferents valors del número d'Avogadro obtinguts pels científics esmentats i el moment en què ho van fer. S'observa com cada vegada es determina amb més precisió.

4.7. La importància de la constant d'Avogadro

Què hagués passat si s'hagués acceptat la hipòtesi d'Avogadro quan va ser postulada? Com és d'esperar, la feina dels químics de l'època hauria sigut més fàcil i potser més ràpida, ja que s'haurien establert correctament les fórmules dels compostos químics i s'haurien pogut determinar correctament els pesos atòmics dels elements, cosa que havia fet erròniament Dalton. De totes maneres, quan va ser reconeguda per la comunitat científica va tenir molta importància sobre les teories del moment: es van poder calcular els pesos relatius de molècules individuals. Tal i com exposa Xavier Giménez (Avogadro, Amedeo, 2012), és tan senzill com comprendre que si en volums iguals de gasos el nombre de partícules és el mateix, llavors el quocient de pesos dels volums iguals de gasos és igual al quocient de pesos de les partícules individuals en cada gas:

$$\frac{\text{Pes d'1L d'oxigen}}{\text{Pes d'1L d'hidrogen}} = \frac{1,429 \text{ g}}{0,0899 \text{ g}} = 15,9$$

Llavors, les partícules individuals del gas oxigen pesen unes setze vegades més que les partícules individuals del gas hidrogen.

Si això no és poc, amb la hipòtesi d'Avogadro es van poder sintetitzar les tres lleis que descrivien el comportament dels gasos (la llei de Boyle-Mariotte i les dues lleis de Charles), i així va sorgir la llei dels gasos ideals $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, importantíssima en el camp de la química; on P és la pressió, V és volum, n és el número de mols, R és la constant universal dels gasos i T la temperatura absoluta (és a dir, expressada en graus Kelvin). Aquesta constant universal dels gasos s'obté, a la vegada, a partir de la constant d'Avogadro, multiplicant-la per la constant de Boltzmann (k), $R = k \cdot N_A$.

Pels químics, la constant d'Avogadro és de gran importància (Josep Duran, 2019), ja que en les reaccions químiques s'entén que el que reacciona són quantitats de matèria que puguem pesar o mesurar. Es fa servir el mol, que és la quantitat de matèria que conté el nombre d'Avogadro de partícules.



5. PART PRÀCTICA: DETERMINACIÓ EXPERIMENTAL DE LA CONSTANT D'AVOGADRO A L'INSTITUT DE CELRÀ

En entorns educatius, el mol és un concepte difícil d'entendre, potser per l'ordre de magnitud de la constant d'Avogadro. Això es fa patent amb la presència de molts treballs i investigacions en què s'exposa la dificultat que comporta la seva comprensió. Pels estudiants ens és difícil fer-nos-en una idea, i per això recorrem a analogies. Per exemple, si tinguéssim $6,022 \times 10^{23}$ euros i els repartíssim entre la població mundial d'aproximadament set mil milions d'habitants, tots seríem multimilionaris:

$$\frac{6,022 \times 10^{23} \text{ €}}{7\,000\,000\,000 \text{ persones}} = 8,6 \times 10^{13} \text{ € per persona}$$

Es calcula que hi ha uns cent mil milions d'estrelles com el nostre Sol a la Via Làctia, i hi ha cent mil milions de galàxies (Josep Duran, 2019). En tot l'univers, no hi ha ni un sol mol d'estrelles!

El que és encara més fascinant és que aquest nombre tan extraordinàriament gran i que als alumnes ens pot semblar abstracte el podem calcular al laboratori de l'institut amb els materials i reactius dels quals disposem. Els dos mètodes més utilitzats en entorns acadèmics són l'estudi de capes monomoleculares d'àcids grassos i les lleis de Faraday; per això, com he indicat a la introducció, les tres pràctiques de laboratori que he realitzat són l'estudi de capes monomoleculares de l'àcid oleic, l'electròlisi d'una dissolució de sulfat de coure i l'electròlisi de l'aigua. Cal esmentar que estan encarades al primer o segon curs de Batxillerat, tenint en compte els conceptes que es treballen.

A continuació, exposo les tres pràctiques, a partir de les quals estudiaré les variables esmentades a la introducció per finalment valorar-les i corroborar o refutar la meua hipòtesi.



5.1. Pràctica 1: Estudi de capes monomoleculares d'àcids grassos

5.1.1. Introducció i base teòrica

El mètode proposat va ser ideat i popularitzat per Irving Langmuir el 1919, qui va rebre el Premi Nobel de química el 1932 pels seus estudis de capes monomoleculares. Es basa en el fet que si sabem el volum d'un mol de molècules d'una substància i el volum d'una molècula de la mateixa, el quocient serà el nombre de molècules en un mol, és a dir, el número d'Avogadro.

El fonament d'aquesta pràctica és el comportament amfipàtic dels àcids grassos, com ara l'àcid oleic o l'àcid esteàric. Els àcids grassos són biomolècules orgàniques de naturalesa lipídica.

Estan formats per una llarga cadena hidrocarbonada (àtoms d'hidrogen i de carboni) amb un grup carboxil en un extrem (-COOH). Són molècules amfipàtiques: presenten una zona que repel·l l'aigua (hidròfoba o apolar), la cadena hidrocarbonada, i una zona que hi té afinitat (hidròfila o polar), el grup carboxil. Aquest s'enllaça amb les molècules d'aigua mitjançant ponts d'hidrogen. Com que la cadena apolar és molt més gran que la polar, la molècula no és soluble en aigua, però sí en dissolvents orgànics. A més, com que la seva densitat és inferior a la de l'aigua, sura sobre aquesta. Per això prepararé una dissolució d'un àcid gras, l'àcid oleic, en un dissolvent orgànic, el pentà.

Segons l'explicat, em basaré en el mètode de la pel·lícula superficial: deixaré caure unes quantes gotes de dissolució d'àcid oleic sobre un recipient ple d'aigua. Gràcies al comportament amfipàtic de les molècules i el fet que suren, la part polar d'aquestes s'orientarà en contacte amb l'aigua, i la part apolar que conté els àtoms de carboni s'allunyarà d'aquesta. Es formarà una capa finíssima d'una molècula de gruix, també anomenada monomolecular o monocapa (figura 16), perquè el pentà és un líquid molt volàtil i s'evaporarà en qüestió de segons. A l'annex número 1 s'expliquen els càlculs a realitzar en aquesta pràctica.

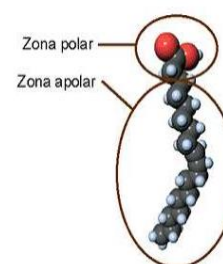


Figura 15. Estructura d'una molècula d'àcid oleic; a la part de dalt, la zona polar hidròfila, el grup carboxil (-COOH). A la part de baix, la zona apolar hidròfoba, la cadena hidrocarbonada.

Font: <https://blocs.xtec.cat/marafapremiademar/files/2012/10/1.04.L%C3%ADpids.pdf>

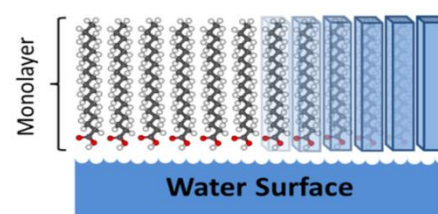


Figura 16. Model de la monocapa d'un àcid gras mostrant el caràcter amfipàtic de les molècules que en provoca la seva distribució l'una al costat de l'altra.

Font: <http://accounts.smccd.edu/batesa/chem210/labmanual/Experiments/Exp%2023%20Avogadro's%20Number.pdf>

5.1.2. PART PRÀCTICA

5.1.2.1. Objectius

Aquesta pràctica es duu a terme a laboratoris de secundària, però no per trobar el número amb precisió sinó per demostrar el grau de magnitud de la constant, a partir del seu ordre de magnitud²: 23. Per tant, l'objectiu principal és fer una estimació de l'ordre de magnitud d'aquesta constant a l'institut a partir de magnituds senzilles com les ja explicades.

Els objectius secundaris són aplicar les diferents variacions en el disseny experimental proposades per les fonts bibliogràfiques (*Com es pot calcular la constant d'Avogadro?* Centre de Documentació i Experimentació en Ciències i Tecnologia) i, finalment, valorar-ne els resultats. Així doncs, hauria de respondre a les següents preguntes: com canviarien els resultats si suposés que les molècules tenen forma esfèrica en comptes de cúbica? I si tiro més d'una gota de dissolució? Quantes vegades més petit o més gran és el valor trobat que més s'acosta al real? Quines són les causes d'error que ho provoquen? Quina és la manera com el mètode és més eficaç segons la meva experiència?

Vegeu l'annex número 3 per saber el material i reactius necessaris.

5.1.2.2. Què cal fer prèviament

1. Col·locar el vidre de rellotge sobre la balança i, amb la pipeta, deixar caure gotes d'àcid oleic fins arribar a 0,5 grams; anotar quantes gotes són.
2. Abocar dins la proveta 500 mL de pentà i emplenar l'erlenmeyer fins que contingui 1L de pentà amb l'ajut d'un embut. *Advertència: cal tapar l'erlenmeyer en tot moment perquè, si es va evaporant el pentà, canvia la concentració de la dissolució.*
3. Deixar caure dins l'erlenmeyer que conté el pentà el nombre de gotes d'àcid oleic comptades anteriorment. Agitar l'erlenmeyer perquè es dissolgui bé l'àcid oleic.
4. Amb la pipeta, comptar quantes gotes de dissolució hi ha en 1mL, i anotar-ho.
5. Comptar quantes gotes d'àcid oleic hi ha en 1mL d'àcid oleic i anotar-ho.

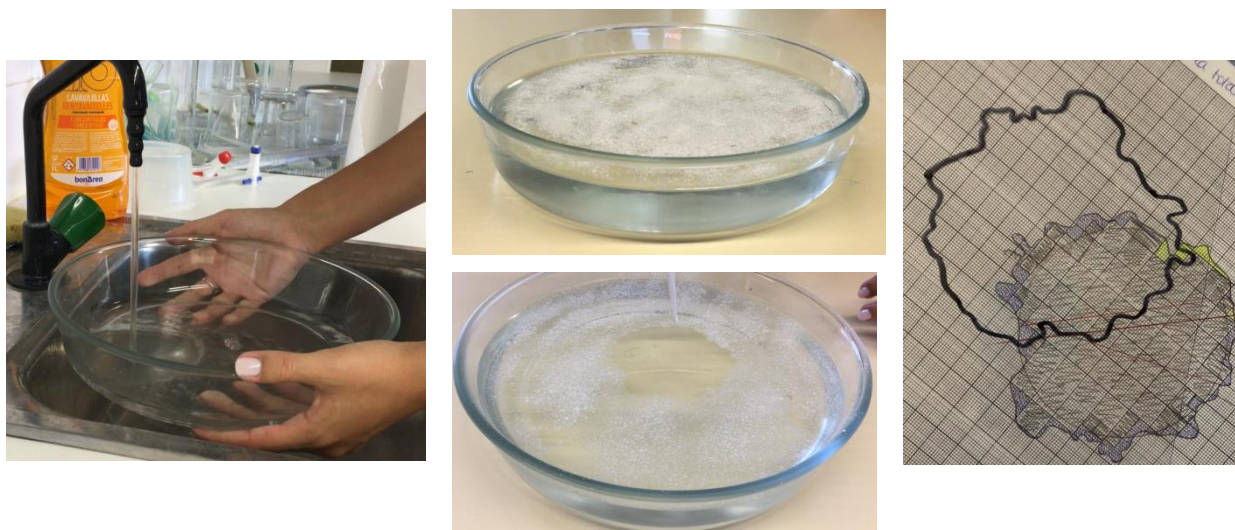
5.1.2.3. Procediment

1. Omplir d'aigua un cristal·litzador.
2. Quan l'aigua estigui completament quieta, recobrir el recipient amb una tela de mussolina. Seguidament, recobrir-la amb pols de talc, que caurà sobre l'aigua de manera uniforme.

² L'ordre de magnitud és una mesura aproximada del nombre de dígits que té un número en el sistema de números de base deu. Per exemple, l'ordre de magnitud de 1500 és 3, perquè $1500 = 1.5 \times 10^3$.



3. Deixar caure unes quantes gotes d'àcid oleic sobre la superfície d'aigua, i anotar quantes són. La taca no pot tocar les parets.
4. Calcular, amb la densitat de l'àcid i la concentració de la dissolució, el volum d'àcid oleic pur que conté la taca.
5. Trobar la superfície de la taca d'àcid oleic, fàcil de distingir perquè està lliure de talc.
 - a. Amb la làmina de plàstic transparent, calcar la forma de la taca en retolador.
 - b. Posar la làmina sobre un paper mil·limetrat i mesurar el radi i la superfície.
6. A partir del volum i de la superfície, calcular l'altura de la pel·lícula d'àcid oleic.
7. A partir de l'altura, calcular el volum de la molècula, considerant que té forma cúbica o esfèrica.
8. Calcular el nombre de molècules en un mol (N_A), amb les dades del volum d'un mol d'àcid oleic i del volum d'una molècula.



Figures 17, 18, 19 i 20: Passos 1, 2, 3 i 5, respectivament.

5.1.2.4. Memòria i aplicació del mètode a l'institut

En aquest apartat s'explica com s'ha aplicat el mètode al laboratori de l'institut (a la quarta rèplica), i les modificacions realitzades en el disseny experimental per poder fer la pràctica.

En primer lloc, vaig preparar la dissolució amb la meitat de reactius, és a dir, amb 0,25 grams d'àcid oleic i 500 mL de pentà. Amb la balança era difícil arribar a 0,25 grams d'àcid oleic amb precisió, per això vaig comptar que 0,5 grams equivalien a 17 gotes, i en el factor de conversió la concentració es mantenia (0,5 g per cada litre de dissolvent).

En segon lloc, si posava el fulard sobre el recipient i llavors hi tirava el talc, aquest no queia uniformement sobre l'aigua, de manera que vaig optar per fer una *bosseta* de talc amb la tela i llavors escampar-lo colpejant-la suaument. Per calcular l'àrea de la taca, com que no era circular de cap manera, no vaig utilitzar la fórmula proposada en els raonaments teòrics per evitar un error gran. Vegeu l'annex número 2 per saber com vaig fer-ho.



Figura 21. Es mostra com escampar el talc per la superfície de l'aigua amb l'ajuda d'un fulard.

Seguidament, s'exposen els càlculs realitzats.

1. Càlcul del volum d'un mol d'àcid oleic

$$1 \text{ mol d'àcid oleic} \times \frac{282,47 \text{ g d'àcid oleic}}{1 \text{ mol d'àcid oleic}} \times \frac{1 \text{ mL d'òxid d'acidgras}}{0,89 \text{ grams d'àcid gras}} = 317,38 \text{ mL}$$

2. Càlcul del volum d'una molècula d'àcid oleic

Busco el volum de la monocapa a partir de les dades obtingudes experimentalment (taula):

$$1 \text{ gotes abocades} \times \frac{1 \text{ ml dissolució}}{52 \text{ gotes de dissolució}} \times \frac{0,5 \text{ g d'àcid oleic}}{1000 \text{ mL dissolució}} \times \frac{17 \text{ gotes d'àcid oleic}}{0,5 \text{ g d'àcid oleic}} \times \frac{1 \text{ mL d'àcid oleic}}{36 \text{ gotes d'àcid oleic}} = 9,08 \times 10^{-6} \text{ mL d'àcid oleic}$$

Número de gotes contingudes en 1 mL de dissolució	52
Número de gotes d'àcid oleic de massa 0,5 grams	17
Número de gotes contingudes en 1 mL d'àcid oleic	36
Número de gotes abocades a l'aigua	1

Figura 22: Taula que recull les dades obtingudes experimentalment.

A continuació busco l'àrea de la monocapa i obtenim que és de **86,26 cm²**.

$$\begin{aligned} \text{Altura monocapa} &= \text{altura molècula d'àcid oleic} = \frac{\text{Volum monocapa}}{\text{Àrea monocapa}} \\ &= \frac{9,08 \times 10^{-6} \text{ mL}}{86,26 \text{ cm}^2} = 105,26 \times 10^{-9} \text{ cm} \end{aligned}$$



	Molècula de forma cúbica	Molècula de forma esfèrica
Volum molècula d'àcid oleic	$\begin{aligned} \text{altura}^3 &= (105,26 \times 10^{-9})^3 \\ &= 1,17 \times 10^{-21} \text{ mL} \end{aligned}$	$\begin{aligned} \frac{4}{3} \times \pi \times \left(\frac{\text{altura}}{2}\right)^3 \\ &= \frac{4}{3} \times \pi \times \left(\frac{105,26 \times 10^{-6}}{2}\right)^3 \\ &= 6,1 \times 10^{-22} \text{ mL} \end{aligned}$
Número d'Avogadro (N_A)	$\begin{aligned} \frac{V_{\text{mol}}}{V_{\text{molècula}}} &= \frac{317,38 \text{ mL}}{1,17 \times 10^{-21} \text{ mL}} \\ &= 2,72 \times 10^{23} \end{aligned}$	$\begin{aligned} \frac{V_{\text{mol}}}{V_{\text{molècula}}} &= \frac{317,38 \text{ mL}}{6,1 \times 10^{-22} \text{ mL}} \\ &= 5,2 \times 10^{23} \end{aligned}$

Error comès:

$$\begin{aligned} \frac{6,02 \times 10^{23} - \text{valor obtingut}}{6,02 \times 10^{23}} \times 100 &\rightarrow \frac{6,02 \times 10^{23} - 2,72 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} \times 100 = \mathbf{54,82\%} \\ &\rightarrow \frac{6,02 \times 10^{23} - 5,2 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} \times 100 = \mathbf{13,62\%} \end{aligned}$$

5.1.2.5. Resultats obtinguts

Vegeu l'annex número 4 per consultar els resultats obtinguts. En total, vaig realitzar set rèpliques vàlides. Els resultats els he recollit en dues taules diferents, depenent de si la dissolució era diluïda o no, així com de la quantitat de gotes abocades, ja que són variables que modifiquen els resultats. Així, se'm facilita l'anàlisi dels resultats.

