Alternativa orgànica en la indicació de pH.

Estudi de colorants naturals com a indicadors.

Bronsted-Lowry (pseudònim)

Departament de química

2n BAT

Gener, 2022

AGRAÏMENTS

Per començar voldria agrair a l'Institut, per donar-me l'oportunitat de realitzar el marc experimental d'aquest treball de recerca al laboratori del centre.

Igualment, donar les gràcies a la meva tutora, qui m'ha acompanyat durant el procés d'elaboració d'aquest projecte i m'ha proporcionat l'ajuda necessària en tot moment.

També expressar la meva gratitud a la professora d'anglès, qui m'ha ajudat a revisar l'abstract escrit en llengua estrangera.

Per últim, mostrar el meu agraïment a la meva família, qui m'ha recolzat al llarg d'aquests mesos i m'ha fet costat en les puntuals adversitats.

RESUM

L'objectiu d'aquest treball de recerca es basa en realitzar una investigació que permeti determinar quins colorants naturals poden ser utilitzats com a indicadors naturals del pH i quines característiques comunes presenten aquells que poden ser-ho. En primer lloc, s'ha hagut de desenvolupar un marc teòric que incorpori la informació necessària per tal de poder entendre el tema i així poder fer un bon anàlisi dels resultats obtinguts a la pràctica. Així doncs, la part teòrica es pot dividir en dos grans blocs. Primerament, es fa una introducció dels colorants, distingint entre la seva naturalesa, ja siguin naturals o sintètics, i explicant les múltiples classificacions que se'ls atorga així com les seves estructures químiques i altres aspectes. D'altra banda, el segon bloc fa referència a l'explicació dels àcids i les bases així com de les seves característiques, segons diferents teories químiques. A continuació, segueix el desenvolupament del concepte pH i diverses ampliacions, que aportaran nocions primordials a l'hora d'aplicar els coneixements al marc pràctic. Pel que fa al marc experimental, consta d'un assaig on s'han extret 17 colorants naturals de diferents vegetals i s'ha determinat la validesa dels que actuen com a indicadors de pH. A més, s'han realitzat valoracions àcid-base tant amb un indicador sintètic com natural per indicar interval de pH de cada canvi de color.

ABSTRACT

The aim of this research project is to conduct an investigation to determine which natural colorants can be used as natural pH indicators and which common features they have. Firstly, a theoretical framework has been developed to provide the information to fully understand the topic and, in this way, to accomplish a useful analysis of the results obtained in the practical part. Therefore, the theoretical part can be divided into two big blocks. In the first place, a contextualization about dyes has been written, exposing a distinction between their nature, whether they are natural or synthetic, and the multiple groups into which they are classified, as well as their chemical structures, among other aspects.

Secondly, the project shows a reference of the acids and bases explanation, as well as their main characteristics according to different chemical theories. Right after, we can find the development of the pH concept and several amplifications, which provide fundamental notions when it comes to applying the knowledge learnt in the practical part. The experimental part consists of a test in which 17 natural colors have been extracted from vegetables and it has been determined which of them can behave as pH indicators. Furthermore, acid-base titrations with both natural and synthetic indicators have been carried out in order to indicate the pH interval in each color change.

ÍNDEX

1. Introducció 7

2. Objectius 8

MARC TEÒRIC 9

3. Colorants i pigments 9
2.1. Pigments 9
2.1.1. Classificació de pigments 9
2.2. Colorants 10
2.2.1. Colorants sintètics 11
2.2.1.1. Estructura química 11
2.2.1.2. Obtenció 13
2.2.1.3. Propietats 14
2.2.1.4. Usos 14
2.2.1.5. Toxicitat 15
2.2.2. Colorants naturals 16
2.2.2.1 Obtenció 20
2.2.2.2 Usos 20
2.2.3 Història dels colorants 21
2.2.4. Classificació segons la seva estructura química 23
2.2.5. Classificació segons els mètodes d'aplicació 26

3. Àcids i bases 28
3.1. Característiques dels àcids 28
3.2. Característiques de les bases 29
3.3 Teoria d'Arrhenius 29
3.4. Teoria de Bronsted-Lowry 30
3.5. Àcids forts o dèbils? 32
3.6. Bases fortes o dèbils? 32
3.7. L'autoionització de l'aigua 33
3.8. El pH 34
3.8.1 El pOH 35
3.8.2. Els indicadors de pH 35
3.8.3. Volumetries àcid-base. Corbes de valoració de pH 37

MARC EXPERIMENTAL

4. Introducció 39

5. Hipòtesis 39

6. Objectius 39

7. Procediment de la pràctica 40

8. Estandardització i preparació de les dissolucions 40
8.1. Estandardització de l'HCl 40
8.2. Estandardització del NaOH 43
8.3. Preparació de les dissolucions 43
8.3.1. Preparació de les dissolucions àcides 43

9. Preparació de les mostres i escala de pH de cada mostra 50
9.1. Obtenció del colorant de cada mostra 50
9.2. Escales de pH 51
9.3. Resultats 54
9.4. Conclusions part 1 71
9.5. Colorants que viren en pH bàsics 72
9.6. Colorants que tenen escala de pH 72
9.7. Colorants que viren en pH àcids 72

10. Dissolucions d'HCl i NaOH 73

11. Valoració àcid-base amb la fenolftaleïna 74

12. Valoració àcid-base amb la col llombarda 75

13. Conclusions part 2 76

14. Conclusions 77

15. Bibliografia 79

1. Introducció

Fer la tria del tema d'un treball de recerca no és una tasca fàcil, cal tenir en compte molts factors a l'hora d'escollir quin serà l'objecte d'investigació per tal de poder elaborar un projecte impulsat per una motivació personal i acadèmica.

En el meu cas, com a estudiant d'un batxillerat científic-tecnològic, tenia clar que volia efectuar un treball que em fes possible realitzar el marc experimental en un laboratori, d'aquesta manera seria l'oportunitat d'aproximar-me a l'ambient de treball de moltes professions científiques. Després de discutir amb la meva tutora diverses opcions de temes a escollir, vaig concloure que el que em despertava més interès era el següent: estudiar si alguns colorants naturals poden servir com a indicadors de pH. Vaig trobar que seria un afer encisador, ja que el marc teòric no només em proporcionaria la informació necessària per a executar la part pràctica del treball, sinó que també em seria una eina de gran utilitat per ampliar alguns conceptes del temari de la matèria de química de segon de batxillerat. Tot això, combinat amb una extensa pràctica al laboratori, em permetria confeccionar una investigació molt completa.

Així doncs, el meu treball consisteix en determinar quins dels 17 colorants naturals, que vaig seleccionar aleatoriament, serveixen com a indicadors naturals i quines són les propietats d'aquests que fan que actuin com a indicadors. Altrament, també s'ha realitzat un estudi on es duu a terme una comparació entre un indicador natural i un de sintètic per comparar-ne la seva eficàcia. A partir d'aquí n'he derivat un seguit d'hipòtesis que es veuran més endavant.

Pel que fa a la metodologia emprada en el redactat del marc teòric, vaig seguir la següent planificació: un cop delimitat el tema del meu treball, vaig destinar les primeres hores de recerca a documentar-me sobre els aspectes que tractaria, per tal de tenir una visió global de la teoria a explicar. Per fer-ho, vaig accedir a bases de dades científiques, d'on vaig poder extreure articles de gran adequació que em van servir per estructurar els continguts. Addicionalment, se'm va permetre l'accés al Centre de Recursos per l'Aprenentatge i la Investigació de la Universitat Rovira i Virgili, d'on vaig poder agafar llibres en préstec que en van permetre ampliar els coneixements envers alguns aspectes del projecte.

D'altre banda, per a poder efectuar la part experimental del treball vaig haver de fer múltiples sessions de cinc hores aproximadament al laboratori. Per tal d'optimitzar el rendiment, vaig elaborar una planificació per distribuir les tasques a realitzar en cada sessió.
D'aquesta manera, vaig començar amb els preparatius de les dissolucions i, més endavant vaig preparar diariament el màxim nombre d'escales de pH amb els diferents colorants. Pel que fa a la segona part d'aquest marc, és a dir, la comparació d'indicadors segons la seva naturalesa, amb una única sessió de dues hores va poder quedar enllestida.

2. Objectius

Per poder determinar els objectius del treball, vaig formular-me unes quantes preguntes que m'agradaria poder resoldre al final del treball.

- Quina diferència hi ha entre una substància àcida i bàsica?
- Com es pot determinar l'acidesa d'una substància?
- Quin és el funcionament dels indicadors de pH?
- Hi ha vegetals o fruites que serveixen com a indicadors de pH? Quins?
- Aquests indicadors naturals són iguals d'eficaços que els sintètics?

A partir de les preguntes anteriors vaig determinar els objectius:
1) Dur a terme una investigació d'un tema d'interès personal i acadèmic
2) Expresar coherentment, de manera clara i entenedora, els principis de la recerca d'aquest treball
3) Posar en pràctica coneixements científics apresos durant el batxillerat
4) Buscar un determinat nombre d'indicadors naturals possibles i determinar la seva efectivitat
5) Distingir entre caràcter àcid i bàsic de substàncies gràcies a l'ús d'indicadors vegetals
6) Comparar l'eficàcia dels indicadors naturals de pH amb els indicadors artificials de pH.
7) Aprendre a cercar informació fiable, ja sigui per internet o amb recursos físics

MARC TEÒRIC

3. Colorants i pigments

Els colorants i els pigments són els principals encarregats d'afegir color a les coses o cambiar-lo, ara bé, quin significat té cada terme i en que es diferencien? Per tal de fer una bona investigació, és important conèixer les propietats de cada element i saber distingir quan es tracta d'un pigment o un colorant. Generalment la terminologia utilitzada per parlar dels colors, acostuma a ser errònia degut a una manca d'informació. En particular, el terme pigment és el que més confusió genera, ja que molts cops és considerat un tipus de colorant.

2.1. Pigments

Així doncs, descrivim els pigments com "substàncies polvoritzades d'origen natural, que poden ser orgàniques o inorgàniques, o sintètiques, que són insolubles en el medi on s'incorporen i coloren per superposició."[1] Aquests alteren l'aspecte de les substàncies per mitjà d'absorcions lumíniques selectives. Tant els pigments orgànics com els inorgànics són sòlids perfectament esmicolats totalment insolubles en medis d'aplicació com podrien ser tints o pintures.

Un bon pigment ha de tenir les següents propietats:

-Un elevat poder colorant

-Estat gran de divisió

-Estabilitat de color

-Considerable opacitat

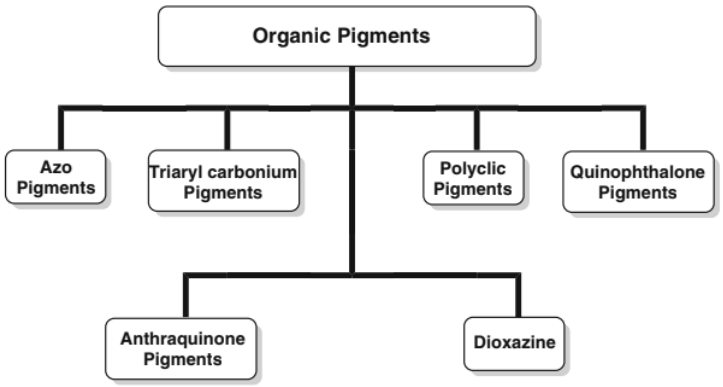
-Inèrcia química respecte el producte que ha d'acolorir.

2.1.1. Classificació de pigments

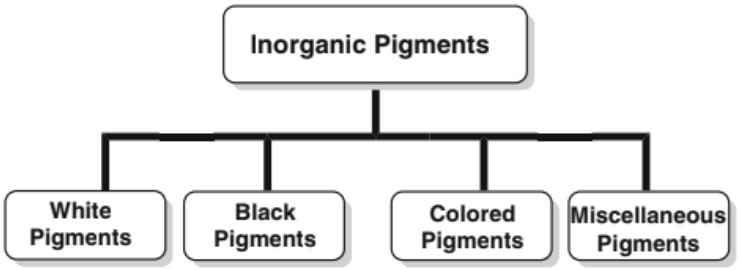
Pel que fa a la classificació dels pigments, aquests s'acostumen a dividir en dos grans blocs segons la seva estructura química, ja siguin orgànics o inorgànics. Parlem de pigments orgànics per referir-nos a aquells que tenen un origen animal i vegetal, formats per compostos

[1] *Enciclopèdia.cat. Pigment* [en línia]. 1 de juny de 1988. <https://www.enciclopedia.cat/ec-gec-0237519.xml> [Consulta: 1 des. 2021]

carbonics. D'altra banda, els pigments inorgànics són aquells que provenen dels minerals i estan formats per compostos metàl·lics.



Il·lustració 1. Classificació dels pigments orgànics. https://link-springer-com.sabidi.urv.cat/content/pdf/10.1007%2F978-3-319-33892-7.pdf



Il·lustració 2. Classificació dels pigments inorgànics. https://link-springer-com.sabidi.urv.cat/content/pdf/10.1007%2F978-3-319-33892-7.pdf

2.2. Colorants

D'altra banda, descrivim els colorants com a substàncies acolorides i solubles que aporten color mitjançant un procés selectiu d'absorció lumínica. A més aporten coloracions de determinades permanències i solideses, segons les intencions d'ús.

Contràriament als pigments, els colorants proporcionen colors de major intensitat, tot i així presenten menys estabilitat i permanència. [2]
Segons la localització de la propietat tintorial dels colorants, en distingim tres tipus:

Colorants bàsics: L'acció de colorant es troba al catió, deixant l'anió sense aquesta propietat. N'és un exemple el clorur de blau de metilè +.

Colorants àcids: La substància colorant va a càrrec de l'anió, mentre que el catió no té aquesta propietat. N'és un exemple l'eosinat de sodi.

Colorants neutres: Estan formats simultàniament per solucions aquoses de colorants àcids i bàsics, el precipitat resultant constitueix el colorant neutre, que té la propietat tintorial dels seus components àcids i bàsics. N'és un exemple la giemsa.

A més, també podem classificar els colorants en dos grans grups: naturals i sintètics.

2.2.1. Colorants sintètics

Els colorants artificials són productes químics obtinguts mitjançant una síntesi química que serveixen per colorejar qualsevol tipus de teixit, substància o producte. [3]

2.2.1.1. Estructura química

Els avenços en la teoria estructural van conduir a investigacions que presentaven una correlació entre la constitució química i el color.

---

[2] GÜRSES, Ahmet; AÇIKYILDIZ, Metin; GÜNEŞ, Kübra; GÜNEŞ, M. Sadi. *Dyes and pigments.* Springer. 2016. 43 p. ISBN: 978-3-319-33892-7

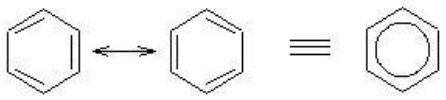
[3] VALLS, Mònica. *La química del color*. [en línia]. 2004 <http://www.xtec.cat/~acosiall/personal/color1.pdf> [Consulta: 20 set. 2021]

A l'any 1868, els químics alemanys Carl Graebe i Carl Liebermann van reconèixer que els tints contenien sequencies de dobles enllaços conjugats.
X=C—C=C—C=C—…, on la X pot ser carboni, oxígen o nitrogen.

