



Las prácticas de Química como herramienta de motivación en grados de Ingeniería

Experimentación de Química en grados de Ingeniería

Dr. Vecino, Xanel

¹Universitat Politècnica de Catalunya

Departamento de Ingeniería Química, Escola d'Enginyeria de Barcelona Est (EEBE)

C/Eduard Maristany 10.14, Campus Diagonal-Besòs, 08930 Barcelona, España

xanel.vecino@upc.edu

²Universidad de Vigo

Departamento de Ingeniería Química, Escuela de Ingeniería Industrial (EEI) - Cintecx

Campus As Lagoas-Marcosende, 36310 Vigo, España

xanel.vecino@uvigo.es

Dr. Reig, Mònica

Universitat Politècnica de Catalunya

Departamento de Ingeniería Química, Escola d'Enginyeria de Barcelona Est (EEBE)

C/Eduard Maristany 10.14, Campus Diagonal-Besòs, 08930 Barcelona, España

monica.reig@upc.edu

Prof. Cortina, José Luis

Universitat Politècnica de Catalunya

Departamento de Ingeniería Química, Escola d'Enginyeria de Barcelona Est (EEBE)

C/Eduard Maristany 10.14, Campus Diagonal-Besòs, 08930 Barcelona, España

jose.luis.cortina@upc.edu



MÁS ALLÁ DE LAS COMPETENCIAS: NUEVOS RETOS EN LA SOCIEDAD DIGITAL

1. RESUMEN:

La Química, de formación obligatoria, es una asignatura del Plan de Estudios de diferentes grados de la *Escola d'Enginyeria Barcelona Est*. Esta comunicación se centra en la parte práctica de la asignatura como herramienta de motivación del alumnado que no pertenece a grados de Ingeniería Química. La experimentación de la asignatura representa el 12% de la dedicación presencial. Tras la evaluación de la experimentación se ha obtenido que el porcentaje de alumnado aprobado fue mayor al 95.5%.

2. ABSTRACT:

Chemistry, which is obligatory, is a subject on the curriculum of different engineering degrees at the *Escola d'Enginyeria Barcelona Est*. This communication focuses on the practical part of the subject as a tool to motivate students who do not belong to Chemical Engineering degrees. The subject experimentation represents 12% of the time spent in attendance. After the evaluation of the experimental work, the percentage of students who passed was greater than 95.5%.

3. PALABRAS CLAVE: 4-6

Laboratorio de Química; Grados de Ingeniería; Motivación; Aprendizaje flexible

4. KEYWORDS: 4-6

Chemistry lab; Engineering Degrees; Motivation; Flexible learning



5. DESARROLLO:

1. INTRODUCCIÓN

La asignatura de Química, es obligatoria durante el primer curso de los grados en ingeniería y es de 6 créditos ECTS. Es común en los diferentes grados de Ingeniería que se ofertan en la *Escola d'Enginyeria Barcelona Est* desde el curso 2016-2017: Ingeniería Biomédica, Ingeniería de la Energía, Ingeniería de Materiales, Ingeniería Eléctrica, Ingeniería Mecánica y Ingeniería Electrónica Industrial y Automática, dentro de la *Universitat Politècnica de Catalunya* (<https://eebe.upc.edu/ca/estudis>, 2020). Su plan docente se diferencia del que se imparte en el grado de Ingeniería Química (<https://eebe.upc.edu/ca/estudis/estudis-de-grau>, 2020). El objetivo general de esta asignatura es comprender y aplicar los conocimientos básicos de la química general, la química orgánica y la inorgánica, y sus aplicaciones a la Ingeniería. Además, se imparte a un número elevado de alumnado (unos 600), que está distribuido en grupos numerosos, de alrededor de 60 personas/grupo. La distribución del alumnado es aleatoria por lo que en el aula pueden concurrir los diferentes grados de Ingeniería, diferentes del de Química, lo que implica grupos heterogéneos en el conocimiento de la Química ya que un porcentaje apreciable del alumnado no ha cursado química en bachillerato (alrededor del 50%). La asignatura tiene un gran carácter teórico, 88% de la dedicación presencial, por lo que desde el inicio de la implementación de los grados se planteó una parte práctica en el laboratorio químico, en grupos reducidos (15 personas), para favorecer la motivación y participación del alumnado, así como acercar la Química a experiencias de la vida cotidiana. Además, se ha demostrado que las sesiones con orientación práctica refuerzan las habilidades de resolución de problemas y promueven un aprendizaje duradero (Woods et al., 1997; Bishop & Verleger, 2013; Marra, Jonassen, Palmer, & Luft, 2014), así como que tienen una influencia positiva en el alumnado (Amante, Martínez-Martínez, Cadenato, Gallego, & Salan, 2011; Davidson, Major, & Michaelsen, 2014). Dicha parte consta de tres prácticas de laboratorio, que representan el 12% de la dedicación presencial y que tienen como objetivo general relacionar y aplicar los conceptos teóricos adquiridos en la parte teórica de la asignatura, así como desarrollar habilidades básicas en un laboratorio de Química. La presente comunicación se centra en la parte práctica de la asignatura de un grupo de teoría (compuesto por 66 alumnos) en el primer cuatrimestre del curso 2019-20.