5.1.2.5.1. Anàlisi dels resultats

Analitzaré els resultats tot valorant les diferents variables que es presenten: molècula cúbica o esfèrica, dissolució diluïda o no, número de gotes abocades, àrea amb el paper mil·limetrat o circular, etc.

1. És millor considerar la molècula de forma cúbica o esfèrica?

En aquest apartat he analitzat la primera taula de resultats. En l'apartat que segueix aquest explico el perquè. He calculat quantes vegades més grans són els resultats amb la molècula esfèrica que amb la molècula cúbica, i ho són exactament 1,91 vegades. Això fa que en 4 de 6 resultats (rèpliques 1, 3, 4 i 6) es disminueixi l'error un 23,9 % de mitjana. En les altres dues rèpliques els resultats no milloren amb la molècula esfèrica, ja que amb la molècula cúbica ja



eren més grans que el valor real i, si amb la molècula esfèrica són 1,91 vegades més grans, l'error augmenta. En la 2a rèplica augmenta un 102,99% essent 2,16 vegades més gran que el valor real de la constant, i en la 5 augmenta un 181% essent 3,77 vegades més gran. De mitjana, l'error augmenta un 92%.

Paral·lelament a aquestes xifres, la següent explicació (*Geometria amb bombolles de sabó*. Xtec.cat.) ens confirma que és millor considerar la molècula esfèrica: “Els líquids presenten una tendència a reduir la superfície exterior que mostren ja que la mínima superfície correspon al menor valor possible de l'energia potencial deguda a la tensió superficial. Així doncs, si un volum de líquid es deixa lliure a l'aire prendrà una forma tal que tingui la mínima superfície exterior possible compatible amb el seu volum. Tanmateix les gotes dels líquids són esfèriques perquè, per a un volum donat, l'esfera és la figura que presenta menor superfície exterior.”. Pensem en les bombolles de sabó o les gotes de líquid a l'espai: ambdues presenten una forma esfèrica. Per això, en la realitat, les molècules d'àcid oleic deuen tenir una forma més aviat esfèrica que cúbica. Per tant, podem considerar que la forma esfèrica és la més idònia en aquesta pràctica³ ja que, al presentar la mínima superfície, és més eficient.

2. Com varien els resultats amb la dissolució diluïda?

A les fonts documentals s'esmentava que si la dissolució es diluïa per segona vegada ens asseguràrem que les molècules es disposaven l'una al costat de l'altra i els resultats millorarien. Vaig voler comprovar-ho, fent els següents càlculs per diluir la dissolució:

La dissolució era la següent: $\frac{0,25 \text{ g àcid oleic}}{500 \text{ mL d'ò}} = 0,0005 \frac{\text{g àcid}}{\text{mL d'ò}}$. Si la volia diluir a la meitat de concentració ($0,00025 \frac{\text{g àcid oleic}}{\text{mL d'ò}}$):

$$500 \text{ mL d'ò} \times \frac{0,00025 \text{ g àcid}}{1 \text{ mL d'ò}} \times \frac{1 \text{ mL d'ò}}{0,0005 \text{ g àcid}} = 250 \text{ mL d'ò concentrada} + 250 \text{ mL pentà}$$

Aleshores, havia de modificar el factor de conversió per calcular el volum de la monocapa:

$$\begin{aligned} \text{___ gotes abocades} &\times \frac{1 \text{ ml dissolució}}{50 \text{ gotes de dissolució}} \times \frac{0,25 \text{ g d'àcid oleic}}{1000 \text{ mL dissolució}} \times \frac{17 \text{ gotes d'àcid oleic}}{0,5 \text{ g d'àcid oleic}} \times \frac{1 \text{ mL d'àcid oleic}}{36 \text{ gotes d'àcid oleic}} \\ &= \text{___ mL d'àcid oleic} \end{aligned}$$

Diluir la dissolució no em va resultar beneficiós per dues raons: la caiguda de les gotes era molt difícil de controlar i la taca quasi sempre arribava a les parets del recipient, per això només vaig aconseguir dues rèpliques vàlides. L'àrea de les taques que obtenia eren molt més grans

³ A més a més, quan Loschmidt (primer en intentar calcular experimentalment el número d'Avogadro) va realitzar el seu experiment per calcular el volum d'una molècula, també va suposar que les molècules tenen forma esfèrica.



que amb la dissolució no diluïda, i llavors els números obtinguts eren de mitjana 2,48 vegades majors que el valor real de la constant. Per això, a l'apartat anterior he considerat que no havia d'incloure els resultats amb aquesta dissolució per valorar si era millor la molècula esfèrica. De mitjana, els resultats tenen molt més error que els obtinguts amb la dissolució no diluïda, són números molt grans (mitjana d'error diluïda = 147,97% i mitjana d'error no diluïda = 82,94%).

3. És millor abocar una gota o dues?

Amb la dissolució diluïda no es pot fer aquesta valoració, ja que només hi ha una rèplica de cadascuna de les dues variables. En la dissolució no diluïda, l'àrea per la molècula esfèrica amb una gota ha de ser de $90,6 \text{ cm}^2$ per obtenir el número d'Avogadro real i, amb dues gotes, de $181,2 \text{ cm}^2$ (el doble perquè tenim el doble de volum). Si volem fer una estimació bastant correcta del número d'Avogadro, és més probable que l'obtenim amb una gota que amb dues, perquè vaig observar que l'àrea de la taca no diferia gaire tirant una gota o dues. Amb una gota, l'àrea mitjana és $100,42 \text{ cm}^2$, i amb dues gotes $138,55 \text{ cm}^2$ (no és el doble que hauria de ser). Ens acostem més als $90,6 \text{ cm}^2$ amb una gota que als $181,2 \text{ cm}^2$ amb dues. Si únicament volguéssim fer una bona estimació de l'ordre de magnitud de la constant, amb les dues gotes s'aconseguiria, però no assegurem que la capa sigui monomolecular.

4. Com varien els resultats considerant l'àrea circular?

Durant la realització d'aquesta pràctica, vaig adonar-me que el procediment era més complex si havia de calcular l'àrea de la taca amb el paper mil·limetrat. Per realitzar aquesta pràctica a l'institut, vaig veure que aquest pas era un inconvenient. Aleshores vaig fer els càlculs considerant l'àrea circular per veure si afectava gaire. Els resultats es troben sota cada rèplica a les taules de resultats (A o). Els analitzaré en funció de la molècula esfèrica, d'una gota i dissolució no diluïda, variables que anteriorment he considerat més adequades.

Per considerar l'àrea com un cercle, el que s'ha de fer és un cercle que compregui el major nombre possible de quadrats pintats, sense excedir-se massa perquè, si l'àrea és gaire gran, els resultats poden empitjorar, vegeu la figura 23.

Quan considerem l'àrea circular, a vegades surt més gran i a vegades més petita que si la calculem amb el paper mil·limetrat; llavors, hi ha rèpliques en què

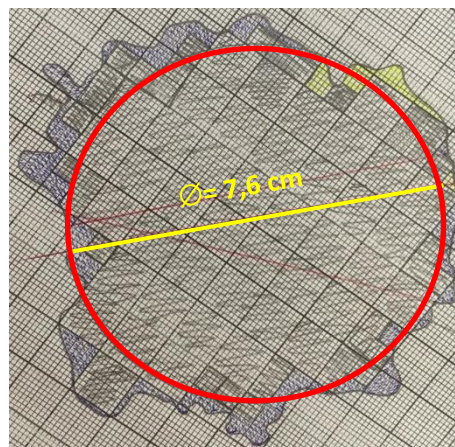


Figura 23: Es mostra com considerem l'àrea circular (rèplica 2).

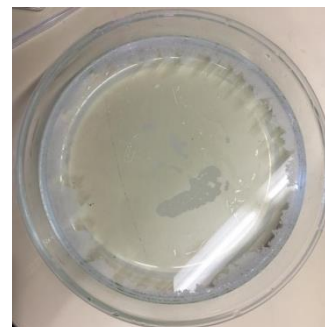
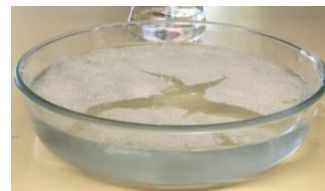
això és convenient i altres en què no. Per exemple, en la rèplica 2 l'àrea disminueix i s'allunya dels $90,6 \text{ cm}^2$ que hauria de ser per obtenir el valor real de la constant. Per tant, l'error augmenta un 12,86%. De les 4 rèpliques, tres (2, 3 i 4) augmenten l'error en una mitjana del 12% i una (la 6) el disminueix un 63%. Com podem veure, els resultats no s'allunyen gaire del valor obtingut amb l'àrea del paper mil·limetrat. Per tant, calcular l'àrea considerant-la un cercle és un bon procediment.

5.1.2.6. Observacions

He pogut comprovar que la gota que aboquem conté àcid oleic encara que la dissolució sigui molt poc concentrada. Vaig tirar gotes d'únicament pentà i el talc només es *mullava*, mentre que quan la gota era de dissolució el talc es desplaçava, com es veu a les fotografies. Per tant, es confirma que la taca és d'àcid oleic, perquè el pentà s'evapora.

En els càlculs que s'han de fer, l'àrea de la taca és la variable amb més influència. Això em va fer pensar en què la feia ser diferent a cada rèplica malgrat que totes les variables són constants: la capa de talc. Vaig observar el comportament de la gota sobre una capa gruixuda: trencava el talc (figura 24), i sobre una capa finíssima: el desplaçava massa (figura 25). Per obtenir una capa vàlida, vaig provar de tirar el talc bufant-lo des d'un full, col·locant-lo amb els dits, amb el fulard, directament des del recipient que el contenia, etc. Només va servir fent-ho amb el fulard i tirant la gota molt poc després d'haver posat el talc, ja que no es crea una capa tan rígida.

Un altre factor que hi pot influir és el fet que la gota caigui amb molta força. Per això vaig comprovar què passava si tirava la gota des de diferents distàncies: de prop, la taca que es formava era estàtica i, de lluny (uns 10 cm), s'expandia molt i després disminuïa, potser per l'evaporació del pentà. Llavors vaig considerar tirar la gota des d'uns 5 cm d'altura. També recomano acompanyar el comptagotes d'un tros de paper, perquè les gotes cauen sense necessitat de prémer el comptagotes, i així es pot controlar tant el número de gotes com la distància a la qual les deixem caure.



Figures 24 i 25: Dues rèpliques que no vaig considerar vàlides perquè la taca arribava a la paret del recipient. S'observa el comportament de la taca en funció de la capa de talc.

5.1.2.7. Conclusions

Per concloure aquesta pràctica, cal dir que l'he assolit satisfactòriament, ja que he obtingut resultats molt bons. Els cinc millors, amb un error inferior al 25%, recollits a la taula següent:

Núm. rèplica	N_A obtingut	Error comès	Variables amb les quals s'ha obtingut
3	$6,8 \times 10^{23}$	12,96 %	Dissolució no diluïda; 1 gota; molècula cúbica; àrea paper mil·limetrat
3	$7,47 \times 10^{23}$	24,1%	Dissolució no diluïda; 1 gota; molècula cúbica; àrea circular
4	$5,2 \times 10^{23}$	13,62%	Dissolució no diluïda; 1 gota; molècula esfèrica; àrea paper mil·limetrat
4	$6,95 \times 10^{23}$	15,45%	Dissolució no diluïda; 1 gota; molècula esfèrica; àrea circular
2D	$6,21 \times 10^{23}$	3,16%	Dissolució diluïda; 2 gotes; molècula cúbica; àrea paper mil·limetrat

Figura 26: Taula que recull els cinc millors resultats de la pràctica 1.

Comentaré si s'han assolit els objectius establerts per aquesta pràctica i extrauré conclusions de les observacions i anàlisis dels resultats.

En primer lloc, he pogut fer una estimació correcta de l'ordre de magnitud de la constant en moltes rèpliques, concretament en 9 de 16 resultats, equivalent al 56,25% de les rèpliques. En segon lloc, repasso les variables amb les quals s'han de treballar per arribar a millors resultats: s'ha de preparar una dissolució de concentració 0,5 g d'àcid oleic en 1000 mL de pentà (si es dilueix a la meitat, he obtingut resultats amb un error 1,8 vegades major), cal considerar la molècula esfèrica ja que, com que presenta la mínima superfície, és més eficient (en 4 de 6 rèpliques, l'error disminueix un 23,9%) i s'ha d'abocar una gota de dissolució sobre la superfície de talc (s'assegura que la capa és monomolecular i ens acostem més a l'àrea idònia per obtenir el número d'Avogadro real).

A continuació indicaré quines són les mesures que vaig adoptar en el procediment i que vaig comprovar que fan el mètode més eficaç. El talc simplement ajuda a veure i poder calcar la taca d'àcid oleic (incolora i transparent). Per tant, he buscat una manera perquè no ens influencï tant en el procés: s'ha de fer servir un recipient de diàmetre gran (30 cm aprox.), assegurar que l'aigua està completament quieta abans de tirar-hi el talc, fer una bosseta amb el fulard perquè el talc caigui uniformement i, donant cops suaus, tirar-lo des d'uns 30 centímetres d'alçada respecte l'aigua. Immediatament després, per evitar que el talc formi una capa gaire rígida, s'ha d'acompanyar el comptagotes d'un paper a sota i abocar una sola gota a uns 5 centímetres de la superfície perquè caigui amb una força adequada. Es deixa reposar uns



10 segons com a màxim i després es fa una fotografia amb *flash* de tot el recipient per veure millor la silueta de la taca. S'imprimeix a escala real, es ressegueixen els voltants, es calca amb el paper mil·limetrat i per últim es compten els mil·límetres quadrats que ocupa, que després es converteixen a centímetres. A la classe, es pot optar per, en comptes de resseguir la taca, considerar que és un cercle. He comprovat que l'ordre de magnitud es mantindrà quasi sempre i l'error que comporta és molt baix.

Finalment, el resultat obtingut que més s'acosta a la constant correspon al de la rèplica 2D: $6,21 \times 10^{23}$, amb un error del 3,16 %, és a dir, és 1,03 vegades més petit que el valor acceptat per la constant. Sincerament, és molt millor del que pensava que em sortiria, ja que a totes les fonts documentals s'explicava que és un mètode amb el qual no s'arriben a gaire bons resultats. A continuació repassaré les possibles causes d'error que provoquen aquest fet. Primerament, la capa de talc és diferent a cada rèplica tot i que fem el possible perquè no ho sigui; això fa que cada gota la desplaci de diferent manera cada vegada tot i tirar el mateix nombre de gotes, i l'àrea és forçosament diferent a cada rèplica. En segon lloc, suposem que les molècules tenen forma esfèrica, cosa que en la realitat no és així, i això comporta un cert error. Val a dir, però, que això es fa per poder facilitar els càlculs i la comprensió de la pràctica. També podem considerar com a causa d'error el fet que, inevitablement, hi ha una certa quantitat de pentà que s'evapora mentre es realitzen les diferents rèpliques, fet que provoca una variació en la concentració de la dissolució. Finalment, quan comptava el número de gotes que hi havia en 1 mL de dissolució o d'àcid oleic, potser no era del tot precís.

Per concloure definitivament, he sigut capaç de realitzar aquesta pràctica al laboratori de l'institut, obtenint resultats sorprenentment bons, cinc d'ells amb un percentatge d'error inferior al 25%. Es tracta d'una pràctica amb una base teòrica bastant senzilla, així com el seu disseny experimental: la preparació no comporta gaire temps, de manera que es pot fer en una hora de classe. Els càlculs que s'han de realitzar no són difícils d'entendre, i qui la desenvolupa és capaç de dimensionar i comprendre el número d'Avogadro a partir de les magnituds que es treballen: conté una infinitat de partícules i ens demostra com de petites són.



5.2. Pràctica 2: Electròlisi d'una dissolució de sulfat de coure, CuSO_4

5.2.1. Introducció i base teòrica

El mètode proposat es fonamenta en l'electròlisi d'una dissolució de sulfat de coure, CuSO_4 . Segons les fonts documentals (*Química I*, 2008; *Química II*, 2009; Tomás-Serrano, Antonio i García Molina, Rafael, 2017) es tracta d'un mètode senzill que proporciona valors amb menys del 5% d'error respecte el valor acceptat pel número d'Avogadro. El concepte que cal entendre per poder realitzar la pràctica és l'electròlisi i la reacció que comporta: és el procés en el qual el pas del corrent elèctric per una solució produeix una reacció redox.

Les reaccions redox o d'oxidació-reducció són aquelles en les que s'esdevé una transferència d'electrons, és a dir, dos elements canvien el seu nombre d'oxidació⁴. En elles tenen lloc dues semireaccions: una d'oxidació, en la qual un element perd electrons i augmenta el nombre d'oxidació, i una de reducció, en què un altre element guanya electrons i disminueix el nombre d'oxidació.

