

En l'actualitat, en el primer quadrimestre de la Fase selectiva de la Titulació d'Enginyeria Industrial a la ETSEIB (UPC), s'imparteix **Química I**, que és una assignatura obligatòria (6 crèdits). Malgrat això, una part molt important (50%) de l'alumnat que inicia aquesta titulació no ha cursat cap assignatura de química a Secundària.

La realitat és que, als alumnes que es troben en aquesta situació, els resulta molt difícil assolir els coneixements necessaris per aprovar aquesta assignatura (el % de suspensos és molt elevat). Aprovar Química I els suposa un esforç molt més gran que a la resta. D'altra banda, també s'ha de considerar la gran heterogeneïtat amb què ens trobem els professors degut als diferents nivells de química que tenen els estudiants.

Per intentar aconseguir que, a l'inici del curs, tots els estudiants tinguin el nivell mínim indispensable per poder seguir amb normalitat l'assignatura de Química I, els professors que l'impartim hem elaborat un material bàsic de Química.

Aquest material consta de 4 temes, cadascun d'ells amb una part de teoria, i una d'exercicis i la seva resolució. És important que els estudiants intentin fer els exercicis proposats abans de mirar la seva resolució i, és clar, abans de l'inici del curs acadèmic!!

TEMA1:FORMULACIÓ I NOMENCLATURA DE QUÍMICA INORGÀNICA

Per aprendre a formular i a anomenar els compostos inorgànics, és imprescindible identificar els elements amb el seu símbol químic, a partir de la taula periòdica. A cada element d'un compost determinat se li assigna un nombre, anomenat **nombre d'oxidació**, que indica la quantitat d'electrons que l'àtom de l'element ha guanyat o ha perdut en aquest compost. El nombre d'oxidació va precedit del signe + si l'àtom ha perdut electrons i del signe - si n'ha guanyat.

Regles per determinar el nombre d'oxidació:

1. El nombre d'oxidació d'un element lliure és sempre zero. Per exemple, el nombre d'oxidació del fluor (F_2), del Hidrogen (H_2), del Oxigen (O_2), del clor (Cl_2) i del coure (Cu) és zero.
2. El nombre d'oxidació d'un ió monoatòmic és igual a la seva càrrega. Per exemple, el nombre d'oxidació del Br^- és -1 i el del ió ferro (III) Fe^{3+} és +3.
3. El nombre d'oxidació de l'oxigen és -2, excepte en els peròxids (com l'aigua oxigenada H_2O_2 o el peròxid de sodi Na_2O) que és -1.
4. El nombre d'oxidació de l'hidrogen és +1, excepte en alguns hidrurs, que és -1.
5. El nombre d'oxidació dels metalls alcalins (IA) és sempre +1, el dels elements del grup del beril·li (IIA) és sempre +2 i el de l'alumini és +3.
6. El nombre d'oxidació d'un element combinat amb un altre més electronegatiu és positiu, i, si està combinat amb un altre de més electropositiu, és negatiu. L'electronegativitat en general augmenta de esquerra a dreta i de baix a dalt en la taula periòdica.
7. En un compost neutre, la suma algebraica dels nombres d'oxidació dels àtoms que el formen és zero.
8. En un ió poliatòmic, la suma algebraica dels nombres d'oxidació dels àtoms que el formen és igual a la càrrega del ió. Per exemple, en el ió nitrat NO_3^{1-} aquesta suma val -1.

COMPOSTOS BINARIS : AB

S'anomenen: radical de l'element B acabat en -ur + de + nom de l'element A.
Per exemple: NaCl és el clorur de sodi.

Es formulen escrivint, l'element més electronegatiu a la dreta i el menys electronegatiu a l'esquerra.

□ **HIDRURS**: Combinacions binàries de l'hidrogen amb un altre element

- **Hidrurs de metalls**

Formulació: MH_m

Nomenclatura: Hidrur de + nom del metall

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
LiH	Hidrur de liti
BaH ₂	Hidrur de bari
CrH ₂	Hidrur de crom (II) dihidrur de crom
CrH ₃	Hidrur de crom (III)

- **Hidrurs de no-metalls** (B, Si, C, Bi, Sb, As, P, N)

Tots aquests compostos reben noms particulars.

Formulació	Nomenclatura
NH ₃	Amoníac
PH ₃	Fosfina
AsH ₃	Arsina
SbH ₃	Estibina
BiH ₃	Bismutina
CH ₄	Metà
SiH ₄	Silà (tetrahidrur de silici)
BH ₃	Borà (trihidrur de bor)

- **Hidrurs de no-metalls de caràcter àcid** (Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O, F)

Formulació	Nomenclatura
HF	Fluorur d'hidrogen
H ₂ O	Aigua
HCl	Clorur d'hidrogen

HBr	Bromur d'hidrogen
HI	Iodur d'hidrogen
H ₂ S	Sulfur d'hidrogen
H ₂ Se	Sel·lenur d'hidrogen
H ₂ Te	Tel·lerur d'hidrogen

- **Hidràcids**

- Són els compostos d'aquest últim grup formats per hidrogen amb els no-metalls dels grups VI i VII de la taula periòdica (F, Cl, Br, I, S, Se, Te). Les seves dissolucions aquoses son àcides, alliberen protons i formen l'anió corresponent. Per exemple:



L'àcid s'anomena amb l'arrel del nom de l'element i el sufix **-hídric**.

L'anió s'anomena amb l'arrel del nom de l'element i el sufix **-ur**.

HIDRÀCID	NOM	ANIÓ	NOM
HF _(aq)	Àcid fluorhídric	F ⁻	Ió fluorur
HCl _(aq)	Àcid clorhídric	Cl ⁻	Ió clorur
HBr _(aq)	Àcid bromhídric	Br ⁻	Ió bromur
HI _(aq)	Àcid iodhídric	I ⁻	Ió iodur
HCN _(aq)	Àcid cianhídric	CN ⁻	Ió cianur
H ₂ S _(aq)	Àcid sulfhídric	S ²⁻	Ió sulfur
H ₂ Se _(aq)	Àcid selenhídric	Se ²⁻	Ió seleniür
H ₂ Te _(aq)	Àcid tel·lurhídric	Te ²⁻	Ió tel·leriür

Pot ser que els tres darrers hidràcids, en ionitzar-se, només alliberin un sol protó; per tant, l'anió corresponent encara mantindrà un àtom d'hidrogen. Aquests anions s'anomenen amb la paraula **hidrogen-** com a prefix del nom de l'anió:

Formulació	Nomenclatura
HS ⁻	Ió hidrogensulfur
HSe ⁻	Ió hidrogenseleniür
HTe ⁻	Ió hidrogentel·luriür

Nota: La fórmula d'un hidràcid és la mateixa que la de l'hidrur corresponent. L'àcid és quan l'hidrur està en dissolució aquosa. Per distingir l'àcid de l'hidrur, s'afegeix el subíndex **(aq)**.

Formulació	HIDRUR	Formulació	HIDRÀCID
HF	Fluorur d'hidrogen	HF _(aq)	Àcid fluorhídric
HCl	Clorur d'hidrogen	HCl _(aq)	Àcid clorhídric
HBr	Bromur d'hidrogen	HBr _(aq)	Àcid bromhídric
HI	Iodur d'hidrogen	HI _(aq)	Àcid iodhídric
H ₂ S	Sulfur d'hidrogen	H ₂ S _(aq)	Àcid sulfhídric
H ₂ Se	Seleniür d'hidrogen	H ₂ Se _(aq)	Àcid selenhídric
H ₂ Te	Tel·luriür d'hidrogen	H ₂ Te _(aq)	Àcid tel·lurhídric
H ₂ O	Aigua		

□ ÒXIDS

Combinacions binàries de l'oxigen amb qualsevol altre element, excepte el fluor; ja que el fluor és més electronegatiu que l'oxigen ($\text{OF}_2 \rightarrow$ Fluorur d'oxigen).

En els òxids, l'oxigen té nombre d'oxidació -2.

• Òxids de metalls i no metalls

Formulació: E_2O_e

Nomenclatura òxids de metalls: Òxid de + nom de l'element (nombre d'oxidació)

Nomenclatura òxids de no metalls: òxid amb el prefix grec del nombre d'àtoms d'oxigen + de + nom de l'element amb el prefix grec

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
K_2O	Òxid de potassi
CuO	Òxid de coure (II)
PbO_2	Òxid de plom(IV)
NO	Monòxid de nitrogen
N_2O	Òxid de dinitrogen
N_2O_3	Triòxid de dinitrogen
NO_2	Diòxid de nitrogen
SO_2	Diòxid de sofre
SO_3	Triòxid de sofre
P_2O_5	Pentòxid de fòsfor
CO	Monòxid de carboni
CO_2	Diòxid de carboni
SiO_2	Dioxid de silici

- **Peròxids**

Combinacions binàries de l'oxigen, que actua com a O_2^{2-} , amb els metalls alcalins i alcalinoterris.

Nomenclatura: Peròxid de + nom del metall

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
Na_2O_2	Peròxid de sodi
BaO_2	Peròxid de bari
H_2O_2	Peròxid d'hidrògen (aigua oxigenada)

- **COMPOSTOS BINARIS ENTRE NO-METALLS**

Nomenclatura: S'anomena primer el no-metall més electronegatiu amb el prefix grec del nombre d'àtoms i el sufix **-ur** + de + nom de l'altre no-metall.

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
PCl_3	Triclorur de fòsfor
PCl_5	Pentaclorur de fòsfor
CS_2	Disulfur de carboni
NCl_3	Triclorur de nitrogen

- **COMPOSTOS BINARIS ENTRE METALLS i NO-METALLS**

Són els que habitualment anomenem **sals**. Es formen substituint l'ió hidrogen (o varis ions hidrògens) dels hidràcids i d'alguns hidrurs per cations metàl·lics (o amb el ió amoni).

Nomenclatura: Nom de l'anió + de + nom del catió metàl·lic

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
$NaCl$	Clorur de sodi
$CaBr_2$	Bromur de calci
Fe_2S_3	Sulfur de ferro (III)
PbS_2	Sulfur de plom (IV)
$NiCl_2$	Clorur de níquel (II)

COMPOSTOS NO BINARIS

□ HIDRÒXIDS (BASES)

Compostos iònics formats per l'anió hidròxid (OH^-) i un catió metàl·lic.

Formulació: $\text{M}(\text{OH})_m$

Nomenclatura: Hidròxid de + nom del metall

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
NaOH	Hidròxid de sodi
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Hidròxid de magnesi
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Hidròxid de ferro (II)
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Hidròxid de ferro(III)

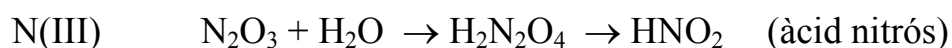
□ ÀCIDS (Oxoàcids)

Són àcids que contenen oxigen en la seva composició, a més de l'hidrogen i d'un altre element, que pot ser un no metall o bé un element de transició d'elevat nombre d'oxidació (Cr, Mn, B, C, Si, N, P, As, S, Se, Te, Cl, Br, I).

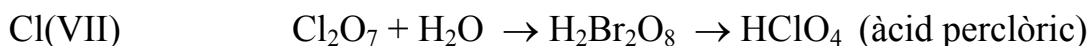
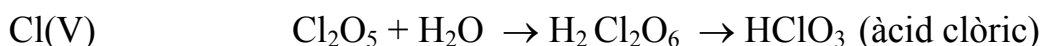
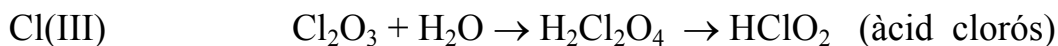
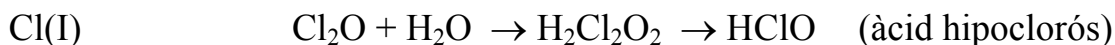
Formulació: $\text{H}_m\text{X}_x\text{O}_n$ (fórmula general)

Normalment els oxoàcids s'obtenen a partir del seu òxid corresponent i se l'hi afegeix una molècula d'aigua.

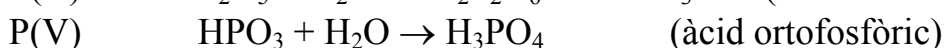
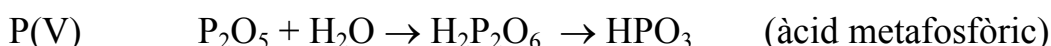
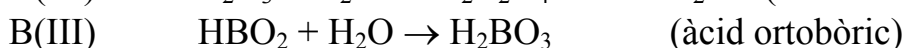
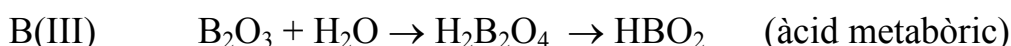
- Si l'element té dos estats d'oxidació, el més baix s'anomena **-os** i el més elevat **-ic**, per exemple:



- Si l'element té més estats d'oxidació, com els halògens, que tenen 1,3,5,7, s'anomenen **hipo-os**, **-os**, **-ic**, **per-ic**, respectivament:



- Alguns oxoàcids es poden formar amb diferent nombre de molècules d'aigua, rebent diferents noms



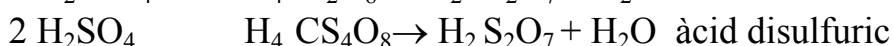
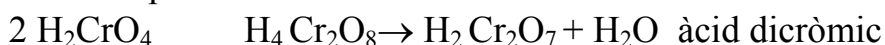
Normalment, els **orto-** s'anomenen només: àcid bòric o àcid fosfòric.