2. OBJETIVOS DE APRENDIZAJE DE LA ASIGNATURA

Las competencias específicas establecidas para esta asignatura relacionadas con la parte práctica son las siguientes:



- Que cada alumno/a adquiera conocimientos científicos básicos sobre la Química de forma práctica tras la adquisición de los mismos en la parte teórica.
- Que cada alumno/a sea capaz de buscar información, sintetizarla y asimilar conceptos.
- Educar al alumnado en la realización de un trabajo seguro en el laboratorio.
- Que cada alumno/a sea capaz de trabajar eficientemente en el laboratorio.

3. METODOLOGÍA DOCENTE

La metodología docente empleada en la parte práctica de esta asignatura consta de tres fases:

(i) *Cuestionario previo*: el alumnado debe realizar una actividad previa a la sesión práctica de laboratorio, que consiste en la búsqueda bibliográfica de conceptos teóricos de los diferentes contenidos prácticos, resolución de cuestiones numéricas o visualización de videos educativos. Esta actividad sirve para desarrollar el aprendizaje autónomo y es evaluable e individual. Se pretende evaluar el trabajo autónomo para identificar si el alumnado ha adquirido los conceptos adquiridos en la parte teórica de la asignatura, ha tenido dificultad en la resolución de las cuestiones propuestas y ha analizado críticamente el resultado obtenido en la parte previa. Esto permite conocer cuales son los conocimientos que tienen el alumnado sobre un determinado tema. El alumnado tiene un plazo de un mes para la entrega de este cuestionario y la dedicación de aprendizaje autónomo para la realización de esta parte práctica es de 3.5h. Este cuestionario previo se llama "Parte 0" en los enunciados de las sesiones prácticas, como se puede ver en las Figuras 1, 3 y 5.

(ii) *Sesión práctica en el laboratorio*: el desarrollo de la parte práctica se realiza en parejas, alcanzando un máximo de 30 personas en el laboratorio (en cada sesión práctica hay dos grupos de 15 alumnos). El alumnado está supervisado por dos docentes de la asignatura que fomentan la adquisición de diferentes competencias (trabajo en equipo, comunicación oral y escrita) además de las específicas de laboratorio (normas de seguridad). La información básica necesaria, para la realización de la experimentación, se encuentra en los enunciados de las mismas (véase Figura 1, 3 y 5).

Antes de comenzar la práctica, el profesorado plantea los pasos críticos a tener en cuenta para el óptimo progreso de la práctica. A lo largo de la práctica, el profesorado resuelve posibles dudas que pueda tener el alumnado, mientras que el alumnado desarrolla las acciones oportunas para la realización de las actividades de laboratorio. El alumnado asume un papel activo durante toda la actividad lo que le permite analizar el grado de consecución de las acciones planificadas, plantear dudas o preguntas y evaluar el propio proceso de aprendizaje.



(iii) *Informe de prácticas*: consiste en un documento con tablas y cuestiones específicas de las diferentes partes de la práctica que el alumnado debe ir cumplimentando con datos experimentales y argumentar los resultados y conclusiones obtenidos. Además, en cada una de las cuestiones se intenta relacionar y comparar el concepto teórico con la parte práctica. Se pretende evaluar tanto la habilidad y destreza adquirida en el laboratorio, en pareja, como la capacidad para aplicar los conocimientos teóricos y prácticos adquiridos. Este documento se entrega al finalizar la sesión de laboratorio (2h). Los informes de las prácticas se muestran en las Figuras 2, 4 y 6 para la práctica 1, 2 y 3, respectivamente.

3.1. Prácticas de laboratorio químico

La experimentación está planificada de manera que el alumnado efectúe cada experimento en tres sesiones de 2h al laboratorio, en semanas alternas, para que haya tiempo suficiente para la realización de las actividades previas asociadas a cada experimento.

La *primera práctica* consiste en la preparación de disoluciones por pesada y por dilución. Esta práctica está relacionada con el Tema 1 de Equilibrio Químico de la asignatura, cuyo objetivo general es describir el concepto de mol, concentración y de dilución. Esta práctica lleva como título “Preparación de disoluciones”, y el concepto de disolución mediante el ejemplo del azúcar (solute) y café (solvente) ayuda a que el alumnado pueda relacionar la Química con una aplicación cotidiana.

