



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 1752A -

ANNO: 2015

A P P U N T I

STUDENTE: Venezia Angela

MATERIA: Chimica sperimentale - prof. Penazzi

Il presente lavoro nasce dall'impegno dell'autore ed è distribuito in accordo con il Centro Appunti.

Tutti i diritti sono riservati. È vietata qualsiasi riproduzione, copia totale o parziale, dei contenuti inseriti nel presente volume, ivi inclusa la memorizzazione, rielaborazione, diffusione o distribuzione dei contenuti stessi mediante qualunque supporto magnetico o cartaceo, piattaforma tecnologica o rete telematica, senza previa autorizzazione scritta dell'autore.

**ATTENZIONE: QUESTI APPUNTI SONO FATTI DA STUDENTIE NON SONO STATI VISIONATI DAL DOCENTE.
IL NOME DEL PROFESSORE, SERVE SOLO PER IDENTIFICARE IL CORSO.**

MODELLO ATOMICO

Passaggio di una matassa elettrica in un tubo con H_2 a bassa pressione
 ↓
 spettro di emissione: 4 bande colorate (a occhio nudo) altre per via fotografica (sughero nero) a cui vengono dati vari nomi (es. Serie di Balmer).

Tutte le righe dello spettro si possono esprimere con

$$R = R_c \left(\frac{1}{m_1^2} - \frac{1}{m_2^2} \right)$$

Rydberg ←

Modello planetario di Rutherford: annichilimento del nucleo

HISTERO DEL CORPO NERO: associe/emette radiazioni di una particolare lunghezza d'onda che varia con la temperatura

1900: Planck ipotesi:

L'ENERGIA VIENE TRASPORTATA DALLE RADIAZIONI ELETTROMAGNETICHE IN QUANTITÀ FISSE E COSTANTI, PACCHETTI DISCRETI DETTI QUANTI. L'ENERGIA TRASPORTATA DA UN QUANTO È PROPORZIONALE ALLA FREQUENZA DELLA RADIAZIONE

- gli e^- possono irradiare solo quanti discreti di energia ($E = h \nu$). Questa radiazione emessa di frequenza ν ($\nu = \frac{E}{h}$) può essere generata solo quando l' e^- riceve l'energia minima necessaria a porla in oscillazione.

- l'energia è emessa come radiazione quando l' e^- passa da uno stato quantico ad un altro a più bassa energia

Ipotesi corroborate con lo studio dell'effetto fotoelettrico. Einstein lo spiega ipotizzando che la radiazione magnetica incidente sia costituita da particelle (fotoni) o pacchetto di energia $E = h\nu$. L'energia necessaria per allontanare un e^- dal metallo è detta funzione lavoro del metallo, ϕ

1913: Bohr adatta queste idee al suo modello atomico. Gli e^- sono energeticamente stabili solo se si muovono in orbite circolari di raggio n (n° quantico principale). L' e^- può emettere

In seguito al principio di indeterminazione si parla di probabilità di trovare un e^- in una certa posizione dello spazio e di avere un certo momento (ma si parla più di momento / posizione esatta!)

Si fanno esperimenti di diffrazione di fasci di e^- , si individuano aree di diffrazione corrispondenti a regioni di elevata intensità di radiazione, e c'è alta densità di e^- , cioè alta probabilità di avere e^- .

Non ha senso fare un esperimento con un solo e^- , però si può dire che l' e^- seguirà una direzione in modo che possa essere trovato con maggior probabilità nelle regioni ad alta densità elettronica negli esperimenti con fasci di e^- .

ALTA INTENSITA' \rightarrow ELEVATA PROBABILITA'
 (misurata dal
 ψ^2 quadrato
 dell'ampiezza
 in un'equazione
 di onda)

Il moto ondulatorio di un e^- è descritto da un'onda stazionaria di equazione d'onda:

$$\frac{\partial^2 \psi(x)}{\partial x^2} = - \left(\frac{4\pi^2}{\lambda^2} \right) \psi$$

Le soluzioni accettabili sono funzioni $\psi(x)$ dette autofunzioni e i corrispondenti valori di λ sono gli autovalori. \rightarrow ampiezza stessa vibrazione della corda tesa.

1927 equazione di Schrödinger

Descrive il comportamento degli e^- , condizionati dai vincoli rispetto al nucleo e al sistema generale. Se l' e^- si muove in una sola direzione

l'equazione sarà: $\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} = - \left(\frac{4\pi^2}{\lambda^2} \right) \psi$

è modificato e può essere descritto con la funzione d'onda combinatorie di I e II (Heitler e London) ottenuta da costanti

$$\Psi = N \{ c_I \Psi_I + c_{II} \Psi_{II} \}$$

N: costante di normalizzazione scelta per assicurare che $\int \Psi^2 dV$ sia uguale a 1. densità

Essendo $c_I = \pm c_{II}$ si ha

$$\Psi_+ = N c_I \{ \Psi_I + \Psi_{II} \} \quad \Psi_- = N c_I \{ \Psi_I - \Psi_{II} \}$$

Il diagramma di energia mostra un minimo per $\Psi_+ \rightarrow \Psi_+$ è + stabile

Il calcolo di energia e distanza di legame

migliora se si prendono anche in considerazione:

III) $HA + HB^{1/2} \Psi_{III}$ il primo H non ha e⁻, l'altro ne ha 2

IV) $HA^{1/2} + HB \Psi_{IV}$

METODO DEGLI ORBITALI MOLECOLARI

Considera il sistema molecolare poliatomico come stabile (nuclei nelle loro posizioni di equilibrio) e descrive il comportamento degli e⁻ tramite funzioni d'onda, autofunzioni di un'eq. di Schrodinger policentrica.

① Ogni e⁻ è associato ad un orbitale molecolare policentrico descritto da appropriati num. quantici

② energia totale della molecola poliatomica: somma delle funzioni d'onda molecolari a cui corrisponde una certa energia (bisogna correggere le iterazioni!)

③ Valgono il principio di Pauli e dell'Aufbau

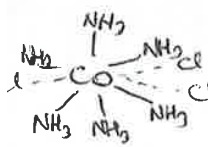
Per alleggerire i calcoli si usa il metodo dell' LCAO

METODO LCAO

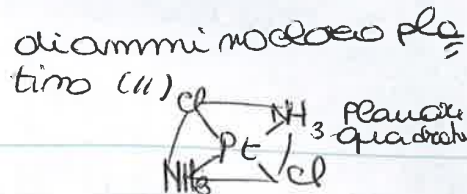
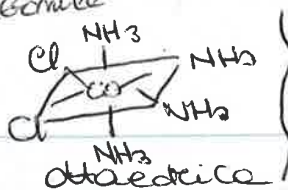
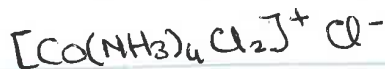
si usa quando ψ_A e ψ_B hanno stati di energia vicini, le forme delle orbitali atomiche sono simili e stesse simmetria lungo l'asse. Molecola di H_2 , atomo A e atomo B.

ψ_A : funz. d'onda che descrive l'e⁻ nelle vicinanze di A, è uguale alla funzione d'onda per l'atomo isolato

ψ_B : descrive l'e⁻ nelle vicinanze di B



$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ 3Cl^- esamminico cobalto (III) cloruro
 Ni: (CCl₂)²⁻ michel tetracarbomile

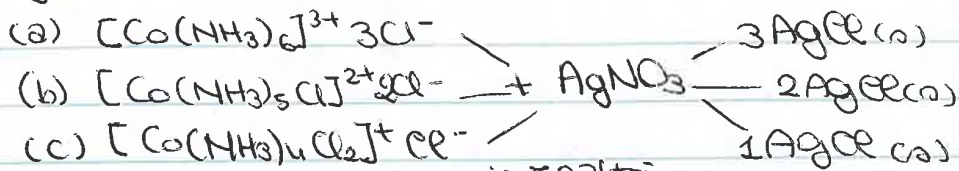


COMPOSTI DI COORDINAZIONE

Sono composti chimici in cui gli atomi sono legati insieme in modo non spiegabile con la legge dell'ottetto.

Generalmente si tratta di sali e può essere coinvolto un metallo di transizione.

Un esempio è il CoCl_3 che si lega con NH_3 . All'inizio del '900 Werner li considerava come strani sali e che fossero coinvolti anche dei legami dativi.



Gli atomi di cloro sono ioni cloruro legati con legame ionico allo ione complesso (esamminico cobalto). Per effetto dello ione comune c'è precipitazione.

I composti di coordinazione possono essere in generale visti come sali, coppie di anione e catione dove uno dei due ioni è poliatomico e si chiama ione complesso.

Uno ione complesso è un catione o un anione poliatomico costituito da uno ione centrale al quale sono legati altri gruppi (molecole o ioni) tramite legame covalente o coordinativo. Il termine complesso indica qualsiasi specie che implichi la coordinazione di leganti ad un centro metallico (di transizione). Il centro metallico può essere un atomo od uno ione e le specie possono essere cationi, anioni o molecole neutre.

Il numero di coordinazione è il numero di gruppi che il centro metallico può legare a se (i più comuni sono 6 e 4). Esso dipende da vari fattori tra cui il rapporto tra il raggio dello ione metallico centrale e quello dei gruppi legati.

5. Il numero di ossidazione del metallo è scritto in cifre romane dopo il nome del metallo stesso.

6. Se il complesso è un anione il suffisso è -ato

Struttura dei composti di coordinazione

Spesso esiste più di un modo di disporre i leganti attorno all'atomo centrale.

NUMERO DI COORDINAZIONE	STRUTTURA	IBRIDAZIONE
2	lineare	sp
4	tetraedrico / planare □	sp ³ / sp ² d
6	ottaedrica	sp ³ d ²

La disposizione tridimensionale nei composti di coordinazione può portare all'^{alla stereoisomeria} (isomeria stereochimica).

Possiamo avere diastereoisomeri o isomeri geometrici (non sono speculari) ma anche enantiomeri (speculari). Gli isomeri ottici hanno in genere proprietà fisiche e chimiche simili e diverse proprietà ottiche.

Struttura elettronica dei complessi

I composti di coordim. sono in genere colorati e/o paramagnetici. Si sono studiate la ^{loro} struttura elettronica, i loro legami e la distribuzione elettronica.

Ne sono state due teorie:

- la teoria del campo cristallino.
- la teoria del campo dei leganti

Teoria del campo cristallino

Per spiegare il colore dei composti ma non tiene conto di tutte le proprietà dei complessi.

- Ciascun legante è rappresentato mediante una carica negativa puntiforme che rappresenta le coppie solitarie dei leganti

• poiché lo ione metallico centrale sta in genere

Il colore dei composti dipende dall'ampiezza del divario Δ_o e quindi dalle interazioni tra metallo e leganti.

($\Delta_o >$) separazione di livello \rightarrow composti verso il blu/violetto
basso spin alto spin

($\Delta_o <$) separazione di livello \rightarrow composti verso il rosso
alto spin basso spin

È possibile studiare il carattere magnetico di un complesso mediante la bilancia di Gouy (campione sospeso tra i poli di un elettromagnete)

Il campione paramagnetico (SPIN ALTO) è attratto nel campo; quello diamagnetico (SPIN BASSO) sarà respinto.

TEORIA DEL CAMPO DEI LEGANTI

Si basa sulla teoria degli orbitali molecolari, più complicata.

Descrive il legame dei composti complessi studiando gli orbitali ottenuti dagli OA di dell'atomo/ione metallico centrale e quello dei leganti. (potizzo legami covalenti)

Campo debole: 2e⁻ nelle orbitali legante e 1 nelle anti-legante (CI)

Campo forte: 1e⁻ nelle orbitali legante e 1 nelle anti-legante (CII)

Reattività chimica dei composti di coordinazione

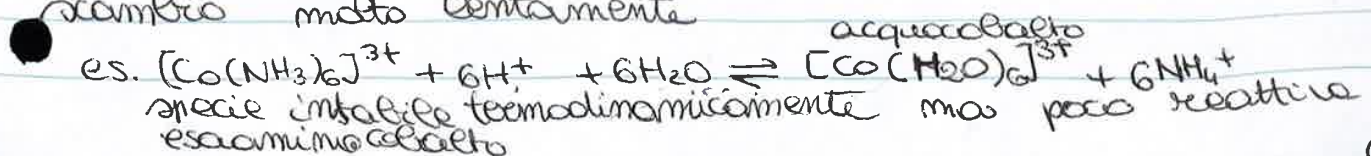
Gli ioni complessi possono dare reazioni di scambio (o sostituzione) di legante ^{in soluzione}. La velocità di reazione varia dal tipo di ione metallico e di legante.

