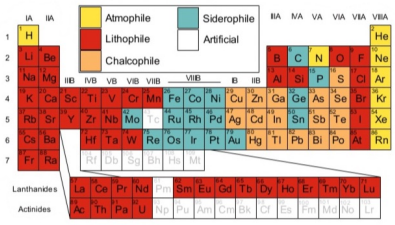
Obtenció dels elements

La taula periòdica dels geòlegs classifica els seus elements en diferents categories que ens permeten saber en quin estat es troben a la natura:



Atmòfils: no es comprimen majoritàriament processos redox, estan lliures a l'atmosfera.

Litòfils: afins a l'oxigen dels silicats.

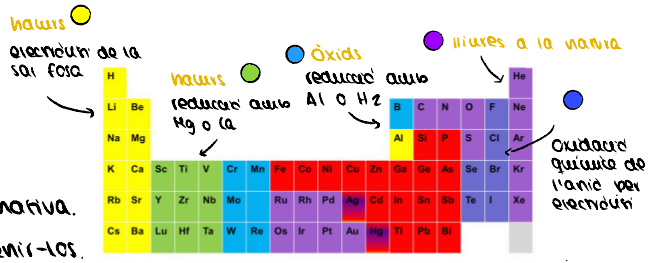
Sideròfils: es troben combinats amb Fe formant aliatges.

Calcòfils: associats al sofre, formades sulfurs (= bases toves → x àcids tous)

Radioactius

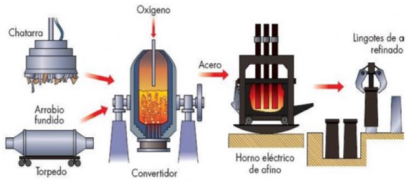
Aquesta classificació ens permet saber a partir de quins compostos (òxids, sulfurs...) podem obtenir els elements purs.

Estat elemental dels elements:
- lliures: extracció, separació i purificació
- no lliures: processos redox



MÈTODES de separar i extreure elements:

1. Separació mecànica dels elements que existeixen de manera nativa.
2. Descomposició térmica: útil per purificar elements, més que per obtenir-los.
   - ↳ purificació del Ni o el Zr per descomposició térmica de productes volàtils.
3. Desplacament d'un element per un altre. Un element podrà reduir a un altre en dissolució si és més reductor. No es pot aplicar per elements que en la seva forma elemental reaccionin amb H_2O.
   - ↳ obtenció de Cu, Ca i Br_2.
4. Electròlisi: s'aplica a metalls molt electropositius i a elements no metàl·lics molt electronegatius.
   - ↳ obtenció d'Al, Na i Cl.
5. Reducció química a elevada temperatura.



Elements lliures a la naturalesa

En fase gas (atmòfils) → destil·lació fraccionada de l'aire líquid

En fase sòlida (sideròfils) → sofre, carbó i alguns metalls (Au)

↳ obtenció del S (s): (oxidació H_2S): $2\,H_2S\,(g) + 3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,SO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(l)$

$2\,H_2S\,(g) + SO_2\,(g) \xrightarrow{\Delta} 3\,S_2\,(s) + 2\,H_2O\,(l)$

(extret de jaciments): amb aire a pressió i aigua molt calenta que provoquen l'arrenc del S, que és molt poc soluble i, posteriorment, es fon i es recull.

Obtenció d'elements per electròlisi

reducció electroquímica (metàl·lics), oxidació electroquímica (halurs + ió ite)

halurs dels grups 1 i 2

↳ Obtenció de l'alumini forma natural: Al_2O_3 (bauxita) o $Na_3[AlF_6]$ (criolita)

Bauxita → s'ha de purificar abans perquè té compostos de Fe i Ti que interfereixen a l'electròlisi:

$Al_2O_3 \xrightarrow{+H^+} [Al(H_2O)_6]^{3+} \xrightarrow{+OH^-} [Al(H_2O)_3(OH)_3]^0 \downarrow \xrightarrow{+OH^-} [Al(OH)_6]^{3-} \xrightarrow{+H^+} [Al(H_2O)_3(OH)_3] \downarrow \xrightarrow{\Delta} Al_2O_3$ pur

eliminem impureses de titani (IV)

impureses de Fe = $[Fe(H_2O)_3(OH)_3] \downarrow$

(per dissolució necessita molts molt bàsics)

H_2O

Al_2O_3 dissolt en $Na_3[AlF_6]$ → reducció electrolítica amb grafit com a ànode.