La *segunda práctica* tiene como objetivo la comprobación del carácter ácido o básico de diferentes disoluciones y la capacidad de las disoluciones amortiguadoras para mantener el pH. Esta práctica está relacionada Tema 2 de Equilibrio Ácido-Base de la parte teórica, que tiene como objetivos específicos: identificar si una especie es ácida o básica; de carácter fuerte o débil; determinar el pH de disoluciones acuosas utilizando pH-metro y mediante herramientas como los balances de materia y carga o diagramas logarítmicos que permiten relacionar dicho pH con la especie del sistema en equilibrio. Esta práctica lleva como título “Reacciones ácido-base”, y para que el alumnado relacione los conceptos anteriores de la Química se evalúan productos cotidianos alimentarios o de limpieza como el vinagre, el zumo de limón y la lejía.

Por otra parte, algunas disoluciones ácido-base tienen la propiedad de mantener el pH prácticamente constante en un valor cercano al pKa del sistema, son las llamadas disoluciones amortiguadoras o tampón. En la segunda parte de esta práctica, se prepara una disolución amortiguadora y se comprueba experimentalmente su capacidad para mantener el pH constante. Este concepto puede manifestarse en la industria vitivinícola. En esta industria, se deben tener muy en cuenta las variaciones de pH en la elaboración



del vino. Este debe oscilar entre 2,8 y 3,5, puesto que a pH superior a 3,5 determinadas bacterias pueden atacar el vino y producir variaciones en el sabor.

La *tercera práctica* se centra en el Tema 3 de Equilibrios de Solubilidad de la asignatura. El experimento se basa en identificar si un sólido es soluble o insoluble en disoluciones acuosas sin reacciones paralelas; equilibrar un sólido con una disolución en ausencia de reacciones paralelas; conocer los fundamentos de las valoraciones complexométricas; y determinar la solubilidad y constante de solubilidad de sólidos insolubles. Esta práctica lleva como título “Solubilidad”, y en ella se determina la cantidad de calcio en aguas.

4. SISTEMA DE EVALUACIÓN

La evaluación de las actividades prácticas realizadas en el laboratorio, representa un 15% de la nota global de la asignatura. Cada práctica se evalúa sobre 10, en donde el cuestionario previo y informe de prácticas toman un valor del 40% y 60%, respectivamente. Para ello se tiene en cuenta que tanto el resultado como la explicación sea correcta y se entienda.

Los informes de prácticas, así como el cuestionario previo, se recogen en papel al finalizar la práctica y el alumnado tiene las correcciones de los mismos al finalizar las tres prácticas propuestas en la asignatura. La nota final de la experimentación en Química es el promedio de las tres notas de prácticas de laboratorio.

Así, la cualificación global de la asignatura consta de tres tipos de notas: 1) nota del examen parcial (fecha puesta por la Escuela): E_P ; 2) nota de las prácticas de laboratorio, media de los informes que se entregan una vez finalizada cada práctica: E_{lab} ; 3) nota del examen final: E_F . La nota final del curso (NF) se calculará mediante: $NF = 0.15 * E_{lab} + 0.25 * E_P + 0.60 * E_F$. La ausencia a cualquier práctica de laboratorio implicará la calificación final de No Presentado (NP) de la asignatura.

5.RESULTADOS Y CONCLUSIONES

La distribución gráfica de las calificaciones obtenidas tras la relación de las tres sesiones prácticas de la totalidad del alumnado se visualiza en la Figura 7. Se demuestra que las calificaciones de las prácticas de laboratorio son muy altas, el 56.1% del alumnado obtienen una nota de excelente (≥ 9); seguido de un 36.4% de notables ($\geq 7, < 9$) y 3.0% de aprobados ($\geq 5, < 7$). Sólo el 4.5% del alumnado, no se presentó a las sesiones prácticas. Tras la evaluación de la experimentación de la asignatura de Química se ha obtenido que el porcentaje de alumnado aprobado fue mayor al 95.5%. Además, se ha



observado una buena aceptación y disposición de los alumnos a la hora de la realización de la experimentación.

Por otra parte, en la Figura 8 se pueden observar los resultados de la cualificación final de la asignatura de Química en el primer cuatrimestre del curso 2019-20. De los 66 alumnos que forman el grupo objeto de estudio, 5 de ellos no se presentaron al examen final por lo que su cualificación es la de NP (no tienen barra en el gráfico). Además, en ella se puede apreciar que en general, los alumnos han superado la asignatura, ya que el porcentaje de aprobados fue del 75.4%. Cabe destacar que se obtiene un alto porcentaje de aprobados (un 23% más) en la cualificación final de la asignatura de Química gracias a la nota de experimentación.

Por tanto, se puede concluir que unas prácticas relacionadas con conceptos cotidianos o que relacionen herramientas comunes con temas específicos de laboratorio hace que el alumnado se implique y motive para aprender. Además, esta metodología docente hace que sea más fácil relacionar conceptos científicos de la Química en alumnado cuyo grado de ingeniería no es de Ingeniería Química ya que las situaciones de laboratorio están vinculadas a la realidad profesional y permiten que al alumnado construya de forma significativa su propio aprendizaje.

Agradecimientos

Los autores agradecen el soporte por parte de la profesora María R. Martínez Martínez del Departamento de Ingeniería Química de la UPC en la realización de este artículo.



