

LA STRUTTURA DELL'ATOMO

• TEORIA ATOMICA DI DALTON: ATOMO INDIVISIBILE

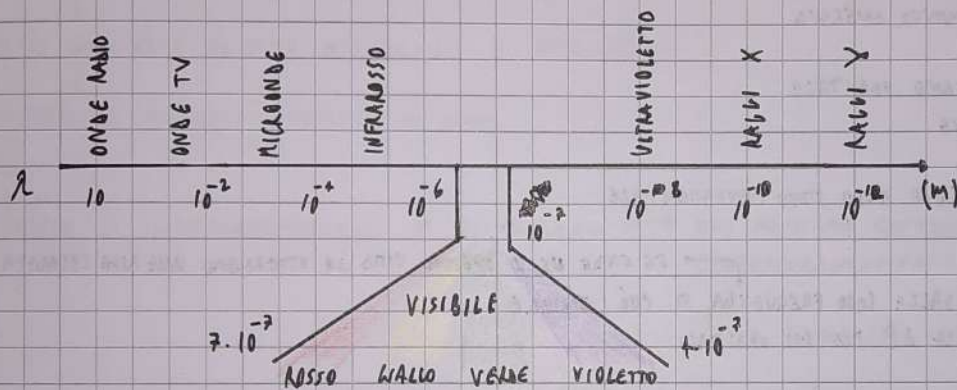
• 1897/1904 THOMSON IDENTIFICA GLI ELETTRONI + MODELLO ATOMICO A "PANETTONE"

• 1911 RUTHERFORD ELABORA UN MODELLO ATOMICO "PLANETARIO".
 $\vec{F}_c = \vec{F}_{\text{CENTRIFUGA}}$
 $\vec{F}_e = \vec{F}_{\text{CAMPO ELETTRICO}}$

• IL MODELLO PRESENTAVA DEI PROBLEMI, SUPERATI GRAZIE AGLI STUDI FATTI SULLA LUCE

LUCE: - FREQUENZA (ν)
 - LUNGHEZZA D'ONDA (λ)
 - AMPIEZZA (a)
 - PERIODO (T)
 - V. DI PROPAGAZIONE (c)

$$c = \frac{\lambda}{T} \quad c = \lambda \cdot \nu$$

$$\nu = \frac{1}{T} \quad \lambda = \frac{c}{\nu}$$


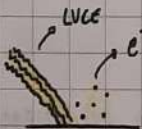
• NEL 1900 MAX PLANCK PROPONE UNA TEORIA QUANTISTICA:

LA TEORIA PREVEDE L'ESISTENZA DI QUANTI, OVVERO QUANTITÀ BEN DEFINITE DI ENERGIA (ESSA NON È TRASMESSA IN MODO CONTINUO, MA DISCRETO)

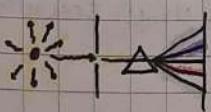
$$E = h \cdot \nu \rightarrow \text{FREQUENZA DEL QUANTO}$$

↳ COSTANTE DI PLANCK = $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

LA LUCE È FORMATA DA QUANTI CHIAMATI FOTONI



- L'EMISSIONE O RENDO DIPENDE DAL RAGGIUNIMENTO DELLA SOGLIA FOTOELETTRICA (IN V)
- LA QUANTITÀ DI E- EMESSI DIPENDE DALL'INTENSITÀ DELLA RADIAZIONE



- SE LA SORGENTE È MAREPATA LO SPETTRO SARÀ DISCONTINUO (E CARATTERISTICO DELLA SORGENTE)
- SE LA SORGENTE EMETTE LUCE BIANCA LO SPETTRO SARÀ CONTINUO

LA SPETTROSCOPIA STUDIA GLI SPETTRI (MESSI E ASSORBITI) E DELLE LORO INTERPRETAZIONI

!
 KIRCHHOFF SCOPRE CHE LA PERFETTA CORRISPONDENZA TRA QUESTI DUE SPETTRI

NIELS BOHR UNISCE DUE TEORIE:

- TEORIA QUANTISTICA
- MODELLO ATOMICO "PLANETARIO"



ATOMO DI BOHR

GLI ELETTRONI SI POSSONO DISTRIBUIRE SOLO A PARTICOLARI DISTANZE DAL NUCLEO

$$r = 53n^2$$

NUMERO QUANTICO = n
PRINCIPALE

SE $n = 1$ STATO FONDAMENTALE
 $n > 1$ STATO ECCITATO

✓ SERVE ENERGIA PER ALLONTANARLO DAL NUCLEO (CAG LO ATTIRA)



GLI ELETTRONI OCCUPANO NORMALMENTE GLI ORBITALI A MINOR ENERGIA

SE ECCITATI CAMBIANO ORBITALE ASSORBENDO ENERGIA

POI GLI ELETTRONI TORNANO ALLO STATO FONDAMENTALE EMETTENDO FOTONI

SE CADE NELLO SPETTRO VISIBILE OTTERREMO UNA LUNA COLORATA
DALLA LORO FREQUENZA SI PUÒ TROVARE LA ΔE TRA GLI ORBITALI

$$\Delta E = h \cdot \nu$$

- IL MODELLO DI BOHR FUNZIONA BENE PER GLI IDROGENIDI (IONI CON $1e^-$, He^+ , Li^{2+}) E NON PER GLI ALTRI ELEMENTI (SPETTRI A LUNE TROPPO RAVVICINATE)
- SOMMERFELD LO COMPLETÒ AMMETTENDO L'ESISTENZA DI ORBITALI ANCHE NON SFERICI

NUCLEO

F. ESTERNA: SE SUFFICIENTEMENTE FORTE STRAPPA DEFINITIVAMENTE L'ELETTRONE
FORZA DI COULOMB

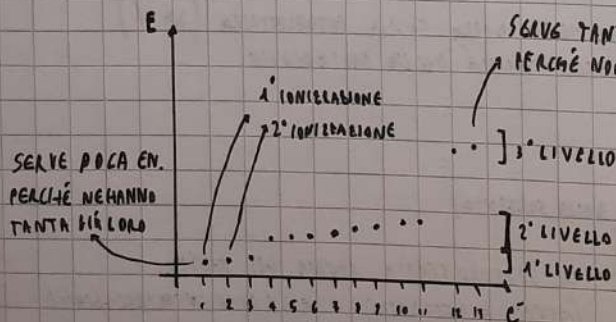
EX. DI IONIZZAZIONE (PRIMA, SECONDA...)

IN BASE ALL' e^- STRAPPATO SI PARTE DAI PIÙ ESTERNI

SERVE TANTA EN. PERCHÉ NON NE HANNO

• SEMBRA CHE LE E_i SI DISPONGANO SU 3 LIVELLI

• CIÒ CONFERMA LA TEORIA DI BOHR (LIVELLI ENERGETICI)



ENERGIA DI IONIZZAZIONE PER STRAPPARE GLI e^- DELL'ALLUMINIO ($Z=13$)

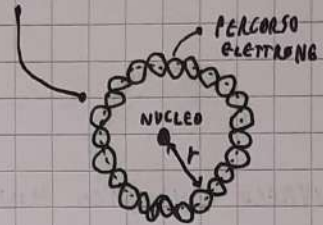
ELETTRONE - ONDA

- LA LUCE HA COMPORTAMENTI ONDULATORI E CORPUSCOLARI
- NEL 1924 BROGLIE IPOTIZZÒ CHE LA MATERIA (GLI ELETTRONI) POTESSE AVERE COMPORTAMENTI ONDULATORI

BROGLIE IMMAGINÒ CHE L'ONDA ASSOCIATA ALL'ELETTRONE FOSSE STAGIONANA:

$$\left. \begin{array}{l} \text{EA. DI PLANCK} \quad E = h \nu \\ \text{REL. DI EINSTEIN} \quad E = m c^2 \end{array} \right\} \lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

$\downarrow$
 L. VEL. DELL' e^-
 L. MASSA DELL' e^-



- LA LUNGHEZZA D'ONDA DEVE ESSERE SOTTOMULTIPLA DELLA CIRCONFERENZA
- $\downarrow$
- CI SONO SOLO ALCUNE MISURE DI r AMMISSIBILI
- $\downarrow$
- NASCITA MODELLO ATOMICO DI BOHR

- PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE DI HEISENBERG $\rightarrow$ NON POSSIAMO CONOSCERE LA VELOCITÀ E LA POSIZIONE CONTEMPORANEAMENTE DI UN ELETTRONE

$\hookrightarrow$ MA SE NE PUÒ CALCOLARE LA PROBABILITÀ

- NEL 1926 ERWIN SCHRODINGER IDEÒ L'EQUAZIONE D'ONDA, LE CUI SOLUZIONI SONO FUNZIONI D'ONDA (o ORBITALI)

- $\rightarrow$ ESSE MA DESCRIVONO I POSSIBILI STATI IN CUI SI PUÒ TROVARE L'ELETTRONE
ENERGETICI
- $\rightarrow$ SONO INDICATE DALLA LETTERA " ψ "
- $\rightarrow$ IL QUADRATO DELLA F. D'ONDA (ψ^2) $\rightarrow$ DIMINUISCE ALLONTANANDOSI DAL NUCLEO
LA PROBAB. DI TROVARE L' e^- IN UNA ZONA

GLI ORBITALI



ZONA ENTRO LA QUALE L'ELETTRONE PASSA IL 90% DEL TEMPO

- BOHR CREDEVA CHE GLI e^- SERVISSERO PRECISE ORBITE
- IL MODELLO DEGLI ORBITALI (o QUANTOMECCANICO) SI BASA SU UN CALCOLO PROBABILISTICO

I NUMERI QUANTICI

- CARATTERISTICHE MODELLO PLANETARIO: n (NUMERO Q. PRINCIPALE)
FORMA (CIRCOLARE O ELLITTICA)
- CARATTERISTICHE MODELLO DEGLI ORBITALI: n (NUM. Q. PRINCIPALE)
 l (NUM. Q. ANGOLARE)
 m (NUM. Q. MAGNETICO) } DESCRIZIONE ORBITALI

■ NUMERO QUANTICO PRINCIPALE (n)

STESSE CARATTERISTICHE CHE AVEVA NEL MODELLO DI BOHR:

- DIMENSIONI ORBITALE
- LIVELLI ENERGETICI ORBITALE

■ NUMERO QUANTICO ANGOLARE (l)

- ASSUME TUTTI I VALORI TRA 0 E $n-1$
- INDICA LA FORMA DELL'ORBITALE ($l=0 \rightarrow$ SFERA)

■ NUMERO QUANTICO MAGNETICO (m)

- ESSENDO e^- IN MOVIMENTO È GENERATO UN C. MAGNETICO, CHE PUÒ AVERE VARIE ORIENTAZIONI
- ASSUME TUTTI I VALORI TRA $-l$ E $+l$

n	l	m
0	0	0
1	0	0
1	1	0
1	1	1
1	1	-1
2	0	0
2	1	0
2	1	1
2	1	-1
2	2	0
2	2	1
2	2	-1
2	2	2
2	2	-2
3	0	0
3	1	0
3	1	1
3	1	-1
3	2	0
3	2	1
3	2	-1
3	2	2
3	2	-2
3	3	0
3	3	1
3	3	-1
3	3	2
3	3	-2
3	3	3
3	3	-3

• IL NUMERO MASSIMO DI ORBITALI PER n È PARI A n^2

• POICHÉ L' e^- GIRANDO SU SE STESSO GENERA UN ULTERIORE C. MAGNETICO

↳ ESISTE UN ALTRO N. QUANTICO

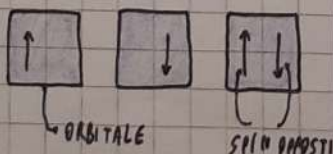
■ NUMERO QUANTICO DI SPIN (m_s) O SPIN

- SI RIFERISCE AL C. MAGNETICO PRODOTTO GIRANDO SUL PROPRIO ASSE
- PUÒ ASSUMERE 2 VALORI: $-\frac{1}{2}$ E $+\frac{1}{2}$

- PAULI Affermò CHE: IN UN ORBITALE NON VI POSSONO ESSERE 2 e^-
(PRINC. DI ESCLUSIONE)

↳ SE VI DOVESSERO ESSERE AVREBBERO m_s DIVERSO

NO A 2 e^- CON NUM. QUANTICI
UGUALI IN UN ATOMO



IL NUM. MAX DI ORBITALI e^- AD UN
DATO LIVELLO n È $2n^2$

L-LI ORBITALI

- OGNI NUMERO QUANTICO n È CARATTERIZZATO DAL NUMERO QUANTICO $l=0$

$l=0$ ORBITALI S

- 1 SOLO ORBITALE PER NUM. QUANTICO PRINCIPALE
- INDICATI CON IL n SIAVANTI
- 1s, 2s, 3s, 4s, 5s, ...

- PER $n \geq 2$ AVREMO UN NUOVO ORBITALE

$l=1$ ORBITALI P

- 3 ORBITALI PER n ($m = -1, 0, +1$)
- 2p, 3p, 4p, ...

~~ANALOGAMENTE~~

- PER $n \geq 3$ AVREMO ALTRI ORBITALI

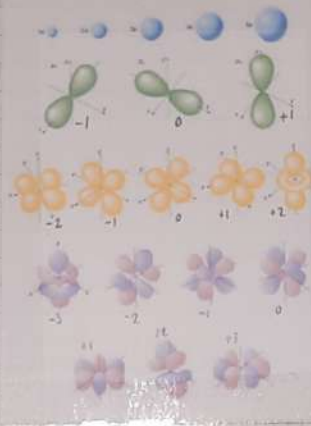
$l=2$ ORBITALI d

- 5 ORBITALI PER n ($m = -2, -1, 0, 1, 2$)
- 3d, 4d, 5d, ...

- PER $n \geq 4$ AVREMO GLI ULTIMI ORBITALI

$l=3$ ORBITALI f

- 7 ORBITALI PER n ($m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$)
- 4f, 5f, ...