L'electròlisi té lloc en un recipient anomenat cel·la electrolítica, que conté una dissolució. En ella submergim dos elèctrodes, unes superfícies on es produeixen les semireaccions d'oxidació i reducció. Perquè això passi, els connectem al corrent continu, que els proporciona els electrons. L'elèctrode que es connecta al pol positiu s'anomena ànode i és on es produeix l'oxidació. És de coure perquè s'oxida i es converteix en ions coure Cu^{2+} :



L'altre elèctrode és el càtode, connectat al pol negatiu i on té lloc la reducció. Els ions coure que surten de l'ànode es dirigiran a través de la dissolució cap al càtode, on es reduiran (es diposita coure sòlid):



La reacció global que té lloc és aquesta: $\text{Cu}(\text{s}) [\text{ànode}] \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) [\text{càtode}]$

Existeix una relació entre la quantitat d'electricitat que circula per la cel·la electrolítica i la quantitat de substància dipositada en els elèctrodes, que necessitem conèixer per determinar el número d'Avogadro en aquesta pràctica. Aquest fenomen el va estudiar el físic anglès Michael Faraday (1791-1867), a partir del qual va formular dues lleis que descriuen

⁴ El nombre d'oxidació d'un element en un compost és la càrrega que tindria l'element si el compost estigués format per ions positius i negatius. Quan un element es redueix, disminueix el seu nombre d'oxidació i, quan s'oxida, l'augmenta.

l'electròlisi. La Segona llei de Faraday diu, textualment: <<La càrrega total que ha de passar per una cel·la electrolítica perquè circuli 1 mol d'electrons és de 96 500 C>>, és a dir, 1 F. Aquesta càrrega elèctrica s'obté de multiplicar la càrrega de l'electró (e) per la constant d'Avogadro (N_A): $1F = e \times N_A$. Això vol dir que, si es diposita un mol de metall, circularà un número determinat de mols d'electrons. Per tant, si circula una càrrega determinada, es dipositarà també una massa de metall en concret.

Entenent aquest concepte, la constant d'Avogadro la podem saber si en el càtode es diposita un mol de coure, la massa molar M del qual coneixem (63,55 g/mol). Donada aquesta condició, la càrrega Q que ha de circular ha de ser, teòricament, $2 \cdot N_A \cdot e$. No obstant, en l'experiment real hi circula una càrrega diferent donades les característiques dels materials utilitzats. És per això que la massa m de coure dipositada en el càtode es relaciona amb la seva massa molar M i la càrrega Q mitjançant la següent equació: $\frac{m}{M} = \frac{Q}{2 \times N_A \times e}$. La càrrega Q s'obté experimentalment: enregistrem el valor de la intensitat de corrent I que circula per la cel·la electrolítica a mesura que passa el temps t a partir de la fórmula: $I = \frac{Q}{t}$. La intensitat, I , és la càrrega (electrons o ions, Q) que travessa la secció d'un fil conductor per unitat de temps (t). Es mesura en amperes (A).

Com que la resistència elèctrica de la dissolució disminueix a mesura que creix el dipòsit metàl·lic, la intensitat de corrent augmenta quan va avançant el procés⁵. Per això, prendrem mesures de la intensitat en intervals de temps, d'uns 5 minuts. Obtindrem uns valors que, amb un full de càlcul, utilitzarem per fer un gràfic intensitat-temps. Després, els punts obtinguts experimentalment s'ajusten mitjançant un polinomi de tercer grau. El valor de la càrrega Q que ha circulat quan ha transcorregut un temps t és igual a la integral de la funció $I(t)$. És així perquè la integral d'una funció és l'àrea limitada pel gràfic de la funció. Com que la intensitat és la càrrega per unitat de temps, l'àrea del gràfic serà la càrrega, tal i com s'explica a la figura 27: $Q = \int_0^t I(t) dt$.

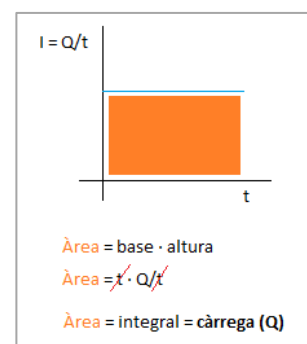


Figura 27: Explicació gràfica de la integral a calcular. En blau, la funció. En taronja, l'àrea o integral que ens donarà la càrrega Q .

De manera genèrica: si coneixem la càrrega elemental $e=1,602176565 \cdot 10^{-19}$ C, la massa del metall m que es forma, la seva massa molar M i mesurem la càrrega Q transferida, podem determinar el valor del número d'Avogadro (N_A): $N_A = \frac{Q \times M}{2 \times e \times m}$.

⁵ La fórmula que relaciona aquestes magnituds és la següent: $\Delta V = I \cdot R$, on ΔV és el voltatge o diferència de potencial, I és la intensitat i R la resistència. Si la resistència disminueix, la intensitat augmenta perquè el voltatge es manté constant.

5.2.2. PART PRÀCTICA

5.2.2.1. Objectius

L'objectiu principal d'aquesta pràctica és determinar la constant d'Avogadro amb els mitjans i materials que ens proporciona el laboratori de l'institut, que ens portin a resultats amb un marge d'error del 5% com a màxim. De manera paral·lela, valorar les possibles causes d'error i comprovar si amb 12 volts de voltatge i d'entre 7 i 7,5 grams de sulfat de coure podríem fer la pràctica en una hora, tal i com es faria a la classe.

Vegeu l'annex número 3 per saber el material i reactius necessaris. Vegeu l'annex número 5 per saber què cal tenir en compte i què s'ha de fer prèviament.

5.2.2.2. Procediment

1. Preparar la dissolució.
 - a. Pesar entre 5 i 10 grams de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (depèn de la concentració amb la qual vulguem treballar), amb el vidre de rellotge, l'espàtula i la balança.
 - b. Mesurar 100 mL d'aigua, amb una proveta. Es pot fer servir aigua destil·lada per assegurar que a la dissolució només hi haurà ions de coure.
 - c. Abocar l'aigua dins un vas de precipitats i, mentre es remena amb la vareta, hi anem tirant el sulfat de coure.

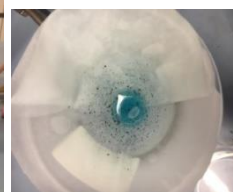
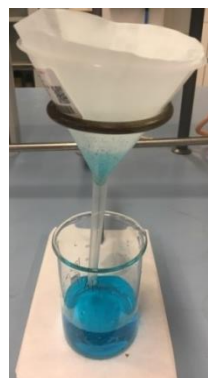
A continuació, vaig optar per filtrar la dissolució perquè no hi hagués impureses.



Figura 28: Pas a. del pas 1.



Figura 29: Pas b. del pas 1.



Figures 30 i 31:
Filtratge de la
dissolució (optatiu).

2. Preparar el muntatge amb el suport, el peu, la pinça i la nou.
3. Subjectar el càtode amb el pol negatiu de la font d'alimentació, i aquest col·locar-lo a la pinça del peu.
4. Connectar el pol positiu de la font d'alimentació al pol positiu de l'amperímetre. Aquest ha d'estar calibrat tal i com es mostra a la fotografia.
5. Connectar l'ànode al pol negatiu de l'amperímetre i submergir-lo a la dissolució.



- Ajustar la font d'alimentació al voltatge desitjat i connectar-la al corrent, moment en què es comença a cronometrar.

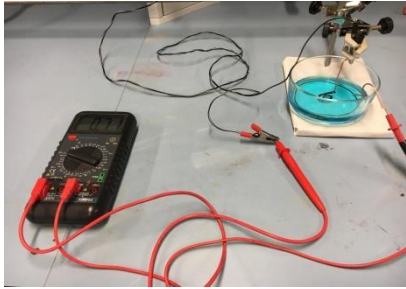


Figura 32: Pas 2, muntatge.



Figura 33: Aquesta és la manera com ha d'estar calibrat l'amperímetre. En groc, les dues funcions. Els noms positiu i negatiu corresponen als pols i com han d'estar connectats.

- En intervals de 5 minuts o menys, anotar els valors d'intensitat que indica l'amperímetre.
- L'electròlisi es dona per acabada quan la intensitat de corrent té un valor de més o menys 1 ampere o el depòsit de coure es troba a un centímetre de distància de l'ànode (si es toquen, hi ha un curtcircuit).
- Retirar l'ànode i, amb un comptagotes, extreure la dissolució. Es pot anar afegint aigua destil·lada per assegurar-nos que extraiem bé la dissolució.
- Mesurar la massa del depòsit de coure (veure l'annex número 7 per més detalls).
- Realitzar els càlculs i procediments necessaris per obtenir la constant d'Avogadro (N_A).

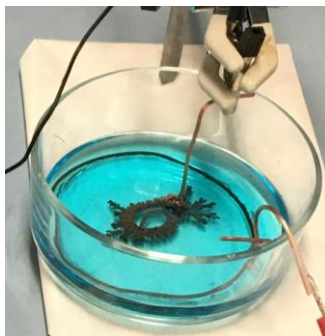


Figura 34: Pas 8, donar per acabada l'electròlisi quan el depòsit es troba a 1 cm de l'ànode.



Figura 35: Pas 5, retirar la dissolució amb un comptagotes.

5.2.2.3. Memòria i aplicació del mètode a l'institut

Durant la realització d'aquest treball de recerca, vaig tenir la oportunitat de participar al Jove Campus de Recerca. Es tracta d'una estada a la Universitat de Girona que permet avançar amb solidesa el treball de recerca podent entrar en contacte amb investigadors i professors. Allà vaig poder realitzar aquesta pràctica, en laboratoris proporcionats per la UdG. A continuació explico la memòria i aplicació d'aquest mètode. Cal remarcar que, degut que el meu objectiu principal és realitzar aquesta pràctica a l'institut, vaig procurar que tot el material que feia servir era préstec d'aquest. És a dir, l'únic canvi que va haver-hi va ser logístic.

Les tres primeres rèpliques que vaig realitzar no van resultar vàlides: a la primera, el tester no llegia i, quan va començar a llegir, la intensitat no augmentava tot i haver-hi deposició. Considerant que la concentració hauria de ser més elevada, vaig preparar la dissolució amb 7,5 grams de sulfat de coure, però el procés es va parar de cop al cap d'uns minuts d'electròlisi. En la tercera rèplica, vaig fer servir el tester de la universitat per si el problema tenia a veure amb aquest aparell. No en coneixia la polaritat, així que quan vaig fer el muntatge, la deposició va tenir lloc a l'ànode, com es veu a les figures 36 i 37. Al final, vaig esbrinar com havia de funcionar el muntatge del circuit i el vaig dibuixar en un esquema, figura 38.



Figures 36 i 37: A dalt, es manifesta la deposició del coure a l'ànode. A baix, s'observa com el càtode ha perdut coure. Sobretot s'aprecia a la part marcada en groc, fins on l'elèctrode estava submergit.

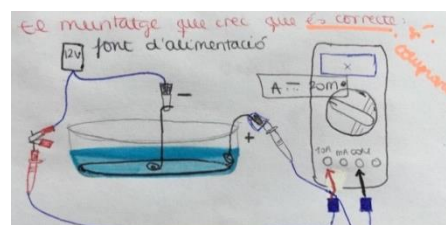
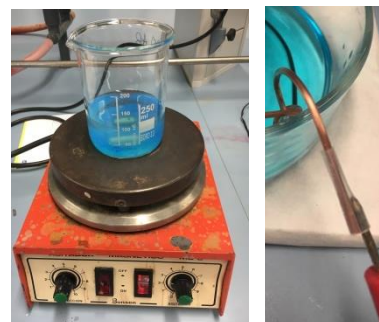


Figura 38: Esquema del muntatge que vaig fer després de buscar informació sobre les connexions que em va servir per fer bé la pràctica.

Per realitzar la quarta rèplica, la vàlida, vaig fer servir 7 grams de sulfat de coure i 100 mL d'aigua destil·lada (concentració 0,44M), i el voltatge era de 12V. Vaig seguir els passos del procediment, però per remenar la dissolució vaig fer servir un agitador magnètic, ja que el procés era més ràpid.

Després vaig filtrar-la, vaig fer el muntatge com he



Figures 39 i 40: A l'esquerra, utilització d'un agitador magnètic per fer la dissolució. A la dreta, com vaig unir l'ànode amb el tester amb la punta d'un comptagotes.

indicat al procediment anteriorment i seguidament vaig connectar la font d'alimentació. Per ajudar-me a mantenir en contacte l'ànode amb el pol negatiu del tester, vaig utilitzar la punta d'un comptagotes, es pot observar a la figura 40.

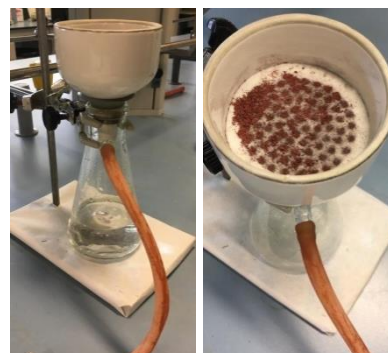
El càtode pesava 3,0662 grams. En connectar la font d'alimentació, la deposició va començar instantàniament, cosa que penso que es deu a que la concentració (0,44M) i el voltatge (12V) eren elevats. Per això la intensitat va començar a créixer molt ràpidament, i vaig optar per enregistrar-la en intervals d'1 minut. Els valors obtinguts els trobareu a l'annex número 6.

L'electròlisi va durar un total de 32 minuts i 30 segons. El càtode era moll: per assecar-lo el vaig posar al forn a més de 100°C perquè s'evaporés l'aigua. A l'institut, això es pot fer també al forn o bé deixant-lo assecar al sol. Seguidament, vaig preparar un filtre Butsner per poder filtrar el coure dipositat que s'havia després del càtode i que encara restava a la cel·la electroliítica. Vaig posar aigua destil·lada dins aquesta i vaig abocar-la al filtre, que



Figura 41: Encerclat en groc, el càtode sobre un vidre de rellotge dins el forn a més de 100°C.

ràpidament va absorbir-la per deixar el coure sobre el paper de filtre. Podem veure-ho a les figures 42 i 43. A l'institut, també es pot fer. Vaig fer servir aquest filtre perquè serveix per filtrar sòlids, mentre que l'altre és més adient per filtrar líquids. Després de 10 minuts de filtratge, vaig col·locar el paper de filtre amb el coure dins el forn i vaig esperar 45 minuts per assegurar-me que ni el càtode ni el coure contenien aigua. A l'annex número 7 s'exposen esquemàticament les dades que vaig prendre per poder calcular la massa final de coure dipositat i també el procediment detallat, que era de 0,4764 g.



Figures 42 i 43: A l'esquerra, el filtre Butsner. A la dreta, es veu el coure filtrant-se.

Recordem l'equació que cal resoldre: $N_A = \frac{Q \times M}{2 \times e \times m}$. La única dada que falta és la càrrega Q transferida. Vegeu l'annex número 8 per saber com vaig calcular la càrrega a partir del gràfic:

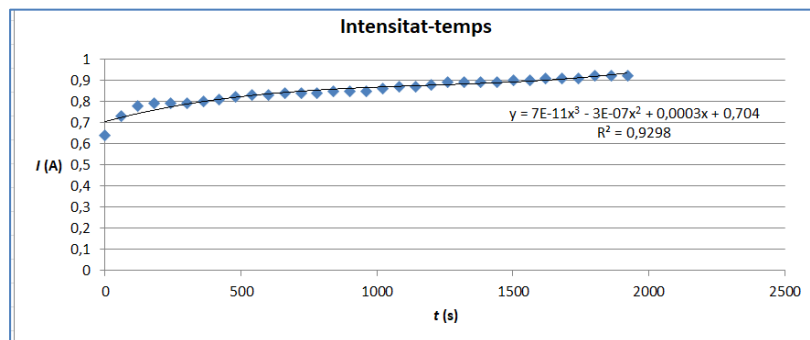


Figura 44: Gràfic intensitat-temp que mostra el polinomi de tercer grau $y = 7 \cdot 10^{-11}x^3 - 3 \cdot 10^{-7}x^2 + 0,0003x + 0,704$ ajustat als punts experimentals obtinguts en l'electròlisi d'una dissolució 0,44 M de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en aigua destil·lada, amb voltatge 12 V i una durada de 32'30''.

El resultat que vaig obtenir va ser de **1434,668237 C**.

5.2.2.4. Resultats obtinguts

Concentració molar de la dissolució (mols/L)	Voltatge aplicat (V)	Temps transcorregut (min.)	Càrrega Q obtinguda (C)	Massa del depòsit de coure (g)	Número d'Avogadro estimat	Error comès (%)
0,44	12	32'30''	1434,668237	0,4764	$5,9724828 \times 10^{23}$	0,83

Figura 45: Taula que recull les dades més importants d'aquesta pràctica.

$$N_A = \frac{Q \times M}{2 \times e \times m} = \frac{1434,668237 \times 63,55}{2 \times 1,602176565 \times 10^{-19} \times 0,4764} = \mathbf{5,972482895 \times 10^{23}}$$

L'error comès en aquesta rèplica és el següent:

$$\frac{6,022 \times 10^{23} - 5,972 \times 10^{23}}{6,022 \times 10^{23}} \times 100 = \mathbf{0,83 \%}$$

5.2.2.5. Observacions

Teòricament, els ions de coure viatgen de l'ànode al càtode; el que experimentalment ho evidencia és el fet que mentre l'ànode perd massa, el càtode en guanya i, després de l'electròlisi, l'ànode és més prim i el càtode més gruixut, com s'observa a les fotografies.



Figures 46 i 47: A l'esquerra, els elèctrodes abans de l'electròlisi. A la dreta, després del procés. El càtode a la dreta és més gruixut, i l'ànode més prim.



