

1. LA MATÈRIA.....	2
1.1. Classificació de la matèria	2
1.2. La composició dels àtoms	3
1.3. Els àtoms dels elements.....	4
1.4. La taula periòdica	5
1.5. Ions dels elements	8
1.6. Els compostos químics	8
1.7. Formulació i nomenclatura de compostos inorgànics	10
1.8. El mol i el nombre d'Avogadro (P2.7, P2.8, P3.2).....	11
1.9. Càlculs amb mols (P3.3)	13
1.10. La matèria: EXERCICIS	13
2. REACCIONS QUÍMIQUES	16
2.1. L'equació química	16
2.2. Igualació de l'equació química.....	17
2.3. L'equació química i l'estequiometria (P4.2)	18
2.4. Reactiu limitant (P4.4)	19
2.5. Reaccions químiques : EXERCICIS.....	21
3. GASOS.....	24
3.1. Propietats dels gasos (P 6.1)	24
3.2. Equació dels gasos ideals (P 6.1).....	25
3.3. Barreges de gasos ideals	26
3.4. Gasos: EXERCICIS.....	27
4. LES SOLUCIONS.....	28
4.1. Unitats de concentració (P13.2)	28
4.2. Solubilitat (P13.2).....	29
4.3. Les solucions: EXERCICIS	30
5. BIBLIOGRAFIA.....	31

1.LA MATÈRIA

Matèria és tot el que ocupa un espai, té una propietat denominada massa i té una inèrcia. La Química és la ciència que estudia la composició i propietats de la matèria.

1.1.Classificació de la matèria

La matèria està formada per unes unitats diminutes anomenades àtoms. La matèria es pot classificar segons el quadre següent:

Matèria	<p><i>Substància pura</i></p> <p>Formada per un únic component. Té unes determinades propietats intensives definides com punt de fusió i d'ebullició.</p>	<p><i>Element químic</i></p> <p>Substància formada per un únic tipus d'àtoms.</p>
		<p><i>Compost químic</i></p> <p>Substància formada per 2 o més tipus d'àtoms.</p>
	<p><i>Mescles o barreges</i></p> <p>Formada per varies substàncies pures.</p>	<p><i>Solució o Mescla homogènia</i></p> <p>Uniforme en composició i propietats en qualsevol part de la mostra.</p>
		<p><i>Mescla heterogènia</i></p> <p>Composició i propietats varien de una part a l'altra de la mostra.</p>

Exemples elements químic



S (sofre)



Hg (mercuri)



Au (or)



C (carboni)



Cu (coure)



He (heli)

Br (brom) (Br₂)

Exemples de substàncies pures



Exemples de barreges



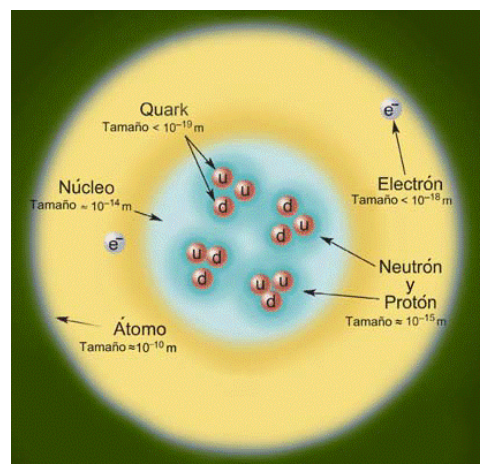
1.2. La composició dels àtoms

-Un àtom conté entre altres, 3 tipus de partícules bàsiques: protó, neutró i electró.

-La càrrega elèctrica de l'electró és igual però de signe contrari a la d'un protó. El neutró no té càrrega elèctrica.

-Els neutrons i protons es troben situats en el nucli de l'àtom i els electrons es mouen en l'escorça electrònica. Estan en diferents orbitals; zones on es pot predir amb una elevada probabilitat que es mouran els electrons. Els orbitals poden tenir diferents nivells energètics i formes.

-Protons i neutrons tenen masses semblants mentre que la de l'electró és molt més petita.



Partícula	Massa (u)	Massa (g)	Càrrega elèctrica (C)	Càrrega elèctrica relativa
protó	1,0073	$1,675 \cdot 10^{-24}$	$+ 1,602 \cdot 10^{-19}$	1 +
neutró	1,0087	$1,673 \cdot 10^{-24}$	0	0
electró	0,0005486	$9,109 \cdot 10^{-28}$	$- 1,602 \cdot 10^{-19}$	1 -

u: unitat de massa atòmica. $1 \text{ g} = 6,02214 \cdot 10^{23} \text{ u}$
 essent $6,02214 \cdot 10^{23}$ el nombre d'Avogadro (N_A)

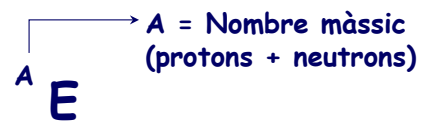
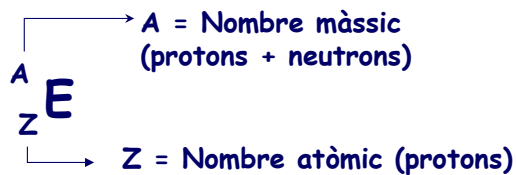
1.3. Els àtoms dels elements

-Un element es caracteritza pel nombre de protons dels seus àtoms (**Z, nombre atòmic**). El seu valor es pot veure en la taula periòdica: H-1, Li-3, C-6, F-9 ...

-En un **àtom neutre** el nombre de protons i electrons és el mateix.

-El **nombre màssic** d'un àtom és la suma del nombre de protons i neutrons.

-Àtoms d'un mateix element poden tenir diferent nombre de neutrons donant lloc al que s'anomenen **isòtops**. Els isòtops es poden representar segons les dues figures:



En ocasions es prescindeix d'escriure Z, ja que està implícit en el símbol de l'element.

Com a exemple, tots els àtoms de C tenen 6 protons, però alguns tenen 6 neutrons, d'altres tenen 7 neutrons i d'altres tenen 8 neutrons: ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$ i ${}^{14}_6\text{C}$ respectivament (o bé ${}^{12}\text{C}$, ${}^{13}\text{C}$ i ${}^{14}\text{C}$).

-La massa de l'àtom d'un isòtop i s'anomena massa isotòpica i NO correspon a la suma de les masses dels seus protons, neutrons i electrons.

-En la naturalesa l'abundància de cada isòtop és diferent:

Isòtop	nº protons = nº electrons	nº neutrons	massa isotòpica (u)	abundància natural (%)
${}^{12}_6\text{C}$	6	6	12,000000 (*)	98,93
${}^{13}_6\text{C}$	6	7	13,003355	1,07
${}^{14}_6\text{C}$	6	8	14,003241	traces

(*) La massa de l'àtom ${}^{12}\text{C}$ es defineix com 12,000000 u.

-La massa atòmica (M) d'un element figura en la taula periòdica i és la mitjana de les masses isotòpiques, ponderada per la seva abundància natural:

$$M_C = \frac{AN_{12C}}{100} M_{12C} + \frac{AN_{13C}}{100} M_{13C} = \frac{98,93}{100} 12,000000 + \frac{1,07}{100} 13,003355 = 12,010736$$

On AN és l'abundància natural.

1.4. La taula periòdica

La taula periòdica presenta una ordenació dels elements pel nombre atòmic. Conté 18 grups (columnes) i 7 períodes (files). Alguns grups tenen noms específics que convé conèixer. Els grups principals inclou el 1 (alcalins), 2 (alcalinoterris), 13-16, 17 (halògens) i 18 (gasos nobles) i la resta (grups 3-12) són els elements de transició, els lantànids i actínids. El reconeixent dels grups és important ja que els elements d'un mateix grup tenen un comportament químic similar.

Diagrama de la taula periòdica amb etiquetes de grups:

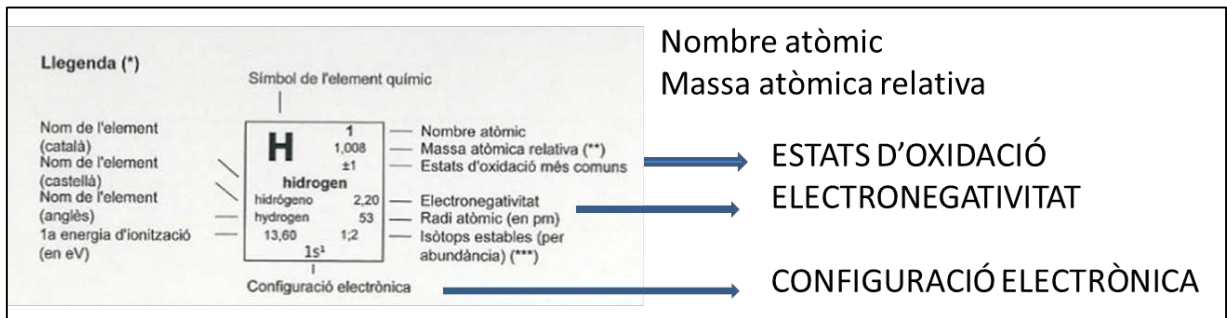
- Alcalins:** Grup 1 (1A)
- Alcalinoterris:** Grup 2 (2A)
- Elements de transició:** Grups 3-10 (3B-10B)
- Halògens:** Grups 17 (7A)
- Grup principal:** Grups 13-16 (3A-6A)
- Gasos nobles:** Grup 18 (8A)
- Lantànids y Actínids:** Sèries de lantànids i actínids a la part inferior.

