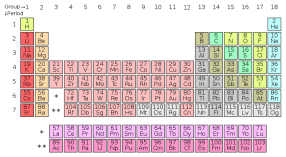
GRUPS 1 i 2 de la taula periòdica



1. Propietats del grup 1

	Li	Na	K	Rb	Cs
Metallic radius/pm	152	186	231	244	262
Ionic radius/pm (coordination number)	59(4)	102(6)	138(6)	148(6)	174(8)
Ionization energy/(kJ mol^{-1})	519	494	418	402	376
Standard potential/V	−3.04	−2.71	−2.94	−2.92	−3.03
Density/(g cm^{-3})	0.53	0.97	0.86	1.53	1.90
Melting point/°C	180	98	64	39	29
$\Delta_{hyd}H^{\ominus}$/(kJ mol^{-1})	−519	−406	−322	−301	−276
$\Delta_{sub}H^{\ominus}$/(kJ mol^{-1})	161	109	90	86	79

PROPIETATS FÍSIQUES

1. Elements molt electropositius i molt reactius.
2. Els més grans del seu període perquè tenen una càrrega nuclear efectiva petita.
3. Punts de fusió relativament baixos per ser metalls → a causa de l'enllaç metàl·lic feble perquè es comparteixen pocs electrons.
4. Són opacs perquè com que tenen bandes electròniques buides hi ha moltes transicions electròniques i, per tant, molts són que comporten l'emissió de llum de molts colors.
5. A mesura que baixem dins un mateix grup el punt de fusió disminueix perquè l'enllaç metàl·lic és més feble a causa del solapament entre els orbitals, que com més grans i difusos són, menys efectiu és.

PROPIETATS QUÍMIQUES

6. Són metalls molt reductors i normalment es troben com a sals (compostos iònics).
7. Reaccionen amb l'aigua energèticament
8. Formen compostos iònics solubles en aigua i incolors (excepte hi la sal de l'amoni)
9. Tenen molta tendència a formar cations.

2. Propietats del grup 2

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Metallic radius/pm	112	150	197	215	217	220
Ionic radius, $r(M^{2+})$/pm (coordination number)	27(4)	72(6)	100(6)	126(8)	142(8)	170(12)
First ionization energy, I/(kJ mol^{-1})	900	736	590	548	502	510
$E^{\ominus}(M^{2+}, M)$/V	-1.85	-2.38	-2.87	-2.89	-2.90	-2.92
Density, ρ/(g cm^{-3})	1.85	1.74	1.54	2.62	3.51	5.00
Melting point/°C	1280	650	850	768	714	700
$\Delta_{hyd}H^{\ominus}$/(kJ mol^{-1})	-2500	-1920	-1650	-1480	-1360	-
$\Delta_{sub}H^{\ominus}$/(kJ mol^{-1})	321	150	193	164	176	130

PROPIETATS FÍSIQUES

1. Com a metalls són conductors d'electricitat i calor, dúctils, maleables, opacs i tenen brillantor metàl·lica.
2. Els seus radis atòmic i iònic són més petits que els del grup 1 perquè tenen una major càrrega nuclear efectiva.
3. La seva Tf és més alta perquè l'enllaç metàl·lic és més fort.

PROPIETATS QUÍMIQUES

4. Són molt reductors i es troben formant sals amb altres compostos.
5. Tenen molta tendència a formar cations divalents.
6. Excepte Be, formen compostos iònics menys solubles que els del grup 1.
7. Els compostos iònics són incolors per part del catió
8. Reaccionen amb l'aigua excepte el Be o el Mg tenir aportar energia.
9. Mg forma compostos organometàl·lics.

3. Relacions diagonals

→ exemplifiquen les similituds pel que fa les seves propietats químiques i físiques, entre 2 elements de grups i períodes veins a la taula periòdica.

Li i Mg

- Quocient (q/r) c molt similar
- Formen sals amb cert caràcter covalent
- Els seus òxids són estables mentres que els seus peròxids no ho són.
- CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, F^- i OH^- poc solubles.
- Els seus carbonats es descomponen (els de la resta d'alcalins, fonen)
- Formen compostos organometàl·lics.

Be i Al

- Formen hidruros, halurs i òxids amb un gran caràcter covalent.
- Els seus òxids i hidròxids són amfòters.
- Formen aquocations i, per tant, els cations en solució aquosa són àcids.