A mesura que augmenta l'extensió del sistema conjugat, el to del color es desplaça a verds, blaus i negres. Gairebé sempre, el color apareix com a conseqüència de l'acció conjunta de dos agrupacions atòmiques diferents: el cromòfor i auxocrom.
El cromòfor es la part o conjunt d'àtoms d'una molècula responsable del color.
"També es defineix com una substància amb molts electrons capaços d'absorbir energia o llum visible, i excitar-se per així poder emetre diversos colors. Les molècules que tenen un grup cromòfor poden actuar com a colorants."[4]

Enllaços conjugats

Els enllaços conjugats tenen lloc quan en un compost químic amb enllaços simples i dobles alternats, els electrons que formen els enllaços dobles es deslocalitzen, és a dir, es situen de manera uniforme al voltant del compost. Aquests electrons deslocalitzats, pertanyen a tot el grup d'àtoms i proporcionen més força i estabilitat a l'enllaç simple. [5]

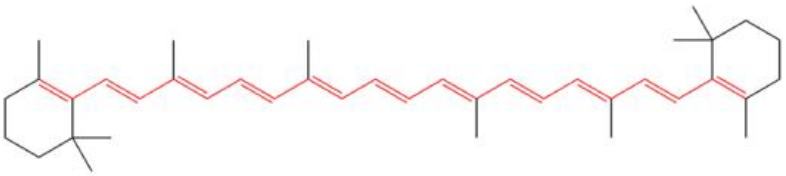


Il·lustració 3. Exemple de sistema conjugat (estructura química benzè). https://quimica.laguia2000.com/wp-content/uploads/2010/09/SISTCONJ1.jpg

Tot i així, sempre que ens trobem els orbitals *p* paral·lels i contigus, els electrons que formin part d'aquests orbitals poden formar un sistema conjugat.

[4] *Química.es. Cromóforo*. [en línia] <https://www.quimica.es/enciclopedia/Crom%C3%B3foro.html> [Consulta: 15 agost 2021]

[5] GONZÁLEZ, Mónica. *La Guía. Sistema conjugado.* [en línia] 21 de setembre de 2010 <https://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/sistema-conjugado> [Consulta: 15 agost 2021]



Il·lustració 4. Estructura química del betacarotè, forma el sistema conjugat que dona lloc al color ataronjat del compost. https://quimica.laguia2000.com/wp-content/uploads/2010/09/SISTCONJ2.jpg

Els sistemes conjugats amb menys de vuit enllaços dobles són incolors a l'ull humà ja que generalment absorbeixen llum a la regió ultravioleta. Quan augmenta el nombre d'enllaços dobles alternants, els electrons són capaços d'absorbir llum en longituds d'ona més llargues, adoptant el compost una tonalitat que oscil·la entre el groc i el vermell.
Els sistemes conjugats en compostos cíclics, aporten característiques especials als compostos com ara bé una major estabilitat a l'esperada.[6]

2.2.1.2. Obtenció

Els colorants artificials formen part de la nostra vida quotidiana i gairebé ni ens n'adonem. Des de la roba que portem fins als bolígrafs que utilitzem, tots aquests contenen colorants orgànics sintètics per a aportar color. Així doncs, és important conèixer d'on provenen i com s'obtenen.[7]
Els colorants orgànics sintètics s'obtenen a partir de la síntesi química. Els colors específics, les característiques concretes i els rangs provenen de productes químics derivats de productes derivats del petroli.
Com el seu nom indica, els tints artificials no són originats per la natura, d'aquesta manera es categoritzen com a colorants fets per l'home. Tot i així, s'usa la paraula "orgànic", ja que neix de la idea que encara són derivats de material orgànic, en aquest cas olis.

---

[6] GONZÁLEZ, Mónica. *La Guía. Sistema conjugado.* [en línia]
[7] BERNARD, James P. *First Source Worldwide. Where do synthetic organic dyes come from.* [en línia] <https://www.fsw.cc/where-synthetic-organic-dyes-from/> [Consulta: 28 agost 2021]

El primer colorant orgànic artificial va ser descobert accidentalment per William Henry Perkin a l'any 1856. Això va ser perquè va intentar sintetitzar la quinina, un medicament utilitzat per tractar la malària, i va acabar amb un colorant de color porpra. [8]

2.2.1.3. Propietats

Pel que fa a les característiques dels colorants artificials, respecte als colorants naturals, aquests presenten unes propietats fisicoquímiques superiors i avantatges funcionals com ara bé en la seva aplicació per a tenyir. Actualment tenen un rol molt important en la vida moderna amb aplicacions tant en la indústria com en laboratoris científics.
Una de les principals característiques dels colorants sintètics és la resistència a la degradació que presenten, amb el pas del temps aquest aspecte ha evolucionat i a la vegada millorat suposant un gran impacte positiu pel que fa a la indústria tèxtil. L'alta capacitat de producció ha causat gradualment una disminució de preus al mercat.[9]

2.2.1.4. Usos

Principalment els colorants alimentaris són utilitzats per la indústria alimentària, d'aquesta manera, s'empren els colorants com a additius de colors vius amb la finalitat de fer més atractiu el producte, tot i així no presenten cap mena de valor nutricional. Des del primer colorant alimentari, a l'any 1856, l'ús d'aquests ha anat en augment, no obstant, numerosos estudis han determinat que alguns dels colorants utilitzats per aquesta indústria són propensos a generar al·lèrgies, hipersensibilitat i fins i tot càncer als consumidors.

---

[8] *Britannica. Synthetic Dyes.* [en línia] <https://www.britannica.com/technology/dye/Synthetic-dyes> [Consulta: 28 agost 2021]

[9] MARCANO, Deanna. *Introducción a la química de los colorantes.* [en línia] <http://saber.ucv.ve/bitstream/10872/19390/1/colorantes%20listo%20%2Bisbn.pdf> [Consulta: 28 agost 2021]

És important recalcar que només en són un grup reduït, els colorants artificials que es poden utilitzar en aquest àmbit, ja que han superat els processos de revisió d'organismes reguladors de salut i serveis humans com ara bé el FSSAI i FDA.
Un altre sector on domina l'ús dels colorants artificials és la indústria tèxtil. Aproximadament al món es generen 700.000 tones de colorants sintètics al mon en tot un any i, 200.000 tones d'aquests es perden després de múltiples processos com a efluents residuals a les masses d'aigua. Tot aquest efluent residual altera certs paràmetres de l'aigua com ara bé el seu pH, la salinitat, la demanda química d'oxígen i la demanda bioquímica d'oxígen.
La indústria farmacèutica també és una de les principals consumidores dels colorants artificials a l'hora de processar una gran part dels seus productes (pastilles, xarops, càpsules...). En aquest sector la funció dels colorants és fer els productes més atractius a la vista del consumidor i alhora serveixen com a distintius de medicaments similars.
Un altre dels múltiples usos d'aquest tipus de colorants són elsl que es fan en un laboratori, ja sigui per a tinció d'algun element en investigació o altres.[10]

2.2.1.5. Toxicitat

Quan fem referència a la toxicitat dels colorants, parlem de la seva propia estructura química i no pas al procés de tinció. Recentment, s'han aplicat mesures més restrictives pel que fa a l'ús dels colorants artificials degut a la toxicitat d'alguns d'aquests i els possibles efectes cancerígens que poden causar. És per això que, recentment a Europa, molts dels colorants azoics (el grup més comú de colorants sintètics) s'han anat eliminant gradualment i, s'han establert uns estàndards que els colorants han de superar que permeten distingir aquells que són menys tòxics que d'altres.
L' ETAD, (Ecological and Toxicological Association of Dyes and Organic Pigments) ha determinat que el grup de colorants reactius causa problemes respiratoris així com irritacions cutànies degut al polsim que alliberen en la seva utilització.

[10] CALVO DOMPER, Marta. *Colorantes alimentarios.* [en línia] <http://147.96.70.122/Web/TFG/TFG/Memoria/MARTA%20CALVO%20DOMPER.pdf> [Consulta: 20 agost 2021]

Així doncs, s'ha de minimitzar l'ús dels colorants reactius substituint-los per altres que no formin tanta pols o bé, implementar mesures més restrictives de protecció. Tot i així, la forta toxicitat d'aquests colorants es dona durant el procés de tinció, ara bé, en el cas de la indústria tèxtil (el sector que generalment utilitza aquest tipus de colorants) s'ha demostrat que les propietats toxicològiques no perduren posteriorment a la tinció ja que el grup reactiu ja no està present.

D'altra banda els que pertanyen a la categoria de colorants dispersos, són majoritàriament els responsables de causar reaccions al·lèrgiques. Habitualment, aquest grup de colorants s'utilitzen per a tenyir fibres hidrofòbiques.

Els colorants bàsics, poden causar efectes similars als dels dispersos, fins i tot mutacions al material genètic.

Seguidament, els colorants catiònics poden causar efectes d'increment del ritme cardíac, vòmits, ictericia (coloració groguenca de la pell), cianosi (coloració blavosa de la pell) i més efectes perjudicials.

Pel que fa als colorants aniònics, que inclouen els azoics, els directes i els reactius, presenten característiques àcides toxicològiques. Això es deu als ions negatius causats per l'excés de grups -OH a la molècula.

2.2.2. Colorants naturals

Darrerament, l'ús dels colorants naturals s'està veient notablement potenciat degut a nombroses limitacions en l'ús dels sintètics. Els colorants naturals són aquells que tenen un orígen animal, mineral o bé vegetal que no tenen un impacte negatiu en el medi ambient ni en la salut dels individus, és a dir, es tracta de colorants innocus. Tot i així, els colorants naturals representen un cost més elevat, la seva tinció és menys intensa i presenten gran inestabilitat a variables com la llum, la temperatura i els canvis de pH.[11] Els colorants naturals són els protagonistes d'aquest projecte de recerca, on es vol comprovar la seva efectivitat com a indicadors del pH.

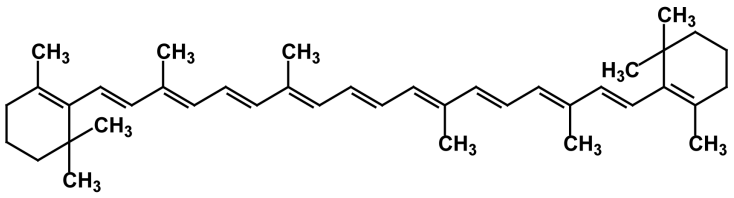
[11] GÜRSES, AÇIKYILDIZ, GÜNEŞ, GÜNEŞ, pg.3

Els colorants naturals es poden classificar en diferents grups segons la seva estructura química, en el cas dels colorants orgànics, els més importants són els següents:

- Carotenoides: Es tracta de colorants naturals encarregats de donar color a les flors o fruits de vegetals, així com, a estructures externes d'animals. Es considera que els carotenoides són essencials per a la vida en relació a les funcions fotosintètiques que duen a terme.

  Pel que fa a l'estructura química, es tracta de tetraterpens constituïts per diverses unitats isoprenoides amb un anell de ciclohexà substituït i insaturat en cadascun dels extrems. són molècules hidròfobes, és a dir, que no són solubles en aigua i els seus colors oscil·len entre el groc i el vermell, degut a la presència de set o més enllaços dobles conjugats. La presència de carotenoides es veu principalment influïda per l'estat de maduresa.

  Dins d'aquest grup, podem trobar-ne una subclassificació: Els carotens, aquells que no contenen oxigen als anells terminals, i les xantofil·les, que sí que en tenen.[12]



Il·lustració 5. Estructura química carotenoide, concretament β-carotè. https://ca.wikipedia.org/wiki/Carotenoide#/media/Fitxer:Beta-carotene.png

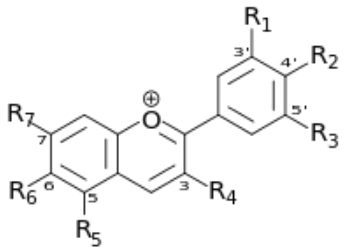
- Antocianines: són colorants d'origen vegetal que atorguen els colors blaus, vermells i morats a les plantes i constitueixen el grup més difós de colorants vegetals.

  Pertanyen a la categoria dels flavonoides i aporten color llampants amb la finalitat d'atreure els depredadors per a que consumeixin els seus fruits i d'aquesta manera dispersin les llavors del fruit per augmentar la taxa reproductiva de l'espècie.

[12]CARRANCO JÁUREGUI, María Elena; CALVO CARRILLO, Ma. de la Concepción; PÉREZ-GIL ROMO, Fernando. *Archivos latinoamericanos de nutrición. Carotenoides y su función antioxidante: Revisión.* [en línia] <https://www.alanrevista.org/ediciones/2011/3/art-1/> [Consulta: 10 d'octubre 2021]

Pel que fa a la seva estructura química, les antocianines estan formades per una molècula d'antocianidina a qui se li uneix un glúcid mitjançant un enllaç glicosídic. Les antocianidines estan formades per una estructura bàsica, l'ió flavilio (2-fenil-benzopirilio), que consta de dos grups aromàtics: un benzopiril i un anell fenòlic.

El color de les antocianines depèn de la temperatura i el pH del medi però també d'altres factors com ara la concentració i la presència d'altres substàncies que reaccionen amb les antocianines. Alhora hi ha compostos, coneguts amb el nom de copigments, que tenen una estructura química anàloga que intensifiquen i estabilitzen el color, aquests poden ser flavonoides, polifenols o fins i tot les mateixes antocianines que actuen com a copigments d'altres antocianines.[13]



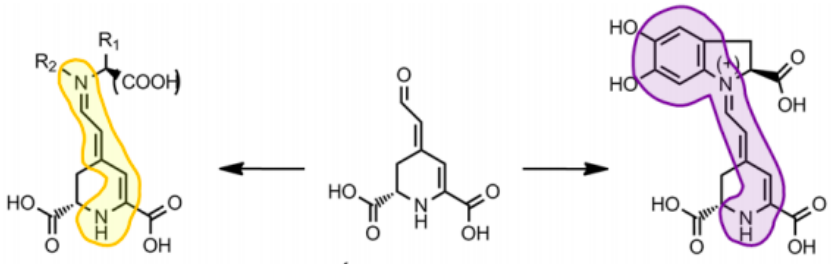
Il·lustració 6. Estructura química antocianina. **https://es.wikipedia.org/wiki/Antocianina#/media/Archivo:Anthocyanidins.svg**

- Betalaïnes: Es tracta de colorants naturals hidrosolubles que deriven de l'àcid betalàmic. Segons la seva estructura química es divideixen en dos grups: Les betaxantines, són el resultat de la condensació de l'àcid betalàmic i donen lloc a tonalitats taronges i groguenques. Les betacianines presenten una estructura cíclica amb diferents substituents i proporcionen colors vermells i violetes.

  Les betalaïnes destaquen per la seva activitat reductora, degut a l'estructura d'amina quaternària amb un sistema de dobles enllaços i és per això que se la classifica amb una gran capacitat antioxidant.[14]

[13] *EcuRed. Antocianinas* [en línia] <https://www.ecured.cu/Antocianinas> [Consulta: 10 d'octubre 2021]

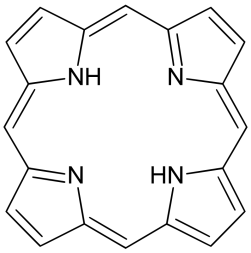
[14] CORIA CAYUPÁN, Y. S.; NAZARENO M. A. *Consejo Nacional de Investigaciones Científicas y Técnicas. Cambios en la Actividad Antioxidante de Betacianina en presencia de otros componentes alimentarios.* [en línia] 2010



Betaxantina **Àcid betalamic** **Betacianina**

Il·lustració 7. Betalaïnes. **https://www.um.es/acc/wp-content/uploads/Leccion-Academia-FGC-definitivo.pdf**

- Porfirines: Aquest tipus de colorants naturals són substàncies fonamentals per al desenvolupament de la vida al nostre planeta ja que tenen la funció biològica de transportar oxigen o fer la fotosíntesi, és per això que tenen una pigmentació groguenca i verdosa (l'exemple més comú és la clorofil·la). Pel que fa a la seva estructura química, es tracta de quatre anells pirrolics que formen un macrocicle. D'aquest grup en deriven les metaloporfirines i les hemoproteïnes.[15]

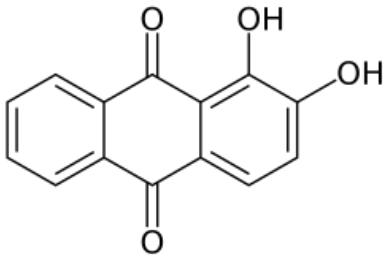


Il·lustració 8. Estructura química més simple de les porfirines. **https://ca.wikipedia.org/wiki/Porfirina#/media/Fitxer:Porphyrin.svg**

- Quinones: Es tracta de compostos orgànics que deriven de compostos aromàtics, canviant els grups CH per grups de carboni units en doble enllaç amb oxigen, però

[15] FRYDMAN, Benjamin; BRYKS DE FRYDMAN, Rosalía. *Estructura de porfirinas y metaloporfirinas*. [en línia]<http://www.dcne.ugto.mx/respaldo1/Contenido/MaterialDidactico/QuimicaBioinorganica/porfirinas_y_metaloporfirinas.pdf> [Consulta: 10 d'octubre 2021]

mantenint l'estructura dels enllaços dobles. Aquest canvi dóna lloc a una estructura diona cíclica conjugada. El més comú és que les quinones generin una pigmentació de tons grocs i vermells.