10

Per cada element la taula periòdica indica el seu nom, nombre atòmic i massa atòmica relativa. A més a més, entre d'altres propietats com el radi atòmic, apareixen tres característiques importants: la configuració electrònica, l'electronegativitat i els estats d'oxidació més habituals. Aquestes tres característiques expressen la capacitat de combinatòria dels elements per formar compostos tal com avancem en els següents apartats.

La similitud química entre els elements d'un mateix grup es deguda a que la **configuració electrònica** dels àtoms d'un mateix grup és semblant.

Mireu enllaç: <http://www.taulaperiodica.upc.edu/taulaperiodica.html>



La **configuració electrònica** és la manera com queden ordenats els electrons en els àtoms, és a dir la disposició dels electrons en els diferents orbitals atòmics. Sense entrar en la complexitat dels orbitals atòmics es pot fer una aproximació a la configuració electrònica dels diferents grups de la taula periòdica a través del senzill model de **l'àtom de Lewis**.

D'acord a aquest model els electrons d'un àtom es col·loquen de manera que van omplint capes començant per la més interna. Cada capa o nivell pot contenir un nombre màxim d'electrons, 2 per a la capa més propera al nucli i 8 per a les dues següents i 18 per a la quarta.... Excepte pels gasos nobles la capa més externa quedarà incompleta i es denomina **capa de valència**.

El nombre d'electrons de la capa de valència depèn del grup de la taula periòdica.

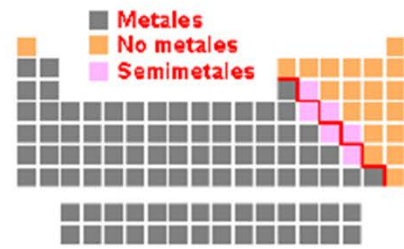
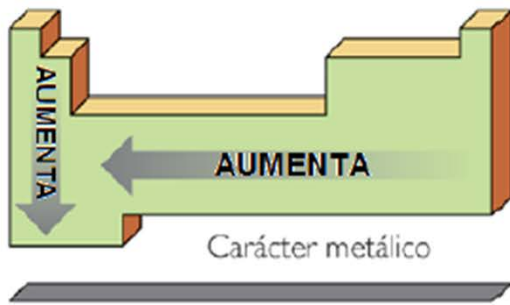
grup	1	2		13	14	15	16	17	18
e- capa de valència	1	2		3	4	5	6	7	8*

*He: 2 electrons.

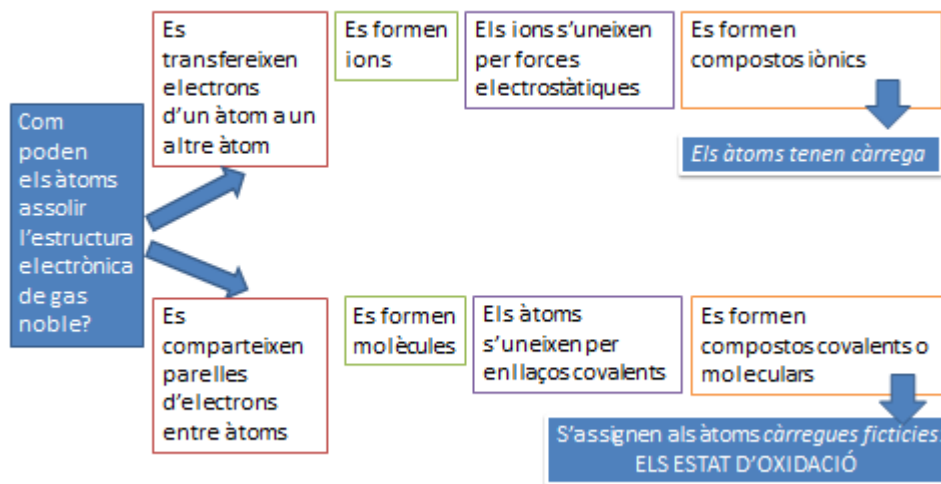
Els electrons de la capa de valència juguen un paper important en la formació dels enllaços químics i per tant en la formació i reactivitat dels compostos. Sabent els electrons de la capa de valència sabrem el nombre d'electrons que li falten a aquesta capa per ser completa o que li sobren per quedar buida. Com a idea general podem dir que els elements tendeixen a adquirir la estructura electrònica dels gasos nobles, que són compostos molt estables (poc reactius).

L'electronegativitat deriva de dues propietats atòmiques (l'afinitat electrònica i l'energia d'ionització) i també és important per descriure o predir la tendència d'un element a perdre o a guanyar electrons.

Els valors d'electronegativitat augmenten cap a la dreta i cap a munt de la taula periòdica i això fa que també sigui habitual dividir la taula periòdica dels elements en dos grans categories **metalls i no metalls**. A la part superior dreta queden situats els elements més electronegatius (no metalls) i en canvi a la part central i esquerra de la taula es situen els menys electronegatius (metalls). Ambdós grups queden separats per uns pocs elements en disposició en diagonal la taula periòdica anomenats **semimetalls o metal·loides** que tenen propietats mixtes.



En l'esquema següent sintetitzem les dues vies per les quals els àtoms assoleixen l'estructura electrònica de gas noble i que desenvolupem els apartats 1.5 i 1.6.



EXEMPLE: formació de clorur de sodi i de l'aigua

ELEMENT	Na	Cl	H	O
GRUP/caràcter	1/ metall	17 / no metall	1	16 /no metall
ELECTRONS CAPA DE VALÈNCIA	1	7	1	6
ELECTRONEGATIVITAT	0,93	3,16	2,2	3,44
COMPOSTOS				
	El ions Na ⁺ i Cl ⁻ formen el compost iònic NaCl Na ⁺ és el catió i Cl ⁻ és l'anió		El àtoms de H i O units per dos enllaços covalents formen la molècula d'aigua	
	L'estat d'oxidació (i la càrrega) del Na és 1+	L'estat d'oxidació (i la càrrega) del Cl és 1-	L'estat d'oxidació del H és +1	L'estat d'oxidació del O és -2

1.5. Ions dels elements

Els àtoms poden perdre o guanyar electrons donant lloc a ions, àtoms amb càrrega elèctrica neta negativa (anions) o positiva (cations). Els metalls tendeixen a perdre electrons i els no metalls a guanyar electrons. Els gasos nobles són molt estables i poc reactius i habitualment no formen ions.

Quan els metalls del grup 1 i 2 formen ions perden 1 i 2 electrons respectivament. Per exemple, quan un àtom neutre de Na ($Z=11$) perd un electró, queda amb 11 protons i 10 electrons. Té una càrrega elèctrica neta de $1+$ i es representa per Na^+ . Té el mateix nombre d'electrons que l'àtom neutre de l'element amb $Z=10$, és a dir, el gas noble Ne. Altres exemples de cations són: Li^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} .

The image shows two periodic tables illustrating ion formation. The left table shows cations from groups 1 and 2, and the right table shows anions from groups 17 and 16. Red arrows indicate the direction of electron loss or gain.

Quan els elements de transició formen cations el nombre d'electrons perduts no està relacionat amb el nombre del grup de forma senzilla i podem formar més d'un ió amb diferent càrrega: Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^+ , Cu^{2+} .

Quan els no metalls dels grups 17 i 16 formen ions tendeixen a guanyar 1 i 2 electrons respectivament: anions Cl^- , F^- i S^{2-} . Tenen el mateix nombre d'electrons que l'àtom neutre del gas noble que segueix a la taula periòdica, Ar, Ne i Ar, respectivament.

1.6. Els compostos químics

Un compost químic (a excepció de les substàncies elementals) és una substància formada per dos o més tipus d'àtom.

Les substàncies elementals són els àtoms d'alguns elements que es troben units formant molècules. Així el O_2 : representa una molècula formada per 2 àtoms d'O units. P_4 : representa una molècula formada per 4 àtoms de P units.

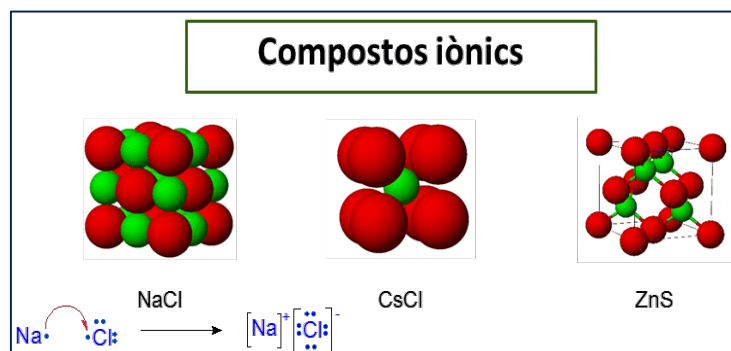
Tal com hem apuntat anteriorment, els compostos químics poden ésser moleculars o iònics.

Els compostos iònics

-Generalment s'obtenen a partir de la combinació de metall i no metall.

-Estan formats per ions positius i negatius units per forces electrostàtiques d'atracció.

-No es pot parlar de molècules d'aquest compostos sinó de



proporcions d'àtoms en una xarxa cristal·lina.

-Es representen per una unitat fórmula que és l'agrupació més petita de ions elèctricament neutre.

NaCl: Per cada Na^+ hi ha un Cl^- .

MgI_2 : Per cada Mg^{2+} hi ha dos I^- .

-També poden contenir ions poliatòmics: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$: Per cada Ca^{2+} hi ha dos NO_3^- .