Sufix	Significat
Orto-	(més aigua)
Meta-	(menys aigua)

- Quan es substitueix un O per un S s'anomena **tio** :
Per exemple:
a partir de l'oxoàcid H_2SO_4 (àcid sulfúric), substituïm un O per un S, obtenint l'àcid tiosulfúric: $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$

- Quan s'ajunten dues molècules d'àcid amb pèrdua d'una molècula d'aigua s'anomena **di-**:

Per exemple:



Sufix	Significat
Di-	resultat de l'eliminació d'una molècula d'aigua entre dues molècules

	de l'oxoàcid corresponent.
Tio-	cas en que un àtom de sofre en substitueix un d'oxigen (donat que pertanyen al mateix grup de la taula periòdica)

+

NOM TRADICIONAL DELS ÀCIDS MÉS USUALS			
Formulació	Nom tradicional	Formulació	Nom tradicional
HClO	Àcid hipoclorós	H ₂ SeO ₃	àcid seleniós
HClO ₂	Àcid clorós	H ₂ SeO ₄	àcid selènic
HClO ₃	Àcid clòric		
HClO ₄	Àcid perclòric	H ₃ PO ₄	àcid ortofosfòric (àc. fosfòric)
		HPO ₃	àcid metafosfòric
HBrO	Àcid hipobromós	H ₄ P ₂ O ₇	àcid difosfòric
HBrO ₂	Àcid bromós		
HBrO ₃	Àcid bròmic	H ₃ AsO ₃	àcid ortoarseniós (àc. arseniós)
HBrO ₄	Àcid perbròmic	H ₃ AsO ₄	àcid ortoarsènic (àc. arsènic)
HIO	Àcid hipoiodós	H ₂ CO ₃	àcid carbònic
HIO ₂	Àcid iodós		
HIO ₃	Àcid iòdic	H ₄ SiO ₄	àcid ortosilícic (àcid sílicic)
HIO ₄	Àcid periòdic	H ₂ SiO ₃	àcid metasilícic
HNO ₂	Àcid nitrós	H ₃ BO ₃	àcid ortobòric (àc. bòric)
HNO ₃	Àcid nítric	HBO ₂	àcid metabòric
H ₂ SO ₃	Àcid sulfurós	H ₂ CrO ₄	àcid cròmic
H ₂ SO ₄	Àcid sulfúric	H ₂ Cr ₂ O ₇	àcid dicròmic
H ₂ S ₂ O ₅	Àcid disulfurós		
H ₂ S ₂ O ₇	Àcid disulfúric	HMnO ₄	àcid permangànic
H ₂ S ₂ O ₃	àcid tiosulfúric	H ₂ MnO ₄	àcid mangànic

Els anions corresponents a cada oxoàcid s'anomenen amb el sufix **-it**, si el nom de l'àcid duia el sufix **-ós**, o bé amb el sufix **-at**, quan el nom de l'àcid es feia amb el sufix **-ic**.

Oxoàcid	Anió
-ós	-it
-ic	-at

• **ALTRES SALS:**

• **Sals dels oxoàcids**

Quan l'anió d'un oxoàcid es combina amb un catió metàl·lic (o amb l'ió amoni).

Nomenclatura: Nom de l'anió + de + nom del catió metàl·lic

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
AgNO_3	Nitrat de plata
Cu_2CO_3	Carbonat de coure (I)
LiNO_2	Nitrit de liti
ZnSO_3	Sulfit de zinc
$\text{Fe}(\text{IO}_4)_3$	Periodat de ferro (III)
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Fosfat de calci
Na_2CO_3	Carbonat de sodi
KMnO_4	Permanganat de potassi

- **Sals àcides dels hidràcids i del oxoàcids**

Són aquelles sals en les quals no tots els hidrògens de l'àcid del qual deriven han estat substituïts per cations metàl·lics.

Nomenclatura: Nom de l'anió (amb prefix hidrogen-) + de + nom del catió metàl·lic

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
NaHS	Hidrogensulfur de sodi
$\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$	Hidrogensulfit de bari
NaHCO_3	Hidrogencarbonat de sodi
KH_2PO_4	Dihidrogenfosfat de potassi

- **Sals hidratades**

Nomenclatura: Nomenclatura de la sal + monohidratat (dihidratat, trihidratat, etc)

Exemple:

Formulació	Nomenclatura
$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Clorur de cobalt (II) hexahidratat

TEMA 1. FORMULACIÓ INORGÀNICA

Exercici 0. Escriviu el símbol o anomenau el següents elements

- | | |
|------------|------------|
| a) Na | b) Ca |
| c) Cr | d) Co |
| e) Ag | f) P |
| g) Br | h) oxigen |
| i) potassi | j) magnesi |
| k) clor | l) coure |
| m) ferro | n) mercuri |

Exercici 1. Formuleu els òxids següents:

- a) Òxid d'estronci
- b) Òxid de ferro (III)
- c) Òxid de manganès (II)
- d) Òxid de manganès (VII)
- e) Òxid de plom (IV)
- f) Monòxid de nitrogen
- g) Monòxid de carboni
- h) Òxid de coure (II)
- i) Òxid de coure (I)
- j) Òxid de ferro (III)
- k) Peròxid d'hidrogen

Exercici 2. Anomeneu els àcids que tenen la fórmula següent:

- a) HCl
- b) HI
- c) HNO_3
- d) H_2SO_3
- e) H_2CO_3
- f) H_2SO_4
- g) H_3PO_4
- h) H_3AsO_4
- i) H_2S

Exercici 3. Formuleu els següents oxoàcids:

- a) àcid iodós
- b) àcid sulfuríic
- c) àcid cròmic
- d) àcid perclòric
- e) àcid fosfòric
- f) àcid carbònic

Exercici 4. Anomeneu i formuleu els anions que teòricament són possibles dels àcids següents:

- a) HNO_2
- b) H_2SO_3
- c) H_3AsO_3
- d) Àcid hipoclorós

e) Àcid carbònic

f) Àcid fosfòric

Exercici 5. Formuleu els anions que tenen els noms següents:

a) Ió nitrit

b) Ió hidrogencarbonat

c) Ió hidrogensulfat

d) Ió dihidrogenfosfat

Exercici 6. Formuleu les sals següents:

a) Perclorat de potassi

b) Nitrat d'amoni

c) Carbonat d'alumini

d) Nitrit de ferro(III)

e) Hidrogensulfur de potassi

f) Cromat de plom (II)

g) Dihidrogenfosfat de calci

h) Sulfit de coure (II)

Exercici 7. Anomeneu els compostos que tenen la fórmula següent:

a) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

b) NaHSO_4

c) CuSO_4

d) $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$

e) KMnO_4

f) NiCrO_4

Exercici 8. Completeu la taula següent:

Fórmula	Nom
	Sulfur de plata
	Perclorat de crom (III)
FeCl_2	
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	
	Sulfat de plom (II)
$\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$	
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	
	Permanganat de sodi
	Àcid tiosulfuric
$\text{Cu}(\text{HS})_2$	
	Hidrogensulfat de cadmi
CuHPO_4	
	Hidrogencarbonat de magnesi

Exercici 9. Formuleu i anomeu:

Nom	Fòrmula
Ió alumini	
Ió cobalt (III)	
Amoníac	

Hidrur d'alumini

Òxid de mercuri (II)



Exercici 10. Formuleu i anomeueu:

Nom	Fòrmula
-----	---------

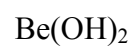
Òxid de bari

Àcid sulfhídric

Àcid dicròmic

Àcid fosfòric

Hidròxid de bari



Exercici 11. Formuleu i anomeueu:

Nom	Fòrmula
Ió perclorat	
Sulfat de calci	
Nitrat de magnesi	
Hidrogenfosfat de bari	
Àcid dicròmic	
	NaHCO_3
	PbCl_2
	K_2CO_3
	$\text{Mn}(\text{OH})_3$
	CdS

Exercici 12. Formuleu i anomeueu:

Nom	Fòrmula
Cromat de magnesi	
Hidrogensulfur d'alumini	
Sulfat de zinc	
Nitrit de cadmi	
Permanganat de plata	
	H_2MnO_4
	ClO_3^-
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$
	$\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$
	HCO_3^-

Exercici 13. Formuleu i anomeueu:

Nom	Fòrmula
Fosfat de coure (I)	
Òxid de magnesi	
Ió dihidrogenfosfat	
Àcid selènic	
Ió nitrat	
	NH_3
	BaO
	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
	$\text{Pt}(\text{SO}_4)_2$
	K_3AsO_3

TEMA 1. FORMULACIÓ INORGÀNICA

Exercici 0. Escriuiu el símbol o anomenau el següents elements

a) Na	sodi	b) Ca	calci
c) Cr	crom	d) Co	cobalt
e) Ag	plata	f) P	fòsfor
g) Br	brom	h) oxigen	O
i) potassi	K	j) magnesi	Mg
k) clor	Cl	l) coure	Cu
m) ferro	Fe	n) mercuri	Hg

Exercici 1. Formuleu els òxids següents:

a) Òxid d'estronci	SrO
b) Òxid de ferro (III)	Fe ₂ O ₃
c) Òxid de manganès (II)	MnO
d) Òxid de manganès (VII)	Mn ₂ O ₇
e) Òxid de plom (IV)	PbO ₂
f) Monòxid de nitrogen	NO
g) Monòxid de carboni	CO
h) Òxid de coure (II)	CuO
i) Òxid de coure (I)	Cu ₂ O
j) Òxid de ferro (II)	FeO
k) Peròxid d'hidrogen	H ₂ O ₂

Exercici 2. Anomeneu els àcids que tenen la fórmula següent:

- a) HCl Àcid clorhídric
- b) HI Àcid iodhídric
- c) HNO_3 Àcid nítric
- d) H_2SO_3 Àcid sulfurós
- e) H_2CO_3 Àcid carbònic
- f) H_2SO_4 Àcid sulfúric
- g) H_3PO_4 Àcid ortofosfòric (àc. fosfòric)
- h) H_3AsO_4 Àcid ortoarsènic (àc. arsènic)
- i) H_2S Àcid sulfhídric

Exercici 3. Formuleu els següents oxoàcids:

- a) àcid iodós HIO_2
- b) àcid sulfuríic H_2SO_4
- c) àcid cròmic H_2CrO_4
- d) àcid perclòric HClO_4
- e) àcid fosfòric H_3PO_4
- f) àcid carbònic H_2CO_3

Exercici 4. Anomeneu i formuleu els anions que teòricament són possibles dels àcids següents:

- a) HNO_2 nitrit: NO_2^-
- b) H_2SO_3 hidrogen sulfit: HSO_3^- sulfit: SO_3^{2-}
- c) H_3AsO_3 dihidrogen arsenit: H_2AsO_3^- hidrogen arsenit: HAsO_3^{2-}
arsenit: AsO_3^{3-}

- d) Àcid hipoclorós hipoclorit: ClO^-
- e) Àcid carbònic hidrogencarbonat: HCO_3^- carbonat: CO_3^{2-}
- f) Àcid fosfòric dihidrogenfosfat: H_2PO_4^- hidrogenfosfat: HPO_4^{2-}
fosfat: PO_4^{3-}

Exercici 5. Formuleu els anions que tenen els noms següents:

- | | |
|------------------------|---------------------------|
| a) Ió nitrit | NO_2^- |
| b) Ió hidrogencarbonat | HCO_3^- |
| c) Ió hidrogensulfat | HSO_4^- |
| d) Ió dihidrogenfosfat | H_2PO_4^- |

Exercici 6. Formuleu les sals següents:

- | | |
|-------------------------------|--------------------------------------|
| a) Perclorat de potassi | KClO_4 |
| b) Nitrat d'amoní | NH_4NO_3 |
| c) Carbonat d'alumini | $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ |
| d) Nitrit de ferro(III) | $\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$ |
| e) Hidrogen sulfur de potassi | KHS |
| f) Cromat de plom (II) | PbCrO_4 |
| g) Dihidrogen fosfat de calci | $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ |
| h) Sulfit de coure (II) | CuSO_3 |

Exercici 7. Anomeneu els compostos que tenen la fórmula següent:

- a) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ Nitrat de ferro (III)
- b) NaHSO_4 Hidrogen sulfat de sodi

- c) CuSO_4 Sulfat de coure (II)
- d) $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ Perclorat de magnesi
- e) KMnO_4 Permanganat de potassi
- f) NiCrO_4 Cromat de níquel (II)

Exercici 8. Completeu la taula següent:

Fórmula	Nom
Ag_2S	Sulfur de plata
$\text{Cr}(\text{ClO}_4)_3$	Perclorat de crom (III)
FeCl_2	Clorur de ferro (II)
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Tiosulfat de sodi
PbSO_4	Sulfat de plom (II)
$\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$	Silicat d'alumini
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	Carbonat d'amoni
NaMnO_4	Permanganat de sodi
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Àcid tiosulfuric
$\text{Cu}(\text{HS})_2$	Hidrogensulfur de coure(II)
$\text{Cd}(\text{HSO}_4)_2$	Hidrogensulfat de cadmi
CuHPO_4	Hidrogenfosfat de coure (II)
$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$	Hidrogencarbonat de magnesi

Exercici 9. Formuleu i anomeu:

Nom	Fòrmula
Ió alumini	Al^{3+}

Ió cobalt (III)	Co^{3+}
Amoníac	NH_3
Hidrur d'alumini	AlH_3
Òxid de mercuri (II)	HgO
Ió hidroxil	OH^-
Ió amoni	NH_4^+
Àcid clorhídric	$\text{HCl}_{(\text{aq})}$
Bromur d'hidrogen	HBr
Hidrur de zinc	ZnH_2

Exercici 10. Formuleu i anomeu:

Nom	Fòrmula
Òxid de bari	BaO
Àcid sulfhídric	H_2S
Àcid dícròmic	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Àcid fosfòric	H_3PO_4
Hidròxid de bari	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
Sulfít de sodi	CaSO_3
Sulfur de calci	Na_2S
Hidròxid de berili	$\text{Be}(\text{OH})_2$
Òxid de plom(II)	PbO
Àcid perclòric	HClO_4

Exercici 11. Formuleu i anomeu:

Nom	Fòrmula
Ió perclorat	ClO_4^-
Sulfat de calci	CaSO_4
Nitrat de magnesi	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
Hidrogenfosfat de bari	BaHPO_4
Àcid dicròmic	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Hidrogencarbonat de sodi	NaHCO_3
Clorur de plom(II)	PbCl_2
Carbonat de potassi	K_2CO_3
Hidròxid de Manganes(III)	$\text{Mn}(\text{OH})_3$
Sulfur de cadmi	CdS

Exercici 12. Formuleu i anomeu:

Nom	Fòrmula
Cromat de magnesi	MgCrO_4
Hidrogensulfur d'alumini	$\text{Al}(\text{HS})_3$
Sulfat de zinc	ZnSO_4
Nitrit de cadmi	$\text{Cd}(\text{NO}_2)_2$
Permanganat de plata	AgMnO_4
Àcid mangànic	H_2MnO_4
Ió clorat	ClO_3^-
Disulfat de sodi	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$

Sulfít de ferro (III)	$\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$
-----------------------	------------------------------

Ió hidrogencarbonat	HCO_3^-
---------------------	------------------

Exercici 13. Formuleu i anomeu:

Nom	Fòrmula
-----	---------

Fosfat de coure (I)	Cu_3PO_4
---------------------	--------------------------

Òxid de magnesi	MgO
-----------------	--------------

Ió dihidrogenfosfat	H_2PO_4^-
---------------------	---------------------------

Àcid selènic	H_2SeO_4
--------------	--------------------------

Ió nitrat	NO_3^-
-----------	-----------------

Amoníac	NH_3
---------	---------------

Òxid de bari	BaO
--------------	--------------

Nitrat de cobalt (II) hexahidratat	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
---------------------------------------	--

Sulfat de platí (IV)	$\text{Pt}(\text{SO}_4)_2$
----------------------	----------------------------

Arsenit de potassi	K_3AsO_3
--------------------	--------------------------

TEMA 2 - GASOS I DISSOLUCIONS

2.1- CONCEPTES BÀSICS

Número d'Avogadro (N_A) és el nombre d'àtoms que hi ha en 12 g de C^{12} i val $6.023 \cdot 10^{23}$

El **mol (n)** és la quantitat de substància que conté un N_A ($6.023 \cdot 10^{23}$) de partícules.

La **massa molar (M)** és la massa d'un mol de partícules, i es mesura en $g \cdot mol^{-1}$.

Així si volem conèixer el nombre de mols que hi ha en x g d'un compost, haurem de conèixer la fórmula del compost, calcularem la seva massa molar coneixent les masses atòmiques dels elements i calcularem el nombre de mols com:

$$n = x \text{ g} / M$$

Exemple 1:

Quants mols de $AgNO_3$ hi ha en 0.5 g de $AgNO_3$? Masses atòmiques ($g \cdot mol^{-1}$): Ag: 107.9, N: 14, O: 16

$$M = 107,9 + 14 + 16 \times 3 = 169.9 \text{ g mol}^{-1}$$

$$0.5 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol } AgNO_3}{169.9 \text{ g } AgNO_3} = 2.94 \cdot 10^{-3} \text{ mol } AgNO_3$$

Exemple 2:

Quantes molècules de $CO_2(g)$ hi ha 1g de diòxid de carboni? Masses atòmiques ($g \cdot mol^{-1}$): C: 12, O: 16

$$M = 12 + 16 \times 2 = 44 \text{ g mol}^{-1}$$

$$1 \text{ g } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \times \frac{6.023 \cdot 10^{23} \text{ molec } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 41.36 \cdot 10^{22} \text{ molècules } CO_2$$

Exemple 3:

Quants àtoms de carboni hi ha en 10 g de benzè? Massa molecular del benzè: 78 g mol^{-1}

$$10 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78 \text{ g } C_6H_6} \times \frac{6.023 \cdot 10^{23} \text{ molec } C_6H_6}{1 \text{ mol } C_6H_6} \times \frac{6 \text{ atoms C}}{1 \text{ molec } C_6H_6} = 4.63 \cdot 10^{23} \text{ atoms de C}$$

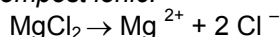
Exemple 4:

Quina és la massa de 10^{22} molècules de Na? Massa atòmica ($g \cdot mol^{-1}$): Na 23

$$10^{22} \text{ molec Na} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{6.023 \cdot 10^{23} \text{ molec Na}} \times \frac{23 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}} = 3.81 \text{ g Na}$$

Exemple 5:

Quin és el nombre de ions que hi ha en 100 g de clorur de magnesi? El clorur de magnesi (massa molecular 95.3 g mol^{-1}) és un compost iònic:



$$100 \text{ g } MgCl_2 \times \frac{1 \text{ mol } MgCl_2}{95.3 \text{ g } MgCl_2} \times \frac{3 \text{ mols ions}}{1 \text{ mol } MgCl_2} \times \frac{6.023 \cdot 10^{23} \text{ ions}}{1 \text{ mol ions}} = 1.89 \cdot 10^{24} \text{ ions}$$

2.2- GASOS

Un gas es una substància que té una densitat molt baixa, un volum variable que depèn del recipient on està, i que es pot comprimir i expandir fàcilment, es dilata quan s'augmenta la temperatura i es contrau quan es refreda.

La pressió d'un gas es mesura en mil·límetres de mercuri (mmHg), en atmosferes (atm) o en Pascals (Pa).

$$1 \text{ atm} = 1.013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mm Hg}$$

En un **gas ideal** el volum és directament proporcional a la temperatura i inversament proporcional a la pressió. Aquest comportament es recull en l'equació dels gasos ideals o perfectes:

$$P V = n R T$$

on

P es la pressió del gas (en atm)

R es la constant molar dels gasos ($0.082 \text{ atm dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, $8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)

T es la temperatura absoluta en graus kelvin (K) ($K = 273 + T$ (en centígraus))

V es el volum del gas (en dm^3)

n es el número de mols

Si tenim en compte que el número de mols es g/M i que la **densitat** (ρ) és els grams per unitat de volum, podem escriure

$$\rho = PM / RT$$

La **densitat relativa** (ρ_r) d'un gas respecte a un altre és igual al quocient de les seves masses moleculars:

$$\rho_r = M_A / M_B$$

La mesura de la densitat d'un gas és un mètode per determinar la massa molar (M)

El **volum molar** (V_m) és el volum d'un mol de gas en condicions normals ($T=273 \text{ K}$ i $P=1\text{atm}$) i el seu valor és $22,4 \text{ dm}^3$.

S'anomena **pressió parcial** d'un gas (P_i) en una mescla de gasos, a la pressió que exerciria el gas si tot ell ocupés tot el volum de la mescla (V), a la mateixa temperatura:

$$P_i V = n_i R T \quad (a)$$

En una mescla de gasos es compleix la **lei de Dalton** que diu que la **pressió total** (P_T) de la mescla és la suma de la **pressió parcial** (P_i) de cada gas:

$$P_T = P_a + P_b + P_c + \dots$$

I per tant, es compleix que:

$$P_T V = n_T R T \quad (b)$$

Si dividim les equacions (a) i (b) obtenim:

$$P_i = P_T \cdot n_i / n_T$$

El quocient n_i/n_T s'anomena **fracció molar** del gas en la mescla gasosa i s'acostuma a representar per

$$\chi_i = n_i / n_T$$

Per tant, la pressió parcial del gas, en la mescla de gasos, és igual a la pressió total multiplicada per la fracció molar del gas.

$$P_i = P_T \cdot \chi_i$$

Exemple 1:

Calculeu el volum que ocupen 10 g de $\text{CO}_2(\text{g})$ mesurats en condicions normals

$$10 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \times \frac{22.4 \text{ l}}{1 \text{ mol CO}_2} = 5.09 \text{ l}$$

o bé

$$P V = n R T \quad \Rightarrow \quad V = \frac{10 \text{ g} / 44 \text{ g mol}^{-1} \times 0.082 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 5.09 \text{ l}$$

Exemple 2:

S'introdueixen 2g de heli i 2g d'hidrogen en dos recipients d'igual volum, de 3 l, separats per una membrana i la mateixa temperatura, de 298 K. a) Quin dels dos recipients té més mols?. b) Quin tindrà major pressió? c) Quina serà la pressió si es treu la membrana que els separa?

a) $2 \text{ g He} / 4 \text{ g mol}^{-1} = 0.5 \text{ mols He}$
 $2 \text{ g H}_2 / 2 \text{ g mol}^{-1} = 1 \text{ mol H}_2(\text{g})$
 per tant hi ha més mols d'hidrogen.

b) $P_i V = n_i R T \quad n(\text{H}_2(\text{g})) > n(\text{He}(\text{g})) \Rightarrow P(\text{H}_2(\text{g})) > P(\text{He}(\text{g}))$

c) $P_T = n_T R T / V = (n(\text{H}_2(\text{g})) + n(\text{He}(\text{g}))) R T / V$

$$1.5 \text{ mols} \times 0.082 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 298 \text{ K} / 6 \text{ l} = 6.16 \text{ atm}$$

Exemple 3:

Una mescla d'oxigen i d'hidrogen conté un 25% en volum d'hidrogen a la pressió de $5 \times 10^4 \text{ Pa}$ i a una T de 325K. Calculeu la pressió parcial de cada gas.

$$P_i = P_T \cdot \chi_i$$

$$\chi(\text{H}_2(\text{g})) + \chi(\text{He}(\text{g})) = 1$$

$$\chi(\text{H}_2(\text{g})) = 0.25$$

$$P(\text{H}_2(\text{g})) = 5 \times 10^4 \text{ Pa} \times 0.25 = 1.25 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$P(\text{O}_2(\text{g})) = 5 \times 10^4 \text{ Pa} \times (1 - 0.25) = 3.75 \times 10^4 \text{ Pa}$$

2. 3- COMPOSICIÓ DE DISSOLUCIONS

Una dissolució és una mescla homogènia de dos o més components. En una dissolució s'anomena **dissolvent** al component que està en major proporció i **solut** al que està en menor proporció.

Depenent de la naturalesa del dissolvent i del solut es pot parlar de diferents tipus de dissolucions.

Les **dissolucions líquides** són les més utilitzades i es poden classificar:

1. *Dissolució d'un gas en un líquid*, per exemple diòxid de carboni en aigua. Totes les begudes amb gas contenen diòxid de carboni.
2. *Dissolució de un líquid en un altre líquid*. Per exemple, la gasolina.
3. *Dissolució d'un sòlid en un líquid*. Aquest tipus de dissolució és el que té més importància tant en l'àmbit industrial, com en el biològic o en la Naturalesa. Hi ha un gran nombre de reaccions químiques, en les que els reactius estan en dissolució. Si no es diu res el dissolvent que s'utilitza es aigua, i s'anomenen dissolucions aquoses.

