

# Els models d'Arrhenius i de Brönsted-Lowry en la modelització dels àcids i les bases: presentació anhistòrica i modelització híbrida

Arrhenius and Brönsted-Lowry acid-base models: a historical presentation and hybrid modelling

Aureli Caamaño / Societat Catalana de Química



## resum

En el currículum de química de l'ensenyament secundari hi ha teories sorgides històricament en contextos diferents, com les dels àcids i les bases, que s'aborden progressivament al llarg del currículum. En aquests casos, es pot produir una modelització híbrida, que combina aspectes d'un model i de l'altre, causada en part per la forma anhistòrica en què són presentats. En el present article, fem una anàlisi de les dificultats conceptuals més freqüents en la comprensió i l'ús dels models d'Arrhenius i de Brönsted-Lowry, i apuntem algunes orientacions didàctiques que poden ajudar a superar les dificultats esmentades.

## paraules clau

Àcids i bases, model d'Arrhenius, model de Brönsted-Lowry, models híbrids, història de la química.

## abstract

In the chemistry curriculum of secondary education there are theories emerged historically in different contexts, such as acids and bases, which are progressively addressed throughout the curriculum. These cases could produce hybrid models, combining concepts from the different models which are presented, partly due to the a-historical way in which are presented. This article analyses the conceptual difficulties more frequent in the Arrhenius and the Brönsted-Lowry models, and propose some teaching orientations that could help overcome the mentioned difficulties.

## keywords

Acids and bases, Arrhenius' model, Brönsted-Lowry's model, hybrid models, history of chemistry.

## 1. Els àcids i les bases en el currículum de secundària

L'ensenyament de la química requereix l'ús de models per interpretar els fets i imaginar els processos microscòpics subjacents a la matèria i als seus canvis. Els models teòrics estan emmarcats en teories, dels quals són instruments explicatius amb diferent grau de sofisticació.

La introducció dels conceptes *àcid* i *base* que es realitza habitualment en l'ensenyament secundari a Espanya segueix les etapes següents: model experimental, model d'Arrhenius i model de Brönsted-Lowry. Les preguntes «Què és un àcid?» i «Què és una base?» s'aborden per primera vegada als primers cursos de l'ESO des d'un punt de vista experimental (Caamaño, 2011a), i es passa després, a 4t d'ESO o al batxillerat, a proposar definicions de tipus conceptual, és a dir, definicions que impliquen alguna hipòtesi sobre allò que caracteritza la composició o l'estructura de les substàncies àcides i bàsiques. En arribar a aquest punt, s'utilitzen les teories que es van proposar històricament, en particular, la d'Arrhenius (a 4t d'ESO i 1r de batxillerat) i la de Brönsted-Lowry (a 2n de batxillerat).

Vos i Pilot (2001) han assenyalat que els llibres de text de ciències adquireixen a través dels anys una complicada estructura conceptual que, com les roques sedimentàries, mostra un nombre

de capes successives de conceptes, cadascuna d'elles amb la seva pròpia història. Els conceptes introduïts en el context d'una «capa», que pot referir-se a un context experimental, conceptual o d'aplicació, se solen solapar amb idees d'altres contextos, la qual cosa dóna lloc a una estructura conceptual estratificada incoherent. Analitzant el tractament que es dóna als àcids i les bases en llibres de text des del 1930 fins al 1990, els autors han identificat fins a sis capes successives: el context artesanal (experimental); el context de síntesi (òxids àcids i bàsics, Lavoisier); el context analític (valoracions àcid-base); el context d'Arrhenius (teoria de dissociació iònica d'Arrhenius); el context de Brønsted-Lowry i el de Lewis, i el context de la química aplicada (usos i aplicacions dels àcids). Les idees exposades per aquests autors tenen molts punts de contacte amb les que aquí desenvoluparem sota la perspectiva de l'existència de models híbrids, si bé en el seu cas amplien la hibridació no tan sols als models, sinó també als contextos.

## 2. Evolució històrica de les teories iòniques sobre els àcids i les bases

A continuació, farem una breu introducció a l'evolució històrica de les dues teories iòniques sobre els àcids i les bases més importants: la d'Arrhenius i la de Brønsted-Lowry.

### 2.1. La teoria de la dissociació iònica d'Arrhenius

Una de les propietats comunes dels àcids i dels àlcalis (bases solubles en aigua) és que presenten conductivitat elèctrica en dissolució (és a dir, són electròlits). L'explicació d'aquest fet es va basar a suposar l'existència d'ions en dissolució. Com que al final del segle XIX es creia que tots

els compostos eren moleculars, la formació d'ions es va explicar inicialment a conseqüència de la dissociació iònica de les molècules. Al principi, es va pensar que la causa de la dissociació era la diferència de potencial elèctric que proporcionava la introducció en la solució dels elèctrodes del conductímetre o de la cel·la electrolítica. L'estudi de la variació de la conductivitat elèctrica de les solucions amb la concentració va portar el químic suec Svante Arrhenius a proposar, el 1884, que la dissociació iònica tenia lloc simplement a conseqüència de la dissolució de l'electròlit en aigua.