FORME DEGLI ORBITALI s, p, d, f
PER TUTTI I VALORI DI m

* ASSOCIANDO AI NUM. QUANTICI

ANGOLARI UN NUMERO:

per $s=1$ $p=2$ $d=3$ $f=4$

E FACENDO LA SOMMA CON n
LA CLASSIFICA HA IN SENSO

• A PARITÀ DI $(l+n)$ SI
CONSIDERA IL VALORE n

n	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4	5	6	4	5	6	7	5	6
l	1	1	2	1	2	1	3	2	1	3	2	1	4	3	2	1	4	3
SOMMA	2	3	4	4	5	5	6	6	6	7	7	7	8	8	8	9	9	9

- ELETTRONI IN ORBITALI CON LO STESSO n SI TROVANO MEDEA IN UN GUSCIO ELETTRONICO

- ALL'INTERNO DI QUESTO C'È UNA DIVISIONE IN SOTTOGUSCI, IN BASE AL VALORE DI l

ENERGIA DEGLI ORBITALI

- GLI ELETTRONI TENDONO AD OCCUPARE PRIMA GLI ORBITALI MENO ENERGETICI SECONDO DEI PRINCIPI:

- GLI ORBITALI CON n PIÙ ALTO SONO OCCUPATI SOLO AVENDO QUELLI PICCOLI SONO PIENI (PRINC. DI AUFBAD)
- A PARITÀ DI n L'ENERGIA AUMENTA SECONDO l ($s \rightarrow p \rightarrow d \rightarrow f$)

- SPERIMENTALMENTE SI È ARRIVATI A QUESTA CLASSIFICA DEGLI ORBITALI PER ENERGIA CRESCENTE

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d *

CONFIGURAZIONE ELETTRONICA TOTALE

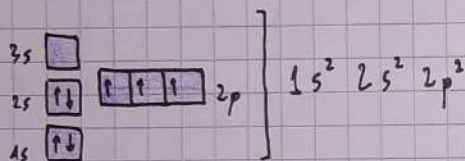
- NO PIÙ DI 2 e^- IN UN ORBITALE
- I 2 e^- CHE OCCUPANO LO STESSO ORBITALE HANNO SPIN OPPOSTO
- OGNI e^- OCCUPA POS. AD E_n MINORE (AUFBAU)
- NELLE ORB. ISOENERGETICI GLI e^- OCCUPANO (A SPIN $\parallel$) PRIMA TUTTI QUELLI VUOTI

→ REGOLA DI HUND

→ POICHÉ 2 e^- VICINI TENDONO A RESPINGERSI ($+E_n$)

→ UN ATOMO CON e^- A SPIN $\parallel$ È PIÙ STABILE

${}_7\text{N}$ (AZOTO)



STRUTTURA ELETTRONICA E PROPRIETÀ PERIODICHE

• NEL 1869 DIMITRI MENDELEEV ORDINA GLI ELEMENTI SECONDO UNA LEGGE PERIODICA

• LE PROPRIETÀ DEGLI ELEMENTI VARIANO IN BASE AL LORO NUMERO ATOMICO Z

FISICHE $\rightarrow$ DM. ATOMICHE

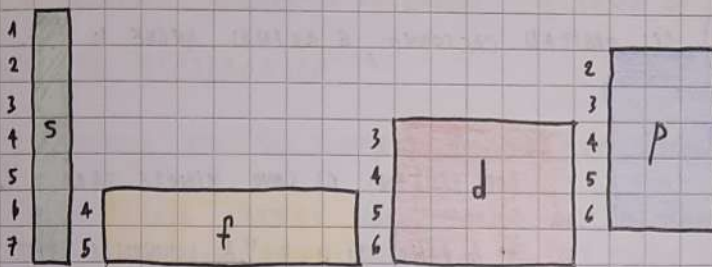
CHIMICHE $\rightarrow$ E_n DI IONIZZAZIONE

APPINITÀ ELETTRONICA

ELETTRONEGATIVITÀ

CARATTERE METALLICO DEGLI ELEMENTI

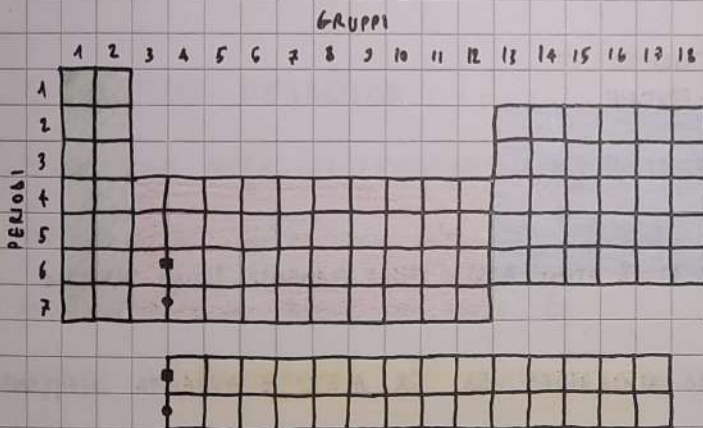
• CREAZIONE SISTEMA PERIODICO



- SUDDIVIDIAMO GRAFICAMENTE IN BLOCCHI

- SEGUIAMO L'ANDAMENTO CRESCENTE DELL'ENERGIA DEGLI ORBITALI

- MODIFICHIAMO LA POSIZIONE DEI BLOCCHI E MODOPPIAMO GLI SPAZZI (OGNI ORB. HA 2 e^- , SPIN OPPOSTI)

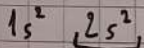


- GLI ELEMENTI SONO DISPOSTI IN ORDINE CRESCENTE DI N. ATOMICO Z

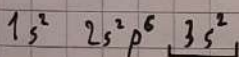
- CON LA TAVOLA PERIODICA SI RICREA IMMEDIATAMENTE L'ORDINE DI RIEMPIMENTO DEGLI ORBITALI

• CONFIGURAZIONE ELETTRONICA ESTERNA

I PRIMI 2 ELEMENTI DEL GRUPPO 2 AVRANNO LA SEGUENTE CONFIGURAZIONE ELETTRONICA:



- L'ULTIMA PARTE INDICA CHE QUESTI ATOMI HANNO 2 $e^- \rightarrow$ (C'è DI VALENZA) SULL'ORBITALE PIÙ ESTERNO



- QUESTA PROPRIETÀ INTERESSA SOLO GLI ELEMENTI DEL GRUPPO 2

TALE INDICAZIONE RAPPRESENTA LA CONF. Elett. DI VALENZA O ESTERNA

GRUPPI	1	2	13	14	15	16	17	18
C.E.E.	s^1	s^2	$s^2 p^1$	$s^2 p^2$	$s^2 p^3$	$s^2 p^4$	$s^2 p^5$	$s^2 p^6$

GLI EL. DEL BLOCCO d, f SOLITAMENTE HANNO 2 e^- DI VALENZA (C.E.E. = s^2)

CIÒ PERCHÉ GLI ORB. d e f OCCUPANO POSIZIONI PIÙ INTERNE

PROPRIETÀ DEGLI ELEMENTI

- DURANTE LE REAZIONI GLI ATOMI SI INTERESSANO SOLO AI GUSCI PIÙ ESTERNI ED ENERGETICI

↳ NON AL NUMERO TOTALE DI ELETTRONI

- ELEMENTI CON STESSA C.E.E. HANNO PROPRIETÀ CHIMICHE SIMILI

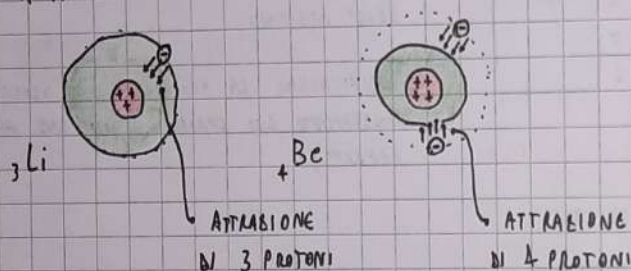
- LE PROPRIETÀ CHIMICHE DIPENDONO DAL VOLUME E RAGGIO ATOMICO (DIMENSIONE ATOMICA)

■ VOLUME ATOMICO

- È LA MISURA DELLO SPAZIO OCCUPATO DAL NUCLEO E DAGLI e^- (NEGLIABILE DAL RAGGIO ATOMICO)

- AUMENTANDO n (A PARTÀ DI GRUPPO) GLI ORBITALI CRESCONO, E AVINDI ANCHE IL V.A.

- A PARTÀ DI n ?

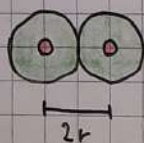


PIÙ PROTONI CI SONO MINORE SARÀ IL V.A.

↳ A PARTÀ DI n IL V.A. DIMINUISCE DA SX A DX

■ RAGGIO ATOMICO

- È LA METÀ DELLA DISTANZA TRA I NUCLEI DI 2 ATOMI DELLO STESSO ELEMENTO LEVATI TRA LORO



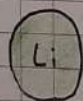
• SIMILMENTE AL V.A. OSSO DIMINUISCE DA SX A DX E AUMENTA SCENDENDO

• LE DIFFERENZE TRA I R.A. SI FANNO MENO SIGNIFICATIVE SCENDENDO IN UN GRUPPO

CATIONI E ANIONI HANNO DIVERSO RAGGIO ATOMICO

↳ HANNO UN
ECCESO DI p^+

↳ HANNO UN
ECCESO DI e^-



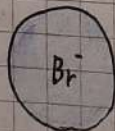
- $1e^-$



I PROTONI IN PIÙ ATTRALLONO MAGGIORMENTE GLI e^-



+ $1e^-$



GLI e^- IN PIÙ SI DISTANZIANO MAGGIORMENTE DAL NUCLEO

ENERGIA DI IONIZZAZIONE

È L'ENERGIA NECESSARIA A STRAPPARE UN'E⁻ ^{PIÙ ESTERNO} DA UN ATOMO ISOLATO



• PIÙ ~~DA~~ L'ELETTRONE È VICINO PIÙ F_e DOVRÀ ESSERE GRANDE

• F_e È INV. PROP. AL QUADRATO DELLA DISTANZA

LA DISTANZA NEL NOSTRO CASO
COINCIDE CON IL R.A.

QUINDI L'ENERGIA DI IONIZZAZIONE (E_i) È INV. PROP. AL QUADRATO DEL R.A.

- ↳ CRESCE DA SX A DX

↳ DECRESCe SCENDENDO UN GRUPPO

IL CESIO (Cs) HA E_i BASSISSIMA

BASTA LA LUCE PER IONIZZARLO

AFFINITÀ ELETTRONICA

È L'ENERGIA CHE SI SCAMBIA QUANDO UN ATOMO ACQUISTA UN E⁻

- ↳ SOLITAMENTE L'ATOMO CEDERENGA ALL'AMBIENTE
- ↳ PER MULTIPLE ACCETTAZIONI DI E⁻ PUÒ ESSERE RICHIESTO L'USO DI ENERGIA
- ↳ VARIA IN MANIERA IDENTICA ALL'EN. DI IONIZZAZIONE

IL CARATTERE METALLICO

ESISTE UNA MACRO CLASSIFICAZIONE DEGLI ELEMENTI:

METALLI = EL. CHIMICI CON BASSA E_i (CEDONO E⁻ FACILMENTE) (METALLI → CONDUTTORI CALORE ED ELET.)

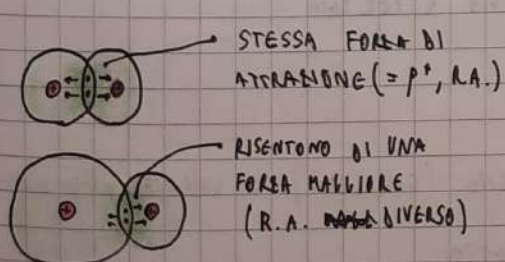
NON-METALLI = EL. CHIMICI CON ALTA E_i

QUINDI ~~ALL~~ L'ANDAMENTO DEL CARATTERE METALLICO È OPPOSTO A QUELLO DELL' E_i

ELETTRONEGATIVITÀ

NEI LEGAMI CHIMICI SPESSO DEGLI E⁻ SONO CONDIVISI TRA 2 ATOMI

↳ L'ELETTRONEGATIVITÀ È LA CAPACITÀ DI ATTRARRE A SÉ GLI E⁻



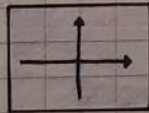
I FATTORI CHE INFLUISCONO SONO:

- RAGGIO ATOMICO
- CARICA NUCLEARE
- POSIZIONE GRUPPO/PERIODO

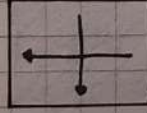
ENERGIA DI
IONIZZAZIONE



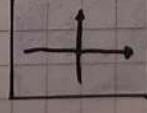
AFFINITÀ
ELETTRONICA



CARATTERE
METALLICO



ELETTRONEGATIVITÀ

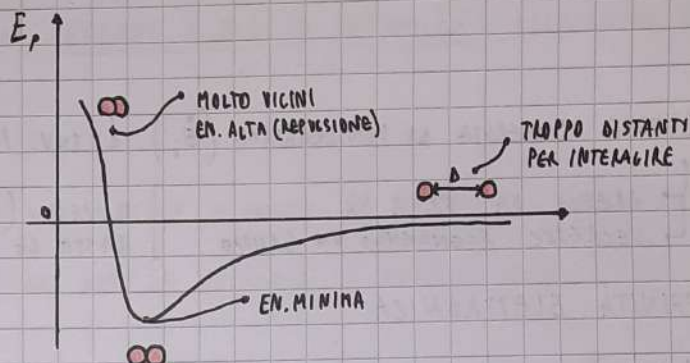
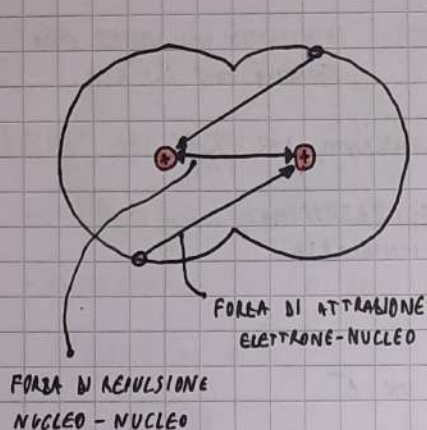


I LEGAMI CHIMICI

GLI ELEMENTI, ATOMI, SI LEGANO TRA LORO SE L'ENERGIA DEL COMPOSTO CHE SI VIENE A FORMARE È MINORE DELLA SOMMA DEI 2 ATOMI SEPARATI.

IL LEGAME CHIMICO CONSISTE NELL'INSIEME DELLE FORZE ATTRATTIVE (ELETTROSTATICHE) CHE UNISCONO GLI ATOMI

FORMANDO SISTEMI PIÙ STABILI (E_p MINORE)



L'ENERGIA DI LEGAME È L'EN. CHE BISOLNA FORNIRE AD UNA MOLE DI SOST. PER ROMPERE TUTTI I LEGAMI

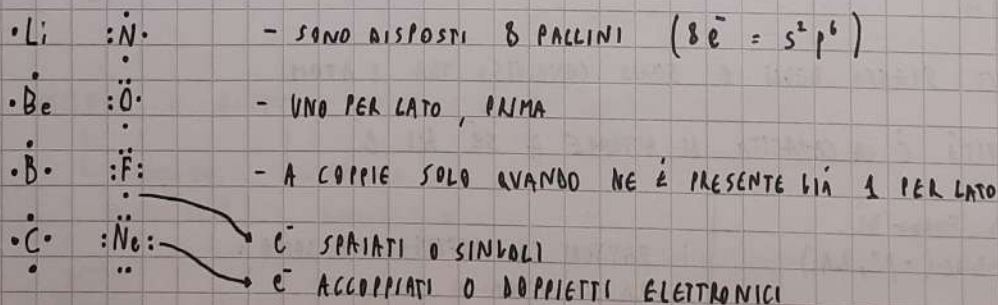
LA DISTANZA TRA I 2 NUCLEI È CHIAMATA DISTANZA O LUNGHEZZA DI LEGAME

OTTETTO DI LEWIS

• PER LEGARSI GLI ATOMI DEVONO ENTRARE IN CONTATTO

LO FANNO I GUSCI PIÙ ESTERNI (SONO LORO A FARE LA DIFFERENZA)

• GILBERT NEWTON LEWIS METTE A PUNTO UN METODO PER RAPPRESENTARE LA CONFIGURAZIONE ESTERNA (ELETTRONICA) DEGLI ELEMENTI.