Il·lustració 9. Estructura química de les quinones, concretament Alzarin (tint vermell comú). https://www.wikiwand.com/es/Quinona

2.2.2.1 Obtenció

A l'hora de realitzar el marc experimental d'aquest treball de recerca, vaig haver d'extreure el colorant de 17 vegetals diferents. Per fer-ho, vaig plantejar-me dos mètodes per tal de poder obtenir el colorant natural. El primer i el que vaig utilitzar tracta de remullar els vegetals amb alcohol etílic i aixafar-los amb l'ajuda d'un morter, d'aquesta manera obtenim una part del colorant contingut a les cèl·lules vegetals. L'altre mètode per obtenir el colorant consta de bullir el vegetal amb poca aigua, així doncs, quan la temperatura està al voltant dels 100 ºC, s'alliberen les molècules de colorant natural.

2.2.2.2 Usos

Així com en el cas dels colorants sintètics, els naturals també predominen en la indústria tèxtil. són les empreses més sostenibles les que aposten per emprar colorants naturals a l'hora de tenyir teixits, degut a la seva biodegradabilitat i a la baixa toxicitat de la majoria.
Tot i així, cal tenir en compte que es tracta de recursos limitats i poden presentar requeriments més específics i delicats que els sintètics. Addicionalment, la indústria

cosmètica també és una gran consumidora dels colorants naturals, amb l'objectiu de que els seus productes siguin menys perjudicials per als consumidors.
Ara bé, cal destacar un dels altres usos que es pot fer dels colorants naturals, que és la seva eficacia com a indicadors de pH. És aquest l'ús que es vol investigar en aquest projecte, determinar quins colorants naturals són aptes com a indicadors i quines característiques presenten perquè ho puguin ser.

2.2.3 Història dels colorants

Naturals

Quan es parla de colorants no es tracta additius moderns, sino que des de les primeres civilitzacions, l'home fa ús dels colorants. Fins la dècada del 1850, gairebé la majoria de colorants s'obtenien de fonts naturals, especificament vegetals com ara plantes, arbres i fins i tot líquens amb alguns insectes. De fet, van ser els teixits tenyits que es van trobar a les tombes egípcies que han proporcionat proves sòlides que fa més de 4.000 anys que s'empren mètodes de tintura. són els jeroglífics qui revelen els mètodes d'extracció i aplicació dels colorants naturals.
S'han dut a terme innombrables intents per a poder extreure colorants de plantes i flors de colors vius, tot i així, tan sols una dotzena de colorants van resultar en un ús generalitzat. Clarament, la majoria dels intents van resultar en fracàs per la inestabilitat de molts dels colorants i pels mètodes amb poca precisió emprats en l'antiguitat.
No obstant això, l'estudi d'aquests colorants a l'any 1800 va suposar una base per al desenvolupament dels colorants sintètics, que dominaven el mercat al voltant de l'any 1900. En destaquen dos per la seva importància, l'alizarina i l'indigo.
L'alizarina és un colorant vermell extret de la planta *Rubia Tinctorum* i va ser el primer pigment natural que es va sintetitzar (1869).
Probablement el colorant més antic conegut és l'índigo, obtingut a Europa a partir de de les fulles de l'*Isatis Tinctoria* i a Àsia de la planta *Indigofera Tinctòria.*
Posteriorment, amb un procés propulsat pels fenicis, apareix el morat tirià (un derivat de l'índigo) que es va extreure en quantitats molt petites de les glàndules d'una cargol (*Murex*

Brandaris). Historiament, aquest tint també rebia el nom de porpra reial, ja que els reis, els emperadors i els grans sacerdots posseien el dret exclusiu de dur peces tenyides d'ell, tal i com demostren la Bíblia hebrea i les il·lustracions dels mosaics de Ravenna (Itàlia).

Entre els colorants grocs naturals hi ha les fulles de soldadura (*Reseda Luteola*) i quercetina de l'escorça del roure nord-americà *Quercus Tinctoria.* Es tracta de la família dels flavonoides, grup de compostos que produeixen el color de moltes flors.

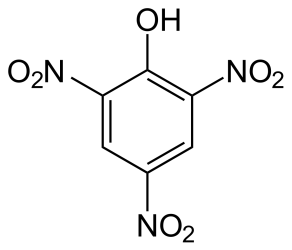
Un altre grup de compostos són els carotenoides, presents a totes les plantes verdes i originen matisos que oscil·len entre el groc i el vermell.

L'*Haematoxylum campechianum,* és l'únic colorant natural utilitzat actualment. Els extractes de duramen de l'arbre de fusta produeixen hematoxilina, que s'oxida a hemateïna durant l'aïllament. Aquest últim és vermell però en combinació amb el crom dóna matisos de carbó vegetal, gris i negre; i és principalment utilitzat per tenyir seda i cuir.[16]

Artificials

A l'any 1771 s'obté el primer colorant obtingut industrialment, l'àcid pícric, que va ser preparat per Woulfe mitjançant la sulfonació del fenol i posteriorment nitració de l'àcid hidroxibenzensolfònic.

Més endavant, a l'any 1856 va començar l'era dels colorants sintètics amb el pioner William Henry Perkin (1838 - 1907), qui va aconseguir l'obtenció de colorant púrpura per oxidació de l'anilina amb àcid cròmic.[17]



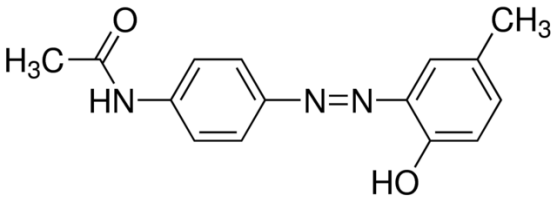
Il·lustració 10. Àcid pícric https://en.wikipedia.org/wiki/Picric_acid#/media/File:Pikrinsäure.svg

[16] *Delphi Pages. Tinte.* [en línia] <https://delphipages.live/ciencias/quimica/dye> [Consulta: 8 d'agost 2021]
[17] *BBVA Openmind. Malva: la historia del color que revolucionó el mundo.* [en línia] <https://www.bbvaopenmind.com/ciencia/investigacion/malva-la-historia-del-color-que-revoluciono-el-mundo/> [Consulta: 10 d'agost 2021]

2.2.4. Classificació segons la seva estructura química

- Colorants azoics: Aquest grup de colorants són els més comuns i representen el seixanta per cent del total de colorants. Com a mínim contenen un doble enllaç entre nitrogens i poden formar-se múltiples estructures. El grup azoic sempre està unit a dos grups i generalment són compostos aromàtics

il·lustració 11. Exemple de grup azoic unit a dos grups diferents



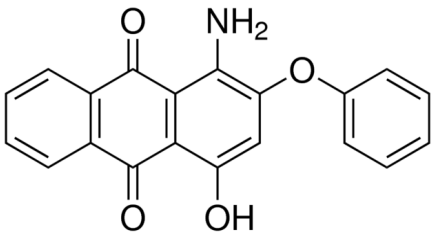
Il·lustració 12. Exemple de colorant azoic (groc dispers). https://www.sigmaaldrich.com/ES/es/product/aldrich/215686

Gràcies a la simple síntesi dels colorants azoics i al gairebé il·limitat nombre de substituents, aquest tipus de colorants esdevenen els més importants i acostumen a utilitzar-se en el sector de la indústria tèxtil, farmacèutica…[18]

- Colorants antraquinònics: Després dels azoics, aquest grup de colorants és el segon més rellevant. Destaquen per la seva brillantor i la seva inalterabilitat. Els colorants antraquinònics presenten una síntesi complicada i la dificultat d'impartir color fan que la seva producció tinguiun major cost que la dels azoics.

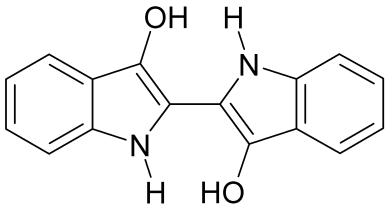
[18] GÜRSES, AÇIKYILDIZ, GÜNEŞ, GÜNEŞ, pg.33

S'obtenen a partir de l' antraquinona, però la presència en la molècula de grups que donen electrons permet obtenir diverses coloracions.[19]



Il·lustració 13. Exemple de colorant antraquinònic (vermell dispers 60). https://www.sigmaaldrich.com/ES/es/product/aldrich/s477648

- Colorants indigoides: Els colorants indigoides són compostos orgànics caracteritzats pel seu blau distintiu. Actualment, tot i que molts colorants indigoides han estat sintetitzats, el colorant indi és el de major importància. Antigament aquests colorants tenien un origen natural, però avui en dia la majoria es produeixen sintèticament ja que presenten una qualitat superior.[20]



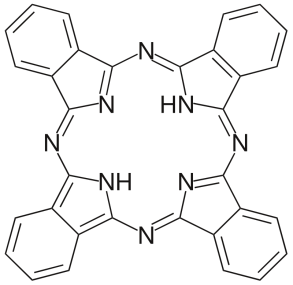
Il·lustració 14. Estructura química del colorant indi. https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/10/Leucoindigo_structure.png

- Colorants ftalocianina: Les ftalocianines són un tipus de compostos macrociclics que contenen un sistema conjugat d'electrons. Aquests compostos exposen un seguit de característiques exclusives, com són una gran estabilitat, flexibilitat estructural,

[19] GÜRSES, AÇIKYILDIZ, GÜNEŞ, GÜNEŞ, pg.35

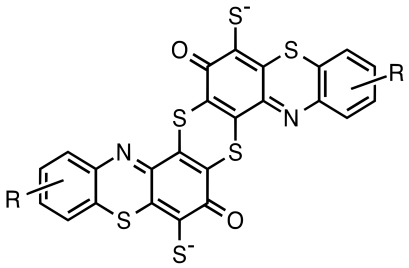
[20] GÜRSES, AÇIKYILDIZ, GÜNEŞ, GÜNEŞ, pg.36

múltiples propietats de coordinació i característiques espectroscòpiques de gran interès en camps científics. La combinació de quatre benzenoides aromatics amb el sistema conjugat permet transmetre colors intensos verds blavosos.[21]



Il·lustració 15. Estructura química de la ftalocianina. https://es.wikipedia.org/wiki/Ftalocianina#/media/Archivo:Phthalocyanine.svg

- Colorants de sofre: Generalment aquest grup de colorants s'utilitza per a tenyir fibres de cel·lulosa i són insolubles en aigua. Els colorants de sofre es sintetitzen escalfant amines aromàtiques, fenols o compostos nitro amb sofre. Aquests estan constituïts per estructures macromoleculars on el sofre es troba com a sulfur construint enllaços.
  De fet els colorants de sofre no tenen una estructura química gaire ben definida ni tampoc una composició consistent. Tot i així, el consum d'aquest tipus de colorants és notable ja que tenen un baix cost econòmic i presenten resistència al rentat i a la llum.[22]

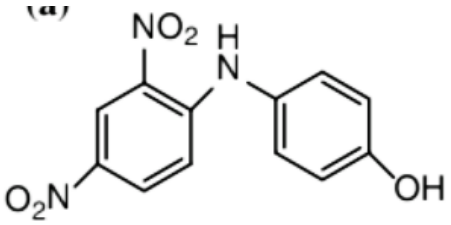


Il·lustració 16. Estructura química del colorant de sofre. https://www.wikiwand.com/en/Sulfur_dye

[21] GÜRSES, AÇIKYILDIZ, GÜNEŞ, GÜNEŞ, pg.37

[22] *Chemical Book. Sulfur Dyes.* [en línia] 2014 <https://www.chemicalbook.com/ProductCatalog_EN/161117.htm> [Consulta: 10 setembre 2021]

- Colorants nitro i nitrosos: Aquest grup de colorants representen una minoria però són d'interès per algunes industries degut a les seves estructures moleculars petites. En un principi, els colorants nitro eren colorants àcids utilitzats per a tenyir fibres naturals. Aquests colorants presenten un o més grups nitro o nitrosos conjugats amb un electró. Per ells mateixos, els compostos nitroso no tenen propietats tinctorials però són capaços de formar complexos metàl·lics que poden ser pigments o colorants.[23]



Il·lustració 17. Estructura química dels colorants nitro. https://link-springer-com.sabidi.urv.cat/content/pdf/10.1007%2F978-3-319-33892-7.pdf

2.2.5. Classificació segons els mètodes d'aplicació

- Colorants reactius: Les molècules d'aquests colorants contenen un o més grups reactius capaços de formar enllaços covalents amb fibres compatibles. Algunes de les seves característiques són les següents: resistència a la humitat, brillantor i variada gama de tonalitats. A més la presència d'un grup reactiu en aquest tipus de colorants els permet reaccionar amb el grup hidròxid de la cel·lulosa. Normalment el grup reactiu es troba adherit al cromòfor per mitjà de grups com -NH-, -CO- i SO_2. Tenen una mida molecular bastant petita i el seu pH oscil·la entre el 4 i el 5.[24]

- Colorants dispersos: Els colorants sintètics dispersos principalment s'utilitzen per a la tinció de poliéster i fibres hidrofòbiques, així com per acetat. Es tracta de molècules polars que presenten grups antraquinona.