Aquesta hipòtesi, un cop contrastada mitjançant un seguit d'evidències experimentals, va constituir la teoria de la dissociació iònica, segons la qual tots els electròlits moleculars es dissocien totalment o parcialment en ions quan es dissolen en aigua (Brock, 1992; Crawford, 1996; Berg, 2003).

### 2.2. La teoria d'Arrhenius dels àcids i de les bases

Liebig havia proposat el 1838 que els àcids eren substàncies que contenien hidrogen que podia ser reemplaçat per un metall. En el marc de la seva teoria de la dissociació iònica, Svante Arrhenius va pensar que si els àcids eren electròlits, això era perquè, en dissoldre's en aigua, es dissociaven formant dos tipus d'ions, un dels quals era l'ió hidrogen. D'aquesta manera, va definir un àcid com una substància que en dissolució aquosa es dissocia donant ions hidrogen, i una base, com una substància que en dissolució aquosa es dissocia donant ions hidròxid. Així és com Arrhenius va associar les propietats dels àcids a la presència d'ions  $H^+$  en la solució, i les propietats dels àlcalis (bases solubles en aigua), a la presència d'ions  $OH^-$  en les solucions.



Figura 1. Svante Arrhenius (1859-1927).

La resistència inicial amb què es va trobar la teoria de la dissociació d'Arrhenius provenia de dos fets: d'una banda, no s'entenia que una molècula estable, com ara la del HCl, pogués trencar-se en ions clorur i ions hidrogen simplement pel fet de dissoldre's; d'altra banda, tampoc no s'entenia que, en aquest cas, la dissolució no tingués cap de les propietats associades al clor (substància tòxica) ni a l'hidrogen.

La teoria de la dissociació iònica va ser acceptada finalment gràcies a les evidències experimentals aportades per l'augment anòmal de la temperatura d'ebullició de les solucions d'electròlits, les reaccions de precipitació i el color de les solucions iòniques.

La millora del coneixement de l'estructura de les substàncies va portar a preguntar-se si els ions que hi havia en la solució d'un electròlit procedien sempre d'una dissociació o bé podien formar part de l'electròlit sòlid. Aquesta hipòtesi es va confirmar el 1912, mitjançant estudis de difracció de raigs X de les xarxes cristal·lines del clorur de sodi. Per tant, es va comprovar que hi havia dos tipus d'electròlits: els moleculars (com el HCl) i els iònics (com el  $Na^+Cl^-$ ).

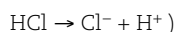
### 2.3. Dissociació iònica o ionització?

L'existència de dos tipus d'electròlits —moleculars (HCl) i

iònics (NaCl)— justifica la diferència entre *dissociació* (procés de separació d'ions que ja existien abans de la dissolució, com és el cas del NaCl):



i *ionització* (formació d'ions que no existien abans de la dissolució, com és el cas del HCl):

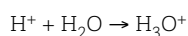


Tanmateix, quan la ionització d'una molècula té lloc per trencament de la molècula, com en el cas del HCl, el procés és també una dissociació iònica.

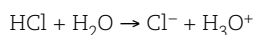
A la pràctica escolar, no sempre s'explicita la diferència de significat d'ambdós termes i s'acostuma a utilitzar el terme *dissociació iònica* per designar de forma indistinta ambdós processos (Schultz, 1997). No obstant això, creiem que des del punt de vista didàctic és important distingir entre els electròlits moleculars i els iònics i, consegüentment, entre la ionització i la dissociació iònica.

#### 2.4. La teoria de Brønsted i Lowry

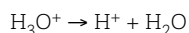
Les publicacions originals mostren que Lowry va ser el primer a proposar que una reacció àcid-base implica una transferència d'un protó (Hoor, 2003). El coneixement de l'estructura electrònica dels àtoms i la conceptualització de l'enllaç químic covalent com una compartició d'electrons de valència, establerts el mateix any 1923 per Lewis, van permetre visualitzar els processos de dissociació de les molècules dels electròlits des del punt de vista electrònic i suggerir l'existència de l'ió hidroni,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , format a conseqüència de la formació d'un enllaç covalent entre un ió hidrogen i l'oxigen d'una molècula d'aigua:



Des d'aquest punt de vista, en la dissociació del HCl en aigua, l'aigua deixa de ser vista com un simple dissolvent per passar a ser considerada un reactiu que accepta l'ió hidrogen o protó que és cedit per la molècula de HCl:



El 1923, el químic danès Johannes Brønsted i el químic anglès Martin Lowry formulen una nova teoria sobre els àcids i les bases, segons la qual un àcid és una espècie química<sup>1</sup> capaç de cedir protons a una altra, mentre que una base és una espècie química capaç d'acceptar protons d'una altra. Així, l'ió  $\text{H}_3\text{O}^+$  és un àcid de Brønsted-Lowry perquè pot cedir un protó,



i l'ió  $\text{OH}^-$  és una base de Brønsted-Lowry perquè pot acceptar un protó:

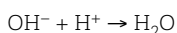


Figura 2. Johannes Brønsted (1879-1947).