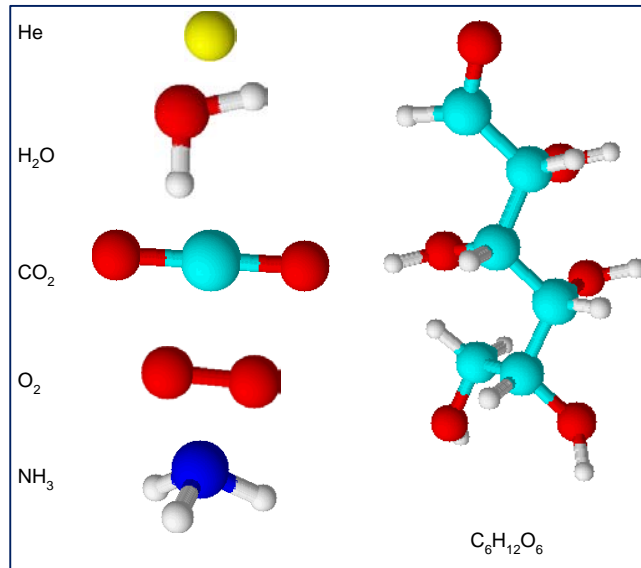
Els compostos moleculars

-Formats per unitats discretes anomenades molècules.

-Generalment s'obtenen a partir de la combinació de no metall i no metall.

-Es representen per una fórmula molecular que indica el nombre d'àtoms que forma una molècula del compost. Exemple: la molècula de H_2O està formada per dos àtoms de H i un d'O.

-Generalment són agrupacions de no metalls units mitjançant enllaç covalent que implica la compartició d'electrons entre els diferents àtoms.



El grau de competició pel electrons de l'enllaç entre dos àtoms diferents units es pot saber a partir dels valors d'electronegativitat. Quan s'assignen els electrons dels enllaços a l'àtom de l'element més electronegatiu s'atribueix a cada element una càrrega fictícia anomena **estat o nombre d'oxidació**.

L'estat d'oxidació o nombre d'oxidació que es defineix com *la càrrega que tindria un àtom d'aquest element si els electrons dels enllaços fossin transferits completament*.

El nombre d'oxidació ens permet deduir o predir *la capacitat combinatòria* que té aquell element per formar compostos, és a dir, sabent els nombres d'oxidació de dos elements podem predir els compostos que es poden arribar a formar. Cal remarcar que és un concepte convencional que funciona i és molt útil a l'hora de formular, però no sempre te sentit químic. En el cas dels ions l'estat d'oxidació de l'element coincideix amb la càrrega de l'ió.

Saber els nombres d'oxidació amb el que pot actuar cada element és molt útil a l'hora de fer la formulació i nomenclatura dels composts. De forma resumida els indiquem en la següent taula.

Els primers grups tenen estat d'oxidació positiu que coincideix amb el nombre d'electrons de la capa de valència que tendiran a perdre. Els grups posteriors presenten nombre d'oxidació positius però amb més possibilitats de combinació i també negatius d'acord al nombre d'electrons que els hi manca per omplir la capa de valència.

grup	1	2		13	14	15	16	17	18
e- capa de valència	1	2		3	4	5	6	7	8*
Estats d'oxidació més habitual pels elements del grup	+1	+2		+3	-4 +2 +4	-3 +3+5	-2 +2+4+6	-1 +1+3+5+7	0

Exemple: possibles nombre d'oxidació del N.

Compuesto o ion	Estado de oxidación
NO_3^-	+5
N_2O_4	+4
NO_2^-	+3
NO	+2
N_2O	+1
N_2	0
NH_2OH	-1
N_2H_4	-2
NH_3	-3

1.7. Formulació i nomenclatura de compostos inorgànics

A continuació presentem el nom i fórmula esquemàtica de les principals famílies de compostos inorgànics a reconèixer.

COMPOSTOS BINARIS			COMPOSTOS POLIATÒMICS		
Elements	Nom	Exemple	Elements	Nom	Exemple
$\text{M} + \text{O}^{-2}$ $n\text{M} + \text{O}^{-2}$	Òxids	Fe_2O_3 N_2O	$\text{M} + (\text{OH})^{-1}$	Hidròxids(i)	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
$\text{M} + \text{O}_2^{-2}$ $n\text{M} + \text{O}_2^{-2}$	Peròxids	Na_2O_2 H_2O_2	$\text{H}_x \text{Y}_y \text{O}_z$ H^{+1} O^{-2} $\text{Y} = n\text{M}$ (algun M)	Àcids oxoàcids	H_2SO_4 H_2CrO_4
$\text{M} + \text{H}^{-1}$ $n\text{M} + \text{H}^{+1}$	Hidrurs metàl·lics Hidrurs no metàl·lics (Àcids hidràcids)	NiH_2 PH_3 HCl	$\text{M Y}_y \text{O}_z$ O^{-2}	Sals d'oxoàcids: oxisals (i)	NaClO
$n\text{M} + n\text{M}$		BrCl_3	$\text{M H Y}_y \text{O}_z$ H^{+1} O^{-2}	Sals àcides d'oxisals (i)	NaH_2PO_4
$\text{M} + n\text{M}$	Sals d'àcids hidràcids(i)	NaCl	MHnM	Sals àcides d'àcids hidràcids (i)	NaHS

(M= metall; nM= no metall; superíndex= nombre d'oxidació; i= compostos iònics)

L'objectiu de la formulació i nomenclatura químiques és atribuir a cada compost un nom i una única representació que anomenarem fórmula. La formulació i la nomenclatura segueix unes normes pels dos grans grups de compostos, inorgànics i orgànics (o derivats del C).

Les principals famílies de compostos inorgànics que heu d'aprendre a anomenar i formular són els que s'inclouen en la taula anterior. Les normes es detallen en el document *Formulació i Nomenclatura Inorgànica* junt amb exemples i exercicis.

Es calcula com la suma de les masses dels àtoms que formen la molècula o unitat fórmula.

Massa molecular de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$:

$$M = 6 M_C + 12 M_H + 6 M_O = 6 \cdot 12,0 + 12 \cdot 1,0 + 6 \cdot 16,0 = 180 \text{ u}$$

Massa molecular de CO_2 :

$$M = 1 M_C + 2 M_O = 1 \cdot 12,0 + 2 \cdot 16,0 = 44 \text{ u}$$

Massa molecular de O_2 :

$$M = 2 M_O = 2 \cdot 16,0 = 32 \text{ u}$$

Massa fórmula del MgI_2

$$M = 1 M_{Mg} + 2 M_I = 1 \cdot 24,3 + 2 \cdot 126,9 = 278,1 \text{ u}$$

1.8.El mol i el nombre d'Avogadro (P2.7, P2.8, P3.2)

Concepte de mol

Una petita quantitat (mg, g ...) de qualsevol substància conté un elevadíssim nombre d'àtoms. Cal una unitat que serveixi per comptar àtoms donant nombres "corrents".

De la mateixa forma que:

1 dotzena = 12 unitats

1 milió = 10^6 unitats

Es defineix el mol com:

1 mol = $6,02214 \cdot 10^{23}$ unitats

Essent $6,02214 \cdot 10^{23}$ el nombre d'Avogadro (N_A).

Així doncs:

1 mol de caramels = $6,02214 \cdot 10^{23}$ caramels

1 mol de donuts = $6,02214 \cdot 10^{23}$ donuts

De la mateixa forma:

1 mol d'àtoms de Fe = $6,02214 \cdot 10^{23}$ àtoms de Fe

1 mol d'àtoms d'O = $6,02214 \cdot 10^{23}$ àtoms d'O

1 mol de molècules d' O_2 = $6,02214 \cdot 10^{23}$ molècules d' O_2

1 mol d'ions Ca^{2+} = $6,02214 \cdot 10^{23}$ ions Ca^{2+}

El mol d'una substància pura

1 mol d'una substància pura conté $6,02214 \cdot 10^{23}$ entitats elementals de la substància.

Exemples:

- 1 mol d'O₂ = $6,02214 \cdot 10^{23}$ molècules d'O₂
- 1 mol de MgI₂ = $6,02214 \cdot 10^{23}$ unitats fórmula de MgI₂
- 1 mol de He = $6,02214 \cdot 10^{23}$ àtoms de He
- 1 mol de CO₂ = $6,02214 \cdot 10^{23}$ molècules de CO₂

Per tant:

- 1 mol de CO₂ conté 1 mol d'àtoms de C i 2 mol d'àtoms d'O.
- 1 mol de MgI₂ conté 1 mol de ions Mg²⁺ i 2 mol d'ions I⁻.

Massa molar

És la massa d'un mol.

Per a la glucosa, C₆H₁₂O₆

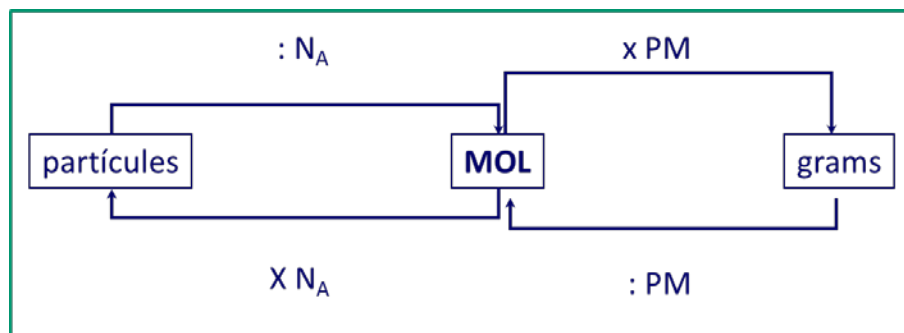
$$1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \frac{N_A \text{ molècula C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \frac{180,0 \text{ u C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ molècula C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \frac{1 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{N_A \text{ u C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 180,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Per al MgI₂

$$1 \text{ mol MgI}_2 \frac{N_A \text{ UF MgI}_2}{1 \text{ mol MgI}_2} \frac{278,1 \text{ u MgI}_2}{1 \text{ UF MgI}_2} \frac{1 \text{ g MgI}_2}{N_A \text{ u MgI}_2} = 278,1 \text{ g MgI}_2$$

UF: unitat fórmula

Per tant la massa molar expressada en **g** es pot calcular com es calcula la massa molecular expressada en **u**.