5.2.2.6. Conclusions

En síntesi, he pogut assolir l'objectiu que em vaig proposar al començament: realitzar aquesta pràctica amb un resultat d'error inferior al 5%, $N_A = 5,9724828 \times 10^{23}$. Per tant, he pogut comprovar el que indicaven les fonts documentals (*Química I*, 2008; *Química II*, 2009; Tomás-Serrano, Antonio i García Molina, Rafael, 2017), s'obtenen resultats molt bons.

El segon objectiu que em vaig plantejar era poder realitzar la pràctica en una hora, com es faria a classe. Per tant volia comprovar si l'electròlisi es podia fer sota condicions de voltatge de 12 volts amb una dissolució d'entre 7 i 7,5 grams de sulfat de coure en 100 mL d'aigua destil·lada. Vaig poder fer l'electròlisi, i va durar aproximadament mitja hora. Per fer aquesta pràctica a l'institut, aquest fet és notable, ja que comporta relativament poc temps preparar el muntatge i la resta es pot dedicar a repassar el guió de la pràctica i fer els càlculs necessaris. Tanmateix, hi ha una sèrie d'inconvenients que dificultarien la realització de la pràctica a l'institut: en primer lloc, el coure que s'ha de fer servir és molt difícil de trobar (en el meu cas, vaig trobar-lo a les golfes de casa). En segon lloc, s'ha realitzar una integral amb dades obtingudes d'un polinomi fet amb l'Excel; això és un punt en contra: el procés esdevé més complex. En general, s'ha de ser bastant precís a l'hora de fer el procediment, perquè hi ha molts punts en què l'error pot augmentar. Aquestes possibles causes d'error són les que valoraré a continuació: quan s'extreu la dissolució un cop acabada l'electròlisi, és molt probable que es perdi massa de coure perquè el depòsit forma una estructura molt poc estable. El càtode en sí no es pot pesar, perquè s'esmicola. Per això s'ha de seguir un procediment semblant al que jo vaig fer per calcular la massa del depòsit que, en cada mesura de la massa, comporta un error. Els errors es van sumant fins que arribem al polinomi de l'Excel: l'ajustatge d'aquest respecte els punts experimentals no és totalment precís, la R^2 és inferior a 1, per tant aquí se'ns presenta una altra causa d'error. En darrer terme, tot i que s'obtenen resultats molt bons, això no compensa la complexitat dels procediments i càlculs a desenvolupar.

En definitiva, aquesta pràctica es pot realitzar en una hora tot i que comporta una certa dificultat en el disseny experimental i en els càlculs, sobretot en termes de precisió. Pel que fa a la base teòrica, no és difícil de comprendre, però la fórmula final ($N_A = \frac{Q \times M}{2 \times e \times m}$) considero que no dona una noció del tot clara del que és el número d'Avogadro o el concepte del mol.



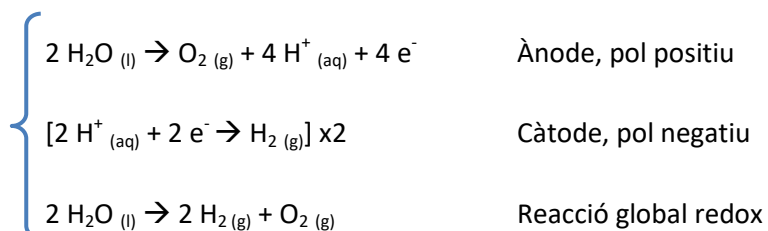
5.3. Pràctica 3: Electròlisi de l'aigua en medi àcid

5.3.1. Introducció i base teòrica

En aquesta pràctica es fa un estudi de l'electròlisi de l'aigua per poder obtenir el número d'Avogadro. Com que es tracta d'una electròlisi, així com la pràctica 2, no es tornen a explicar els conceptes bàsics d'aquest procés.

El que es pretén és descompondre l'aigua en els gasos hidrogen i oxigen que la formen aplicant un corrent elèctric continu. Això es fa mitjançant un instrument anomenat voltàmetre de Hofmann. Va ser inventat pel químic alemany August Wilhelm von Hofmann (1818-1892) el 1866. Està format per tres cilindres de vidre verticals units. Pel del centre es posa l'aigua i un compost iònic com ara l'àcid sulfúric (H_2SO_4) que, en entrar en contacte amb l'aigua, es dissocia en ions i li dona conductivitat a l'aigua, que no és conductora. Els altres dos cilindres tenen un elèctrode de platí que es connecten a la font d'alimentació. Llavors, es forma oxigen a l'ànode i hidrogen al càtode, ja que l'ànode és el pol positiu i per tant atrau els ions negatius o anions (O^{2-}) i el càtode és el pol negatiu, per això atrau els ions positius o cations (H^+).

Les reaccions redox que tenen lloc són les següents:



Recordem la fórmula que expressa que el número d'Avogadro és el número de partícules que hi ha en un mol d'aquestes:

$$N_A = \frac{\text{número de partícules}}{\text{número de mols}}$$

Les dues dades de la fracció les hem d'obtenir experimentalment respecte el gas hidrogen perquè, com que n'hi ha més, mesurar-lo comporta menys error relatiu. Per una part, el nombre de mols l'obtenim a partir de la Llei Universal dels Gasos Ideals⁶, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, aïllant n:

⁶ On n és el nombre de mols, P la pressió que exerceix el gas a les parets del recipient que el conté (atm), V és el volum que ocupa (L), R és la constant universal dels gasos ($R=0,08205746(14) \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$) i T és la temperatura absoluta (K).

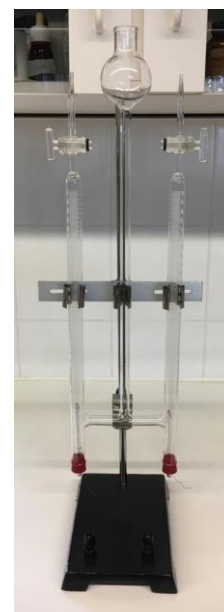


Figura 48: Fotografia del voltàmetre de Hofmann.

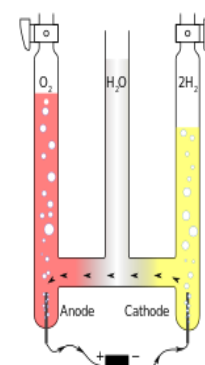


Figura 49: Esquema del voltàmetre de Hofmann.

Font:
https://es.wikipedia.org/wiki/Volt%C3%A1metro_de_Hofmann



$n = \frac{P \times V}{R \times T}$. Les dades que ja coneixem són la constant universal dels gasos (R) i el volum (V). La temperatura ambient (T) la sabrem posant un termòmetre a l'aula. La pressió (P) que exerceix l'hidrogen a les parets del recipient és la dada que més costa de trobar. Si ens hi fixem, el tub que conté l'aigua està sotmès a una pressió atmosfèrica (P_{atm}); la raó per la qual no es trenca a causa de la força que aquesta li exerceix és perquè dins el tub hi ha unes pressions que exerceixen la mateixa força resultant cap a fora. Aquestes són la pressió del gas hidrogen (P_{H_2}), la pressió de vapor de l'aigua⁷ (P_{vapor}) i la pressió hidrostàtica⁸ (P_{H_2O}):

$$P_{atm} = P_{H_2} + P_{vapor} + P_{H_2O}$$

La pressió atmosfèrica l'hem de buscar per internet (*dades de l'estació automàtica Girona, Meteocat*). La pressió de vapor s'ha de consultar en una taula de pressió de vapor de l'aigua, ja que depèn de la temperatura ambient (vegeu l'annex número 9). La pressió hidrostàtica és directament proporcional a la densitat del fluid i a la profunditat a la qual la mesurem: $P_{H_2O} = d \times h \times g$. On d és la densitat de l'aigua (1000 kg/m^3), h l'altura del fluid (m) i g l'acceleració de la gravetat ($9,8 \text{ m/s}^2$).

Per tant, en resum:

$$P_{H_2} = P_{atm} - P_{vapor} - d \times h \times g \rightarrow n = \frac{(P_{atm} - P_{vapor} - d \times h \times g) \times V}{R \times T}$$

Per l'altra part, el nombre de partícules d'hidrogen alliberades durant la reacció es calcula sabent la càrrega elèctrica Q que ha circulat durant el temps que ha durat l'electròlisi, segons la fórmula $Q = I \cdot t$. La intensitat s'enregistra amb l'amperímetre durant l'electròlisi.

Després ens hem de fixar en les reaccions que tenen lloc: per cada molècula d'hidrogen, la font d'alimentació capta dos electrons, la càrrega dels quals és $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$. Per tant, efectuant el següent factor de conversió obtenim el nombre de molècules d'hidrogen alliberades:

$$\text{Càrrega elèctrica } Q \text{ (C)} \times \frac{1 e^-}{1,602 \times 10^{-19} \text{ C}} \times \frac{1 \text{ molècula } H_2}{2 e^-} = \text{molècules d}'H_2 \text{ alliberades}$$

En síntesi, els càlculs que s'han d'efectuar són els següents:

$$N_A = \frac{\text{número de partícules}}{\text{número de mols}} = \frac{Q = I \times t \text{ (C)} \times \frac{1 e^-}{1,602 \times 10^{-19} \text{ C}} \times \frac{1 \text{ molècula } H_2}{2 e^-}}{\frac{(P_{atm} - P_{vapor} - d \times h \times g) \times V}{R \times T}}$$

⁷ És la pressió que exerceix el vapor d'un líquid quan s'ha aconseguit l'equilibri entre aquest líquid i el seu vapor.

⁸ És la pressió que exerceixen els fluids en qualsevol punt del seu interior a causa del seu pes.



5.3.2. PART PRÀCTICA

5.3.2.1. Objectius

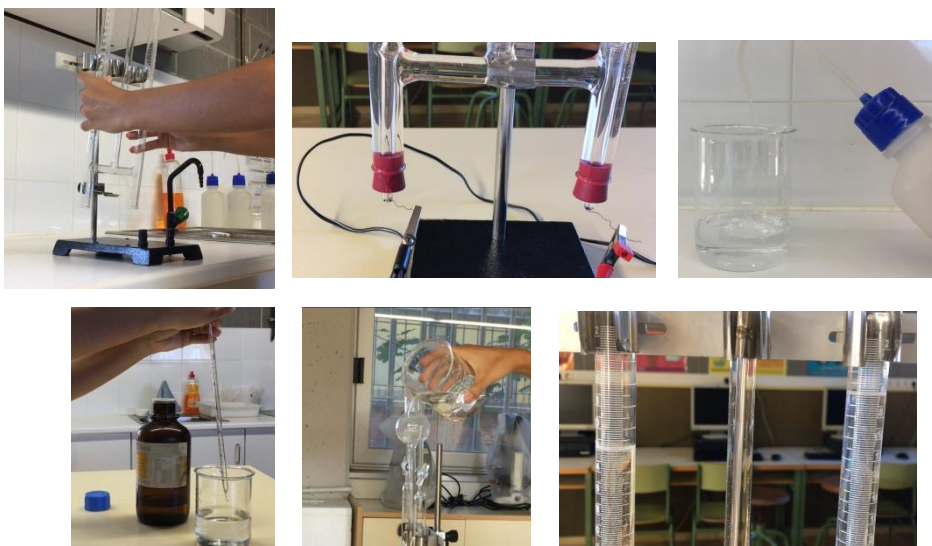
L'objectiu principal d'aquesta pràctica és determinar la constant d'Avogadro amb els mitjans i materials que ens proporciona el laboratori, que ens portin a resultats amb un marge d'error màxim del 5%, valorant-ne les possibles causes. Finalment, trobar amb quin voltatge el temps és l'adequat com per poder realitzar la pràctica a l'institut (30-45 minuts). Vegeu l'annex número 3 per consultar el material i reactius necessaris.

5.3.2.2. Què cal fer prèviament

Col·locar un termòmetre a l'aula, buscar per Internet la pressió atmosfèrica del moment i lloc de l'electròlisi, i la pressió de vapor de l'aigua a la temperatura marcada al termòmetre.

5.3.2.3. Procediment

1. Col·locar el voltàmetre de Hofmann en el suport corresponent.
2. Connectar el càtode al pol negatiu de la font d'alimentació i l'ànode al positiu.
3. Preparar la dissolució: afegir 10 mL d'àcid sulfúric en 250 mL d'aigua destil·lada.
4. Omplir el cilindre central amb la dissolució preparada, tancar les claus de pas i connectar la font al corrent.
5. El volum d'hidrogen el sabrem segons el tub del voltàmetre, per tant es pot donar per finalitzada l'electròlisi quan es vulgui.
6. Mesurar l'alçada de l'aigua en el tub que conté l'hidrogen i anotar el volum del gas.
7. Realitzar els càlculs necessaris per obtenir el valor estimat de la constant d'Avogadro.



Figures 50, 51, 52, 53, 54 i 55: Passos 1, 2, 3, 4, 5 i 7.

5.3.2.4. Memòria i aplicació del mètode a l'institut

En aquest apartat explico com vaig realitzar la pràctica al laboratori i els resultats obtinguts.

En el primer intent de fer la pràctica, l'electròlisi va tenir lloc correctament. No obstant, al cap d'uns 15 minuts va disminuir la velocitat i semblava que estigués parada. Vaig considerar que la concentració d'àcid sulfúric en la dissolució era molt elevada, quan només el necessitava per poder conduir l'electricitat. Així, vaig preparar menys quantitat d'aigua destil·lada perquè no em sobrés dissolució (150 mL) i vaig abocar-hi 5 mL d'àcid sulfúric. El voltatge era de 6 volts i la intensitat de sortida indicada a la font d'alimentació era de 0,6A.

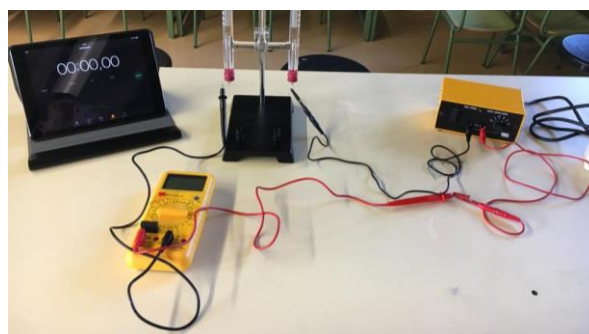
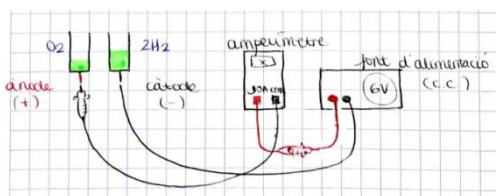
L'electròlisi va tenir lloc exitosament, ja que va durar 26 minuts i 24 segons fins que vaig veure que el volum d'hidrogen era de 12 mL i el d'oxigen de 6 mL. És remarcable el fet que aquesta proporció era exacta, tal i com s'aprecia a la fotografia.



Figura 56: Relació 1:2 dels volums d'hidrogen, al tub de l'esquerra (12 mL), i d'oxigen, al tub de la dreta (6 mL).

Vaig prendre les dades indicades als raonaments teòrics i vaig obtenir un resultat de $6,47 \times 10^{24}$, onze vegades més gran que el número d'Avogadro real. Per això vaig considerar que hi havia alguna causa d'error significativa, i calia trobar-la.

En els càlculs, vaig veure que les dades amb més influència sobre els resultats eren la intensitat i el volum d'hidrogen. Llavors, vaig canviar el voltatge a 4,5V, però seguia obtenint resultats amb molt d'error ($8,04 \times 10^{24}$ i $1,65 \times 10^{25}$). Així doncs, havia de trobar un valor real per la intensitat, en comptes de fer servir l'indicat a la font d'alimentació o el que pogués trobar mitjançant la fórmula $\Delta V = I \times R$. Aleshores, vaig mesurar la intensitat amb l'amperímetre mentre realitzava una electròlisi, però s'observava com les bombolles dels gasos disminuïen ràpidament, cosa que alterava el procés. Finalment, vaig decidir fer el muntatge tal i com vaig fer-lo a la pràctica 2, és a dir, com s'indica en les figures 57 i 58. Així, aconseguia enregistrar la intensitat en intervals de temps de 60 segons i, efectuant la intensitat mitjana, podria trobar un valor per la intensitat que s'acostés més al real, disminuint l'error comès.



Figures 57 i 58: A l'esquerra, esquema de la pràctica 2 adaptat a la pràctica 3 per obtenir valors d'intensitat en intervals de temps de 60 segons. A la dreta, l'aplicació en la pràctica.