[23] GÜRSES, AÇIKYILDIZ, GÜNEŞ, GÜNEŞ, pg.39

[24] GÜRSES, AÇIKYILDIZ, GÜNEŞ, GÜNEŞ, pg.39

Tenen una mida molecular bastant petita en comparació a una molècula de colorant sintètic de mida estàndard i el seu pH oscil·la entre el 4 i el 5.[25]

- Colorants àcids: Els colorants àcids s'originen a partir de l'acidificació dels colorants bàsics, i ofereixen una gama completa de colors. Principalment s'utilitzen per a tenyir teixits naturals. Són solubles en aigua i presenten una bona resistència a la llum tot i que són menys resistents als rentats. La mida de la seva molècula es mitjana i tenen un pH àcid que oscil·la entre 4 i 5.[26]

- Colorants bàsics: També es coneixen com colorants cationics, amb càrrega positiva que resulta del catió amoni. Es tracta de colorants solubles en aigua que no s'acostumen a aplicar juntament amb colorants àcids o directes perquè podrien precipitar. Quan aquests colorants s'apliquen a la majoria de fibres, el color acaba perdent intensitat, tot i que en el cas de les fibres acríliques la resistència al color és més bona.[27]
- Colorants directes: També conegut com a colorant substantiu, són colorants que s'adhereixen al seu substrat, normalement tèxtils, mitjançant forces no iòniques. Es tracta de colorants hidrosolubles. Aquests colorants no requereixen mordants i són d'ús simple. [28]

- Colorants VAT: Es tracta de pigments insolubles en aigua, tot i així se'ls anomena colorants perquè la reducció química en una solució alcalina converteix el pigment en en un compost hidrosoluble. Presenten una gran resistència d color així com a la llum i s'adhereixen a les fibres de cel·lulosa per mitjà de forces de Van der Waals i ponts d'hidrogen. Pel que fa a l'estructura química dels colorants VAT, el seu principal component és l'oxigen que es troba formant dobles enllaços amb àtoms de carboni[29]

[25] GÜRSES, AÇIKYILDIZ, GÜNEŞ, GÜNEŞ, pg.40
[26] GÜRSES, AÇIKYILDIZ, GÜNEŞ, GÜNEŞ, pg.40
[27] GÜRSES, AÇIKYILDIZ, GÜNEŞ, GÜNEŞ, pg.40
[28] GÜRSES, AÇIKYILDIZ, GÜNEŞ, GÜNEŞ, pg.41
[29] GÜRSES, AÇIKYILDIZ, GÜNEŞ, GÜNEŞ, pg.41

3. Àcids i bases

Podem trobar àcids i bases per tot arreu, i hi estem en contacte diariament i moltes vegades no en som conscients. Què són realment els àcids? I les bases? Quines propietats tenen?
Primerament, és important contextualitzar històricament quan va començar-se a parlar de les substàncies àcides i bàsiques, i això va tenir lloc fa segles. A l'any 1680, Robert Boyle va deixar constància que els àcids eren espècies que tenien la capacitat de dissolució de múltiples substàncies, que tenien la capacitat de generar canvis de color de determinats pigments naturals i a més, perdien les seves propietats com a fruit d'interacció amb una base.
Robert Boyle va ser un físic i químic anglès, pioner en el cap d'investigació química, particularment a les propietats dels gasos que va desenvolupar la llei Boyle-Mariotte.
No va ser fins al 1815 que, Humphry Davy, un eminent físic i químic anglès, va fer una contribució de gran importància a l'estudi de Boyle. Afirmant que l'hidrogen és el constituent principal dels àcids, la teoria actual va començar a construir-se.
Més endavant, l'aportació de Joseph Louis Gay-Lussac, un important físic i químic francès, va afegir l'aportació que els àcids eren substàncies que podien neutralitzar-se amb unes altres espècies, les bases.[30]

3.1. Característiques dels àcids

Les substàncies àcides presenten un seguit de característiques:

- En dissolució tenen gust àcid
- Capaços d'atacar a roques calcàries
- Al reaccionar amb metalls, desprenen hidrogen
- En dissolució, permeten el pas del corrent elèctric
- En dissolució concentrada, destrueixen la matèria orgànica
- Neutralitzen les bases
- En contacte amb les bases, produeixen sals

[30] CONTRA CARNÉ, Elisabet; COMPTE VILÀ, Pilar; MOYA TORAN, Francesc Xavier. *Química 2 BA*. Casals. 2020. 240 p. ISBN: 978-84-218-6693-1

3.2. Característiques de les bases

Les substàncies bàsiques presenten un seguit de característiques:

- En dissolució tenen gust amarg
- Capacitat de reaccionar amb lípids i formar sabó, procés de saponificació
- Al reaccionar amb metalls, formen sòlids molt poc solubles
- En dissolució, permeten el pas del corrent elèctric
- En dissolució concentrada, destrueixen la matèria orgànica
- Neutralitzen els àcids
- En contacte amb els àcids, produeixen sals

3.3 Teoria d'Arrhenius

Així doncs, a l'any 1884, Svante August Arrhenius va definir els àcids i les bases amb la següent afirmació:

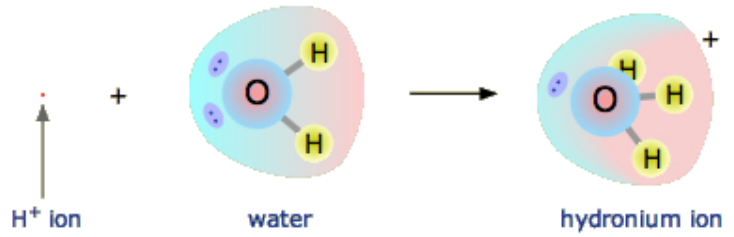
"Un àcid és un compost que, dissolt en aigua, allibera ions H^+, i una base és un compost que, dissolt en aigua, allibera ions OH^- ."

D'aquesta manera, els ions H^+ que apareixen en la dissociació dels àcids s'enllacen, per mitjà d'un enllaç coordinat, a molècules d'aigua donant lloc a l'ió oxoni (H_3O^+). I, els ions OH^- els denominem ions hidròxid.[31]

Per exemple:

- $HCl(aq) + H_2O \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$

[31] CONTRA CARNÉ, Elisabet; COMPTE VILÀ, Pilar; MOYA TORAN, Francesc Xavier. *Química 2 BA*. Casals. 2020. 240 p. ISBN: 978-84-218-6693-1



Il·lustració 18. Quan un àcid es dissocia en aigua per formar ions H^+ i protons, els ions H^+ reaccionen amb l'aigua per formar H_3O^+. Crèdit: *UC Davis Chemwiki ,CC BY-NC-SA 3.0 US*

Tot i l'avenç que va suposar la teoria d'Arrhenius en la seva època, va acabar refuntant-se degut a diversos factors:

- No es pot donar per fet que tots els àcids i bases es trobin en dissolució aquosa.
- Algunes bases, com ara el NH_3 i el Na_2CO_3, no contenen ions hidròxid.
- Manca l'explicació de, perquè no hi ha neutralitat entre les dissolucions de sals (NH_4Cl)
- No reconeix les reaccions de neutralització entre gasos, per exemple:
  $HCl(g) + NH_3(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$
- Hi ha algunes espècies iòniques, com ara HCO_3^-, que poden presentar tant caràcter àcid com bàsic, i no dóna una explicació.

3.4. Teoria de Bronsted-Lowry

Posteriorment, a l'any 1923, Johannes Nicolaus Bronsted i Thomas Martin Lowry van proposar una nova definició pels conceptes àcid i bàsic, ja que creien que havia d'anar més enllà dels ions en que es dissociava una substància. Va ser la següent:

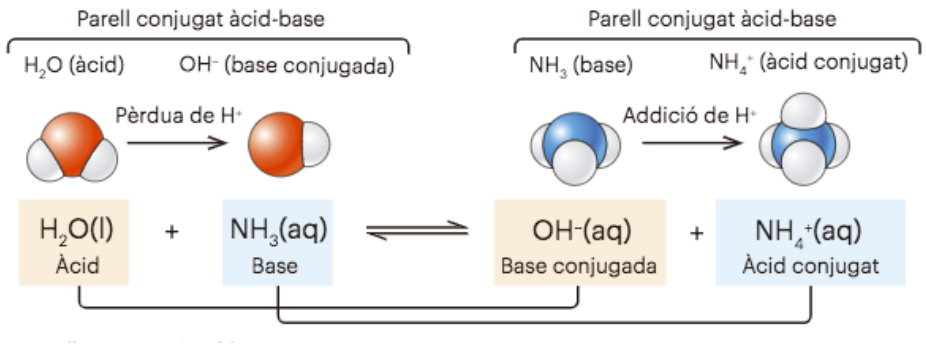
“Un àcid és qualsevol espècie química, ja sigui una molècula o un ió, capaç de cedir protons a una altre espècie química. D’altra banda, una base és qualsevol espècie química, també molècula o ió, capaç de captar protons.”[32]

Generalment es representa amb la següent expressió:

$$\underset{\text{àcid 1}}{HA} + \underset{\text{base 2}}{B} \rightleftharpoons \underset{\text{base1}}{A^-} + \underset{\text{àcid 2}}{HB^+}$$

Il·lustració 19. Equació pertanyent a la teoria Bronsted Lowry

D’aquesta manera, quan l’espècie àcida HA cedeix el seu protó, esdevé una base (A^-), mentre que l’espècie bàsica B esdevé un àcid (HB^+) en rebre el protó. Cada parella en equilibri rep el nom de parell conjugat àcid-base.



Il·lustració 20. Parell conjugat àcid-base. https://www.ecasals.net/es/index.php?ps=0b2b5bd5bf2ae8a3a0af3e4b2d3ca746c359a7ab4af75fa22d413eaf23d2dcdb433c7075b8be7912

Segons la teoria de Bronsted i Lowry, l’aigua està considerada com una substància amfòtera, és a dir, que pot actuar com a àcid o base.

Analitzem la següent reacció de l’amoníac gas amb clorur d’hidrogen gas, que dóna lloc a clorur d’amoni sòlid:

$NH_3(g) + HCl(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$

[32] CONTRA CARNÉ, Elisabet; COMPTE VILÀ, Pilar; MOYA TORAN, Francesc Xavier. *Química 2 BA*. Casals. 2020. 240 p. ISBN: 978-84-218-6693-1

En aquest cas, el clorur d'hidrogen dona el seu proto al NH_3, per tant, l'HCl està actuant com un àcid, com que l'NH_3 reb un protó, aquest actua com una base.[33]

3.5. Àcids forts o dèbils?

Es considera com a un àcid fort, una espècie que, en dissolució aquosa, es dissocia completament en els ions que el constitueixen. Un exemple n'és l'àcid nítric, es dissocia completament en aigua per formar H_3O^+ (ió oxoni) i NO_3^-, i quan la dissolució s'acaba no hi ha molècules no dissociades de HNO_3 en solució.

Contràriament, els àcids dèbils són aquells que no es dissocia totalment en els ions que el constitueixen.

Per exemple, l'àcid acètic (CH_3COOH), que es dissocia parcialment en aigua per formar H_3O^- i CH_3COO^-. La ionització dels àcids dèbils es descriu mitjançant la constant d'ionització K_a. [34]

$$K_a = \frac{[prod.1]\,[prod.2]}{[react.1]\,[react.2]}$$

3.6. Bases fortes o dèbils?

Considerem una base forta aquella que pot ionitzar-se per complet en solució aquosa, per exemple l'hidròxid de sodi (NaOH). Amb presència d'aigua, aquest es dissocia totalment per donar Na^+ i OH^-. D'altra banda, una base dèbil és aquella que s'ionitza parcialment en aigua. Un exemple de base dèbil és l'amoníac (NH_3). [35]

---

[33] CONTRA CARNÉ, Elisabet; COMPTE VILÀ, Pilar; MOYA TORAN, Francesc Xavier. *Química 2 BA.* Casals. 2020. 240 p. ISBN: 978-84-218-6693-1

[34] *Khan Academy.* [en línia] <https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry/acids-and-bases-ap/acids-bases-and-ph-ap/a/bronsted-lowry-acid-base-theory> [Consulta: 1 setembre 2021]

[35] *Khan Academy.* [en línia] <https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry/acids-and-bases-ap/acids-bases-and-ph-ap/a/bronsted-lowry-acid-base-theory> [Consulta: 1 setembre 2021]

3.7. L'autoionització de l'aigua

L'aigua, fins i tot en estat pur, conté una baixa concentració de ions (detectables amb mesures de conductivitat elèctrica). Aquests ions són el resultat de la naturalesa amfòtera de l'aigua: algunes molècules cedeixen protons i d'altres en capten.

En la autoionització de l'aigua, per cada molècula d'H_2O que actua com a àcid, una altre actua com a base, i es formen els ions hidroni (H_3O^+) i hidròxid (OH-), es tracta d'una reacció reversible.[36]

$$H2O + H2O \rightleftarrows H3O+ + OH-$$

$$K= [H3O+]\ [OH-]$$

A partir d'aquí, la constant d'equilibri per a l'autoionització de l'aigua, i es denomina producte iònic de l'aigua. A 25 °C

$$K_w= [H3O+]\ [OH-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

Com que K és una constant d'equilibri, el producte de la concentració d'ions hidroni i hidròxid ha de ser sempre igual a 10^{-14}. Si s'augmenta la concentració d'H_30^+ afegint un àcid, aleshores la concentració de OH^- ha de disminuir, i viceversa. L'equació anterior, relaciona les concentracions de ions hidroni i hidròxid i s'aplica a totes les dissolucions aquoses, no tan sols a les d'aigua pura.

Aleshores, si es coneix la relació en una dissolució aquosa entre la concentració de H_3O^+ i OH^-, es pot determinar si es tracta d'una dissolució àcida, neutra o bàsica.[37]

---

[36] PETRUCCI, Ralph H.; William S, HARWOOD; F. Geoffrey, HERRING. *Química general. Reactividad Química. Compuestos Inorgánicos y Orgánicos.* 8a ed., Prentice Hall, 2003. 680 p. (Volumen II). ISBN: 84-205-3783-7

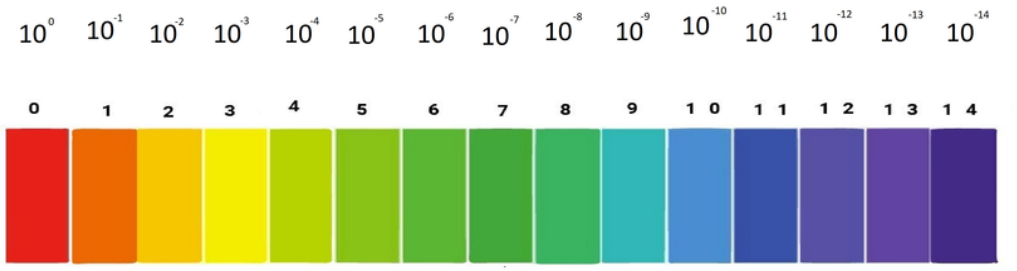
[37] CONTRA CARNÉ, Elisabet; COMPTE VILÀ, Pilar; MOYA TORAN, Francesc Xavier. *Química 2 BA.* Casals. 2020. 240 p. ISBN: 978-84-218-6693-1

- Si la concentració de H_3O^+ és major que la de OH^-, serà una dissolució àcida
- Si la concentració de H_3O^+ és igual a la de OH^-, serà una dissolució neutre
- Si la concentració de H_3O^+ és menor que la de OH^-, serà una dissolució bàsica

3.8. El pH

A principis del segle XX, era evident que calia tenir una manera de poder mesurar l'acidesa i la basicitat de les substàncies, així doncs, el químic danès Soren Peter Lauritz Sorensen (1868-1939), va definir el concepte de pH i va elaborar una escala per a mesurar-lo. Les lletres p i H signifiquen potencial d'hidrogen.

Així doncs, el pH és una escala que va del 0 fins al 14, en que els valors inferiors a 7 són considerats àcids, i els valors superiors són considerats bàsics. El 7 representa la neutralitat. [38]



Il·lustració 21. Escala de pH. Els valors superiors indiquen la concentració de H3O+. https://www.ecasals.net/es/index.php?ps=0b2b5bd5bf2ae8a3a0af3e4b2d3ca746c359a7ab4af75fa22d413eaf23d2dcdb433c7075b8be7912

L'escala de pH va ser establida a partir de la concentració d'ions oxoni (H_3O^+) present en una dissolució i, els nombres de l'escala de pH es corresponen amb el nombre de zeros que apareixen en la concentració d'ions oxoni, això es deu a que Sorensen va utilitzar els logaritmes decimals. Per tant, la fórmula per al càlcul de pH és la següent:

[38] CONTRA CARNÉ, Elisabet; COMPTE VILÀ, Pilar; MOYA TORAN, Francesc Xavier. *Química 2 BA.* Casals. 2020. 240 p. ISBN: 978-84-218-6693-1

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

De fet, els valors de la concentració d'ions oxoni segons l'escala de pH es pot comprovar la lògica de Sorensen:

-Quan el pH val 0, la concentració d'ions oxoni es d'1M, és a dir, cap zero

-Quan el pH val 1, la concentració d'ions oxoni és de 0,1M, és a dir, un zero

-Quan el pH val 2, la concentració d'ions oxoni és de 0,01M, és a dir, dos zero

I així successivament fins a catorze.