$N_A = 6,02214 \cdot 10^{23}$ unitats; PM= massa molar (pes molecular)

Vídeos:

Propietats dels elements a partir de la taula periòdica: <http://www.periodicvideos.com/index.htm>

Introduction to Moles (Tyler DeWitt): <https://www.youtube.com/watch?v=wI56mHUDJgQ>

1.9. Càlculs amb mols (P3.3)

Conversió entre grams i mols

Quant mols hi ha en 200 g d'aigua?

$$200,0 \text{ g H}_2\text{O} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} = 11,1 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Composició centesimal dels compostos

Quants grams de C, H i O hi ha en 100 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

Massa molar de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$:

$$M = 6 M_C + 12 M_H + 6 M_O = 6 \cdot 12,0 + 12 \cdot 1,0 + 6 \cdot 16,0 = 72,0 + 12,0 + 96,0 = 180,0 \text{ g}$$

De cada 180,0 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: 72,0 g són d'C, 12,0 g són d'H i 96,0 g són de O.

En 100 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ hi ha:

$$100,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \frac{72 \text{ g C}}{180,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 40,0 \text{ g C}$$

Per tant un 40,0 % de la massa de glucosa correspon al C.

De igual forma un 6,7 % correspon a l'H i un 53,3 % a l'O.

1.10. La matèria: EXERCICIS

M.1 Consultant la Taula Periòdica

- Ordeneu per ordre creixent de nombre atòmic els elements Na, Re, S, I, Kr, Mo, Mg, U, Si, B, Al, As, H i Tl indicant també el valor de la massa atòmica relativa .
- Classifiqueu-los com a elements d'un grup principal o de transició i identifiqueu els que pertanyen a un mateix grup
- Identifiqueu quins són metalls, metal·loides i no metalls

R:

- $^1\text{H}(1)$ $^5\text{B}(10,8)$ $^{11}\text{Na}(23,0)$ $^{12}\text{Mg}(24,3)$ $^{13}\text{Al}(26,9)$ $^{14}\text{Si}(28,1)$ $^{16}\text{S}(32,0)$ $^{33}\text{As}(74,9)$ $^{36}\text{Kr}(83,8)$
 $^{42}\text{Mo}(96,0)$ $^{53}\text{I}(126,9)$ $^{75}\text{Re}(186,2)$ $^{81}\text{Tl}(204,4)$ $^{92}\text{U}(238,0)$
- Grup principal H (grup 1), Na (grup 1, alcalins), Mg (grup 2, alcalinoterris), B, Al i Tl (grup 13), Si (grup 14), As (grup 15), S (calcògens, grup 16), I (grup 17, halògens), Kr (gasos nobles) .
Transició Mo, Re i U .
- Metal·loides Si i As, no metalls S, I, Kr i H i metalls la resta.

M.2 Consultant la Taula Periòdica, quants electrons en la capa de valència té un àtom de P, Ne, Na, In, Se, Si, Mg i I

R: 5, 8, 1, 3, 6, 4, 2 i 7.

M.3 El potassi de la naturalesa està format per una mescla de tres isòtops $^{39}_{19}\text{K}$, $^{40}_{19}\text{K}$ i $^{41}_{19}\text{K}$. Indiqueu com està constituït el nucli de cada isòtop.

R: 19 protons i 20, 21 i 22 neutrons

M.4 Consultant la Taula Periòdica dels elements, trobeu el nombre de protons, neutrons i electrons de les següents elements ^{47}Cr , ^{90}Sr i ^{226}Th .

R:

espècie	protons	neutrons	electrons
^{47}Cr	24	23	24
^{226}Th	90	136	90
^{90}Sr	38	52	38

M.5 Consultant la Taula Periòdica dels elements, identifiqueu:

- un element que està en el grup 13 i el cinquè període
- un element químicament semblant al S
- el metall alcalí dels sisè període
- l'halogen del cinquè període
- un element amb nombre atòmic més gran de 50 amb propietats semblants a l'element amb nombre atòmic 18

R:

- In
- O, Se, Te, Po
- Cs
- I
- Xe, Rn

M.6 Consultant la Taula Periòdica dels elements, trobeu el nombre de protons, neutrons i electrons de les següents espècies: $^{24}\text{Mg}^{2+}$, $^{60}\text{Co}^{3+}$, $^{35}\text{Cl}^-$ i $^{120}\text{Sn}^{2+}$

R:

espècie	protons	neutrons	electrons
$^{24}\text{Mg}^{2+}$	12	12	10
$^{60}\text{Co}^{3+}$	27	33	24
$^{35}\text{Cl}^-$	17	18	18
$^{120}\text{Sn}^{2+}$	50	70	48

M.7 Consultant la Taula Periòdica dels elements, identifiqueu:

- el nombre del grup de l'element E que forma un ió E^{3-}
- un element M que només pot formar l'ió M^{2+} .
- un element X que pot formar l'ió X^-

R:

- grup 15
- qualsevol del grup 2
- grup 17: F, Cl, Br i o At

M.8 Escriviu l'ió més probable dels àtoms de Li, S, Ra, F, I i Al.

R: Li^+ , S^{2-} , Ra^{2+} , F^- , I^- i Al^{3+} .

M.9 Calculeu la massa en grams de:

- a) un àtom d'oxigen
- b) una molècula d'oxigen
- c) una molècula d'aigua.

R:

- a) **2,65692 10^{-23} g**
- b) **5,31385 10^{-23} g**
- c) **2,98904 10^{-23} g**

M.10 Quantes molècules de propà, C_3H_8 , hi ha en 2 mols d'aquest compost? Quina és la massa de 100 mols de NH_3 ?

R: 1,2044 10^{24} , 1700 g

M.11 Quants mols de ferro hi ha en 1,68 g d'aquest metall? I quants àtoms?.

R: 0,03, 1,81 10^{22}

M.12 Calculeu la massa en grams de:

- a) 7,34 mol de N_2O_4
- b) $3,16 \cdot 10^{24}$ molècules d' O_2
- c) 18,6 mol de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
- d) $4,18 \cdot 10^{24}$ molècules de $C_2H_6O_2$

R:

- a) **675,28 g**
- b) **167,91 g**
- c) **4642,56 g**
- d) **430,35 g**

M.13 Quants grams de potassi, nitrogen i oxigen hi ha en 100 g de KNO_3 ?

R: 38,67 g K, 13,86 g N i 47,52 g O

M.14 Quants grams de sodi hi ha en 2,75 g de la sal hidratada de fórmula $Na_2CO_3 \cdot 2 H_2O$?

R: 0,891 g

M.15 El nitrat de potassi (KNO_3) i el nitrat de sodi ($NaNO_3$), són dos compostos químics que s'utilitzen com a adobs nitrogenats. Calculeu quin dels dos conté més nitrogen (expressat en %).

R: el nitrat de sodi (16,5% de N)

2. REACCIONS QUÍMIQUES

Una reacció química és un procés en que un conjunt de substàncies pures anomenades reactius es transformen en altres anomenades productes. La detecció d'una reacció química no sempre mostra evidències clares, però en alguns casos podem observar canvis com color, despreniment d'un gas, formació d'un sòlid, despreniment o absorció de calor.

En una reacció química es compleix la Llei de conservació de la massa:

la massa total de les substàncies presents després d'una reacció química és la mateixa que la massa total de les substàncies abans de la reacció.

2.1. L'equació química

Una reacció química es representa mitjançant una equació química, seguint els següents criteris:

- Les fórmules dels reactius es representen al costat esquerra de l'equació.
 - Les fórmules dels productes a la dreta.
 - Els dos costats es connecten per una fletxa (\rightarrow).
 - L'estat físic de les substàncies s'escriu com a subíndex i entre parèntesi: sòlid (s), líquid (l), gas (g), dissolt en aigua (aq) ...
- Indicar l'estat físic és important per interpretar si la reacció té lloc en medi homogeni (reactius i productes en estat gas o bé en solució) o bé heterogeni (quan es poden diferenciar més d'una fase).

Reaccions medi homogeni	Reaccions en medi heterogeni
$2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$	$\text{Zn}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$ 3 fases (sòlida, solució i gas)
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\text{NaCl}_{(aq)} + \text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{Na}^+_{(aq)}$ 2 fases (sòlida i solució)
	$\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$ 2 fases (sòlida i gas)
	$\text{CO}_{2(g)} + 2 \text{KOH}_{(aq)} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_{3(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ 2 fases (solució i gas)

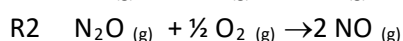
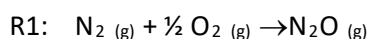
Quan en una equació hi ha una sola fletxa indica que es dona exclusivament en el sentit de la fletxa i amb dues fletxes la reacció química representada és reversible, es a dir que pot tenir lloc en els dos sentits. Aquestes reaccions les estudiarem com a reaccions d'equilibri.

Per exemple l'equació $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)}$ representa que es sintetitza amoníac i alhora es descompon.

Amb les equacions químiques es poden realitzar càlculs similars als que es fan amb les equacions matemàtiques; el més habitual és expressar una reacció com a combinació lineal d'altres reaccions.

