

Disseny d'activitats pràctiques per a la comprensió d'idees clau de l'equilibri químic

Designing practical activities for the understanding of key ideas and chemical equilibrium

Juan Quílez / Grupo Especializado de Didáctica e Historia de la Física y la Química
Reales Sociedades Españolas de Química y Física



resum

La comprensió del concepte *equilibri químic* requereix que els estudiants de química revisin les idees que prèviament han desenvolupat al voltant de les reaccions químiques. A més a més, el professorat ha d'intentar que l'alumnat no generi alguns errors conceptuals que es manifesten molt persistents i que, per tant, actuen com a barreres d'aprenentatge. Un estudi històric del procés de construcció de les idees clau que conformaren aquests conceptes pot ajudar en el disseny d'activitats de laboratori per al seu l'ensenyament. Aquesta tasca s'exemplifica amb la proposta de diverses activitats experimentals on es treballen les idees de 'reacció incompleta' i 'reversibilitat'. Finalment, es presenta una simulació per ajudar els estudiants en l'explicació dinàmica molecular d'aquest tipus de reaccions.

paraules clau

Equilibri químic, reversibilitat, reacció incompleta, equilibri dinàmic.

abstract

Understanding the concept of 'chemical equilibrium' requires chemistry students to review the ideas they have previously developed around chemical reactions. In addition, teachers must try to ensure that students do not generate some related conceptual errors that are very persistent and thus act as barriers to learning. A historical study of the construction process of the key ideas that made up this concept can help in the design of laboratory activities for their teaching. This task is exemplified by several proposed experimental works where the following ideas are introduced: 'incomplete reaction' and 'reversibility'. Finally, a simulation is presented to help students in the molecular dynamic explanation of these reactions.

keywords

Chemical equilibrium, reversibility, incomplete reaction, dynamic equilibrium.

1. Introducció

L'estudi històric del procés de construcció (experimental i teòric) del concepte d'*equilibri químic* es pot realitzar amb l'ajuda de les següents idees clau: 'reversibilitat', 'reaccions incompletes', 'constant d'equilibri' i 'caràcter dinàmic' (Quílez, 2002, 2019, 2022). Aquesta reconstrucció històrica pot ajudar al professorat en el disseny d'activitats de

laboratori que facilitin a l'alumnat de química la comprensió d'aquesta conceptualització (van Driel, Verloop i de Vos, 1998), ja que es manifesta en un primer moment complicada en ser poc intuïtiva i cognitivament exigent.

Particularment, aquest paral·lelisme històric i didàctic (van Driel, de Vos i Verloop, 1998) pot representar un important element de reflexió que pot

afavorir la potenciació del treball intel·lectual dels estudiants, tant en el seu intent d'explicació d'aquest tipus de reaccions des del punt de vista macroscòpic com en la seva interpretació molecular (de Berg, 2021). Al mateix temps, aquesta aproximació experimental (Chiu, Chou i Liu, 2002; Ghirardi et al., 2014, 2015; van Driel, de Vos i Verloop, 1999) pot contribuir a evitar o

superar alguns dels errors conceptuals més comuns i persistents sobre aquest tipus de reaccions que assenyala la bibliografia (van Driel, de Vos i Verloop, 1998; van Driel i Gräber, 2002; Quílez, 2009; Riddle i Hin, 2023).

En aquest treball es presenten activitats pràctiques que s'han dissenyat per facilitar la construcció de dues idees macroscòpiques associades als processos d'equilibri químic: reacció incompleta i reversibilitat. Finalment, es presenta una simulació que pot ajudar en la construcció d'un model interpretatiu d'aquestes reaccions que comporta una conceptualització dinàmica a escala molecular.

2. Reaccions incompletes i reversibilitat

Abans d'arribar a l'estudi de l'equilibri químic, l'alumnat ja té experiències sobre les reaccions químiques que provenen de la vida quotidiana (p. e. reaccions de combustió) i també dels exemples que s'han treballat prèviament a la classe de química. Aquest coneixement normalment està associat al desenvolupament d'unes idees restrictives al voltant d'aquests processos. En concret, habitualment es pensa que les reaccions químiques només es produeixen en un sentit i que deixen d'avançar quan un dels reactius s'esgota (reactiu limitant). Amb l'objectiu que els estudiants de química puguin superar aquestes primeres concepcions, se'ls pot presentar una sèrie d'activitats pràctiques, l'anàlisi de les quals pot afavorir que puguin donar una interpretació que contempli que no cal que un dels reactius s'esgoti perquè una reacció no avanci més i que el seu sentit es pot invertir, de forma que els conceptes de *reactius* i de *productes* passen a ser purament formals, depenent de com s'ha representat el procés

per mitjà de la corresponent equació química.