4. Reactivitat

Els metalls dels grups 1 i 2 són molt reactius i electropositius.

1. M + X_2, X_2 = halogen: $M_{(s)} + X_{2(l)} \longrightarrow MX$ o MX_2 (la reacció pot ser exotèrmica)

↳ Tots els halurs de liti són covalents (sòlids moleculars), tots els halurs són solubles menys els de F^- exceptuant el BeF_2 que sí que ho és.

② $M + O_2$. L'energia reticular del producte determina quin serà el producte final. Partint de l'O_2 podem formar 3 anions, en funció de la força del camí per separar els àtoms d'O de l'O_2:

i) Hiperòxid (o superòxid) O_2^- → Es formarà amb els cations més grans perquè són els que tindran una menor energia reticular ja que aquesta és inversament proporcional a la suma dels radis. $\cdot\bar{\underline{O}} = \bar{\underline{O}}$ (O.E = 1.5)

ii) Peròxid O_2^{2-} → es formarà amb els cations que tinguin una energia reticular del producte superior a l'anterior, ja que tindran força suficient com per separar més es dos àtoms d'O. $|\bar{\underline{O}} - \bar{\underline{O}}|$ (O.E = 1)

iii) Òxid O^{2-} → només es formarà amb cations amb una E.R del producte suficientment gran com per separar per complet els dos àtoms de la molècula d'O_2: $\bar{\underline{O}} = \bar{\underline{O}} \rightarrow |\bar{\underline{O}}|^{-2}$

$2Li + 1/2\ O_2 \longrightarrow Li_2O$ (òxid)

$2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$ (peròxid)

$K, Rb, Cs + O_2 \longrightarrow KO_2$ (hiperòxid)

$Be, Mg, Ca, Sr + 1/2\ O_2 \longrightarrow BeO$ (òxid)

$Ba + O_2 \longrightarrow BaO_2$ (peròxid)

↳ Tenen un $q_1 \cdot q_2$ més gran que el del grup 1 i, per tant, E.R és major.

③ $M + H_2O$, $M + H^+$

i) hiperòxids: $KO_2 + H_2O \rightarrow KOH + \text{"}\overset{-1/2}{HO_2}\text{"} \rightarrow KOH + \overset{-1}{H_2O_2} + \overset{0}{O_2}$ (dismutació)

ii) peròxids: $Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$

iii) òxids: $Li_2O + H_2O \rightarrow 2LiOH$.

5. Solubilitat

Com de solubles seran els compostos iònics que formin els elements dels grups 1 i 2 depèn de l'energia d'hidratació dels ions i de l'energia reticular dels sòlids.

$$MX(s) \xrightarrow{-\Delta H^\circ_{MX}} \text{"}M(s) + X(s)\text{"} \xrightarrow[\Delta hid\,M\,H^\circ \quad \Delta hid\,X\,H^\circ]{H_2O} M^{m+}(aq) + X^{x-}(aq)$$

$$\Delta sH^\circ = \Delta hid\,M\,H^\circ + \Delta hid\,X\,H^\circ - \Delta H^\circ_{MX}$$

energia d'hidratació dels ions: com més petit sigui un ió més gran és perquè és més fàcil que l'aigua l'envoltegi.

energia reticular del compost MX: És més gran com més gran sigui la càrrega dels ions i més petits els seus radis.

→ Per tant, un compost serà més soluble en aigua quan ΔsH° sigui més gran, és a dir, quan l'energia de solvatació sigui màxima i l'entalpia de xarxa mínima:

C + A = E.r ↓ i E.h ↓

C + A = E.r ↓ i E.h ↑

C + A = E.r ↑ i E.h ↑

C + A = E.r ↓ i E.h ↑

insolubles: ions de mides semblants precipiten

solubles en aigua

Exemple: $r\,OH^- \simeq r\,Mg^{2+} \Rightarrow Mg(OH)_2$ precipita en aigua, SO_4^{2-} és un anió molt gran que precipita amb Ba^{2+}.

SOLUBILITAT DELS ÒXIDS → Acostumen a no ser gaire solubles en aigua. En funció del seu caràcter àcid o bàsic els podrem classificar amb diferents subtàncies.

① Òxids bàsics es solubilitzen amb àcids: $MgO + HCl \longrightarrow Mg(OH)_2 + HCl \longrightarrow OH^- + H^+$.