• ~~MA~~ I GAS NOBILI PRESENTANO 8 e^- SUL GUSCIO ESTERNO (COMPLETO) E QUINDI SONO MOLTO STABILI CON Poca ENERGIA POTENZIALE

CONFIG. A OTTETTO

• SECONDO LEWIS OGNI ATOMO TENDE, LEGANDOSI, A RAGGIUNGERE LA C.E.E. DEL GAS NOBILE A LUI PIÙ VICINO

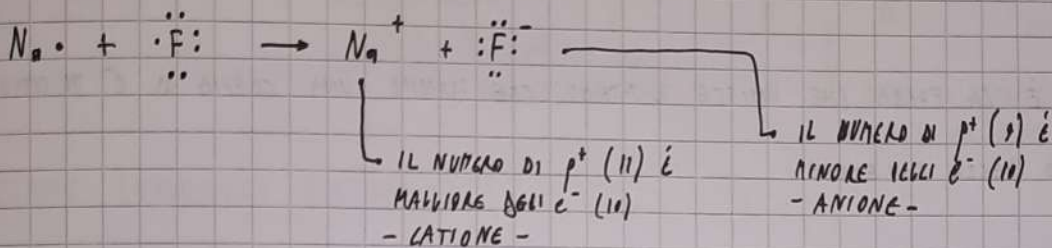
ESISTONO 3 TIPI DI LEGAME CHIMICO: IONICO, COVALENTE, METALLICO

■ LEGAME IONICO

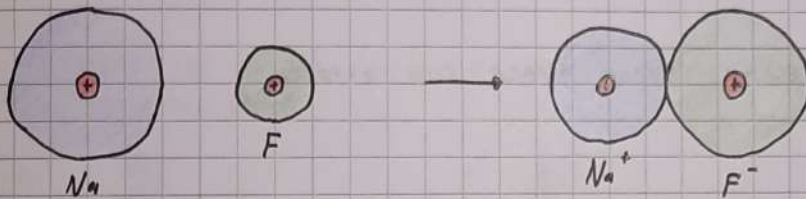
È LA FORZA ELETTROSTATICA CHE SI INSTAURA TRA IONI DI CARICA OPPOSTA (E NE DETERMINA L'UNIONE)
AVVIENE SOLO IN PRESENZA DI GRANDI DIFFERENZE DI ELETTRONEGATIVITÀ. (SOLITAMENTE TRA PRIMI E ULTIMI GRU.)

Na $Z = 11 \rightarrow$ TENDE A DIVENTARE COME IL NEON (Ne)

F $Z = 9 \rightarrow$ TENDE A DIVENTARE COME IL NEON (Ne)



- IL SODIO COMPLETA IL ~~2°~~ GUSCIO DEL 2° LIVELLO (Ne) CEDENDO UN e^-
- IL FLUORO COMPLETA IL GUSCIO DEL 2° LIVELLO (Ne) AVVIANDO UN e^-

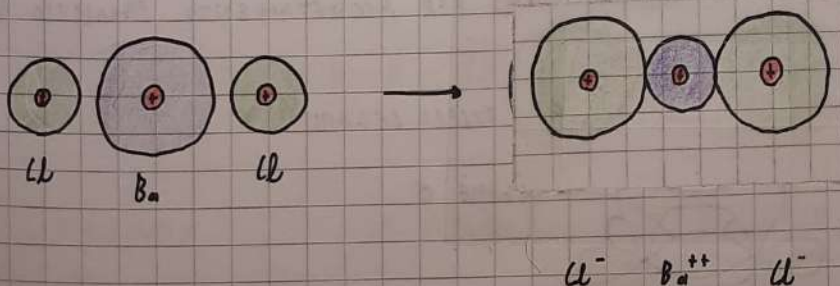
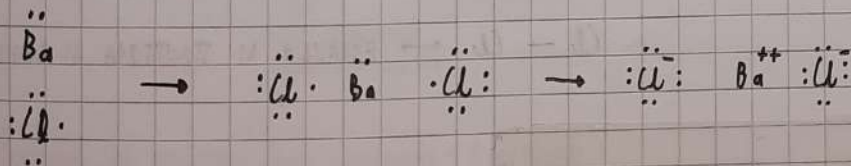


I COMPOSTI IONICI TENDONO A FORMARE STRUTTURE MOLTO ORDINATE E RIPETITIVE, ESSENDO GLI IONI
CON CARICHE OPPOSITE

NON SI FORMANO VERE
E PROPRIE MOLECOLE

FORMAZIONE DI RETICOLI CRYSTALLINI
DISTRIBUZIONE GEOM. REGOLARE

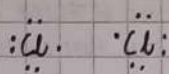
ESEMPIO:



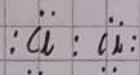
■ LEGAME COVALENTE OMOPOLARE

(NON-METALLI)
 ↳ SI STABILISCE TRA ATOMI UGUALI (O UGUALE EL. NEV.)

IL CLORO SI TROVA IN NATURA SOTTO FORMA DI Cl_2



• POICHÉ I DUE ATOMI HANNO LA STESSA EL. NEV. NON SI FORMA UN LEG. IONICO



• I 2 ATOMI SI CONDIVIDONO QUINDI UN e^- CIASCUNO, IN MODO TALE DA RAGGIUNGERE L'OTTETTO

• IL LEGAME COVALENTE È LA FORZA CHE UNISCE 2 ATOMI CHE HANNO UNA COPPIA DI e^- IN COMUNE

↳ SI OTTENGONO BELLE MOLECOLE



• NELLI ORBITALI DEVE ESSERE PRESENTE UN ALMENO 1 e^- SPAIATO



• GLI ORBITALI SI DEVONO COMPENETRARE / SOVRAPPORRE



• GLI e^- DI LEGAME DEVONO AVERE SPIN OPPOSTO

NUOVA NUBE ELETTRONICA
 CON 1 2 e^-

• IL LEGAME σ

↳ SI HA QUANDO LA NUBE ELETTRONICA AVVOLGE OMOGENEAMENTE L'ASSE CHE CONIUNGE I 2 NUCLEI

AVVIENE CON LA MOLECOLA Cl_2



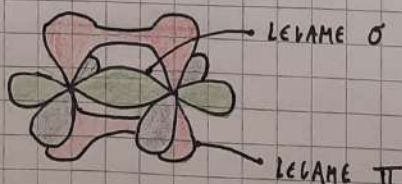
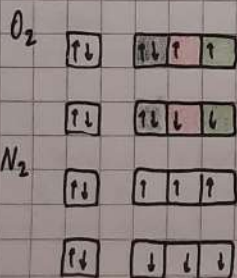
STESSO m → STESSA DIREZIONE

$Cl - Cl$ → FORMULA DI STRUTTURA DI LEWIS

• IL LEGAME π

↳ SI HA QUANDO LA NUBE ELETTRONICA SI FORMA PER ACCOSTAMENTO PARALLELO DEGLI ORBITALI

↳ ALCUNI ELEMENTI POSSONO INSTAURARE DOPPI E TRIPLI LEGAMI



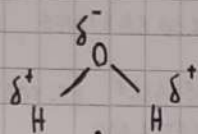
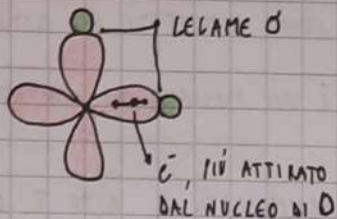
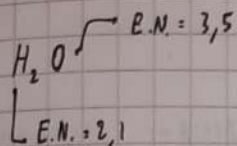
LEGAME σ

LEGAME π

■ LEGAME COVALENTE ETEROPOLARE

SI FORMA TRA ELEMENTI CHE HANNO DIVERSE ELETTRONEGATIVITÀ
(NON-METALLI)

DUNQUE GLI e^- RISULTERANNO PIÙ VICINI AD ALCUNI ATOMI RISPETTO AD ALTRI



• NEL COMPLESSO LA MOLECOLA È NEUTRA, MA AL SUO INTERNO, DATE LE $\neq$ E.N. CI SONO DELLE CARICHE PARZIALI

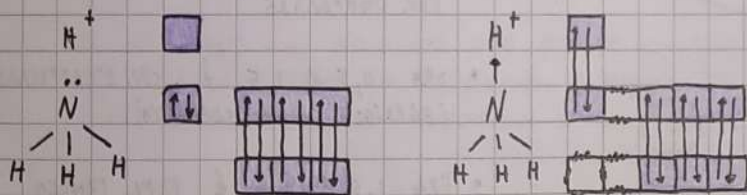
DIPOLO = 2 CARICHE ELETTICHE UGUALI MA DI SEGNO OPPOSTO

■ LEGAME COVALENTE DATIVO

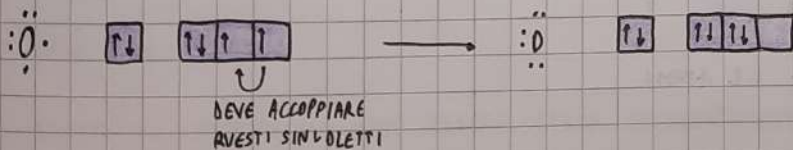
• NEI LEGAMI COVALENTI OMOPOLARI ED ETEROPOLARI C'È LA CONDIVISIONE DI UN PAIR $2e^-$ (1 DA OGNI ATOMO)

• NEL LEGAME COVALENTE DATIVO SI VERIFICA LA STESSA SITUAZIONE, MA I $2e^-$ SONO "DATI" DALLO STESSO ATOMO

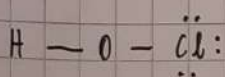
1 ATOMO CHE HA GIÀ RAGGIUNTO L'OTTETTO CONDIVIDE 1 ORBITALE (CON $2e^-$) CON L'ORBITALE VUOTO DI UN ALTRO ATOMO.



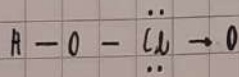
• ANCHE L'OSSIGENO PUÒ ESSERE UN ACCETTORE DI ELETTRONI, MA DEVONO VERIFICARSI DETERMINATE CONDIZIONI.



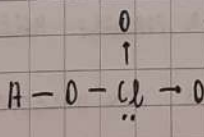
ESEMPI DI MOLECOLE CON OSSIGENO - ACCETTORE



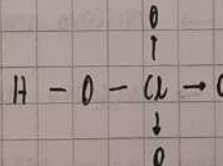
A. IPOCLOROSO



A. CLOROSO



A. CLORICO

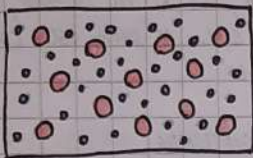


A. PERCLORICO

■ IL LEGAME METALLICO

LE PARTICOLARI CARATTERISTICHE DEI METALLI (DUTTILITÀ, MALLEABILITÀ, CONDUCEBILITÀ) HANNO RESO NECESSARIO LO SVILUPPO DI NUOVI MODELLI DI RIFERIMENTO

- I METALLI CEDONO FACILMENTE e^- DAL GUSCIO ESTERNO ($\rightarrow$ OTTETTO)
- QUESTI e^- RIMANONO IN CIRCOLAZIONE, NON SONO ASSISTATI DA ALTRI ATOMI



- UN METALLO (S. SOLIDO) È UN INSIEME DI CATIONI ORDINATI CIRCONDATI DA ELETTRONI

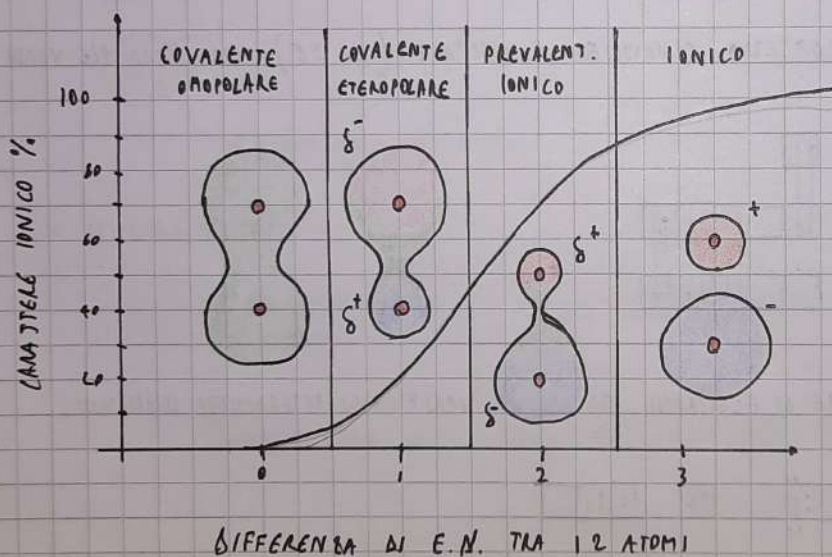
- CIÒ SPIEGA BENE LA CONDUCEBILITÀ, ALTE T. DI FUSIONE, S. CRISTALLINA, MALLEAB.

FACILITÀ DEGLI e^-
DI MUOVERSI NEL
METALLO

FORTI LEGAMI TRA e^-
E CATIONI, DIFFICILI
DA ROMPERE

ESSENDO I CATIONI
SEPARATI DAGLI e^-
POSSONO SCORRERE FACILMENTE

IL LEGAME CHIMICO E LA POSIZIONE PERIODICA DEGLI ELEMENTI



- TRA 0 E 0,5 IL LEGAME È COV. OMOPOLARE

- TRA 0,5 E 1,5 È COV. ETEROPOLARE (PARZIALE CARICA ELETTRICA)

- TRA 1,6 E 2,6 È PREV. IONICO (FORTISSIMA PAR. CARICA ELETTRICA)

- SOPRA 2,6 IL LEGAME È IONICO

I LEGAMI CHIMICI SECONDARI

- PRIMARI $\rightarrow$ UNISCONO ATOMI PER FORMARE MOLECOLE, COMP. IONICI, AGGREGATI METALLICI

- SECONDARI $\rightarrow$ UNISCONO MOLECOLE CON MOLECOLE O IONI

SONO MOLTO DEBOLI MA
STABILISCONO LE PROPRIETÀ
FISICHE DELLE SOSTANZE

LE INTERAZIONI DI FORZA VAN DER WAALS

NONOSTANTE LE MOLECOLE SIANO COMPLESSIVAMENTE NEUTRE POSSONO COMUNQUE STABILIRE LEGAMI DI NATURA ELETTROSTATICA

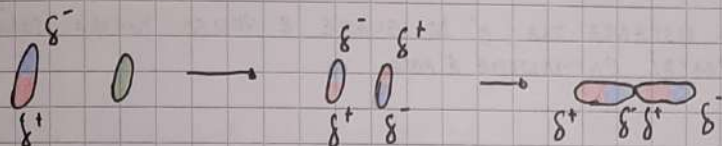
• DIPOLO - DIPOLO

NEI LEGAMI COVALENTI ETEROPOLARI UNA ZONA DELLA MOLECOLA AVRA' δ^+ E UN'ALTRA δ^- . LE MOLECOLE SI ATTRARRANNO GRAZIE A QUESTE CARICHE PARZIALI.



• DIPOLO - DIPOLO INDOTTO

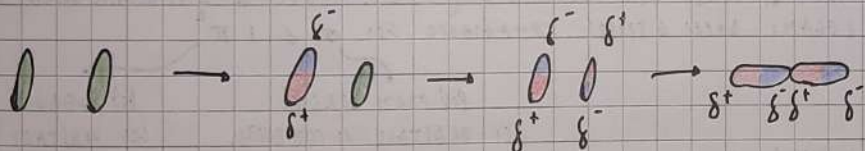
SE E' SOLO LA MOLECOLA AD AVERE CARICHE PARZIALI, QUESTA PUO' INDURRE (IND. ELETTROSTATICA) UNA CARICA NELLA SECONDA, IN QUANTO PUO' CREARE DEI SAGLIERI AVVICINANDOSI.



• DIPOLO INDOTTO - DIPOLO INDOTTO (FORZA DI LONDON)

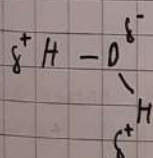
SE ENTRAMBE LE MOLECOLE NON HANNO CARICHE PARZIALI SI POSSONO COMUNQUE CREARE LEGAMI M.E. GLI ELETTRONI SONO IN MOVIMENTO, QUINDI SI CREANO CARICHE PARZIALI ISTANTANEE, SE LE MOLECOLE SONO SUFFICIENTEMENTE VICINE SI INSTAURANO LEGAMI.