Les idees de Berthollet sobre reversibilitat i reacció incompleta introduïdes a l'inici del segle XIX en el seu estudi de processos a gran escala tenien el desavantatge del reduït nombre de reaccions de laboratori en les quals es pogueren fer palès aquests conceptes (Quílez, 2002, 2009, 2019). J. H. Gladstone va ser un dels primers científics que més va contribuir a intentar superar aquesta limitació. En concret, va estudiar el comportament de cromats, de sals solubles d'elements de transició (crom, ferro, cobalt i coure), així com reaccions de formació de composts insolubles i la seva dissolució (Gladstone, 1855, 1857).

Investigant reaccions incompletes

L'estudi inicial de Gladstone es pot utilitzar per dissenyar una activitat basada en l'equilibri químic representat per la següent equació:

$$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$$

Es proposen una sèrie de qüestions (de Berg, 2021) al voltant d'un comportament químic no previst, que intenten desafiar les idees inicials de l'alumnat. És a dir, es tracta que els estudiants reflexionin al voltant de la limitació que suposa la concepció que assumeix que sempre que una reacció no pot avançar més almenys un dels reactius s'ha exhaurit perquè ha reaccionat completament. D'aquesta forma pot sorgir el concepte de *reacció incompleta*, que implica que s'ha produït una quantitat menor dels productes que l'esperada pel càlcul estequiomètric, ja que encara queden reactius que no han reaccionat.

En aquesta investigació, les quantitats inicials que s'han fet reaccionar de $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ i de $\text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$ no guarden una

relació estequiomètrica, la qual cosa pot fer pensar a l'alumnat que la reacció s'ha completat quan el reactiu que està en menor proporció [en el nostre experiment, l'ió $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$] s'ha esgotat. És a dir, aquesta primera explicació assumeix que l'ió $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ ha reaccionat completament. Si posteriorment s'afegeix una quantitat addicional de l'altre reactiu, $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$, no hauria de produir-se més quantitat de producte, $\text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$ (que es detecta per l'increment de la intensitat del color de la dissolució).

El desafiament implica explicar els canvis de color que experimenta el sistema una vegada s'ha format una certa quantitat de $\text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$ quan s'afegeixen quantitats addicionals de $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ i de $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$ (van Driel, de Vos, Verloop i Dekkers, 1998). En ambdós casos s'intensifica el color. També es pot aprofundir en aquest estudi si es planteja l'eliminació de $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ (Chiu *et al.*, 2002).

En el quadre 1 es descriu una activitat per investigar amb alumnat de segon de batxillerat el comportament d'un sistema en el qual la reacció inicial és incompleta (Quílez *et al.*, 2009).

Quadre 1. És completa la reacció $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$?

a) Què passa quan mesquem una dissolució de FeCl_3 amb una dissolució de KSCN ?

- Prepara una dissolució de $\text{FeCl}_3(\text{aq})$ de concentració $c = 0,5$ mol/L i una altra de $\text{KSCN}(\text{aq})$ de concentració $c = 1$ mol/L.
- A un tub d'assaig que conté uns 10 mL d'aigua destil·lada, afegeix-hi una gota de la dissolució de clorur de ferro (III) [que aporta els ions $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$] i després una gota de la dissolució de tiocianat de potassi [que aporta els ions $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$].

- Anota els canvis observats i intenta explicar-los (la formació del complex $\text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$ es detecta pel seu color roig característic).

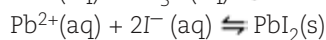
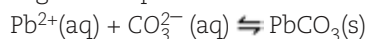
b) ¿Què passarà si afegim clorur de ferro(III) o tiocianat de potassi a la dissolució obtinguda?