3.8.1 El pOH

Anàlogament al pH, posteriorment també va establir l'escala de pOH, que va del 0 al 14 i el valor es mesura a partir de la concentració d'ions d'hidròxid. La fórmula per al càlcul del pOH és la següent:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

En el cas del pOH, contràriament al pH, direm que una substància és àcida quan el valor del pOH és superior a 7 i bàsica quan és inferior a 7.

3.8.2. Els indicadors de pH

Els indicadors són substàncies que, en afegir-les en una solució ens ajuden a determinar de manera visual el pH d'aquesta. També se'ls anomena indicadors àcid-base i són molt útils en les volumetries ja que indiquen el moment en què es produeix un determinat canvi de pH.

De fet, els indicadors àcid-base, són àcids o bases febles que a l'estar en dissolució aquosa prenen una forma determinada. Un exemple en potser el taronja de metil (àcid feble) i presenta el següent equilibri en una dissolució aquosa:[39]

$$HIn(aq) + H_2O(l) \rightarrow In^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

vermell groc

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [In^-]}{[HIn]}$$

En el cas d'aquest indicador, quan el pH de la dissolució és àcid, es veu de color vermell, per tant hi predominen els ions oxoni, que fan que l'equilibri es desplaci cap a l'esquerra. Quan el pH de la dissolució és bàsic, l'indicador es veu de color groc, perquè disminueix la concentració d'ions oxoni i l'equilibri es desplaça cap a la dreta, en aquest cas cap a productes i és on predomina el color groc de l'indicador.

Ara bé, cada indicador presenta un interval de viratge corresponent i és important escollir l'indicador de pH en cada cas. Per fer-ho cal tenir en compte el valor del pH durant l'interval de viratge així com el canvi de color.

La funció de l'indicador és fer visual el moment en que una reacció de neutralització s'acaba, és a dir, el moment en que tot l'àcid i la base s'han consumit deixant lloc als productes de reacció. El moment en que aquest canvia de color, s'arriba el punt final de la valoració. Aleshores cal escollir un indicador que canvii de color en un interval el més semblant possible al pH final. Un altre apunt important a l'hora d'escollir indicador és que no tingui un interval de viratge massa ampli per tal d'acotar al màxim el moment del canvi de color.
Addicionalment, cal tenir en compte que alguns indicadors presenten un canvi de color molt evident, però d'altres canvien de color molt subtilment, la qual cosa pot causar dificultats per determinar amb exactitud el moment en que s'acaba la neutralització.[40]

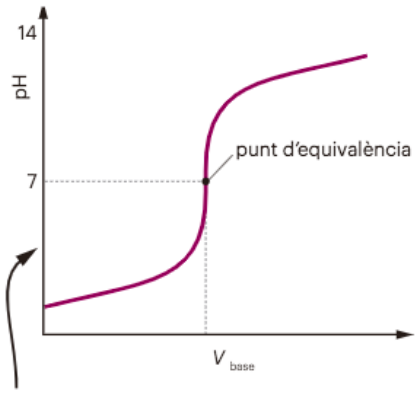
---

[39] CONTRA CARNÉ, Elisabet; COMPTE VILÀ, Pilar; MOYA TORAN, Francesc Xavier. *Química 2 BA*. Casals. 2020. 240 p. ISBN: 978-84-218-6693-1

[40] CONTRA CARNÉ, Elisabet; COMPTE VILÀ, Pilar; MOYA TORAN, Francesc Xavier. *Química 2 BA*. Casals. 2020. 240 p. ISBN: 978-84-218-6693-1

3.8.3. Volumetries àcid-base. Corbes de valoració de pH

Les volumetries àcid-base també anomenades valoracions, són tècniques que permeten realitzar un anàlisi quantitatiu de les modificacions de pH que es produeixen durant una reacció de neutralització.
Per mitjà d'aquesta tècnica podem determinar la concentració desconeguda a través d'una solució de concentració coneguda de la base, o viceversa.
A més, gràcies a instruments per determinar el pH com els pH-metres o el paper indicador, es poden determinar les variacions de pH al llarg de tota la reacció per cada unitat de volum que s'hi afegeix de la dissolució de la concentració coneguda.
Gràcies a les gràfiques anomenades corbes de valoració de pH, es pot recollir la informació en què es mostra la variació de pH en funció del volum afegit de dissolució coneguda.



Il·lustració 22. Corba de valoració de pH. **https://www.ecasals.net/es/index.php?ps=0b2b5bd5bf2ae8a3a0af3e4b2d3ca746c359a7ab4af75fa22d413eaf23d2dcdb433c7075b8be7912**

Aquest és un exemple d'una corba de valoració de neutralitzacions d'àcids forts on, en l'eix de les ordenades s'hi indica el pH de la solució del matràs d'Erlenmeyer i en l'eix de les abscisses es mostra el volum de la solució valorant consumit.

- Quan es parla d'una solució valorant, es fa referència a la substància de la qual es coneix la concentració que es col·loca a la bureta en una reacció àcid-base.
- Quan es parla d'un reactiu valorant o anàlit, es fa referència a la substància de concentració desconeguda que, en una valoració àcid-base es col·loca en el matràs d'Erlenmeyer i és objecte d'anàlisi. Quan la gràfica arriba al punt d'equivalència, és el moment en que inflexiona i indica l'instant en què la reacció de neutralització ha finalitzat.[41]

[41] CONTRA CARNÉ, Elisabet; COMPTE VILÀ, Pilar; MOYA TORAN, Francesc Xavier. *Química 2 BA*. Casals. 2020. 240 p. ISBN: 978-84-218-6693-1

MARC EXPERIMENTAL

4. Introducció

La part pràctica d'aquest treball consisteix en comprovar si els colorants extrets de diferents vegetals poden actuar com a indicadors de substàncies de diferent pH. Per aquest motiu, el marc pràctic es divideix en dues parts. La primera i més important consta l'extracció de pigments de 17 vegetals i la seva aplicació com a possibles indicadors en una escala de pH. Seguidament, la segona fase tracta de la realització de tres valoracions redox amb un indicador natural, la col llombarda, i 3 més amb un de sintètic, la fenolftaleïna, per tal d'indicar l'interval de pH de cada canvi de color.

5. Hipòtesis

-Potser els vegetals més rics en antocianines presentaran un canvi de color més evident en les substàncies de diferent pH.
-Potser alguns pigments vegetals no serveixen com a indicadors de pH.
-Potser alguns pigments vegetals no expressen una escala de viratge completa, sinó que tan sols exposin variació de color en determinats pH.

6. Objectius

1) Determinar quants dels pigments utilitzats poden servir com a indicadors de pH.
2) Ser capaç d'extreure conclusions relacionant característiques comunes dels pigments que han resultat funcionar.
3) Aprendre a manipular correctament el material de laboratori.
4) Ser capaç de realitzar els càlculs necessaris de concentració per tal de poder elaborar les dissolucions de diferent pH.
5) Reconèixer el caràcter àcid o bàsic d'una substància amb l'ajuda d'indicadors de pH.

7. Procediment de la pràctica

Per a realitzar la primera part de l'experiment, ha estat molt important establir una organització de les sessions de laboratori durant les que prepararia i realitzaria la pràctica. D'aquesta manera, durant la primera setmana de setembre del 2021 he assistit diariament al laboratori de l'Institut Baix Camp per tal de poder efectuar de manera segura i amb tot el material necessari la primera part del marc experimental del meu treball de recerca.
Així doncs, el primer dia va servir per a establir una visió global de tot el procés i ajustar de manera aproximada el que s'hauria de fer en cada sessió de laboratori. Pel que fa a la segona part de la pràctica d'aquest projecte, les valoracions àcid-base per a comprovar l'eficàcia dels dos indicadors, amb una sessió posterior de laboratori es va poder enllestir.

PART 1

8. Estandardització i preparació de les dissolucions

8.1. Estandardització de l'HCl

Al laboratori, es realitzen estandaritzacions per tal de poder determinar amb exactitud la concentració d'una solució, per això, s'utilitzen estàndards primaris, substàncies que reaccionen amb l'espècie dissolta.
Per tal de poder estandarditzar l'àcid clorhídric (HCl), vam utilitzar carbonat de sodi (Na_2CO_3) com a patró primari.

<u>Materials</u>
-Vas de precipitats
-Matràs aforat
-Pipeta graduada
-Pera de succió
-Bureta
-Nou
-Pinces de bureta
-Embut
-Peu universal
-Erlenmeyer
-Vareta
-Proveta

Procediment

1) Preparar la dissolució de 50 mL d'àcid clorhídric 0,5 M.
1.1) Posar aigua destil·lada en un matràs aforat de 50 mL.
1.2) Posar HCl concentrat en un vas i, amb l'ajuda d'una pera de succió enrasar a 0 la pipeta.
1.3) Deixar anar 2,36 mL d'àcid clorhídric al matràs on hi havia una mica d'aigua destil·lada.
1.4) Acabar d'omplir el matràs amb aigua destil·lada i, enrasar amb l'ajuda d'un comptagotes.
1.5) Tapar el matràs i, barrejar bé la dissolució.
2) Preparar la dissolució del carbonat de sodi.
2.1) Pesar 0,40 grams de carbonat de sodi en un vas de precipitats.
2.2) Afegir aigua destil·lada al vas de precipitats amb el carbonat de sodi per sota de 100 mL. Després abocar-ho a un matràs de 100 mL i enrasar el matràs.
3) Fer el muntatge per la valoració. Netejar la bureta amb aigua destil·lada.
4) Assegurar que la bureta està ben tancada i, amb l'ajuda d'un embut abocar-hi la dissolució d'àcid clorhídric. Enrasar a 0, obrint lentament la clau.
5) Abocar la quantitat mesurada anteriorment de dissolució de carbonat de sodi en un Erlenmeyer.
6) Afegir una gota d'indicador de vermell de metil. Els colors de canvi de pH del vermell de metil són els següents:

-Àcid → Vermell
-Neutre → Taronja
-Bàsic → Groc

Quan es tira l'indicador es mostra la coloració groga ja que Na_2CO_3 és bàsic.

7) Començar la valoració. Situar l'Erlenmeyer a sota la bureta i, obrir la clau per tal de que vagi caient dissolució d'àcid clorhídric lentament, mentre, anar fent moviments circulars amb la mà amb la que es subjecta l'Erlenmeyer per tal de barrejar bé.
8) En el moment en què es produeix un canvi de color, s'ha arribat al punt final de la valoració.

Càlculs i resultats de l'estandardització de l'àcid clorhídric

$Na_2CO_3 + 2\ HCl \rightarrow H_2CO_3 + 2\ NaCl$

0,037 M 0,5 M
1000 mL V?

HCl → Dissolució 0,5 M HCl 50 mL

$$50\ mL\ \frac{1\ L}{1000 mL} \cdot \frac{0{,}5\ mols\ HCl}{1 L} \cdot \frac{36{,}5\ g\ HCl}{1\ mol\ HCl} \cdot \frac{100\ g}{33\ g\ HCl} \cdot \frac{1\ mL}{1{,}17\ g} = 2{,}36\ mL$$

Na_2CO_3

$$0{,}40\ g\ Na_2CO_3\ \frac{1\ mol}{105{,}99\ g\ Na2CO3} = 0{,}0037\ mols\ Na_2CO_3$$

En 100 mL $M = \frac{0{,}0037\ mols}{0{,}1\ L} = 0{,}037\ M$

$$100\ mL\ \frac{0{,}037\ mols\ Na2CO3}{1000\ mL} \cdot \frac{2\ mols\ HCl}{1\ mol\ Na2CO3} \cdot \frac{1000\ mL}{0{,}5\ mols\ HCl} = 14{,}8\ mL\ HCl$$ (volum d'àcid clorhídric que s'hauria de consumir)

Mols HCl a partir de mols Na_2CO_3

$$0{,}40\ g\ Na_2CO_3 \frac{1\ mol\ Na2CO3}{105{,}99\ g} \cdot \frac{2\ mol\ HCl}{1\ mol\ Na2CO3} = 0{,}0075\ mols\ HCl$$

En fer la valoració, el volum gastat d'HCl va ser de 14,5 mL

$$M = \frac{0{,}0075\ mols\ HCl}{0{,}0145\ L} = 0{,}51\ M$$

Conclusions

S'ha obtingut mitjançant el procés d'estandardització que la molaritat exacta de la dissolució d'àcid clorhídric és de 0,51 mols/L. Com que resulta ser un valor molt pròxim a la molaritat inicial de l'àcid clorhídric (0,50 M), es dona per vàlid. Coneixent aquest valor, es poden realitzar els càlculs per preparar les dissolucions de pH àcid.

8.2. Estandardització del NaOH

Per tal de poder les dissolucions bàsiques, es va utilitzar hidròxid de sodi com a solut. Per això, es va provar de realitzar l'estandardització utilitzant àcid oxàlic com a patró primari. No obstant, en realitzar dues vegades l'estandardització del NaOH, es van obtenir com a resultats valors oscil·lants que no presentaven cap coherència entre ells. Potser l'àcid oxàlic es trobava en males condicions, o bé l'hidròxid de sodi estava massa hidratat i això va resultar perjudicial a l'hora de realitzar l'estandardització.
Per aquest motiu, el mètode alternatiu que va emprar-se va ser calcular el pH de les dissolucions amb l'ajuda de dos pHímetres per tal d'assegurar la màxima precisió possible.

8.3. Preparació de les dissolucions

Una vegada s'ha realitzat l'estandardització de l'àcid clorhídric, se'n prepara una dissolució de 500 mL amb una molaritat de 0,50.
A partir d'aquesta dissolució es podran preparar les altres dissolucions àcides de pH 1 al 6

8.3.1. Preparació de les dissolucions àcides

Primer es preparen les dissolucions àcides, que segueixen un procediment diferent al de les bàsiques. Per preparar les dissolucions de pH més baix, es farà a partir de la solució prèviament preparada de 500 mL 0,5 M d'àcid clorhídric. Segons la dissolució que s'hagi de preparar se'n agafarà una quantitat determinada (càlculs a continuació), d'aquesta manera el grau d'acidesa serà diferent en cada dissolució.