• CHE NE INDUCONO ALTRE SULLA MOLECOLA VICINA



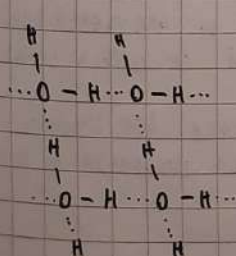
IL LEGAME IDROGENO

• UN ATOMO DI IDROGENO DEVE ESSERE LEGATO COVALENTEMENTE AD UN ATOMO MOLTO ELETTRONEGATIVO (O, N, F)



• QUESTO GLI CONFERSCE UNA FORTE CARICA PARZIALE POSITIVA -> PICCOLO VOLUME -> ALTA ENERGIA

• TENDE A LEGARSI A ALTRI ATOMI CON PARZIALI CARICHE NEGATIVE



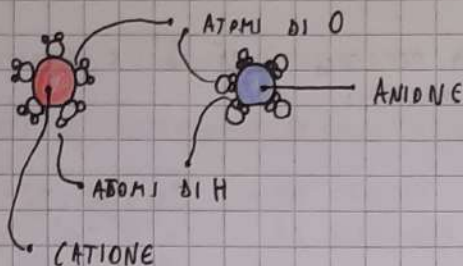
• IN QUESTO CASO SI LEGA AD ALTRE MOLECOLE DI ACQUA, AGLI ALTRI ATOMI DI O E N

• QUESTA FORZA DI ATTRAZIONE (L. IDROGENO) PERMETTE ALL'ACQUA DI AVERE T. ALTA. IN ALTE

ALTRIMENTI SAREBBE
-80 °C

IL LEGAME IONE-DIPOLO

- METTENDO IN ACQUA UN COMPOSTO IONICO ESSO SI SCINDE. IL CATIONE
- IL CATIONE ATTRAHA A SE GLI ATOMI DI OSSIGENO (LA PARTE NEGATIVA DELL' H_2O)
- L'ANIONE ATTRAHA A SE GLI ATOMI DI IDROGENO (LA PARTE POSITIVA DELL' H_2O)



- LO IONE IN SOLUZIONE È SEMPRE AVVOLTO DA UNO STRATO, PIÙ O MENO ABBONDANTE, DI MOLECOLE D'ACQUA.

ENERGIA E LUNGHEZZA DI LEGAME

- L'ENERGIA DI UN LEGAME DIPENDE DA ALCUNI FATTORI:

- RAGGIO ATOMICO: MAGGIORE È LA DISTANZA TRA C' DI LEGAME E NUCLEO MINORE SARÀ LA FORZA DEL LEGAME, PERCHÉ L'ATTRAZIONE È POLA

- TIPO DI LEGAME: IL PIÙ FORTE È QUELLO IONICO, POI ABBIAMO COVALENTE
ESSI SONO MOLTO PIÙ FORTI DELLE INTERAZIONI DI VAN DER WAALS, DEI LEGAMI IDROGENO E IONE-DIPOLO

L. PRIMARI
L. SECONDARI

- QUANTITÀ DI LEGAMI: ALL'AUMENTARE DEI LEGAMI AUMENTERÀ LA DIFFICOLTÀ NEL ROMPERLI. ESSI NON AUMENTANO DI FORZA CON REGOLARITÀ (P. LEG. SINGOLO $\neq$ 1/2 P. LEGAME DOPIO) PERCHÉ NEI LEGAMI DOPII E TRIPLI COMPARTONO GLI σ E I π^2

LEGAME	E. D. LEG.	L. D. LEG.
H - H	435	74
C - C	347	154
C = C	610	135
C $\equiv$ C	835	120
O = O	498	
C = O	745	121
Cl - Cl	242	199
Br - Br	192	
I - I	151	
H - F	560	
H - Cl	431	
H - Br	366	
H - I	299	
H - O	463	96
H - N	391	101
H - C	413	108
C - F	485	
C - Cl	339	
N $\equiv$ N	945	
H...F	42	
H...O	22	177
H...N	8	

PIÙ FORTI PERCHÉ
GLI ORBITALI SI COPRONO
MAGGIORMENTE
(E' VICINI AL NUCLEO)

PIÙ DEBOLI PERCHÉ
GLI ORBITALI SI COPRONO
DI MENO
(E' LONTANI DAL NUCLEO)

- LA LUNGHEZZA DI LEGAME È LA DISTANZA TRA I NUCLEI DEGLI ATOMI LEGATI E DIPENDE DA:

- ENERGIA DI LEGAME: MAGGIORE È L'E, MINORE SARÀ LA DISTANZA TRA I NUCLEI (ATTRATTI)

- RAGGIO ATOMICO: MAGGIORE È LA GRANDEZZA DEGLI ATOMI MAGGIORE SARÀ LA LUNG. DI LEGAME

- NUMERO DI LEGAMI: ALL'AUMENTARE DEI LEGAMI DIMINUISCE LA LUNGHEZZA DI LEGAME

FORMA DELLE MOLECOLE E PROPRIETÀ DELLE SOSTANZE

ALCUNE SOSTANZE (T° AMBIENTE) SI TROVANO ALLO STATO LIQUIDO, ALTRE AERIFORME.

↳ CIÒ DIPENDE DA ALCUNI FATTORI:

- INTENSITÀ FORZE INTERMOLECOLARI

- PRIMA MOLECOLA

- DIMENSIONE MOLECOLA

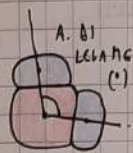
- N° DI ATOMI CHE LA COMpongONO

- LORO VOLUME

- LUNG. DI LEGAME

- ANGOLO DI LEGAME

GEOMETRIA MOLECOLARE → MODELLO VSEPR



FORMATO DALLI ASSI DI 2 LEGAMI CHIMICI CHE PARTONO DALLO STESSO ATOMO

IL MODELLO VSEPR

VUOL DIRE: REPULSIONE DELLE COPPIE ELETTRONICHE NEL GUSCIO DI VALENZA

• LE COPPIE DI E⁻ DI LEGAME SI RESPINGONO

↳ TENDONO AD OCCUPARE POSIZIONI ALLA MASSIMA DISTANZA POSSIBILE

• ESISTONO COPPIE DI E⁻ DI LEGAME E COPPIE DI E⁻ SOLITARIE

• CI SI BASA SU 4 PRINCIPI:

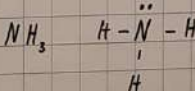
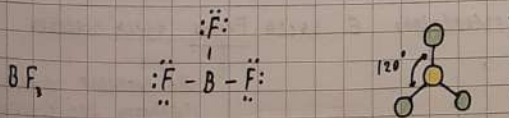
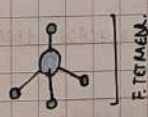
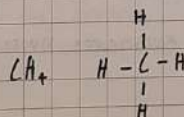
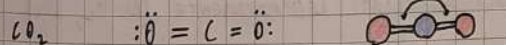
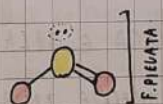
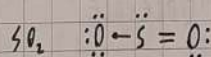
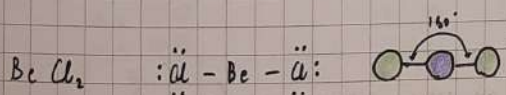
1. COPPIE N.L. RESPINGONO MAGGIORMENTE RISPETTO A COPPIE L.

2. LEGAMI MULTIPLI RESPINGONO PIÙ DI LEGAMI SINGOLI

3. LA REPULSIONE TRA COPPIE L. AUMENTA AL DIMINUIRE DELL'EL. NEG.

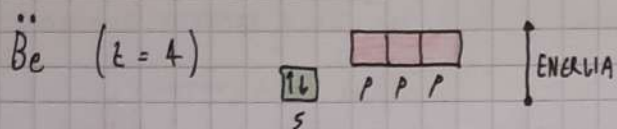
4. I LEGAMI MULTIPLI SI CONSIDERANO COME UNA COPPIA Elett. UNICA

N° COPPIE ELETTRONIC.	N° COPPIE DI LEGAME	N° COPPIE N. LEGAME	STRUTTURA	FORMA	ANGOLO
2	2	0	LINEARE	→	180
3	3	0	TR. PLAN.	→	120
3	2	1	TR. PLAN.	PIGATA	119,7
4	4	0	TETRAED.	→	109,5
4	3	1	TETRAED.	TRAB. TUA	107,3
4	2	2	TETRAED.	PIGATA	104,5



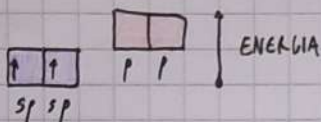
TEORIA DEGLI ORBITALI IBRIDI

- SI POSSONO FORMARE ORBITALI DIVERSI DAGLI: s, p, d, f



- SE SUFFICIENTEMENTE ECITATO IN $\bar{e}$ SI PUO' SPOSTARE SULL'ORBITALE p VUOTO, FORMANDO 2 SINGOLETTI.

$\text{Be} \cdot$

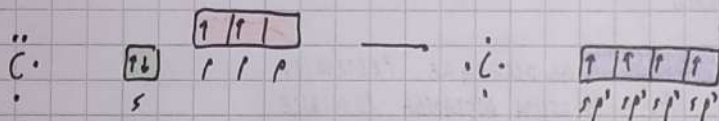


- SI VENGONO A FORMARE ORBITALI sp DATI DALLA SOVRAPPOSIZIONE DI s E p

IBRIDI



- IL B (BORO) E IL C (CARBONIO) POSSONO FORMARE IBRIDI sp^2, sp^3



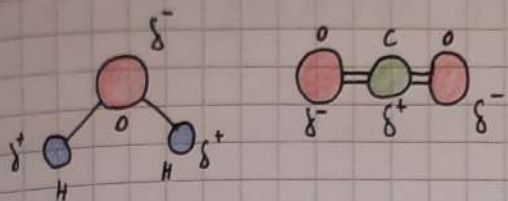
N° DI ORBITALI IBRIDI	IBRIDAZIONE	STRUTTURA MOLECOLARE
2	sp	LINEARE
3	sp^2	TRIANG. PLANARE
4	sp^3	TETRAEDRICA

FORMA E POLARITÀ MOLECOLE

- MOLECOLE POLARI = MOLECOLE CHE POSSIEDONO UN DIPOLO PERMANENTE (ES. H_2O)
- MOLECOLE APOLARI = $\bar{e}$ EQUAMENTE DIVISI, DIPOLI ANNULLATI RECIPROCAMENTE (ES. H_2, CO_2)

→ DIPENDONO DALLA PRESENZA DI L. COVALENTI ETEROPOLARI E DALLA FORMA DELLA MOLECOLA

... CHE POTREBBE ANNULARE L'EFFETTO DEL L. COVALENTE (δ^+, δ^-)



• A DX LA MOLECOLA DI CO_2 (F. LINEARE)

• A SX LA MOLECOLA DI H_2O (F. PIEGATA)



• LA RISULTANTE DEL DIPOLO (CO_2) È NULLA $\rightarrow$ M. APOLOARE

• LA RISULTANTE DEL DIPOLO (H_2O) È SIGNIFICAT. $\rightarrow$ M. POLARE

• LA POLARITÀ È L'UNIONE DELLE INFORMAZIONI RIGUARDO LE CARICHE PARZIALI (IL DIPOLO) E LA GEOMETRIA MOLECOLARE

• LE MOLECOLE POLARI INSTAURANO LEGAMI MOLTO FORTI: TRA LORO, IONE-DIPOLO, IDROGENO, DIPOLO-DIPOLO.

↳ SOLITAMENTE S. SOLIDO / LIQUIDO

• LE MOLECOLE APOLANI INSTAURANO LEGAMI MOLTO DEBOLI: INTERAZIONI DI VAN DER WAALS (F. DI LONDON)

↳ SOLITAMENTE S. AERIFORME

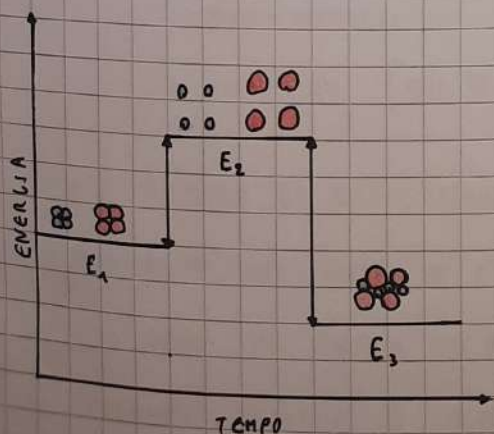
POLARITÀ E MISCIBILITÀ

LA MISCIBILITÀ È LA CAPACITÀ DI DUE SOSTANZE DI MESCOLARSI TRA LORO, INSTAURANDO DEI LEGAMI PIÙ O MENO FORTI.

- NE CONSEGUENZA CHE MOLECOLE POLARI SONO BEN MISCIBILI IN ALTRE MOLECOLE POLARI
- ANCHE MOLECOLE APOLANI SONO MISCIBILI TRA LORO

$\Rightarrow$ IL SIMILE SCIOLLE IL SIMILE (APOLOARE E POLARE NON SONO PRATICAMENTE MISCIBILI)

FORMAZIONE DELLE SOLUZIONI



• SE $|E_2 - E_1| < |E_2 - E_3| \rightarrow$ AVVIENE LA SOLUBILIZZAZIONE

• SE $|E_2 - E_1| > |E_2 - E_3| \rightarrow$ NON AVVIENE LA SOLUBILIZZAZIONE.

LA FORZA COMPUTA PER ROMPERE I LEGAMI INIZIALI DEVE ESSERE COMPENSATA DA QUELLA CEDUTA NELLO STATO FINALE

↳ PER QUESTO SIMILE SCIOLLE SIMILE (AL MASSIMO $|E_2 - E_1| = |E_2 - E_3|$)

SOLUZIONI DI UN SOLIDO IN UN LIQUIDO

• IL LIQUIDO (SOLVENTE) È L'ACQUA: H_2O

• SOLIDI IONICI

ESSI SI SCIOLGONO IN ACQUA DANDO VITA A LEGAMI IONE-DIPOLO

↳ NON SI RIFORMANO N-LEGAMI PER 4 MOTIVI:

- NON RIESCONO A VENIRE IN CONTATTO (H_2O IN MEZZO)
- L' H_2O FUNGE DA ISOLANTE E ATTENUA LE F.A. DI ATTRAZIONE DEGLI IONI
- LA CARICA ELETTRICA DEGLI IONI È NEUTRALIZZATA DALLE MOLECOLE D'ACQUA
- LA SOMMA DELLE E_R DEI LEGAMI IONE-DIPOLO È $>$ DEI LEGAMI IONICI

• SOLIDI MOLECOLARI (L. IDROGENO)

L'ACQUA È IN GRADO DI FORMARE FORTI LEGAMI IDROGENO E QUINDI SE L'ENERGIA PRODOTTA COMPENSA QUELLA NECESSARIA A ROMPERE I VECCHI LEGAMI SI AVRÀ UNA SOLUZIONE.