5.1. FIGURA O IMAGEN 1: ENUNCIADO DE LA PRÁCTICA 1



PRÀCTICA 1. Preparació de dissolucions

Objectiu: Preparació de dissolucions per pesada i per dilució.

Material i reactius

Vas de precipitats de 100 mL
Vareta de vidre
Matràs aforat de 50 mL
Pipeta de 5 mL

Clorur de bari dihidrat: $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Àcid clorhídric 0.1 M

Introducció

En química fem servir diverses unitats per expressar la concentració de les dissolucions, és a dir, la quantitat d'una espècie dissolta en un volum determinat de dissolució. Algunes de les més utilitzades són la molaritat i el tant per cent en pes.

La *molaritat* indica els mols de solut en un determinat volum de dissolució. Normalment, expressa els mols de solut en 1 litre de dissolució.

El *tant per cent en pes* expressa el pes de solut en pes de dissolució, es a dir els grams de solut en 100 grams de dissolució.

Part 0: Treball previ, per fer abans de l'inici de la pràctica. Visualització de vídeos:

Seguretat al laboratori (5 vídeos): <http://upcommons.upc.edu/video/handle/2099.2/1240>

Preparació de dissolucions: <http://upcommons.upc.edu/handle/2099.2/1119>

Part 1: Preparació de 50 g de dissolució aquosa al 5% en pes de clorur de bari.

- 1) Calculeu la quantitat de clorur de bari dihidrat que cal pesar per preparar la dissolució (cal tenir en compte que el clorur de bari sòlid utilitzat està dihidratat, és a dir, té dues molècules d'aigua a la seva composició: $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).
- 2) Tareu un vas de precipitats de 100 mL a la balança monoplat (granatari),
- 3) Afegiu la quantitat de clorur de bari prèviament calculada (Pot no ser el pes exacte calculat, pot haver un petit marge d'error)
- 4) Un cop afegit el sòlid, afegiu aigua desionitzada fins arribar a 50 grams de dissolució. **No llenceu aigua a sobre de la balança per que es malmetria!!**
- 5) Lluny de la balança, agiteu amb una vareta de vidre fins a la dissolució total del sòlid.

Part 2: Preparació de 50 mL d'una dissolució aquosa d'àcid clorhídric 0.01 M.

La dissolució es prepara a partir d'una dissolució 0.1 M prèviament preparada al laboratori amb àcid clorhídric concentrat.

- 1) Calculeu el volum d'HCl necessari per preparar la dissolució 0.01 M.
- 2) Amb una pera o pipum i una pipeta graduada de 5 mL pipetegeu el volum de la dissolució d'àcid clorhídric 0.1 M necessària segons els càlculs previs realitzats (mai heu de pipetejar directament de l'ampolla de producte, heu de posar un volum en un vas de precipitats i pipetejar del vas de precipitats)
- 3) Introduïu el volum pipetejat en un matràs aforat de 50 mL. Enraseu el matràs (porteu el líquid a la marca) amb aigua desionitzada.



5.2. FIGURA O IMAGEN 2: INFORME DE LA PRÁCTICA 1

Informe Pràctica 1



Part 0: Visualització de vídeo

Definiu solut i dissolvent:

Solut:

Dissolvent:

Expliqueu breument como s'introdueix una dissolució des d'un got de precipitats a un matràs aforat:

Part 1: Preparació de 50 g de dissolució aquosa al 5% en pes de clorur de bari.

Pes de clorur de bari dihidratat calculat	
Pes de clorur de bari dihidratat pesat en el granatari	
Concentració de clorur de bari a la dissolució final en molaritat	

Part 2: Preparació de 50 mL d'una dissolució aquosa d'àcid clorhídric 0.01 M.

a)

Indiqueu el volum d'àcid clorhídric 0.1 M que heu necessitat per preparar la dissolució 0.01 M.	
Calculeu la concentració de la dissolució 0.01 M en % en pes	

b) La dissolució 0.1 M prèviament preparada al laboratori es va fer partint d'àcid clorhídric concentrat (37,0% en pes d'HCl, densitat 1,175 g/cm³). Calculeu el volum d'àcid clorhídric concentrat que es necessita per preparar 1 L de la dissolució 0.1 M.



5.3. FIGURA O IMAGEN 3: ENUNCIADO DE LA PRÁCTICA 2



PRÀCTICA 2. Reaccions àcid - base

Objectiu: Comprovar el caràcter àcid o bàsic de diferents dissolucions, i la capacitat de les dissolucions amortidores per controlar el pH.

Material i reactius

Lleixiu comercial
Suc de llimona comercial
Vinagre comercial
Dissolució d' NH_3 0.1 M
Dissolució d' HCl 1M
Bureta
Comptagotes
Vasos de precipitats de 50 mL
pH-metre
pipeta de 20 mL

Introducció

Molts dels compostos utilitzats a la vida quotidiana tenen un cert caràcter àcid o bàsic que els dóna unes propietats característiques. En la primera part d'aquesta pràctica determinarem teòricament (utilitzant diagrames logarítmics) i experimentalment el pH de compostos com el vinagre, el lleixiu i el suc de llimona.