↳ obtenció d'halògens lleugers $2\,Cl^-\,(aq) + 2\,H_2O\,(l) \longrightarrow 2\,OH^-\,(aq) + H_2\,(g) + Cl_2\,(g)$ $\Delta G = 422\,kJ/mol$

↳ obtenció de Na(s) i Cl_2(g) a partir de NaCl fos: electròlisi del NaCl (l) en una atmosfera inert, sense O_2, H_2O ni altres agents que puguin interaccionar amb el Na^+.

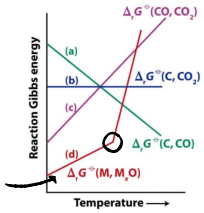
$NaCl\,(l) \xrightarrow{\text{electròlisi}} Na\,(l) + Cl_2\,(g)$

Diagrames d'Ellingham

representen la dependència de l'energia lliure de formació dels òxids de metalls amb la T°. Serveixen per identificar a quina temperatura la reducció per C és espontània.

$C(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow CO(g)$	$\Delta_r G^\circ (C, CO)$	$\Delta_r S^\circ > 0$	pendent	canvis de pendent
$\frac{1}{2} C(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow \frac{1}{2} CO_2(g)$	$\Delta_r G^\circ (C, CO_2)$	$\Delta_r S^\circ = 0$	→ rectes +	"
$CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$	$\Delta_r G^\circ (CO, CO_2)$	$\Delta_r S^\circ < 0$	"	canvis d'estat
$xM(s o l) + \frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow M_xO(s)$	$\Delta_r G^\circ (M, M_xO)$	$\Delta_r S^\circ < 0$	$-\Delta_r S^\circ$	

$(\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S)$



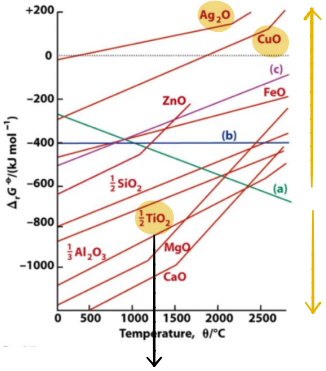
Quan serà espontània la reducció de $M_xO(s)$?

- Per temperatures a les que la línia C / CO estigui per sota de la M / M_xO. El carbonis es pot usar per reduir l'òxid metàl·lic i per oxidar-se a CO.
- Per temperatures a les que la línia C / CO_2 estigui per sota de la M / M_xO. El carbonis es pot usar per reduir l'òxid metàl·lic i per oxidar-se a CO_2
- Per temperatures a les que la línia CO / CO_2 estigui per sota de la M / M_xO. El CO es pot utilitzar per reduir l'òxid metàl·lic i per oxidar-se a CO_2

$M_xO(s) + C(s) \longrightarrow xM(s o l) + CO(g)$ $\quad \Delta_r G^\circ < 0 \Rightarrow \Delta_r G^\circ$ productes $< \Delta_r G^\circ$ reactius

$\Delta_r G^\circ$ reactius $= 0 + \Delta_f G^\circ (M_xO)$, $\Delta_r G^\circ$ productes $= 0 + \Delta_f G^\circ (CO)$ $\quad \Delta_f G^\circ (M_xO) > \Delta_f G^\circ (CO)$

↳ La línia del M_xO ha d'estar per sobre de la del CO.



$\Delta_f G^\circ (M_xO) > \Delta_f G^\circ (CO)$
es poden obtenir per reducció amb C(s) a aquestes T°.

$\Delta_f G^\circ (M_xO) < \Delta_f G^\circ (CO)$
no es poden obtenir per reducció amb C(s) a aquestes T.

Ag_2O i CuO són òxids fàcilment reduïbles.

no es pot obtenir Ti(s) amb C(s) perquè $\Delta_f G(TiO_2) > \Delta_f G(CaCO_3)$ i es formaria $CaCO_3$