ES. SACCAROSIO E H_2O

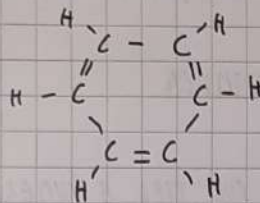
↳ ZUCCHERO COMUNE

• SOLIDI COVALENTI E METALLICI NON SONO SOLUBILI IN ACQUA

NOMI E FORMULE COMPOSTI CHIMICI

PERCORSO: ① SCRIVERE LE FORMULE, ② CLASSIFICARE I COMPOSTI, ③ IDENTIFICARLI CON UN NOME

- FORMULA CHIMICA
 - FORMULA MOLECOLARE: INDICA IL RAPPORTO NUMERICO DEGLI ATOMI NELLA MOLECOLA
 C_6H_6 (BENZENE)
 - FORMULA MINIMA: INDICA IL RAPPORTO MINIMO DI NUMERI INTERI DEGLI ATOMI
 CH
 - FORMULA DI STRUTTURA: INDICA LA DISPOSIZIONE DEGLI ATOMI E I TIPI DI LEGAMI



• VALENZA: REGOLA DELL'OTTETTO DI KOSSEL

- GLI ELEMENTI CONDIVIDONO, CEDONO, ACQUISTANO e^- PER RAGGIUNGERE L'OTTETTO
- LA VALENZA È IL N° DI LEGAMI CHE L'ATOMO PUÒ INSTAURARE

GRUPPO	I	II	III	IV	V	VI	VII	→ ESCLUSI I METALLI DI TRANSIZIONE
VALENZA	1	2	3	4	3	2	1	

• NUMERO DI OSSIDAZIONE: CARICA ELETTRICA CHE UN ELEMENTO AVREBBE SE GLI e^- DEI LEGAMI FOSSENO ATTRIBUITI ALL'ATOMO PIÙ ELETTRONEGATIVO

• ALCUNI ELEMENTI HANNO N.O. FISSO, ALTRI VARIABILE E POSSONO ASSUMERE CARATTERISTICHE DI:

- METALLI
- NON-METALLI
- AMFOTERE (VIA DI MEZZO)

CALCOLO NUMERO DI OSSIDAZIONE

- OGNI ATOMO CHE PERDE UN e^- ASSUME UN +1 (N.O.)
- OGNI ATOMO CHE ACQUISTA UN e^- ASSUME UN -1 (N.O.)

SI POSSONO SERVIRE 8 REGOLE:

1. ALLO S. ELEMENTARE IL N.O. = 0 * PIÙ ZINCO E CADMIO
2. ATOMI UGUALI NON SI SOTTRAGGONO E⁻
3. CATIONI E ANIONI HANNO N.O. PAR ALLA CARICA
4. NELLE MOLECOLE LA SOMMA ALGEBRAICA DEI N.O. È 0
5. $H \rightarrow N.O. = 1$ TRANNE IDRURI ($H + \text{METALLO}$) $\rightarrow N.O. = -1$
6. $O \rightarrow N.O. = -2$ TRANNE $OF_2 \rightarrow N.O. = +2$ (PEROSSIDI $-O-O-$ $\rightarrow N.O. = -1$, SUPEROSSIDI $N.O. = \frac{1}{2}$)
7. METALLI SEMPRE N.O. ≥ 0 , G. 1 $\rightarrow N.O. = +1$, G. 2 $\rightarrow N.O. = +2$, G. 3 $\rightarrow N.O. = +3$
8. $F \rightarrow N.O. = -1$, $Cl, Br, I \rightarrow N.O. = -1$ TRANNE SE LEGATI A O, F

NOMENCLATURA CHIMICA

- IUPAC: SI BASA SUL TIPO E NUMERO DI ATOMI PRESENTI

- TRANSIZIONALE: SI BASA SUI NUMERI DI OSSIDAZIONE

CATEGORIA	CLASSE	GL. PRESENTI
COMPOSTI BINARI	OSSIDI ACIDI	$O + \text{METALLO} \rightarrow \text{NON-METALLO}$
	OSSIDI BASICI	$O + \text{METALLO}$
	IDRURI	$H + \text{METALLO} / \text{NON-METALLO}, \{ \text{ALOGENI E ZOLFO} \}$
	IDRACIDI	$H + \text{ALOGENI} / \text{ZOLFO}$
	SALI BINARI	$\text{METALLO} + \text{NON-METALLO}$
COMPOSTI TERNARI	IDROSSIDI	$O + H + \text{METALLO}$
	OSSOACIDI	$O + H + \text{NON-METALLO}$
	SALI TERNARI	$O + \text{METALLO} + \text{NON-METALLO}$

NOME SOSTANZE ALLO STATO ELEMENTARE

- SE FINISCONO IN -O LA RADICE È: CLORO $\rightarrow$ CLOR-
- SE FINISCONO IN -IO LA RADICE È: CARBONIO $\rightarrow$ CARBON-
- NELLE ALTRI CASI LA RADICE È: RAME $\rightarrow$ RAME-

ECCEZIONI: • ORO $\rightarrow$ AUR- • MANGANESE $\rightarrow$ MANGAN- • FOSFORO $\rightarrow$ FOSF- / FOSFOR-
 • STAGNO $\rightarrow$ STANN- • AZOTO $\rightarrow$ NITR- • ZOLFO $\rightarrow$ SOLF- / SOLFOR-

IL NOME DEGLI OSSIDI

- OSSIDI ACIDI E OSSIDI BASICI
- L'OSSIGENO HA SEMPRE N.O. = -2 ED È SCRITTO PER ULTIMO (PIÙ EL. NEG.)

N. IUPAC

$\underbrace{\text{[PREFISSO] OSSIDO DI [NOME ELEMENTO]}}_{\substack{\text{PREFISSO} \\ \text{PREFISSO CHE} \\ \text{INDICA IL NUMERO DI} \\ \text{ATOMI DI O E METALLO / NON METALLO}}}$

ESEMPI:

MONO-	Na_2O	OSSIDO DI DISODIO
DI-		
TRI-	S O_2	DIOSSIDO DI ZOLFO
TETRA-		
PENTA-	Cl_2O_7	EPTOSSIDO DI DICLORO
ESA-		
SETTA-		

N. TRADIZIONALE

• OSSIDI ACIDI → ANIDRIDI (O + NON METALLO)
 • OSSIDI BASICI → OSSIDI (O + METALLO)

ESEMPI:

Cu_2O	OSSIDO RAMEOSO
Cu O	OSSIDO RAMEICO
S O_2	ANIDRIDE SOLFOROSA
S O_3	ANIDRIDE SOLFORICA

X — SE L'ELEMENTO HA N.O. ↑ -ICO / -ICA
 (+1, +2) PIÙ N.O. ALLORA!

N.O. ↓ -OSO / -OSA

IL NOME DEGLI IDRACIDI E IDRURI

- H + ALOGENI (v. 17) / ZOLFO → COMPOSTI BINARI ACIDI → IDRACIDI
- H (+1), ALOGENI (-1), ZOLFO (-2)

IUPAC

INDICE -URO DI IDROGENO

ES.

BROMURO DI IDROGENO H Br
 IODURO DI IDROGENO HI
 SOLFURO DI BIDROGENO H_2S

TRADIZIONALE

ACIDO INDICE -IDRICO

ES.

ACIDO BROMIDRICO
 ACIDO IODIDRICO
 ACIDO SOLFIDRICO

IDRACIDI

• $H + \text{METALLI} \rightarrow \text{IDRURI}$

• $H (+1)$

IUPAC

TRADIZIONALE

NUM. IDRURO DI NOM. ELE.

ES.

NaH IDRURO DI SODIO
 CaH_2 DIDRURO DI CALCIO
 AlH_3 TRIDRURO DI ALLUMINIO

G. 15

AMMONIACA NH_3
 FOSFINA PH_3
 ARSINA AsH_3

G. 13/14

METANO CH_4
 SILANO SiH_4
 DIBORANO B_2H_6

IDRURI

PEROSSIDI

• RICAVATI DALLI OSSIDI PER SOSTITUZIONE DI UN O CON UN GRUPPO ~~NO~~ PEROSSO $(-O-O-)$

• STESSA NOMENCLATURA DEGLI OSSIDI CON IL PER- DAVANTI

ES.

Na_2O_2 PEROSSIDO DI SODIO

H_2O_2 PEROSSIDO DI IDROGENO

SALI BINARI

SONO COMPOSTI IONICI

• SI OTTENGONO PER UNIONE DI METALLO (CATIONE) E NON METALLO (ANIONE)

• X Y
 NON METALLO
 METALLO

• IUPAC:

R. NON METALLO, -URO DI NOME METALLO

CLORURO DI SODIO

DICLORURO DI FERRO

TRICLORURO DI FERRO

NaCl

FeCl_2

FeCl_3

• TRADIZIONALE

R. NON METALLO, -URO DI R. METALLO

CLORURO DI SODIO

CLORURO FERROSO

CLORURO FERRICO

$-OSO / -OSA \uparrow \text{NO.}$
 $-ICO / -ICA \uparrow \text{NO.}$

IDROSSIDI

- COMPOSTI TERNAARI: $H + O + \text{METALLO}$
- CARATTERE BASICO, MOLTO REATTIVI
- DERIVATI DELLA REAZIONE CON H_2O DEGLI OSSIDI BASICI
- COMPOSTI DA UNO IONE METALLICO M^{n+} E n IONI IDROSSIDO OH^-

LEVATI DA LEGAMI IONICI (MOLTO STABILI E FORTI)

IUPAC

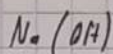
TRADIZIONALE

NUMERO, IDROSSIDO DI, NOME METALLO

IDROSSIDO DI, NOME METALLO

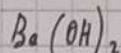
-ICO/-ICA $\uparrow$ N.O.-OSO/-OSA $\downarrow$ N.O.

IDROSSIDO DI SODIO



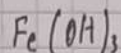
IDROSSIDO SODICO

DIDROSSIDO DI BARIO



IDROSSIDO BARIO

TRIDROSSIDO DI FERRO



IDROSSIDO FERRO

OSSOACIDI

- COMPOSTI TERNAARI: $H + O + \text{NON METALLO}$
- CARATTERE ACIDO, DERIVATI DALLA REAZIONE CON H_2O DI OSSIDI ACIDI O ANIDRIDI
- SCRITTURA: $H(NM)O$

IUPAC

TRADIZIONALE

ACIDO TRIOSSOCARBONICO (IV)



ACIDO CARBONICO

ACIDO OSSOCLORICO (I)



ACIDO IPOCLOROSO

ACIDO DI OSSOCLORICO (III)



ACIDO CLOROSO

ACIDO TRIOSSOCLORICO (V)



ACIDO CLORICO

ACIDO TETROSSOCLORICO (VII)



ACIDO PERCLORICO

N.O. DEL NON
METALLOSI AGGIUNGE OGNI VOLTA
UN LEGAME DATIVO E UN O

- L'ATOMO DI H È LEGATO CON COVALENTE ALL'O, O (NON OCCUPATI CON H) DA DATIVI O DOPPI CON N. METALLO
 - ALCUNI ATOMI (Si, P) POSSONO FORMARE OSSOACIDI AGGIUNGENDO 1, 2, 3 MOLECOLE DI H_2O
- $P_2O_5 + 1 H_2O \rightarrow 2 HPO_3$ ACIDO METAFOSFORICO $P_2O_5 + 3 H_2O \rightarrow 2 H_3PO_4$ ACIDO ORTOFOSFORICO
 $P_2O_5 + 2 H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$ ACIDO PIROFOSFORICO

- SE ALL'ACIDO VENGONO TOLTI GLI IDROGENI SI AVRANNO DEGLI IONI

IUPAC

IONE CLORURO
IONE SOLFURO
IONE OSSOCLORATO
IONE DISSOCLORATO
IONE TRISSOCLORATO
IONE TETRAOSSOCLORATO



TRADIZIONALE

IONE CLORURO
IONE SOLFURO
IONE IPOCLORITO
IONE CLORITO
IONE CLORATO
IONE PERCLORATO

NOME DEGLI IONI POSITIVI

IONE RAME (I)



IONE RAME (II)



IONE FERRO (II)



IONE FERRO (III)



IONE RAMEOSO

IONE RAMEICO

IONE FERROSO

IONE FERRICO

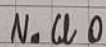
 H^+ IONE IDROGENIONE H_3O^+ IONE OSSONIO NH_4^+ IONE AMMONIO

NOME DEI SALI TERNARI

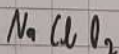
- IONE METALLICO + RADICALE ACIDO

IUPAC

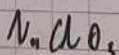
OSSOCLORATO DI SODIO (I)



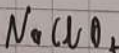
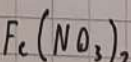
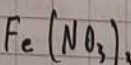
DISSOCLORATO DI SODIO (III)



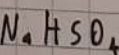
TRISSOCLORATO DI SODIO (V)



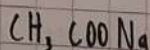
TETRAOSSOCLORATO DI SODIO (VII)

BIS (TRI OSSO ^{NITRATO} ~~ACETATO~~) DI FERRO (II)TIS (TRI OSSO ^{NITRATO} ~~ACETATO~~) DI FERRO (III)

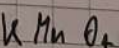
IDROGENO TETRA OSSO SOLFATO (II) DI SODIO



ACETATO DI SODIO



TETRA OSSO MANGANATO (VII) DI POTASSIO



TRADIZIONALE

IPOCLORITO DI SODIO

CLORITO DI SODIO

CLORATO DI SODIO

PERCLORATO DI SODIO

NITRATO FERROSO

NITRATO FERRICO

BI-
IDROGENO SOLFATO DI SODIO

ACETATO DI SODIO

PERMANGANATO DI POTASSIO

PROPRIETÀ DELLE SOLUZIONI

QUANDO UN COMPOSTO IONICO SI TROVA IN ACQUA I LEGAMI IONICI SONO INDEBOLITI DAL DIPOLO H_2O , QUESTO PORTA ALLA CREAZIONE DI LEGAMI IONE-DIPOLO E ALLO SMANTELLAMENTO DEL RETICOLATO.

⇒ DISSOCIAZIONE ELETTROLITICA

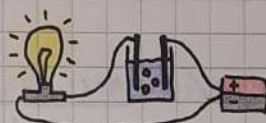
LE SOSTANZE CHE SI DISSOCIANO SONO GLI ELETTROLITI

• SE LE SOSTANZE NON SONO IONICHE ALLORA PRENDONO IL NOME DI NON-ELETTROLITI

- ESPERIMENTO -



- ELETTRODI IMMERSI IN ACQUA DISTILLATA
- LA LAMPADINA NON SI ACCENDE



SOLUZIONI ELETTROLITICHE

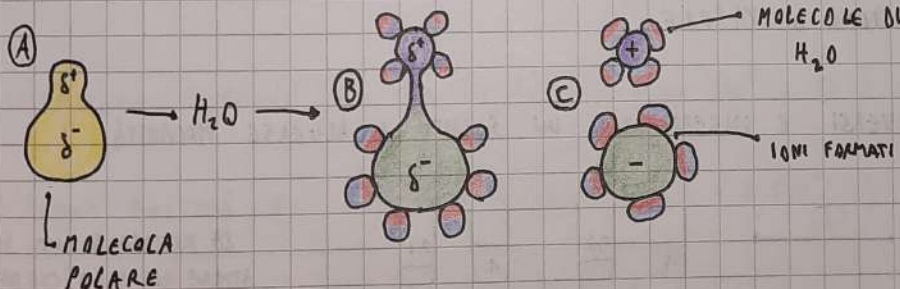
- DISSOLTI IN ACQUA DEI COMPOSTI IONICI, O NO
- GLI IONI CONDUCONO ELETTRICITÀ E LA LAMPADINA SI ACCENDE

• IONIZZAZIONE

- SUPPONIAMO DI AVERE UN COMPOSTO LEGATO DA LEG. COVALENTI ETEROPOCARI (A)

- SE LA DIFF. DI EL. NEL. È SUFFICIENTEMENTE ALTA LE MOLECOLE DI H_2O INIZIANO LA IONIZZAZIONE DELLA MOLECOLA POLARE (B)

- INFINE SI ARRIVA ALLA DISSOCIAZIONE ELETTROLITICA (C)



ELETTROLITI FORTI E DEBOLI

• ~~Un~~ Un COMPOSTO PUÒ IONIZZARSI PARZIALMENTE O A COMPLETAMENTE IN ACQUA

- ELETTROLITA FORTE: GRADO DI DISSOCIAZIONE = 100/100 (HNO_3 , KOH)

- ELETTROLITA DEBOLE: GRADO DI DISSOCIAZIONE = 1-99/100 ($CH_3COOH < 5/100$, $NH_4OH < 2/100$)

- NON-ELETTROLITA: GRADO DI DISSOCIAZIONE = 0/100

PROPRIETÀ DELLE SOLUZIONI

ESISTONO PROPRIETÀ CHE NON DIPENDONO DALLA NATURA DI SOLUTO E SOLVENTE MA SOLO DALLA LORO CONCENTRAZIONE

↳ PROPRIETÀ COLLEGATIVE

• PRECISAZIONI •

AVANDO SI PARLA DI CONCENTRAZIONE SI INTENDE L'EFFETTIVO NUMERO DI PARTICELLE PRESENTI.