COMPLESSI LABILI: rapida reazione di scambio di leganti



ione tetraacianomichelato (II) stabile termodinamicamente ma reattivo

COMPLESSO INERTE: ione complesso che subisce reazioni di scambio molto lentamente



● Esempi di processi industriali

3) processi di preparazione delle sostanze possono essere processi di laboratorio o processi industriali

PROCESSI DI LABORATORIO: si vogliono ottenere piccole quantità di sostanze molto pure senza tener conto del costo

PROCESSI INDUSTRIALI: si vogliono ottenere grandi quantità di sostanze della purezza necessaria al minor costo

IDROGENO

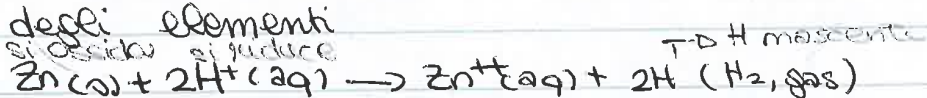
In laboratorio

● Si fa reagire un metallo con un acido

es Reazione ^{tra} zinco + soluzione acquosa non troppo concentrata di acido solforico



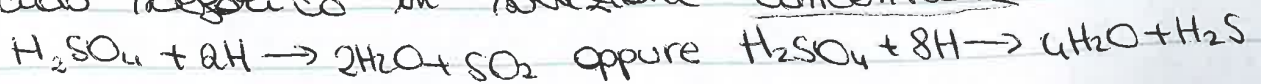
In realtà si tratta di una reazione tra zinco e ioni idrogeno nella soluzione dell'acido, resa possibile dal fatto che lo zinco precede l'idrogeno nella serie elettrochimica degli elementi



Si possono far reagire anche altri metalli e altri acidi per ottenere H_2 ma purché la reazione avvenga spontaneamente occorre che il metallo preceda l' H_2 nella serie elettrochimica e che l'acido non abbia proprietà ossidanti.

Se l'acido ha proprietà ossidanti nella reazione si riduce il ^{più} metallo che compare nell'acido e non l' H_2 . L' H_2 nascente è un agente riducente quindi a contatto con un acido con proprietà ossidanti crea anche dei prodotti estranei.

es. acido solforico in soluzione concentrata



La reazione di caustificazione è basata sulla piccola solubilità del carbonato di calcio; è necessario usare soluzioni molto diluite e richiede una resa concentrata le soluzioni di soda caustica.

• Elettrolisi di soluzioni di cloruro di sodio

Nella soluzione sono presenti gli ioni Na^+ , Cl^- , H^+ , OH^- ; il catodo in ferro, l'anodo in grafite.

Al catodo si ha la scarica degli ioni H^+ (in realtà

si ha la riduzione di molecole d'acqua $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$)

Al l'anodo si ha la scarica degli ioni $\text{Cl}^- \rightarrow$ si forma cloro elementare. Nel corso dell'elettrolisi al catodo si formano ioni OH^- e per impedire che raggiungano la zona anodica (con formazione di O_2 , Cl^- , ClO_2^-) i compartimenti vengono divisi da un cartone in amianto e si impedisce alla soluzione un movimento nella direzione opposta. La soluzione ottenuta è costituita da NaOH e NaCl . Evaporazione \rightarrow NaCl precipita \rightarrow si elimina H_2O residuo \rightarrow NaOH (con piccole tracce di NaCl eliminabile per cristallizzazione frazionaria).

• Elettrolisi di soluzioni di cloruro di sodio

Anodo in grafite e catodo di mercurio

Anodo \rightarrow scarica ioni cloro

Catodo \rightarrow scarica ioni sodio $\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$ (si forma sodio metallico che forma un'amalgama nel mercurio con basse concentrazioni di Na). Na si scioglie in Hg

L'amalgama viene trasferita in una seconda cella dove viene decomposta con H_2O , si formano NaOH , H_2 gassoso e il Hg viene pompato di nuovo nella cella elettrolitica.

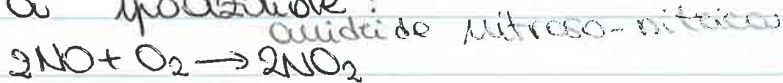


Processi industriali:

Si prepara a partire dalle NH_3 . La prima fase consiste nell'ossidazione dell' NH_3 ad ossido di azoto:



Avviene a 800°C . Raffreddato a temperaturea ambiente avviene la reazione di ossidazione dell'ossido di azoto a ipossitide:



Quest'ultima reagisce con acqua dando acido nitroso e acido nitrico:



L'acido nitroso si decompone dando aceto HNO_3 e ossido di azoto che viene rimesso in ciclo:



Soluzioni di HNO_3 al 50-60% in peso \rightarrow distillazione fino al 69%

Per ottenere concentrazioni $>$ si aggiunge ipossitide e O_2

ACIDO SOLFORICO H_2SO_4



Processi industriali:

• Metodo per contatto

① Produzione di anidride solforosa: combustione con aria dello zolfo o di solfuri $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$



② I gas devono essere depurati (eliminare anidride arseniosa)

La reazione di ossidazione dell'anidride solforosa

a solforico è esotermica \rightarrow favorita a temperature + basse

Deve essere presente un catalizzatore adatto

Il catalizzatore più adatto è l'anidride vanadica (V_2O_5)
di anidride arseniosa

(perche il platino è sensibile alle piccole tracce rimaste dopo la depurazione). Si lavora a pressione ordinaria

④ Per ottenere l'acido solforico è necessario fare

reagire con H_2O l'anidride solforica, questo

TEORIA DEGLI ERRORI


Un numero quando rappresenta il risultato quantitativo di una misura sperimentale porta con sé altre informazioni oltre al valore numerico



es. $23.54 \pm 0.05 \text{ m/s}$

METODO SCIENTIFICO

Osservazioni \rightarrow ipotesi per spiegarle \rightarrow esperimento
 Gli esperimenti vanno progettati e condotti sperimentatamente, i risultati degli esperimenti sono analizzati per determinare se verificano o no le ipotesi fatte.

In tutte le misure sperimentali l'"incertezza" è inevitabile.

Accuratezza di una misura: indica quanto un dato sperimentale è vicino al valore giusto. Più una misura è accurata, più è vicina al valore "vero" 

La precisione di una misura: la precisione è una misura di quanto simili sono i risultati di misurazioni ripetute della stessa proprietà   Più una misura è precisa più da valori riproducibili da una misura all'altra

Errori sistematici: errori uniformi e riproducibili all'interno dello stesso tipo di misura.

Dovuti ad esempio ad una calibrazione errata dello strumento, inevitabili

Errori casuali: sono dovuti ad inaccuratesse durante il processo di misura ed il loro effetto non può essere previsto. Inevitabili

ELETTROCHIMICA

Le reazioni elettrochimiche sono reazioni in cui vi è trasferimento di carica (ovvero di e^-) e dunque ossidoriduzioni.

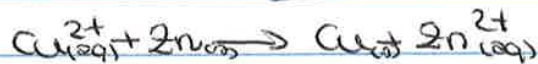
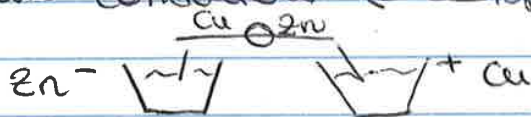


es. Cu, Zn è una redox e basta, non è una pila. Se invece faccio avvenire le semireazioni in reparti separati ho reazioni elettrochimiche.

ANODO: OSSIDAZIONE

CATODO: RIDUZIONE

Qui e^- passano attraverso un circuito esterno. Se la reazione è spontanea e l'energia chimica diventa energia elettrica, se circuito viene chiuso con un conduttore (I e II specie) che è un elettrolita.



Ho bisogno dell'elettrolita per mantenere l'equilibrio elettrico: si usa un ponte salino (K-OH). Nel comparto anodico eccesso di cariche positive, in quello catodico negative \rightarrow bilanciate dal ponte. Funziona fino a quando c'è differenza di potenziale.

Legge di Faraday

$$96500 : 1 \text{ eq} = Q (\text{C}) : 2 \text{ eq.}$$

1 EQ: quantità di carica che corrisponde al passaggio di una mole di e^-



$$1 \text{ eq} \rightarrow 1 \text{ mol } e^- = \frac{1 \text{ F}}{96500} \text{ cioè } \frac{1}{2} \text{ mol Cu} = 32 \text{ g Cu}$$

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Sovratensione: quando c'è variazione di tensione rispetto al circuito aperto. Dipende dall'energia dissipata quando il processo è fatto avvenire irreversibilmente fuori dalle condizioni di equilibrio, dipende da I . La sovratensione è connessa con i processi secondari che permettono l'avvenire del processo elettrochimico.

Se $I=0$, $\eta=0 \rightarrow$ condizione di reversibilità
La relazione $V(I) = E + \eta$ con $\eta < 0$ vale per

* le pile in cui $V(I) <$ tensione reversibile

* gli elettrolizzatori $V(I) >$ tensione

Alla sovratensione deve essere aggiunto il termine corrispondente alla dissipazione per caduta ohmica RI nell'elettrolita, lavoro necessario a vincere la resistenza dell'elettrolita al trasporto degli ioni

$$V(I) = E + (\eta + RI)$$

* $(\eta + RI) < 0$ per l'elettrolizzatore la tensione da applicare alla cella per avere una corrente I è maggiore di quella a circuito aperto

* $(\eta + RI) < 0$ per un generatore la tensione che si ottiene per una corrente I è minore di quella a circuito aperto

PILA o generatore primario

ACCUMULATORI in cui la reazione è reversibile; reazioni di carica e poi scarica facendo avvenire la reazione nel verso opposto

gli ioni vanno a inserirsi nella grafite (questo meccanismo è definito "rocking chair")

la cella è costituita da:

- Catodo: foglio di alluminio su cui metto la grafite e altri composti del carbonio. Perché gli ossidi non conducono corrente ed elettricità.
- Foglio di rame su cui si anderà a depositare la grafite.

Vantaggi: economico e reversibile

es batteria al LiFePO_4 : ^{catodo} materiale a basso impatto ambientale, sicuro a basso costo anodo litio reattivo, problemi di sicurezza

Modifica della morfologia della superficie quando usato troppo

ELETTRODI LIQUIDI

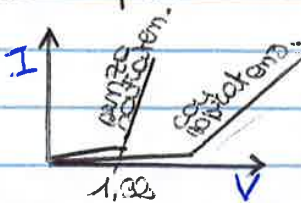
Sono sali di litio

Alcuni si decompongono se sovraccarico e c'è liberazione di gas.

Invece di materiale infiammabile posso usare un polimero e il Li si muove a salto da uno ione negativo a un altro

ELETTROSI

Fa avvenire un processo non spontaneo fornendo l'energia libera necessaria sotto forma di lavoro elettrico. Devo considerare la tensione di decomposizione. $V = Ri$



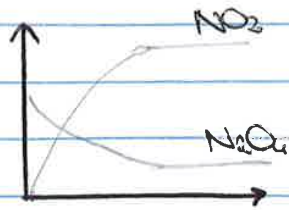
se fornito con un generatore elettrico un potenziale di 1,32V (tensione di decomposizione) ai capi degli elettrodi, non ottengo un passaggio di corrente. In pratica questo potenziale non basta per la presenza dei fenomeni di sovratensione e caduta ohmica.

Caduta ohmica:

a causa della bassa conduttanza dell'elettrolita. Come avviene in tutte le resistenze elettriche $V = Ri$

La sovratensione: dipende dai processi agli elettrodi dai materiali elettrodi. aumenta con la corrente.