L'electròlisi realitzada amb aquest muntatge va resultar ser la definitiva. Per assegurar una concentració que no afectés el procés, vaig preparar una dissolució amb 141,68 mL d'aigua destil·lada i 8,32 mL d'àcid, per obtenir 150 mL de dissolució de concentració 1M, segons el següent factor de conversió:

$$150 \text{ mL } H_2O \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{1000 \text{ mL } d\acute{o}} \times \frac{98 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \times \frac{100 \text{ g } d\acute{o}}{96 \text{ g } H_2SO_4} \times \frac{1 \text{ mL } d\acute{o}}{1,8 \text{ g } d\acute{o}} = 8,32 \text{ mL } d\acute{o}$$

$$150 \text{ mL } d\acute{o} - 8,32 \text{ mL } d\acute{o} = \mathbf{141,68 \text{ mL } H_2O \text{ i } 8,32 \text{ mL } H_2SO_4}$$

A continuació exposo les dades i els càlculs realitzats a partir d'aquesta rèplica:

Voltatge aplicat (V)	6V
Temps transcorregut (s)	$13 \text{ min} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 780 \text{ s} + 50 \text{ s} = \mathbf{830 \text{ s}}$
Intensitat del corrent (A)	0,1A
Pressió atmosfèrica (atm)	$1011,4 \text{ hPa} \times \frac{100 \text{ Pa}}{1 \text{ hPa}} \times \frac{1 \text{ atm}}{101300 \text{ Pa}} = \mathbf{0,9984 \text{ atm}}$
Temperatura (K)	$26^\circ \text{C} + 273 = \mathbf{299 \text{ K}}$
Pressió de vapor (atm)	$3360 \text{ Pa} \times \frac{1 \text{ atm}}{101300 \text{ Pa}} = \mathbf{0,0332 \text{ atm}}$
Alçada de l'aigua h (m)	$29 \text{ cm} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = \mathbf{0,29 \text{ m}}$
Volum de l'H₂ (L)	$11 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = \mathbf{0,011 \text{ L}}$
Pressió hidrostàtica de l'aigua (atm)	$P_{H_2O} = d \times h \times g = 1000 \times 0,29 \times 9,8$ $= 2842 \text{ Pa} \times \frac{1 \text{ atm}}{101300 \text{ Pa}} = \mathbf{0,0281 \text{ atm}}$

Figura 59: Taula que recull les dades i càlculs principals de la rèplica vàlida.

En primer lloc, calculo la càrrega elèctrica que ha circulat: $Q = I \times t = 0,1 \times 830 = \mathbf{83 \text{ C}}$

Ara es pot calcular el número de molècules d'hidrogen alliberades:

$$83 \text{ C} \times \frac{1 \text{ e}^-}{1,602 \times 10^{-19} \text{ C}} \times \frac{1 \text{ molècula } H_2}{2 \text{ e}^-} = \mathbf{2,59 \times 10^{20} \text{ molècules d}'H_2 \text{ alliberades}}$$

Seguidament, calculo el nombre de mols d'hidrogen alliberats:

$$n = \frac{(P_{atm} - P_{vapor} - d \times h \times g) \times V}{R \times T} = \frac{(0,9984 - 0,0332 - 0,0281) \times 0,011}{0,082 \times 299}$$

$$= \mathbf{0,0004 \text{ mols d}'H_2 \text{ alliberats}}$$



Efectuant el quocient entre les dues dades, s'obté el número d'Avogadro estimat:

$$N_A = \frac{\text{número de molècules d'H}_2}{\text{número de mols d'H}_2} = \frac{2,59 \times 10^{20}}{0,0004} = 6,16 \times 10^{23}$$

L'error comès és el següent: $\frac{6,022 \times 10^{23} - 6,16 \times 10^{23}}{6,022 \times 10^{23}} \times 100 = 2,29 \%$

5.3.2.5. Resultats obtinguts

Tot seguit, recullo els resultats obtinguts a cada rèplica realitzada. Cal recordar que les tres primeres rèpliques tenen resultats amb errors tan elevats degut a una intensitat de corrent que no es correspon amb la que realment circulava durant l'electròlisi.

Núm. rèplica	Intensitat de corrent (A)	Volum d'H ₂ (L)	Núm. molècules d'H ₂ alliberades	Núm. mols d'H ₂ alliberats	Número d'Avogadro estimat	Error comès (%)
1	0,6	0,012	2,966x10 ²¹	0,0004583	6,47x10 ²⁴	974
2	1	0,0066	2,43x10 ²¹	0,0002625	8,04x10 ²⁴	1235
3	1	0,0044	2,8x10 ²¹	0,00017	1,65x10 ²⁵	2640
4	0,1	0,011	2,59x10 ²⁰	0,0004	6,16x10 ²³	2,29

Figura 60: Taula que recull les dades principals i els resultats de les diferents rèpliques.

5.3.2.6. Observacions

Es comprova experimentalment que per cada molècula o mol d'oxigen obtenim dues molècules o mols d'hidrogen (tal i com s'indica a la reacció global), ja que observem com el volum d'hidrogen és el doble que el d'oxigen. A més, com que la seva densitat és inferior a la de l'aigua, s'observa com els dos gasos es col·loquen a la part superior dels tubs desplaçant l'aigua cap a baix.



Figura 61: Relació 1:2 dels volums d'hidrogen, al tub de l'esquerra (12 mL), i d'oxigen, al tub de la dreta (6 mL).

5.3.2.7. Conclusions

Per acabar, en aquesta última pràctica he aconseguit arribar a un resultat amb un error inferior al 5%: $N_A = 6,16 \times 10^{23}$. Considero important fer una especial referència al fet que aquesta rèplica va ser el resultat de tota una investigació al darrere, els detalls més importants de la qual he esmentat anteriorment. Em va comportar plantejar-me moltes hipòtesis respecte les causes d'error, que vaig corroborar o refutar al llarg de les primeres tres rèpliques realitzades i també d'altres. Em va resultar molt profitós, ja que gràcies a això vaig saber finalment que la intensitat era el factor sobre el qual havia de treballar. Conseqüentment, vaig aconseguir solucionar el problema de no saber la intensitat real, posant en pràctica el muntatge que m'havia funcionat a la segona pràctica. Així, vaig poder realitzar aquesta electròlisi en gairebé 14 minuts, amb un voltatge de 6V i una intensitat de 0,1A, condicions òptimes per ser una pràctica a desenvolupar a l'institut. Les possibles causes d'error que considero són: la inexactitud en les mesures de l'alçada de la columna d'aigua, de la pressió atmosfèrica, així com de la pressió de vapor i la pressió hidrostàtica. En aquestes dues últimes dades, l'error ve donat per la suposició que fem que el fluid és només aigua, quan en realitat conté àcid sulfúric.

D'altra banda, és important remarcar que el concepte del mol amb aquesta pràctica es consolida molt bé, des del punt de vista que es comprèn la fracció que defineix el número d'Avogadro ($N_A = \frac{\text{número de partícules}}{\text{número de mols}}$). Pel que fa al disseny experimental, és ben senzill: un voltàmetre de Hofmann i una dissolució d'àcid sulfúric en aigua. De manera paral·lela, és molt interessant comprovar simplement a partir de volums que l'aigua està formada per dues parts d'hidrogen i una part d'oxigen. I és encara més satisfactori que, a partir de dades trobades al laboratori, puguem arribar a relacionar i contextualitzar moltes de les fórmules estudiades a classe, sobretot respecte els gasos. Aquestes adquireixen sentit per donar lloc a una essencial constant universal, la constant d'Avogadro.



6. CONCLUSIONS

El número d'Avogadro, $6,022 \times 10^{23}$, és un concepte abstracte i amb una magnitud que als alumnes ens sembla impossible de concebre. Amb aquest treball, he demostrat que es pot calcular al laboratori d'un institut de secundària a través de tres pràctiques: l'estudi de capes monomoleculars de l'àcid oleic, l'estudi de l'electròlisi d'una dissolució de sulfat de coure i l'estudi de l'electròlisi de l'aigua amb un voltàmetre de Hofmann. Es tracta d'un número que dona lloc a una magnitud fonamental del Sistema Internacional d'Unitats; una constant universal que va viure en la penombra durant més de mig segle i que, finalment, ha resultat ser cabdal per fonamentar la química moderna. Fins i tot actualment està jugant un paper crucial en la nova definició de magnituds fonamentals com la massa i la quantitat de substància, gràcies al fet que al llarg del temps la comunitat científica ha demostrat que és un número immutable. Cèlebres científics com Einstein, Loschmidt i Perrin van formar part d'aquestes investigacions, posant en pràctica el mateix repte que m'he proposat jo en aquest treball de recerca: la seva determinació experimental.

Per a mi, ha sigut molt enriquidor i satisfactori poder recrear al laboratori de l'institut alguns d'aquests mètodes, assolint l'objectiu d'arribar a resultats amb un error inferior al 5%. Així, a la primera pràctica he obtingut com a millor resultat $6,21 \times 10^{23}$ (3%); a la segona, $5,972 \times 10^{23}$ (0,83%), i a la tercera, $6,16 \times 10^{23}$ (2,3%).

És d'encara més importància remarcar que, gràcies als resultats de l'estudi realitzat, he trobat un mètode que es pot realitzar al laboratori de l'Institut de Celrà. Ajuda a comprendre i dimensionar millor la constant d'Avogadro, posant en pràctica els coneixements adquirits a classe. Així doncs, com a conseqüència de l'exposat a l'informe del meu treball, corroboro la hipòtesi inicial: la pràctica de laboratori més adequada per realitzar-se a l'institut segons les variables analitzades és l'estudi de l'electròlisi de l'aigua amb un voltàmetre de Hofmann.

L'eficàcia d'aquest mètode respecte la dels altres dos l'he valorat amb la rúbrica que presento a continuació, en concordança amb la meva experiència durant la realització del treball i els resultats experimentals obtinguts. A la primera columna, s'hi troben les variables que he tingut en compte en l'estudi de les pràctiques. A la primera fila hi ha tres nivells –verd, taronja i vermell–, segons els quals les classifico. Per exemple, si la pràctica se situa a la columna del color verd vol dir que, d'entre les tres pràctiques, és la que s'adapta millor a la variable en qüestió. He fet servir paraules clau i colors per designar-les, per tal de fer més visual la seva classificació: la pràctica 1 s'anomena monocapa; la pràctica 2, sulfat de coure i la pràctica 3, voltàmetre.

Qualitat dels resultats (error inferior al 5%)	Sulfat de coure (0,83%)	Voltàmetre (2,3%)	Monocapa (3%)
Comprensió i dimensió del concepte del mol	Voltàmetre	Monocapa	Sulfat de coure
Complexitat del disseny experimental	Monocapa	Voltàmetre	Sulfat de coure
Temps invertit en la comprensió del guió i la realització de la pràctica	Voltàmetre	Monocapa	Sulfat de coure
Grau de dificultat en la comprensió i realització dels càlculs	Voltàmetre	Monocapa	Sulfat de coure

Figura 62: A la columna de l'esquerra, les variables estudiades a les pràctiques. A la fila superior, tres nivells: verd, taronja i vermell, segons els quals classifiquem les pràctiques en funció de la seva adequació a la variable en qüestió.

Després d'aquesta anàlisi, considero oportú destacar que els resultats d'aquesta investigació han sigut fruit d'una recerca constant i una posada en pràctica no tan fàcil com em semblava. En aquest treball, un dels aspectes més valuosos per a mi ha sigut adonar-me que portar el coneixement a la pràctica a vegades és més difícil del que pensem. Aprendre dels errors i concebre'ls com el camí cap al nostre objectiu és molt important. La persistència, la constància i el rigor són la manera d'arribar a obtenir els resultats que esperem.

A nivell personal, aquest treball ha significat una veritable consolidació de conceptes estudiats durant el primer curs de Batxillerat. Rodejar-me de persones expertes a la Universitat de Girona i la constant guia i suport del tutor van ajudar-me també a tenir una millor perspectiva del que és i el que significa la recerca en tots els nivells. D'altra banda, la realització de les tres pràctiques al laboratori ha sigut la part amb més potencial. Em suposava enfrontar-me a problemes que havia de resoldre primer formulant hipòtesis i després corroborant-les o refutant-les a través de l'experimentació. Aquestes, al cap i a la fi, marcaven el camí que em portaria fins la rèplica vàlida, com he indicat anteriorment.

En síntesi, amb el meu treball de recerca he pogut posar de manifest la importància de la constant d'Avogadro a través de la seva història al mateix temps que, estudiant tres pràctiques de laboratori que permeten determinar aquest número experimentalment, he arribat a la conclusió que el mètode que més s'adequa a una pràctica d'institut és l'estudi de l'electròlisi de l'aigua mitjançant un voltàmetre de Hofmann.

7. BIBLIOGRAFIA

1. Avogadro, Amedeo. *Assaig sobre una manera de determinar les masses relatives de les molècules elementals dels cossos, així com de les proporcions amb què entren en aquests compostos*. Traducció de Xavier Giménez i Pere Alemany. 1a ed. Clàssics de la Química 6. Barcelona: Societat Catalana de Química, 2012.
2. *Avogadro constant challenge*. W.B. Jensen, J. Meija. 2010. Springer. 12 maig 2019 <http://www.che.uc.edu/jensen/W.%20B.%20Jensen/Reprints/185.%20Avogadro%20Q.pdf>
3. *Com es pot calcular la constant d'Avogadro?*. Centre de Documentació i Experimentació en Ciències i Tecnologia. 12 maig 2019 http://srvcnpbs.xtec.cat/cdec/images/stories/WEB_antiga/recursos/pdf/TPQ/08_avogadro.pdf
4. *Congreso de Karlsruhe: 150 años*. Bernardo Herradón. 2010. Blogs Madrid. 29 agost 2019 <http://www.madrimasd.org/blogs/quimicaysociedad/2010/09/03/131823>
5. *Determinació experimental de la constant d'Avogadro*. Gerard Castro Castillo. 2015. Calameo. 12 maig 2019 <https://es.calameo.com/books/003191120eea09c05a369>
6. *Determination of Avogadro's Number: Applying Molecular Modeling to a Monolayer of Stearic Acid*. 2013. Skyline College Chemistry 210 Laboratory Manual. 20 maig 2019 <http://accounts.smccd.edu/batesa/chem210/labmanual/Experiments/Exp%2023%20Avogadro's%20Number.pdf>
7. *La electrólisis del agua*. 2011. Blog del Departamento de Física y Química del IES Valle del Saja. 29 agost 2019 http://fqsaja.blogspot.com/2011/03/la-electrolisis-del-agua_4725.html
8. Gabriel Pinto Cañón, Manuela Martínez, María Teresa Martín, Pilar Escudero. "Aspectos históricos y pedagógicos de la constante de Avogadro". *Química e Industria: núm. 598 (2012): 38-41*. 12 maig 2019 https://www.researchgate.net/publication/258119168_Aspectos_Historicos_y_Pedagogicos_sobre_la_Constante_de_Avogadro
9. *Geometria amb bombolles de sabó*. Xtec.cat. 12 agost 2019 <http://www.xtec.cat/~aaubanel/Fitxes/F77.pdf>
10. *¡Girona tiene Química! - 01 | El mol*. Josep Duran. Reacciona Explota. 2019. <https://www.youtube.com/watch?v=rvmb3z1WlxU>
11. Grup Edebé. *Química I*. Barcelona: Edebé Catalán, 2008.
12. Grup Edebé. *Química II*. Barcelona: Edebé Catalán, 2009.

13. *La historia del número de Avogadro y su valor numérico*. Bernardo Herradón. 2012. Los avances de la química. 29 agost 2019
<http://www.losavancesdelaquimica.com/blog/2012/02/la-historia-del-numero-de-avogadro-y-su-valor-numeric/>
14. *Hofmann Voltameter*. 2019. Wikipedia. 31 agost 2019
http://fqsaja.blogspot.com/2011/03/la-electrolisis-del-agua_4725.html
15. *Lípids*. 2012. Xtec.cat. 15 juny 2019
<https://blocs.xtec.cat/marafapremiademar/files/2012/10/1.04.L%C3%ADpids.pdf>
16. *El mol*. Bernardo Herradón. 2012. Los avances de la química. 29 agost 2019
<https://educacionquimica.wordpress.com/tag/numero-de-avogadro/>
17. *A new definition of the mole has arrived*. 2018. IUPAC. 29 agost 2019
<https://iupac.org/new-definition-mole-arrived/>
18. *El número de Avogadro*. 2014. Ciencias en el CIC. 29 agost 2019
<http://cienciascic.blogspot.com/2014/09/el-numero-de-avogadro.html>
19. *Sistema Internacional d'Unitats*. 2019. Wikipedia. 29 agost 2019
https://es.wikipedia.org/wiki/Sistema_Internacional_de_Unidades
20. *Pressió de vapor de l'aigua*. Viquipèdia. 31 agost 2019.
https://ca.wikipedia.org/wiki/Pressi%C3%B3_de_vapor_de_l%27aigua#cite_note-2
21. Tomás-Serrano, Antonio i García Molina, Rafael. "Determinación de la constante de Avogadro mediante un experimento de electrólisis realizado con productos de bajo coste". *Anales de Química: Vol. 113, núm. 1 (2017): 47-53*. 12 maig 2019
<http://gestion.analesdequimica.es/index.php/AnalesQuimica/article/view/941/1292>
22. W.B. Jensen. "How and When Did Avogadro's Name Become Associated with Avogadro's Number?". *J. Chem. Educ.: 84, 2, 223 (2007): 48-49*. 12 maig 2019
<http://www.che.uc.edu/jensen/W.%20B.%20Jensen/Reprints/136.%20Avogadro.pdf>
23. W.B. Jensen. "Why has the value of Avogadro's constant changed over time?". *J. Chem. Educ.: 87, 1302 (2010): 94-95*. 12 maig 2019
<http://www.che.uc.edu/jensen/W.%20B.%20Jensen/Reprints/183.%20Avogadro's%20Number.pdf>

8. ANNEXOS

8.1. Annex 1: Explicació dels càlculs a realitzar a la pràctica 1

A la pràctica 1, el que cal determinar experimentalment és el volum d'una molècula, per finalment efectuar aquest quocient:

$$\frac{V_{mol}}{V_{molècula}} = N_A = N_{molècules/mol} \quad (1)$$

En primer lloc, el volum d'un mol d'àcid oleic s'obté a partir de la seva massa molar (la fórmula és $C_{17}H_{33}COOH \rightarrow 282,47g/mol$) i de la densitat (0,890g/mL) amb el factor de conversió següent:

$$1 \text{ mol d'àcid gras} \times \frac{\text{massa molar de l'àcid gras}}{1 \text{ mol d'àcid gras}} \times \frac{? \text{ mL d'àcid gras}}{? \text{ grams d'àcid gras}} = ? \text{ mL ocupa 1 mol d'àcid gras} \quad (2)$$

En segon lloc, s'ha de determinar el volum d'una molècula d'àcid gras. Aquest no es pot mesurar directament, per això el que suggereix el mètode és trobar-lo a partir del gruix de la capa monomolecular, ja que és el mateix que l'alçada de la molècula.

$$\begin{aligned} \text{Volum monocapa} &= \text{amplada} \times \text{llargada} \times \text{altura} \rightarrow \text{Altura monocapa} = \text{altura molècula d'àcid gras} = \frac{\text{Volum monocapa}}{\text{Àrea monocapa}} \\ &= \underbrace{\hspace{10em}}_{\text{àrea monocapa}} \end{aligned} \quad (3)$$

Per tant, s'han de trobar les dues dades d'aquest quocient:

$$\text{Altura monocapa} = \text{altura molècula} = \frac{\text{Volum monocapa}}{\text{Àrea monocapa}} \quad (4)$$

L'àrea de la monocapa, com que el mètode suposa que forma una taca completament circular, es calcula amb la fórmula de l'àrea del cercle, el radi del qual es mesura experimentalment:

$$\text{Àrea monocapa} = \pi \times r^2 \quad (5)$$

Molt probablement la taca no serà circular, per això es planteja com a alternativa calcar amb una làmina de plàstic la taca i, amb un paper mil·limetrat, calcular-ne l'àrea.