- La dissolució roja obtinguda divideix-la ara en tres parts iguals en sengles tubs d'assaig, que numerem com 1, 2 i 3.
- Al tub 1, afegeix una nova gota de dissolució de clorur de ferro (III).
- Al tub 2, se li afegeix una nova gota de dissolució de tiocianat de potassi.
- Compara les coloracions que has obtingut als tubs 1 i 2 amb la corresponent a la del tub 3. Explica els canvis observats.
- Esperaves obtenir aquests resultats?
- Quin aspecte t'ha resultat més problemàtic d'explicar?

Altres exemples de reaccions incompletes que es poden investigar de forma anàloga en el laboratori escolar són:

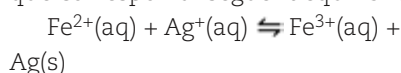
a) Reaccions de precipitació.

DeMeo (2002) descriu com detectar la presència dels ions després d'haver realitzat la reacció química de formació del corresponent precipitat, segons els següents equilibris:



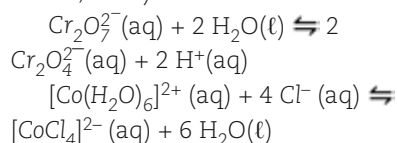
i Chiu et al. (2002) proposa investigar l'existència d'ions cromat després d'haver precipitat $\text{BaCrO}_4(\text{s})$ (grog), afegint ions $\text{Ag}^{+}(\text{aq})$ amb la formació de $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$ (vermell).

b) Reaccions redox. Ghirardi et al. (2014, 2015) desenvolupen tècniques de detecció dels ions $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Ag}^{+}(\text{aq})$ i $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ en l'estudi de la reacció incompleta que correspon al següent equilibri:



Investigant reaccions reversibles

El concepte de reversibilitat —alguns autors (Arnaud, 1993) prefereixen utilitzar el terme *inversibilitat* per tal de no generar confusió amb el concepte termodinàmic de procés reversible— es pot investigar fent canvis de concentració dels reactius i dels productes en els equilibris químics representats per les següents equacions (Quílez, 2004a, 2009):



A l'equilibri dicromat \rightleftharpoons cromat es pot invertir el sentit de la reacció amb canvis lleugers de pH on es poden observar canvis graduals de color: vermell \rightarrow taronja \rightarrow groc (i al contrari). D'altra banda, en l'altre equilibri on participa el cobalt també es pot estudiar la inversió del procés pels canvis de color (van Driel et al., 1999; Ghirardi et al., 2014) produïts pel canvi de les concentracions de les espècies químiques presents i també pel canvi de la temperatura. En el quadre 2 queda exemplificat com es poden investigar aquests canvis en una classe de segon de batxillerat (Quílez et al., 2009).

Quadre 2. Es produeixen les reaccions químiques només en un sentit? Investigant reaccions reversibles

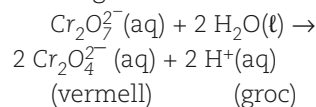
1. a) La reacció dels ions dicromat, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$, amb l'aigua: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}^{+}(\text{aq})$

El primer experiment l'encetarem preparant una dissolució aquosa de dicromat de potassi. Prendrem amb una espàtula, i amb cura, una petita quantitat de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{s})$ i la posarem en un tub d'assaig. Tot seguit el dissoldrem en la menor

quantitat d'aigua possible. Com que l'objectiu d'aquest primer pas és preparar una dissolució relativament concentrada (sense que sigui necessari pesar o mesurar volums), podem prendre com a referència una altura del sòlid a l'interior d'un tub d'assaig d'uns 2-3 mm i afegir-hi 1-2 mL d'aigua (aproximadament).

- Anota el color de la dissolució una vegada estigui dissolt tot el sòlid.

- A continuació, estudiarem, pel canvi de color, la reacció següent:

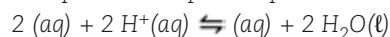


Afegeix a la dissolució que has preparat petites quantitats d'aigua. Anota els canvis de color que hi observes.

- Quina interpretació fas del canvi de color que s'observa?



Figura 1. Coloracions 'extremes' que presenta l'equilibri químic:

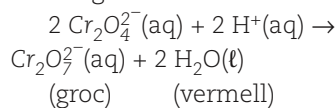


1. b) La reacció inversa dels ions cromat, $\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq})$, amb els ions $\text{H}^{+}(\text{aq})$: $2\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$

La segona part d'aquesta investigació és molt semblant a l'anterior. Ara prepararem una dissolució aquosa de cromat de potassi, $\text{K}_2\text{CrO}_4(\text{s})$, de manera anàloga a la dissolució de dicromat de potassi.