Cinetica chimica



Affinche' una reazione avvenga:

- veti efficaci
- energia di attivazione \rightarrow complesso attivato

espressione generale: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt}$$

la velocità di reazione è sempre positiva!

la velocità di reazione dipende da:

1. natura dei reagenti e prodotti (legami che si devono rompere / formare)
2. concentrazione dei reagenti: se aumenta, aumenta anche la velocità
3. temperatura: se aumenta, aumenta la velocità
4. presenza o meno di catalizzatori

la legge cinetica è l'espressione matematica, ottenibile solo con misure sperimentali, che lega la velocità di reazione alla concentrazione di uno o più reagenti (elevati ad un esponente che spesso non coincide con il coeff. stechiometrico poiché la reazione dipende dallo stadio più lento!)

$$v = k [A]^a [B]^b$$



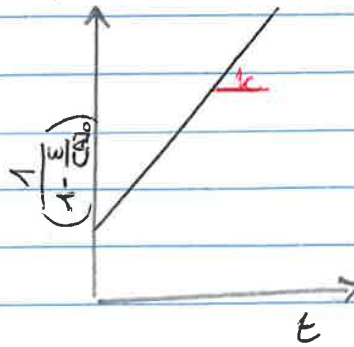
sperimentalmente $v = k [\text{H}_2] [\text{ICl}]$

$$E = [A]_0 - [A]$$

$$[A] = [A]_0 - E$$

$$\frac{1}{([A]_0 - E)} = \frac{1}{[A]_0} + kt$$

$$\frac{1}{(1 - \frac{E}{[A]_0})} = 1 + [A]_0 kt$$



esempio: acetaldeide (CH_3CHO)



$$v = k [CH_3CHO]^2$$

reazione del secondo ordine con due reagenti $A + B \rightarrow C$

$$v = - \frac{d[A]}{dt} = - \frac{d[B]}{dt} = k[A][B]$$

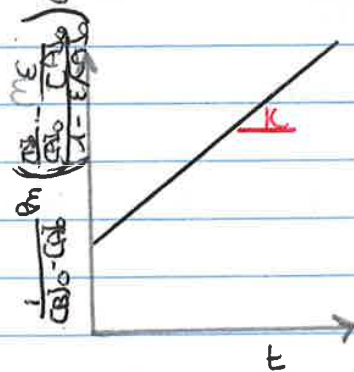
supponendo che A sia il reagente limitante

$$E = [A]_0 - [A]$$

$$[A] = [A]_0 - E \quad \text{ma anche } [B] = [B]_0 - E$$

$$- \frac{d[A]}{dt} = \frac{dE}{dt}$$

$$- \frac{d[A]}{dt} = k[A][B]$$



$$\frac{dE}{dt} = k([A]_0 - E)([B]_0 - E)$$

separando le variabili e integrando si ha

$$\frac{1}{[B]_0 - [A]_0} \ln \left(\frac{[B]_0 - E}{[A]_0 - E} \right) = kt + \frac{1}{[B]_0 - [A]_0} \ln \left(\frac{[B]_0}{[A]_0} \right)$$

$[A]_{00} = 0$ (A limitante)

$$\frac{1}{[B]_0 - [A]_0} \ln \left(\frac{[B]_0 - E}{1 - \frac{E}{[A]_0}} \right) = kt + \frac{1}{[B]_0 - [A]_0} \ln \left(\frac{[B]_0}{[A]_0} \right)$$

Determinazione della durezza delle acque

Acque meteoriche: sono le più pure, derivano da un processo ciclico di evaporazione, condensazione, precipitazione. Tengono in soluzione i costituenti gassosi dell'atmosfera (principalmente CO_2)

Acque superficiali: esercitano un'azione solubilizzante sui costituenti del terreno con cui vengono a contatto, particolarmente importante è il ruolo della CO_2 disciolta

Acque sotterranee: si raccolgono in corrispondenza di zone impermeabili formando delle falde dalle quali l' H_2O può ritornare in superficie. Sono in genere ricche di sostanze disciolte.

Durezza delle acque

Per molti impieghi di carattere industriale e domestico è sufficiente controllare se e in quale quantità siano presenti in esse sali solubili di calcio e magnesio perché i sali di questi due elementi sono quelli presenti in maggiore quantità e perché sono quelli che possono dare origine agli inconvenienti più gravi.

Per questo si definisce la durezza di un'acqua come il quantitativo di sali di calcio e magnesio in essa disciolti. Si misura in gradi francesi. Un'acqua ha un grado francese di durezza quando la quantità di sali di calcio e magnesio contenuta in 100 litri

tensioni meccaniche instaurate durante le lavorazioni e l'assemblaggio, l'acqua usata ha una elevata basicità (alta concentrazione di OH^-) che in genere è legata alla concentrazione degli ioni HCO_3^- .

Il ferro può reagire con gli ossidrilici liberando atomi di idrogeno



H è una specie molto reattiva e di dimensioni molto piccole: può inserirsi nel reticolo dell'acciaio. Ciò impedisce il metallo facendo comparire della crepe

Distillazione

MISCELE LIQUIDE BINARIE

tensione di vapore: pressione esercitata dalla fase vapore sulla fase liquida a una certa temperatura. Non dipende dal volume libero; dipende dalla temperatura

evaporazione: processo fisico in cui si passa dallo stato liquido allo stato vapore.

Avviene con assorbimento di calore.

Aumentando la temperatura aumenta la velocità cinetica media delle particelle, quindi aumenta la (pressione) tensione di vapore del liquido perché aumenta la frazione di molecole che passano in fase vapore rispetto a quella delle molecole che ricondensano

ebollizione: la temperatura di ebollizione di un liquido è la temperatura a cui

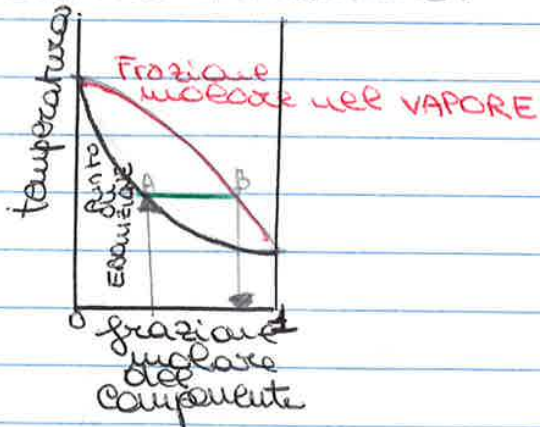
DISTILLAZIONE

È un processo fisico di separazione di una miscela liquida nei singoli componenti basata sui diversi valori della temperatura di ebollizione.

Si basa sulle seguenti affermazioni:

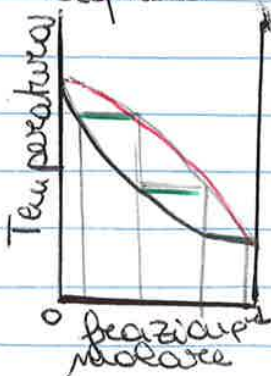
- in una miscela di liquidi, la fase vapore è più ricca nel componente più volatile della fase liquida
- relazione tra tensione di vapore e temperatura di ebollizione: la T_{eb} è la T a cui la tensione di vapore eguaglia la pressione circostante
- alla ebollizione la temperatura rimane costante

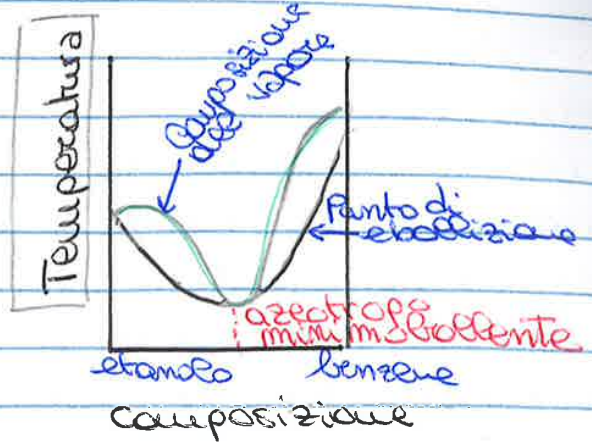
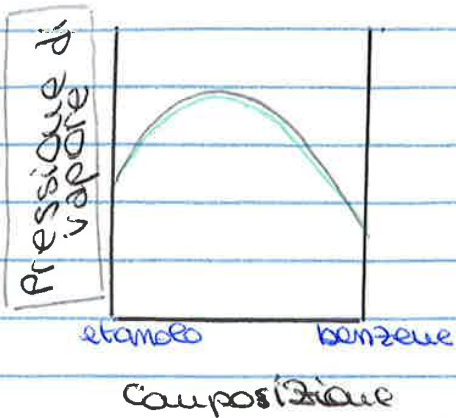
GRAFICO IMPORTANTE!



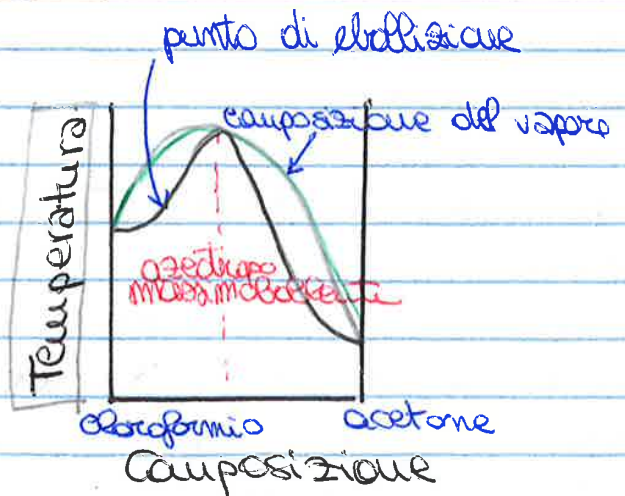
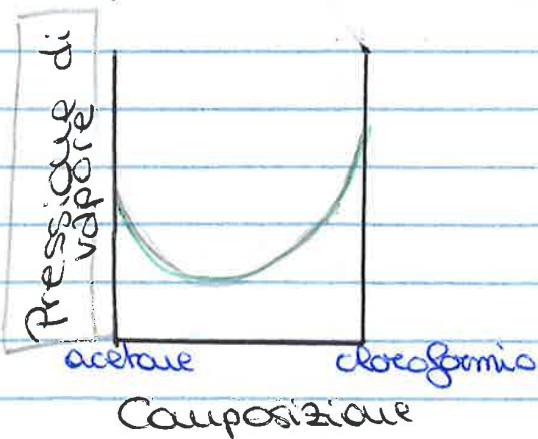
Il punto di ebollizione di una miscela è intermedio tra quello dei due liquidi puri.

Tuttavia la separazione tra liquido A e B non è completa. Si può pensare di prendere il distillato ottenuto e sottoporlo a distillazione per ottenere un liquido ancora più concentrato di A.





Se invece si formano legami più forti nella soluzione che nei componenti puri allora un ΔH_{mix} negativo e quindi una reazione esotermica. Queste soluzioni mostrano una deviazione negativa dalla legge di Raoult; spesso formano azeotropi massimo bollenti.



acido (base) che, sciogliendosi in acqua, liberano una mole di H^+ (OH^-)

- definizione per una sostanza che si ossida (riduce):
1 eq. di sostanza che si ossida (riduce) è il n° di moli di sostanza che libera (riceve) una mole di elettroni
- definizione per un sale: 1 eq. di sale è il n° di moli di sale che, dissociandosi, libera in soluzione una mole di cariche +.

Il peso equivalente è la massa delle moli che costituiscono 1 eq.,

NORMALITÀ (N)

È un modo per esprimere quantitativamente la concentrazione della soluzione. Si definisce come il n° di eq. di una certa sostanza sciolta in 1 litro di soluzione. Si ottiene dividendo il n° di eq. presenti in una certa soluzione per il suo volume.

Titolazioni acido-base

Una soluzione a titolo incognito di acido può essere titolata con una soluzione di base a titolo noto e viceversa. L'equazione fondamentale di reazione tra un acido e una base è:



Le titolazioni acido-base sono efficaci perché al punto di completamento della neutralizzazione, si ha uno sbalzo forte del pH che aiuta a cogliere il passaggio di colore dell'indicatore.