El volum de la monocapa l'obtenim a partir del següent factor de conversió:

$$\text{Número de gotes abocades} \times \frac{1 \text{ ml dissolució}}{? \text{ gotes de dissolució}} \times \frac{? \text{ g d'àcid gras}}{1000 \text{ mL dissolució}} \times \frac{? \text{ gotes d'àcid gras}}{? \text{ g d'àcid gras}} \times \frac{1 \text{ mL d'àcid gras}}{? \text{ gotes d'àcid gras}} \quad (6)$$



En el primer factor de conversió, primer anotem el nombre de gotes que equivalen a 1 mL de dissolució d'àcid oleic en pentà, després la concentració de la dissolució i finalment la densitat de l'àcid gras que podem expressar-la de la següent manera: posem el número de gotes que tenen la massa indicada en la concentració (de color blau) i, a continuació, el nombre de gotes que conté 1 mL d'àcid gras.

Un cop hem trobat l'altura de la monocapa, igual a l'altura d'una molècula, es pot obtenir el volum de la molècula de dues maneres: suposant que té forma cúbica o suposant que té forma esfèrica⁹.

1. Suposant que té forma **cúbica** → tant l'amplada com la llargada i l'altura tenen les mateixes dimensions, equivalen a un costat.

$$\text{Volum d'un cub} = \text{costat}^3 \quad (7)$$

$$\text{Volum molècula d'àcid gras de forma cúbica} = \text{altura}^3 = \left(\frac{\text{Volum monocapa}}{\text{Àrea monocapa}} \right)^3 \quad (8)$$

1. Suposant que té forma **esfèrica** → l'altura trobada equivaldrà al diàmetre de l'esfera, de manera que el radi serà l'altura dividida per dos.

$$\text{Volum d'una esfera} = \frac{4}{3} \times \pi \times r^3 \quad (9)$$

$$\text{Volum molècula d'àcid gras de forma esfèrica} = \frac{4}{3} \times \pi \times \left(\frac{\text{altura}}{2} \right)^3 = \frac{4}{3} \times \pi \times \left(\frac{\text{Volum monocapa}}{2 \times \text{Àrea monocapa}} \right)^3 \quad (10)$$

A la pàgina següent trobareu els càlculs seguits en una mateixa operació.

⁹ En la realitat, no tenen cap d'aquestes dues formes, però ens van bé per fer els càlculs.



$$N_A = \frac{\text{Volum}_{\text{mol àcid gras}}}{\text{Volum}_{\text{molècula àcid gras}}} = \frac{1 \text{ mol d'àcid gras} \times \frac{\text{massa molar àcid gras}}{1 \text{ mol àcid gras}} \times \frac{? \text{ mL d'àcid gras}}{? \text{ grams d'àcid gras}}}{\text{Forma cúbica} \rightarrow \text{altura}^3 = \left(\frac{\text{Volum monocapa}}{\text{Àrea monocapa}} \right)^3 / \text{Forma esfèrica} \rightarrow \frac{4}{3} \times \pi \times \left(\frac{\text{Altura}}{2} \right)^3 = \frac{4}{3} \times \pi \times \left(\frac{\text{Volum monocapa}}{2} \right)^3}$$

àrea monocapa × altura → altura = $\frac{\text{Volum monocapa}}{\text{Àrea monocapa}}$

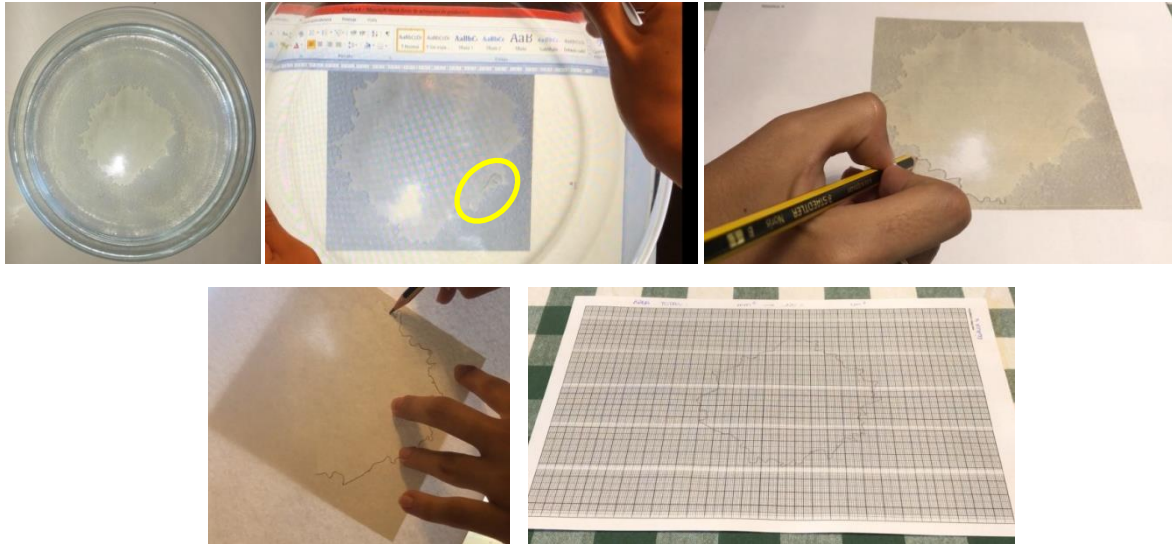
$$= \frac{\text{Número de gotes abocades} \times \frac{1 \text{ ml dissolució}}{? \text{ gotes de dissolució}} \times \frac{? \text{ g d'àcid gras}}{1000 \text{ mL dissolució}} \times \frac{? \text{ gotes d'àcid gras}}{? \text{ g d'àcid gras}} \times \frac{1 \text{ mL d'àcid gras}}{? \text{ gotes d'àcid gras}}}{\pi \times r^2}$$

= altura monocapa = altura molècula



8.2. Annex 2: Càlcul de l'àrea de la taca d'àcid oleic

Per calcular l'àrea de la taca d'àcid oleic, vaig seguir el següent protocol, que vaig inventar jo. Vaig fer una fotografia del recipient, vaig imprimir-la a escala real¹⁰, la vaig calcar en un full i a sobre d'aquest vaig imprimir el patró d'un paper mil·limetrat. Després, vaig calcular-ne la superfície comptant quadrats. Aquest procediment el vaig seguir a totes les rèpliques, perquè m'assegurava que la superfície de la taca tenia molt poc marge d'error.



Figures 63, 64, 65, 66 i 67: Es mostra com vaig calcular l'àrea de la taca. A la segona, en groc, es demostra que la fotografia està a escala real perquè la marca comercial del recipient a l'ordinador és igual de gran que a la realitat.

¹⁰ Per fer-ho: es posa el zoom del Word 2010 en 105%, s'adjunta la fotografia i es pren com a referència algun element del recipient, jo vaig fer servir la marca comercial. Després, vaig fer la fotografia gran fins que la marca del recipient a la fotografia era igual de gran a la marca del recipient real.

8.3. Annex 3: Material necessari a les pràctiques**8.3.1. Pràctica 1****MATERIAL**

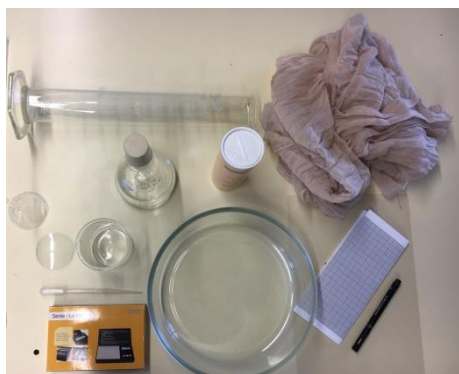
- Cristal·litzador (\varnothing entre 20 i 30 cm)
- Pipeta o comptagotes graduada (1 mL)
- Tros de tela de mussolina o de cotó molt fi (un fulard va igual de bé)
- Làmina de plàstic transparent
- Retolador
- Paper mil·limetrat
- Proveta graduada de 500 mL
- Erlenmeyer amb tap de 1000 mL

- Vidre de rellotge
- Balança
- Embut

REACTIUS

- Dissolució d'àcid oleic en pentà (0,5 g d'àcid en 1L de pentà)
- Talc en pols
- Aigua

Gestió dels residus: es poden llençar a la pica.



Figures 68 i 69. Es mostren el material i reactius necessaris.



Figura 70. Pictogrames de seguretat del pentà: líquid inflamable, perillós per aspiració i pel medi ambient, i irritant.

Font: imatges de Google.

8.3.2. Pràctica 2

MATERIAL

- Font d'alimentació que subministri una diferència de potencial entre 5V i 24V
- Recipient de material aïllant d'uns 10 cm de diàmetre
- Aigua destil·lada
- Comptagotes
- 40 cm de cable rígid de coure
- Amperímetre o tester
- Cronòmetre (pot ser del mòbil)
- Balança que permeti apreciar centèsimes de gram
- Vidre de rellotge
- Espàtula
- Vareta de vidre per agitar
- Proveta
- Suport (peu, pinça i nou)
- Paper de vidre



perill



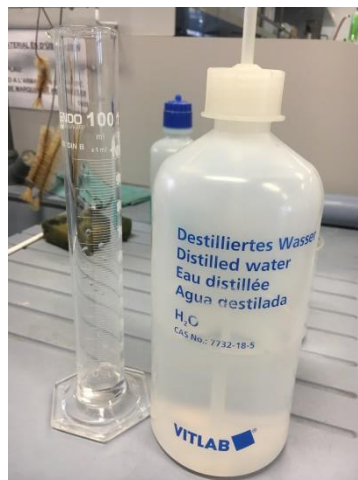
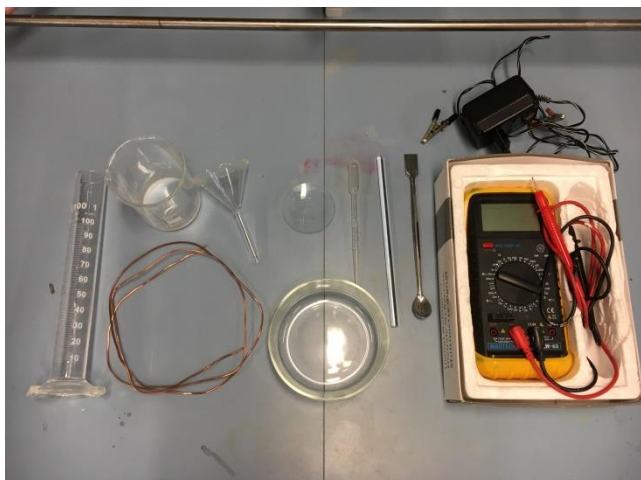
atenció

REACTIUS

- Sulfat de coure, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (100 cm^3 de dissolució)

Figura 71: Pictogrames de seguretat del sulfat de coure.

Gestió dels residus: es poden llençar a la pica.



Figures 72, 73 i 74: Fotografies del material i reactius necessaris. No hi apareix el suport ni el paper de vidre.

8.3.3. Pràctica 3

MATERIAL

- Voltàmetre de Hofmann
- Font d'alimentació
- Amperímetre
- Termòmetre
- Cronòmetre
- Pinces de cocodril
- Cables
- Vareta de vidre per agitar
- Regle (30 cm)

REACTIUS

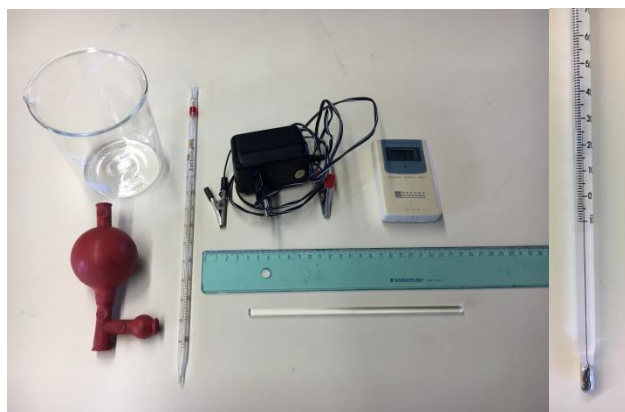
- Aigua destil·lada
- Àcid sulfúric (H_2SO_4)

Gestió dels residus: es poden llençar a la pica.



Figura 75: Pictograma de seguretat de l'àcid sulfúric: corrosiu.

Font: imatges de Google.



Figures 76 i 77: A l'esquerra, el material necessari. A la dreta, els dos reactius.



Figura 78: Voltàmetre de Hofmann.



8.4. Annex 4: Resultats obtinguts a la pràctica 1

Els trobareu a les dues pàgines següents.

Dissolució no diluïda (0,5 g àcid + 1000 mL pentà)									
Núm. gotes abocades	Núm. rèplica	Volum monocapa (mL)	Àrea monocapa (cm ²)	Altura (cm)	Volum molècula (mL)		Número d'Avogadro		Error comès de mitjana
					Forma cúbica	Forma esfèrica	Forma cúbica	Forma esfèrica	
1 gota	1	$9,08 \times 10^{-6}$	57,45	$158,05 \times 10^{-9}$	$3,95 \times 10^{-21}$	$2,07 \times 10^{-21}$	$8,03 \times 10^{22}$	$1,53 \times 10^{23}$	86,66 i 74,58 → 80,62
	À o	$9,08 \times 10^{-6}$	Radi: 3,8 45,36	$200,18 \times 10^{-9}$	$8,02 \times 10^{-21}$	$4,2 \times 10^{-21}$	$3,96 \times 10^{22}$	$7,56 \times 10^{22}$	93,42 i 87,44 → 90,43
	2	$9,08 \times 10^{-6}$	117,07	$77,56 \times 10^{-9}$	$4,67 \times 10^{-22}$	$2,44 \times 10^{-22}$	$6,8 \times 10^{23}$	$1,3 \times 10^{24}$	12,96 i 115,95 → 64,46
	À o	$9,08 \times 10^{-6}$	Radi: 6,2 120,76	$75,19 \times 10^{-9}$	$4,25 \times 10^{-22}$	$2,23 \times 10^{-22}$	$7,47 \times 10^{23}$	$1,43 \times 10^{24}$	24,1 i 137,54 → 80,82
	3	$9,08 \times 10^{-6}$	86,26	$105,26 \times 10^{-9}$	$1,17 \times 10^{-21}$	$6,1 \times 10^{-22}$	$2,72 \times 10^{23}$	$5,2 \times 10^{23}$	54,82 i 13,62 → 34,22
	À o	$9,08 \times 10^{-6}$	Radi: 5,5 95,03	$95,55 \times 10^{-9}$	$8,72 \times 10^{-22}$	$4,57 \times 10^{-22}$	$3,64 \times 10^{23}$	$6,95 \times 10^{23}$	39,53 i 15,45 → 54,98
	5	$9,08 \times 10^{-6}$	140,9	$64,44 \times 10^{-9}$	$2,68 \times 10^{-22}$	$1,4 \times 10^{-22}$	$1,18 \times 10^{24}$	$2,27 \times 10^{24}$	96 i 277 → 186,5
	À o	$9,08 \times 10^{-6}$	Radi: 6,5 132,73	$68,41 \times 10^{-9}$	$3,2 \times 10^{-22}$	$1,68 \times 10^{-22}$	$9,9 \times 10^{23}$	$1,89 \times 10^{24}$	64,45 i 213,95 → 139,2
2 gotes	4	$18,16 \times 10^{-6}$	134,83	$134,69 \times 10^{-9}$	$2,44 \times 10^{-21}$	$1,28 \times 10^{-21}$	$1,3 \times 10^{23}$	$2,48 \times 10^{23}$	78,4 i 58,8 → 68,6
	À o	$18,16 \times 10^{-6}$	Radi: 6,8 145,27	125×10^{-9}	$1,95 \times 10^{-21}$	$1,02 \times 10^{-21}$	$1,62 \times 10^{23}$	$3,1 \times 10^{23}$	73 i 48,5 → 60,75
	6	$18,16 \times 10^{-6}$	142,26	$127,65 \times 10^{-9}$	$2,08 \times 10^{-21}$	$1,09 \times 10^{-21}$	$1,53 \times 10^{23}$	$2,9 \times 10^{23}$	74,58 i 51,83 → 63,21
	À o	$18,16 \times 10^{-6}$	Radi: 6,1 116,9	$155,35 \times 10^{-9}$	$3,75 \times 10^{-21}$	$1,96 \times 10^{-21}$	$8,47 \times 10^{22}$	$1,62 \times 10^{23}$	85,93 i 73,09 → 79,51

Figura 79: Taula de resultats amb la dissolució no diluïda de la pràctica 1. À o significa àrea circular, és a dir, l'àrea calculada fent un cercle sobre la taca com s'explica a l'informe.