- Anota el color una vegada s'hagi dissolt tot el sòlid.

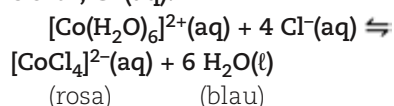
– Finalment, estudiarem, de manera anàloga, la reacció següent:



Afegeix a la dissolució petites quantitats (gota a gota) d'àcid clorhídric concentrat (que proporciona ions H^+).

- Anota els canvis de color.
- Quina interpretació fas del canvi de color que s'observa?
- Finalment, afegeix a aquesta última situació petites quantitats d'hidroxid de sodi (pots afegir-ne en forma de dissolució concentrada i fins i tot directament lleties del sòlid). En aquest cas els ions OH^- reaccionen amb els ions H^+ .
- Anota els canvis de color i intenta explicar-los.
- Intenta donar una explicació global a les dues reaccions investigades.

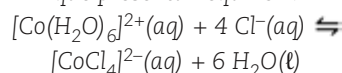
2) La reacció de l'ió complex $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}(\text{aq})$ amb els ions clorur, $\text{Cl}^-(\text{aq})$:



- Dissol una punta d'espàtula de $\text{CoCl}_2(\text{s})$ en uns 10 mL d'aigua destil·lada.
- Anota el color de la dissolució i dona'n una explicació.
- Afegeix, amb cura, àcid clorhídric concentrat (que proporciona ions Cl^-), fins a completar uns 10 mL d'aquesta dissolució.
- Anota el canvi de color produït i intenta explicar-lo.
- Finalment, vessa tot el contingut de la dissolució anterior en un erlenmeyer i afegeix, amb l'ajuda d'un flascó rentador, aigua destil·lada en excés.
- Anota els canvis de color produïts i intenta explicar-los.



Figura 2. Coloracions 'extremes' que presenta l'equilibri:



Per acabar, intenta raonar si és més adequat utilitzar el símbol \rightarrow per a escriure les equacions químiques d'aquestes reaccions o si resulta més apropiat la doble semifletxa, \rightleftharpoons .

La reversibilitat d'una reacció d'equilibri químic també es pot il·lustrar mitjançant una modificació de la temperatura. Un procés que sol estar exemplificat en molts llibres de text és l'equilibri representat per l'equació:

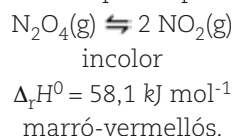
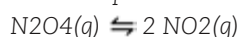


Figura 3. Canvi de la intensitat del color per variació de la temperatura a l'equilibri:



El sentit de reacció de l'equilibri químic representat per l'equació anterior també es pot invertir per la modificació del

volum del sistema. En l'explicació dels canvis de color produïts en aquest cas cal evitar les argumentacions incorrectes que solen estar presents en molts llibres de text referides als canvis paral·lels produïts en les concentracions i en les quantitats de substància dels dos gasos (Quílez, 2004b, 2021).

3. Introducció d'un model explicatiu a través d'una simulació

Una vegada s'han treballat els conceptes de reversibilitat i de reacció incompleta, els estudiants han d'intentar formular un model explicatiu dels sistemes en equilibri químic (de Berg, 2021), superant les primeres nocions que consideren que es tracta d'una situació estàtica (van Driel, 2002).

Normalment, quan s'arriba a l'estudi de l'equilibri químic, els estudiants ja han construït un model cinètic explicatiu de les reaccions químiques. El model de les col·lisions és un model senzill que els estudiants poden utilitzar per a l'explicació a nivell molecular dels factors dels quals depèn la velocitat d'una reacció química. El pas següent implica usar aquest model per interpretar per què les concentracions de reactius i de productes romanen constants en la posició d'equilibri químic.

S'han proposat diferents analogies i simulacions per tal de facilitar la comprensió del caràcter dinàmic dels sistemes en equilibri químic. En aquest punt, cal tindre en compte els perills associats a aquest tipus d'ajudes per a l'alumnat, ja que es poden generar, i inclús reforçar, errors conceptuals (Raviolo i Garritz, 2009). Es poden destacar algunes simulacions per ordinador (Rusell et al., 1997; Stieff i Wilenski 2003; Velázquez-Marcano et al., 2004).