INDICE

• TITOLAZIONE ACIDO-BASE E OSSIDOMETRICA - TIT

24 APRILE 2015

PAGINA: 3

• COMPORTAMENTO DI REAZIONI REDOX SECONDO LA SERIE ELETTROCHIMICA DEI POTENZIALI DI ELETTRODO - SERIE

24 APRILE 2015

PAGINA: 7

• DETERMINAZIONE SPERIMENTALE DELLA DUREZZA DELLE ACQUE - DUR

6 MAGGIO 2015

PAGINA: 10

• DETERMINAZIONE DEL METALLO COSTITUENTE UN CARBONATO - CARRO

6 MAGGIO 2015

PAGINA: 13

• ELETTROLISI DELL'ACQUA CON PRODUZIONE DI IDROGENO E OSSIGENO - ELETTRO

20 MAGGIO 2015

PAGINA: 16

TORINO, 24/04/2016

TITOLAZIONE ACIDO-BASE E OSSIDIMETRICA, -TIT

1 Descrizione dell'esperienza: titolare una soluzione di un acido forte con una base forte (e viceversa) per verificare la molarità

Elenco dei reagenti con formula, le proprietà fisiche e quelle relative alla sicurezza:

• HCl: acido cloridrico

Gas liquefatto, incolore, odore pungente. Punto di fusione: -116°C
 Punto di ebollizione: -35°C . Densità: $1,27 \text{ g/cm}^3$
 Corrosivo e irritante.

• NaOH: idrossido di sodio

Solido a temperatura ambiente. Punto di fusione: 323°C
 Punto di ebollizione: 1390°C . Densità: $2,13 \text{ g/cm}^3$
 Corrosivo

• $\text{C}_{20}\text{H}_{14}\text{O}_4$: fenolftaleina

A temperatura ambiente ha colore bianco inodore.
 A pH inferiori a 8,2 è incolore, a pH superiori a 9,8 la molecola impartisce un intenso color porpora alla soluzione. Densità: $0,99 \text{ g/cm}^3$. T. fusione: 261°C
 Tossico, nocivo, facilmente infiammabile

Reazione $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

2 Descrizione dell'esperienza: in questa titolazione redox si usa una concentrazione nota di un agente ossidante (KMnO₄) per trovare una concentrazione nota di un agente riducente (FeSO₄).

Elenco dei reagenti con formula, le proprietà fisiche e quelle relative alla sicurezza

• KMnO_4 : permanganato di potassio

Puro si presenta come un solido cristallino viola scuro, solubile in acqua. Punto di fusione: $> 210^{\circ}\text{C}$. Densità: $2,70 \text{ g/cm}^3$
 Comburente, nocivo se ingerito, tossico per organismi acquatici

FeSO_4 : solfato ferroso

A temperatura ambiente si presenta come un solido blu-verde inodore. Punto di fusione: 110°C . Densità: $2,84 \text{ g/cm}^3$
 Nocivo

H_2SO_4 : acido solforico

Liquido a temperatura ambiente, denso, incolore e inodore.
 Punto di fusione: -15°C . Densità: $1,84 \text{ g/cm}^3$
 Provoca gravi ustioni.

Reazione: $2\text{KMnO}_4 + 10\text{FeSO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 8\text{H}_2\text{O}$

3

di 5 mL teorici, abbiamo notato che la soluzione è diventata trasparente. Abbiamo infine lavato accuratamente gli strumenti.

All'inizio sembra che non stia avvenendo alcuna reazione perché il colore della soluzione di $KMnO_4$ resta viola diventando solo temporaneamente più scuro nella zona dove è caduta la goccia. Con l'agitazione si torna viola e l'aggiunta di altre gocce - si osserva che la soluzione diventa giallo-bruno.

mL di $FeSO_4$	colore soluzione
1	viola
2	marromarzo
3	giallo-bruno
4	giallo chiaro
5	trasparente

Terza parte

(1)

40 mL HCl (0,01 M)
NaOH (0,100 M)

Nella beuta abbiamo $40 \cdot 0,01 = 0,4$ mmol di acido

$$pH = -\log [0,01] = 2$$

pH prima del punto di equivalenza

per ogni volume di base aggiunto possiamo scrivere

$$[H_3O^+] = \text{mmol } H_3O^+ / \text{mL soluz} \rightarrow \frac{0,4 - (V \cdot 0,100)}{40 + V}$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

pH al punto di equivalenza



$$\text{mole NaOH} = \text{mole HCl} \rightarrow \text{mole } H_3O^+ = \text{mole } OH^-$$

Abbiamo una soluzione di cloruro di sodio (Na^+ e Cl^- non reagiscono in H_2O perché sono ioni idratati)

$$pH = 7$$

pH dopo il punto di equivalenza

$$[OH^-] = \frac{(V \cdot 0,100) - 0,4}{40 + V}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

TORINO, 24/04/2015

COMPORTAMENTO DELLE REAZIONI REDOX SECONDO LA SERIE ELETTROCHIMICA DEI POTENZIALI DI ELETTRODO - SERIE

Descrizione dell'esperienza: In una prima fase si valuta la tendenza di un metallo a ridursi: si usa altro, in seguito si valuta il potere ossidante di un acido

Nome dei reagenti con formula, le proprietà fisiche e quelle relative alla sicurezza

• $FeSO_4$ solfato ferroso

A temperatura ambiente si presenta come un solido blu-verde incolore. Punto di fusione: $110^\circ C$. Densità: $2,84 g/cm^3$
 Nocivo

• $CuSO_4$ solfato rameico

Colore verde pallido o bianco grigiastro. Punto di fusione: $110^\circ C$. Densità: $2,3 g/cm^3$
 Nocivo, irritante.

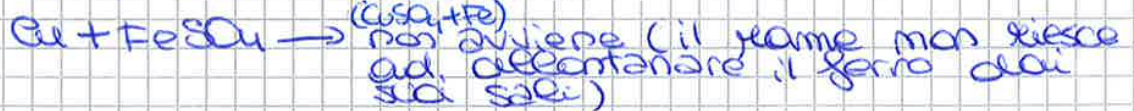
• H_2SO_4 acido solforico

Liquido a temperatura ambiente, spesso, incolore e inodore. Punto di fusione: $-15^\circ C$. Densità: $1,84 g/cm^3$
 Provoca gravi ustioni.

• HNO_3 acido nitrico

Liquido a temperatura ambiente, incolore se puro (giallo scuro altrimenti). Odore irritante. Densità: $1,52 g/cm^3$.
 Punto di fusione: $-42^\circ C$.
 Corrosivo

Reazione



Descrizione dell'appareato sperimentale:

• becher



recipiente di vetro o di materie plastiche, di forma cilindrica con un beccuccio. In genere graduato

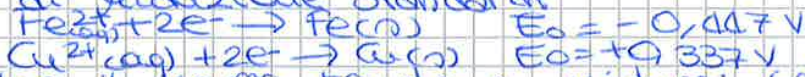
• cappa aspirante

apparecchio utilizzato per l'aspirazione di vapori nocivi o per la protezione da agenti microbici patogeni

In questo caso abbiamo il Cu^{già} in forma ridotta e il ferro già in forma ossidata (cioè le semireazioni dovrebbero essere $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$ e $\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}(s)$) ma queste non avvengono in quanto non spontanee (passano avvenire solo tramite elettrolisi).
 Però può avvenire la reazione tra l'ossigeno e il rame in quanto l'ossigeno ($\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightarrow 2\text{OH}^-$ $E_0 = +0,41\text{V}$) ha un potenziale di riduzione maggiore del rame e quindi tenderà a portare il rame in soluzione.

Nel becher con Fe e CuSO_4 si ha la formazione di un deposito di rame sul ferro perché gli ioni $\text{Cu}^{2+}(aq)$ reagiscono con $\text{Fe}(s)$.

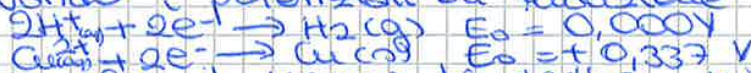
Questo può essere spiegato osservando i valori di potenziali di riduzione standard



Si nota che il rame tende a ridursi (è un agente ossidante) mentre il ferro tende a ossidarsi (è un agente riducente), quindi la reazione che avviene spontaneamente porta il ferro in soluzione sotto forma di ioni $\text{Fe}^{2+}(aq)$ e gli ioni $\text{Cu}^{2+}(aq)$ a ridursi formando un deposito di rame sulla lamina di ferro. La reazione avviene fino a quando tutto il rame presente in soluzione sarà ridotto. La soluzione presenterà un colore giallo dovuto al solfato di ferro (prima era blu).

- (2) **OSSIDAZIONE:** perdita di e^- (es. $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$)
RIDUZIONE: acquisto di e^- (es. $\text{H}^+ \rightarrow \text{H}$)

Nel becher con Cu e H_2SO_4 non avviene alcuna reazione. Osservando i potenziali di riduzione standard



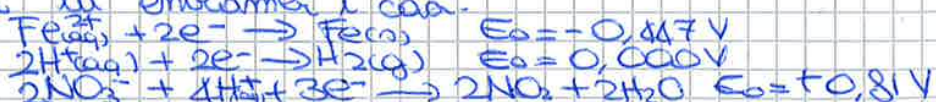
si nota che il rame tenderebbe a ridursi sull'idrogeno (presente in soluzione derivante dall'acido) cioè $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}(s)$ mentre l'idrogeno sul rame tenderebbe ad ossidarsi (cioè perdere e^-) quindi $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+(aq) + 2e^-$ ma in questo caso abbiamo già H^+ in forma ossidata e Cu in forma ridotta. Le semireazioni che potrebbero avvenire tramite elettrolisi sarebbero $\text{Cu}(s) \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$ e $2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2(g)$.

Se mettiamo a contatto il $\text{Cu}(s)$ con HNO_3 avviene una reazione esotermica con sviluppo di calore.



Si nota che HNO_3 ha un forte potere ossidante (cioè maggiore tendenza a ridursi, ad acquistare e^-) e tende ad ossidare il rame e portarlo in soluzione.

Se invece consideriamo la lamina di Fe posta a contatto con H_2SO_4 e HNO_3 si nota che la lamina si ossida in entrambi i casi.



Se il potenziale del ferro è inferiore sia a quello dell'idrogeno proveniente dall' H_2SO_4 sia a quello dell' HNO_3 quindi in entrambi i casi andrà in soluzione ossidandosi.

Seconda parte

Abbiamo prelevato e trasferito in una beuta 100,00 mL di acqua provenienti da una bottiglietta riempita con acqua del rubinetto dell'abitazione di uno studente. Abbiamo aggiunto all'acqua una spatola di indicatore (NER) e 5 mL di tampone ammoniacale, una soluzione acquosa di NH_3 e NH_4Cl a pH circa 10. Abbiamo poi titolato la soluzione con EDTA (0,010 M) usando 8 mL, quando la soluzione è diventata azzurra da violetto. Abbiamo lavato gli strumenti.

In un secondo momento abbiamo prelevato e introdotto in una beuta altri 100 mL di acqua provenienti dalla stessa bottiglietta. Abbiamo portato all'ebollizione e rimpiazzato l'acqua che evaporava con acqua distillata perché, per defumigazione, è acqua quasi senza impurità e quindi non avrebbe modificato la concentrazione di sali di calcio e magnesio presenti nel campione da analizzare. Abbiamo poi raffreddato con acqua fredda e filtrato il suo contenuto. Abbiamo nuovamente titolato il liquido filtrato usando questa volta 4,7 mL di titolante EDTA. Abbiamo lavato accuratamente gli strumenti.

Ci siamo stupiti di aver utilizzato poco titolante in confronto agli altri gruppi che avevano misurato la durezza delle acque dell'Università. Abbiamo ipotizzato che le acque per uso domestico sono più controllate.

Terza parte

DUREZZA TOTALE

n° moli EDTA USATE = VOLUME TITOLANTE \times MOLARITÀ TITOLANTE

$$\text{Moli} = V_T \cdot M_T = 0,008 \cdot 0,01 = 0,00008 \text{ mol (di calcio + magnesio)}$$

in 100 L $0,00008 \cdot 1000 = 0,080 \text{ mol (Ca + Mg)}$

$$1 : 0,01 = \text{°g} : 0,080 \rightarrow \frac{0,080}{0,01} = 8,0 \text{ °g}$$

DUREZZA PERMANENTE

$$\text{Moli} = V_T \cdot M_T = 0,0047 \cdot 0,01 = 0,000047 \text{ mol}$$

$$1 : 0,01 = \text{°g} : 0,047 \rightarrow \frac{0,047}{0,01} = 4,7 \text{ °g}$$

DUREZZA TEMPORANEA

$$D_{\text{TEMP}} = D_{\text{TOT}} - D_{\text{PERM}} = 8,0 - 4,7 = 3,3 \text{ °g}$$

Torino, 06/05/2015

DETERMINAZIONE DEL METALLO COSTITUENTE UN CARBONATO-CARBO



Descrizione dell'esperienza: determinare il metallo alcalino del carbonato fornito che è della forma X_2CO_3 ($X = Li, Na$ o K) per via gravimetrica, umida, saggio alle fiamme.