Exemples:

Donades les equacions químiques corresponents a les reaccions R1 i R2



L'equació de la reacció R3: $\text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO} (\text{g})$ és la suma de les dues reaccions anteriors i podem escriure $\text{R3} = 1 \cdot \text{R1} + 1 \cdot \text{R2}$

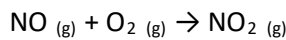
De la mateixa forma:

L'equació de la reacció R4: $2 \text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}_2\text{O} (\text{g})$ és $\text{R4} = 2 \cdot \text{R1}$

L'equació de la reacció R5: $\text{N}_2\text{O} (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$ és $\text{R5} = -1 \cdot \text{R1}$

2.2. Igualació de l'equació química

En una equació química, el nombre d'àtoms de cada element ha de ser el mateix a l'esquerra i a la dreta de la fletxa.



L'equació anterior no està ajustada perquè hi ha:

1 N a l'esquerra i 1 N a la dreta

3 O a l'esquerra i 2 O a la dreta

Els coeficients necessaris per a ajustar una equació química s'anomenen **coeficients estequiomètrics**.

Igualació per temptativa

Col·loquem un 2 davant del NO i del NO_2



Comprovació:

2 N a l'esquerra i 2 N a la dreta

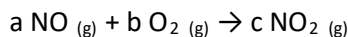
4 O a l'esquerra i 4 O a la dreta

Algunes estratègies:

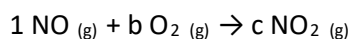
- Si un element apareix només en un compost a cada costat de la reacció, intenteu ajustar-lo primer
- quan un dels reactius o productes apareix com un element lliure, ajusteu-lo al final

Igualació sistemàtica

-Davant de cada reactiu i producte, s'escriu una lletra que serà el coeficient estequiomètric.



-Es dona un valor qualsevol a la lletra que es vulgui. Per exemple $a=1$.



-S'escriu una equació matemàtica per a cada element, de forma que s'igualin el nombre d'àtoms a esquerra i dreta.

$$\text{N: } 1 = c \quad \text{O: } 1 + 2b = 2c$$

-Es resol el sistema d'equacions:

$$\text{De la primera equació } c = 1$$

Substituint en la segona equació: $1 + 2b = 2$ d'on $b = \frac{1}{2}$

-S'escriu l'equació química amb els coeficients estequiomètrics calculats, Els 1 no s'escriuen.



-Si es vol, es pot multiplicar TOTS els coeficients estequiomètrics pel mateix factor:

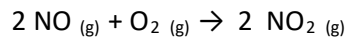


-Comprovació:



2.3.L'equació química i l'estequiometria (P4.2)

Els coeficients estequiomètrics de l'equació química igualada (estequiometria de la reacció) ens informa en quines proporcions reaccionen els reactius i es formen els productes:



Significa que:

Cada molècula d'O₂ reacciona amb 2 molècules de NO i es produeixen 2 molècules de NO₂.

O bé:

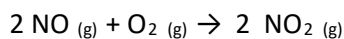
Cada 6,02214 · 10²³ molècules d'O₂ reacciona amb 2·6,02214 · 10²³ molècules de NO i es produeixen 2· 6,02214 · 10²³ molècules de NO₂.

O el que és el mateix:

Cada mol d'O₂ reacciona amb 2 mols de NO i es produeixen 2 mol de NO₂.

Càlculs estequiomètrics

Segons la reacció:



quants mols de NO reaccionaran amb 0,28 mol d'O₂ ? quants grams de NO₂ es formaran?

Cada mol d'O₂ reacciona amb 2 mols de NO i es produeixen 2 mol de NO₂.

Per tant reaccionen:

$$0,28 \text{ mol O}_2 \frac{2 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol O}_2} = 0,56 \text{ mol NO}$$

Es produeixen:

$$0,28 \text{ mol O}_2 \frac{2 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 0,56 \text{ mol NO}_2$$

Que convertits en grams resulta:

$$0,56 \text{ mol NO}_2 \frac{46 \text{ g NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} = 25,76 \text{ g NO}_2$$

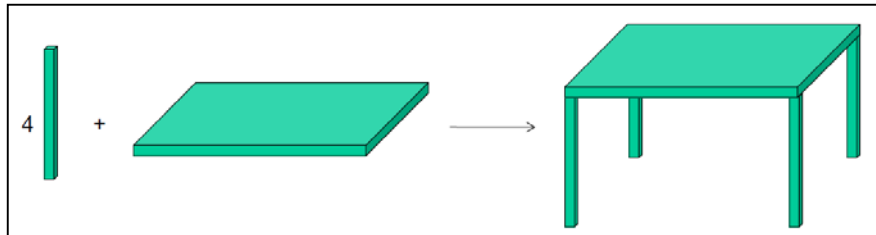
Els dos càlculs anteriors es podrien enllaçar. Quan s'enllacen varis factors de conversió cal tenir clar on es vol arribar, unitats i de quina matèria.

$$? \text{ g NO}_2 = 0,28 \text{ mol O}_2 \frac{2 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol O}_2} \frac{46 \text{ g NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} = 25,76 \text{ g NO}_2$$

2.4. Reactiu limitant (P4.4)

En ocasions un reactiu es consumeix totalment durant la reacció (reactiu limitant), però dels altres en queda una part sense reaccionar perquè se n'ha afegit un excés. Abans de fer qualsevol càlcul estequiomètric primer cal establir quin és el reactiu limitant. Una analogia quotidiana del reactiu limitant es troba en el següent problema.

Problema. En una taller es munten taules segons l'esquema:



Si es tenen **20 potes i 8 planxes**, quantes taules es podran muntar?

Hi ha algun material que limiti el nombre de taules que es puguin muntar?

Hi ha algun material que estigui en excés? Quantes peces en sobran?

Es considera la quantitat existent inicialment d'un qualsevol material i es calcula la quantitat de l'altre que caldria per muntar taules:

$$\text{Per a 20 potes calen: } 20 \text{ potes} \frac{1 \text{ planxes}}{4 \text{ potes}} = 5 \text{ planxes}$$

Per tant sobran $8 - 5 = 3$ planxes. Les planxes són el material amb excés i les potes el limitant.

El nombre de taules que es podran fabricar es calcula a partir del material limitant que es disposa:

$$20 \text{ potes} \frac{1 \text{ taula}}{4 \text{ potes}} = 5 \text{ taules}$$

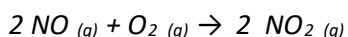
Si es tenen **20 potes i 5 planxes**, quantes taules es podran muntar?

En aquest cas, **no hi ha limitant ja** que es poden formar 5 taules i no sobra cap material.

Si es tenen **35 potes i 8 planxes**, quantes taules es podran muntar?

En aquest cas, les planxes són limitant ja que es poden formar 8 taules i sobren 3 potes.

Problema. En un recipient tancat es barregen 4 mols de NO i 3 mols d'O₂ per a que reaccionin segons:



Quin és el reactiu limitant i quin es troba en excés? Quant en sobrarà d'aquest últim? Quants mols de NO₂ es formaran?

Es considera la quantitat existent inicialment d'un qualsevol dels reactius i es calcula la quantitat de l'altre amb que reaccionaria:

$$3 \text{ mol O}_2 \frac{2 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol O}_2} = 6 \text{ mol NO}$$

Com que només es disposa de 4 mols de NO, aquest és el limitant i condicionarà les quantitats que reaccionin i de producte que es formi. Per tant, reaccionaran 4 mol NO amb:

$$4 \text{ mol NO} \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol NO}} = 2 \text{ mol O}_2$$

Sobraràn $3-2=1$ mol O_2

Es formaran: $4 \text{ mol NO} \frac{2 \text{ mol NO}_2}{2 \text{ mol NO}} = 4 \text{ mol NO}_2$

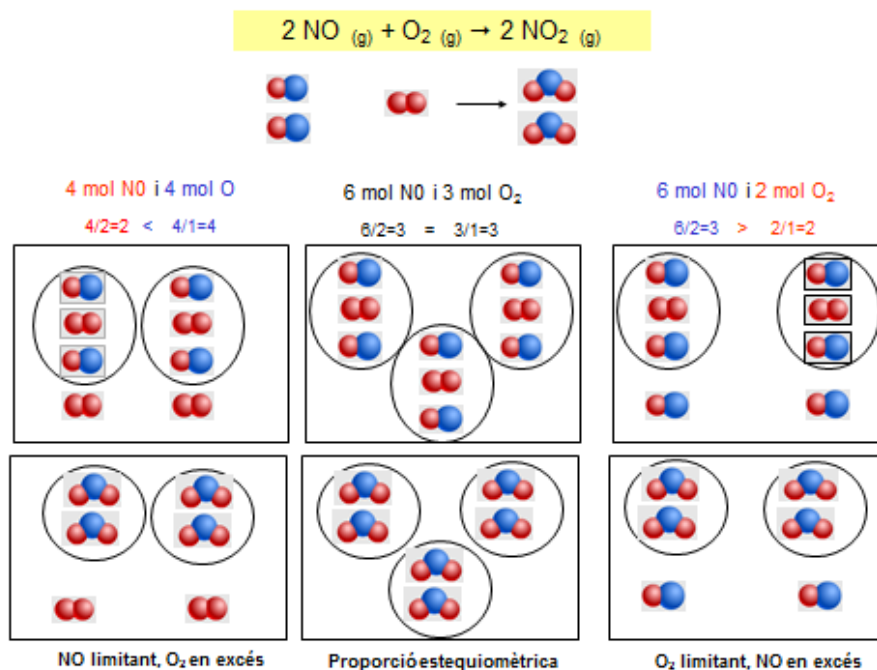
Quan les dades es donen en grams s'han de convertir en mols prèviament.