Per simular el caràcter dinàmic de l'equilibri químic proposem l'anomenat 'joc de l'equilibri' (Wilson, 1998; Huddle et al., 2000), ja que és senzill el seu desenvolupament.

pament i comporta la realització de taules i gràfiques que són d'ajuda en la seva interpretació. En el quadre 3 es mostren les instruccions d'aquest joc en la seva adaptació per a estudiants de segon de batxillerat (Quílez et al., 2009).

Quadre 3. El joc de l'equilibri

1) Simulació de la reacció reversible $R \rightleftharpoons B$

Simularem una reacció reversible molt simple d'estequiometria 1:1, que podem representar mitjançant l'equació química $R \rightleftharpoons B$.

Per a això, utilitzarem un joc de trenta-sis cartolines (per exemple, 10 cm x 5 cm) que tinguin color diferent per cadascuna de les seves cares. Encetarem el joc emprant trenta-sis cartolines que presentaran la mateixa cara (idèntic color; per exemple, roig). És a dir, la simulació vol representar que inicialment només existeixen molècules de R. Quan les molècules xoquen entre si, només una de cada quatre tindrà la possibilitat de canviar a B (color blau). Aquesta situació la representarem per un canvi de color (una de cada quatre cartolines roges presentarà la cara de color blau). D'altra banda, les regles del joc estableixen que quan les molècules de B comencen a formar-se, en els seus xocs tindran la possibilitat de canviar a R amb una probabilitat d'una entre tres presents (una de cada tres cartolines blaves presents passarà a presentar la cara de color roig).

- Inicialment, col·locarem les trenta-sis cartolines de color roig en un recipient prismàtic (una caixa de sabates pot simular el reactor) —que considerarem com a unitat de volum— i encetarem el joc, anotant en una taula per a cada cicle el nombre de cartolines de color que existeixen. Has de completar una taula de valors amb els canvis

produïts en cada cicle la fins a un mínim de vuit cicles.

- Comencem a construir aquesta taula amb els dos primers cicles. En el primer cicle canvien de color nou de les trenta-sis cartolines de color roig inicials, però al seu torn de les nou cartolines de color blau formades, tres canvien a roig. Per tant, el nombre de cartolines de cada color després d'aquest primer cicle és: $R = (36 - 9) + 3 = 30$; $B = (0 + 9) - 3 = 6$.
- El cicle següent s'inicia amb trenta cartolines que presenten color roig i sis cartolines blaves. Per tant, inicialment només set de color roig passaran a blau i de les tretze blaves presents (6 + 7), quatre passaran de nou a presentar el color roig. Així doncs, el nombre de cartolines de cada color després del segon cicle és: $R = (30 - 7) + 4 = 27$; $B = (6 + 7) - 4 = 9$. Continuant aquest procés, has de completar la taula corresponent.
- Finalment, es realitza una representació gràfica que correspon als valors obtinguts fins a vuit cicles, en la qual en les ordenades es representa la 'concentració' (nombre de cartes acolorides / unitat de volum) i en les abscisses el 'temps' (nombre de cicles).

2) Simulació de la reacció $V \rightleftharpoons N$

Ara simularem una altra reacció química que representarem amb l'equació $V \rightleftharpoons N$. Per a això, cal repetir el joc emprant cartolines de colors diferents dels anteriors —per exemple, verd (V) i negre (N)— de tal forma que l'encetarem amb quaranta cartolines que presenten el color V, i 0 que presenten el color N. Ara per a cada cicle 1/4 de les de color V canviaran de color N i 1/10 de les de color N tornaran a presentar el color V.

- Fes una taula semblant al joc anterior.
- Realitza la corresponent representació gràfica de la concentració en funció del temps.

Finalment, la velocitat de reacció de cadascuna de les espècies químiques dels dos experiments realitzats pot avaluar-se a partir de la construcció d'una taula on s'indiqui en cada cicle el canvi en el nombre de cartolines (Δ concentració) i després amb la representació gràfica ' Δ concentració = f (t)' [Canvi nombre de cartolines / unitat de volum = f (cicle)].

