

# ÀCIDS I BASES

## 1. Àcids i bases

Entre la gran quantitat de substàncies químiques que fem servir en la vida diària, n'hi ha dos grups que hi tenen molta importància: els àcids i les bases.

Les fruites i les verdures contenen substàncies àcides, com l'àcid cítric de les llimones i les taronges o l'àcid acètic del vinagre.

Alguns productes que es fan servir en la neteja domèstica contenen amoníac, que té caràcter bàsic.

La Química inclou en el grup dels àcids molts altres compostos, com l'àcid sulfúric o l'àcid clorhídric, i en el grup de les bases compostos com l'amoníac o els hidròxids càlcic o sòdic.

## 2. Teories que expliquen el comportament dels àcids i de les bases

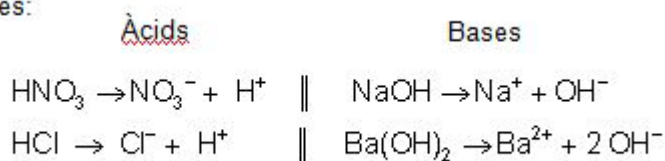
### Teoria d'Arrhenius



Svante *Arrhenius*  
(1859-1927)

Svante Arrhenius va definir els **àcids** (el 1884) com aquelles substàncies que, en dissolució aquosa (és a dir, al barrejar-los amb aigua), s'ionitzen (és a dir, es separen en ions) per donar ions  $H^+$  i les **bases** com aquelles substàncies que, en dissolució aquosa, s'ionitzen (és a dir, es separen en ions) per donar ions  $OH^-$ .

Exemples:



En les reaccions anteriors hi veiem com els àcids nítric i clorhídric s'ionitzen en dissolució aquosa (esquerra) i com les bases, hidròxid sòdic i hidròxid de bari s'ionitzen en dissolució aquosa (dreta).

La teoria d'Arrhenius però té l'inconvenient que només és aplicable a reaccions en dissolució aquosa, és a dir, quan el dissolvent és l'aigua.

Teoria de Brønsted i Lowry .

El 1932 Brønsted i Lowry van proposar (de forma independent), una teoria més àmplia que la de Arrhenius, que explicava el comportament dels àcids i de les bases i que era aplicable també a reaccions en dissolucions no aquoses.



Johannes *Brønsted*  
(1879-1947)



Thomas Martin *Lowry*  
(1874-1936)

La teoria de Brønsted-Lowry, per la seva generalitat, és usada àmpliament, tot i que actualment hi ha altres teories que amplien encara més el concepte d'àcid i base.

Segons la teoria de Brønsted i Lowry:

**Àcid** és tota substància capaç de cedir  $H^+$

**Base** és tota substància capaç d'acceptar  $H^+$

### 3. Àcids i bases forts i febles

Segons la seva fortalesa o caràcter àcid o bàsic, classifiquem els àcids i les bases en forts i febles

Són àcids forts: l'àcid clorhídric, l'àcid sulfúric i l'àcid nítric, entre altres.

Són bases fortes: l'hidròxid potàssic, l'hidròxid sòdic, entre altres.

#### 4. Propietats dels àcids i de les bases

El quadre següent ens mostra les propietats dels àcids i de les bases:

Propietats dels àcids	Propietats de les bases
<ul style="list-style-type: none"><li>-Tenen sabor agre</li><li>-Reaccionen amb alguns metalls desprenent hidrogen.</li><li>- La seva reacció sobre el marbre produeix diòxid de carboni.</li><li>-Reaccionen amb les bases, perdent les seves propietats característiques i produint sals.</li><li>- En solució aquosa condueixen l'electricitat.</li><li>-Modifiquen el color de certes substàncies, anomenades indicadors. Per exemple acolorixen de vermell el paper indicador universal.</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>- Tenen sabor amarg</li><li>- Tenen tacte sabonós</li><li>- Dissolen olis i greixos</li><li>- Reaccionen amb els àcids, perdent les seves propietats característiques i produint sals.</li><li>-En solució aquosa condueixen l'electricitat.</li><li>- Modifiquen el color de certes substàncies, anomenades indicadors. Per exemple acolorixen de blau el paper indicador universal</li></ul>

#### 5. Noció de pH

El pH (que és una abreviació de potencial d'hidrogen i es pronuncia "pehac") d'una substància és una magnitud que ens dóna el grau d'acidesa o de basicitat d'una solució aquosa. Aquesta magnitud es mesura sobre una escala anomenada escala de pH.

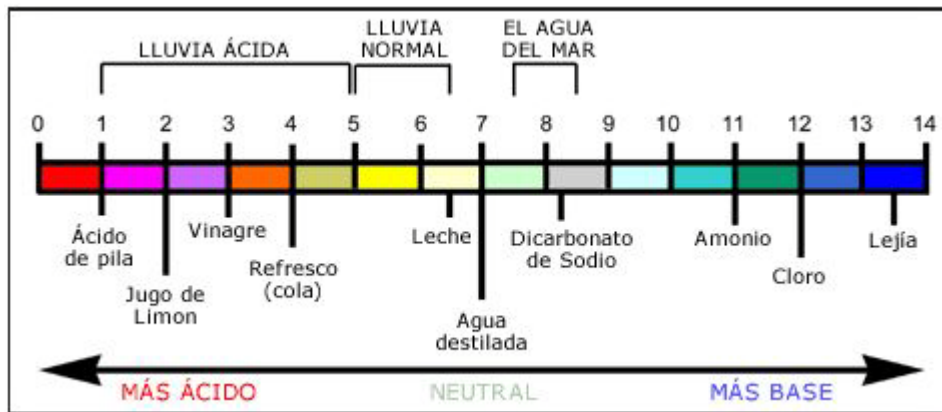
Aquesta escala va del valor 0 al 14, i aquests valors ens indiquen el següent:

Les substàncies que tenen un pH entre 0 i 7 són des de molt àcides (pH = 0) a molt poc àcides (pH proper al 7).