Una forma ràpida de detectar el reactiu limitant és trobar aquell que tingui el valor mínim del quocient n_o/v , on n_o és el nombre de mols present inicialment i v el coeficient estequiomètric.

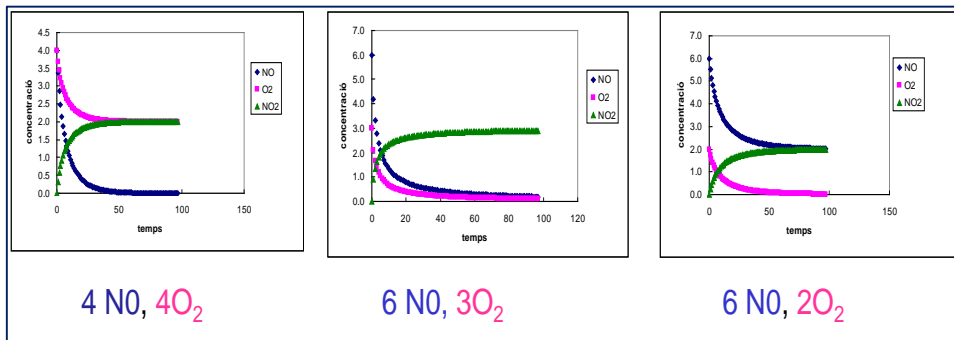
En el cas anterior:

pel NO $n_o/v = 4/2 = 2$, per l'O₂ $n_o/v = 3/1 = 3$. El NO és el limitant.

En la següent figura es mostren 3 casuístiques diferents:



Les evolucions amb el temps dels diferents reactius i productes (en verd) són:



En el cas de l'esquerra queda O_2 sense reaccionar.

En el cas de la dreta queda NO sense reaccionar.

En el cas del centre no sobra cap dels reactius ja que s'han afegit amb la proporció estequiomètrica, determinada pels valors dels coeficients estequiomètrics dels reactius.

$$\text{proporció afegida} = \frac{6 \text{ mol NO}}{3 \text{ mol O}_2} = \frac{2 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol O}_2} = 2 = \text{proporció estequiomètrica}$$

2.5 Reaccions químiques : EXERCICIS

RQ.1 Escriviu l'equació química igualada corresponent als següents processos:

- La reacció entre els gasos diclor i dihidrogen produeix el gas clorur d'hidrogen
- El zinc metàl·lic reacciona amb àcid clorhídric diluït i es forma una solució de clorur de zinc i el desprendiment d'hidrogen
- La combustió completa del propà produeix diòxid de carboni i aigua
- A una solució de clorur de sodi li adicionem una sal de plata i precipita clorur de plata

R:

- $\text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{ HCl} (\text{g})$
- $\text{Zn} (\text{s}) + 2 \text{ HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$
- $\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g}) + 5 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 3 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 4 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$
- $\text{NaCl} (\text{aq}) + \text{Ag}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl} (\text{s}) + \text{Na}^+ (\text{aq})$

RQ.2 Expliqueu quina és la diferència entre les notacions:

- $\text{CO}_2 (\text{g})$ i $\text{CO}_2 (\text{aq})$
- $\text{CaCO}_3 (\text{s})$ i $\text{CaCO}_3 (\text{aq})$
- $\text{HCl} (\text{g})$ i $\text{HCl} (\text{aq})$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} (\text{l})$ i $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} (\text{aq})$

R:

- Diòxid de carboni en estat gas o bé dissolt en aigua**
- Carbonat de calci sòlid o bé dissolt en solució aquosa**
- Clorur d'hidrogen pur en estat gasós o bé en solució aquosa**
- Etanol pur o bé etanol dissolt en aigua**

RQ.3 La equació química $2 \text{ NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{ NO}_2 (\text{g})$ significa que:

- Tenim dos mols de NO que fem reaccionar amb un mol O_2 per obtenir dos mols de NO_2
- Obtindrem els mateixos mols de NO_2 que els de NO que hagin reaccionat
- Hem de barrejar sempre el doble de mols de NO que de O_2
- Els mols de O_2 consumits sempre serà la meitat dels mols de NO que hagin reaccionat

R:

- a) Fals, l'estequiometria de la reacció no fa referència a les quantitats que es fan reaccionar
- b) Cert, per la relació estequiomètrica entre el NO_2 i el NO en la reacció igualada
- c) Fals, l'estequiometria de la reacció no fa referència a les quantitats que es barregen per fer reaccionar
- d) Cert, per la relació estequiomètrica entre el O_2 i el NO en la reacció igualada

RQ.4 Igualeu per tempteig les següents reaccions químiques i indiqueu si es donen en un medi homogeni o bé heterogeni.

- a) $\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{NO}_{2(g)}$
- b) $\text{Fe}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{FeCl}_{3(s)}$
- c) $\text{NO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{HNO}_{3(aq)} + \text{NO}_{(g)}$
- d) $\text{H}_2\text{S}_{(g)} + \text{SO}_{2(g)} \rightarrow \text{S}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- e) $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
- f) $\text{CO}_{2(g)} + \text{KOH}_{(aq)} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_{3(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- g) $\text{MnO}_{2(s)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{MnCl}_{2(aq)} + \text{Cl}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- h) $\text{NaCl}_{(aq)} + \text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{Na}^+_{(aq)}$
- i) $\text{NaOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

R:

- a) (homogeni) $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$
- b) (heterogeni) $2 \text{Fe}_{(s)} + 3 \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{FeCl}_{3(s)}$
- c) (heterogeni) $3 \text{NO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2 \text{HNO}_{3(aq)} + \text{NO}_{(g)}$
- d) (heterogeni) $2 \text{H}_2\text{S}_{(g)} + \text{SO}_{2(g)} \rightarrow 3 \text{S}_{(s)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- e) (heterogeni) $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
- f) (heterogeni) $\text{CO}_{2(g)} + 2 \text{KOH}_{(aq)} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_{3(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- g) (heterogeni) $\text{MnO}_{2(s)} + 4 \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{MnCl}_{2(aq)} + \text{Cl}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- h) (heterogeni) $\text{NaCl}_{(aq)} + \text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{Na}^+_{(aq)}$
- i) (homogeni) $2 \text{NaOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

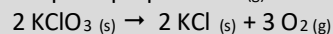
RQ.5 Quants mols de NO reaccionarien amb 16 g d' O_2 segons la reacció:



quants grams de NO_2 s'obtidrien?

R: 1 mol, 46g.

RQ.6 Un mètode de laboratori per a preparar $\text{O}_{2(g)}$ és la descomposició a alta temperatura del $\text{KClO}_{3(s)}$:

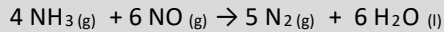


- a) Quants mols de $\text{O}_{2(g)}$ es produeixen quan es descomponen 32,8 g de $\text{KClO}_{3(s)}$?
- b) Quants grams de $\text{KClO}_{3(s)}$ s'han de descompondre per a obtenir 50 grams de $\text{O}_{2(g)}$?
- c) Quants grams de $\text{KCl}_{(s)}$ es formen al descompondre's el $\text{KClO}_{3(s)}$ necessari per a formar 28,3 g de $\text{O}_{2(g)}$?

R:

- a) 0,401 mol de $\text{O}_{2(g)}$
- b) 128 g de $\text{KClO}_{3(s)}$
- c) 44 g de $\text{KCl}_{(s)}$

RQ.7 Una de les maneres d'eliminar el NO de les emissions de fums es fer-lo reaccionar amb amoníac:



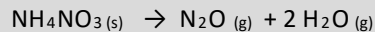
Empleneu els espais en blanc:

- a) 16,5 mol de NO reaccionen amb _____ mol de NH_3
- b) quan reaccionen 12 mols de NO _____ 10 mol de N_2
- c) per a produir 0,7 mol de N_2 es necessita que reaccionin _____ mol de NO
- d) per a produir 3 mol de H_2O es necessita que reaccionin 2 mol de _____.
- e) n mol de NH_3 reaccionen amb _____ mol de NO.

R:

- a) **11 mol de NH_3**
- b) **s'obtenen 10 mol de N_2**
- c) **0,84 mol de NO**
- d) **2 mol NH_3**
- e) **1,5n mol de NO**

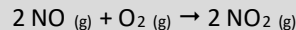
RQ.8 Un problema que pot sorgir en emmagatzemar l'adob nitrat amònic durant llargues temporades, quan la temperatura ambiental és alta, és que es descompongui atenent a la següent reacció:



amb la conseqüent pèrdua econòmica. Calculeu la quantitat de $\text{N}_2\text{O} (\text{g})$ que es forma en descompondre's 5 kg del esmentat adob i la quantitat de nitrogen perduda. Podeu considerar que l'adob presenta una riquesa del 100% en nitrat amònic.

R: 2,75 kg i 1,75 kg

RQ.9 S'afegeix a un reactor 4 mols de NO i 4 mol d' O_2 i té lloc la següent reacció:

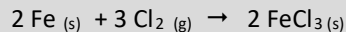


- a) Quin és el reactiu limitant?
- b) Quants mol de NO_2 s'obtindran?
- c) Quina quantitat de cadascun dels reactius quedarà al final de la reacció?

R:

- a) **NO**
- b) **4 mol de NO_2**
- c) **0 mol de NO i 2 mol de O_2**

RQ.10 El ferro reacciona amb el clor segons la reacció igualada:



Que signifiquen els símbols (g) i (s) ?

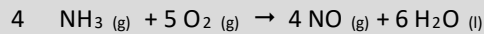
Es fan reaccionar 0,5 mol de Fe amb 0,5 mol de Cl_2 .