Les taules de valors i les gràfiques que s'obtenen en aquesta simulació permeten comprendre que, una vegada s'ha arribat a l'estat d'equilibri, encara que les concentracions dels reactius i dels productes romanen constants, les substàncies continuen reaccionant. Per al primer exemple del joc, la taula 1 correspon als valors obtinguts per als primers vuit cicles. Es pot calcular que la constant d'equilibri és de 0,5. La figura 4 correspon a la gràfica de la concentració en funció del temps.

En la situació d'equilibri, les velocitats de reacció directa i inversa són idèntiques. Aquesta propietat s'ha exemplificat per a la segona simulació del joc, que correspon al procés $V \rightleftharpoons N$. En la taula 2, s'han calculat els canvis de concentració en la transició de dos cicles consecutius. Aquests valors s'han representat en la figura 5, de forma que es comprova que a partir del cicle número 8 (equilibri), els canvis nets de concentració són nuls tant per al reactiu, V, com per al producte, N.

Aquestes simulacions també es poden utilitzar per a l'estudi de la pertorbació que correspon a l'addició d'un dels reactius a volum constant.

N.º de ciclo	Color R	Color A
0	36	0
1	30	6
2	27	9
3	26	10
4	25	11
5	24	12
6	24	12
7	24	12

Taula 1. Valors obtinguts per al procés $R \rightleftharpoons B$.

Intervalo de ciclo	Δ Cartulinas V/ Unidad de volumen	Δ Cartulinas N/ Unidad de volumen
1 (0→1)	31 - 40 = -9	9 - 0 = +9
2 (1→2)	25 - 31 = -6	15 - 9 = +6
3 (2→3)	21 - 25 = -4	19 - 15 = +4
4 (3→4)	18 - 21 = -3	22 - 19 = +3
5 (4→5)	16 - 18 = -2	24 - 22 = +2
6 (5→6)	14 - 16 = -2	26 - 24 = +2
7 (6→7)	13 - 14 = -1	27 - 26 = +1
8 (7→8)	13 - 13 = 0	27 - 27 = 0
9 (8→9)	13 - 13 = 0	27 - 27 = 0

Taula 2. Canvis de concentració en el procés $V \rightleftharpoons N$.

Comentaris finals

En la tasca del professorat d'ajudar al seu alumnat en la construcció del coneixement científic, un prerrequisit bàsic és el seu coneixement pedagògic (didàctic) dels continguts a ensenyar. En la seva comprensió de les dificultats que poden trobar els estudiants de química en la comprensió de conceptes, una anàlisi històrica i epistemològica pot ser de molta utilitat per conèixer els obstacles cognitius que han de superar. Aquesta circumstància queda exemplificada en la dificultat d'enteniment que presenta l'estudi de l'equilibri químic. Les idees inicials dels estudiants quan inicien l'estudi d'aquest concepte guarden un paral·lisme amb les barreres que històricament es van haver de superar.

En aquest treball s'han presentat unes activitats pràctiques dissenyades perquè l'alumnat de química pugui posar en qüestió les seves idees prèvies al voltant de les

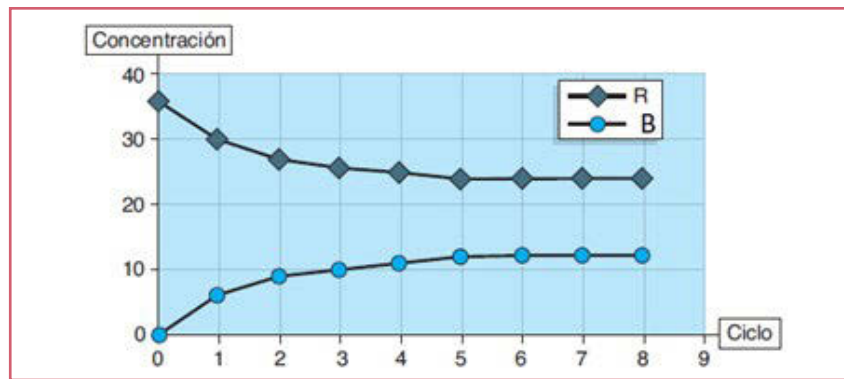


Figura 4. Representació concentració = $f(\text{temps})$ per al procés $R \rightleftharpoons B$.

