**ELETTROLISI DELL’ NaCl FUSO**

**Processo di preparazione del sodio metallico da NaCl**

L’NaCl viene scaldato ad altissima temperatura fino a completa liquefazione.

Gli unici ioni presenti nel fluido sono Na+ e Cl-.

**riduzione catodica: Na+ + 1e-  → Na × 2**

**ossidazione anodica: 2 Cl-  → Cl2 + 2e- × 1**

**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**reazione complessiva: 2 Na+ + 2 Cl-**  **2Na + Cl2**

reazione non spontanea

Si formano Na elementare e Cl2 in rapporto di 2 : 1 moli ovvero 1 equivalente : 1 equivalente.

Rendimento teorico: 1 Faraday ( = carica di una mole di elettroni) darà 1 equivalente di Na (= 1 mole = 23 gr.) e contemporaneamente all’anodo si produce 1 equivalente di Cl2 gassoso ( = 1|2 mole = 11.2 litri in c.s.)

**ELETTROLISI DI NaCl IN SOLUZIONE ACQUOSA**

**Preparazione di H2, Cl2 e NaOH.**

La soluzione da sottoporre a elettrolisi contiene Na+, Cl- e H2O.

Al catodo, due possibilità:

si riduce Na+: Na+ + 1e- → Na E°rid = -2.71 V

si riduce l’acqua: 2H2O + 2e- → H2 + 2OH- E rid = -0.42 V a pH 7

si riduce quindi l’idrogeno dell’acqua che ha potenziale di riduzione maggiore.

All’anodo, due possibilità:

si ossida il cloruro 2Cl- → Cl2 + 2e- E°rid = +1.36 V

si ossida l’acqua 2H2O → O2 + 4H+ + 4e- E°rid = +1.23 V

in base ai potenziali dovrebbe formarsi O2, che ha il maggiore potenziale di ossidazione, ma si forma invece Cl2 per fenomeni di sovratensione (cinetici).

Quindi le reazioni elettrodiche effettive sono:

**riduzione catodica: 2H2O + 2e- → H2 + 2OH-**

**ossidazione anodica: 2Cl- → Cl2 + 2e-**

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**reazione complessiva: 2Cl- + H2O**  **Cl2 + H2 +2OH-**

Si ottengono quindi Cl2, H2 e NaOH, tre prodotti industriali importanti.

Se il Cl2 e l’NaOH si mescolano, si ottiene ipoclorito di sodio, altro prodotto importante per l’industria: 2 NaOH + Cl2 → NaCl + NaOCl + H2O (spontanea)

**ELETTROLISI DELL’ACQUA**

L’acqua pura ha bassa conducibilità, quindi per fare l’elettrolisi dell’acqua occorre aggiungere un elettrolita inerte che ne aumenti la capacità di condurre elettricità.

**1) es. si aggiunge un acido (es. acido solforico diluito):**

al catodo: 2H+ + 2e- → H2 × 2 E° = 0.0 V

all’anodo: 2H2O → O2 + 4e- + 4H+ E° = 1.23 V

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_­­­­­­­­­­\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

reazione complessiva 2H2O  2H2 + O2  ΔE° = 1.23 V

**2) o una base (es. KOH)**

al catodo: 2H2O + 2e- → H2 + 2OH- × 2

all’anodo 4 OH- → O2 + 4e- + 2H2O \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

reazione complessiva 2H2O  2H2 + O2  ΔE° = 1.23 V

**3) o un elettrolita neutro (es KNO3 o K2SO4):**

al catodo 2H2O + 2e- → H2 + 2OH- × 2

all’anodo 2H2O → O2 + 4e- + 4H+ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

reazione complessiva 2H2O  2H2 + O2 ΔE = 1.23 V

La reazione complessiva è la stessa nei tre casi e ha un potenziale termodinamico di elettrolisi ΔE di 1.23 Volt