- a) Quin és el reactiu limitat, el Fe o el Cl_2 ?
- b) Quina quantitat de Fe o de Cl_2 quedarà sense reaccionar?
- c) Quants mol de FeCl_3 s'obtindran?

R:

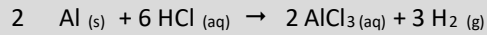
- a) **Cl_2**
- b) **0,167 mol de Fe**
- c) **0,334 mol de FeCl_3**

RQ.11 Quants grams de NO poden produir-se en la reacció d'un mol de NH₃ i 1 mol de O₂?



R: 24 g.

RQ.12 Quants grams de AlCl₃ es produeixen al reaccionar 1,84 g de Al amb 0,22125 mol de HCl?



R: 9,1 g

RQ.13 L'amoníac és un dels productes químics que es fabriquen en més quantitat en tot el mon. La major part d'ell es dedica a la indústria de fertilitzants. La seva síntesi es dur a terme segons la següent reacció:



- Quants mols de N₂ reaccionen amb 1,5 mol de H₂?
- Quants mols de H₂ reaccionen amb 2,5 mol de N₂?
- Quants mols de N₂ calen per a obtenir 1,5 mol de NH₃?
- Quin reactiu és el limitant quan es fan reaccionar 5 mol de N₂ amb 10 mol de H₂?
- Quin reactiu és el limitant quan es fan reaccionar 2 mol de N₂ amb 7 mol de H₂?
- En quin dels dos casos anteriors s'obté més quantitat de NH₃?

R:

- 0,5 mol de N₂
- 7,5 mol de H₂
- 0,75 mol de N₂
- H₂
- N₂
- en el cas d

3.GASOS

3.1.Propietats dels gasos (P 6.1)

Els gasos:

- Adopten el volum i la forma del recipient que els conté
- Es poden comprimir
- Tenen una densitat molt menor que els sòlids i líquids
- Són fluids

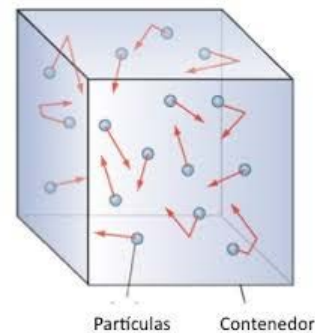


Figura extreta de (2015 Març 31):

<http://equipodefisica607blog.blogspot.com.es/2012/10/la-teoria-cinetico-molecular.html>

Aquestes i altres propietats s'expliquen perquè:

- Hi ha molt espai buit entre les molècules
- Les seves molècules es desplacen en totes direccions
- Les molècules xoquen entre elles i amb la paret del contenidor i exerceixen una pressió (força per unitat de superfície).
- La velocitat de les molècules augmenta a mesura que s'incrementa la temperatura.

3.2. Equació dels gasos ideals (P 6.1)

S'anomenen gasos ideals el que compleixen la següent llei:

$$P V = n R T$$

On:

P	pressió que exerceix el gas
V	volum que ocupa el gas
n	nombre de mol del gas
T	temperatura absoluta (K)
R	constant universal dels gasos

L'equació anterior es pot reordenar:

$$\frac{P V}{T} = n R$$

El que indica per a qualsevol gas ideal, la relació PV/T és una constant sinó hi ha variació del nombre de mols. Per tant, quan una quantitat de gas, des de unes condicions inicials de P_1 , V_1 i T_1 es porta a unes altres condicions P_2 , V_2 i T_2 es compleix:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = n R$$

Valors de constants físiques i conversions.

$$0 \text{ } ^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$$

El valor de la constant en diferents unitats és:

$$R = 0,08205 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,987 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N m}^{-2} = \text{J m}^{-3}$$

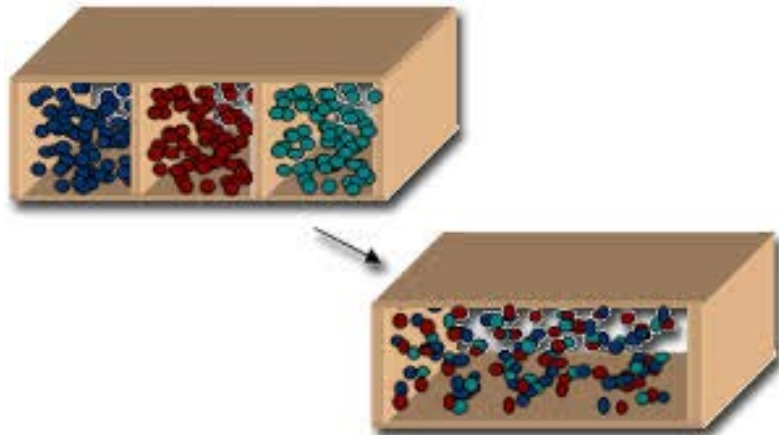
$$1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ Torr}$$

Problema. Quina pressió exerceixen 0,002 mol d'un gas en un volum de 200 mL a 175°C?

$$P = \frac{n R T}{V} = \frac{0,002 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 448 \text{ K}}{0,2 \text{ L}} = 0,367 \text{ atm}$$

3.3. Barreges de gasos ideals

Quan es troben varis gasos en el mateix contenidor, les molècules de tots i cada un d'ells es mouen per tot el contenidor, és a dir ocupen tot el volum.



S'anomena pressió parcial de cada gas (i), la que exerciria si es trobés sol en el recipient. Compliria l'equació dels gasos ideals:

$$P_i V = n_i R T$$

La pressió total (P_T) també compliria:

$$P_T V = n_T R T \quad \text{on el subíndex "T" significa total.}$$

Dividint membre a membre les dues equacions s'obté:

$$\frac{P_i}{P_T} = \frac{n_i}{n_T}$$

I d'aquí es pot deduir que la pressió total (P_T) és la suma de les pressions parcials (P_i) de cada gas.

$$P_1 + P_2 + \dots = \frac{n_1}{n_T} P_T + \frac{n_2}{n_T} P_T + \dots = \frac{n_T}{n_T} P_T$$

$$\sum_i P_i = P_T$$

Per altra banda,

De la mateixa forma que la pressió total és proporcional a la concentració total:

$$P_T = \frac{n_T}{V} R T = c_T R T$$

la pressió parcial de cada gas és proporcional a la seva concentració.

$$P_i = \frac{n_i}{V} R T = c_i R T$$

Problema. Si s'expressa sobre mols, l'aire conté aproximadament un 21% d'O₂ i un 79% de N₂. Quina pressió exerceix l'O₂ un dia que la pressió atmosfèrica és de 1005 mbar?

A partir de:

$$\frac{P_{O_2}}{P_T} = \frac{n_{O_2}}{n_T}$$

Aillem:

$$P_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_T} P_T = \frac{21}{100} 1005 \text{ mbar} = 211,05 \text{ mbar}$$

3.4 Gasos: EXERCICIS

G.1 Quin és el volum ocupat per 13,7 g de Cl₂ (g) a 45°C i 745 mm Hg?

R: 5,14 L

G.2 Quina és la densitat de l'O₂ (g) a 298 K i 0,987 atm?

R: 1,29 g/L

G.3 Una de les reaccions químiques que es produeixen quan actua l'airbag d'un cotxe en una col·lisió és la descomposició de azida sòdica (compost contaminant, problemàtic en els cementiris de cotxes): $2 \text{NaN}_3 \text{ (s)} \rightarrow 2 \text{Na (s)} + 3 \text{N}_2 \text{ (g)}$

- Quin volum de N₂ (g), mesurat a 760 mmHg i 25°C, s'obté quan es descomponen 130 g de NaN₃, que conté l'airbag del seient del copilot, segons aquesta reacció?
- Si els airbags laterals i del conductor contenen la quarta part i la meitat de nitrur de sodi, respectivament, quin volum de nitrogen es genera?

R: a) 73,3 L b) 18,3 L i 36,7 L

G.4 El *trimix* és una de les barreges de gasos amb què es poden carregar les ampolles de busseig. Una de les proporcions estàndard de *trimix* és la 21/35, que conté 21% del volum d'O₂, un 35% de He i la resta N₂. Una ampolla de 12 L s'omple amb *trimix* de l'esmentada proporció a una pressió de 200 bar a 25°C. Quants g de He conté aquesta ampolla?

R: 135,74g

4. LES SOLUCIONS

Una solució és una mescla homogènia. La seva composició i propietats són uniformes en qualsevol part de la mostra. El seu component majoritari s'anomena dissolvent i els altres soluts. Les partícules tenen mida molecular aproximadament i no sedimenten, ni sotmeses a forces centrífugues enormes. Exemples: sucre en aigua, sal en aigua, aigua en alcohol.

4.1. Unitats de concentració (P13.2)

Per a indicar la proporció en que es troben solut i dissolvent s'utilitza una magnitud denominada concentració, la qual té alguna de les expressions següents:

$$\text{concentració} = \frac{\text{quantitat de solut}}{\text{quantitat de dissolvent}}$$

o:

$$\text{concentració} = \frac{\text{quantitat de solut}}{\text{quantitat de solució}}$$

Les unitats en que es pot expressar la quantitat de solut, dissolvent i solució són molt variades (kg, g, mol, L ...) i per tant també ho són les unitats possibles de concentració.

El més habitual és expressar la concentració en percentatge. Aquesta forma té tres variants que és important saber diferenciar: g de solut per 100 g de solució (% p/p), g de solut per 100 mL de solució (%p/v) o bé mL de solut per 100 mL de solució (%v/v).