#### 2.5. El model de Brønsted-Lowry versus el model d'Arrhenius

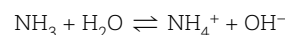
La nova teoria de Brønsted-Lowry permet considerar com a bases substàncies que no ho són

<sup>1</sup> La definició actual d'*espècie química*, segons la IUPAC, és equivalent a la de *substància química*. En la definició de Brønsted-Lowry, però, el terme *espècie química* és usat amb el significat de *partícula* (molècula o ió).

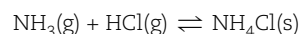


Figura 3. Martin Lowry (1874-1936).

des del punt de vista de la teoria d'Arrhenius perquè no contenen ions  $\text{OH}^-$  en la seva composició, però, en canvi, presenten propietats característiques de les bases, com l'amoníac ( $\text{NH}_3$ ), l'òxid de bari ( $\text{BaO}$ ) i el carbonat de sodi ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Per exemple, el  $\text{NH}_3$  seria una base de Brønsted-Lowry a conseqüència de la reacció:



També permet considerar reaccions àcid-base reaccions que no tenen lloc en dissolució aquosa, com ara la reacció en fase gasosa:



Però la nova teoria no és tan sols una mera ampliació de la teoria dels àcids i les bases d'Arrhenius, sinó que suposa una nova definició del que es considera un àcid i una base. Fixem-nos que en la definició de Brønsted-Lowry es parla d'*espècies químiques* (com a nom genèric equivalent a *partícules*, que inclou molècules i ions) i no de *substàncies*. Des d'aquest nou punt de vista, el NaOH és una substància bàsica perquè conté ions  $\text{OH}^-$ , que és realment l'espècie química que és l'autèntica base de Brønsted-Lowry. El mateix passa amb l'òxid de bari (la base és l'ió òxid,  $\text{O}^{2-}$ ) i amb els carbonats (la base és l'ió carbonat,  $\text{CO}_3^{2-}$ ).

Dit d'una altra manera, en la teoria de Brønsted-Lowry els àcids i les bases no són les substàncies, sinó les molècules o els ions. La definició d'àcid i de base de Brønsted-Lowry se situa en el nivell microscòpic, mentre que les definicions de la teoria d'Arrhenius se situen en el macroscòpic. Aquesta diferenciació entre les dues teories no sempre es ressalta prou en l'ensenyament d'aquests conceptes i és motiu de confusions.

## 2.6. L'evolució del concepte ió hidrogen i la seva representació

El coneixement de la naturalesa de l'ió hidrogen des de la seva inicial representació com a  $H^+$  ha passat per diferents fases. L'evidència experimental que no podia existir en forma aïllada en solució aquosa va portar a la seva representació com a ió hidroni,  $H_3O^+$ . Posteriorment es va identificar l'ió  $H_3O^+$  en algunes sals ( $H_3O^+$ )( $ClO_4^-$ ). Les últimes tècniques suggereixen que l'ió hidrogen es trobaria «engabiat» dins de clústers formats per un nombre variable de molècules d'aigua i que es podria representar com a  $H^+(H_2O)_n$  (Moore, Jaselskis i Florián, 2010). No obstant això, en la pràctica habitual se segueix representant mitjançant les fórmules  $H^+(aq)$  (en el model d'Arrhenius) i  $H_3O^+(aq)$  (en el model de Brønsted-Lowry).

## 3. L'elaboració escolar dels models d'àcid i de base. El problema de la presentació anhistòrica dels models químics

En la breu presentació de l'evolució històrica de les teories d'Arrhenius i de Brønsted-Lowry que acabem de fer, hem destacat una sèrie de diferències importants entre els models que no sempre són abordades en l'ensenyament secundari. Així, doncs, és important tenir en compte que:

– La teoria d'Arrhenius dels àcids i les bases requereix el

coneixement previ de la teoria de la dissociació iònica.

– S'ha de diferenciar entre els electròlits moleculars i els iònics i, consegüentment, entre els processos d'ionització i els de dissociació iònica.

– La teoria d'Arrhenius fa referència a substàncies i la de Brønsted-Lowry, a partícules.

– Els camps d'aplicació de les dues teories no són idèntics.

– La representació simbòlica dels processos de dissociació o ionització en aigua i de les reaccions àcid-base s'ha de fer utilitzant les equacions i les fórmules químiques pròpies del model que es fa servir.

A continuació, abordarem alguns dels problemes que es presenten en l'ensenyament i l'aprenentatge d'aquests models.

