

1. DISSOLUCIONS

Una dissolució és una *mescla homogènia* a nivell molecular de dues o més substàncies. En una dissolució, el *solut*, o substància dissolta, es distribueix uniformement en un *dissolvent*, la substància que dissol. Existeixen dissolucions en qualsevol dels tres estats de la matèria. Així, l'aire és una dissolució gasosa de nitrogen, oxigen i altres components. Molts aliatges metàl·lics són dissolucions sòlides d'un metall en un altre, per exemple el llautó (Cu i Zn) o el bronze (Cu, Zn i Sn). Entre les dissolucions líquides, les més comunes són aquelles que tenen l'aigua com a dissolvent, i que s'anomenen per aquest motiu dissolucions aquoses. La concentració d'una dissolució ens indica la quantitat de solut respecte a la de dissolvent o al total de la dissolució, i es pot expressar en diferents unitat.

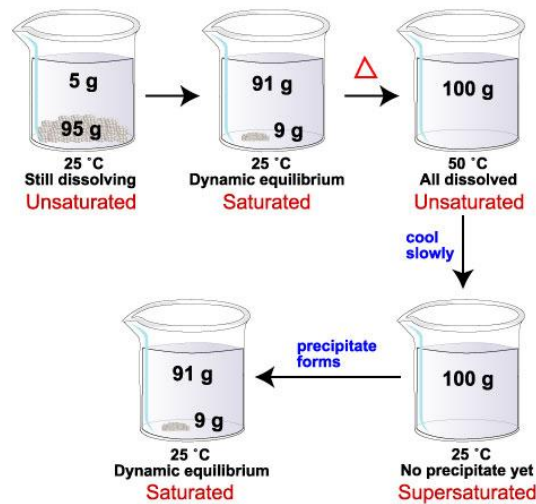
Una dissolució *diluïda* és aquella que conté quantitats petites de solut, mentre que una dissolució amb una major quantitat de solut s'anomena *concentrada*. Cal destacar que aquests dos termes s'utilitzen en un sentit purament qualitatiu.

Exemples

	Solut		mol solut/L	Densitat (g/cm ³)
Àcid clorhídric	HCl	concentrat	12	1,18
		diluït	6	1,10
Àcid sulfúric	H ₂ SO ₄	concentrat	18	1,84
		diluït	3	1,18

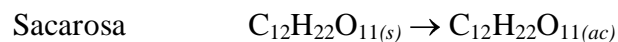
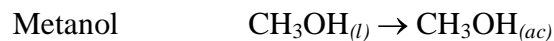
Els termes *saturada*, *no saturada* i *sobresaturada* s'utilitzen sovint per expressar la concentració relativa d'una dissolució. Una dissolució saturada és aquella que conté tot el solut que pot contenir, de manera que si n'afegim més, aquest quedarà en forma sòlida en equilibri amb la dissolució saturada sense dissoldre's. Una dissolució no saturada conté una quantitat menor de solut, no està en equilibri i, en conseqüència, si afegim més solut, aquest es dissoldrà. Una dissolució sobresaturada és aquella que conté més solut del que li correspon a una temperatura determinada. Es pot obtenir una dissolució sobresaturada escalfant una dissolució saturada i deixant-la refredar lentament, com mostra la figura¹.

¹ www.mpcfaculty.net/mark_bishop/

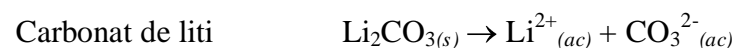


Segons la conductivitat de les dissolucions que formen, podem distingir dos tipus de soluts en aigua:

- No electrolits. Les seves dissolucions aquoses no condueixen el corrent elèctric. Són generalment substàncies de tipus molecular que es dissolen com a molècules. Ja que aquestes són neutres, la seva dissolució no aporta conductivitat. La majoria de no electrolits són molècules orgàniques, com és el cas del metanol o de la sacarosa:



- Electrolits. Les seves dissolucions aquoses condueixen el corrent elèctric, ja que en dissolució, aquestes substàncies existeixen com a ions. Els sòlids iònics són electrolits, ja que en dissolució es troben totalment dissociats en ions (és a dir, partícules amb càrrega elèctrica), aquest és el cas del clorur de sodi o el carbonat de liti:



La quantitat de solut que es pot arribar a dissoldre en un dissolvent determinat depèn de diversos factors, entre els quals podem destacar els següents:

- La naturalesa del dissolvent, del solut i de les interaccions que es produeixen entre ells.
- La temperatura a la que es forma la dissolució.
- En el cas d'un solut gasós, la pressió.