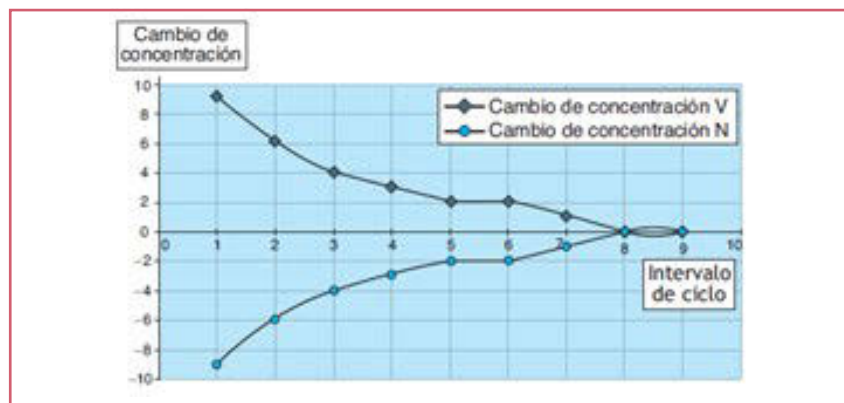


Figura 5. Representació Δ concentració = $f(\text{temps})$ en el procés $V \rightleftharpoons N$.

reaccions químiques. En concret, s'han treballat exemples de reaccions químiques per al desenvolupament de dues idees clau: 'reacció incompleta' i 'reversibilitat'. Finalment, la interpretació dinàmica molecular que explica la constància de les concentracions en la situació d'equilibri químic s'ha modelitzat per tal de comprendre que en l'estat d'equilibri les velocitats de reacció directa i inversa són idèntiques.

Referències

- ARNAUD, P. (1993). *Curs de Chimie Physique*. Paris: Dunod.
- CHIU, M. H.; CHOU, C. C.; LIU, C. J. (2002). «Dynamic processes of conceptual change: analysis of constructing mental models of chemical equilibrium». *Journal of Research in Science Teaching*, vol. 39, núm. 8, p. 688-712.
- DE BERG, K. C. (2021). «An analysis of the difficulties associated with determining that a reaction in chemical equilibrium is incomplete». *Foundations of Chemistry*, vol. 23, p. 253-275.
- DEMEIO, S. (2002). «Using Limiting-Excess Stoichiometry to Introduce Equilibrium Calculation: a Discrepant Event Laboratory Activity Involving Precipitation Reactions». *Journal of Chemical Education*, vol. 79, p. 474-475.
- GHIRARDI, M.; MARCHETTI, F.; PETTINARI, C.; REGIS, A.; ROLETTA, E. (2014). «A teaching learning sequence for learning the concept of chemical equilibrium in secondary school education». *Journal of Chemical Education*, vol. 91, núm. 1, p. 59-65.
- GHIRARDI, M.; MARCHETTI, F.; PETTINARI, C.; REGIS, A.; ROLETTA, E. (2015). «Implementing an Equilibrium Law Teaching Sequence for Secondary School Students To Learn Chemical Equilibrium». *Journal of Chemical Education*, vol. 92, núm. 6, p. 1008-1015.
- GLADSTONE, J. H. (1855). «On Circumstances Modifying the Action of