Esempio dei reagenti con formule, le proprietà fisiche e quelle relative alla sicurezza

- X_2CO_3 : carbonato di X
Sale derivante da un acido carbonico e carbonati di metalli alcalini sono solubili in acqua.
 - carbonato di litio: Li_2CO_3
solido bianco madre. Composto nocivo, irritante
 - carbonato di sodio: Na_2CO_3
Polvere cristallina bianca. Provoca grave irritazione oculare
 - carbonato di potassio: K_2CO_3
solido bianco inodore. Composto nocivo e irritante
- HCl: vedi pag. 3
- HNO₃: vedi pag. 7
- filo Ni-Cr: filo costituito dall'80% di Ni e dal 20% di Cr. Ottima resistenza all'ossidazione.
- $C_{14}H_{14}N_3NaO_3S$: metilarancio
solido di colore arancione, solubile in acqua, data l'odore tenue caratteristico.
Tossico se ingerito
Comune indicatore acido-base

pH < 3	→	soluzione rossa
3,2 < pH < 4,4	→	" arancione
pH > 4,4	→	" gialla

Descrizione dell'apparato sperimentale

- bilancia analitica:  strumento di misura della massa e del peso; avente un elevato grado di accuratezza
- becher: vedi pag. 7
- buretta: vedi pag. 4
- becco di Bunsen:  bruciatore a gas

13

Questo valore si può approssimare al PA del sodio
 (PA_{Na} = 22,99 u)

errore
 perc. = $\frac{24,188 - 22,99}{22,99} \cdot 100 = 5,2\%$

Questo errore è dovuto al fatto che non si va con
 esattezza quando la reazione giunge al completamento.
 Il carbonato coccato è il carbonato di sodio, Na₂CO₃

(2) $50 \cdot 10^3 \cdot N = 8,3 \cdot 10^3 \cdot 1$

$N = \frac{8,3 \cdot 10^3}{50 \cdot 10^3} = 1,66 \cdot 10^{-1} N$

$N(x_2CO_3) = 1,66 \cdot 10^{-1} N$

$M = \frac{1,66 \cdot 10^{-1}}{8} = 0,083 \frac{mol}{L} \rightarrow M = \frac{m}{L} \rightarrow m = 4,40 \cdot 10^{-3} mol$

$MH = \frac{0,5}{4,40 \cdot 10^{-3}} = 113,64 \text{ g/mol}$

$MH = 2(PA_x) + 60 \rightarrow PA_x = \frac{113,64 - 60}{2} = 26,82 \text{ u}$

Questo valore si può approssimare al PA_{Na} = 22,99 u

errore
 perc. = $\frac{26,82 - 22,99}{22,99} \cdot 100 = 16,7\%$

Questo errore può essere dovuto alla precisione dello
 strumento (buretta) che non ci permette di avere un valore più
 preciso del ml.
 con il secondo esperimento abbiamo confermato l'ipotesi precedente.

(3) L'esperienza del raggio alla fiamma si basa sulla
 proprietà che fiamma i sali di molti elementi, in
 prevalenza del I e II gruppo, di impartire colorazioni
 caratteristiche alla fiamma di un becco Bunsen.
 Le colorazioni sono dovute all'emissione di radiazioni
 luminose causate da transizioni degli elettroni di valenza
 dell'atomo che possono così saltare da un
 orbitale a un altro a livello energetico maggiore.
 Le lunghezze d'onda delle radiazioni emesse sono
 caratteristiche dell'elemento considerato

Colore della fiamma	Sali di...
rossa	litio, stronzio
<u>gialla</u>	<u>sodio</u>
verde	bario, rame, (Pb)
azzurra	cloruro di rame e ossidi di Bi, As, Sb, Pb
viola	potassio

Con i tre esperimenti dell'esperienza abbiamo
 concluso che il campione numero tre è costituito
 dal carbonato di sodio (Na₂CO₃)

Seconda parte

(1) Abbiamo fatto passare una corrente di 0,3 A per 5 minuti in una cella di Haggmann. Dopo 3 minuti abbiamo letto il valore di V
 In un tubo si sono formati 12,60 mL di gas (H_2)
 nell'altro 6,00 mL (O_2)

(2) Abbiamo impostato vari valori di tensione e per ogni valore, una volta stabilizzato la corrente, abbiamo preso il corrispondente valore.

Terza Parte

(1) $I = 0,3 A$
 $t = 5 \text{ min} = 300 \text{ sec}$
 $\Delta V_{H_2} = 12,6 \text{ mL}$
 $\Delta V_{O_2} = 6,0 \text{ mL}$
 $\text{mol/eq } (H_2) = 0,50$
 $\text{mol/eq } (O_2) = 0,25$

Calcolo del numero teorico di moli di H_2 e O_2

$$n = \frac{I \cdot t}{F} \cdot \text{mol/eq}$$

$$n_{H_2} = \frac{0,3 \cdot 300}{96500} \cdot 0,5 = 4,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{0,3 \cdot 300}{96500} \cdot 0,25 = 2,33 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Calcolo dei volumi di gas sviluppati nell'unità di tempo

$$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$m = g \frac{\text{mol}}{\text{eq}} \rightarrow m = \frac{I \cdot t \cdot \text{mol}}{F \cdot \text{eq}}$$

$$\left. \begin{array}{l} PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT} \\ m = g \frac{\text{mol}}{\text{eq}} \rightarrow m = \frac{I \cdot t \cdot \text{mol}}{F \cdot \text{eq}} \end{array} \right\} \frac{PV}{RT} = \frac{I \cdot t}{F} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{eq}} \rightarrow \frac{V}{E} = \frac{I \cdot t \cdot \text{mol/eq}}{F \cdot P}$$

$$\frac{V_{H_2}}{E} = 0,0387 \text{ mL/sec} \quad V_{\text{calcolato } H_2} = 0,0387 \cdot 300 = 11,61 \text{ mL}$$

$$\frac{V_{O_2}}{E} = 0,0192 \text{ mL/sec} \quad V_{\text{calcolato } O_2} = 0,0192 \cdot 300 = 5,76 \text{ mL}$$

Calcolo dell'efficienza dell'elettrolizzatore



$$\Delta H = 285,84 \text{ kJ/mol}$$

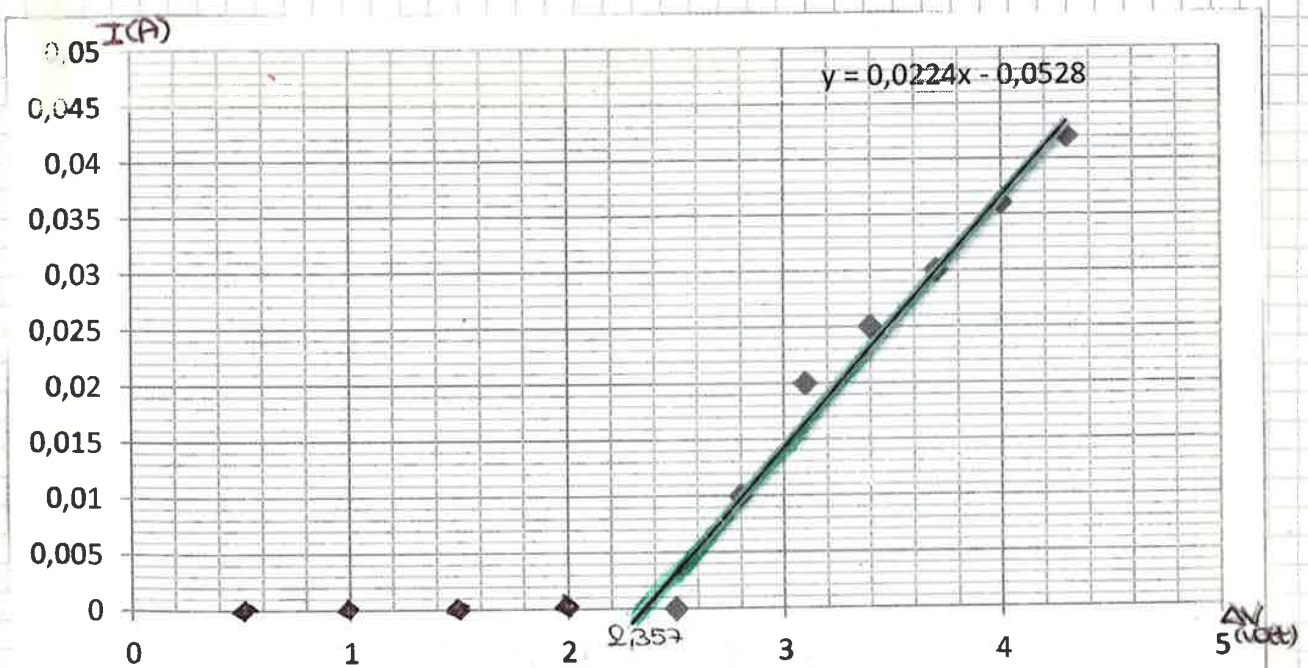
$$W_{te} = n_{H_2} \cdot \Delta H = 1 \cdot \Delta H = 285,84 \text{ kJ (per 1 mole)}$$

$$W_{el} = \sqrt{I \cdot t} = 1350,00 \text{ kJ}$$

$$\eta = \frac{285,84}{1350,00} = 21,1\%$$

(2)

ΔV (Volt)	I (A)
0,5	0,00
1,0	0,00
1,5	0,00
2,0	0,00
2,5	0,00
2,8	0,01
3,1	0,02
3,4	0,025
3,7	0,03
4,0	0,036
4,3	0,042



La tensione di decomposizione vale 2,357V

Tensione di decomposizione: tensione che si deve applicare agli elettrodi affinché abbia inizio l'elettrolisi di un qualsiasi elettrolita. Quindi se si supera questo valore di soglia, sulla superficie di separazione tra gli elettrodi e la soluzione iniziano processi di trasferimento di elettroni.

Seconda parte

Abbiamo inserito in un Bechec 5,052 g di Cu in acqua. sotto cappa abbiamo aggiunto 20 ml di acido, 15 ml di acido solforico e 30 ml di acido nitrico. Notiamo la precipitazione di fumi. Finita la reazione, abbiamo aspettato 30 minuti che la soluzione si raffreddasse. In questi 30 minuti si sono formati dei piccoli cristalli. Abbiamo quindi separato la parte solida, pura, da quella liquida che conteneva invece impurità. Abbiamo aggiunto di cristalli H₂O distillata e ripulito la miscela per far sciogliere il cristallo formato. La miscela prima cristallizzata. Abbiamo lasciato raffreddare per una settimana. Abbiamo filtrato la miscela e lavato i cristalli con acetone per rimuovere il colore blu. Abbiamo pesato i cristalli ottenuti.

g iniziali di Cu	g finali CuSO ₄
5,052	5,948

Si sono formati cristalli più piccoli e due cristalli più grandi. Ogni unità era separata dall'altra. Congelandoci con altri gruppi abbiamo notato che ognuno aveva cristalli diversi; in alcuni casi si era formato un blocco unico con tanti piccoli cristalli. Quindi ci siamo stupiti di come partendo da uno stesso esperimento si siano formati cristalli così diversi.

Terza parte

massa iniziale = 5,052 g

massa finale = 5,948 g

Calcolo della resa: bisogna confrontare la massa sperimentale di CuSO₄ (5,948 g) con quella teorica.

Per calcolare i grammi teorici di CuSO₄ parto dalla stechiometria della reazione:



con cui si nota che le moli di rame sono in rapporto 1:1 con quelle del reagente.

TORINO, 27/05/2015

CINETICA DELLA REAZIONE DI SAPONIFICAZIONE DELL'ACETATO DI ETILE - CIN

Descrizione dell'esperienza: determinare e ordine della reazione:



elenco dei reagenti con formula, le proprietà fisiche e quelle relative alla sicurezza

• NaOH: vedi pag. 3

• EtAc: $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$, acetato di etile

liquido volatile, incolore, odore fruttato (è un estere che deriva dall'etanolo e dall'acido acetico) composto infiammabile, irritante.