2. CONCENTRACIONS. CÀLCULS I UNITATS.

2.1 % en pes

$$\% \text{ en pes} = \frac{\text{g solut}}{\text{g totaldissolució}} \cdot 100$$

Exemple

Si preparem una dissolució dissolent 24 g de NaCl en 152 g d'aigua, la concentració d'aquesta dissolució en % en pes serà:

$$\% \text{ NaCl} = \frac{24 \text{ g NaCl}}{(152 + 24) \text{ g dissolució}} \cdot 100 = \underline{14\%}$$

2.2 Fracció molar

La fracció molar d'un component en una dissolució és el número de mols d'aquest component respecte el número de mols totals de la dissolució.

$$X_A = \frac{\text{númeromols A}}{\text{númerototalmols a la dissolució}}$$

Exemple

Si preparem una dissolució amb 1,2 g de metanol (CH₃OH) i 16,8 g d'aigua, per calcular les fraccions molars dels dos components, primer haurem de saber el número del mols presents de cadascun d'ells:

$$1 \text{ mol CH}_3\text{OH} = 32 \text{ g CH}_3\text{OH} \quad \Rightarrow \quad 1,2 \text{ g CH}_3\text{OH} = \underline{0,0375 \text{ mol CH}_3\text{OH}}$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} = 18 \text{ g H}_2\text{O} \quad \Rightarrow \quad 16,8 \text{ g H}_2\text{O} = \underline{0,933 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$\text{número total de mols a la dissolució} = 0,0375 + 0,933 = 0,9705$$

Fracció molar CH₃OH:

$$X_{CH_3OH} = \frac{\text{mols } CH_3OH}{\text{mols totals}} = \frac{0,0375}{0,9705} = \underline{0,0386}$$

Tenint en compte que, en aquest cas,

$$X_{CH_3OH} + X_{H_2O} = 1$$

Fracció molar H₂O:

$$X_{H_2O} = \underline{0,9614}$$

2.3 Molaritat

La molaritat és una de les unitats de concentració més utilitzades, i es defineix com mols de solut per volum de dissolució (normalment, litres):

$$\text{molaritat } (M) = \frac{\text{mols solut}}{\text{litres dissolució}}$$

Exemple

Si volem calcular la molaritat d'una dissolució preparada dissolent 3 g de NaOH en 150 ml d'aigua, en primer lloc, hauríem de calcular els mols de NaOH que tenim:

$$1 \text{ mol NaOH} = 40 \text{ g NaOH} \quad \Rightarrow \quad 3 \text{ g NaOH} = \underline{0,075 \text{ mol NaOH}}$$

$$M = \frac{0,075 \text{ mol NaOH}}{0,15 \text{ L } H_2O} = \underline{0,5 \text{ mol NaOH / L}}$$

2.4 Normalitat

La normalitat es calcula com el número d'equivalents de solut continguts en un litre de dissolució. Per calcular els equivalents d'una substància, cal considerar si es tracta d'un àcid, una base, o una substància redox, ja que en cadascun d'aquests casos es calculen els equivalents de manera diferent.