Hi ha diferents maneres d'expressar la **composició de les dissolucions** segons relacionem la massa, el volum o la quantitat de solut i la massa, el volum o la quantitat de dissolució o dissolvent.

Així tenim:

1. Tant per cent en massa
2. Tant per cent en volum
3. Concentració o Molaritat
4. Densitat
5. Molalitat
6. Fracció molar

Tant per cent en massa

És el nombre de grams de solut dissolts en 100 grams de solució.

$$\% \text{ de solut} = \frac{\text{massa de solut}}{\text{massa de solució}} \times 100$$

Si es vol preparar una dissolució aquosa de NaCl al 3% haurem de pesar 3 grams del solut, NaCl, per 100 grams de dissolució. Com que la dissolució està formada per el dissolvent (aigua) i el solut (clorur de sodi), haurem de dissoldre els 3 grams de NaCl en 97 grams d'aigua, així tindrem 100 grams de dissolució (aigua + clorur de sodi)

Tant per cent en volum

És el nombre d'unitats de volum de solut dissolts en 100 unitats de volum de solució. S'utilitza normalment en mescles de gasos o líquids.

$$\% \text{ en volum de solut} = \frac{\text{volum de solut}}{\text{volum de solució}} \times 100$$

Una aigua oxigenada del 30% en volum, ens indica que hi ha 30 volums de H₂O₂ per cada 100 volums de dissolució.

Concentració o Molaritat

Indica el nombre de mols dissolts per unitat de volum de dissolució. En el SI, la unitat és el mol/m³, però habitualment s'utilitza el mol/dm³ (o mol/l). S'indica per una M.

$$M = \frac{\text{mols de solut}}{\text{volum de dissolució}}$$

Quan es dissolen 0.25 mols de sacarosa en 0.5 dm³ d'aigua, la concentració és de 0.5 mol dm⁻³ o 0.5 M (molar)

Densitat

Indica la massa de la dissolució que correspon a un volum de la mateixa dissolució. Les unitat són de g/ dm³

$$\text{densitat} = \frac{\text{grams de dissolució}}{\text{volum de dissolució}}$$

Molalitat

És la quantitat de substància (nombre de mols) dissolta a cada unitat de massa de dissolvent. S'expressa en mol/kg. S'indica per una m.

$$m = \frac{\text{mols de solut}}{\text{kg de dissolvent}}$$

És una unitat utilitzada només quan s'utilitza variacions de temperatura.

Fracció molar

La fracció molar d'un dels components d'una dissolució és el quocient entre el nombre de mols d'aquest component i el nombre de mols de tots els components.

Si n_d i n_s són els mols de dissolvent i de solut respectivament, la fracció molar de solut és:

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{n_s}{n_t}$$

i la del dissolvent:

$$\chi_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} = \frac{n_d}{n_t}$$

La fracció molar és un nombre adimensional més petit que la unitat. La suma de les fraccions molars és sempre igual a la unitat.

Preparació de dissolucions

Les **dissolucions d'un sòlid en un líquid** es preparen per **pesada**. Per a fer-ho, es pesa una quantitat determinada del sòlid (solut) i s'hi afegeix el volum de dissolvent adequat per obtenir la concentració desitjada.

Per exemple:

Per preparar 1 litre d'una dissolució aquosa 1 M de NaOH s'han de pesar:

$$1 \text{ mol NaOH} \cdot \text{dm}^{-3} \times 40 \text{ g mol}^{-1} \text{ NaOH} \times 1 \text{ dm}^3 \text{ H}_2\text{O} = 40 \text{ g NaOH}$$

i afegir-hi 1 litre d' H₂O (en aquests casos, es suposa que el sòlid no provoca variació de volum i que el volum de la dissolució és igual que el volum del dissolvent)

També es poden preparar dissolucions per **dilució** de dissolucions concentrades, afegint-hi més dissolvent.

Per exemple:

Quin volum de la dissolució anterior s'hauria d'agafar per preparar 500 ml de NaOH 0.1 M?

$$500 \text{ } 10^{-3} \text{ dm}^3 \times 0.1 \text{ mol dm}^{-3} = 0.05 \text{ mol NaOH}$$

$$0.05 \text{ mol NaOH} / 1 \text{ mol dm}^{-3} = 0.05 \text{ dm}^3$$

és a dir, hauríem d'agafar 50 ml de la dissolució de NaOH 1 M i afegir-hi 450 ml d' H₂O.

TEMA 2. GASOS I DISSOLUCIONS

2.1. Àtoms, molècules i mols

Exercici 1. Quants mols d'àtoms d'oxigen hi ha en 0.1 mols d'òxid de fòsfor(V)? Quantes molècules d'òxid de fòsfor(V) hi ha?

Exercici 2. Quants grams hi ha en 0.5 mols d'àtoms de coure?

Exercici 3. Tenim en recipients separats: 1 g de iode, 1 g de brom i 1 g de triòxid de sofre, tots gasos. Quin recipient conté més mols?

Exercici 4. Quants mols d'àtoms d'oxigen existeixen en cadascun dels següents casos?

- a) 11.5 g de O
- b) 4.62×10^{24} àtoms de O
- c) 4.2×10^{-2} mols de Na_2O
- d) 3.93×10^{-3} mols P_4O_{10}

2.2 Gasos ideals

Exercici 5. Un recipient conté 5.0 grams d'argó gasós a la temperatura de 25°C i a la pressió d'1 atm. Quin volum ocuparà el gas?

Exercici 6. S'introdueixen 1g d'hidrogen gasós, 2g d'oxigen gasós i 1 g de nitrogen gasós en un recipient de 10 dm^3 de capacitat a 125°C . Calculeu:

- a) les fraccions molars de cadascun dels components en la mescla.
- b) les pressions parcials i la pressió total.

2.3 Composició de les dissolucions

Exercici 7. Es dissolen 5 g de clorur de sodi amb 50 g d'aigua. Quina és la seva concentració en tant per cent en massa?

Exercici 8. S'afegeixen 5 g de clorur de sodi a 1000 ml d'aigua. Calculeu la molaritat de la dissolució.

Exercici 9. Quina és la molalitat d'una dissolució que conté 15 g de sulfat de coure (II) pentahidratat en 100 g de aigua?

Exercici 10 Fins a quin volum s'han de diluir 250 cm^3 d'una dissolució de clorur de sodi 0.5 M per a què la seva concentració sigui 0.1 M?

Exercici 11. Es mesclen 50 cm^3 de clorur de sodi de concentració $0.25 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ amb 50 ml de clorur de potassi de concentració $0.25 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Quina és la concentració de cada un dels ions en la mescla?

Exercici 12. Si es mesclen 50 cm^3 de clorur de sodi de concentració $1.0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ amb 10 ml de nitrat de potassi de concentració $1.0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Quina és la concentració de cada un dels ions en la mescla?

Exercici 13. Tenim un àcid clorhídric concentrat de densitat $1.175 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ i una riquesa del 35.20 % en massa. Determineu la molaritat d'aquest àcid.

Exercici 14. Un àcid sulfúric concentrat de densitat 1813 kg/m^3 conté un 91.33% de H_2SO_4 en massa.

- a) Calculeu la seva concentració (mol/dm^3).
- b) Calculeu el volum de dissolució concentrada que es necessita per preparar 500 cm^3 de dissolució 0.2 M.

Tema 2. GASOS I DISSOLUCIONS

Exercici 1

$$0.1 \text{ mol } P_2O_5 \times \frac{5 \text{ mol } O}{1 \text{ mol } P_2O_5} = 0.5 \text{ mol } O$$

$$0.1 \text{ mol } P_2O_5 \times \frac{6.023 \cdot 10^{23} \text{ molec } P_2O_5}{1 \text{ mol } P_2O_5} = 6.023 \cdot 10^{22} \text{ molècules}$$

Exercici 2

$$0.5 \text{ mol } Cu \times \frac{63.5 \text{ g } Cu}{1 \text{ mol } Cu} = 31.75 \text{ g } Cu$$

Exercici 3

$$1 \text{ g } I_{2(g)} \times \frac{1 \text{ mol } I_{2(g)}}{253.8 \text{ g } I_{2(g)}} = 3.94 \cdot 10^{-3} \text{ mols } I_{2(g)}$$

$$1 \text{ g } Br_{2(g)} \times \frac{1 \text{ mol } Br_{2(g)}}{159.8 \text{ g } Br_{2(g)}} = 6.26 \cdot 10^{-3} \text{ mols } Br_{2(g)}$$

$$1 \text{ g } SO_{3(g)} \times \frac{1 \text{ mol } SO_{3(g)}}{80 \text{ g } SO_{3(g)}} = 0.0125 \text{ mols } SO_{3(g)} \quad \leftarrow \text{ el que conté més mols}$$

Exercici 4

a) $11.5 \text{ g } O \times \frac{1 \text{ mol } O}{16 \text{ g } O} = 0.7188 \text{ mols } O$

b) $4.62 \cdot 10^{24} \text{ atoms } O \times \frac{1 \text{ mol } O}{6.023 \cdot 10^{23} \text{ atoms}} = 7.67 \text{ mols } O$

c) $4.2 \cdot 10^{-2} \text{ mols } Na_2O \times \frac{1 \text{ mol } O}{1 \text{ mol } Na_2O} = 4.2 \cdot 10^{-2} \text{ mols } O$

$$d) \quad 3.93 \cdot 10^{-3} \text{ mols } P_4O_{10} \times \frac{10 \text{ mol } O}{1 \text{ mol } P_4O_{10}} = 3.93 \cdot 10^{-2} \text{ mols } O$$

Exercici 5

5 g Ar_(g), T = 25°C, P = 1 atm

$$n = 5 \text{ g } Ar_{(g)} \times \frac{1 \text{ mol } Ar_{(g)}}{39.9 \text{ g } Ar_{(g)}} = 0.125 \text{ mol } Ar_{(g)}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{0.125 \text{ mol} \cdot 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 3.05 \text{ L}$$

Exercici 6

1 g H_{2(g)}, 2 g O_{2(g)}, 1 g N_{2(g)}
V = 10 dm³, T = 125°C = 398 K

$$a) \quad \left. \begin{aligned} n_{H_2} &= \frac{1 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 0.5 \text{ mol } H_2 \\ n_{N_2} &= \frac{1 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0.036 \text{ mol } N_2 \\ n_{O_2} &= \frac{2 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0.0625 \text{ mol } O_2 \end{aligned} \right\} n_{Total} = 0.599 \text{ mols}$$

$$\left. \begin{aligned} X_{H_2} &= \frac{n_{H_2}}{n_{Total}} = \frac{0.5}{0.599} = 0.835 \\ X_{N_2} &= \frac{n_{N_2}}{n_{Total}} = \frac{0.036}{0.599} = 0.0602 \\ X_{O_2} &= \frac{n_{O_2}}{n_{Total}} = \frac{0.0625}{0.599} = 0.104 \end{aligned} \right\} X = \sum X_i = X_{H_2} + X_{N_2} + X_{O_2} = 1$$

$$\begin{aligned}
 \text{b)} \quad P_T V_T &= n_T RT \Rightarrow P_T = \frac{0.536 \text{ mols} \cdot 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 398 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 1.954 \text{ atm} \\
 P_{H_2} V_T &= n_{H_2} RT \Rightarrow P_{H_2} = \frac{0.5 \text{ mols} \cdot 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 398 \text{ K}}{10 \text{ l}} = 1.632 \text{ atm} \\
 \Rightarrow P_{N_2} &= \frac{0.036 \text{ mols} \cdot 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 398 \text{ K}}{10 \text{ l}} = 0.117 \text{ atm} \\
 \Rightarrow P_{O_2} &= \frac{0.0625 \text{ mols} \cdot 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 398 \text{ K}}{10 \text{ l}} = 0.204 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

Comprovar que $P_T = \sum P_i = P_{H_2} + P_{N_2} + P_{O_2}$

Exercici 7

5 g NaCl , 50 g H₂O

$$\frac{5 \text{ g NaCl}}{(50 + 5) \text{ g dis.}} \times 100 = 9\%$$

Exercici 8

88 % Sn, 9 % Sb, 3 % Cu

$$\left. \begin{aligned}
 n_{Sn} &= \frac{0.88 \text{ g Sn}}{\text{g aliatge}} \times \frac{1 \text{ mol Sn}}{118.7 \text{ g Sn}} = 7.4 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol Sn}}{\text{g aliatge}} \\
 n_{Sb} &= \frac{0.09 \text{ g Sb}}{\text{g aliatge}} \times \frac{1 \text{ mol Sb}}{121.7 \text{ g Sb}} = 7.4 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol Sb}}{\text{g aliatge}} \\
 n_{Cu} &= \frac{0.03 \text{ g Cu}}{\text{g aliatge}} \times \frac{1 \text{ mol Cu}}{163.5 \text{ g Cu}} = 4.7 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol Cu}}{\text{g aliatge}}
 \end{aligned} \right\} n_{Tot} = \sum n_i = 8.61 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

$$\left. \begin{aligned}
 X_{Sn} &= \frac{n_{Sn}}{n_{Tot}} = \frac{7.4 \cdot 10^{-3}}{8.61 \cdot 10^{-3}} = 0.859 \\
 X_{Sb} &= \frac{n_{Sb}}{n_{Tot}} = \frac{7.4 \cdot 10^{-4}}{8.61 \cdot 10^{-3}} = 0.0859 \\
 X_{Cu} &= \frac{n_{Cu}}{n_{Tot}} = \frac{4.7 \cdot 10^{-4}}{8.61 \cdot 10^{-3}} = 0.0545
 \end{aligned} \right\} \sum X_i = 1$$

Exercici 9

$$\frac{5 \text{ g NaCl}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.5 \text{ g NaCl}} = 0.085 \text{ M}$$

Exercici 10

15 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en 100g d' H_2O

$$n_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 15 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{(63.5 + 32 + 16 \cdot 4 + 5 \cdot 18) \text{ g}} = 0.06 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

$$m = \frac{0.06 \text{ mol}}{100 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg}} = 0.6 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Exercici 11

250 cm^3 de NaCl 0.5M. Volum necessari per tenir NaCl 0.1M?

$$250 \text{ cm}^3 \cdot 0.5 \text{ M} = V_{\text{NaCl}} \cdot 0.1 \text{ M}$$

$$V_{\text{NaCl}} = \frac{250 \text{ cm}^3 \cdot 0.5 \text{ M}}{0.1 \text{ M}} = 1250 \text{ cm}^3 = 1250 \text{ mL}$$

Hem de diluir fins a un volum de 1250 mL.

