

Alkalimetalen

Ionisatie-energie – Standaard normaalpotentiaal – Reactie met water

1	2	3	4	5
M	r_M (pm)	IE_1 (kJ/mol)	E_0 (V)	r_{M^+} (pm)
Li	152	520	-3.05	60
Na	186	495	-2.71	95
K	227	419	-2.92	133
Rb	247	409	-2.99	148
Cs	265	382	-3.02	169

Eerst enkele opmerkingen

1. De ionisatie-energie is de energie die moet toegevoegd worden aan atomen in de gastoestand om een elektron te verwijderen.
2. E_0 -waarden worden gemeten (of berekend) voor systemen in waterige oplossing. Zij geven informatie over de ligging van het redoxevenwicht.

De IE_1 -waarden van de alkalimetalen kennen een normaal verloop. Vermits het Li-atoom het kleinste atoom is, is een elektron bij dit metaal het moeilijkst te verwijderen. Dit is veel gemakkelijker bij het grootste atoom: Cs. Tussen kolommen 2 en 3 is er dus een logisch verband.

Vermits de IE_1 -waarde van Li groot is, is dus het elektron bij Li het moeilijkst te verwijderen. Li wordt dus het moeilijkst geoxideerd. Moeilijker dan Na, K, Rb en Cs (in deze volgorde). Li is dus de zwakste reductor, het minst reducerend. Minder reducerend dan Na, K, Rb en Cs (in deze volgorde). Li heeft dus de minst negatieve E_0 (bij ons zijn dit reductiepotentialen), gevolgd door Na, K, Rb en Cs (in deze volgorde). Cs heeft dus de meest negatieve E_0 . Ook tussen kolommen 3 en 4 is er dus een logisch verband. Behalve als het gaat om Li! Dit heeft blijkbaar een abnormaal grote negatieve E_0 en is dus de sterkste reductor van alle alkalimetalen.

Dit is echter ENKEL het geval in waterige systemen (zie opmerking 1). In de gastoestand is dat NIET zo.

In waterige oplossing spelen nog andere factoren een rol. Het Li^+ -ion is namelijk zeer klein (kolom 5). Door de grote ladingsdichtheid van dit ion trekt het watermoleculen zeer sterk aan en komt er bij de hydratatie ervan veel energie vrij, waardoor Li in waterige oplossing (abnormaal) sterk reducerend is.

M^+	Hydratatie-energie (kJ/mol)
Li ⁺	-500
Na ⁺	-400
K ⁺	-300

Dit effect speelt niet (of veel minder) een rol bij de grotere Na^+ -, K^+ -, Rb^+ - en Cs^+ -ionen.

Waarom is de reactie tussen Li en water dan veel minder fel dan die tussen Na en water? Een E_0 -waarde geeft enkel de ligging van het redoxevenwicht waar. Die evenwichtspositie wordt door thermodynamische factoren bepaald. De reactiesnelheid echter wordt door kinetische factoren bepaald.

M	Smeltpunt (°C)
Li	180
Na	98
K	64
Rb	39
Cs	29

Het smeltpunt van Li ligt hoger dan dat van Na en K. Daardoor smelt het niet door de vrijgestelde reactiewarmte en blijft het contactoppervlak (HETEROGENE reactie) klein, waardoor de reactie trager verloopt. Ook de warmte-overdracht naar het water speelt bovendien ook een rol. Dit verklaart waarom Na op een stukje filtreerpapier op het water ook begint te branden en schijnbaar ook feller reageert.

Het is dus een (klassiek) misverstand. De E_0 geeft ENKEL informatie over de evenwichtspositie (K) en zegt dus NIETS over de reactieSNELHEID.