PROBLEMES RESOLTS

1. Volem preparar 625 g d'una dissolució aquosa de NaCl al 12% en pes.

a) Quins pesos de sal i d'aigua hem de mesclar?

$$625 \text{ g dissolució} \cdot \frac{12 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g dissolució}} = \underline{75 \text{ g NaCl}}$$

$$625 \text{ g dissolució} - 75 \text{ g NaCl} = \underline{550 \text{ g H}_2\text{O}}$$

b) Si la densitat de la dissolució és 1,05 g/cm³, quina serà la seva concentració en g/L?

$$\frac{1,05 \text{ g dissolució}}{1 \text{ cm}^3 \text{ dissolució}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \cdot \frac{75 \text{ g NaCl}}{625 \text{ g dissolució}} = \underline{126 \text{ g NaCl / L}}$$

2. Una dissolució es prepara dissolent 25 g d'hidròxid de sodi en 160 g d'aigua. Determina la concentració de la dissolució en %NaOH, la seva molaritat i la seva normalitat. La densitat de la dissolució és 1,08 g/cm³.

⇒ % en pes:

$$\frac{25 \text{ g NaOH}}{(25+160) \text{ g totals dissolució}} \cdot 100 = \underline{13,5\% \text{ NaOH}}$$

⇒ Molaritat

$$\frac{13,5 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g dissolució}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{1,08 \text{ g dissolució}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} = \underline{3,65 \text{ mol NaOH / L}}$$

⇒ Normalitat

En el cas de les bases, els equivalents es calculen a partir dels OH que posseeixen, per la qual cosa, en el cas de l'hidròxid de sodi, 1 mol = 1 equivalent. En aquest cas, la molaritat de la dissolució és igual a la seva normalitat.

En el cas d'una base amb dos OH, per exemple, l'hidròxid de calci (Ca(OH)_2), 1 mol = 2 equivalents, per la qual cosa la seva molaritat és la meitat de la seva normalitat.

- 3. A l'etiqueta d'una ampolla amb àcid clorhídric comercial s'hi indica que la seva densitat és $1,18 \text{ g/cm}^3$ i la seva riquesa en pes, del 35%. Determina la seva molaritat.**

$$\frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g dissolució}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,18 \text{ g dissolució}}{1 \text{ cm}^3 \text{ dissolució}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} = \underline{11,3 \text{ mol HCl/L}}$$

- 4. Es dissolen 20 g de clorur de calci en aigua fins a completar 500 ml de dissolució.**

- a) Calcula la seva molaritat**

$$\frac{20 \text{ g CaCl}_2}{500 \text{ ml}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ L}} = \underline{0,36 \text{ mol CaCl}_2 / \text{L}}$$

- b) Es prenen 50 ml d'aquesta dissolució, s'aboquen en un nou recipient i s'hi afegeix aigua fins a 200 ml. Quina serà la molaritat de la nova dissolució?**

Primer calcularem els mols de CaCl_2 que tenim en 50 ml d'una dissolució 0,36M.

$$50 \text{ ml} \cdot \frac{0,36 \text{ mol CaCl}_2}{1000 \text{ ml}} = 0,018 \text{ mol CaCl}_2$$

Aquest número de mols els posem en un volum total (inclosos els 50 ml inicials) de 200 ml:

$$\frac{0,018 \text{ mol } CaCl_2}{200 \text{ ml}} \cdot \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ L}} = \underline{0,09 \text{ mol } CaCl_2 / L}$$

És a dir, la nova dissolució té una concentració de 0,09M.

- 5. Es mesclen 150 cm³ d'una dissolució 2M NaOH amb 50 ml d'una altra dissolució 0,5M NaOH. Quina és la molaritat de la dissolució resultant?**

En primer lloc, calcularem els mols de NaOH aportats per cada dissolució:

Mols NaOH aportats per la dissolució 2M:

$$150 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{2 \text{ mol } NaOH}{1 \text{ L}} = 0,3 \text{ mol } NaOH$$

Mols NaOH aportats per la dissolució 0,5M:

$$50 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,5 \text{ mol } NaOH}{1 \text{ L}} = 0,025 \text{ mol } NaOH$$

Mols totals NaOH = 0,3 + 0,025 = 0,325 mol NaOH

El volum total de la dissolució resultant serà 150 + 50 = 200 cm³ = 0,2 L,
per tant la molaritat de la dissolució resultant serà:

$$\frac{0,325 \text{ mol } NaOH}{0,2 \text{ L}} = \underline{1,625 \text{ mol } NaOH / L}$$