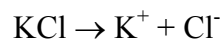
Exercici 12

50 cm^3 NaCl, 0.25 M

50 mL KCl, 0.25 M

Tenim un $V_{\text{total}} = 50 + 50 = 100 \text{ mL}$

I les reaccions:



$$[Na^+] = \frac{50 \text{ cm}^3 \times \frac{0.25 \text{ mol}}{1 \text{ L}}}{100 \cdot L} = 0.125 \text{ M}$$

$$[K^+] = \frac{50 \text{ mL} \times \frac{0.25 \text{ mol}}{1 \text{ L}}}{100 \text{ L}} = 0.125 \text{ M}$$

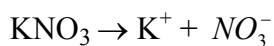
$$[Cl^-] = \frac{\left(50 \text{ cm}^3 \times \frac{0.25 \text{ mol}}{1 \text{ L}}\right) + \left(50 \text{ mL} \times \frac{0.25 \text{ mol}}{1 \text{ L}}\right)}{100 \cdot L} = 0.25 \text{ M}$$

Exercici 13

50 cm³ NaCl, 1 M

10 mL KNO₃, 1 M

$$V_{\text{Total}} = 50 + 10 = 60 \text{ mL}$$



$$[Na^+] = [Cl^-] = \frac{50 \text{ mL} \cdot 1 \text{ M}}{60 \text{ mL}} = 0.833 \text{ M}$$

$$[NO_3^-] = [K^+] = \frac{10 \text{ mL} \cdot 1 \text{ M}}{60 \text{ mL}} = 0.17 \text{ M}$$

Exercici 14

HCl concentrat ; $\rho = 1.175 \text{ g/cm}^3$; riquesa en massa = 35.2%

$$1.175 \frac{\text{g HCl}_{\text{conc}}}{\text{cm}^3} \times \frac{35.2 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl}_{\text{conc}}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} \times \frac{10^3 \text{ cm}^3}{\text{dm}^3} = 11.33 \text{ M}$$

Exercici 15

H₂SO₄ concentrat ; ρ = 1813 kg/m³ ; 91.33 % de H₂SO₄ en massa

a)
$$\frac{91.33 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g concentrat}} \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} \times \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1813 \text{ kg}}{1 \text{ m}^3} \times \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} = 16.89 \text{ M}$$

b)

$$500 \text{ cm}^3 \cdot 0.2 \text{ M} = V \cdot 16.89 \text{ M}$$

$$V = \frac{500 \cdot 0.2}{16.89} = 5.9 \text{ mL}$$

TEMA 3 – REACCIONS QUÍMIQUES. IGUALACIÓ DE REACCIONS.

3.1 - Reaccions químiques

Una reacció química és un procés en el qual unes substàncies (**reactius**) es transformen en unes altres (**productes**).

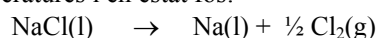
A continuació es mostren algunes de les reaccions químiques més importants:

Reaccions de descomposició: Una única substància es transforma en substàncies més simples.

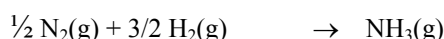
Algunes substàncies es descomponen al escalfar-se en reaccions que s'anomenen de **descomposició tèrmica**:



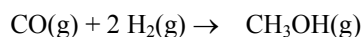
Les reaccions de descomposició també poden tenir lloc quan s'aplica un corrent elèctric, aleshores s'anomenen d'**electròlisi**. Per exemple a altes temperatures i en estat fós:



Reaccions de formació. És l'obtenció d'un mol de substància a partir dels seus elements en estat estàndard per exemple:

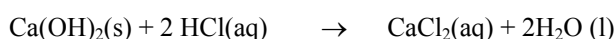
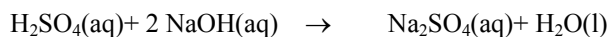


Reaccions de síntesi. És l'obtenció d'una substància a partir de dos o més substàncies, per exemple:



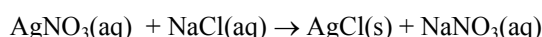
Reaccions de neutralització.

Les substàncies àcides i les substàncies bàsiques són dos grans grups d'importància en química. Si un compost àcid reacciona amb un de bàsic es diu que té lloc una reacció de neutralització i es forma una sal més aigua. Per exemple:



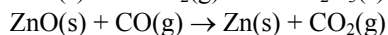
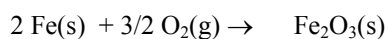
Reaccions de precipitació.

Son aquelles en les que en mesclar dissolucions de sals solubles es forma una sal insoluble que precipita.



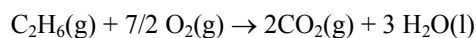
Reaccions d'oxidació-reducció (red-ox)

Són aquelles reaccions en les que hi ha una transferència d'electrons, és a dir que l'estat d'oxidació dels elements que actuen com a reactius canvia al transformar-se en productes. Per exemple,



Reaccions de combustió:

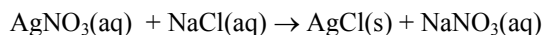
En el cas dels compostos orgànics, quan aquests reaccionen amb l' $\text{O}_2\text{(g)}$ desprenen calor i la reacció s'anomena de **combustió**. És un tipus de reacció red-ox. En la combustió dels hidrocarburs es forma diòxid de carboni i aigua:



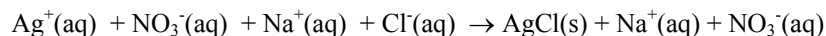
Reaccions en forma iònica.

Moltes substàncies en dissolució aquosa estan en forma d'ions. Per tant, les reaccions que tenen lloc en dissolució ho fan a través dels ions. S'ha de tenir en compte que en les reaccions iòniques, les càrregues han d'estar igualades.

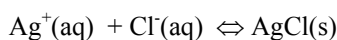
Per exemple, per al cas de la reacció anterior,



les dissolucions aquoses de $\text{AgNO}_3(\text{aq})$ tenen ions Ag^+ i ions NO_3^- i les dissolucions de $\text{NaCl}(\text{aq})$ tenen ions Na^+ i ions Cl^- , mentre que el $\text{AgCl}(\text{s})$ és un precipitat que no està ja en dissolució, per tant podem escriure:

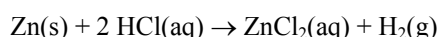


i simplificant tindrem

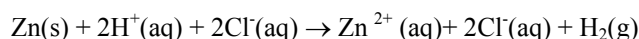


aquesta és la reacció de precipitació que en interessa.

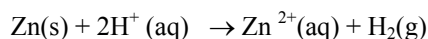
Un altre exemple és l'oxidació del zinc en medi àcid:



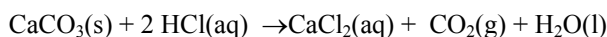
Si considerem els ions tenim:



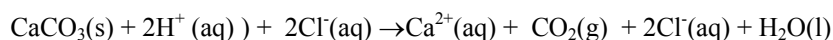
podem simplificar:



Un altre exemple:



és el mateix que:



3.2 – Igualació de reaccions

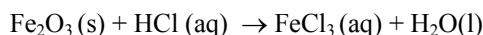
Per a complir la llei de conservació de la massa, la reacció ha d'estar igualada, és a dir que hi ha d'haver el mateix nombre d'un determinat àtom a l'esquerra i a la dreta. Per això, de vegades és necessari col·locar coeficients a les fórmules, en un procés que s'anomena **ajustar la reacció química**. Els nombres que apareixen davant dels reactius i productes s'anomenen **coeficients estequiomètrics**.

3.2.1 – Cas general

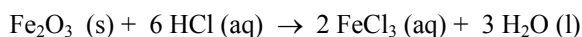
Per ajustar una reacció hem de tenir en compte algunes normes:

1. Les fórmules químiques no poden modificar-se
2. Primer s'igualen els elements que són diferents de l'oxigen i de l'hidrogen, afegint un número al davant del compost.
3. Si existeixen anions (grups d'àtoms NO_3^- , SO_4^{2-}) s'igualaran els grups.
4. Es deixa per igualar al final aquells elements que es troben sense combinar.

Exemple 1: la reacció de l'òxid de ferro (III) amb l'àcid clorhídric, en la que es forma clorur de ferro (III) i aigua:

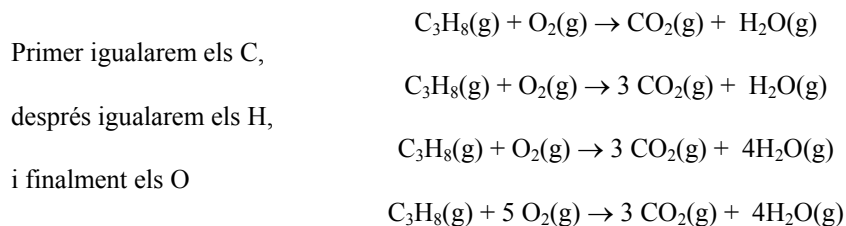


Per igualar-la, primer igualarem els elements diferents d'oxigen i hidrogen. Comencem pel Fe, caldrà col·locar el coeficient 2 al clorur de ferro (III) igualant així el nombre de ferro a ambdós costats. Llavors, per igualar els àtoms de Cl, l'àcid clorhídric haurà de portar el coeficient 6. Perquè el nombre d'hidrogens sigui el mateix a un costat i a l'altre caldrà col·locar el coeficient 3 a la fórmula de l'aigua i l'oxigen ja ens queda igualat.:



Ara la reacció està **ajustada**.

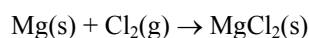
Exemple 2: Un altre exemple seria la combustió del propà, que dóna diòxid de carboni gasós i aigua:



3.2.2 – Cas de les reaccions redox

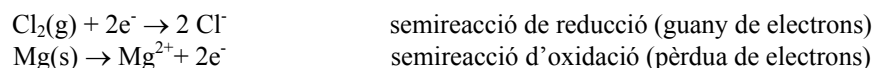
Quan la reacció a igualar és una reacció redox, es segueix un procediment diferent per a la seva igualació.

Donada la següent reacció:



Els reactius estan en estat d'oxidació 0 (elements lliures), els productes de reacció estan en diferents estats d'oxidació: Mg^{2+} i Cl^{-1} , per tant, cada àtom ha canviat el seu estat d'oxidació: hi ha hagut una transferència de electrons.

Una reacció redox es compon de dues semireaccions



El magnesi s'ha oxidat i el clor s'ha reduït.

Evidentment, un procés d'oxidació comporta simultàniament un procés de reducció (un element perd o cedeix electrons i aquests són guanyats o acceptats per l'altre element). Per tant, **les reaccions d'oxidació-reducció, o reaccions redox, són reaccions de transferència d'electrons.**

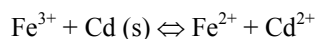
Un element que accepta electrons és un agent **oxidant** perquè provoca que un altre element li cedeixi electrons, és a dir, fa que aquest altre element s'oxidi, el $\text{Cl}_2(\text{g})$, i ell es redueix (disminueix el seu estat d'oxidació).

I al revés un agent **reductor** és el que provoca la reacció de reducció, per tant és el que cedeix electrons, en el nostre cas el $\text{Mg}(\text{s})$, i ell s'oxida (augmenta el seu nombre d'oxidació).