### 3.1. La teoria de la dissociació iònica no sempre es presenta prèviament a la teoria d'Arrhenius d'àcids i bases

Una comprensió adequada de la teoria d'Arrhenius dels àcids i les bases requereix haver vist prèviament la teoria de la dissociació iònica com a hipòtesi explicativa de les propietats dels electròlits. L'elaboració d'aquesta teoria implica disposar del concepte ió, que es pot introduir com una entitat química necessària per explicar la conductivitat elèctrica de les solucions dels electròlits (Caamaño i Maestre, 2004). En el projecte «Química Faraday» (Grup Recerca-Faraday, 1990), es va seguir un itinerari hipotéticoargumentatiu que prenia com a fil conductor de la seqüència didàctica sobre els àcids i les bases l'evolució històrica dels conceptes àcid i base que acabem de descriure en els apartats 2.2 i 2.4.

### 3.2. Alguns llibres de text modifiquen l'enunciat original de la teoria d'Arrhenius

Cal evitar definicions d'àcid i de base que no corresponguin a

les formulacions originals. Moltes vegades, la teoria d'Arrhenius s'acaba presentant en els llibres de text mitjançant una modificació dels conceptes originals d'àcid i de base d'Arrhenius, que permet considerar com a bases, per exemple, el  $NH_3$ , el  $CaO$  o el  $Na_2CO_3$ . El quid d'aquesta ampliació del camp d'aplicació de la teoria d'Arrhenius consisteix a amagar la referència al procés de dissociació en la definició que es proporciona. D'aquesta manera, es donen les definicions següents: «Un àcid d'Arrhenius és una substància que, en dissolució aquosa, dóna ions  $H^+$ » i «Una base d'Arrhenius és una substància que, en dissolució aquosa, dóna ions  $OH^-$ ».

Des d'aquest punt de vista, el  $NH_3$  podria ser considerat una base d'Arrhenius, perquè, encara que no contingui ions  $OH^-$  en la seva composició i, per tant, no es pugui dissociar, reacciona amb l'aigua i dóna lloc a ions  $OH^-$ .

Aquesta manera de procedir és anhistòrica i fa perdre el sentit de la teoria original d'Arrhenius. A partir d'ara, ens referirem a aquestes definicions com a «definicions de la teoria d'Arrhenius modificada».

### 3.3. Alguns llibres o explicacions del professorat no diferencien suficientment els models àcid-base d'Arrhenius i de Brønsted-Lowry, la qual cosa contribueix a la formació de models mentals híbrids

Autors com Justí i Gilbert (1999) han parlat de l'existència de models híbrids en els llibres de text i en les explicacions a l'aula a conseqüència d'un ensenyament anhistòric de la química. Oversby (2000), Jiménez, Manuel i Salinas (2002), Caamaño (2003), Furió, Furió i Calatayud (2003), Furió et al. (2005) i Drechsler i Schmidt (2005) han abordat també les dificultats dels estudiants per comprendre els camps d'aplicació i les limitacions dels models



d'Arrhenius i Brönsted-Lowry, i han apuntat que molts llibres no descriuen les diferències dels models ni justifiquen el pas al model de Brönsted-Lowry.

Amb el que s'ha dit fins a aquí, n'hi ha prou per preveure les dificultats que poden tenir els estudiants en el pas del model d'Arrhenius al model de Brönsted-Lowry, sobretot si tenim en compte que es denominen amb els mateixos termes (*àcid* i *base*) conceptes que són diferents. Els estudiants es poden trobar amb les definicions d'*àcid* i de *base* següents:

- Definicions basades en les propietats de les solucions aquoses dels àcids i de les bases.
- Definicions basades en el model d'Arrhenius relatives a substàncies que es dissolen en aigua.
- Definicions basades en una versió «modificada» del model d'Arrhenius que no fa referència a la dissociació iònica.
- Definicions basades en el model de Brönsted-Lowry relatives a entitats microscòpiques (molècules o ions).

Aquest últim model no queda restringit als processos en dissolució aquosa, però en el batxillerat s'aplica únicament a aquest medi, llevat de l'exemple de la reacció de formació del  $\text{NH}_4\text{Cl}(s)$ .

La confusió entre la definició d'Arrhenius i la de Brönsted-Lowry és més comuna en el cas dels àcids, ja que ambdues teories basen la seva definició en la formació o cessió d'ions hidrogen o protons, mentre que en el cas de les bases es refereixen a espècies diferents (formació d'ions hidròxid o captació de protons).

Una investigació sobre les concepcions dels estudiants respecte als àcids i les bases (Peña, 2002) va mostrar que els estudiants elaboren definicions híbrides d'*àcid* i de *base*, que tendeixen a barrejar indiscriminadament termes (protó, ió hidro-

gen, ió hidroni, ió hidròxid) i expressions (cedir, captar, tenir, no tenir, donar, obtenir, etc.) d'una teoria i l'altra. El quadre 1 recull els principals termes usats per estudiants de batxillerat per definir un àcid, manllevats o transferits d'una teoria a l'altra.