<u>Material</u>
-6 matràs aforats
-Proveta
-Pipeta
-Vas de precipitats
-pHímetre
-Pipeta d'alta precisió
-Pera de succió

Procediment

Dissolució pH 1

1) Agafar un matràs aforat d'1L i omplir-lo amb una mica d'aigua destil·lada
2) En una proveta, afegir-hi 200 mL de dissolució 0,5 M
3) Afegir la quantitat calculada de dissolució al matràs amb l'aigua
4) Afegir una mica d'aigua destil·lada a la proveta (aigua de rentat), per arrossegar qualsevol resta de solut que s'hagi pogut quedar, i abocar-ho al matràs
5) Amb l'ajuda d'una pipeta, enrasar el matràs amb aigua destil·lada
6) Tapar el matràs i barrejar cautelosament.
7) Afegir una mica de la dissolució preparada en un vas de precipitats
8) Amb l'ajuda d'un pHímetre, comprovar que la dissolució té un pH de 1(prèviament calibrat)
9) Un cop feta la comprovació, tornar a afegir el contingut del vas al matràs
10) Tapar el matràs
11) Rotular el matràs indicant el pH 1 de la dissolució d'HCl

La concentració que ha de tenir una dissolució de pH=1 ha de ser de 0,1M de H_3O^+, tenint en compte la fórmula per conèixder el pH d'una dissolució.
$pH=\log(H_3O^+) \rightarrow 1=\log(0,1)$

Per tant els càlculs que s'han de fer per preparar aquesta dissolució són els següents:
$1\ L \frac{0,1\ mol}{1\ L} \cdot \frac{1\ L}{0,5\ mols} \cdot \frac{1000\ mL}{1\ L}$ = 200 mL dissolució 0,5 M

Dissolució pH 2

1) Agafar un matràs aforat d'1L i omplir-lo amb una mica d'aigua destil·lada
2) Afegir en un vas de precipitats una mica de dissolució 0,5 M d'àcid clorhídric
3) Amb l'ajuda d'una pera de succió, pipetejar 20 mL de dissolució i afegir-los al matràs
4) La resta de dissolució no pipetejada, tornar-la al matràs original de 500 mL
5) Afegir més aigua destil·lada al matràs fins que s'aproximi al litre
6) Amb l'ajuda d'una pipeta de plàstic, enrasar el matràs amb aigua destil·lada
7) Tapar el matràs i barrejar cautelosament
8) Afegir una mica de la dissolució preparada en un altre vas de precipitats
9)Amb l'ajuda d'un pHímetre, comprovar que la dissolució té un pH de 2
10) Un cop feta la comprovació, tornar a afegir el contingut del vas al matràs
11) Tapar el matràs
12) Rotular el matràs indicant el pH 2 de la dissolució d'HCl

La concentració que ha de tenir una dissolució de pH=2 ha de ser de 0,01 M de H_3O^+, tenint en compte la fórmula per conèixer el pH d'una dissolució.

$pH=\log(H_3O^+) \rightarrow 2=\log(0,01)$

Per tant els càlculs que s'han de fer per preparar aquesta dissolució són els següents:

$1\ L\ \frac{0,01\ mol}{1\ L} \cdot \frac{1\ L}{0,5\ mols} \cdot \frac{1000\ mL}{1\ L} = 20$ mL dissolució 0,5 M

Dissolució pH 3

Per preparar la dissolució de pH 3, el procediment seguit va ser el mateix que en la dissolució de pH 2, variant la quantitat de dissolució 0,5 M d'HCl que s'havia d'agafar.

La concentració que ha de tenir una dissolució de pH=3 ha de ser de 0,001 M de H_3O^+, tenint en compte la fórmula per conèixer el pH d'una dissolució.

$pH=\log(H_3O^+) \rightarrow 3=\log(0,001)$

Per tant els càlculs que s'han de fer per preparar aquesta dissolució són els següents:

$1000\ mL\ \frac{0,001\ mols}{1000\ mL} \cdot \frac{1000\ mL}{0,5\ mols} = 2$ mL dissolució 0,5 M

Dissolució pH 4

Per preparar la dissolució de pH 4, enlloc d'agafar la dissolució inicial 0,5 M, vam agafar un volum determinat de la dissolució de pH 1 preparada anteriorment.

La concentració que ha de tenir una dissolució de pH=4 ha de ser de 0,0001 M de H_3O^+, tenint en compte la fórmula per conèixer el pH d'una dissolució.

$pH=\log(H_3O^+) \rightarrow 4=\log(0,0001)$

Per tant els càlculs que s'han de fer per preparar aquesta dissolució són els següents:

$1000\ mL\ \frac{0,0001\ mols}{1000\ mL} \cdot \frac{1000\ mL}{0,1\ mols} = 1$ mL dissolució pH = 1

Dissolució pH 5

Per preparar la dissolució de pH 5, enlloc d'agafar la dissolució inicial 0,5 M, es va agafar un volum determinat de la dissolució de pH 2 preparada anteriorment.

La concentració que ha de tenir una dissolució de pH=5 ha de ser de 0,00001 M de H_3O^+ , tenint en compte la fórmula per conèixer el pH d'una dissolució.

$pH=\log(H_3O^+) \rightarrow 5=\log(0{,}00001)$

Per tant els càlculs que s'han de fer per preparar aquesta dissolució són els següents:

$250 \text{ mL } \frac{0{,}00001\ mols}{1000\ mL} \cdot \frac{1000\ mL}{0{,}01\ \ mols} = 0{,}25 \text{ mL dissolució pH} = 2$

Es va repetir aquest procés dues vegades per tal d'obtenir en total 0,5 L de dissolució de pH=5, ja que només es disposava de matrassos d'aquesta capacitat volumètrica.

Dissolució pH 6

Per preparar la dissolució de pH 6, enlloc d'agafar la dissolució inicial 0,5 M, es va agafar un volum determinat de la dissolució de pH 3 preparada anteriorment.

La concentració que ha de tenir una dissolució de pH=6 ha de ser de 0,000001 M de H_3O^+ , tenint en compte la fórmula per conèixer el pH d'una dissolució.

$pH=\log(H_3O^+) \rightarrow 6=\log(0{,}000001)$

Per tant els càlculs que s'han de fer per preparar aquesta dissolució són els següents:

$250 \text{ mL } \frac{0{,}000001\ mols}{1000\ mL} \cdot \frac{1000\ mL}{0{,}001\ \ mols} = 0{,}25 \text{ mL dissolució pH} = 3$

Es va repetir aquest procés dues vegades per tal d'obtenir en total 0,5 L de dissolució de pH=6, ja que només es disposava de matrassos d'aquesta capacitat volumètrica.

pH 7

Per al recipient del pH 7, no es va preparar cap dissolució, sinó que es va utilitzar aigua destil·lada ja que aquesta té un pH neutre.

8.3.2. Preparació de les dissolucions bàsiques

Materials

-6 matràs aforat
-Proveta
-Pipeta
-Vas de precipitats
-pHímetre
-Pera de succió

Procediment

A continuació es preparen les dissolucions bàsiques, que segueixen un procediment diferent al de les àcides. Per preparar les dissolucions de pH basic, es farà agafant volums determinats de les diferents dissolucions bàsiques en funció del pH desitjat. Segons la dissolució que haguem de preparar se'n agafarà una quantitat determinada, d'aquesta manera el grau de basicitat serà diferent en cada dissolució.

Dissolució pH 14

Per preparar la dissolució de pH 14, es va calcular la quantitat de NaOH que s'havia d'agafar a partir de la dissolució de pH 13 explicada a continuació.
Per la dissolució de pH 13 es van agafar 0,25 g de NaOH en 50 mL de dissolució.

1M (pH 14) $\cdot \frac{0{,}25g\ NaOH}{0{,}1M\ (pH\ 13)} = 2,5g\ NaOH$

La quantitat de NaOH que es va agafar per preparar una dissolució pH 14, va ser 2,5g. Després van fer-se els càlculs per preparar una dissolució de 0,5L. Una vegada preparada la dissolució de 0,5L es va tornar a comprovar el pH amb el pH-metre.

500mL $\frac{2{,}5g\ NaOH}{50mL} = 25g\ NaOH$

pOH=log(OH^-) → 1=log(1) pH=14-0= 14

Dissolució pH 13

Per preparar la dissolució de pH 13, com s'ha explicat anteriorment, no es va poder determinar la concentració exacte de l'hidròxid de sodi del laboratori, per aquest motiu es van preparar diferents dissolucions de diferent concentració de NaOH, seguidament va mesurar-se el pH de cada dissolució amb el pHímetre (prèviament calibrat) i es va agafar la dissolució que va donar pH 13.
La dissolució que va donar pH 13 va ser la que es van pesar 0,25g NaOH en 50 mL de dissolució.

A partir d'aquí va calcular-se la quantitat de NaOH que s'havia d'agafar per preparar 1L de dissolució 0,1M.

$$1000\text{mL}\ \frac{0{,}25g\ NaOH}{50mL} = 5g\ NaOH$$

La quantitat de NaOH que s'ha d'agafar per preparar 1 L de dissolució 0,1 M és de 5g. Una vegada preparada la dissolució d'1L es va tornar a comprovar el pH amb el pH-metre.

$pOH=\log(OH^-) \rightarrow 1=\log(0{,}1)$ pH=14-1= 13

Dissolució pH 12

Per preparar la dissolució de pH 12 es va agafar un volum determinat de la dissolució de pH 13 preparada anteriorment. Per tal de conèixer aquest volum, s'han realitzat uns càlculs previs:

$$1000\ \text{mL}\ \frac{0{,}01\ mols}{1000\ mL} \cdot \frac{1000\ mL}{0{,}1\ \ mols} = 100\ \text{mL dissolució pH} = 13$$

$pOH=\log(OH^-) \rightarrow 2=\log(0{,}01)$ pH=14-2= 12

Dissolució pH 11

Per preparar la dissolució de pH 11 es va agafar un volum determinat de la dissolució de pH 12 preparada anteriorment. Per tal de conèixer aquest volum, s'han realitzat uns càlculs previs:

$$1000\ \text{mL}\ \frac{0{,}001\ mols}{1000\ mL} \cdot \frac{1000\ mL}{0{,}01\ \ mols} = 100\ \text{mL dissolució pH} = 12$$

pOH=log(OH^-) → 3=log(0,001) pH=14-3= 11

Dissolució pH 10

Per preparar la dissolució de pH 10 es va agafar un volum determinat de la dissolució de pH 12 preparada anteriorment. Per tal de conèixer aquest volum, s'han realitzat uns càlculs previs:

250 mL $\frac{0{,}0001\ mols}{1000\ mL} \cdot \frac{1000\ mL}{0{,}01\ \ mols}$ = 2,5 mL dissolució pH = 12

pOH=log(OH^-) → 4=log(0,0001) pH=14-4= 10

Es va repetir aquest procés dues vegades per tal d'obtenir en total 0,5 L de dissolució de pH=10, ja que només es disposava de matrassos d'aquesta capacitat volumètrica.

Dissolució pH 9

Per preparar la dissolució de pH 9 es va agafar un volum determinat de la dissolució de pH 11 preparada anteriorment. Per tal de conèixer aquest volum, s'han realitzat uns càlculs previs:

250 mL $\frac{0{,}00001\ mols}{1000\ mL} \cdot \frac{1000\ mL}{0{,}001\ \ mols}$ = 2,5 mL dissolució pH = 11

pOH=log(OH^-) → 5=log(0,00001) pH=14-5= 9

Es va repetir aquest procés dues vegades per tal d'obtenir en total 0,5 L de dissolució de pH=9, ja que només es disposava de matrassos d'aquesta capacitat volumètrica.

Dissolució pH 8

Per preparar la dissolució de pH 8 es va agafar un volum determinat de la dissolució de pH 10 preparada anteriorment. Per tal de conèixer aquest volum, s'han realitzat uns càlculs previs:

250 mL $\frac{0{,}000001\ mols}{1000\ mL} \cdot \frac{1000\ mL}{0{,}0001\ \ mols}$ = 2,5 mL dissolució pH = 10

$pOH=log(OH^-) \rightarrow 6=log(0,000001)$ $pH=14-6= 8$

Es va repetir aquest procés dues vegades per tal d'obtenir en total 0,5 L de dissolució de pH=8, ja que només es disposava de matrassos d'aquesta capacitat volumètrica.

Un cop acabada la preparació de les dissolucions àcides i bàsiques, comença la fase d'extracció dels colorants vegetals. En aquesta part s'ha extret el suc de 17 vegetals per tal de poder obtenir colorant natural, a partir d'aquest concentrat es podrà determinar si cada vegetal és apte com a indicador natural del pH. Des del moment en que s'extreuen els colorants dels vegetals, aquests van perdent propietats amb el temps, ja que han estat retirats de la cèl·lula i s'han anat oxidant. Per aquest motiu, enlloc d'extreure de cop els 17 colorants, s'ha optat per extreure cada un d'ells just en el moment que anaven a ser utilitzats. Aquest procés ha alentit l'experiment però ha garantitzat la màxima efectivitat possible

9. Preparació de les mostres i escala de pH de cada mostra

9.1. Obtenció del colorant de cada mostra

Material

-Morter
-Ganivet
-Embut
-Vas de precipitats
-Pipeta de plàstic
-Alcohol etílic

Llistat de mostres

1) Mores
2) Préssec groc
3) Bleda
4) Alga posidonia
5) Taronja
6) Limona
7) Raïm

8) Col llombarda
9) Gerds
10) Vi negre
11) Cúrcuma en pols
12) Pruna
13) Remolatxa
14) Gerani
15) Pètals de rosa
16) Pastanaga
17) Julivert

Obtenció del colorant de cada mostra

1) Tallar el vegetal en trossos de mida mitjana/petita per tal de facilitar l'obtenció del pigment.
2) Introduir els trossos de vegetal al morter, juntament amb dos dits d'alcohol etílic aproximadament. L'alcohol ajuda a extreure amb més facilitat el colorant, tot i així, quan menys quantitat n'hi hagi millor, ja que el líquid tindrà una major concentració de color.
3) Amb l'ajuda d'una mà de morter, pressionar els vegetals amb força perquè alliberin el màxim colorant natural possible.
4) Situar un embut en un vas de precipitats petit, i abocar-hi el colorant extret. L'embut rentindrà tots els residus sòlids de rebuig.

9.2. Escales de pH

Seguidament, un cop extret el colorant natural del vegetal, té lloc la més important i última part, comprovar si el líquid obtingut serveix com a indicador natural del pH. Per poder-ho comprovar el procediment va ser el següent:
1) Per tal de determinar millor el color canviant de les substàncies, cobrir la superfície de treball amb paper blanc. Les taules del laboratori són de color teula, i haguessin distorsionat el color real de les dissolucions.
2) Col·locar horitzontalment i ordenadament els 14 vasos de precipitats a sobre del paper.

3) D'esquerra a dreta, abocar les dissolucions de més àcid a bàsic. Per abocar cada dissolució de diferent pH al seu respectiu vas, seguir els passos indicats a continuació:

3.1) Començant per la dissolució de pH 1, amb l'ajuda d'una proveta, mesurar aproximadament 20 mL de dissolució i abocar-los al primer vas de precipitats.

3.2) A continuació, rentar lleugerament la proveta amb aigua destil·lada.

3.3) De nou, mesurar 20 mL més de la dissolució de pH 2 amb la proveta i abocar-los al segon vas de precipitats.

3.4) Tornar a rentar la proveta i repetir el procés amb totes les dissolucions àcides.

3.5) Per al pH 7, s'utilitza aigua destil·lada, així que es mesuren 20 mL amb la proveta neta i s'aboquen al setè vas de precipitats.

3.6) Per a les dissolucions bàsiques, és necessari utilitzar una proveta diferent de la que s'ha utilitzat amb les dissolucions àcides per tal d'evitar qualsevol mínima quantitat de solut residual. Així doncs, es segueix el mateix procés, mesurar els 20 mL i abocar-los al seu vas de precipitats. També rentant la proveta entre dissolució i dissolució.

4) Tot seguit té lloc la comprovació del pigment natural com a indicador natural del pH en les dissolucions preparades prèviament, seguint acuradament els següents punts en el cas de cada colorant.

4.1) Amb l'ajuda d'una pipeta, omplir dues vegades la seva capacitat amb el colorant i abocar-la a la primera dissolució

4.2) Tornar a omplir dues vegades la pipeta de colorant i abocar-la a la segona dissolució. Seguir aquest procés successivament en totes les dissolucions.

4.3) Barrejar lleugerament cada vas de precipitats per tal de diluir bé el colorant amb la dissolució.

4.3) Observar i comparar si en les dissolucions de diferent pH hi ha hagut un canvi de color

4.4) Esperar un període de temps no gaire llarg, cinc minuts aproximadament, per analitzar si la intensitat del color s'intensifica respecte el temps transcorregut.

Seguidament, analitzem l'escala de pH de cada mostra.