Per poder ajustar aquestes reaccions, disposem de dos mètodes:

Mètode de canvi de valència: estudiar el canvi de nombre d'oxidació que experimenten els àtoms dels elements en una reacció redox. Consisteix a igualar el nombre d'electrons que ha perdut l'element que s'ha oxidat amb el nombre d'electrons que ha guanyat l'element que s'ha reduït.

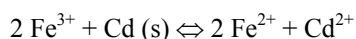
Per exemple, en la reacció:



El Fe s'ha reduït (ha passat de Fe^{3+} a Fe^{2+}) guanyant 1 e^- : $\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$

El Cd s'ha oxidat (ha passat de Cd^0 a Cd^{2+}) perdent 2 e^- : $\text{Cd}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Per igualar el nombre d'electrons, haurem de multiplicar la primera semireacció per 2: $2 \times (\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+})$
Sumant ara aquesta semireacció amb la de l'oxidació del Cd:



la reacció ja està ajustada.

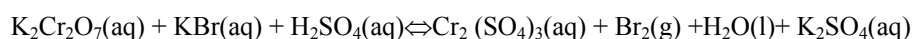
Aquest mètode no és aconsellable per sistemes complexes.

Mètode de l'ió-electró: es consideren els ions i les càrregues elèctriques que intervenen en la reacció. Aquest és el mètode recomanat. El procediment que es segueix és el següent:

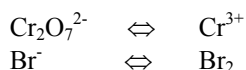
Igualació en medi àcid

1. Identificar quines espècies químiques canvien el seu estat d'oxidació
2. Escriure les semireaccions d'oxidació i de reducció separatament
3. S'igualen la matèria diferent d'O i H
4. S'igualen els O afegint molècules de aigua on sigui necessari
5. S'igualen els H afegint H^+
6. S'igualen les càrregues amb electrons (e^-)
7. Una vegada igualades les semireaccions, com que **el número d'electrons guanyats ha de ser igual al número d'electrons perduts**, es multiplica cada semireacció pel nombre d'electrons intercanviats en l'altra per aconseguir la reacció global

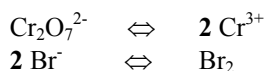
Per exemple, per a la següent reacció:



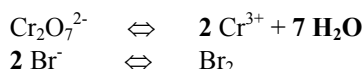
1. Espècies que canvien l'estat d'oxidació: Cr, Br
2. Semireaccions:



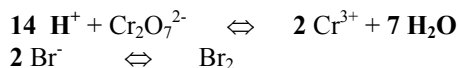
3. Igualar Cr i Br:



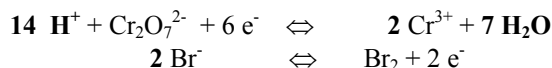
4. Igualar O amb H_2O



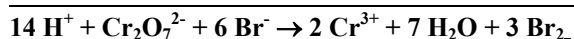
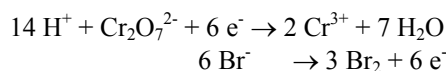
5. Igualar H amb H^+



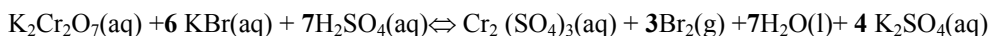
6. Igualar càrregues



7. Igualar electrons intercanviats: la semireacció del Cr per 2 i la del Br per 6, o simplifiquem, i la del Br per 3 i sumem les dues semireaccions:



Així tenim la reacció iònica i si tenim en compte el productes podríem aconseguir la reacció molecular:



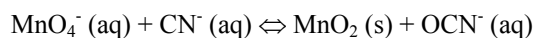
Igualació en medi bàsic

El procediment a seguir en aquest cas és el següent:

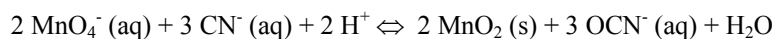
1. Igualar la reacció com si fos en medi àcid
2. Sumar o restar a la reacció neta obtinguda, tantes vegades com H^+ hi apareixen, la reacció de dissociació de l'aigua [$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$] per tal de anular els H^+ a la reacció.

3. Si en fer això apareixen molècules d'aigua a ambdós costats de la reacció, se n'han de cancel·lar el mateix nombre a banda i banda, de manera que només quedin aigües en un dels costats.

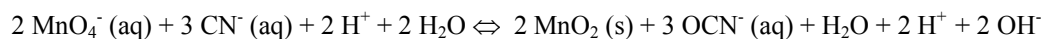
Per exemple, la reacció següent té lloc en medi bàsic:



1.
$$\begin{aligned} & [\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}] \times 2 \\ & [\text{CN}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OCN}^- (\text{aq}) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-] \times 3 \end{aligned}$$



2.
$$\begin{aligned} & 2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 3 \text{CN}^- (\text{aq}) + 2 \text{H}^+ \rightleftharpoons 2 \text{MnO}_2 (\text{s}) + 3 \text{OCN}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \\ & \quad \quad \quad 2 [\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-] \end{aligned}$$



3.
$$2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 3 \text{CN}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{MnO}_2 (\text{s}) + 3 \text{OCN}^- (\text{aq}) + 2 \text{OH}^-$$

EXERCICIS TEMA 3: REACCIONS QUIMIQUES

Exercici 1. Escriviu i igualeu les següents reaccions: (Les reaccions en dissolució aquosa escriviu-les en forma iònica).

- a) La formació d'un mol d'amoniac gasós a partir dels seus elements.
- b) La descomposició tèrmica del carbonat de calci sòlid que dona diòxid de carboni gas i òxid de calci sòlid.
- c) La combustió del metà gas que dona diòxid de carboni gas i aigua gas.
- d) La descomposició del clorur d'amoni sòlid en amoniac gas i clorur d'hidrogen gas.
- e) La descomposició del clorit de potassi, sòlid, que dona clorur de potassi sòlid i oxigen gas.

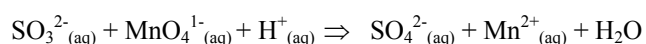
Exercici 2. Escriviu i igualeu les reaccions químiques corresponents (Les reaccions en dissolució aquosa escriviu-les en forma iònica):

- a) La formació d'òxid de coure (II) sòlid a partir dels seus elements en condicions estàndard a 298 K.
- b) L'obtenció de l'hidròxid corresponent a partir d'òxid de potassi sòlid i aigua.
- c) La reacció entre l'àcid clorhídric aquós i l'hidròxid d'alumini sòlid, per donar la sal corresponent més aigua.
- d) La dissolució de carbonat de zinc (s) en àcid nítric (aq).
- e) La reacció entre l'àcid ortofosfòric (aq) i el potassi (s) per donar fosfat de potassi aquós i hidrogen gas
- f) La reacció entre l'àcid clorhídric (aq) i el magnesi (s) per donar clorur de magnesi (aq) i hidrogen (g)
- g) La reacció del clorur de mercuri (II) (aq) amb l'àcid sulfhídric (aq) per donar sulfur de mercuri (II) sòlid i àcid clorhídric.
- h) La reacció de precipitació del bromur de plata a partir de nitrat de plata(aq) i bromur de sodi(aq).
- i) La reacció de precipitació a partir del sulfur de coure a partir de clorur de coure (II) (aq) i àcid sulfhídric (aq)

Exercici 3. Escriviu i igualeu les reaccions químiques corresponents (Les reaccions en dissolució aquosa escriviu-les en forma iònica):

- a) La reacció de combustió de sofre sòlid amb oxigen gas per donar diòxid de sofre.
- b) La reacció entre l'àcid sulfúric(aq) i l'alumini(s) per donar hidrogen (g) i sulfat d'alumini aquós
- c) La reacció de combustió de magnesi sòlid per donar el seu òxid.
- d) La reacció del sulfur de sodi (aq) amb àcid clorhídric (aq) per donar àcid sulfhídric i clorur de sodi aquós.
- e) La reacció del diòxid de sofre (g) i l'oxigen(g) per donar triòxid de sofre gas.
- f) La reacció de precipitació de iodur de plom a partir de nitrat de plom (II) (aq) i iodur de potassi(aq).

Exercici 4. La reacció següent s'utilitza per determinar la concentració de ions SO_3^{2-} present en les aigües residuals de les plantes productores de paper:



- a) Escriviu i igualeu les semireaccions d'oxidació i reducció segons el mètode de l'io'-electró.
- b) Escriviu la reacció global ajustada i anomenau totes les espècies que intervenen

Exercici 5. En les piles de botó, o cèl·lules de plata – zinc, el zinc sòlid s'oxida a òxid de zinc sòlid, i l'òxid de plata sòlid es redueix a plata sòlida.

- a) Escriviu les semireaccions de reducció i oxidació en medi bàsic segons el mètode de l'io'-electró.
- b) Escriviu la reacció completa igualada.

Tema 3. REACCIONS QUÍMIQUES. Igualació de reaccions

Exercici 1

- a) $\frac{1}{2}N_{2(g)} + \frac{3}{2}H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$
- b) $CaCO_{3(s)} \rightarrow CO_{2(g)} + CaO_{(s)}$
- c) $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$
- d) $NH_4Cl_{(s)} \rightarrow NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$
- e) $KClO_{2(s)} \rightarrow KCl_{(s)} + O_{2(g)}$

Exercici 2

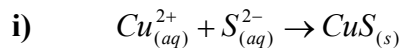
- a) $Cu_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CuO_{(s)}$
- b) $K_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2K^+_{(aq)} + 2(OH)^-_{(aq)}$
- c) $3HCl_{(aq)} + Al(OH)_{3(s)} \rightarrow AlCl_{3(aq)} + 3H_2O_{(l)}$

Considerant els ions tenim:

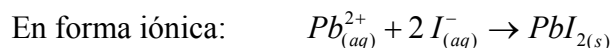
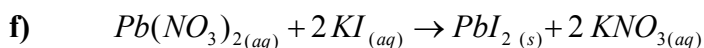
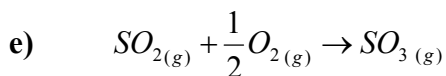
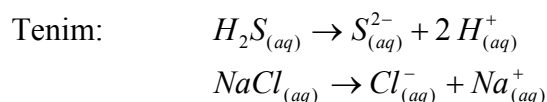
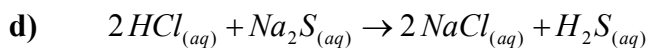
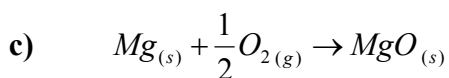
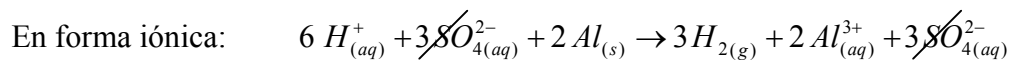
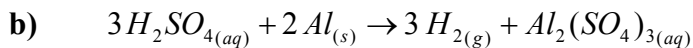
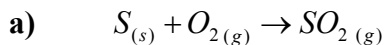
- $3H^+_{(aq)} + 3\cancel{Cl^-_{(aq)}} + Al(OH)_{3(s)} \rightarrow Al^{3+}_{(aq)} + 3\cancel{Cl^-_{(aq)}} + 3H_2O_{(l)}$
- d) $ZnCO_{3(s)} + H^+_{(aq)} + NO^-_{3(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + CO^{2-}_{3(aq)} + NO^-_{3(aq)} + H^+_{(aq)}$
- e) $H_3PO_{4(aq)} + 3K_{(s)} \rightarrow 3K^+_{(aq)} + PO^{3-}_{4(aq)} + \frac{3}{2}H_{2(g)}$
- f) $2H^+_{(aq)} + 2\cancel{Cl^-_{(aq)}} + Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2\cancel{Cl^-_{(aq)}} + H_{2(g)}$
- g) $Hg^{2+}_{(aq)} + 2\cancel{Cl^-_{(aq)}} + 2\cancel{H^+_{(aq)}} + S^{2-}_{(aq)} \rightarrow HgS_{(s)} + 2\cancel{Cl^-_{(aq)}} + 2\cancel{H^+_{(aq)}}$

Simplificant queda: $Hg^{2+}_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)} \rightarrow HgS_{(s)}$

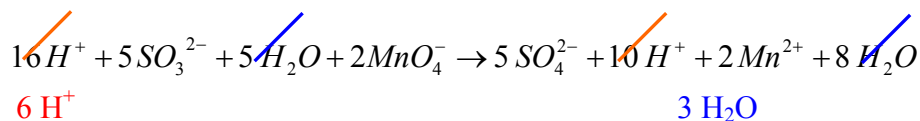
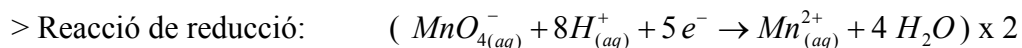
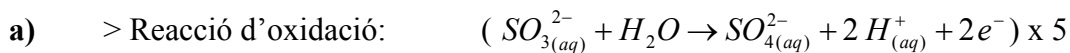
- h) $Ag^+_{(aq)} + \cancel{NO^-_{3(aq)}} + \cancel{Na^+_{(aq)}} + Br^-_{(aq)} \rightarrow AgBr_{(s)} + \cancel{Na^+_{(aq)}} + \cancel{NO^-_{3(aq)}}$
- Simplificada: $Ag^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)} \rightarrow AgBr_{(s)}$



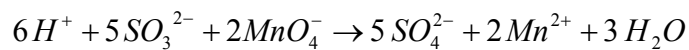
Exercici 3



Exercici 4

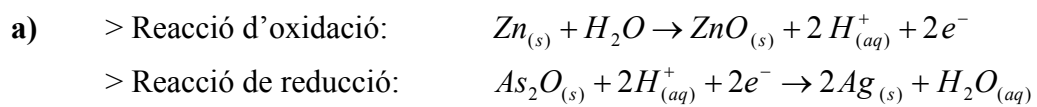


b) La reacció global degudament ajustada queda:



(protó) (sulfít) (permanganat) (sulfat) (ió manganès) (aigua)

Exercici 5

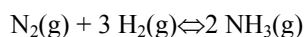


TEMA 4. ESTEQUIOMETRIA

4.1. La reacció química i l'estequiometria

L'estequiometria és el nom que es dona a la part de la química que relaciona les quantitats de matèria que intervenen en una reacció química (*significa literalment: mesurar els elements*). La relació entre el nombre de mols de les diverses substàncies s'obté a partir de la reacció química ajustada amb els seus **coeficients estequiomètrics**.