Quadre 1. Termes utilitzats en les definicions d'àcid i de base que donen alumnes de batxillerat

Termes del model de Brönsted-Lowry en la definició d'àcid d'Arrhenius	Termes del model d'Arrhenius en la definició d'àcid de Brönsted-Lowry
Té protons	Té ions $\text{H}^+$
S'obtenen protons	S'obtenen ions $\text{H}^+$
S'obtenen ions $\text{H}_3\text{O}^+$	S'obtenen protons
Cedeix $\text{H}^+$	Capta ions $\text{OH}^-$

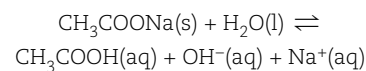
Font: Peña (2002).

Kousathana, Demerouti i Tsaparlis (2005), Jing-Weng i Mei-Hung (2007), Cokelez i Dumond (2010) i McClary i Talanquer (2011) han investigat les concepcions alternatives i els models mentals dels estudiants sobre els àcids i les bases.

### 3.4. La hidròlisi: un concepte inapropiat en la teoria de Brönsted-Lowry

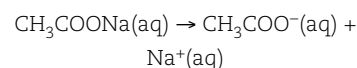
Un altre exemple d'hibridació de les teories d'Arrhenius i de Brönsted-Lowry el constitueix l'ús del concepte *hidròlisi* en el marc de la teoria de Brönsted-Lowry. En la majoria dels llibres de text, encara es continua utilitzant el concepte *hidròlisi* per explicar el caràcter àcid o bàsic de determinades sals. Aquest concepte va sorgir en el marc de la teoria d'Arrhenius per explicar per què certes sals (que són compostos que no contenen ni ions  $\text{H}^+$  ni ions  $\text{OH}^-$ ) donaven lloc a solucions àcides o bàsiques. L'explicació era que la sal reaccionava amb l'aigua i s'hidrolitzava. Fixem-nos que el pronom reflexiu se és aquí terminològicament desconcertant, perquè en realitat no s'hidrolitza la sal, sinó l'aigua. Així, per exemple, la solució d'acetat de sodi seria bàsica

perquè aquesta sal reacciona amb l'aigua segons la reacció:

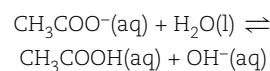


Però, en el marc de la teoria de Brönsted-Lowry, aquesta explica-

ció és del tot innecessària, ja que la basicitat de la solució s'explica pel caràcter bàsic de l'ió acetat, que és una base de Brönsted-Lowry. L'explicació adequada és la següent: l'acetat de sodi, quan es dissol en aigua, es dissocia en ions acetat i ions sodi:



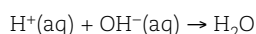
Els ions acetat són una base de Brönsted-Lowry i els ions  $\text{Na}^+$  són neutres. Per tant, els ions acetat reaccionen amb les molècules d'aigua segons la reacció d'equilibri:



donant lloc a ions  $\text{OH}^-$ , que confereixen caràcter bàsic a la solució. Un raonament similar permet explicar per què la solució de clorur d'amoni ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) és àcida, a causa del caràcter àcid dels ions amoni  $\text{NH}_4^+$ . Així, doncs, en la teoria de Brönsted-Lowry, ni l'acetat de sodi ni el clorur d'amoni s'hidrolitzen, sinó que són simplement sals que contenen ions que són bases (l'ió acetat) o àcids (l'ió amoni) de Brönsted-Lowry, respectivament.

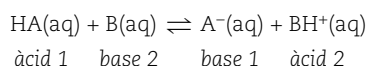
### 3.5. Problemes amb el terme reacció de neutralització

En la teoria d'Arrhenius, la reacció entre un àcid i una base s'entén com la reacció entre els ions  $H^+(aq)$  i  $OH^-(aq)$  procedents, respectivament, de l'àcid i de la base:

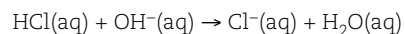


Això pot fer pensar que tota reacció àcid-base donarà lloc a una solució neutra, si l'àcid i la base reaccionen en quantitats estequiomètriques. Tanmateix, això no succeeix quan l'àcid o la base són febles.

En la teoria de Brønsted-Lowry, la reacció entre un àcid i una base condueix sempre a l'obtenció d'una base i un àcid (la base conjugada i l'àcid conjugat):

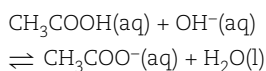


Si es tracta d'un àcid fort i una base forta, com ara:



l'ió  $Cl^-$  que s'obté és neutre i no té tendència a reaccionar amb les molècules d'aigua (la reacció àcid-base és total), de manera que la solució resultant serà neutra.