Dissolució diluïda (0,25 g àcid + 1000 mL pentà)									
Núm. gotes abocades	Núm. rèplica	Volum monocapa (mL)	Àrea monocapa (cm ²)	Altura (cm)	Volum molècula (mL)		Número d'Avogadro		Error comès de mitjana
					Forma cúbica	Forma esfèrica	Forma cúbica	Forma esfèrica	
1 gota	1D	$4,72 \times 10^{-6}$	77,91	$60,58 \times 10^{-9}$	$2,22 \times 10^{-22}$	$1,16 \times 10^{-22}$	$1,43 \times 10^{24}$	$2,74 \times 10^{24}$	137,54 i 355,15 → 246,35
	À o	$4,72 \times 10^{-6}$	Radi: 4,8 72,38	$65,21 \times 10^{-9}$	$2,77 \times 10^{-22}$	$1,45 \times 10^{-22}$	$1,15 \times 10^{24}$	$2,19 \times 10^{24}$	91,03 i 263,79 → 177,41
2 gotes	2D	$9,44 \times 10^{-6}$	118,12	$79,96 \times 10^{-9}$	$5,11 \times 10^{-22}$	$2,68 \times 10^{-22}$	$6,21 \times 10^{23}$	$1,18 \times 10^{24}$	3,16 i 96,01 → 49,59
	À o	$9,44 \times 10^{-6}$	Radi: 6,5 132,73	$71,12 \times 10^{-9}$	$3,6 \times 10^{-22}$	$1,88 \times 10^{-22}$	$8,8 \times 10^{23}$	$1,69 \times 10^{24}$	46,18 i 180,73 → 113,46

Figura 80: Taula de resultats amb la dissolució diluïda de la pràctica 1. D fa referència al fet que la dissolució era diluïda.



8.5. Annex 5: Què cal tenir en compte i què cal fer prèviament a la pràctica 2

8.6.1. Què cal tenir en compte

Com més gran sigui el voltatge i la concentració de la dissolució, el procés serà més ràpid. Però, com que augmenta la intensitat, la dissolució es pot sobreescalfar i sobrecarregar l'aparell de mesura i la font d'alimentació. D'altra banda, si el sulfat de coure estigués contaminat d'alguna altra sal, els resultats quedarien afectats negativament.

8.6.2. Què cal fer prèviament

S'ha de polir el coure que es farà servir com a elèctrodes per retirar impureses. A continuació, s'han de fer els dos elèctrodes: el càtode ha de ser d'uns 5 cm de llargada, i a un extrem s'ha d'enrotllar una mica perquè pugui haver-hi la deposició. L'ànode ha de ser circular, d'uns 5 cm de radi (es col·locarà pels voltants de l'interior de la cel·la electrolítica). A continuació, s'ha de pesar el càtode i anotar la seva massa.

També s'ha de conèixer de manera segura la polaritat tant de la font d'alimentació com de l'amperímetre, per poder fer el muntatge correctament i evitar que el coure dipositi a l'ànode en comptes del càtode. Teòricament hauríem de conèixer la polaritat d'un dels dos aparells. Per exemple, en el meu cas, tal i com es veu a la fotografia, no sabia la polaritat de l'amperímetre, però sí coneixia la de la font d'alimentació (la pinça negra era el pol negatiu i la vermella el positiu). Connectant els dos aparells, quan els números eren positius volia dir que el pol de l'amperímetre connectat al pol negre de la font d'alimentació era el negatiu, i l'altre el positiu.

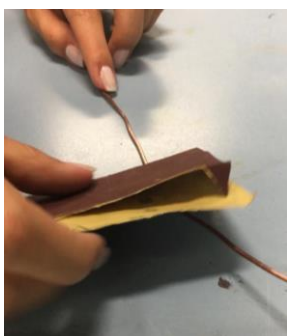


Figura 81: Prèviament, s'ha de polir el coure dels elèctrodes amb paper de vidre.

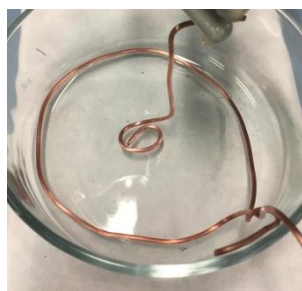


Figura 82: Es mostren els elèctrodes; l'ànode, el que es troba pels voltants. El càtode, al mig.

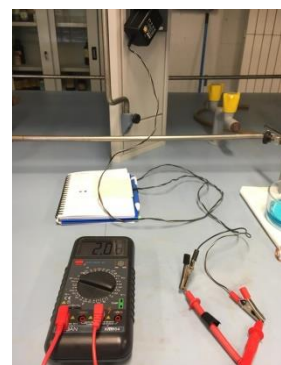


Figura 83: S'indica com saber la polaritat dels dos aparells que s'utilitzen.



8.7. Annex 6: Valors de la intensitat obtinguts a la pràctica 2

Temps (minuts)	Intensitat (A)	Temps (minuts)	Intensitat (A)
0	0,64	17	0,86
1	0,73	18	0,87
2	0,78	19	0,87
3	0,79	20	0,88
4	0,79	21	0,89
5	0,79	22	0,89
6	0,8	23	0,89
7	0,81	24	0,89
8	0,82	25	0,9
9	0,83	26	0,9
10	0,83	27	0,91
11	0,84	28	0,91
12	0,84	29	0,91
13	0,84	30	0,92
14	0,85	31	0,92
15	0,85	32	0,92
16	0,85	32'30''	(0,92)

Figura 84: Taula que recull l'enregistrament de la intensitat en intervals de temps d'1 minut. L'última dada està entre parèntesis perquè no la tinc en compte en els càlculs. He volgut treballar sense decimals ja que mig minut és insignificant en aquest cas en què la intensitat és la mateixa des de fa dos minuts.

Podem observar com, durant el primer minut, fins i tot durant els primers 30 segons, la intensitat va pujar molt ràpidament. Després es va alentar i anava augmentant amb un ritme més o menys constant. També veiem com cada vegada que augmentava trigava més en augmentar de nou, sobretot en els últims 10 minuts.



8.8. Annex 7: Càlcul de la massa del dipòsit de coure a la pràctica 2 (pas 10)

A continuació s'explica detalladament com vaig calcular la massa del dipòsit de coure a la pràctica 2. Els punts que veureu a continuació corresponen al pas 10 del procediment.

- a. Preparar un paper de filtre per filtrar el coure dipositat que s'hagi després del càtode.
- b. Mesurar la massa del paper de filtre.
- c. Filtrar aquest coure, que estarà immers en aigua destil·lada.
- d. Deixar assecar el paper de filtre amb el coure, es pot fer en un forn o bé al sol.
- e. Mesurar la massa del paper de filtre que conté coure. Per diferència de masses, calcular la massa del coure filtrat.
- f. Col·locar un vidre de rellotge a la balança, tarar i posar a sobre el càtode que també conté coure dipositat. Fent la diferència de la massa del càtode amb coure dipositat i el càtode sense coure dipositat, obtenim la massa de coure dipositat al càtode.
- g. Finalment, sumant la massa del coure que s'ha després del càtode i la que hi havia al càtode obtenim la massa total de coure dipositat.

Per tant, el que vaig fer de manera esquemàtica és:

1. Calculo la deposició de coure que hi ha al càtode

Massa inicial del càtode: 3,0662 g

Peso un vidre de rellotge: 38,7518 g, taro, poso el càtode moll a sobre i la seva massa és de: 3,1240 g. Poso el vidre de rellotge amb el càtode moll dins el forn.

El trec del forn i el vidre de rellotge + el càtode sec pesen: 41,8440 g

El càtode sec pesa: (vidre de rellotge + càtode sec) – vidre de rellotge = 41,8440 g – 38,7518 = 3,0922 g

La **deposició de coure que hi ha al càtode** és de: càtode després de l'electròlisi (sec) – massa inicial del càtode = 3,0922 – 3,0662 = **0,026 g**

Quan vaig posar el coure de la cel·la dins el forn sobre el paper de filtre i el vidre de rellotge, se m'havia oblidat de pesar el paper de filtre. Per això vaig fer el següent:

2. Calculo la massa del coure dipositat a la cel·la electrolítica



Peso un vidre de rellotge: 58,4573g. Trec del forn el vidre de rellotge amb el paper i el coure.
Després rasco el paper posant el coure sobre el vidre de rellotge.

Vidre + coure rascat sobre aquest: 58,9072g

Coure rascat: (vidre + coure rascat) - vidre = $58,9072 - 58,4573 = 0,4499 \text{ g}$

3. Calculo la massa de les restes de coure que queden al paper de filtre un cop l'hem rascat

Peso un vidre de rellotge: 51,4645 g, després peso un vidre de rellotge + paper de filtre blanc: 51,7367 g. El vidre de rellotge + el paper de filtre que conté restes de coure rascat pesen: 51,7372 g.

Restes de rascar: (vidre + paper amb restes) - (vidre + paper blanc) = $51,7372 - 51,7367 = 0,0005 \text{ g}$

COURE TOTAL DIPOSITAT: $0,026 + 0,0005 + 0,4499 = 0,4764 \text{ g}$

8.9. Annex 8: Càlcul de la càrrega Q amb l'Excel per la pràctica 1

A continuació explico com es calcula la càrrega Q transferida a partir de les dades experimentals d'intensitat. Sota cada pas, hi ha una captura de pantalla del programa que he fet servir, per facilitar la comprensió.

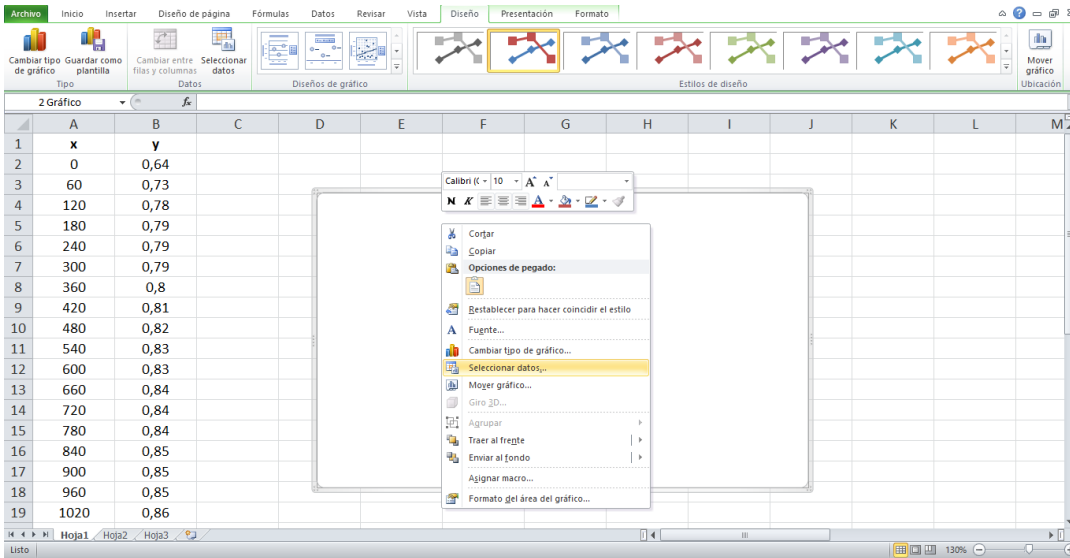
1. Obrir un Excel.
2. Anotar les dades obtingudes: el temps, en segons, a la variable independent x. Les intensitats, en amperes, a la variable dependent y.

	A	B	C	D	E	F	G	H	I	J	K	L	M
1	x	y											
2	0	0,64											
3	60	0,73											
4	120	0,78											
5	180	0,79											
6	240	0,79											
7	300	0,79											
8	360	0,8											
9	420	0,81											
10	480	0,82											
11	540	0,83											
12	600	0,83											
13	660	0,84											
14	720	0,84											
15	780	0,84											
16	840	0,85											
17	900	0,85											
18	960	0,85											
19	1020	0,86											

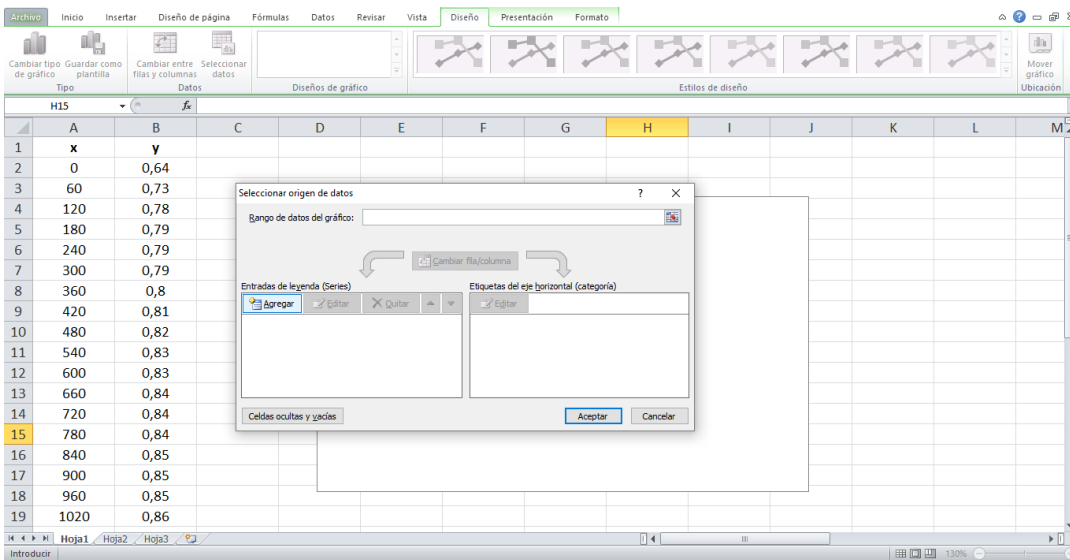
3. Clicar la pestanya *Insertar*, *Dispersión* i després el primer gràfic que apareix, tal i com s'indica a la fotografia.

	A	B	C	D	E	F	G	H	I	J	K	L	M
1	x	y											
2	0	0,64											
3	60	0,73											
4	120	0,78											
5	180	0,79											
6	240	0,79											
7	300	0,79											
8	360	0,8											
9	420	0,81											
10	480	0,82											
11	540	0,83											
12	600	0,83											
13	660	0,84											
14	720	0,84											
15	780	0,84											
16	840	0,85											
17	900	0,85											
18	960	0,85											
19	1020	0,86											

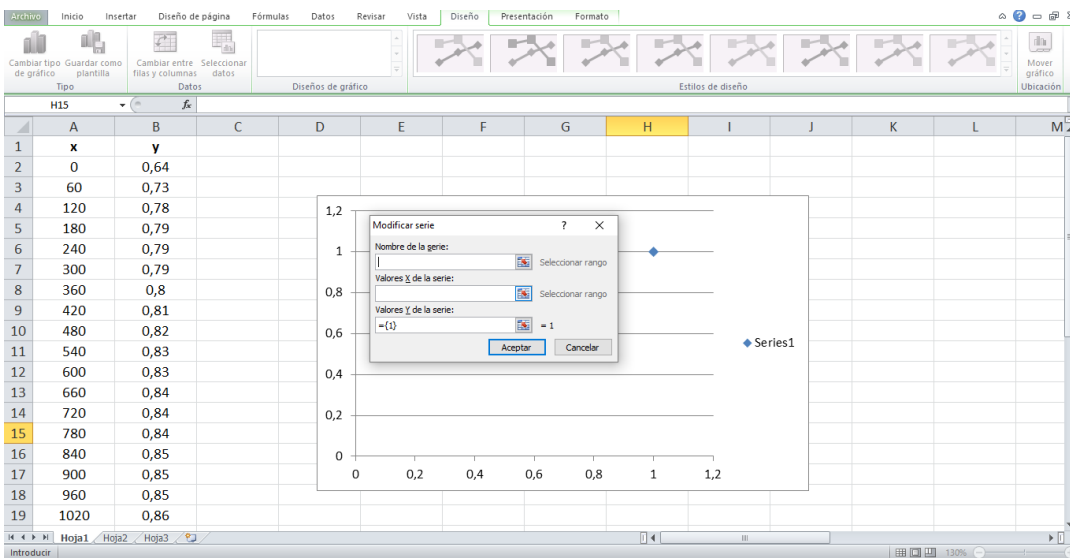
4. Apareixerà una casella en blanc. La cliquem amb el botó dret del ratolí, seleccionem l'opció *Seleccionar datos...*