MA SE 1 MOLE DI NaCl SI SCOMPONE IN Na^+ E Cl^- , AVREMO QUINDI 2 MOLI DI PARTICELLE.

È STATO DEFINITO IL NUMERO ν (NI): COEFF. DI VAN'T HOFF COME =

$$\nu = \frac{\text{MOLI DI PARTICELLE IN SOLUZIONE}}{\text{MOLI DI SOLUTO DISCIOLTO}}$$

ESEMPIO: KOH HA $\nu = 2$ (K^+ E OH^-), BaCl_2 HA $\nu = 3$ (Ba^{2+} E 2Cl^-)

NUOVE UNITÀ DI MISURA:

- FRAZIONE MOLARE $\rightarrow$ N° DI MOLI DI UN COMPONENTE IN SOL. / N° DI MOLI TOTALI
- MOLALITÀ $\rightarrow$ INDICA IL NUMERO DI MOLI AGGIUNTE A 1000 g DI SOLVENTE

■ ABBASSAMENTO DELLA PRESSIONE DI VAPORE

PRENDIAMO 2 SOLVENTI DIVERSI E INSERIAMOCI UN SOLUTO A DIVERSE MOLARITÀ



LA PRESENZA DI IONI DISSOLTI ATTRAH MOL. DI H_2O CHE NON EVAPORANO

- CONSIDERAZIONE 1: SOLVENTI DIVERSI NON MODIFICANO I RISULTATI FINALI
- CONSIDERAZIONE 2: PIÙ ALTORE È LA CONCENTRAZIONE DELLA SOLUZIONE MINORE È LA TENDENZA A EVAPORARE DEL SOLVENTE RISPETTO AL SOLVENTE PURO

LA PRESSIONE DI VAPORE È LA p ALLA QUALE, IN UN SISTEMA CHIUSO, IL LIQUIDO È IN EQUILIBRIO CON IL VAPORE

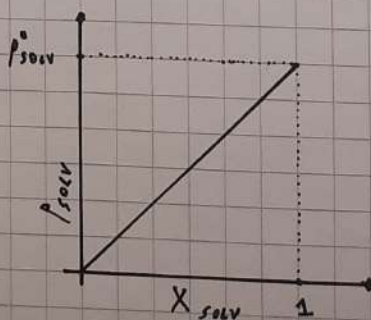
ALL'AUMENTARE DELLA MOLALITÀ DEL SOLUTO DIMINUISCE LA p DI VAPORE

↳ O AL DIMINUIRE DELLA MOLALITÀ DI SOLVENTE

$$p_{\text{SOLV}} = p_{\text{SOLV}}^{\circ} \cdot X_{\text{SOLV}} \quad (\text{LEGE RAULT})$$

FRAGIONE MOLARE DEL SOLVENTE

PRESSIONE DI VAPORE DEL SOLVENTE PURO



■ INNALZAMENTO DELLA TEMPERATURA DI EBOLLIZIONE

UNA SOLUZIONE HA p DI VAPORE PIÙ BASSA DEL SOLVENTE PURO

IL SOLVENTE PURO BOLLE QUANDO LA p DI VAPORE UGUAGLIA LA p A CUI È SOTTOPOSTO

POICHÉ AUMENTANDO LA T SI AUMENTA LA p DI VAPORE, QUANDO IL SOLV. PURO BOLLIRÀ LA SOLUZIONE NON LO STARÀ FACENDO

→ INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO (PROPRIETÀ EBULLIOSCOPIA)

↳ DELLA T DI EBOLLIZIONE

• DUNQUE L'INNALZAMENTO È PROPORZIONALE ALLA DIMINUIZIONE DELLA p DI VAPORE
↳ ALLA CONCENTRAZIONE DI SOLVENTE ~~IN SOLUZIONE~~

INDIPENDENTEMENTE DAL SOLUTO, STESSA CONCENTRAZIONE PORTANDO A STESSI INNALZAMENTI

↳ DIPENDE DAL SOLVENTE → È DEFINITA UNA COSTANTE EBULLIOSCOPICA MOLALE

$$K_{eb} \left(\frac{\text{mol soluto}}{\text{kg solv.}} \right)$$

$$\Delta T_{eb} = m \cdot K_{eb}$$

ESEMPIO:

• $K_{eb} (H_2O) = 0,512^\circ C / m$ ALLUNGIAMO 2,00 mol DI ZUCCHERO A 1000g DI H_2O (1L)

L'ACQUA IN SOLUZIONE BOLLIRÀ A: $100^\circ C + \left(2,00 \text{ mol} \cdot 0,512 \frac{^\circ C}{\text{mol}} \right) = 100,98^\circ C \approx 101,02^\circ C$

• ALLUNGIAMO 2,00 mol DI $NaCl$ (SCOPPIO IN Na^+ E Cl^-) A 1L DI H_2O

L'ACQUA BOLLIRÀ A: $100^\circ C + \left(\overset{=2}{\sqrt{}} \cdot 2,00 \text{ mol} \cdot 0,512 \frac{^\circ C}{\text{mol}} \right) = 102,048^\circ C$

SOLVENTE	$T_{eb. \text{ solv. puro}}$	$K_{eb} (^\circ C / m)$
ACQUA	$100^\circ C$	0,512
ACIDO ACETICO	$118,2^\circ C$	3,07
BENZENE	$80,1^\circ C$	2,53
CANFORA	$207,4^\circ C$	5,61

■ ABBASSAMENTO DELLA TEMPERATURA DI SOLIDIFICAZIONE

UNA SOLUZIONE PASSA ALLO STATO SOLIDO A TEMPERATURA INFERIORE A QUELLA DEL SOLVENTE PURO

↳ ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO (PROPIETÀ CRIOSCOPIA)

- ESSO È PROPORZIONALE ALL'ABBASSAMENTO DELLA p DI VAPORE E QUINDI ALLA CONCENTRAZIONE DELLA SOLUZIONE
- È DEFINITA UNA ~~MOLALE~~ COSTANTE CRIOSCOPICA MOLALE (k_{cr}) PER CALCOLARE IL Δt_{cr}

$$\Delta t_{cr} = m \cdot k_{cr}$$

ESEMPIO:

- SCIOLTIAMO 2,0 mol DI ZUCCHERO IN 1 L DI H_2O
- AVREMO CHE LA NUOVA T DI SOLIDIFICAZIONE SARÀ:

$$\Delta t_{cr} = 2,0 \text{ mol} \cdot 1,86 \frac{^\circ\text{C}}{\text{mol}} = -3,72^\circ\text{C}$$

$$T_{sol} = 0^\circ\text{C} - 3,72^\circ\text{C} = -3,72^\circ\text{C}$$

- ALLUNGHIAMO UN SOLVENTE CHE SI SCINDE IN IONI $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$
- DOVREMO CONSIDERARE ANCHE $v = 2$ (2 IONI, 2 mol)

$$T_{sol} = 0^\circ\text{C} - \Delta t_{cr} = 0^\circ\text{C} - [(2 \cdot 2,0 \text{ mol}) \cdot 1,86^\circ\text{C}] = -7,44^\circ\text{C}$$

- CONSIDERAZIONI PRATICHE -

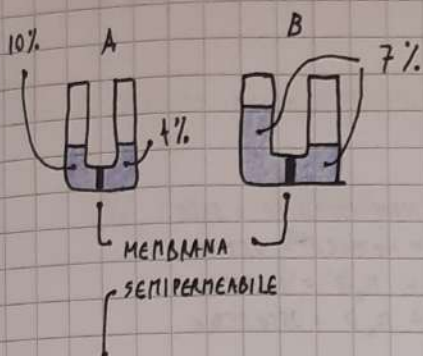
- LA T_{sol} DELL'ACQUA DI MARE, PER VIA DEL SALE, SI AGGERA INTORNO AI -2°C
- PER EVITARE FORMAZIONI DI GHIACCIO VIENE SPARSO SALE NELLE STRADE ($NaCl$ PIÙ ECONOMICO $v=2$, $CaCl_2$ COSTOSO $v=3$)
- IL LIQUIDO ANTIGELLO HA LA FUNZIONE DI EVITARE CHE LA BENNA SI SOLIDIFICHI A 0°C
- UNA SOLUZIONE HA UN INTERVALLO DI ESISTENZA DELLO STATO LIQUIDO PIÙ AMPIO RISPETTO AL SOLV. PURO

SOLVENTE	PUNTO DI SOLID. SOLV. PURO ($^\circ\text{C}$)	k_{cr} ($^\circ\text{C}/\text{mol}$)
ACQUA	0	1,86
AC. ACETICO	16,63	3,90
BENZENE	5,53	5,12
CANFORA	179,75	39,7

■ OSMOSI

UNA SOSTANZA CONCENTRATA TENDE SPONTANEAMENTE A DILUIRSI

↳ PASSAGGIO DA REGIONE CONCENTRATA A DILUITA = DIFFUSIONE



• NELLA SITUAZIONE A ABBIAMO:

ΔX = SOLUZIONE IPOTONICA (BASSA CONCENTRAZIONE)

SX = SOLUZIONE ISOTONICA (ALTA CONCENTRAZIONE)

• IN B VEDIAMO COME LE MOLECOLE DI H_2O SI SIANO RIPOSIZIONATE PER RENDERE LE DUE SOLUZIONI ISOTONICHE

↳ OSMOSI = MIGRAZIONE SPONTANEA DELLE MOLECOLE DA SOL. DILUITA AD UNA CONCENTRATA, ATTRAVERSO MEMB. SEMIPERMEABILE

- IL PASSAGGIO DI MOLECOLE AVVIENE IN ENTRAMBI I SENSI, SEMPLICEMENTE È MAGGIORE IN UN SENSO -

PRESSIONE OSMOTICA

• QUANDO LA CONCENTRAZIONE INIZIALE È TANTO DIVERSA LE 2 SOLUZIONI NON RAGGIUNGONO L'EQUILIBRIO

↳ QUESTO PERCHÉ LA COLONNA NEL RAMO 1 ESERCITA SEMPRE PIÙ PRESSIONE SUL RAMO 2

AD UN CERTO PUNTO LE MOLECOLE IN ENTRATA SARANNO UGUALI A QUELLE IN USCITA

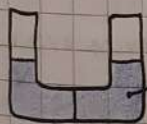
• RAGGIUNTO L'EQUILIBRIO, L'ALTEZZA A CUI ARRIVA LA COLONNA DÀ IL VALORE DELLA $\rightarrow$ **PRESSIONE OSMOTICA** (π)

- CONSIDERAZIONI PRATICHE -

• I GLOBULI ROSSI IN SOL. IPOTONICHE SI GONFIANO, IN SOL. IPERTONICHE SI RAGGIONDISCONO

• IL DETERIORAMENTO DEI CIBI DIPENDE DAI TENTATIVI DI NUTRIMENTO DEGLI ORGANISMI UNICELLULARI
ALLUNGANDO IL SALE SI CREA UN AMBIENTE IPERTONICO, DI CONSEGUENZA GLI ORG. UNIC. PERDONO H_2O E MUOIONO

CALCOLO PRESSIONE OSMOTICA



SI IMMERGONO 171 g DI $C_{12}H_{22}O_{11}$ IN 1500 cm³ DI SOLUZIONE A 27°C

LA MASSA MOLARE DEL $C_{12}H_{22}O_{11}$ È 342 $\frac{g}{mol}$

• BISOGNA UTILIZZARE LA FORMULA SIMILE AL GAS (UN SOLUTO È COME UN GAS NEL SOLVENTE)

EVENTUALMENTE Moltiplicato PER V

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

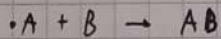
$$V = 1500 \text{ cm}^3 = 1,500 \text{ dm}^3 \quad n = 171 \text{ g} : 342 \frac{g}{mol} = 0,500 \text{ mol} \quad T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$\pi = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = 8,31 \text{ bar}$$

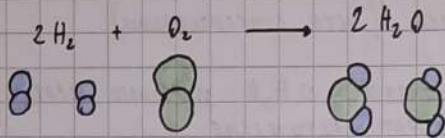
REAZIONI CHIMICHE

LE REAZIONI CHIMICHE POSSONO ESSERE SUDDIVISE IN BASE ALLE TRASFORMAZIONI CHE AVVENGONO

■ REAZIONI DI SINTESI

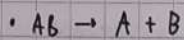


• PIÙ ATOMI / MOLECOLE SI UNISCONO PER DARE 1 UNICO PRODOTTO FINALE



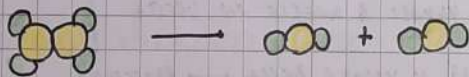
- ESEMPI
- METALLO + NON METALLO = SALE
 - METALLO / NON METALLO + OSSIDO
 - OSSIDO B. + H_2O = IDROSSIDO
 - OSSIDO A. + H_2O = OSSOACIDO

■ REAZIONI DI SCISSIONE



• REAZIONI INVERSE ASPETTO A QUELLE DI SINTESI

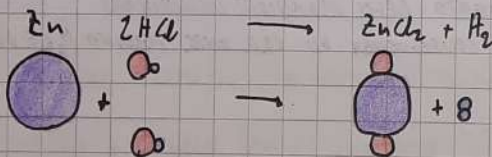
• TIPICHE DI COMPOSTI INSTABILI, O CHE SI DECOMPONGONO CON IL CALORE



■ REAZIONI DI SOSTITUZIONE SEMPLICE



• UN ATOMO / GRUPPO POLIATOMICO È SOSTITUITO CON UN ALTRO ATOMO / L. POLIATOMICO



- ESEMPI
- ATOMO METALLICO → ATOMO METALLICO
 - ATOMO METALLICO → H (IN ACIDI)
 - ATOMO N. METALLICO → ATOMO N. METALLICO (SALE)

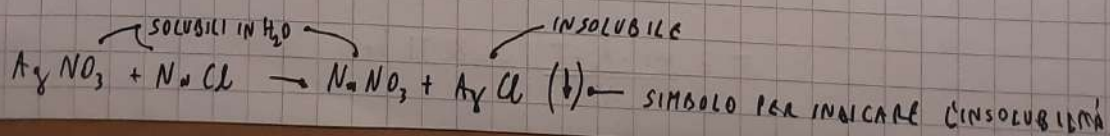
• ALCUNI ELEMENTI SI PRESTANO AD ESSERE SOSTITUITI E ALTRI NO, È STATA COSTRUITA QUINDI UNA SCALA DELLA REATTIVITÀ.