Si es tracta d'un àcid feble i una base forta, com ara en la reacció:



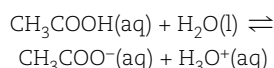
l'ió acetat que s'obté és bàsic i reacciona amb l'aigua formant ions  $OH^-(aq)$ , la qual cosa fa que la reacció sigui d'equilibri i que la solució resultant contingui una proporció més gran d'ions  $OH^-(aq)$  que d'ions  $H_3O^+$ . El mateix succeeix si ens trobem amb la reacció d'un àcid fort i una base feble, com ara  $HCl(aq)$  i  $NH_3(aq)$ .

En aquest cas, la solució resultant és àcida, a conseqüència de l'acidesa de l'ió  $NH_4^+$ . Per tant, el fet de denominar aquestes reaccions com a *reaccions de neutralització* pot induir a confusió.

### 4. Algunes dificultats conceptuals específiques del model de Brønsted-Lowry

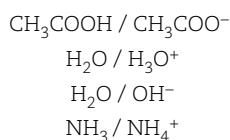
#### 4.1. El concepte parell àcid-base conjugat

La teoria de Brønsted-Lowry introdueix els conceptes *àcid conjugat* i *base conjugada*. Un cop un àcid ha cedit un protó, hi ha sempre la possibilitat que l'espècie que s'obté reaccionï en sentit invers. Per exemple, si considerem l'àcid acètic:



L'àcid acètic és un àcid de Brønsted-Lowry perquè cedeix un protó a l'aigua, que actua com a base en acceptar-lo. L'ió acetat és una base perquè pot acceptar un protó de l'aigua i tornar a donar una molècula d'àcid acètic. L'ió  $H_3O^+$  és un àcid de Brønsted-Lowry perquè pot cedir un protó.

Els àcids i les bases que només difereixen en un protó s'anomenen *parells àcid-base conjugats*. Per exemple:



Els conceptes *àcid conjugat* i *base conjugada* s'han de treballar detingudament, ja que s'ha observat que molts alumnes no diferencien bé les espècies que ho són: alguns consideren que  $H_3O^+$  i  $OH^-$ , per exemple, són un àcid conjugat i una base conjugada. Cal insistir, doncs, que l'única diferència entre les dues espècies ha de ser d'un protó.

#### 4.2. La predicció de la força relativa dels àcids conjugats i les bases conjugades

Els àcids que tenen una gran tendència a donar  $H^+$  s'anomenen *àcids forts* (són els àcids que reaccionen totalment amb l'aigua, que se'n dissocien totalment). Els altres s'anomenen *àcids febles* (són els àcids que reaccionen parcialment amb l'aigua, la qual cosa dona lloc a una reacció d'equilibri). Anàlogament, classifiquem les bases en fortes i febles.

La quantificació de la força d'un àcid o una base es realitza a través de la determinació de la seva constant d'acidesa o basicitat. Ara bé, didàcticament, és molt recomanable estudiar quins són els àcids i les bases forts i febles més usuals i familiaritzar-se amb una escala de força relativa de tipus qualitatiu (escala d'ordenació), com la de la fig. 4, abans d'abordar un tractament quantitatiu. La fig. 4 ens permet fer prediccions sobre el tipus de reacció que tindrà lloc entre àcids i bases. Compartim, doncs, l'opinió que és millor treballar qualitativament els diferents aspectes de la teoria de Brønsted-Lowry abans d'aplicar la teoria a les reaccions d'equilibri àcid-base per fer càlculs de pH (Allnut, 2007; Caamaño i Obach, 2009; Caamaño i Obach, 2010).

La predicció qualitativa del caràcter fort o feble d'un àcid o una base en termes de la força de la seva base conjugada o àcid conjugat es fa a través de l'afirmació: «Com més fort és un àcid, més feble serà la seva base conjugada. Com més forta és una base, més feble serà l'àcid conjugat».

L'aplicació d'aquesta regla ha de fer-se amb cura per no caure en dos errors freqüents. Per evitar-ho, cal tenir en compte el següent:

– *Quan un àcid és fort, la seva base conjugada no és que sigui feble, sinó que la seva basicitat és totalment*

negligible, és a dir, és neutra. Per exemple, el HCl és un àcid fort i la seva base conjugada, l'ió  $\text{Cl}^-$ , és neutra, ja que no reacciona en absolut amb l'aigua.

– La base conjugada d'un àcid feble no és una base forta, sinó feble. Per exemple, l'àcid acètic és feble i la seva base conjugada, l'ió acetat, no és una base forta, sinó que és també una base feble; de fet, és més feble que l'àcid acètic, tal com es pot comprovar consultant o calculant la constant d'acidesa i de basicitat, respectivament.

D'altra banda, el caràcter bàsic d'una sal com l'acetat de sodi també s'acostuma a justificar o predir a través de la regla heurística mnemotècnica que diu que és una sal que prové d'un àcid feble i una base forta. Fixem-nos que aquesta manera d'explicar el caràcter bàsic d'una sal com l'acetat de sodi no té en realitat cap valor justificatiu, ja que l'acetat de sodi és bàsic no perquè provingui d'una base forta, sinó

precisament perquè prové d'un àcid feble, l'àcid acètic, que és l'àcid conjugat de l'ió acetat, la qual cosa implica que l'ió acetat serà també una base feble. Podríem aplicar el mateix raonament al clorur d'amoni, que és àcid no perquè provingui d'un àcid fort, sinó perquè prové d'una base feble, l'amoniac, que és la base conjugada de l'ió amoni, la qual cosa implica que l'ió amoni serà també un àcid feble.