9.3. Resultats

Mostra 1: Mores

Extracció de colorant de mores

Escala de pH amb colorant natural de mores

Amb la variació de pH de cada dissolució, s'observen clarament canvis de color.

pH 1 i 2 → Vermell intens

pH 3 al 10 → Fucsia

pH 11 → Granat

pH 12 → Blau fosc

pH 13 → Verd oliva

pH 14 → Taronja

Mostra 2: Préssec groc

Extracció de colorant de préssec groc

Escala de pH amb colorant de préssec groc

Gairebé no es distingeix canvi de color, el color groc clar es manté en totes les dissolucions. S'exceptua la dissolució de pH 14, on s'accentua la intensitat del groc.

Mostra 3: Bleda

Extracció de colorant de bleda

Escala de pH amb colorant de bleda

Tot i la forta tonalitat verda del pigment de la bleda, en afegir-ne una quantitat considerable a les diferents dissolucions, la tonalitat va reduir-se resultant en verds clars estables en totes les dissolucions. La dissolució de pH 1 presenta una lleugera coloració groguenca.

Mostra 4: Alga Posidonia

Extracció de colorant d'alga posidonia

Escala de pH amb colorant d'alga posidonia

Gairebé no es distingeix canvi de color, el verd gairebé transparent es manté en totes les dissolucions. S'exceptua la dissolució de pH 14, on el color tendeix cap a groc transparent.

Mostra 5: Taronja

Extracció de suc de taronja

Escala de pH amb suc de taronja

Gairebé no es distingeix canvi de color, el color groc clar es manté en totes les dissolucions. S'exceptuen les dissolucions de pH 13 i 14, on s'accentua la intensitat del groc.

Mostra 6: Llimona

Extracció de suc de llimona

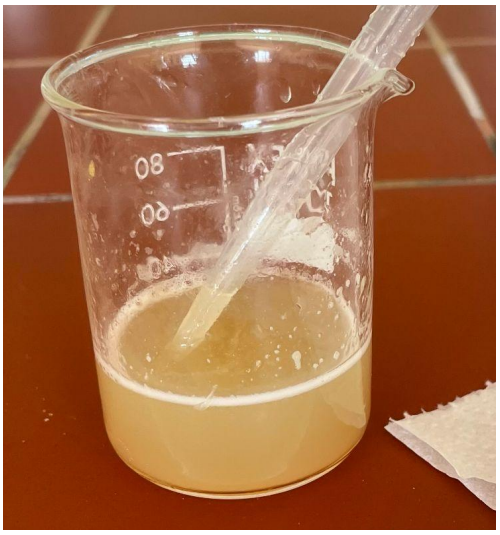
Escala de pH amb suc de llimona

En afegir suc de llimona a les diferents dissolucions, gairebé ni prenen color, excepte les dissolucions de pH 13 i 14.

pH 13 → Groc

pH 14 → Taronja

Mostra 7: Raïm



Extracció de suc de raïm

Escala de pH amb suc de raïm

En afegir suc de raïm a les diferents dissolucions, gairebé ni prenen color, excepte les dissolucions de pH 12, 13 i 14.

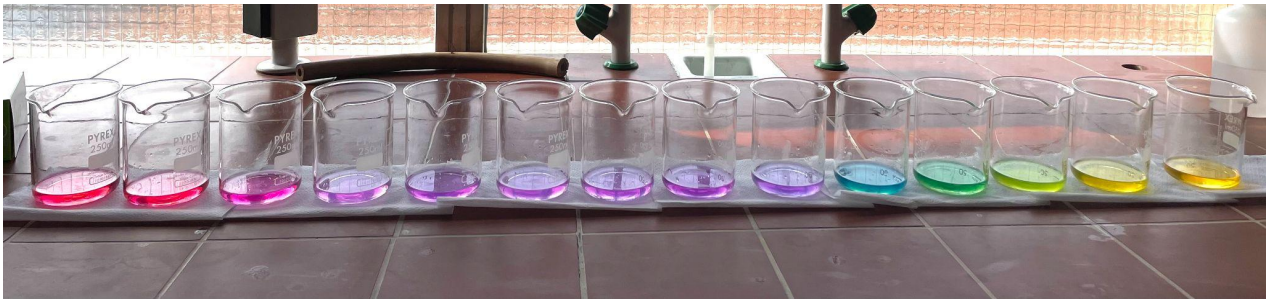
pH 12 → Groc

pH 13 → Groc més intens

pH 14 → Taronja

Mostra 8: Col llombarda

Extracció de colorant de col llombarda



Escala de pH amb colorant de col llombarda

Amb la variació de pH de cada dissolució, s'observen clarament canvis de color.

pH 1 i 2 → Fucsia

pH 3 → Magenta

pH 4, al 9 → Porpra

pH 10 → Blau cian

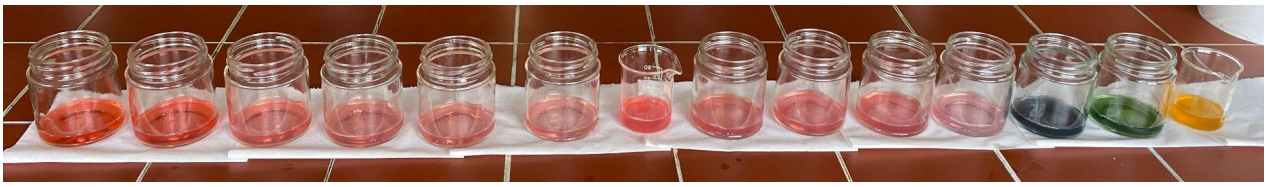
pH 11 → Verd

pH 12 → Groc llima

pH 13, 14 → Groc ambar

Mostra 9: Gerds

Extracció de colorant de gerds



Escala de pH amb colorant de gerds

Amb la variació de pH de cada dissolució, s'observen clarament canvis de color.

pH 1 i 2 → Fucsia

pH 3 al 6 → Rosa

pH 7 → Fucsia

pH 8 al 10 → Rosa

pH 11 → Rosa clar

pH 12 → Blau fosc

pH 13 → Verd fosc

pH 14 → Groc ambar

Mostra 10: Vi negre

Vi negre

Escala de pH amb vi negre

S'observa que només hi ha hagut una notable variació de color en les substàncies de pH més bàsic. En el cas de les altres dissolucions, el color granat s'ha mantingut.

pH 12 → Negre

pH 13 → Marró fosc

pH 14 → Marró

Mostra 11: Cúrcuma

Colorant de cúrcuma

Escala de pH amb colorant de cúrcuma

Amb la variació de pH de cada dissolució, s'observen clarament canvis de color.

pH 1 al 3 → Groc

pH 4 → Taronja

pH 5 al 9 → Taronja intens

pH 10 → Vermell

pH 11 → Vermell fosc

pH 12 al 14 → Vermell

Mostra 12: Pruna

Extracció de colorant de pruna

Escala de pH amb colorant de pruna

Amb la variació de pH de cada dissolució, s'observen clarament canvis de color.

pH 1 i 2 → Corall

pH 3 a l'11 → Rosa clar

pH 12 → Blau fosc

pH 13 → Verd fosc

pH 14 → Grc ambar

Mostra 13: Remolatxa

Extracció de colorant de remolatxa

Escala de pH amb colorant de remolatxa

S'observa que només hi ha hagut una notable variació de color en les substàncies de pH més bàsic. En el cas de les altres dissolucions, el color fucsia s'ha mantingut.

pH 11 → Morat clar

pH 12 → Groc marronós

pH 13 → Groc verdós

pH → Groc més intens

CAS 14: Gerani

Extracció de colorant de gerani

Escala de pH amb colorant de gerani

Amb la variació de pH de cada dissolució, s'observen clarament canvis de color.

pH 1 i 2 → Corall intens

pH 3 al 10 → Taronja rosat

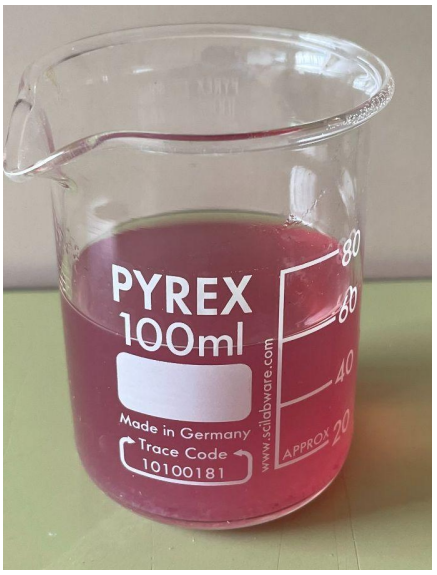
pH 11 → Lila clar

pH 12 → Marró fosc

pH 13 → Taronja

pH 14 → Taronja intens

Mostra 15: Pètals de rosa



Extracció de colorant de pètals de rosa

Escala de pH amb colorant de pètals de rosa

Amb la variació de pH de cada dissolució, s'observen clarament canvis de color.

pH 1 i 2 → Rosa intens

pH 3 → Rosa clar

pH 4 al 6→ Transparent rosat

pH 7 → Rosa clar

pH 8 i 9 → Transparent rosat

pH 10 → Lila clar

pH 11 → Blau clar

pH 12 → Verd oliva

pH 13 → Groc marronós

pH 14 → Groc ambar

Mostra 16: Pastanaga

Extracció de colorant de pastanaga

Escala de pH amb colorant de pastanaga

Gairebé no es distingeix canvi de color, el color groc clar es manté en totes les dissolucions. En les dissolucions més bàsiques, el color s'intensifica lleugerament

Mostra 17: Julivert

Extracció de colorant de julivert

Escala de pH amb colorant de julivert

Gairebé no es distingeix canvi de color, el color verd clar es manté en totes les dissolucions. En la dissolució de pH 14, el verd s'intensifica lleugerament.

9.4. Conclusions part 1

Els resultats obtinguts d'aquesta part pràctica mostren que 11 colorants naturals dels 17 que se'n havien extret resulten ser efectius com a indicador de pH. Aquests 11 són els següents: mores, llimona, raïm, col llombarda, gerds, vi negre, cúrcuma, pruna, remolatxa, gerani i pètals de rosa. Si analitzem aquests vegetals, veiem que tots menys la llimona i el raïm tenen un factor comú, la presència d'antocianines. Com s'havia explicat anteriorment, les antocianines són un grup de pigments que aporten coloracions vermelles i morades. Aquests pigments pertanyen al grup dels flavonoides, formats per dos grups aromàtics units per una cadena de tres carbonis. Les antocianines estan constituïdes per una molècula d'antocianidina, que té una estructura formada per l'ió flavilio. Aquest ió és el que mostra sensibilitat a les variacions de pH del medi, això es deu a la seva deficiència electrònica. és per això que el colorant extret d'aquells vegetals rics en antocianines serà eficaç com a indicador de pH.

Pel que fa al suc de la llimona i raïm, no és la presència d'antocianines el que els permet actuar com a indicadors de pH sinó que és la seva propia acidesa, ja que en els dos casos, el seu pH oscil·la entre 2 i 3.

Tot i així, no tots els colorants seleccionats manifesten un viratge de color en les diferents dissolucions. Direm que en el cas d'aquells vegetals més rics en antocianines, les dissolucions àcides i bàsiques revelaran colors diferents, mentre que en els cas dels que no continguin antocianines, les úniques dissolucions on s'aprecia un viratge de color seran les més bàsiques, degut a la elevada acidesa dels components (llimona i raïm).

9.5. Colorants que viren en pH bàsics

Llimona	Raïm	Vi negre	Remolatxa	Gerds

En utilitzar aquests quatre colorants com a indicadors de pH, s'observa que el color només canvia en les dissolucions més bàsiques. En el cas del vi, la remolatxa i els gerds, hi són presents les antocianines però, com s'ha explicat abans, la virada en les dissolucions de pH basic es deu a l'acidesa dels propis vegetals que, en entrar en contacte amb les dissolucions més bàsiques, canvien de color per la presència de grups OH.

9.6. Colorants que tenen escala de pH

Mores	Col llombarda	Cúrcuma	Pruna	Gerani	Pètals de rosa

En utilitzar aquests sis colorants com a indicadors de pH, s'observa que s'han produït variacions de colors en funció de cada dissolució. Es tracta de vegetals que, per la presència de curcumina, en el cas de la cúrcuma, i d'antocianines en el cas de la resta, han virat de color al entrar en contacte amb dissolucions de diferent pH. Així doncs, pel que fa al colorant de la cúrcuma, s'ha produït una variació de color molt segmentada que permet diferenciar l'acidesa, neutralitat i basicitat de les dissolucions, mantenint el mateix color en cada dels tres grups. D'altre banda, els colorants de la resta de vegetals rics en antocianines han seguit el mateix patró de viratge, és a dir, han canviat de color en totes les dissolucions excepte en el cas de les més pròximes a la neutra que han mantingut el color. Tot i així, en cada mostra els colors eren lleugerament diferents.

9.7. Colorants que viren en pH àcids

En la realització d'aquest experiment, no se'ns ha presentat cap colorant natural que només virés en les dissolucions de pH àcid.

PART 2

Una vegada completada la primera part, en aquesta fase es van realitzar 3 valoracions redox (mètode analític per conèixer la concentració d'una dissolució) amb un indicador natural, la col llombarda, i 3 més amb un indicador sintètic, la fenolftaleïna. Aquest procés ens permet determinar si, variant l'origen dels indicadors de pH (natural o sintètic), el viratge es produeix en el mateix moment. Per tal de reafirmar i comprovar l'exactitud dels valors obtinguts, el procés es repeteix 3 vegades en cada cas.

10. Dissolucions d'HCl i NaOH

Materials

-Erlenmeyer
-Bureta
-Vas de precipitats
-Pipeta
-Proveta 20 mL
-Peu universal
-Pinces de bureta

Per a realitzar la valoració, es necessiten 20 mL de dissolució de NaOH de concentració desconeguda (Erlenmeyer) i dissolució d'HCl 0,1M (bureta).

Càlculs previs

Els càlculs que s'han de fer per preparar aquesta dissolució 0,1M HCl són els següents:

$$250 \text{ mL} \cdot \frac{1L}{1000\,mL} \cdot \frac{0{,}1\,mol}{1\,L} \cdot \frac{36{,}5\,g}{1\,mol\,HCl} \cdot \frac{100\,g}{33\,g} \cdot \frac{1\,mL}{1{,}17\,g} = 2{,}36 \text{ mL HCl}$$

Procediment

1) Afegir en una proveta 20 mL de la solució ja preparada de NaOH i abocar el contingut en un Erlenmeyer
2) Preparar la dissolució que anirà a la bureta amb HCl

2.1) Agafar un matràs aforat de 250 mL i omplir-lo amb una mica d'aigua destil·lada
2.2) Amb l'ajuda d'una pera de succió, pipetejar 2,36 mL d'HCl
2.3) Afegir al matràs l'HCl mesurat.
2.4) Omplir amb aigua destil·lada i amb l'ajuda d'una pipeta enrasar-lo als 250 mL.
2.5) Tapar el matràs i barrejar
2.6) Omplir la bureta amb la dissolució preparada.

11. Valoració àcid-base amb la fenolftaleïna

Per a fer la titulació amb l'indicador sintètic, es situa l'Erlenmeyer amb els 20 mL NaOH concentració desconeguda, i la bureta de 25mL plena de la dissolució 0,1M d'HCl.

Procediment

1) Afegir una gota de fenolftaleïna a l'Erlenmeyer i, immediatament el color canvia a rosa fucsia.
2) Obrir la clau de la bureta i deixar que la dissolució àcida vagi rajant poc a poc, per controlar quan es produeixi el canvi.
3) Barrejar constantment el contingut de l'Erlenmeyer amb moviments circulars i suaus de canell.
4) Quan el contingut de l'Erlenmeyer canvii de color a transparent, tancar immediatament la clau de la bureta i anotar el valor consumit.