■ REAZIONI DI DOPIO SCAMBIO



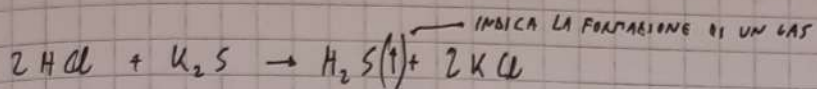
• AVVENGONO IN GENERE TRA 2 SALI

• SE DA UNA REAZIONE CON COMPOSTI SOLUBILI SE NE FORMANO DI INSOLUBILI AVREMO UNA SOLUZIONE CHIAMATA PRECIPITAZIONE

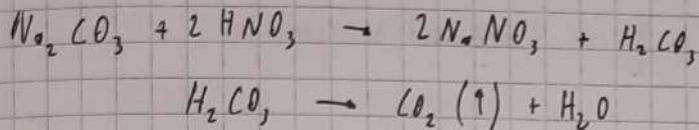


• PUÒ SUCCEDERE CHE SI SVILUPPI UN PRODOTTO GASSOSO:

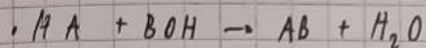
- DIRETTAMENTE DALL'UNIONE DI ANIONE E CATIONE



- A SEGUITO DELLA FORMAZIONE DI COMPOSTI INTERMEDII INSTABILI, CHE SI DECOMPONGONO

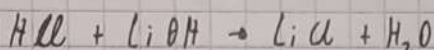


■ REAZIONI DI NEUTRALIZZAZIONE (PARTE DEL DOPPIO SCAMBIO)

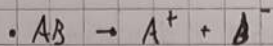


• ACIDO E IDROSSIDO FORMANO UN SALE E DELL'ACQUA

• H^+ e OH^- SI LEGANO, METALLO E NON METALLO FORMANO IL SALE

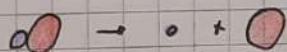
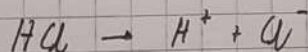


■ REAZIONI DI DISSOCIAZIONE IONICA



• I COMPOSTI SI DISSOCIANO NEI LORO IONI COMPONENTI

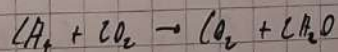
• GENERALMENTE AVANNO DISSOLTI IN H_2O



• ESISTE UNA SUDDIVISIONE ULTERIORE DELLE REAZIONI CHIMICHE

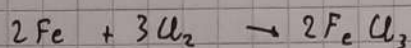
└ SENZA SCAMBIO DI e^-
└ CON SCAMBIO DI e^-

└ SONO CHIAMATE REAZIONI DI OSSIDAZIONE RIDUZIONE O REDOX — ESEMPLI: - METALLI E NON METALLI
- SOSTANZE E O_2] COMBUSTIONE



LA STECHIOMETRIA

STUDIA I RAPPORTI QUANTITATIVI CHE LEGANO LE SOSTANZE IN UNA REAZIONE



• IMMAGINANDO DI AVERE 6,50 g DI FERRO DOVREMO AGLIUNDERE:

$$6,50 \text{ g} : 55,85 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,116 \text{ mol} \cdot \frac{3}{2} = 0,174 \text{ mol DI CLORO}$$

• INFINE OTTERREMO QUESTE MOL DI PRODOTTO:

STESSO COEFF. STEC. TRA Fe E FeCl₃, QUINDI 0,116 mol di FeCl₃

$$\Rightarrow 0,116 \text{ mol} \cdot 162,20 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 18,8 \text{ g}$$

• LA MASSA SI CONSERVA, IL NUMERO DI MOL NON CAMBIA IL NUMERO DI ATOMI PER SOSTANZA

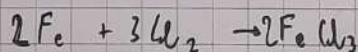
IL REAGENTE LIMITANTE

• I COEFFICIENTI STECHIOMETRICI ESPRIMONO UN RAPPORTO TRA REAGENTI E PRODOTTI

• SE LE QUANTITÀ IN MOL MANTENGONO GLI STESSI RAPPORTI ALLORA TUTTI I REAGENTI SI ESAURISCONO

• ALTRIMENTI È PRESENTE UN REAGENTE LIMITANTE

ABBIAMO 1 mol DI Fe, 3 mol DI Cl₂

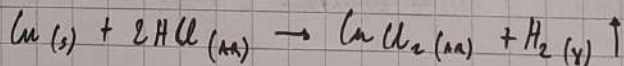


REAGENTE IN
ECCESO

IL REAGENTE LIMITANTE È IL FERRO IN AVANTO POSSONO REAGIRE SOLO 1 mol $\cdot \frac{3}{2} = 1,5 \text{ mol DI Cl}_2$

• STECHIOMETRIA REAZIONI IN SOLUZIONE •

• DELLE SOSTANZE IN SOLUZIONE È FORNITA LA CONCENTRAZIONE



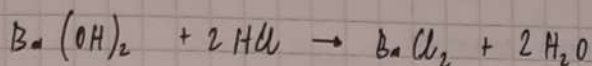
54,0 g DI Cu REAGISCONO CON UNA SOL. 2,5 M DI HCl

$$n_{\text{Cu}} = 54,0 \text{ g} : 63,54 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,850 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,850 \text{ mol} \cdot 2 = 1,700 \text{ mol}$$

$$V = \frac{1,700 \text{ mol}}{2,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,68 \text{ L}$$

- LA STECHIOMETRIA PUO ANCHE ESSERE UTILIZZATA PER DEDURRE LA CONCENTRAZIONE DI UNA SOSTANZA A INNOTA



• SI NOTA CHE 50,0 mL DI HCl REALIZZANO TOTALMENTE CON 30,0 mL DI $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,2 M

• DUNQUE AVREMO $\frac{0,02 \text{ mol}}{x} \cdot 0,0300 \text{ L} = 0,00600 \text{ mol}$ DI $\text{Ba}(\text{OH})_2$

• $n_{\text{HCl}} = 2 \cdot 0,006 \text{ mol} = 0,012 \text{ mol}$

• $M_{\text{HCl}} = \frac{0,012 \text{ mol}}{0,0500 \text{ L}} = 0,24 \text{ M}$

- IL PROCESSO PRENDE IL NOME DI TITOLAZIONE, HCl È IL TITOLATO, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ È IL TITOLANTE

▲ LA RESA DI REAZIONE ▲

• RESA TEORICA → È LA QUANTITÀ DI PRODOTTO CHE SI OTTERREBBE SE TUTTA LA MASSA DI REAGENTI SI TRASFORMASSE NEI PRODOTTI

POICHÉ LE SOSTANZE CHIMICHE CONTENGONO DELLE IMPUREZZE E POSSONO ESSERE DELLE IMPRECISIONI ABBIAMO LA:

• RESA EFFETTIVA → È LA QUANTITÀ DI PRODOTTO CHE SI OTTIENE EFFETTIVAMENTE, È SEMPRE MINORE DELLA RESA TEORICA

• RESA PERCENTUALE = $\frac{\text{RESA EFFETTIVA}}{\text{RESA TEORICA}} \cdot 100$

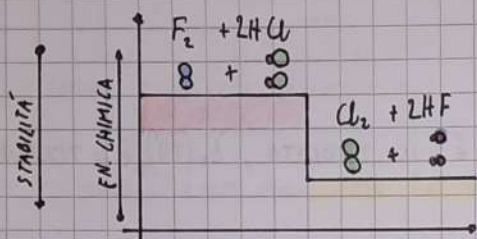
ENERGIA E VELOCITÀ DELLE REAZIONI CHIMICHE

ENERGIA DI LEGAME ED ENERGIA CHIMICA

UNA REAZIONE CHIMICA AVVIENE QUANDO I LEGAMI INTERMOLECOLARI / ATOMICI TRA I PRODOTTI SONO PIÙ FORTI DI QUELLI TRA I REAGENTI

EN. DI LEGAME MAGGIORE

ENERGIA CHIMICA = EN. POTENZIALE DELLA MOLECOLA, DIMINUISCE ALL'AUMENTARE DELLA STABILITÀ

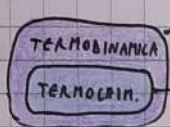


$$F-F + H-Cl + H-Cl = 150 + 431 + 431 = 1012 \frac{kJ}{mol}$$

$$Cl-Cl + H-F + H-F = 242 + 560 + 560 = 1362 \frac{kJ}{mol}$$

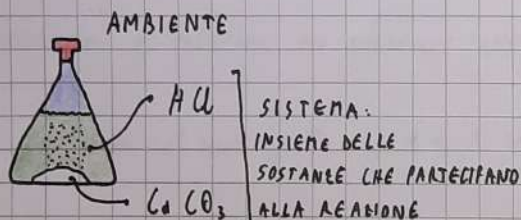
L'ENERGIA DI LEGAME AUMENTA, QUINDI È DIMINUITA L'EN. POTENZIALE

PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA



STUDIA I TRASFERIMENTI DI ENERGIA IN UN SISTEMA

STUDIA I TRASFERIMENTI DI CALORE DURANTE REAZIONI CHIMICHE



AMBIENTE + SISTEMA = UNIVERSO

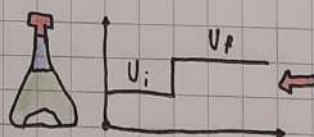
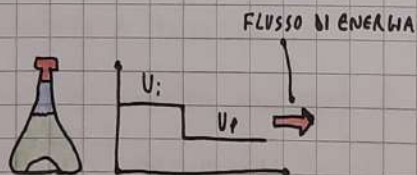
1° P. DELLA TERMODINAMICA = L'ENERGIA DELL'UNIVERSO È COSTANTE

ENERGIA DEL SISTEMA = EN. POTENZIALE + EN. TERMICA

= EN. INTERNA (U)

DATA DALLA FORZA DEI LEGAMI

DATA DAL MOVIMENTO DEGLI ATOMI (EN. KINETICA)



LA VARIAZIONE DI E_{int} INTERNA È UNA FUNZ. DI STATO PERCHÉ DIPENDE SOLO DALLA STATO INIZIALE E FINALE

$$\Delta U = U_f - U_i$$

ENTALPIA E CALORE DI REAZIONE

IL TRASFERIMENTO DI ENERGIA TRA SISTEMA E AMBIENTE PUÒ AVVENIRE IN 2 MODI:

- SCAMBIO DI CALORE (Q)

- SCAMBIO DI LAVORO (L)

$$\Delta U = Q - L$$

- A VOLUME COSTANTE NON È POSSIBILE UNO SCAMBIO DI LAVORO, PERCIÒ LA VAR. DI E_H CORRISPONDE A

$$\Delta U = Q_v \quad \text{A VOLUME COSTANTE}$$

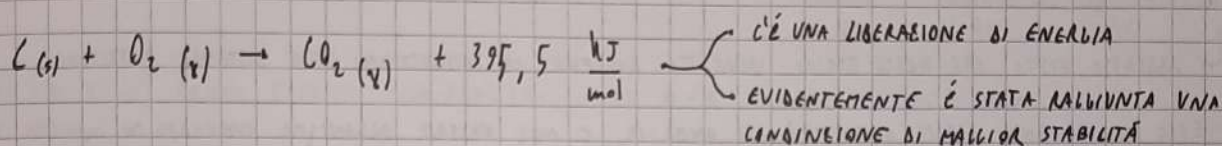
- A PRESSIONE COSTANTE AVVIENE ANCHE UNO SCAMBIO DI LAVORO E LA Q_p È CHIAMATA ΔE (ENTALPIA)

$$\Delta U = Q_p - L \quad \text{FORMULA GENERALE}$$

$$Q_p = \Delta H, \quad L = P \cdot (V_2 - V_1) = P \cdot \Delta V \quad \text{SOSTITUZIONI DA EFFETTUARE}$$

$$Q_p = \Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V \quad \text{ESPRESSIONE DELL'ENTALPIA}$$

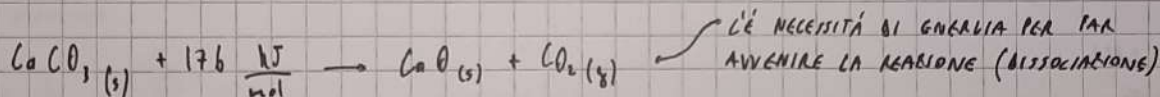
REAZIONE ESOTERMICA



• FUNZIONE DI STATO

$$Q_p = \Delta H = H_{CO_2} - H_{C+O_2} = -395,5 \frac{kJ}{mol} \quad \text{SE } \Delta H < 0 \text{ ALLORA ESOTERMICA}$$

REAZIONE ENDOTERMICA



$$Q_p = \Delta H = H_{CaO+CO_2} - H_{CaCO_3} = 176 \frac{kJ}{mol} \quad \text{SE } \Delta H > 0 \text{ ALLORA ENDOTERMICA}$$

ENTALPIA STANDARD DI FORMAZIONE

CONDIZIONI STANDARD:

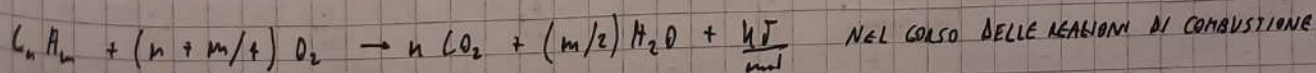
- 1 bar
- 25°C
- 1 M — SOLUZIONI

- L'ENTALPIA STANDARD DI FORMAZIONE È IL CALORE SVILUPPATO O ASSORBITO PER LA FORMAZIONE DI TUTTI I REAGENTI COSTITUENTI

$$\left(\Delta H^\circ_{\text{FORMAZIONE}} \right)$$

$$\Delta H^\circ_{\text{REAZIONE}} = \sum \Delta H^\circ_{\text{PRODOTTI}} - \sum \Delta H^\circ_{\text{REAGENTI}}$$

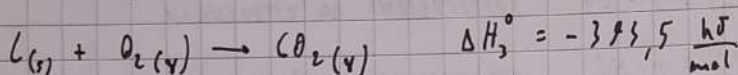
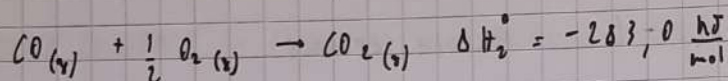
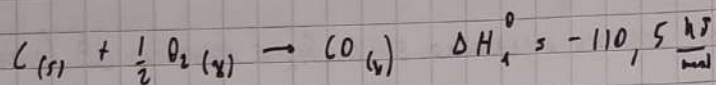
REAZIONI DI COMBUSTIONE



SI LIBERANO ELEVATE QUANTITÀ DI ENERGIA, PERCHÉ I REAGENTI DEI PRODOTTI SONO FORTESSIMI (MOLEC. MOLTO STABILI)

LEGGI DI HESS

- SE UNA REAZIONE AVVIENE IN PIÙ STADI INTERNE O UNO SOLO DIRETTO LA QUANTITÀ DI CALORE NON CAMBIA (PRODOTTO O REAGENTI)



$$\Rightarrow \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ = \Delta H_3^\circ$$

CALORE DI REAZIONE

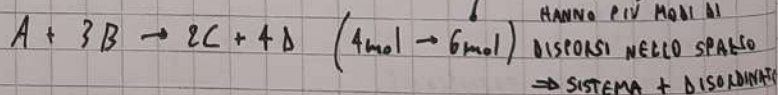
- ABBIAMO VISTO CHE NEGLI ESSERI VIVENTI AVVIENE LA COMBUSTIONE DELLE SOSTANZE NUTRITIVE
- ESSE SPEGNANO GRANDI QUANTITÀ DI ENERGIA, E NEL NOSTRO ORGANISMO AVVENGONO IN MANIERA CONTROLLATA
- PER MISURARE L'ENERGIA PRODOTTA IN RELATIVO ALLA DIGESTIONE DI UN CIBO, BASTA MISURARE IL CALORE SPEGNATO DALLA SUA COMBUSTIONE. (IN JOULE)

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J} \quad (\text{E}_a \text{ PER PORTARE } 1 \text{ g DI } H_2O \text{ DA } 14,5^\circ C \text{ A } 15,5^\circ C)$$

ENTROPIA

- ESISTONO REAZIONI ESOTERMICHE CHE NON AVVENGONO SPONTANEAMENTE, ED ENDOTERMICHE SPONTANEE
- NUOL DIRE CHE BISOGNA CONSIDERARE UN ALTRO FATTORE PER IL CALCOLO DELLA SPONTANEITÀ: L'ENTROPIA
- OVVI SISTEMA EVOLVE SPONTANEAMENTE VERSO LO STATO A MASSIMA ENTROPIA (PERCHÉ PIÙ PROBABILE)