La reacció química ens indica la proporció de molècules que reaccionen; així en la síntesi de l'amoniac



tenim que una molècula de nitrogen reacciona amb tres d'hidrogen per donar-ne dues d'amoniac, o bé que un mol de nitrogen reacciona amb tres mols d'hidrogen per donar dos mols d'amoniac.

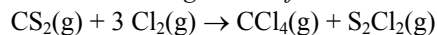
En les reaccions químiques, reactius i productes reaccionen mol a mol i en la relació dels seus coeficients estequiomètrics.

Quan els reactius es consumeixen en una reacció química de forma completa i simultània es diu que els reactius estan en proporcions estequiomètriques. És a dir, en proporcions molars determinades pels seus coeficients estequiomètrics de la reacció química ajustada.

Algunes vegades, com en les reaccions de precipitació, un dels reactius es transforma completament en productes perquè s'utilitza un excés dels altres reactius. El reactiu que es consumeix per complet (està en defecte) s'anomena **reactiu limitant**, i determina les quantitats de productes que es formen i la quantitat que reacciona de l'altre o altres reactius. El reactiu limitant es consumeix totalment, és a dir, reacciona totalment i consumeix el nombre de mols necessaris de la substància o substàncies que estan en excés.

Per exemple:

El tetraclorur de carboni es pot obtenir a partir del disulfur de carboni gasós i clor gasós donant tetraclorur de carboni gasós i diclorur de disofre gasós. Si es mesclen 1 kg de disulfur de carboni i 2 kg de clor gasós i s'escalfen, té lloc la reacció:



a) *Quin dels dos reactius està en excés?*

b) *Quina quantitat de tetraclorur de carboni es forma?*

$$\begin{array}{ll} \text{Massa molecular CS}_2 & M = 12 + 2 \times 32 = 76 \text{ g mol}^{-1} \\ \text{Cl}_2 & M = 35,5 \times 2 = 71 \text{ g mol}^{-1} \end{array}$$

Com que les reaccions químiques tenen lloc mol a mol, anem a veure quina quantitat de reactius tenim:

$$1000 \text{ g CS}_2 \times \frac{1 \text{ mol CS}_2(\text{g})}{76 \text{ g}} = 13.15 \text{ mols CS}_2(\text{g})$$

$$2000 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2(\text{g})}{71 \text{ g}} = 28.16 \text{ mols Cl}_2(\text{g})$$

En principi sembla que el clor està en excés respecte al disulfur de carboni. Ara bé, com que la proporció en què reaccionen ens la donen els coeficients estequiomètrics, haurem de calcular quina quantitat de disulfur de carboni necessita el clor:

$$2000 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2(\text{g})}{71 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ mol CS}_2(\text{g})}{3 \text{ mol Cl}_2(\text{g})} = 9.38 \text{ mols CS}_2(\text{g})$$

i quina quantitat de clor necessita el sulfur de carboni:

$$1000 \text{ g CS}_2 \times \frac{1 \text{ mol CS}_2(\text{g})}{76 \text{ g}} \times \frac{3 \text{ mol Cl}_2(\text{g})}{1 \text{ mol CS}_2(\text{g})} = 39.47 \text{ mols Cl}_2(\text{g})$$

En contra del que semblava, com que el sulfur de carboni necessita més clor del que disposem, el reactiu limitant és el clor. Per tant es formaran

$$2000 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2(\text{g})}{71 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ mol CCl}_4(\text{g})}{3 \text{ mol Cl}_2(\text{g})} = 9.38 \text{ mols CCl}_4(\text{g})$$

i quedaran $13.15 - 9.38 = 3.77 \text{ mols CS}_2(\text{g})$ sense reaccionar.

4.2. Altres aspectes pràctics relacionats amb l'estequiometria de la reacció

Moltes vegades s'obtenen quantitats de productes diferents a les que serien d'esperar teòricament segons la estequiometria de la reacció química. En concret, la quantitat de producte pot ser inferior a l'esperada.

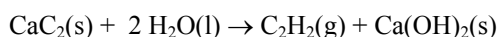
El **rendiment real d'una reacció química** es defineix com la relació entre la quantitat de producte que s'obté i la quantitat esperada segons l'estequiometria de la reacció i les quantitats donades de reactius. El **rendiment percentual** es defineix com:

$$\text{rendiment} = \frac{\text{massa de producte obtingut}}{\text{massa de producte teòric}} \times 100$$

En algunes reaccions el rendiment teòric i el real son quasi iguals i llavors es diu que les reaccions son quantitatives.

Exemple:

L'acetilè es pot obtenir al fer reaccionar carbur de calci amb aigua. Si la reacció té un rendiment del 73%, quina massa d'acetilè es pot obtenir a partir de 200 g de carbur de calci?



Massa molecular de CaC_2 : $M = 40 + 12 \times 2 = 64 \text{ g mol}^{-1}$

Utilitzant factors de conversió tindrem

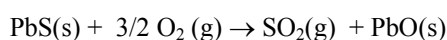
$$200 \text{ g CaC}_2(\text{s}) \times \frac{1 \text{ mol CaC}_2(\text{s})}{64 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2(\text{g})}{1 \text{ mol CaC}_2(\text{s})} \times \frac{26 \text{ g C}_2\text{H}_2(\text{g})}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2(\text{g})} \times \frac{73 \text{ g C}_2\text{H}_2(\text{g})}{100 \text{ g C}_2\text{H}_2(\text{g})} = 59,31 \text{ g C}_2\text{H}_2(\text{g})$$

Riquesa de una mostra

Moltes vegades els reactius no són purs, per tant s'ha de tenir en compte el seu grau de puresa.

Exemple:

Calculeu els mols de diòxid de sofre que es poden obtenir en cremar 1 kg d'un sulfur de plom que conté el 47.8% de $\text{PbS}(\text{s})$?. Quants mols d'oxigen gas són necessaris?



$$1000 \text{ g PbS} \times \frac{47.8 \text{ g PbS}}{100 \text{ g PbS}} \times \frac{1 \text{ mol PbS}(\text{s})}{239 \text{ g PbS}(\text{s})} \times \frac{1 \text{ mol SO}_2(\text{g})}{1 \text{ mol PbS}(\text{s})} = 2 \text{ mol SO}_2(\text{g})$$

$$1000 \text{ g PbS} \times \frac{47.8 \text{ g PbS}}{100 \text{ g PbS}} \times \frac{1 \text{ mol PbS(s)}}{239 \text{ g PbS(s)}} \times \frac{3/2 \text{ mol O}_2\text{(g)}}{1 \text{ mol PbS(s)}} = 3 \text{ mol O}_2\text{(g)}$$

En l'exemple anterior hi intervenen gasos, per tant si volem calcular el volum de diòxid de sofre que s'obtindrà si es recull a la temperatura de 546 °C i a una pressió d'1 atm:

Considerem que és un gas ideal

$$P V = n R T$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{2 \text{ mol} \times 0.082 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 819 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 134.3 \text{ l}$$

Exemple:

Per determinar la riquesa d'una pedra calcària es valora una mostra amb àcid clorhídric. 1 g de la pedra ha gastat 7.3 ml d'àcid clorhídric de concentració 2 mol dm⁻³. Calculeu la riquesa de la pedra calcària.

La reacció que té lloc és

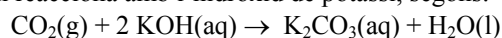


$$7.3 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ HCl} \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{\text{dm}^{-3}} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3\text{(s)}}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{100 \text{ g CaCO}_3\text{(s)}}{1 \text{ mol CaCO}_3\text{(s)}} = 0.73 \text{ g CaCO}_3\text{(s)}$$

$$\text{riquesa} = \frac{0.73 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ g de pedra}} \times 100 = 73\%$$

TEMA 4. EXERCICIS D'ESTEQUIOMETRIA

Exercici 1. El carboni (grafit) crema amb l'oxigen i s'obté diòxid de carboni. Es cremen 5 g de carboni i el diòxid de carboni obtingut es fa passar a través d'1 dm³ d'una dissolució de 2 mol·dm⁻³ d'hidròxid de potassi. El diòxid de carboni reacciona amb l'hidròxid de potassi, segons:



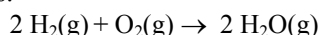
Calculeu:

- La massa de CO₂ obtinguda en la primera reacció.
- La massa d'hidròxid de potassi que queda sense reaccionar.

Exercici 2. A temperatura ambient, l'hidrogen no reacciona amb l'oxigen, però en fer saltar una guspira elèctrica en una mescla d'ambdós gasos, té lloc una reacció química molt violenta: es produeix una explosió.

L'hidrogen reacciona amb l'oxigen i s'obté aigua.

L'equació química corresponent és:



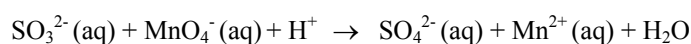
Es disposa d'una mescla formada per 10 g de H₂(g) i 10 g de O₂(g).

Una vegada que els gasos han reaccionat, calculeu el volum de vapor d'aigua obtingut mesurat a 200°C i 1 atm de pressió.

Exercici 3. Es mescla una dissolució que conté 25 g de clorur de calci amb una altra que conté 30 g de carbonat de sodi. S'observa l'aparició d'un precipitat que respon a la formació d'una sal insoluble: carbonat de calci. Calculeu els grams que se n'hauran format si la reacció està totalment desplaçada cap al producte.

Exercici 4. En un experiment s'escalfen 0.685 g de clorat de potassi sòlid i s'obtenen 113 ml d'oxigen gas en condicions normals (P= 1 atm, T= 273 K), i clorur de potassi aquós. Determineu el rendiment de la reacció.

Exercici 5. La reacció següent s'utilitza per determinar la concentració de ions SO₃²⁻ presents en les aigües residuals de les plantes productores de paper:



a) Si una mostra de 25 ml d'unes aigües residuals que contenen com a únic agent reductor l'ió sulfit, necessita 32 ml de dissolució de permanganat 0.022 mol·dm⁻³ per la seva valoració, determineu la concentració, expressada en molaritat, de ions sulfit en l'aigua residual analitzada.

b) Per la reacció cal utilitzar un excés del 50% d'un àcid fort monopròtic de concentració 0.1 mol·dm⁻³, respecte a la quantitat estequiomètrica. Quin volum d'aquest àcid serà necessari?

Exercici 6. En un reactor tancat de 30 dm³ a 210°C, l'amoniac reacciona amb el clor per donar clorur d'hidrogen i triclòrid de nitrogen (tant reactius com productes són gasos). Sota aquestes condicions i amb clor en excés, es troba en completar-se la reacció que s'han format 0.114 mols de triclòrid de nitrogen i la pressió total en el reactor és de 1.5 atm. (Considereu que el rendiment de la reacció és del 100%).

a) Determineu la fracció molar del clor que hi havia en excés.

b) Per eliminar l'excés de clor se'l fa reaccionar amb hidròxid de potassi aquós, donant clorat de potassi aquós, clorur de potassi aquós i aigua. Calculeu el volum de la dissolució d'hidròxid de potassi de concentració 4.0 mol·dm⁻³ necessari per què reaccionï tot el clor?