Descrizione dell'apparato sperimentale

• provettone: (n° 3)



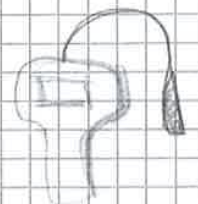
recipiente tubolare in vetro / materiale plastico chiuso sul fondo

• cilindro: vedi pag. 10

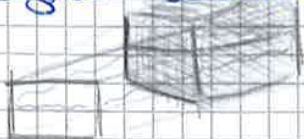
• pellicola plastica:



• conduttimetro: strumento che misura la conducibilità

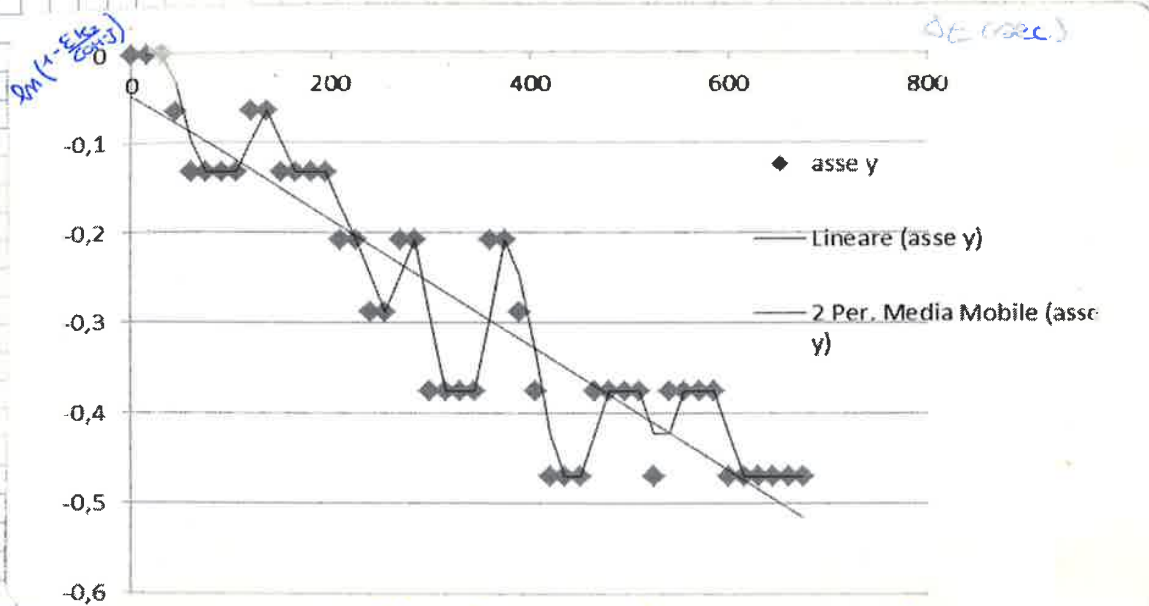


• bagno termostatico: costituito da vasche in acciaio inox contenenti acqua, termistato nella quale vengono immersi recipienti da riscaldare



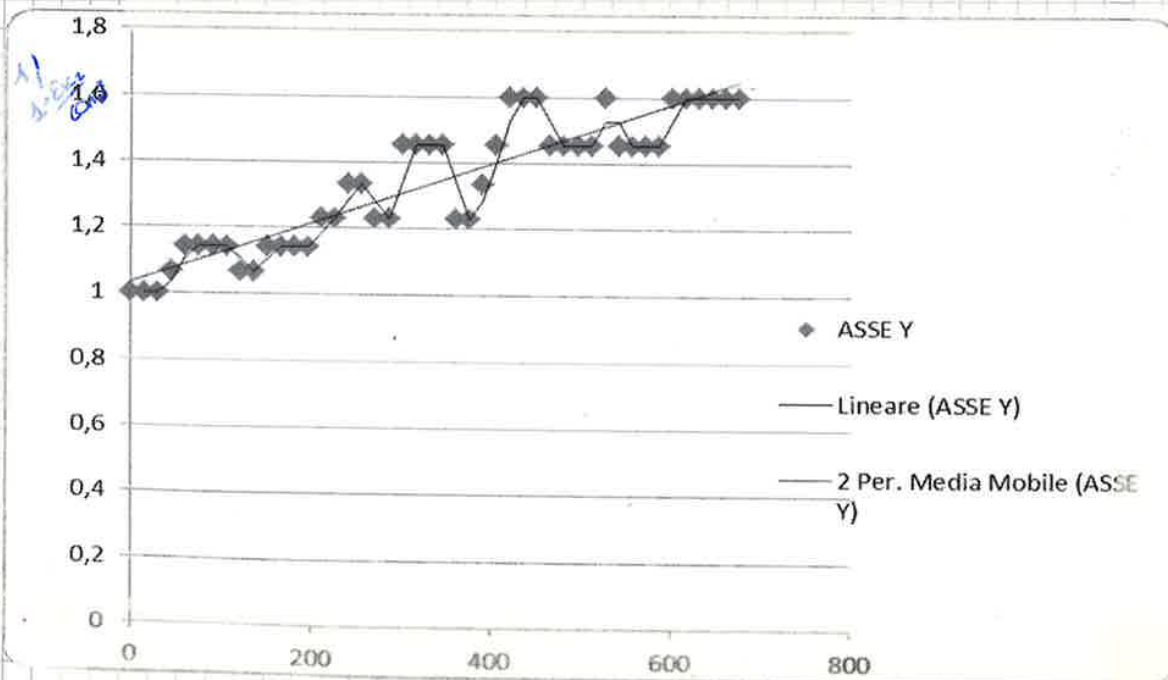
1^a Prova

Grafico cinetica del primo ordine



Abbiamo considerato E_0 [cost] costante; il grafico ha pendenza negativa. $R^2 \approx 1$ quindi la reazione è del primo ordine rispetto a $[OH^-]$.

Grafico cinetica del secondo ordine su di un reagente solo



$R^2 \neq 1$ quindi la reazione non è del secondo ordine dipendente dal suo reagente.

La velocità di una reazione ionica può essere valutata misurando la conducibilità della miscela di reazione in funzione del tempo.



Si nota che la conducibilità della soluzione diminuisce col passare dei minuti: infatti a $t=0$ la conducibilità è dovuta agli ioni Na^+ e OH^- che vengono sostituiti da ioni acetato (CH_3COO^-) molto meno mobili.

Grafico simmetrico del secondo ordine su di un reagente solo

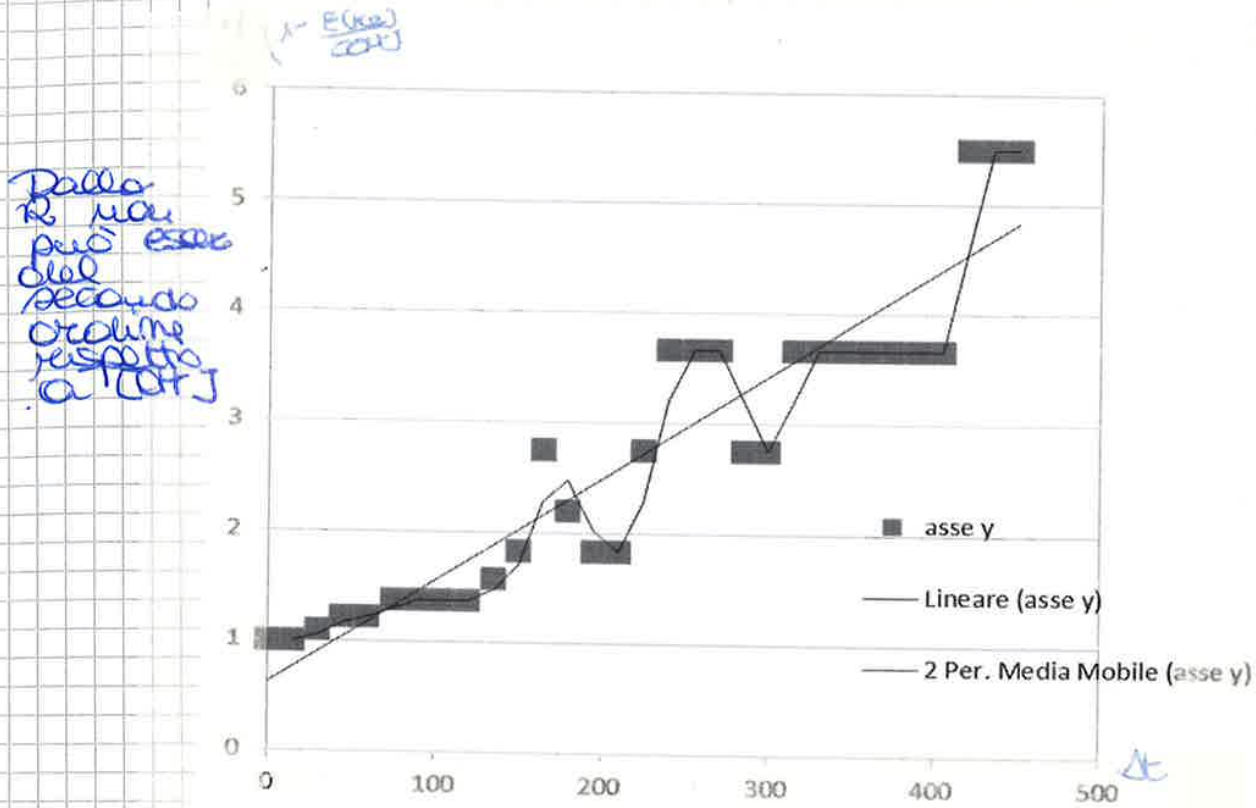
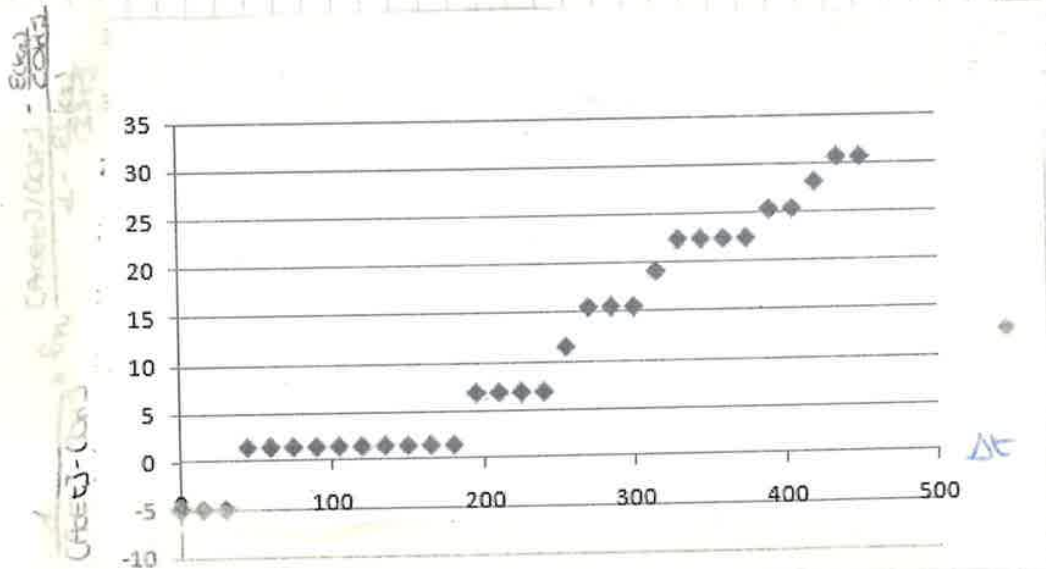


Grafico simmetrico del secondo ordine sui due reagenti



La conduttività della miscela aumenta perché con il tempo aumenta il numero di ioni che si formano.

La saponificazione dell'acetato di etile, come si può vedere dal grafico, segue la simmetrica del secondo ordine sui due reagenti. cioè $v = k [Acet][OH^-]$; ciò significa che sia l'etere sia la base sono coinvolti nello stadio lento della reazione.