Les substàncies que tenen un pH = 7 són substàncies neutres ( no tenen propietats ni àcides ni bàsiques)

Les substàncies que tenen un pH entre 7 i 14 són des de molt poc bàsiques (pH una mica superior al 7) a molt bàsiques (pH proper al 14)

Per tant, podem dir que una solució és àcida si el seu pH és inferior a 7, neutra si és igual a 7 i bàsica si és superior a 7.



Font: [www.quimicayalgomas.com](http://www.quimicayalgomas.com)



Font: [www.epa.gov](http://www.epa.gov)

És important que consultis l'activitat d'aprenentatge 1, de l'apartat activitats d'aprenentatge de l'aula.

## 6. Indicadors

Els indicadors són substàncies que canvien de color en presència d'àcids o de bases.

La taula següent recull els indicadors líquids més usats al laboratori, el color que tenen en presència d'un àcid i el que tenen en presència d'una base:

Indicador	Color en presència d'àcid	Color en presència de base
Violeta de metil	Groc	Violeta
Taronja de metil	Vermell	Groc

Roig de metil	Vermell	Groc
Blau de bromotimol	Groc	Blau
Blau de timol	Groc	Blau
Fenolftaleïna	Incolor	Vermell
Tornasol	Vermell	Blau

Moltes fruites i verdures de colors blau i vermell són altament sensibles a la presència d'àcids i bases i aquesta propietat es manifesta amb un canvi de color.

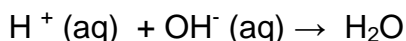
Hi ha un paper, anomenat paper Tornasol o paper indicador universal, que porta impregnats una sèrie d'indicadors i que, quan es mulla amb una gota de la dissolució que es vol investigar adquireix una tonalitat que ens indica el pH de la dissolució. El paper indicador agafa colors, des de fúcsia pels àcids forts fins a blau fosc per a les bases fortes. El paper indicador universal porta una escala de colors que es corresponen a un valor natural del pH: 1, 2, etc. fins al 10, en la majoria de casos.

El pH també es pot mesurar de manera més precisa amb un pHmetre, que és un instrument que dóna un valor de pH molt precís ja que en proporciona les dècimes.

## 7. Reacció de neutralització

Anomenem reacció de neutralització a la reacció d'un àcid amb una base.

La reacció de neutralització consisteix en la reacció entre els ions  $H^+$  dels àcids y dels ions  $OH^-$  de les bases per a donar molècules d'aigua:



Cada ió  $H^+$  reacciona amb un ió  $OH^-$  per a donar una molècula d'  $H_2O$ .

En aquesta reacció, les propietats degudes àci

Cada ió  $H^+$  reacciona amb un ió  $OH^-$  per a donar una molècula d'  $H_2O$ .

## 8. Sals solubles i sals insolubles

Com ja hem vist a l'apartat anterior, la reacció d'un àcid amb una base dóna com a producte una sal.

Les sals són compostos iònics però, malgrat això, moltes d'elles no són solubles en aigua

El clorur sòdic NaCl o sal de cuina és una sal soluble.

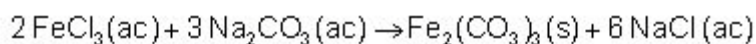
En altres casos però, si es barreja un àcid amb una base es pot obtenir una sal insoluble; aleshores diem que ha aparegut un precipitat (sòlid insoluble) i, per tant, que s'ha produït una reacció de precipitació.

En la imatge pot apreciar-se un precipitat de  $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ , color marró-ataronjat, format després de la reacció de  $\text{FeCl}_3$  (ac) i  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (ac).



Precipitat de carbonat de ferro(III)

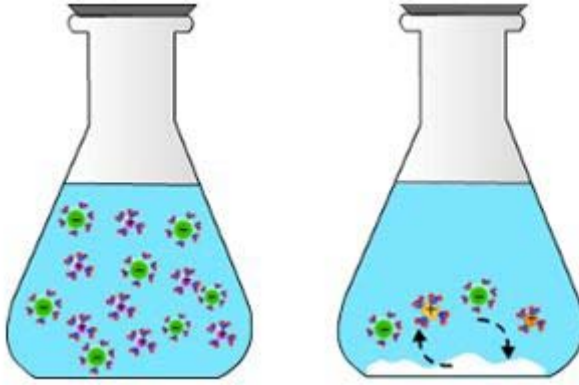
La reacció és la següent:



### Precipitats i equilibri de solubilitat

Quan diem que una substància és insoluble en aigua, realment volem expressar que la seva solubilitat **és molt petita**, ja que totes les substàncies es dissolen (encara que la seva solubilitat sigui molt petita) fins que la dissolució es satura.

Per tant, en el cas de sals poc solubles, una petita part es troba dissociada en els seus ions, mentre que la major part roman en estat sòlid, establint-se un equilibri dinàmic entre la part dissolta i la fase sòlida o precipitat.



Imatge esquerra: les sals solubles en aigua estan totalment dissociades en els seus ions.

Imatge dreta: les sals considerades insolubles es dissocien en els seus ions en molt petita extensió. Entre la fase dissolta (ions) i la fase sòlida (precipitat) s'estableix un equilibri dinàmic.

Font: <http://web.educastur.princast.es/> IOC