D'altra banda, algunes dissolucions àcid-base tenen la propietat de mantenir el pH pràcticament constant en un valor proper al pKa del sistema: són les anomenades dissolucions amortidores o tampó. En la segona part d'aquesta pràctica, prepararem una dissolució amortidora i comprovarem experimentalment la seva capacitat per mantenir el pH constant.

Part 0: Treball previ, per fer abans de l'inici de la pràctica.

- Busqueu quins són els compostos responsables del caràcter àcid o bàsic del vinagre, el lleixiu i el suc de llimona. Busqueu el valor de la K_a d'aquests compostos.
- Utilitzant el valor trobat de K_a , i suposant una concentració inicial de 0,01 M, dibuixeu el diagrama logarítmic per a cada sistema (utilitzeu l'arxiu excel que teniu penjat a Atenea).
- En el DL, assenyalau el punt que determina el pH teòric d'aquestes dissolucions i escriviu quines seran les espècies majoritàries del sistema.
- Dibuixeu el diagrama logarítmic per al sistema amoni / amoniac ($pK_a= 9.3$ i $C_0= 0,05$ M)

Part 1: Determinació del pH de diferents productes comercials.

- Poseu uns 20 ml de cadascun dels productes comercials en un vas de precipitats de 50 ml.
- Mesureu, utilitzant un pH metre, el pH de cada producte.
- Assenyalau el valor del pH mesurat en el diagrama logarítmic i compareu-lo amb el valor teòric que heu obtingut per cada cas en el treball previ.



MÁS ALLÁ DE LAS COMPETENCIAS: NUEVOS RETOS EN LA SOCIEDAD DIGITAL

Part 2: Preparació d'una dissolució tampó i comprovació experimental de la seva capacitat per mantenir el pH constant.

Preparació d'un tampó $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$

- 1) Agafeu 4 vasos de precipitats de 50 ml. A cadascun d'ells poseu 20 ml, mesurats amb pipeta, d'una dissolució 0,1 M d'amoníac.
- 2) Afegiu un volum diferent, mesurat amb bureta, d'una dissolució de HCl 0,1 M a cada vas (0, 5, 10 i 20 ml).
- 3) Mesureu, utilitzant un pH metre, el pH final de cada una de les dissolucions preparades.
- 4) Identifiqueu quina de les 4 dissolucions és un tampó.

Comprovació de la capacitat del tampó per mantenir el pH constant

- 5) Afegiu 10 gotes d'una dissolució 1 M de HCl a la dissolució escollida com a tampó. Mesureu el pH, utilitzant un pH metre.
- 6) Afegiu 10 gotes d'una dissolució 1 M de HCl a 30 ml d'aigua desionitzada. Mesureu el pH, utilitzant un pH metre.



5.4. FIGURA O IMAGEN 4: INFORME DE LA PRÁCTICA 2

Informe Práctica 2



Part 0

a) Ompliu la taula:

PRODUCTE COMERCIAL	COMPOST CARÀCTER ÀCID / BÀSIC	pKa	pH teòric

b) Porteu impresos els 4 diagrames logarítmics que se us demanen

Part 1: Determinació del pH de diferents productes comercials.

a) Ompliu la taula:

PRODUCTE COMERCIAL	pH experimental

b) Compareu els valors de pH teòric i experimental. Comenteu les diferències (si n'hi ha).

Part 2

Preparació d'un tampó $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$

Ompliu la taula i assenyalau quina és la dissolució tampó

Volum NH_3 0,1 M (ml)	Volum HCl 0,1 M (ml)	pH

Comprovació de la capacitat del tampó per mantenir el pH constant

a) Ompliu la taula:

	pH
Tampó + HCl 1 M	
Aigua desionitzada + HCl 1M	

b) Compareu els dos valors de pH obtinguts i comenteu les diferències.



5.5. FIGURA O IMAGEN 5: ENUNCIADO DE LA PRÁCTICA 3



PRÀCTICA 3. Solubilitat

Objectius específics

- Equilibrar un sòlid amb una dissolució evitant la presència de reaccions paral·leles.
- Conèixer els fonaments de les valoracions complexomètriques.
- Valorar una dissolució de calci i determinar la concentració del mateix.
- Relacionar els valors mesurats amb la solubilitat del sòlid estudiat.
- Determinar experimentalment el valor de la K_{sO} del sulfat de calci di-hidratat sòlid.

Material i reactius

Per la realització de les experiències que es proposen en aquesta pràctica s'utilitzaran els següents **reactius**:

- Sulfat de calci di-hidratat sòlid; Dissolució d'EDTA 0,05 mol dm^{-3} ; Degotador amb dissolució de negre d'eriocrom-T de l'1%(w/w); Degotador amb dissolució tampó (NH_4^+/NH_3) de pH \sim 9,5.