S'han fet cinc categories d'àcid o de base: fort, de força mitjana, feble, molt feble i de força negligible.

## 5. Implicacions didàctiques

Les dificultats conceptuals descrites en la comprensió dels diferents models d'àcids i bases que es treballen a l'escola secundària, així com l'existència de models mentals híbrids en els estudiants, mostren la necessitat de millorar la forma en què s'aborda l'ensenyament de les teories i els models químics afavorint una millor comprensió

dels problemes als quals les teories intenten donar solució i d'un major coneixement del context històric en què van sorgir els models que ara s'utilitzen a l'escola (Cacceta *et al.*, 2003).

Les dificultats esmentades suggereixen la necessitat d'un major coneixement de la història i la filosofia de la química per poder discernir i contextualitzar històricament les diferents teories, poder-les presentar d'una manera evolutiva i distingir entre les entitats teòriques o definicions pròpies de cadascuna d'elles. Les diferències i el camp d'aplicació de cada un dels models que s'usen han de ser ben ressaltats en el procés d'aprenentatge dels estudiants.

Més enllà d'aquest coneixement, cal evitar la presentació de les teories com un coneixement ja establert que els estudiants simplement han de memoritzar i ser capaços de reproduir. La construcció del coneixement científic a l'escola requereix la participació dels estudiants en la producció de models químics escolars amb diferents camps d'aplicació i poder de predicció.

El procés de modelització escolar ha adquirit recentment una gran importància com a objectiu fonamental de l'ensenyament de les ciències (Justi, 2011), juntament amb l'enfocament indagatori (Caamaño, 2011b) i la contextualització dels continguts (Alvarado-Zamorano *et al.*, 2011). Sens dubte, cal avançar en el disseny de seqüències didàctiques i experiències d'aula que vagin en aquesta direcció, així com en una millor utilització de l'origen i l'evolució dels models químics en els llibres de text i en les activitats d'aula.

## Referències bibliogràfiques

ALLNUTT, M. I. (2007). «The use of conjugate charts in transfer reactions: A unified approach».

Fortament àcid													
FORÇA ÀCIDA	forta	HCl	→	$\text{H}^+$	+	$\text{Cl}^-$	negligible	FORÇA BÀSICA					
		$\text{H}_2\text{SO}_4$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{HSO}_4^-$							
		$\text{HNO}_3$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{NO}_3^-$							
	mitjana	$\text{H}_3\text{O}^+$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{H}_2\text{O}$	molt feble						
		$\text{HSO}_4^-$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{SO}_4^{2-}$							
	feble	$\text{H}_3\text{PO}_4$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	feble						
		HF	→	$\text{H}^+$	+	$\text{F}^-$							
		$\text{CH}_3\text{COOH}$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{CH}_3\text{COO}^-$							
		$\text{H}_2\text{CO}_3$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{HCO}_3^-$							
		$\text{H}_2\text{S}$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{HS}^-$							
	molt feble	$\text{H}_3\text{PO}_4$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{HPO}_4^{2-}$	mitjana						
		$\text{NH}_4^+$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{NH}_3$							
		$\text{HCO}_3^-$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{CO}_3^{2-}$							
	negligible	$\text{HPO}_4^{2-}$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{PO}_4^{3-}$	forta						
		$\text{H}_2\text{O}$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{OH}^-$							
$\text{HS}^-$		→	$\text{H}^+$	+	$\text{S}^{2-}$								
		$\text{H}_2$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{H}^-$							
		$\text{OH}^-$	→	$\text{H}^+$	+	$\text{O}^{2-}$							
							Fortament bàsic						

Figura 4. S'han fet cinc categories d'àcid o de base: fort, de força mitjana, feble, molt feble i de força negligible.