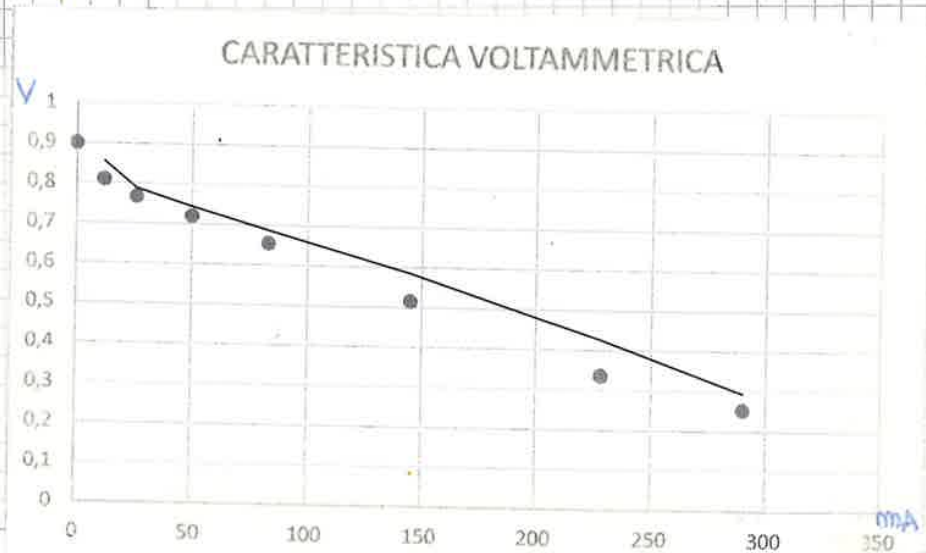
$$k = \frac{1}{0.05 - 0.02} \ln \left(\frac{0.02 - E}{0.05 - E} \cdot \frac{0.05}{0.02} \right) = 1.526 \frac{1}{\text{min} \cdot \text{sec}}$$

Seconda parte

Prima di procedere con l'esperimento, si è prodotta una iniziale quantità di gas (H_2 e O_2) collegando l'elettrolizzatore ad un opportuno alimentatore. Abbiamo aspettato che il potenziale ai capi della pila arrivasse a 900 mV per poi prendere le misurazioni. Abbiamo misurato il valore di corrente e tensione in corrispondenza delle varie resistenze applicate.

Terza parte

I (A)	ΔV (V)
0	0,9
0,012	0,81
0,026	0,768
0,050	0,720
0,083	0,656
0,145	0,516
0,228	0,337
0,290	0,253



La curva ottenuta con questa esperienza è molto simile a quella discussa in classe (teorica). Infatti, come la curva teorica, si nota che:

- * a circuito aperto la tensione è minore di 1,2 V
- * c'è un' iniziale rapida caduta della tensione
- * la tensione poi cade meno rapidamente e in maniera lineare

A correnti più alte esse, nel punto in cui la tensione cade rapidamente; la curva dovrebbe presentare un "g. nocchio".

TORINO, 03/06/2015

VERIFICA DEL PRINCIPIO DI LE CHATELIER-BROWIN SULL'EQUILIBRIO $2\text{CuCl}_2 \leftrightarrow [\text{CuCl}_2]^{2+} + \text{Cu}^{2-}$

Descrizione dell'esperienza: notare come cambia l'equilibrio della reazione $2\text{CuCl}_2 \leftrightarrow [\text{CuCl}_2]^{2+} + \text{Cu}^{2-}$ e aggiunta di ioni alogenurati

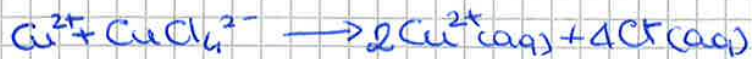
Esempio dei reagenti con formule, le proprietà fisiche e quelle relative alla sicurezza

- CuCl_2 : cloruro rameico
A temperatura ambiente si presenta come una polvere verde solubile in acqua. T. di fusione: 100°C . Densità: $3,386 \text{ g/cm}^3$. Nocivo e tossico
 - NaCl : cloruro di sodio (sale da cucina)
A temperatura ambiente si un solido cristallino incolore. Temperatura di fusione: 801°C . Allo stato fuso conduce corrente elettrica
 - NaNO_2 : nitrito di sodio. Solido cristallino incolore, inodore. Composto nocivo, irritante
- Descrizione dell'apparato sperimentale

◦ provette: vedi pag. 23 (n° 6)

◦ criostatato: strumento usato per mantenere a basse temperature altre strumentazioni



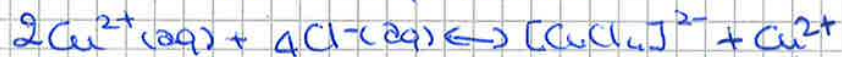


è esotermica.

Se consideriamo il calore come una componente del sistema di equilibrio, si può affermare che un aumento di temperatura spinge la reazione nella direzione che produce una variazione endotermica mentre una diminuzione spinge la reazione nella direzione che produce una variazione esotermica.

Nella nostra esperienza quando la soluzione viene raffreddata, l'equilibrio si sposta verso Cu^{2+} , di colore blu. L'aumento di temperatura fa spostare l'equilibrio verso $[\text{CuCl}_4]^{2-}$, di colore verde.

Quando invece è all'equilibrio



• la temperatura è costante (dal punto di vista macroscopico quindi non ha senso parlare di reazione esotermica/endotermica; però dal punto di vista microscopico si può affermare che ci sia un equilibrio mobile e che quindi a una piccola variazione esotermica ne corrisponda una endotermica)

la reazione è esotermica, l'equilibrio si sposta verso il blu.

Seconda parte

Abbiamo mescolato sotto capino 70 mL di n-pentano con 70 mL di propano e abbiamo versato la miscela nel pallone. Si monta il pallone nel distillatore e si inserisce nella parte apertura il termometro. Abbiamo iniziato a scaldare la miscela e posizionato il cilindro piccolo in corrispondenza dell'uscita del condensatore per raccogliere il distillato. Abbiamo preso le valvole della temperatura una volta uscita la prima goccia. Abbiamo preso altri valori della temperatura ogni 5 mL distillati. Dopo varie distillazioni abbiamo spento il riscaldatore.

Si nota già dalla prima goccia che molto distillato evapora.

Terza parte

T (sec)	T (°C)
220	40
280	44
340	42
370	43
490	45
670	46
700	45
730	49
1055	49
1235	50
1270	52
1300	53
1330	54
1360	55
1410	56
1560	58
1575	59
1600	60
1790	61
1845	62
1900	64
2380	65

TIT

TITOLAZIONI ACIDO-BASE E DI OSSIDO-RIDUZIONE (AA 2015)

Titolazione acido-base

Descrizione dell'esperienza

L'esercitazione consiste nella determinazione del titolo della soluzione di HCl usando come titolante una soluzione di NaOH.

- Materiale occorrente:

- soluzione di HCl 0.01 N
- soluzione di NaOH 0.1 N
- buretta
- fenolftaleina in soluzione alcolica
- beuta

- Procedimento

- Impiegando un cilindro da 100 cm³, si misurano 40 cm³ di soluzione di HCl 0.01 N che vengono poi trasferiti nella beuta di titolazione. Nella beuta stessa si introducono due gocce di soluzione di indicatore (fenolftaleina) in alcool etilico.
- Si introduce nella buretta un volume di 10 cm³ di soluzione di NaOH 0.1 N.
- ***Si titola l'acido facendo cadere lentamente in esso la soluzione di NaOH, goccia a goccia, agitando la beuta, fino a comparsa di colorazione rosa.***
- ***Si legge sulla buretta il volume V di soluzione impiegata.***
- ***Si lavano accuratamente la beuta, la buretta ed il cilindro impiegando la spruzzetta contenente acqua distillata (almeno 3 lavaggi dei recipienti)***

Procedimento:

L'esercitazione consiste di due esperienze: determinazione del volume incognito di KMnO_4 e determinazione del volume incognito di FeSO_4

Determinazione del titolo della soluzione di KMnO_4

- Impiegando un cilindro da 100 cm^3 , si misurano 10 cm^3 di soluzione di KMnO_4 0.1 N che vengono poi trasferiti nella beuta di titolazione.*
- Nella beuta stessa si introducono anche 50 cm^3 di acqua distillata per diluire il colore troppo intenso che potrebbe inficiare il risultato della misura e si prelevano 20 cm^3 di H_2SO_4 1N che vengono poi introdotti nella stessa beuta.*
- Si introduce nella buretta la soluzione di FeSO_4 0,2 N.*
- Si titola la soluzione di KMnO_4 , goccia a goccia, agitando la beuta, fino a scomparsa della colorazione violetta della soluzione di permanganato.*
- Si legge sulla buretta il volume V di soluzione impiegata.*
- Si lavano accuratamente la beuta, la buretta ed il cilindro impiegando la spruzzetta contenente acqua distillata (almeno 3 lavaggi dei recipienti)*

Analisi dei dati ottenuti

Per una buona riuscita di tale titolazione, è necessario che la soluzione sia fortemente acida per prevenire la precipitazione di idrossido ferrico che sottrarrebbe ioni ferro alla soluzione modificando apparentemente il titolo della soluzione incognita.

Il volume V di soluzione impiegata per la titolazione permette di ottenere il n di eq di KMnO_4 nel volume di soluzione prelevato per mezzo della seguente relazione:

$$\text{n. eq Titolante} = \text{n. eq Titolato}$$

$$V_{\text{FeSO}_4} * 0.2 \text{ eq/l} = 10 \text{ cm}^3 * 0.1 \text{ eq/l}$$

Prima parte: coppie Cu-FeSO₄ e Fe-CuSO₄:

Procedimento:

- Versare in un becker la soluzione 0,1 M di FeSO₄ e porre la lamina di Cu a contatto con questa.
- Versare in un altro becker la soluzione 0.1 M di CuSO₄ e porre la lamina di Fe a contatto con la soluzione.

Si osserverà nel secondo caso uno strato di Cu depositato sulla lamina di Fe. Nel primo caso, invece, non avviene alcuna reazione.

Il Cu passa dalla soluzione alla lamina perché ha un potenziale d'elettrodo maggiore rispetto a quello del Fe, di conseguenza ha una maggiore tendenza ad assumere la forma ridotta. Poiché il Cu è presente in soluzione come ione Cu⁺⁺, a contatto con il ferro, tende a trasformarsi in atomo neutro Cu, riducendosi.

Parte seconda: lamine e acidi:

DA ESEGUIRE SOTTO CAPP

- Porre la lamina di Cu a contatto con le due soluzioni dei diversi acidi: H₂SO₄ e HNO₃
- Porre la laminetta di ferro nelle stesse soluzioni (H₂SO₄ e HNO₃)
- Osservare le reazioni

Si osserverà che ponendo a contatto il Cu con l'acido nitrico, avviene una reazione esotermica con sviluppo di un gas rosso-bruno, mentre in acido solforico non avviene alcuna reazione.

L'acido nitrico invece è in grado di portare il Cu in soluzione poiché ha un forte potere ossidante. I fumi che si formano sono di ipoazotide (tossici) che è NO₂, prodotto della riduzione dell'acido nitrico.

Se si considera la laminetta di Fe, questa reagisce con entrambi gli acidi in quanto il suo potenziale (E=-0.44 V) è inferiore a quello di riduzione dell'idrogeno: il Fe va in soluzione ossidandosi, mentre gli ioni H⁺ della soluzione si riducono a H₂.

Scheda esp DUR

analisi della durezza delle acque

Introduzione

Per durezza di una acqua si intende la concentrazione totale di ioni Ca^{2+} e Mg^{2+} presenti. Indica la quantità di sali solubili di calcio e magnesio presenti in un'acqua.

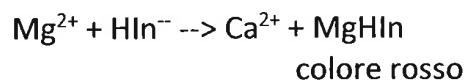
Si dice che un'acqua ha un grado francese di durezza quando la quantità di sali di calcio e magnesio contenuta in 100 litri di acqua corrisponde stechiometricamente ad 1 grammo (0.01 moli) di carbonato di calcio. In genere essa è espressa in termini di mg/kg (ppm) di CaCO_3 .