Per altra banda, el **material** necessari inclou:

- 2 Vasos de precipitats de 150 cm^3 ; 1 Proveta de 50 o 100 cm^3 ; 1 Proveta de 5 o 10 cm^3 ; 1 Pipeta de 20 cm^3 ; 2 Erlenmeyers de 100 cm^3 ; 1 Bureta de 10 cm^3 amb suport i pinça; 1 Embut de vidre i paper de filtre; Vareta de vidre.

Com a **material comú**:

- Balança i espàtula

Introducció

Entre els diferents tipus d'equilibris heterogenis possibles, dediquem en aquesta assignatura una especial atenció a aquells que tenen lloc entre una fase sòlida i una fase líquida.

Reaccions de dissolució de diferents fases sòlides presents en el medi natural són, de fet, les originàries de la composició de la major part d'aigües. També, en processos industrials, la baixa solubilitat d'algunes fases sòlides són la base del procés de separació d'ions contaminants en dissolució, per exemple, en la depuració d'aigües residuals. Aquests i molts altres exemples que podríem anomenar ens porten doncs a considerar la importància i aplicació d'aquests equilibris i, per tant, la necessitat de disposar d'una bona base de dades per tota una sèrie de sòlids d'interès.

De forma resumida, podem dir que en el contacte entre un sòlid iònic i un líquid, es produeix un procés de dissolució d'ions procedents del sòlid que passen a la fase líquida. Aquest procés té lloc fins que el sistema arriba a un estat final d'equilibri, definit per la constant termodinàmica d'equilibri, que per aquests sistemes rep el nom de constant de solubilitat i s'expressa com K_{sO} en el cas que els ions en dissolució estiguin en forma lliure. En aquest punt, es diu que la fase líquida està saturada.

A la quantitat de mols de sòlid dissolts per unitat de volum en una dissolució saturada, se la coneix com la solubilitat (s), les unitats de la qual seran, per tant, les de la concentració, mol $\cdot dm^{-3}$.

La solubilitat (s) es pot relacionar amb les concentracions dels ions en dissolució mitjançant els coeficients estequiòmètrics de la reacció igualada. Com, per altra banda, la concentració dels ions dissolts han de complir a l'equilibri el valor de la constant de solubilitat, K_{sO} , veiem per tant que existeix una evident relació entre tots aquests paràmetres.



MÁS ALLÁ DE LAS COMPETENCIAS: NUEVOS RETOS EN LA SOCIEDAD DIGITAL



En un sistema sòlid/líquid en equilibri, la determinació de la concentració dels ions en la dissolució saturada, ens permet establir una sistemàtica (tot i que no la única) per poder fer una determinació experimental tant de la solubilitat com de la constant de solubilitat K_{s0} .

Part 0: Treball previ, per fer abans de l'inici de la pràctica.

a.- Porteu resolt el següent exercici: S'afegeix una quantitat, suficient com per arribar a l'equilibri, de sulfat de plata (I) sòlid a una dissolució. La dissolució inicial no conté ni plata ni sulfat i es troba en medi àcid per evitar reaccions paral·leles. Transcorregut el temps suficient per assegurar l'equilibri, s'analitza la concentració de plata en la dissolució saturada. El resultat de la determinació dóna una concentració de plata de $0,032 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$. Determineu la constant de solubilitat (K_{s0}) del sulfat de plata (I) sòlid.

b.- Feu una recerca bibliogràfica i porteu un breu resum del mètode de determinació de Calci per valoració complexomètrica amb EDTA (màxim una cara d'un full).

c.-Feu una recerca bibliogràfica per trobar informació sobre el mineral anomenat guix: fórmula química, solubilitat, aplicacions,... (màxim una cara d'un full).

d.- Busqueu les fórmules per calcular l'error en la mesura repetida d'una mateixa magnitud.

Part 1: Determinació experimental de la constant de solubilitat del sulfat de calci di-hidratat

1) En un got de precipitats net de 150 cm^3 peseu 0,3 grams, aproximadament, de sulfat de calci di-hidratat sòlid.

2) Afegiu-hi 100 cm^3 (mesurats amb la proveta) d'aigua destil·lada. Agiteu suaument durant un minut amb la vareta de vidre i deixeu el temps necessari per equilibrar el sòlid i la dissolució (uns 5 minuts). En aquest punt la dissolució es trobarà en el punt de saturació del sòlid amb el líquid en un medi sense reaccions paral·leles.

3) Filtreu a pressió atmosfèrica amb un embut de vidre i un filtre llis i separeu el sòlid. Decanteu la dissolució, de manera que tot el sòlid quedi repartit entre el got de precipitats i el paper de filtre. La dissolució que filtrareu, que és el que interessa guardar, ha de quedar completament transparent, lliure de sòlid.