- Journal of Chemical Education*, 84(10): 1659-1662.
- ALVARADO-ZAMORANO, C.; GARRITZ, A.; GUERRA-SANTOS, G. V.; SOSA, A. M.; TERESA, C. de (2011). «Enseñanza y aprendizaje de ácidos y bases en contexto: Acidificación de los océanos». *Educació Química EduQ*, 10: 4-10.
- BERG, K. C. de (2003). «The development of the theory of electrolytic dissociation». *Science & Education*, 12(4): 397-419.
- BROCK, W. (1992). *Historia de la química*. Madrid: Alianza, p. 328-342 i 409-412.
- CAAMAÑO, A. (2003). «Modelos híbridos en la enseñanza y en el aprendizaje de la química». *Alambique*, 35: 70-81.
- (2011a). «Ácidos y bases en la vida cotidiana. Propuesta didáctica». *Aula de Innovación Educativa* [en línia], 205: 83-90. <<http://aula.grao.com/>> [Consulta: 1 setembre 2013].
- (2011b). «Enseñar química mediante la contextualización, la indagación y la modelización». *Alambique*, 69: 21-34.
- CAAMAÑO, A.; MAESTRE, G. (2004). «La construcción del concepto de ión, en la intersección entre el modelo atómico-molecular y el modelo de carga eléctrica». *Alambique*, 42: 29-40.
- CAAMAÑO, A.; OBACH, D. (2009). «Reacciones químicas: Precipitación, ácido-base i redox». A: *Química. Oxígeno 1*. Barcelona: Teide.
- (2010). «Ácidos i bases». A: *Química. Oxígeno 2*. Barcelona: Teide.
- CACCETA, V.; GALLO, G.; REGIS, A.; VIONE, D.; ROLETTO, E. (2003). «Construire i concetti di acido e di base: Un uso didattico della storia della chimica». *La Chimica nella Scuola*, 3: 81-91.
- COKELEZ, A.; DUMON, A. (2010). «Un étude comparative des idées des élèves français et turcs sur les concepts acide et base: La transposition didactique». *Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias*, 9(1): 67-87.
- CRAWFORD, E. (1996). *Arrhenius: From ionic theory to the greenhouse effect*. Canton: Science History Publications.
- DRECHSLER, M.; SCHMIDT, H. J. (2005). «Textbooks' and teachers' understanding of acid-base models used in chemistry teaching». *Chemistry Education Research and Practice*, 6(1): 19-35.
- FURIÓ, C.; CALATAYUD, M. L.; GUIASOLA, J.; FURIÓ, C. (2005). «How are the concepts and the theories of acid-base reactions presented? Chemistry in textbooks and as presented by teachers». *International Journal of Science Education*, 27(11): 1337-1358.
- FURIÓ, C.; FURIÓ, C.; CALATAYUD, M. L. (2003). «¿Cómo se presentan los conceptos y teorías en las reacciones ácido-base? Visiones deformadas de la química en libros de texto (y profesores)». A: *Aspectos didácticos de física y química (Química)* 11. Saragossa: Universitat de Saragossa.
- GRUP RECERCA-FARADAY (1990). *Química Faraday*. Barcelona: Teide.
- HOOR, M. J. (2003). «The originators of the proton theory of acids and bases». *School Science Review*, 85(310): 85-89.
- JIMÉNEZ, M. R.; MANUEL, E. de; SALINAS, F. (2002). «La neutralización ácido-base a debate». *Enseñanza de las Ciencias*, 20(3): 45.
- JUSTI, R. (2011). «Contribucions de la investigació didàctica a l'ensenyament de la química basat en la modelització». *Educació Química EduQ*, 8: 11-22.
- JUSTI, R.; GILBERT, J. (1999). «A cause of ahistorical science teaching: Use of hybrids models». *Science Education*, 83: 163-177.
- KOUSATHANA, M.; DEMEROUTI, M.; TSAPARLIS, G. (2005). «Instructional misconceptions in acid-base: An analysis from a history and philosophy of science perspective». *Science & Education*, 14: 173-193.
- MCCLARY, L.; TALANQUER, V. (2011). «College chemistry student's models of acids and acid strength». *Journal of Research in Science Teaching*, 48(4): 396-413.
- MOORE, C. E.; JASELSKIS, B.; FLORIÁN, J. (2010). «Historical development of the hydrogen ion concept». *Journal of Chemical Education*, 87(9): 922-923.
- OVERSBY, J. (2000). «Models in explanations of chemistry: The case of acidity». A: GILBERT, J. K.; BOULTER, C. J. (ed.). *Developing models in science education*. Dordrecht: Kluwer Academic Publishers, p. 227-251.
- PEÑA, A. (2002). *La enseñanza y el aprendizaje de los conceptos de ácido y base*. Tesis de Licenciatura. Mèxic: Universitat Nacional Autònoma de Mèxic.
- SCHULTZ, E. (1997). «Ionization or dissociation?». *Journal of Chemical Education*, 74(7): 868-869.
- VOS, W. de; PILOT, A. (2001). «Acids and bases in layers: The stratal structure of an ancient topic». *Journal of Chemical Education*, 78(4): 494-499.



#### Aureli Caamaño Ros

És doctor en química per la Universitat de Barcelona (UB). Ha estat catedràtic de Física i química de secundària, i professor del curs de formació inicial del professorat de l'ICE de la UB. És autor de diversos llibres i articles sobre l'ensenyament de la química, codirector de la revista *Alambique* i coeditor de la revista *Educació Química EduQ*. Actualment treballa en l'àmbit de la formació del professorat i l'elaboració de materials i estudia el grau d'humanitats a la Universitat Pompeu Fabra de Barcelona.  
A/e: aurelicaamano@gmail.com.