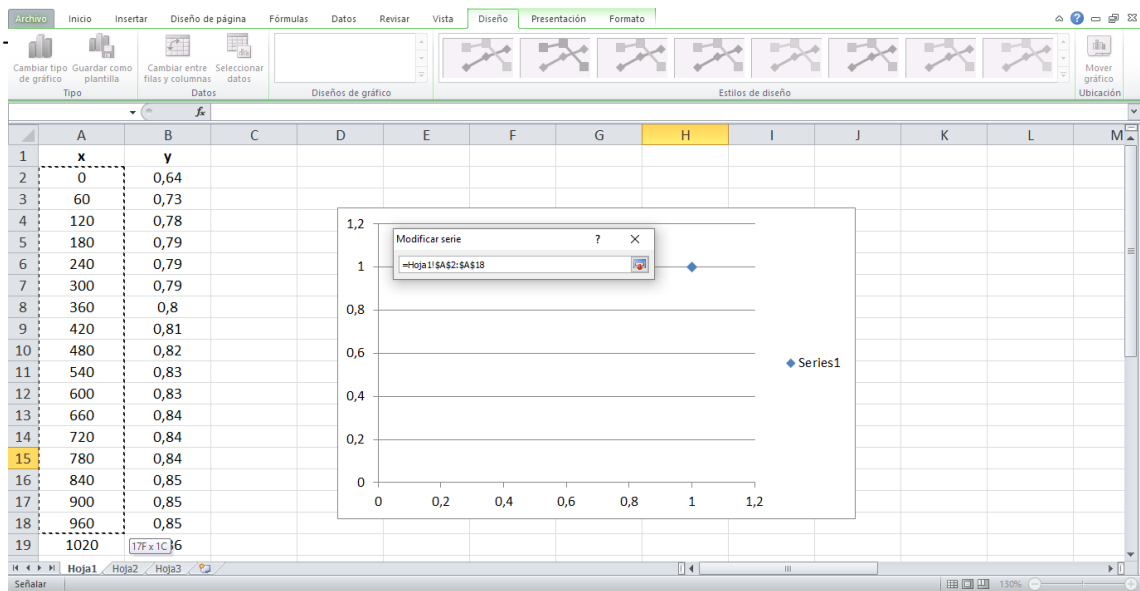


5. Seleccionar Agregar.

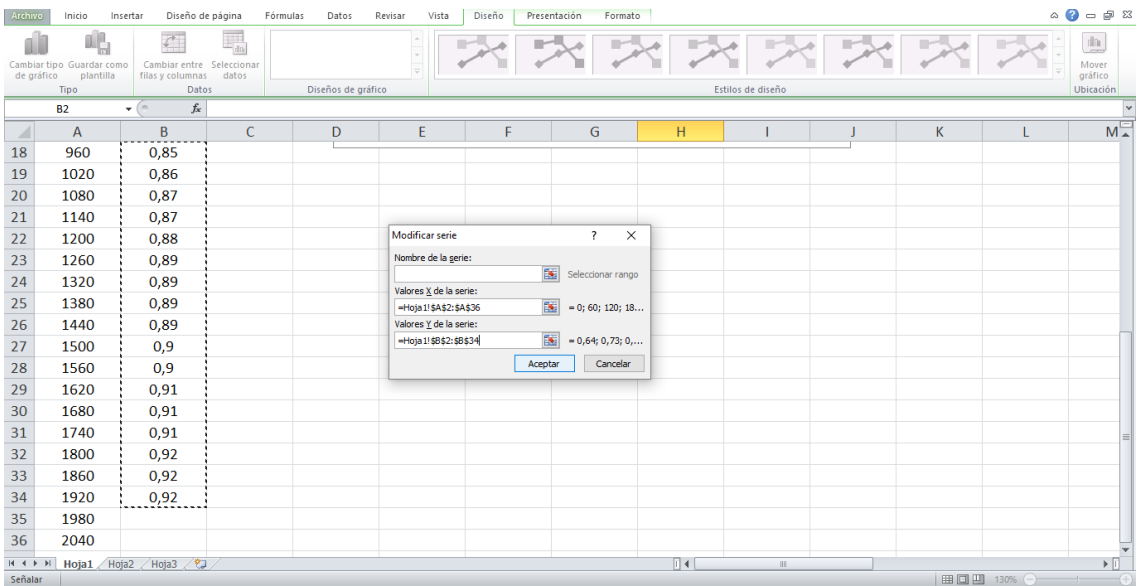


6. A continuació, prémer la icona que hi ha al costat de *Valores X de la serie* i seleccionar els valores de les x. Després cliquem de nou la icona.

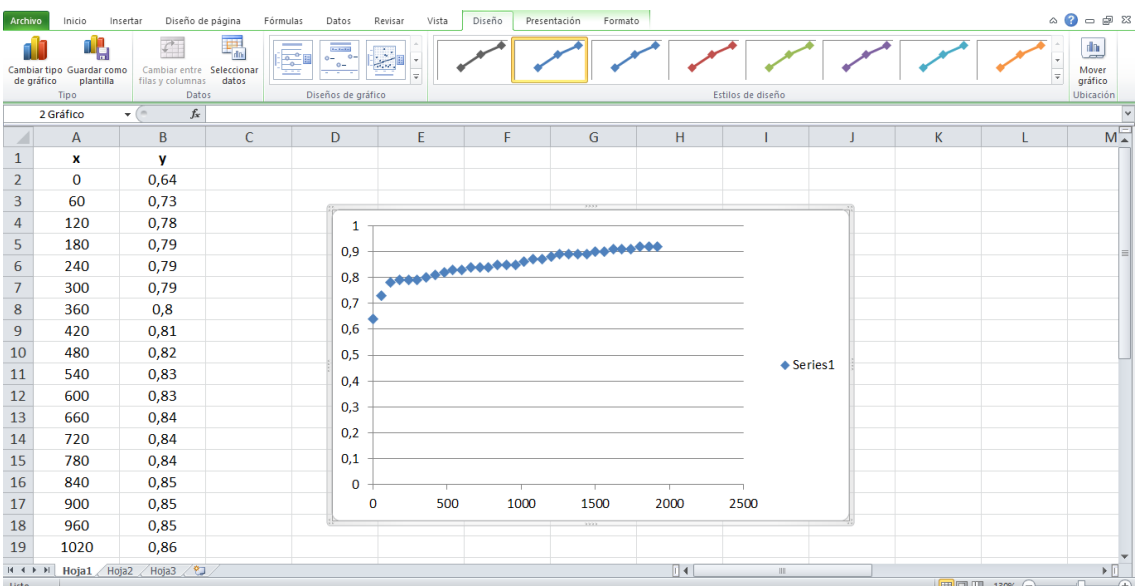




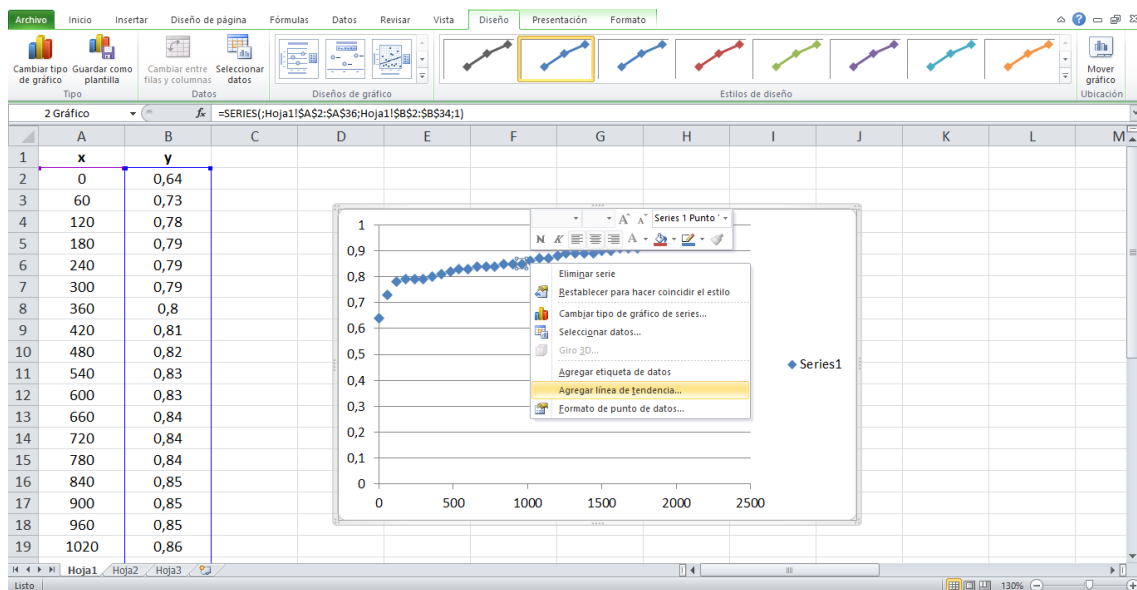
7. Repetim el procediment per les dades de les y i cliquem *Aceptar*.



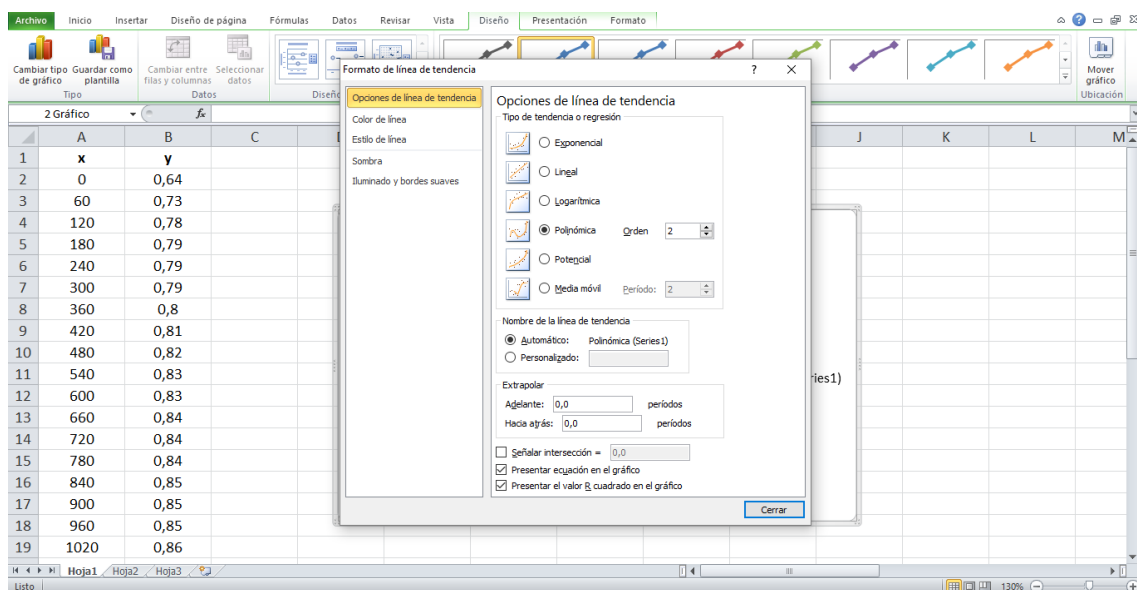
8. Sortirà un gràfic similar a aquest. Després podem posar-hi títols, noms a les variables, etc. A partir d'aquí el que és important és trobar un polinomi que relacioni aquests punts. Pot ser de segon grau, tot i que el de tercer grau millora els resultats.



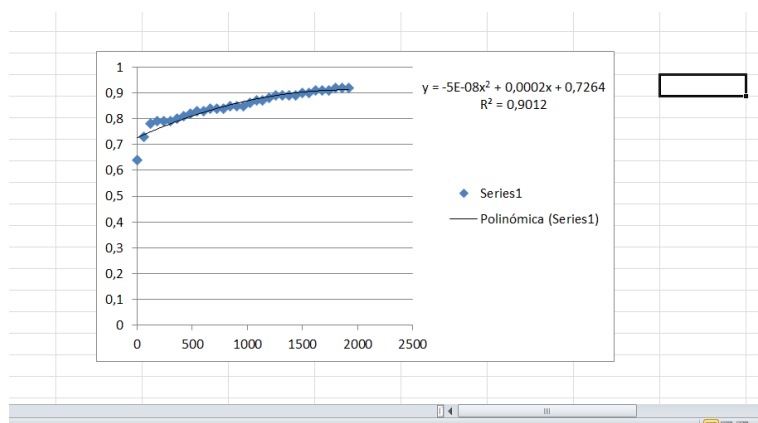
9. Per fer-ho, seleccionem qualsevol dels punts amb el botó dret del ratolí i cliquem *Agregar línea de tendencia...*



10. Després seleccionem *Polinómica* i a baix de tot *Presentar ecuación en el gráfico* i *Presentar el valor R cuadrado en el gráfico*. Això ens permetrà conèixer l'equació i la R^2 que, com més propera sigui a 1, més ben ajustat està el polinomi.

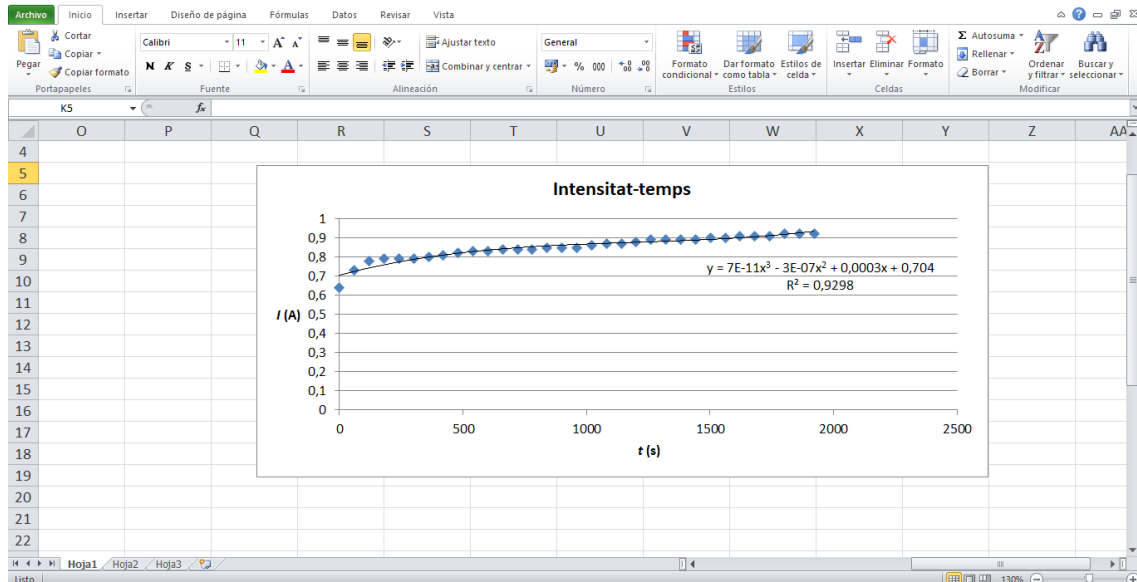


11. Premem a *Cerrar* i sortirà un gràfic així:



Com podem veure, a l'equació hi ha una lletra E. Per exemple, $-5E-08x^2$ vol dir $-5 \cdot 10^{-8}x^2$.

Aquest és el polinomi de segon grau. Jo he triat el de tercer grau, que és el següent (és el mateix gràfic amb títols i noms a les variables):



Podem comprovar que està més ajustat que el de segon grau, ja que aquell tenia una $R^2 = 0,9012$ i aquest $R^2 = 0,9298$. L'equació d'aquest polinomi és: $y = 7 \cdot 10^{-11}x^3 - 3 \cdot 10^{-7}x^2 + 0,0003x + 0,704$.

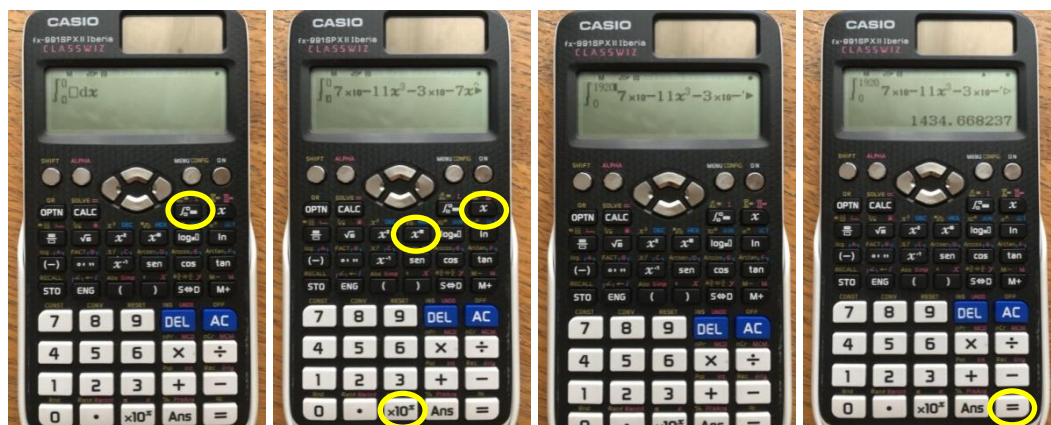
12. La Q l'obtenim efectuant la integral d'aquest polinomi. Amb la calculadora, ho he fet de la següent manera:

12.1. Primer clico la tecla d'integrals.

12.2. Després escric l'equació o polinomi, fent servir les tecles encerclades a la segona fotografia.

12.3. Llavors escric a la part de baix de la S el valor del temps en què vull que comenci la integral, i a dalt on vull que acabi.

12.4. Finalment clico el botó = i el resultat que obtinc per la Q és de **1434,668237C**.



Figures 85, 86, 87 i 88: Passos per calcular la integral del polinomi amb la calculadora. En groc, les tecles que s'han de prémer a cada pas.

8.10. Annex 9: Taula de pressió de vapor de l'aigua segons la ITS-90

Temperatura (°C)	Pressió de vapor (mmHg)
0	4,5
3	6
5	6,8
8	8,3
10	9
12	10,5
14	12
16	13,5
18	15,8
19	16,5
20	17,3
21	18,8
22	19,5
23	21
24	22,5
25	24
26	25,5
27	27
28	28,5
29	30
32	36
35	42
40	55,5