4) Del filtrat final, separeu dues fraccions de 20 cm^3 , mesurades acuradament amb pipeta, i porteu-les cadascuna a un erlenmeyer. Afegiu en cada erlenmeyer un volum d'aproximadament 2 cm^3 de la dissolució tampó $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ de $\text{pH}\sim 9,5$ (mesurats amb proveta) i, finalment, UNA gota de l'indicador negre d'ericrom-T (si **poseu més quantitat el color és tant intens que dificulta veure el punt final de la valoració**).

5) Feu un mínim de dues valoracions utilitzant la dissolució d'EDTA $0,05 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$. Si hi ha una discrepància entre el volum de les dues valoracions de més del 3% feu-ne una tercera. És a dir, s'ha de complir que, en valor absolut:

$$\frac{V_1 - V_2}{V_1} \cdot 100 \leq 3$$



5.6. FIGURA O IMAGEN 6: INFORME DE LA PRÁCTICA 3



Informe Pràctica 3

Q.1.- Escriviu la reacció de dissolució del sulfat de calci di-hidratat que correspon a la K_{s0} .

Q.2.- Quina és la relació entre la solubilitat del sòlid estudiat i les concentracions dels ions Ca^{2+} i SO_4^{2-} , respectivament.

Q.3.- Indiqueu els volums d'equivalència obtinguts en les valoracions realitzades:

Primera determinació: cm^3

Segona determinació: cm^3

Tercera determinació*: cm^3

* només si ha calgut fer-la

Q.4.- Calculeu la concentració de calci de la dissolució valorada:

Concentració de calci (1ª determinació): $mol\ dm^{-3}$

Concentració de calci (2ª determinació): $mol\ dm^{-3}$

Concentració de calci (3ª determinació)*: $mol\ dm^{-3}$

* només si ha calgut fer-la

Q.5.- Amb els valor obtinguts, calculeu el valor de la solubilitat:

s (1ª determinació) = $mol.dm^{-3}$

s (2ª determinació) = $mol.dm^{-3}$

s (3ª determinació)* = $mol.dm^{-3}$

* només si ha calgut fer-la

Q.6.- Finalment, calculeu el valor de la constant de solubilitat del sulfat de calci di-hidratat, amb l'error associat:

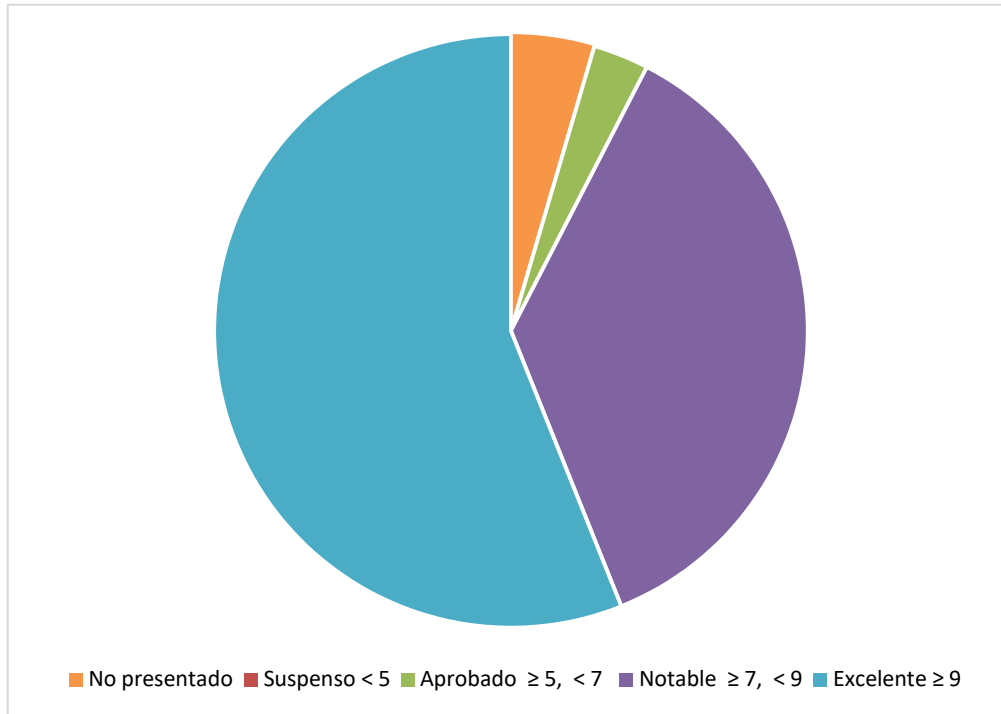
$K_{s0} =$ \pm

Q.7.- Compareu el valor que heu determinat experimentalment amb el que heu trobat a la bibliografia en el treball previ. Calculeu l'error relatiu entre els dos valors.