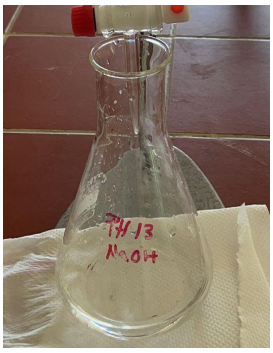
Resultats

	Volum HCl consumit	Concentració NaOH
VALORACIÓ 1	23 mL	0,115 M
VALORACIÓ 2	22,5 mL	0,1125 M
VALORACIÓ 3	23 mL	0,115 M
Mitjana	22,8 mL	0,114 M

$23\ mL \cdot \frac{0{,}1\ mol\ HCl}{1000\ mL} \cdot \frac{1\ mol\ NaOH}{1\ mol\ HCl} = 0{,}0023$ mol NaOH

Concentració: $\frac{0{,}0023\ mol\ NaOH}{0{,}02\ L} = 0{,}115$ M

(Repetir els càlculs per calcular la concentració en cada valoració)



Rosa fucsia Transparent

Conclusions

Havent realitzat el procés 3 vegades, es confirma que el canvi de pH es produeix quan s'han consumit 23 mL aproximadament de dissolució de HCl. El valor obtingut en la segona vegada, pot haver variat lleugerament degut a un ínfim error a l'hora de mesurar les quantitats. El valor de la concentració de NaOH ha coincidit en les tres repeticions.

12. Valoració àcid-base amb la col llombarda

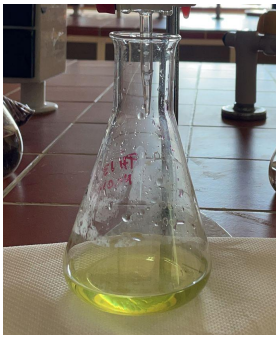
Per a fer la titulació amb l'indicador natural, es situa l'Erlenmeyer amb els 20 mL de dissolució de NaOH desconeguda sota la bureta plena de la dissolució d'HCl 0,1M.

Procediment

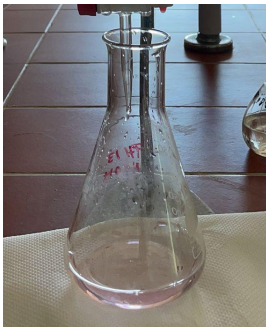
1) Afegir unes gotes de colorant de col llombarda a l'Erlenmeyer i, immediatament el color canvia a groc clar. Aquest canvi de color és totalment coherent, ja que s'ha afegit en una dissolució de NaOH i gràcies a la fase anterior on es va preparar l'escala de pH de la col llombarda, aquest color concorda amb el pH corresponent.
2) Obrir la clau de la bureta i deixar que la dissolució àcida vagi rajant poc a poc, per controlar quan es produeixi el canvi.
3) Barrejar constantment el contingut de l'Erlenmeyer amb moviments circulars i suaus de canell.

	Volum HCl consumit	Concentració NaOH
VALORACIÓ 1	23 mL	0,115 M
VALORACIÓ 2	23,3 mL	0,1125 M
VALORACIÓ 3	22,5 mL	0,115 M
Mitjana	22,93 mL	0,114 M

Groc



Verd clar



Rosa lilós

Conclusions

En realitzar el procés 3 vegades, es pot afirmar que el canvi de pH es produeix quan s'han consumit aproximadament 23 mL de dissolució HCl, ja que en les tres valoracions els valors obtinguts han estat molt semblants. Segurament, les lleugeres variacions dels valors en cada cas es deuen a ínfims errors a l'hora de mesurar les quantitats. S'han obtingut resultats coherents, ja que l'escala de pH de la col llombarda permet comprovar que les dissolucions àcides esdevenen rosa lilós.

13. Conclusions part 2

Tenint en compte els resultats obtinguts en les valoracions amb els dos indicadors, es pot concloure que, tant el l'ús d'un indicador natural com sintètic, el viratge de pH es produeix en el mateix moment. Així doncs, es pot determinar que l'eficiència de l'indicador de col llombarda és la mateixa que la de la fenolftaleïna.

14. Conclusions

La metodologia emprada al llarg d'aquest projecte de recerca m'ha permès assolir els objectius establerts a l'inici així com verificar les hipòtesis que m'havia plantejat. D'aquesta manera, he pogut ampliar els meus coneixements envers aspectes que desconeixia de les substàncies àcides i bàsiques que han estat de gran ajuda per entendre millor la pràctica del treball. Així mateix, aprofunditzar en l'investigació dels indicadors de pH m'ha permès un major enteniment dels resultats obtinguts. Per tant, gràcies a la realització de l'experiment, en derivo les següents conclusions:

En primer lloc, he pogut observar que no tots els colorants naturals serveixen com a indicadors de pH. El factor comú de tots els colorants que van resultar actuar com a indicadors de pH és la presència d'antocianines. Consegüentment, delibero que és doncs gràcies a aquest grup que, en entrar en contacte amb substàncies de diferents graus d'acidesa i basicitat mostra canvis de color. Excepcionalment, aquells vegetals que tinguin un pH extremadament àcid, com és el cas de la llimona i el raïm utilitzats en l'experiment, també actuaran com a indicadors bàsics, ja que reaccionaran amb les dissolucions més bàsiques alterant-ne el color.

En segon lloc, de tots els colorants vegetals utilitzats, el de la col llombarda és el que presenta un major viratge en l'escala de pH i per tant conclueixo que es tracta de l'indicador més efectiu. Això es deu a l'alta concentració d'antocianines que presenta la col llombarda, aparentment apreciable pel seu color violeta intens.

En tercer lloc, és important remarcar que la intensitat i el color de l'extracció de pigment no està relacionada amb el color que adquirirà quan entri en contacte amb les dissolucions. Aquesta conclusió queda evidenciada amb la mostra de la bleda, per exemple, on s'observa que el colorant és d'un verd fosc i, en canvi, a l'afegir-la a les dissolucions es rebaixa a un verd de molt baixa intensitat. El mateix passa amb el colorant de la pruna, per exemple, que en afegir-lo a les dissolucions, cap d'elles adquireix el color del colorant original.

En quart lloc, no tots els indicadors naturals de pH presenten una escala de viratge completa. Com s'ha vist anteriorment en les conclusions del marc experimental, en funció del colorant, aquest virarà en tots els pH o tan sols en les dissolucions més bàsiques. En aquest treball, no he pogut detectar cap indicador natural que només virés en les dissolucions àcides, ja que es tractaria d'utilitzar el colorant d'un vegetal amb pH propi extremadament bàsic del qual no he disposat.

En cinquè i últim lloc, en realitzar titulacions àcid-base tant amb la fenolftaleïna (indicador sintètic) com amb la col llombarda (indicador natural per excel·lència), vaig poder concloure que tots dos indicadors de pH tenen la mateixa efectivitat.

15. Bibliografia

AHMED, Sabbir. *Textile Tuts. Reactive Dyes | Classification | Properties | Dyeing Method.* [en línia]. 29 setembre 2014. <https://textiletuts.com/reactive-dyes/> [Consulta: 19 setembre 2021]

BALLESTEROS FORTICH, Loraine; DIAZ BARROS, Anyely. *La Antocianina Como Sustituto de los Indicadores de Ph Sintéticos: Un Paso Hacia los Productos Verdes.* [en línia] 2017 <https://repositorio.cuc.edu.co/bitstream/handle/11323/4893/LA%20ANTOCIANINA%20COMO%20SUSTITUTO%20DE%20LOS%20INDICADORES%20DE%20pH.pdf?sequence=1&isAllowed=y> [Consulta: 17 setembre 2021]

BBVA Openmind. Malva: la historia del color que revolucionó el mundo. [en línia] <https://www.bbvaopenmind.com/ciencia/investigacion/malva-la-historia-del-color-que-revoluciono-el-mundo/> [Consulta: 10 d'agost 2021]

BERNARD, James P. *First Source Worldwide. Where do synthetic organic dyes come from.* [en línia] <https://www.fsw.cc/where-synthetic-organic-dyes-from/> [Consulta: 28 agost 2021]

Britannica. Synthetic Dyes. [en línia] <https://www.britannica.com/technology/dye/Synthetic-dyes> [Consulta: 28 agost 2021]

CAREY, Francis A.; SUNDBERG, Richard J. *Advanced Organic Chemistry. Part A: Structure and Mechanisms.* 5a ed., Springer, 2007. ISBN: 978-0-378-68346-1

Chemical Book. Sulfur Dyes. [en línia] 2014 <https://www.chemicalbook.com/ProductCatalog_EN/161117.htm> [Consulta: 10 setembre 2021]

CHANG, Raymond. *Química.* 10a ed., The McGraw-Hill Companies, 2010. 1173 p. ISBN: 978-607-15-0307-7

CONTRA CARNÉ, Elisabet; COMPTE VILÀ, Pilar; MOYA TORAN, Francesc Xavier. *Química 2 BA.* Casals. 2020. 240 p. ISBN: 978-84-218-6693-1

CORIA CAYUPÁN, Y. S.; NAZARENO M. A. *Consejo Nacional de Investigaciones Científicas y Técnicas. Cambios en la Actividad Antioxidante de Betacianina en presencia de otros componentes alimentarios.* [en línia] 2010 <https://www.conicet.gov.ar/new_scp/detalle.php?keywords=&id=21218&inst=yes&congresos=yes&detalles=yes&congr_id=951857> [Consulta: 10 d'octubre 2021]

Delphi Pages. Tinte. [en línia] <https://delphipages.live/ciencias/quimica/dye> [Consulta: 8 d'agost 2021]

DOMINGO, Ana Belén. *En Busca de Indicadores Naturales.* [en línia] <https://docplayer.es/16226023-En-busca-de-indicadores-naturales.html> [Consulta: 8 setembre 2021]

EcuRed. Antocianinas [en línia] <https://www.ecured.cu/Antocianinas> [Consulta: 10 d'octubre 2021]

EcuRed. Colorante. [en línia] <https://www.ecured.cu/Colorante#Clasificaci.C3.B3n> [Consulta: 14 setembre 2021]

Enciclopèdia.cat. Àcid píric [en línia]. 1 de juny de 1988 <https://www.enciclopedia.cat/ec-gec-0131742.xml > [Consulta: 2 agost 2021]

Enciclopèdia.cat. Colorant alimentari [en línia]. 1 d'abril de 1987 <https://www.enciclopedia.cat/ec-gec-0169745.xml> [Consulta: 1 agost 2021]

Enciclopèdia.cat. Colorant. [en línia] 6 setembre 2012 <https://www.enciclopedia.cat/ec-gec-0169742.xml> [Consulta: 1 de desembre 2021]

Enciclopèdia.cat. Pigment [en línia]. 1 de juny de 1988. <https://www.enciclopedia.cat/ec-gec-0237519.xml> [Consulta: 1 de desembre 2021]

FRYDMAN, Benjamin; BRYKS DE FRYDMAN, Rosalía. *Estructura de porfirinas y metaloporfirinas.* [en línia] <http://www.dcne.ugto.mx/respaldo1/Contenido/MaterialDidactico/QuimicaBioinorganica/porfirinas_y_metaloporfirinas.pdf> [Consulta: 10 d'octubre 2021]

GARCÍA, Huarote; GUISSEL, Emily. *Obtención De Un Indicador Natural Ácido-Base A Partir Del Fruto Punica Granatum L.: Un Aporte Para La Sustitución De Los Indicadores Sintéticos.* [en línia] 2018 <http://repositorio.unfv.edu.pe/bitstream/handle/UNFV/2852/UNFV_Huarote_Garcia_Emily_Guissel_T%c3%adtulo_Profesional_2018.pdf?sequence=1&isAllowed=y> [Consulta: 22 juliol 2021]

GONZÁLEZ, Mónica. *La Guía. Sistema conjugado.* [en línia] 21 de setembre de 2010 <https://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/sistema-conjugado> [Consulta: 15 agost 2021]

GÜRSES, Ahmet; AÇIKYILDIZ, Metin; GÜNEŞ, Kübra; GÜNEŞ, M. Sadi. *Dyes and pigments.* Springer. 2016. 43 p. ISBN: 978-3-319-33892-7

HAZRAT ALI, R. *Springer Link. Biodegradation of Synthetic Dyes - A Review.* [en línia] *2010.* <https://link.springer.com/article/10.1007/s11270-010-0382-4#Bib1> [Consulta: 20 setembre 2021]

JIMÉNEZ GONZÁLEZ, Oscar. *Obtención, evaluación de pigmentos microencapsulados a partir de frutos xkijit (Renealmia alpinia) e incorporación en una matriz alimenticia.* [en línia] Desembre 2017 <https://repositorioinstitucional.buap.mx/bitstream/handle/20.500.12371/648/767817T.pdf?sequence=1&isAllowed=y> [Consulta: 8 juliol 2021]

KUDUR JAYAPRAKASH, Gururaj. *Scholarly Community Encyclopedia. Synthetic Dyes.* [en línia] <https://encyclopedia.pub/11628> [Consulta: 23 setembre 2021]

LOCK SING DE UGAZ, Olga. *Colorantes naturales.* Lima : Pontificia Universidad Católica del Perú. Fondo Editorial, 1997. ISBN: 9972420930 9789972420931

MARCANO, Deanna. *Introducción a la química de los colorantes.* [en línia] <http://saber.ucv.ve/bitstream/10872/19390/1/colorantes%20listo%20%2Bisbn.pdf> [Consulta: 28 agost 2021]

MEDINA, Esther. *Química Batxillerat.* [en línia]. <https://quimicabatxillerat.wordpress.com/2on-batxillerat/tema-5-reaccions-acid-base/> [Consulta: 1 agost 2021]

PETRUCCI, Ralph H.; William S, HARWOOD; F. Geoffrey, HERRING. *Química general. Reactividad Química. Compuestos Inorgánicos y Orgánicos.* 8a ed., Prentice Hall, 2003. 680 p. (Volumen II). ISBN: 84-205-3783-7

Química.es. Auxocromos. [en línia] <https://www.quimica.es/enciclopedia/Auxocromos.html> [Consulta: 15 agost 2021]

Química.es. Cromóforo. [en línia] <https://www.quimica.es/enciclopedia/Crom%C3%B3foro.html> [Consulta: 15 agost 2021]

SALAVERRY GARCÍA, Oswaldo. *Pigmentos Naturales Quinónicos.* [en línia] 1998. <https://sisbib.unmsm.edu.pe/BibVirtualData/Libros/Quimica/pigmentos/archivos%20PDF/indice_introduccion.pdf> [Consulta: 3 d'octubre 2021]

SANZ TEJEDOR, Ascensión. Química *Orgánica Industrial. La industria de los colorantes y pigmentos.* [en línia]. <https://www.eii.uva.es/organica/qoi/tema-11.php> [Consulta: 15 ag. 2021]

Tesauros. Diccionarios del patrimonio cultural de España. [en línia]. <http://tesauros.mecd.es/tesauros/materias/1188574.html> [Consulta: 14 agost 2021]

UDDIN ALVI, Muhammad Ali. *Textile Blog. Principal Classes of Synthetic Dyes and Their Characteristics.* [en línia] 1 de juliol 2020. <https://www.textileblog.com/principal-classes-of-synthetic-dyes-and-their-characteristics/> [Consulta: 5 agost 2021]

VALLS SANAGUSTÍN, Mònica. *La Química del Color.* [en línia]. 2004 <http://www.xtec.cat/~acosiall/personal/color1.pdf> [Consulta: 20 set. 2021]

WITTCOFF, Harold A.; REUBEN, Bryan G. *Productos Químicos Orgánicos Industriales.* Editorial Limusa, 2002. 522 p. (Volumen 2). ISBN: 968-18-2047-9

WOLFE, Drew H. *Química General, Orgánica y Biológica.* Colombia: The McGraw-Hill Companies, 1989. 788 p. ISBN: 958-600-026-5