En química s'utilitza molt la Molaritat (M) que significa mols de solut per litre de solució; també per solucions diluïdes mM (mmol de solut per litre de solució).

Problema. Es dissolen 0,5 mol de glucosa en aigua fins a obtenir 2 L de solució. Quina és la Molaritat de la solució?

Es pot fer per factors de conversió considerant les unitats a les que es vol arribar:

$$\frac{0,5 \text{ mol glucosa}}{2 \text{ L solució}} = 0,25 \frac{\text{mol glucosa}}{\text{L solució}} = 0,25 \text{ M}$$

O utilitzant fórmules:

$$c = \frac{n}{V}$$

On n és els mol de solut, V el volum de solució i c la concentració de la solució.

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,5 \text{ mol glucosa}}{2 \text{ L solució}} = 0,25 \frac{\text{mol glucosa}}{\text{L solució}} = 0,25 \text{ M}$$

En altres unitats: la concentració de la solució és 250 mM (1 litre de solució conté 250 mmol de glucosa)

Problema. Quants grams de NaCl s'ha de dissoldre en aigua per obtenir 500 mL de solució que tingui una concentració de 0,1 M?

$$? \text{ g NaCl} = 500 \text{ mL solució} \frac{1 \text{ L solució}}{1000 \text{ mL solució}} \frac{0,1 \text{ mol NaCl}}{\text{L solució}} \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 0,2925 \text{ g NaCl}$$

També es pot resoldre utilitzant fórmules:

$$n = V c = 0,5 \text{ L solució} \frac{0,1 \text{ mol NaCl}}{\text{L solució}} = 0,05 \text{ mol NaCl}$$

I posteriorment es converteixen en grams:

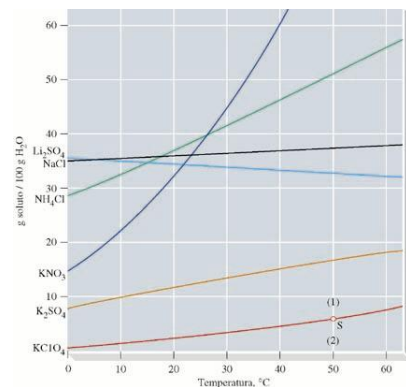
$$0,05 \text{ mol NaCl} \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 0,2925 \text{ g NaCl}$$

4.2.Solubilitat (P13.2).

Quan, a una determinada temperatura, es barreja una mica de solut sòlid en un volum de dissolvent i s'agita es forma una solució. Si es va afegint més i més solut arriba un moment en que ja no es dissolt més solut. La màxima quantitat de solut que es pot dissoldre en una quantitat de dissolvent o solució s'anomena solubilitat. Es sol expressar en g solut per 100 mL de dissolvent o bé en g solut per 100 mL de solució.

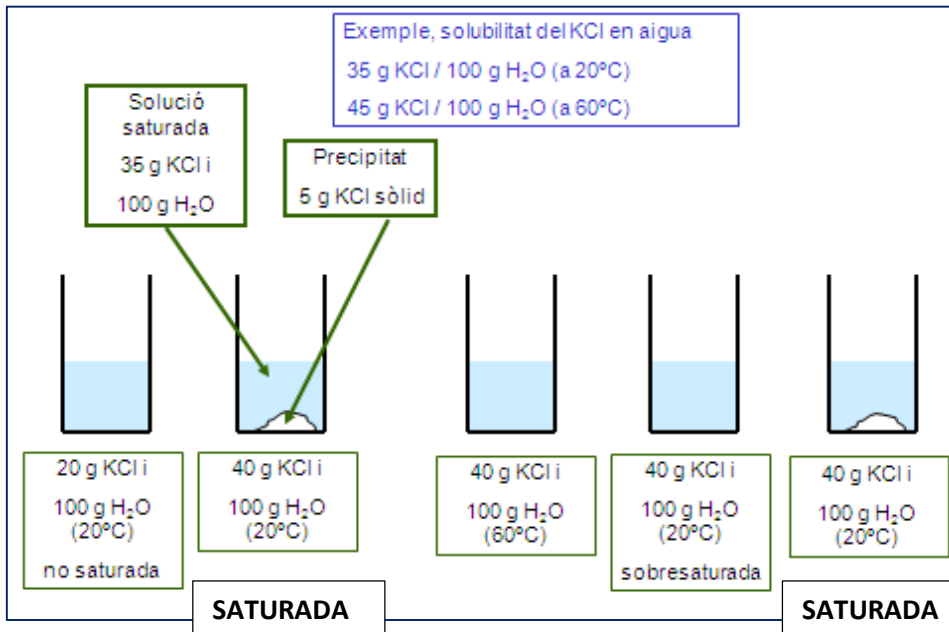
La solubilitat depèn de la temperatura i en la majoria de sals la solubilitat en aigua augmenta a l'augmentar la temperatura, tal com es veu en la figura següent (Extret de 2011. Pearson Education. Petrucci. Química general)

Una solució que conté el màxim de solut dissolt per una quantitat de dissolvent a una temperatura concreta, és a dir, una solució que té una concentració igual a la solubilitat **s'anomena solució saturada**. Una **solució no saturada** és la que té una concentració inferior a la solubilitat.



Si a una solució saturada s'afegeix més solut aquest no es dissol i es forma un sistema heterogeni anomenat suspensió. L'excés de solut o bé sedimenta (forma un sòlid en el fons de la solució, anomenat precipitat) o bé queda en suspensió originant terbolesa. En qualsevol cas, la solució en contacte amb l'excés de solut és una solució saturada.

Si es prepara una solució a una temperatura elevada i es deixa refredar, habitualment l'excés de solut precipita. En ocasions, malgrat baixar la temperatura, tot el solut roman en la dissolució donant lloc a una solució sobresaturada (concentració superior a la solubilitat). Les solucions sobresaturades són inestables i l'excés de solut acaba precipitat.



4.3 Les solucions: EXERCICIS

S.1 La solubilitat en aigua (g solut per 100 g d'aigua) de clorur de potassi KCl a 20°C és 35 g i a 60°C de 45 g. (considereu la densitat de l'aigua 1g/mL)

- Quina quantitat màxima de KCl podem dissoldre en 50 g d'aigua a 20°C?
- Quina quantitat de KCl podem dissoldre en 200 g d'aigua a 60°C?
- Si a 20°C barregem 20 g de KCl i 100 g d'aigua obtenim una
- Si a 20°C barregem 175 g de KCl i 1/2 L d'aigua obtenim una
- Si a 20°C barregem 40 g de KCl i 100 mL d'aigua obtenim una
- Si escalfem fins a 60°C el sistema anterior, obtenim una
- Si refredem fins 20°C la solució anterior i no apareix cap precipitat obtenim una..

R:

- 17,5 g
- 90 g
- Solució no saturada
- Solució saturada
- Suspensió (una solució saturada i un precipitat)
- Solució no saturada
- Solució sobresaturada

S.2 Per a preparar una solució fertilitzant per a un cultiu es van dissoldre en un aigua de pou 3 g d'hidrogen fosfat de potassi K₂HPO₄ per cada litre de solució.

- Trobeu la concentració molar en K₂HPO₄.
- Quina és la concentració molar en P?
- Quina és la concentració molar en mg P/L?

R:

- 0,0172 M
- 0,0172 M
- 533,2 mg P/L

S.3 Per preparar solucions fertilitzants líquides s'utilitza una solució aquosa concentrada de H_3PO_4 del 75% (p/p). Calcular la seva molaritat sabent que la densitat d'aquesta solució de H_3PO_4 val 1,60 g/ml.

R: 12,24 M

S.4 Calculeu la quantitat de dicromat de potassi, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, necessària per a preparar 500 mL de solució aquosa 0,15 M. El reactiu comercial sòlid té un 87% de riquesa.

R: 25,36 g

S.5 Es pesen 50 g de sulfat de sodi octa-hidratat $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$ i es dissolen fins a 250 mL. Trobeu la molaritat de la solució resultant.

R: 0,699 M

S.6 Quina quantitat de nitrat sòdic NaNO_3 s'ha de pesar per a tenir 50 mL d'una solució que tingui 70 mg d'ió sodi Na^+ per mil·lilitre?

R: 12,93 g NaNO_3

S.7 Calculeu la quantitat de KOH d'un 85 % de riquesa necessària per a preparar 500 mL de solució aquosa 0,25 M.

R: 8,25 g

S.8 Calculeu la quantitat de $\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ que s'ha de pesar per preparar 10 litres d'una solució aquosa adequada per a la fertilització foliar que contingui un 1 per mil de Zn (1g de solut per 1000g de solució).

R: 27,45g

S.9 En un laboratori es disposa d'una solució concentrada d'àcid clorhídric HCl. A l'etiqueta del recipient que conté aquest àcid consten les dades següents dades: densitat de la solució, 1,18 kg/dm³ i concentració de la solució, 35,2% (p/p).

- Calculeu la concentració molar de la solució concentrada de HCl
- Calculeu quin volum de la solució concentrada de HCl es necessita per preparar 500 cm³ d'una solució diluïda de HCl de concentració 0,10 mol/dm³.
- Expliqueu com es prepararia aquesta solució al laboratori.

R:

a) 11,4 M

b) 4,39 mL

5. BIBLIOGRAFIA

-Petrucci, R.H.; Harwood, W.S. *Química general*. 10^a ed. Madrid: Ed. Pearson Education, 2011. ISBN 978-84832226803. (Citat com a P. i el número de paràgraf a l'inici dels apartats)

Saña, J. *Química per a les Ciències de la Naturalesa i de l'alimentació*. Barcelona: Ed. Vicens Vives, 1993. ISBN 978-8431632823.