② Òxids àcids es solubilitzen amb bases: $SiO_2 + 2\,KOH \longrightarrow K_2SiO_3 + H_2O$

③ Òxids amfòters es poden solubilitzar amb àcids i bases.

Els òxids calcinats o envellits no contenen gens d'aigua i són molt difícils de dissolure. Per solubilitzar-los cal una fusió disgregadora, que tenen lloc a temperatures molt elevades i en estat sòlid:

④ Disgregació àcida amb $KHSO_4$ com a reactiu: $2\,KHSO_4(s) \xrightarrow{\Delta} K_2S_2O_7(s) + H_2O(g)$

$K_2S_2O_7(s) \xrightarrow{\Delta} K_2SO_4(s) + SO_3(g)$

$Al_2O_3(s) + 3\,SO_3(g) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3$

② Disgregació bàsica: amb reactius com CaO, KOH, NaOH, Na_2CO_3 $SiO_2(s) + CaO(s) \xrightarrow{\Delta} CaSiO_3$

6. Estat natural dels elements

els trobarem sempre formant compostos ja que són molt reactius.

Liti → com a espodumena $LiAlSi_2O_6$ o com a lepidolita $K_2Li_3Al_4Si_7O_{21}(F,OH)_3$.

Sodi → a les sals de roca i a l'aigua del mar o llacs salans formant NaCl.

Potassi → com a silvita KCl o carnalita $KCl \cdot MgCl \cdot 6H_2O$

Berilli → com a beril $Be_3Al_2(SiO_3)_6$

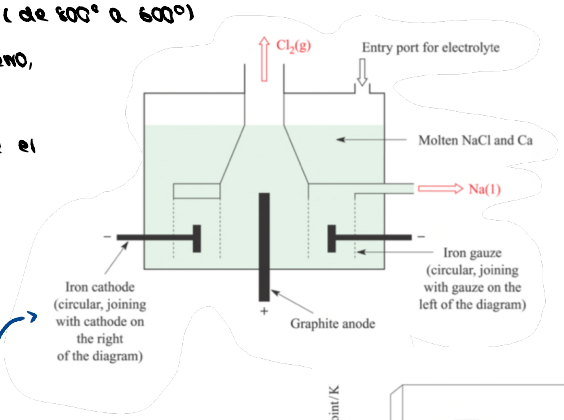
Magnesi → com a magnesita $MgCO_3$ o dolomita $CaCO_3 \cdot MgCO_3$.

Calci → al marbre i a la pedra calcària com a $CaCO_3$.

7. Obtenció del sodi

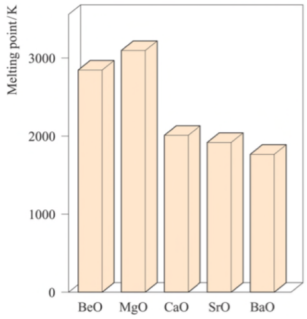
a partir de NaCl utilitzant una reducció electrolítica. No es pot fer a partir de l'aigua del mar o en presència d'aigua perquè interferiria a la reacció: es reduiria i donaria H_2

1. Fondre el NaCl. S'afegeix $CaCl_2$ per baixar el punt de fusió (de 800° a 600°)
2. Electròlit NaCl(l) amb un ànode de grafit i un càtode de ferro, ambdós separats.
3. Obtenim Na(l) i $Cl_2(g)$. S'han de mantenir separats perquè el Cl_2 és molt reactiu i podrien tornar a formar NaCl.
4. El Na(l) conté traces de Ca(l) que amb diferents procediments es pot separar de manera fàcil.



Procés de Downs

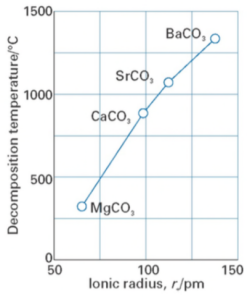
8. Òxids i carbonats del grup 2



PUNTS DE FUSIÓ DELS ÒXIDS DEL GRUP 2 que, a excepció del BeO que té un major caràcter covalent, estan relacionats amb la seva energia reticular. Com més gran sigui aquest valor més alt serà el punt de fusió.

↳ MgO, CaO, SrO i BaO tenen estructures tipus NaCl mentre que BeO té una estructura tipus wurtzita, ZnS ⇒ NC(MgO) = 6 mentre que NC(BeO) = 4.