MÁS ALLÁ DE LAS COMPETENCIAS: NUEVOS RETOS EN LA SOCIEDAD DIGITAL

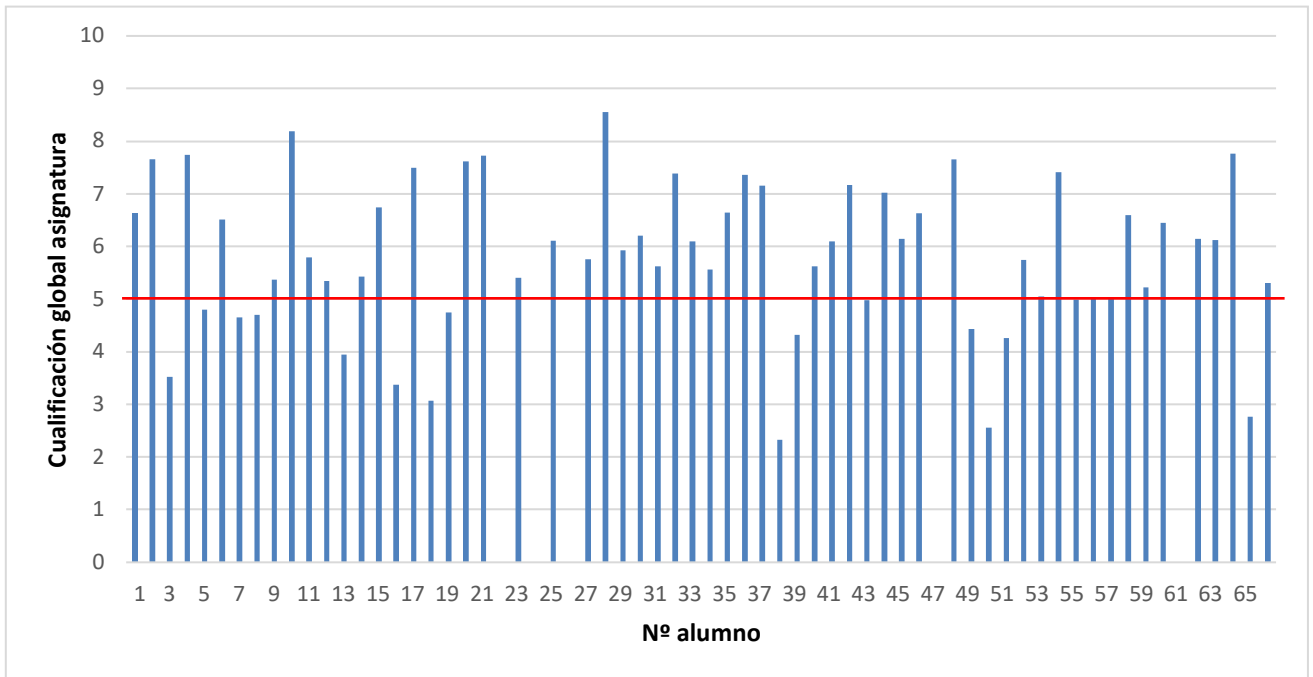
5.7. FIGURA O IMAGEN 7: NOTAS PROMEDIO DE LAS SESIONES PRÁCTICAS DEL GRUPO OBJETO DE ESTUDIO





MÁS ALLÁ DE LAS COMPETENCIAS: NUEVOS RETOS EN LA SOCIEDAD DIGITAL

5.8. FIGURA O IMAGEN 8: NOTA GLOBAL DE LA ASIGNATURA SEGÚN CADA ALUMNO/A (LA LÍNEA HORIZONTAL ROJA INDICA EL VALOR DEL APROBADO (NOTA=5)) DEL GRUPO OBJETO DE ESTUDIO





6. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS (según normativa APA)

<https://eebe.upc.edu/ca/estudis> (2020).

<https://eebe.upc.edu/ca/estudis/estudis-de-grau> (2020).

Amante, B., Martinez-Martinez, M., Cadenato, A., Gallego, I., Salan, N. (2011). Applied scientific method' in the laboratory. *International Journal of Engineering Education*, 27 (3 PART 1), 559–570.

Bishop, J. L., & Verleger, M. (2013). The flipped classroom: a survey of the research. In *120th ASEE Annual Conference & Exposition* (pp. 23.1200.1-23.1200.18). Atlanta, Georgia, USA.

Davidson, N., Major, C. H., & Michaelsen, L. K. (2014). Small-group learning in higher education-cooperative, collaborative, problem-based, and team-based learning: an introduction by the guest editors. *Journal on Excellence in College Teaching*, 25 (3–4), 1–6.

Marra, R., Jonassen, D. H., Palmer, B., & Luft, S. (2014). Why problem-based learning works: Theoretical foundations. *Journal on Excellence in College Teaching*, 25 (3–4), 221–238.

Woods, D. R., Hrymak, A. N., Marshall, R. R., Wood, P. E., Crowe, C. M., Hoffman, T. W., Wright, J., Taylor, P., Woodhouse, K., Bouchard, C. G. K. (1997). Developing Problem Solving Skills: The McMaster Problem Solving Program. *Journal of Engineering Education*, 86 (2), 75–91.