Exercici 7. S'afegeixen 6.5 g de permanganat de potassi sòlid i suficient hidròxid de potassi sòlid (per esgotar el reactiu limitant) a 60 ml d'una dissolució 0.25 mol·dm⁻³ de sulfat de manganès (II). Els productes d'aquesta reacció són: sulfat de potassi aquós i diòxid de manganès sòlid.

a) Quants mols sobren del reactiu en excés?

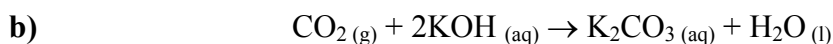
b) Quin pes s'obté de diòxid de manganès?

Tema 4. ESTEQUIOMETRIA

Exercici 1



$$g\ CO_2\ obtinguts = 5gCO_2 \times \frac{1molC}{12gC} \times \frac{1molCO_2}{1molC} \times \frac{(12 + 2 \cdot 16)gCO_2}{1molCO_2} = 18.3\ g$$



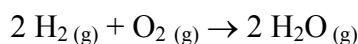
$$\left. \begin{array}{l} 1l\ KOH \times \frac{2molKOH}{L} = 2\ mol\ KOH\ inicials \\ 18.3\ g\ CO_2 \times \frac{1molCO_2}{44g} = 0.416\ mol\ CO_2 \end{array} \right\} \rightarrow \text{Reactiu limitant}$$

$$0.416\ mol\ CO_2 \times \frac{2molKOH}{1molCO_2} = 0.83\ mols\ KOH\ reaccionats$$

$$mols\ excés\ KOH = mols\ KOH\ inicials - mols\ KOH\ reaccionats = 2 - 0.83 = 1.17\ mols$$

$$1.17\ mols\ KOH\ reaccionats \times \frac{56gKOH}{1mol} = 65.52\ g\ KOH$$

Exercici 2

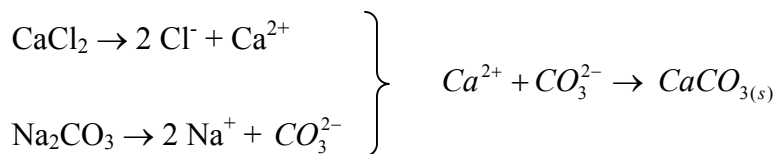
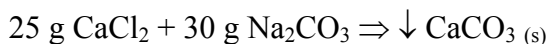


$$\left. \begin{array}{l} 10gH_2 \times \frac{1molH_2}{2g} = 5\ mols\ H_2 \\ 10gO_2 \times \frac{1molO_2}{32g} = 0.31\ mol\ O_2 \end{array} \right\} \begin{array}{l} r_{molar\ teòrica} \left(\frac{H_2}{N_2} \right) = \frac{2}{1} = 2 \\ r_{molar\ real} \left(\frac{H_2}{N_2} \right) = \frac{5}{0.31} = 16 \end{array} \quad \text{Reactiu limitant: } O_2$$

$$mols\ H_2O\ obtinguts : 0.31\ mols\ O_2 \times \frac{2molH_2O}{1molO_2} = 0.62\ mols\ H_2O$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{0.62\ mols \cdot 0.082\ \frac{atm \cdot l}{mol \cdot K} \cdot (200 + 273)\ K}{1\ atm} = 24\ L$$

Exercici 3

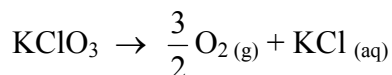


$$\left. \begin{array}{l} n_{\text{Ca}^{2+}} = 25 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{110.9 \text{ g CaCl}_2} = 0.225 \text{ mols} \\ n_{\text{CO}_3^{2-}} = 30 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} = 0.283 \text{ mols} \end{array} \right\} \text{Reactiu limitant : Ca}^{2+}$$

$$0.225 \text{ mol Ca}^{2+} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol Ca}^{2+}} = 0.225 \text{ mols CaCO}_{3(\text{s})} \times \frac{100 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 22.5 \text{ g CaCO}_{3(\text{s})}$$

Exercici 4

0.685 g KClO₃ i s'obtenen 113 mL d'O₂ (0°C, 1 atm)



$$n_{\text{KClO}_3} = 0.685 \text{ g KClO}_3 \times \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122.45 \text{ g}} = 5.6 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

$$n_{\text{O}_{2(\text{g})} \text{ teòrics}} = 5.6 \cdot 10^{-3} \text{ mols KClO}_3 \times \frac{3/2 \text{ mol O}_{2(\text{g})}}{1 \text{ mol KClO}_3} = 8.4 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

$$\text{Rendiment} = \frac{\text{g obtinguts O}_{2(\text{g})}}{\text{g teòrics O}_{2(\text{g})}} \times 100$$

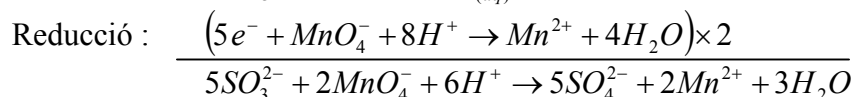
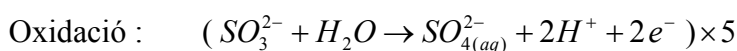
$$\text{g teòrics O}_{2(\text{g})} = 8.4 \cdot 10^{-3} \text{ mols O}_{2(\text{g})} \times \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 0.27 \text{ g}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{\text{O}_2 \text{ obtinguts}} = \frac{113 \cdot 10^{-3} \text{ L O}_2 \cdot 1 \text{ atm}}{0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 5.05 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

$$\text{g O}_2 \text{ obtinguts} = 5.05 \cdot 10^{-3} \text{ mols O}_2 \times \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol O}_{2(\text{g})}} = 0.16 \text{ g}$$

$$\text{Rendiment} = \frac{0.16}{0.27} \times 100 = 59.8\%$$

Exercici 5



a) 25 mL SO_3^{2-}

$$n_{MnO_4^-} \text{ reaccionats} = 32 \text{ mL } MnO_4^- \times \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} \times \frac{0.022 \text{ mol}}{L} = 7.04 \cdot 10^{-4} \text{ mols}$$

$$n_{SO_3^{2-}} \text{ reaccionats} = 7.04 \cdot 10^{-4} \text{ mol } MnO_4^- \times \frac{5 \text{ mol } SO_3^{2-}}{2 \text{ mol } MnO_4^-} = 17.6 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

$$[SO_3^{2-}] = \frac{n_{SO_3^{2-}}}{25 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = \frac{17.6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{25 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0.07 \text{ M}$$

b) Excés 50 % d'un àcid monopròtic 0.1 M

$$[H^+] \text{ estequiomètric} = 7.04 \cdot 10^{-4} \text{ mols } MnO_4^- \times \frac{6 \text{ mol } H^+}{2 \text{ mol } MnO_4^-} = 2.11 \cdot 10^{-3} \text{ mols } H^+$$

$$\text{Excés 50 \%} \Rightarrow \text{mols } H^+ = 2.11 \cdot 10^{-3} + 2.11 \cdot 10^{-3} \times \frac{50}{100} = 3.165 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

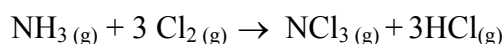
Volum necessari d'àcid monopròtic:

$$0.1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times V(L) = 3.165 \cdot 10^{-3} \text{ mols} \quad V = 31.5 \text{ mL}$$

Exercici 6

Reactor de 30L a 210°C

Cl_2 (g) en excés. Es formen 0.114 mols de NCl_3 (g) i $P_{\text{Tot}} = 1.5 \text{ atm}$



a) Al final de la reacció tindrem Cl_2 , NCl_3 i HCl

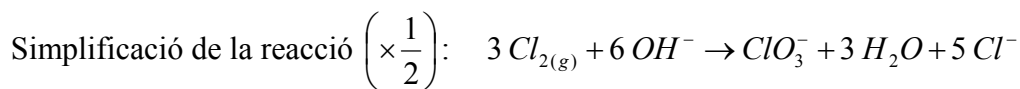
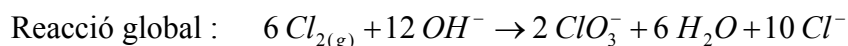
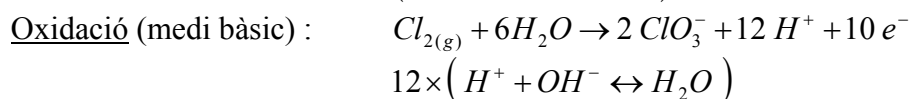
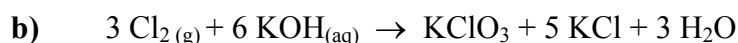
$$\text{mols } NCl_3(g) = 0.114 \text{ mols}$$

$$\text{mols } HCl(g) = 3 \cdot 0.114 = 0.342 \text{ mols}$$

$$P_T \cdot V_T = n_{Tot} \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{Tot} = \frac{1.5 \text{ atm} \cdot 30 \text{ L}}{0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (210 + 273) \text{ K}} = 1.136 \text{ mols}$$

$$n_{Tot} = n_{\text{NCl}_3} + n_{\text{HCl}} + n_{\text{Cl}_2 \text{ excés}} \Rightarrow n_{\text{Cl}_2 \text{ excés}} = n_{Tot} - n_{\text{NCl}_3} - n_{\text{HCl}} = 1.136 - 0.114 - 0.342 = 0.68 \text{ mols}$$

$$x = 0.68 / 1.136 = 0.599$$



Mols necessaris per a reaccionar amb el $\text{Cl}_{2(g)}$ en excés:

$$0.68 \text{ mols Cl}_{2(g)} \times \frac{6 \text{ mol KOH}}{3 \text{ mol Cl}_2} = 1.36 \text{ mol KOH}$$

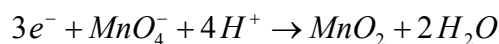
Volum necessari per a reaccionar amb el $\text{Cl}_{2(g)}$ en excés:

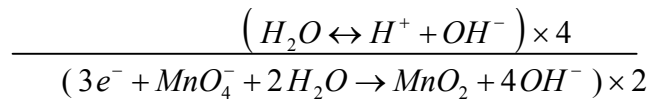
$$1.36 \text{ mols KOH} = V \cdot 4 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow V_{\text{KOH}} = \frac{1.36 \text{ mols}}{4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0.34 \text{ L} \equiv 340 \text{ mL}$$

Exercici 7

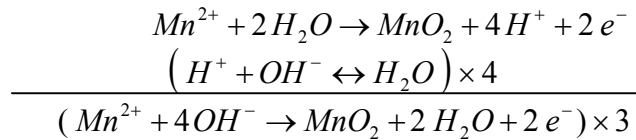
Afegim 6.5 g KMnO_4 + KOH en excés a 60 mL MnSO_4 0.25M.
 Productes de reacció: K_2SO_4 i MnO_2

Reducció en medi bàsic:





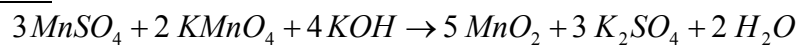
Oxidació en medi bàsic:



Reacció global iònica:



Reacció global molecular:



a) Reactiu limitant ?

$$6.5 \text{ g } MnO_4 \times \frac{1 \text{ mol } KMnO_4}{158.04 \text{ g}} \times \frac{3 \text{ mol } MnSO_4}{2 \text{ mol } KMnO_4} = 0.061 \text{ mols } MnSO_4 \text{ es necessiten}$$

Mols inicials de $MnSO_4$: $0.25 \frac{\text{mol}}{L} \times 60 \text{ mL} \times \frac{1L}{10^3 \text{ mL}} = 0.015 \text{ mols}$, per tant el reactiu limitant és el $MnSO_4$.

$$KMnO_4 \text{ inici} = 6.5 \text{ g } KMnO_4 \times \frac{1 \text{ mol}}{158.04 \text{ g}} = 0.041 \text{ mols}$$

$$KMnO_4 \text{ que reacciona} = 0.015 \text{ mols } MnSO_4 \times \frac{2 \text{ mol } KMnO_4}{3 \text{ mol } MnSO_4} = 0.01 \text{ mols}$$

$$KMnO_4 \text{ en excés} = 0.041 - 0.01 = 0.031 \text{ mols}$$

b) Pes $MnO_{2(s)}$?

$$0.015 \text{ mols } MnSO_4 \times \frac{5 \text{ mol } MnO_2}{3 \text{ mol } MnSO_4} = 0.025 \text{ mol } MnO_2$$

$$0.025 \text{ mols } MnO_2 \times \frac{86.94 \text{ g } MnO_2}{1 \text{ mol } MnO_2} = 2.17 \text{ g } MnO_2$$

"QUÍMICA 1. Modalitat de ciències de la naturalesa i de la salut.
Crèdits 1, 2 i 3"; Ed. Casals

"QUÍMICA 2. Modalitat de ciències de la naturalesa i de la salut.
Crèdits 4-5-6"; Ed. Casals.