L'estructura tipus NaCl és més compacte que la wurtzita i per tant cal més T° per separar-la.



TEMPERATURA DE DESCOMPOSICIÓ DELS CARBONATS que dependrà de l'energia reticular de l'òxid que es forma. Com més gran sigui aquest valor, més baixa serà la temperatura necessària perquè es doni la descomposició:

$$MCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} MO + CO_2(g)$$

Pels elements del grup 1, l'energia reticular no es suficientment gran com perquè es doni la descomposició i acabarien a fondre. El liti però, com que és molt petit, sí que descomposa.

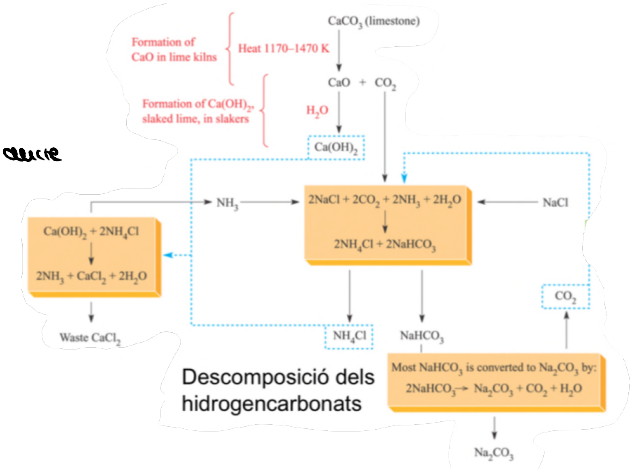
La majoria de carbonats són poc solubles mentre que els hidrogencarbonats sí que ho són, per 2 motius: la seva càrrega és menor i, per tant, l'energia reticular també, i pot formar ponts d'H amb l'aigua.

9. Procés Solvay

$$CaCO_3(s) + 2\,NaCl(aq) \longrightarrow Na_2CO_3(s) + CaCl_2(aq)$$

! Reacció no controlada per l'energia reticular (si fos així, pel producte de càrregues anirà en sentit contrari). La reacció té aquest sentit gràcies a la insolubilitat del Na_2CO_3.

1. $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$
2. $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$
3. $CO_2 + 2\,NaCl + 2\,NH_3 \rightarrow 2\,NH_4Cl + NaHCO_3$
4. $2\,NH_4Cl + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2\,NH_3 + CaCl_2 + 2\,H_2O$



Descomposició dels hidrogencarbonats

5. $2\ NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

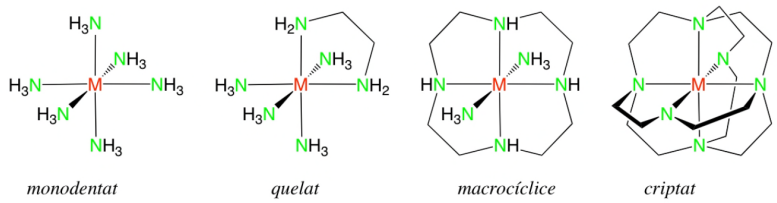
$CaCl_2$ és l'únic residu del procés, ja que tots els productes que es generen durant les diferents etapes s'utilitzen com a reactius més endavant.

10. Composts de coordinació

Àcid de Lewis + Base de Lewis

Els cations dels grups 1 i 2 són cations duris que tenen de formar complexos amb lligands N o O-donadors (perquè N i O són bases dures) com les amines i l'aigua. Com que tenen una baixa relació $(q/r)^2$ són àcids de Lewis bastant febles i els seus complexos no són gaire estables.

↳ Els seus complexos s'estabilitzen per efecte quelat o macrocicles.



L'efecte quelat es dóna quan l'àtom central d'un compost de coordinació s'uneix amb lligands multidentats que formen anells quelats i augmenten l'estabilitat del compost.

L'efecte macrocíclic és un cas particular de l'efecte quelat. És dóna quan els lligands s'uneixen per dues o més posicions de coordinació, conferint major estabilitat al compost, més que l'efecte quelat.

→ Per estabilitzar composts de coordinació de metals dels grups 1 i 2 hem de considerar 2 factors que els estabilitzaran:

- × unió amb bases dures
- × efecte quelat / macrocíclic.