- Chemical Affinity». *Philosophical Transactions of the Royal Society of London*, vol. 145, p. 179-223.
- GLADSTONE, J. H. (1857). «Some Experiments Illustrative of the Reciprocal Decomposition of Salts». *Quarterly Journal Chemical Society*, vol. 9, p. 144-156.
- HUDDLE, P. A.; WHITE, M. W.; ROGERS, F. (2000). «Simulations for Teaching Chemical Equilibrium». *Journal of Chemical Education*, vol. 77, p. 920-926
- QUÍLEZ, J. (2002). «Aproximación a los orígenes del concepto de equilibrio químico: algunas implicaciones didácticas». *Educación Química*, vol. 13, núm. 2, p. 101-112.
- QUÍLEZ (2004a). «A historical approach to the development of chemical equilibrium through the evolution of the affinity concept: some educational suggestions». *Chemistry Education Research and Practice*, vol. 5, núm. 1, p. 69-87.
- QUÍLEZ, J. (2004b). «Changes in concentration and in partial pressure in chemical equilibria: students' and teachers' misunderstandings». *Chemistry Education Research and Practice*, vol. 5, núm. 3, p. 281-300.
- QUÍLEZ, J. (2009). «From chemical forces to chemical rates: A historical/philosophical foundation for the teaching of chemical equilibrium». *Science & Education*, vol. 18, p. 1.203-1.251.
- QUÍLEZ, J. (2019). «A historical/epistemological account of the foundation of the key ideas supporting chemical equilibrium theory». *Foundations of Chemistry*, vol. 21, p. 221-252.
- QUÍLEZ, J. (2021). «Le Châtelier's Principle a Language, Methodological and Ontological Obstacle: An Analysis of General Chemistry Textbooks». *Science & Education*, vol. 30, p. 1253-1288.
- QUÍLEZ, J. (2022). «Breve reconstrucción histórica del concepto equilibrio químico». *Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales*, vol. 107, p. 55-61.
- QUÍLEZ, J.; LORENTE, S.; SENDRA, F.; ENCISO, E. (2009). *Química 2. Afinitat*. ECIR: València.
- RAVIOLO, A.; GARRITZ, A. (2009). «Analogies in the teaching of chemical equilibrium: a synthesis/analysis of the literature». *Chemistry Education: Research and Practice*, vol. 10, núm. 1, p. 5-13.
- RIDDLE, H.; HIN, S. L. F. (2023). «Students' Misconceptions in Chemical Equilibria and Suggestions for Improved Instruction». *New Directions in the Teaching of Natural Sciences*, vol. 18, núm. 1.
- RUSSEL, J. W.; KOZMA, R. B.; JONES, T.; WYKOFF, J.; MARX, N.; DAVIS, J. (1997). «Use of Simultaneous-Synchronized Macroscopic, Microscopic, and Symbolic Representations to Enhance the Teaching and Learning of Chemical Concepts». *Journal of Chemical Education*, vol. 74, p. 330-334.
- STIEFF, M.; WILENSKI, U. (2003). «Connected Chemistry – Incorporating Interactive Simulations into the Chemistry Classroom». *Journal of Science Education and Technology*, vol. 12, p. 285-302.
- VAN DRIEL, J. H. (2002). «Students' corpuscular conceptions in the context of chemical equilibrium and chemical kinetics». *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, vol. 3, núm. 2, p. 201-213
- VAN DRIEL, J. H.; DE VOS, W.; VERLOOP, N. (1998). «Relating students' reasoning to the history of science: The case of chemical equilibrium». *Research in Science Education*, vol. 28, núm. 2, p. 187-198.
- VAN DRIEL, J. H.; DE VOS, W.; VERLOOP, N.; DEKKERS, H. (1998). «Developing secondary students' conceptions of chemical reactions: the introduction of chemical equilibrium». *International Journal of Science Education*, vol. 20, núm. 4, p. 379-392
- VAN DRIEL, J. H.; VERLOOP, N.; DE VOS, W. (1998). «Developing science teachers' pedagogical content knowledge». *Journal of Research in Science Teaching*, vol. 35, núm. 6, p. 673-695.
- VAN DRIEL, J. H.; DE VOS, W.; VERLOOP, N. (1999). «Introducing dynamic equilibrium as an explanatory model». *Journal of Chemical Education*, vol. 76, núm. 4, p. 559-561.
- VAN DRIEL, J. H.; GRÄBER, W. (2003). «The teaching and learning of chemical equilibrium». En GILBERT, J.; JUSTI, R.; VAN DRIEL, J.; DE JONG, O.; TREAGUST, D. (Eds.), *Chemical Education: Towards Research based Practice*, p. 271-292. Dordrecht: Kluwer.
- VELÁZQUEZ-MARCANO, A.; WILLIAMSON, V. M.; ASHKENAZI, G.; TASKER, R.; WILLIAMSON, K. C. (2004). «The Use of Video Demonstrations and Particulate Animation in General Chemistry». *Journal of Science Education and Technology*, vol. 13, p. 315-323.
- WILSON, A. (1998). «Equilibrium: a teaching/learning activity». *Journal of Chemical Education*, vol. 75, p. 1176-1177.



Juan Quílez

Doctor en Ciències Químiques. Ha estat catedràtic de Física i Química, assessor en centres de formació permanent, professor de formació inicial del professorat a les universitats de València i Jaume I i director d'institut. Les seves línies principals de recerca educativa són el llenguatge de la química, l'estudi històric i didàctic de l'equilibri químic i l'anàlisi crítica de l'enfocament STEM integrat. Ha publicat llibres de Física i Química de batxillerat. C. e. jquilez@uji.es