Determinazione della durezza di un'acqua con il metodo dei complessanti

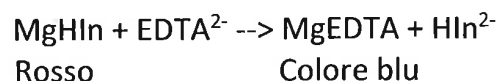
Gli ioni calcio e magnesio, come d'altronde la gran parte dei metalli di transizione (M), reagiscono con specie chimiche ricche di coppie di elettroni di valenza non coinvolte in legami, detti leganti (L).

L'acido etilendiammino tetraacetico (EDTA, in genere indicato con Y^{4-}). E' un acido tetraprotico (4 idrogeni acidi). L'EDTA viene abitualmente impiegato nell'analisi della durezza in forma bisodica, vale a dire che funziona da acido biprotico.

La titolazione viene condotta in ambiente basico (tra pH 8 e 10) e si usa come indicatore il Nero Eriocromo T (NET) che ha 3 idrogeni acidi (presente come HIn^{2-}). Se si opera a pH di 10, in queste condizioni, il complesso Ca-EDTA è più stabile dei complessi Mg-EDTA, Ca-NET e Mg-NET e quindi si forma per primo. Il magnesio inizierà a complessarsi con EDTA solo quando in soluzione è scomparso il calcio mentre si complessa con NET più facilmente di Ca^{2+} dando alla soluzione una colorazione rossa.



Quando Ca^{2+} è totalmente complessato, inizia la complessazione dello ione magnesio, il colore della soluzione rimane sempre rosso. Quando tutto il magnesio libero in soluzione è stato complessato, per ulteriore aggiunta di EDTA vengono complessati gli ioni Mg^{2+} legati al NET:



Così si libera la specie HIn^{2-} di colore blu. E' questo il punto finale della titolazione. Dal volume di EDTA utilizzato si risale alla concentrazione di ioni calcio presenti nell'acqua e si può calcolare la durezza in gradi francesi.

Dalle equazioni scritte, si evince che il rapporto di reazione chelante-ione è 1:1, nella titolazione in questo caso vale che:

$$M_{\text{titolante}} \times V_{\text{titolante}} = M_{\text{titolato}} \times V_{\text{titolato}}$$

Esperimento CARBO

Determinazione del tipo di metallo alcalino in un carbonato

Viene fornita una certa quantità di X_2CO_3 dove X può essere Li, Na o K, si tratta di determinare qual è il metallo alcalino del carbonato fornito.

Primo metodo: gravimetria

Materiale necessario

- 2 g di campione
- Becher 50 ml
- HNO_3 8M
- Bilancia analitica

Si tratta il carbonato (2g) con una quantità nota di HNO_3 8M (20 ml):



Il carbonato reagisce totalmente essendo HNO_3 in eccesso quindi scompare dal sistema come CO_2 gassosa. Conoscendo:

- La massa di X_2CO_3
- La massa di 20ml di HNO_3 8M
- La massa dei prodotti

Si ottiene:

- il n. di moli di CO_2
- il n. di moli di X_2CO_3
- il peso molare di X_2CO_3
- **il peso atomico di X**

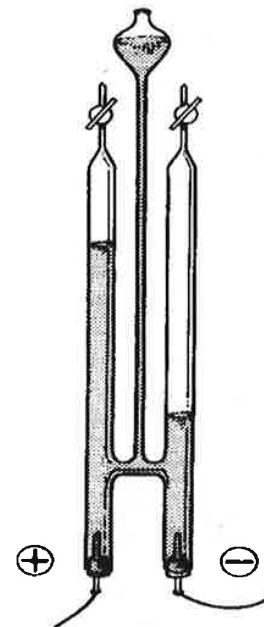
Secondo metodo: Via umida (titolazione)

Materiale occorrente:

SCHEDA esperimento ELETTRICO

elettrolisi dell'acqua con produzione di idrogeno e ossigeno

La cella di Hoffmann è progettata per misurare il volume delle specie gassose che sono prodotte durante l'elettrolisi. Tale apparecchio è costituito da una cella in vetro a forma di H dotata di tubi graduati e di rubinetti collegata ad un contenitore in vetro: nelle aperture inferiori della cella c'è una coppia di elettrodi in platino, fissati con tappi di plastica. Gli elettrodi di Pt possono essere, a volte, sostituiti da quelli di Cu, grafite, Ni o altri materiali. Con gli elettrodi di platino si possono usare i seguenti elettroliti, che servono ad aumentare la conducibilità dell'acqua: H_2SO_4 ; NaOH ; NaNO_3 . Normalmente si usa la soluzione di acido solforico.



Descrizione dell'esperimento

Materiale occorrente

- Voltmetro di Hoffmann
- Soluzione di H_2SO_4 1M
- Generatore di corrente
- Cronometro

Procedimento

- 1) Riempire o rabboccare con l'elettrolita i due tubi verticali della cella. Come liquido elettrolitico non si usa acqua distillata perché la sua conducibilità è troppo piccola e l'alimentatore non sarebbe in grado di misurare la corrente che passa; si utilizza pertanto H_2SO_4 1M.
- 2) Aprire i due rubinetti in alto per far uscire l'aria dai tubi della cella in modo che il livello dell'elettrolita raggiunga in entrambi i tubi il rubinetto. Assicurarsi che non siano rimaste bolle d'aria nei tratti orizzontali delle tubazioni.
- 3) Chiudere i rubinetti

PER DETERMINARE L'EFFICIENZA DELL'ELETTROLIZZATORE

To determine the efficiency of the electrolyser one has to know:

- the energy requested by the system during the experiment, W_{el} , (referred to the production of 1 mole of H_2 , f.i.):

$$W_{el} = V \cdot I \cdot t$$

- the energy requested by the reaction:



$$W_R = n_H \cdot \Delta H$$

(being $n_H = 1$ mole of H_2)

The efficiency of the electrolyser is the ratio between the energy just involved in the process and the total energy the system needs to carry out the reaction:

$$\eta = \frac{W_R}{W_{el}}$$

Parte 2: determinazione della caratteristica voltammetrica

Si impostano diversi valori di tensione (10 valori da 0 a **2.5 V** in ogni modo fino ad una I max di 0.5 A) e per ogni valore si aspetta che si stabilizzi la corrente. Si riporta una tabella con i dati ottenuti e mettendo i valori in un grafico V vs. I e tracciando una retta per i valori di I non nulli, si dovrebbe ottenere il valore della tensione di decomposizione per la reazione.

DOPO ALMENO UNA SETTIMANA:

5. Si filtra, si lava con acetone (diluito 1:1) (3 volte) e si pesano i cristalli ottenuti. Non bisogna eccedere a lavare poi con acetone: l'acqua assorbita per cristallizzazione, può essere portata via dall'acetone di lavaggio. Il cristallo "effloresce", diventa anidro (il colore passa da blu a bianco).

seconda prova

In una seconda prova, con concentrazioni paragonabili dei reagenti, applico la (3) e esamino la dipendenza da $[AcEt]$, cioè determino b .

$$\frac{1}{[B]_0 - [A]_0} \ln \left(\frac{[B]_0/[A]_0 - \xi/[A]_0}{1 - \xi/[A]_0} \right) = kt + \frac{1}{[B]_0 - [A]_0} \ln \left(\frac{[B]_0}{[A]_0} \right) \quad (3)$$

Misura della concentrazione di una specie reagente tramite la conduttanza della soluzione



possiamo trascurare il termine di conducibilità relativo a CH_3COO^- perchè è circa 5 volte minore di quello di Na^+ . La reazione avviene con diminuzione della conducibilità

Misura della concentrazione di una specie reagente tramite la conduttanza della soluzione

Nel nostro caso:

► **le concentrazioni sono sufficientemente piccole da prendere le λ attuali al posto dei valori a diluizione infinita.**

$$\lambda_0 = \lambda_0 [anione] + \lambda_0 [catione]$$

$$\lambda N = K \cdot 1000 = \lambda_0 N_{Na^+} + \lambda_0 N_{OH^-} + \lambda_0 N_{CH_3COO^-}$$

► possiamo trascurare il termine relativo a CH_3COO^- perchè più piccolo degli altri.

► la N_{Na^+} viene considerata costante durante la reazione.

► $N = M$ per questi reagenti.

$$K \cdot 1000 = \lambda_0 [Na^+] + \lambda_0 [OH^-]$$

Allora:

$$K \cdot 1000 = \lambda_0 [Na^+] + \lambda_0 [OH^-]$$

Nelle prove, essendo OH^- il reagente limitante:

$$At = 0: K_0 \cdot 1000 = \lambda_0 [Na^+] + \lambda_0 [OH^-]_0$$

$$At = \infty: [OH^-]_{\infty} = 0: K_{\infty} \cdot 1000 = \lambda_0 [Na^+]$$

$$\frac{K_0 - K_{\infty}}{K_0 - K_{\infty}} = \frac{(\lambda_{Na^+} [Na^+] + \lambda_{OH^-} [OH^-]_0) - (\lambda_{Na^+} [Na^+] + \lambda_{OH^-} [OH^-])}{(\lambda_{Na^+} [Na^+] + \lambda_{OH^-} [OH^-]_0) - (\lambda_{Na^+} [Na^+])}$$

$$\frac{K_0 - K_{\infty}}{K_0 - K_{\infty}} = \frac{\lambda_{OH^-} ([OH^-]_0 - [OH^-])}{\lambda_{OH^-} [OH^-]_0} = \frac{\xi}{[OH^-]_0}$$

Le misure di conducibilità permettono di monitorare il progredire della reazione senza dover calcolare il valore di $[OH^-]$.

Scheda della esperienza

Prima prova (con eccesso di AcEt):

1. In una provetta versare 15ml di AcEt 0.20M
2. In una altra provetta versare 15 ml di NaOH 0.02 M
3. Mettere le provette a 35°C (tappate)
4. Miscelare i reagenti, inserire la sonda del conduttimetro e prendere una lettura ogni 30 s per 20 min o fino a quando il valore diventa costante.
5. Tappare la provetta e lasciarla a 35°C

Seconda prova (quantità comparabili di reagenti, NaOH reagente limitante):

1. In due provette versare 15ml di AcEt 0.050M e 15 ml di NaOH 0.020 M
2. Tappare le provette e portarle a 35°C
3. Procedere come nella prima prova.

Alla fine:

Rimisurare la conduttanza delle soluzioni per controllare K_{∞} .

Per la prima prova tracciare i grafici per la cinetica del primo ordine e per la cinetica del secondo ordine su di un reagente solo (vedi appunti lezione) e discutere i risultati.

Per la seconda prova tracciare tutti e tre i grafici (primo e secondo ordine su di un reagente e secondo ordine sui due reagenti), individuare l'ordine totale di reazione e calcolare la costante cinetica.

Usare come K_{∞} i due valori trovati.

1. versare 15ml di soluzione di NaOH nel cilindro e quindi nella provetta già usata per NaOH.
2. Lavare il cilindro e con esso prelevare 15 ml di EtAc 0.05 M che vanno versati in una provetta nuova
3. Mettere le provette tappate nel becher e il becher nel bagno termostatico a 35°C
4. Attendere per almeno 15 min che provette e sonda raggiungano la temperatura di 35°C
5. Miscelare bene e velocemente i reagenti versando in fretta tutto il contenuto della provetta con NaOH nell'altra, inserire la sonda del conduttimetro nella provetta e prendere una lettura ogni 15 s per 15 min o fino a quando il valore di K diventa costante. Il primo valore è K_0 , l'ultimo è K_∞ .
6. Tappare la provetta e lasciarla a 35°C nel becher.

Alla fine delle prove rifare la misura di k delle soluzioni usate (prima prova e seconda prova per ridefinire K_∞ . Se i valori sono molto diversi bisognerà fare i conti due volte usando l'una e l'altro valore di K_∞ .

Calcoli

Per ogni misura usare la:

$$\frac{K_0 - K}{K_0 - K_\infty} = \frac{\xi}{[OH^-]_0}$$

Prendendo come variabile ξ .

Per la prima prova tracciare i grafici per la cinetica del primo ordine e per la cinetica del secondo ordine su di un reagente solo (vedi appunti lezione) e discutere i risultati.

Per la seconda prova tracciare tutti e tre i grafici (primo e secondo ordine su di un reagente e secondo ordine sui due reagenti).

SULLA BASE DEI DATI OTTENUTI:

- INDIVIDUARE L'ORDINE TOTALE DI REAZIONE
- CALCOLARE LA COSTANTE CINETICA.

Usare come K_∞ i due valori trovati.