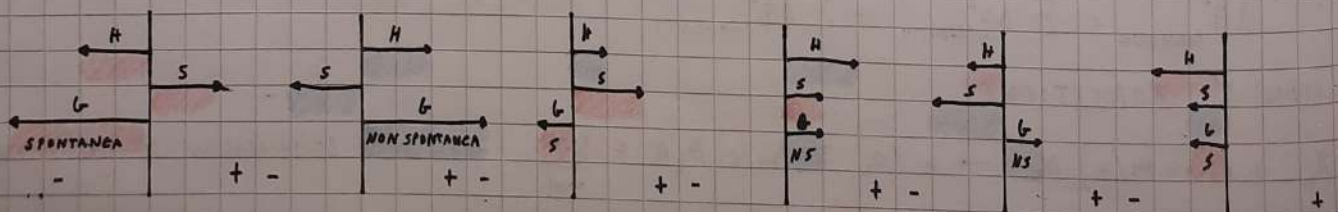
PER ENTROPIA SI INTENDE GRADO DI DISORDINE



ENERGIA LIBERA DI GIBBS

- IL MATEMATICO ROSAM W. GIBBS HA RUNITO IN UN'UNICA FORMULA IL FATTORE ENTALPICO ED ENTROPICO

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



VELOCITÀ DELLE REAZIONI CHIMICHE

$$V = \frac{\text{CONC. FINALE} - \text{CONC. INIZIALE}}{\text{TEMPO FINALE} - \text{TEMPO INIZIALE}} = \frac{\Delta []}{\Delta t}$$

- DEFINIZIONE DI VELOCITÀ DI REAZIONE
- È IL NUMERO DI MOLIE DI REAGENTE CHE SI TRASFORMA NELL'UNITÀ DI TEMPO

LA CONCENTRAZIONE È QUINDI PROPORZIONALE ALLA VELOCITÀ DI REAZIONE

$V = K \cdot [A]^n \cdot [B]^m$

VELOCITÀ DI REAZIONE COSTANTE CINETICA CONCENTRAZIONE MOLARE DEI REAGENTI

SPESSO UGUALI AL COEFF. STECHIOMETRICO
 COEFFICIENTI Sperimentali:
 SE AUMENTA LA CONCENTRAZIONE AUMENTA LA PROBABILITÀ CHE PARTICELLE DIVERSE REALIZZANO



$V = 2X$



$V = 4X$



$V = 1X$

- $(n + m + \dots)$ Danno l'ordine alla reazione, se $n = 1$ avremo una R. di PRIMO ORDINE
- LA VELOCITÀ DI REAZIONE DIMINUISCE CON IL TEMPO (DIMINUISCE LA CONC. DEI REAGENTI), MINOR PROBABILITÀ DI REAZIONE

NE ESISTONO A V COSTANTE:

$$V = K \cdot [A]^0 = K$$

DI ORDINE 0

LEGGE DI ARRHENIUS

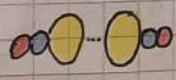
$$K = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$$

FATTORE PRE-ESPONEN.
 FATTORE ESPONEN.

A - FATTORE DI FREQUENZA

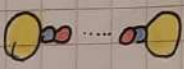
QUESTA VARIABILE DIPENDE DALLA FREQUENZA DELLE COLLISIONI E DAL FATTORE STERICO

AFFINCHÉ UNA REAZIONE AVVENGA L'URTO DEVE, TRA LE ALTRE COSE, ESSERE GEOMETRICAMENTE EFFICACE (O FAVOREVOLE)





PIÙ ATOMI COMPONGONO UNA MOLECOLA MINORE SARÀ LA PROBABILITÀ DI UN URTO FAVOREVOLE

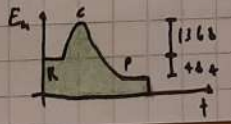
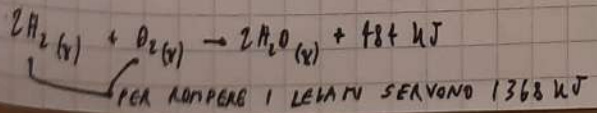




IL FATTORE STERICO ASSUME UN VALORE TRA 0 e 1 (1 SOLO PER URTI TRA ATOMI)

E_a - ENERGIA DI ATTIVAZIONE

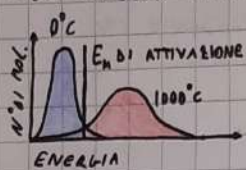
È LA QUANTITÀ MINIMA CHE DEVE ESSERE FORNITA AI REAGENTI PERCHÉ LA REAZIONE AVVENGA



$R = E_u$ REAGENTI
 $P = E_u$ PRODOTTI
 $C = E_u$ COMPLESSO ATTIVATO
 E_a EN. DI ATTIVAZIONE

VELOCITÀ E TEMPERATURA

- ALL'AUMENTARE DELLA TEMPERATURA AUMENTA L'ENERGIA CINETICA DELLE MOLECOLE
- SE AUMENTA L'EN. CINETICA È PIÙ FACILE CHE SI SUPERI L'ENERGIA DI ATTIVAZIONE



- DUNQUE AUMENTANDO LA T AUMENTA LA VELOCITÀ DI REAZIONE
- SE CI INFIAMMIAMO LA T CORPOREA AUMENTA (PER VELOCIZZARE LE REAZIONI DI INFESA)
- IL FRIGORIFERO RIDUCE LA VELOCITÀ DEI PROCESSI DI DEGRADAZIONE ABBASSANDO LA T

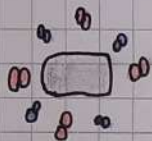
VELOCITÀ E SUBDIVISIONE DEI REAGENTI

- UN BLOCCO DI ZINCO IMMERSO IN UNA SOLUZIONE DI HCl PERMETTE LA REAZIONE SOLO CON LE MOLECOLE ESTERNE
- UN GAS (DOVE LE MOLECOLE SONO DIVISE) O UNA SOLUZIONE VELOCIZZA MOLTO LA REAZIONE



- LA REAZIONE AVVIENE SOLO CON LA SUPERFICIE ESTERNA, E QUINDI RISULTA MOLTO LENTA

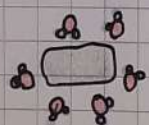
VELOCITÀ E CATALIZZATORI



- LA SPUGNA IN PLATINO ASSORBE MOLECOLE POCO REATTIVE DI H_2 (800 mL DI H_2 PER 1 mL DI PLATINO) E LE LASCIA A SE



- AVVICINANDOSI IMPROVVISAMENTE LE MOLECOLE DI H_2 AUMENTANO LA PROPRIA CONCENTRAZIONE E ANCHE LA TEMPERATURA (AUMENTA LA PRESSIONE, SI COMPRIME)



- LE MOLECOLE SCISSE SONO MOLTO PIÙ REATTIVE, E LA REAZIONE CON L'OSSIGENO AVVIENE + VELOCEMENTE

- IL PLATINO SI È COMPORTATO DA CATALIZZATORE DELLA REAZIONE (CATALISI)

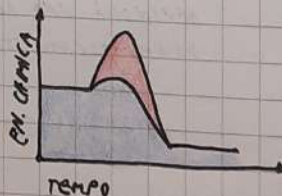
ESEMPI:

- PLATINO
- FERRO
- OSSIDI MOLIBDENO
- CROMO
- TRICLORURO DI ALLUMINIO

UTILIZZATI PER:

- ACIDO SOLFORICO
- ACIDO NITRICO
- AMMONIACA
- DERIVATI DEL PETROLIO

È UNA SPECIE CHIMICA CHE ABBASSA E_a E AUMENTA LA V DI UNA REAZIONE SENZA PARTECIPARE ED ESSERE CONSUMATA



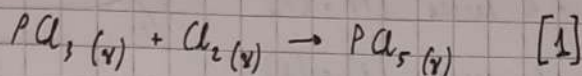
- IN ROSSO LA E_a SENZA CATALIZZATORE

- IN BLU LA E_a CON CATALIZZATORE

EQUILIBRIO CHIMICO

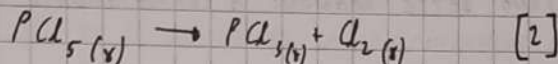
REAZIONI REVERSIBILI

- CONSIDERIAMO LA REAZIONE FRA CLORO MOLECOLARE E TRICLORURO DI FOSFORO



- È STATO OSSERVATO CHE, ANCHE DOPO MOLTO TEMPO, I REAGENTI NON SI ESAURISCONO COMPLETAMENTE, PERCHÉ?

- INSERENDO IN UN RECIPIENTE PENTACLORURO DI FOSFORO NOTIAMO CHE ESSO NON SI DISSOCIA COMPLET. SECONDO LA REA:



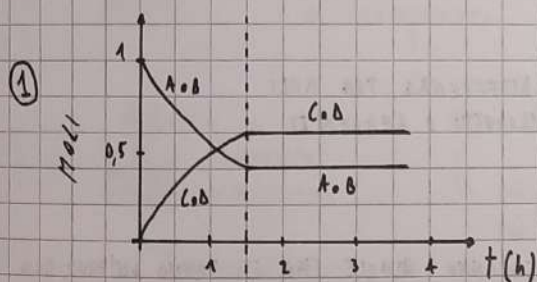
- I REAGENTI NON SI ESAURISCONO PERCHÉ SONO CONTINUAMENTE FORMATI, LA [1] E LA [2] AVVENGONO CONTEMPO.



INDICA LA REVERSIBILITÀ DELLA REAZIONE
AVVENGONO INSIEME LA REAZIONE DIRETTA E INVERSA

EQUILIBRIO DELLA REAZIONE

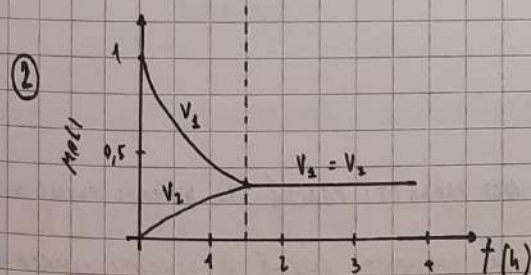
- CONSIDERIAMO UNA GENERICA REAZIONE REVERSIBILE $A + B \rightleftharpoons C + D$



- MANO A MANO CHE LA REAZIONE PROCEDE LA CONCENTRAZIONE DI A E B DIMINUISCE (INIZIALMENTE A 1 mol)

- AL CONTINUI, LA CONCENTRAZIONE DI PRODOTTI AUMENTA

- ANCHE LE VELOCITÀ DI REAZIONE CAMBIANO, DATO CHE VARIANO LE CONCENTRAZIONI



- LA V DEI REAGENTI CALA, LA V DEI PRODOTTI AUMENTA
 ↳ REAZ. DIRETTA ↳ REAZ. INVERSA

- UNA VOLTA CHE $V_1 = V_2$ LE CONCENTRAZIONI SI STABILIZZANO E SARÀ RAGGIUNTO L'EQUILIBRIO CHIMICO (È DI TIPO DINAMICO)

- SPESSO È UTILE OSSERVARE IL CAMBIAMENTO DI COLORE DI UN COMPOSTO, QUANDO COSTANTE SI SARÀ RAGGIUNTO L'EQUILIBRIO

LEGGI DI AZIONE DI MASSA (O DI GULDBERG E WAAGE)

- IN CONDIZIONI DI EQUILIBRIO CHIMICO LA VELOCITÀ DI REAZIONE DIRETTA (V_1) E INVERSA (V_2) SONO UGUALI

$$V_1 = V_2$$

COSTANTE DI
EQUILIBRIO

$$k_1 [A][B] = k_2 [C][D]$$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

COEFFICIENTI STECHIOMETRICI
DEI PRODOTTI E DEI REAGENTI

VALORI OSSERVATI ALL'EQUILIBRIO

LA COSTANTE DI EQUILIBRIO

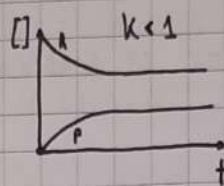
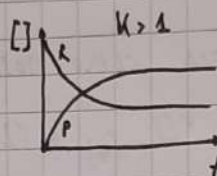
- LA COSTANTE K FORNISCE INFORMAZIONI SULLA CONCENTRAZIONE FINALE DI REAGENTI E PRODOTTI

$$\frac{[P]}{[R]} = K$$

• SE $K > 1$ ALLORA $[P] > [R]$

• SE $K = 1$ ALLORA $[P] = [R]$

• SE $K < 1$ ALLORA $[P] < [R]$



- SI USA DISegnARE una FRECCIA PIÙ LUNGA DALLA PARTE CUI È SPOSTATO L'EQUILIBRIO
- LE REAZIONI CON $K \gg 1$ SONO DETTE REAZIONI A COMPLETAMENTO O IRREVERSIBILI

REAZIONI DI EQUILIBRIO IN FASE GASSOSA

- LA CONCENTRAZIONE DI UN GAS PUÒ ESSERE ESPRESSA COME $\frac{n}{V}$, SAPPIAMO CHE: $P = \left(\frac{n}{V}\right) \cdot RT$

- SE QUINDI P (PRESSIONE PARZIALE) E CONCENTRAZIONE SONO DIRETTAMENTE PROPORZIONALI POSSIAMO SCRIVERE:

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

COEFF. STECCHIOMETRICI
PRESSIONI PARZ. DEI GAS

- SI DIMOSTRA CHE LA K_c (REAZIONI IN SOL.) E LA K_p SONO LEGATE DALLA RELAZIONE:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

DIFFERENZA TRA MOLE PRODOTTI E REAGENTI

QUOZIENTE DI REAZIONE

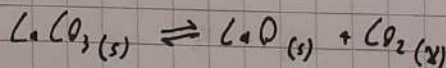
- SI CALCOLA COME LA K_c , SOLAMENTE LE CONCENTRAZIONI NON SARANNO QUELLE CHE SI HANNO ALL'EQUILIBRIO

$$Q = \frac{[R]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

- SE $Q < K_c$ ALLORA I REAGENTI SI DEVONO TRASFORMARE NEI PRODOTTI PERCHÉ Q DIVENTI UGUALE A K_c
- SE $Q > K_c$ ALLORA I PRODOTTI SI DEVONO TRASFORMARE NEI REAGENTI PERCHÉ Q DIVENTI UGUALE A K_c

EQUILIBRI ETEROGENEI

- IN PRESENZA DI LIQUIDI O SOLIDI PURI LA CONCENTRAZIONE NON VARIA, E QUINDI NON È PRESA IN CONSIDERAZIONE NEL CALCOLO DELLA K



LA CONCENTRAZIONE DEL GAS DIPENDE SOLO DALLA TEMPERATURA

EQUILIBRIO MOBILE

- SE AUMENTIAMO DEL REAGENTE AD UNA REAZIONE ^{IN} ~~ALL~~ EQUILIBRIO LA VELOCITÀ DI REAZIONE DIRETTA SUBIRÀ UN BRUSCO AUMENTO PER POI DIMINUIRE, LA V DEI PRODOTTI SUBIRÀ UN AUMENTO COSTANTE.
- POSSIAMO DIRE CHE UN SISTEMA CHIMICO ALL'EQUILIBRIO REALISCE ALLE VARIAZIONI APPORTATE AI SUOI COMPONENTI IN MODO DA NAVARE GLI EFFETTI

A + B	↔	C + D
↑	→	
↓	←	
	←	↑
	→	↓

PRINCIPIO DI LE CHATELIER

- SE SI AUMENTA LA CONCENTRAZIONE DI UN COMPONENTE ESSO VERRÀ TRASFORMATO
- SE SI DIMINUISCE LA CONCENTRAZIONE DI UN COMPONENTE ESSO VERRÀ FORMATO

EFFETTO DELLA PRESSIONE SULL'EQUILIBRIO CHIMICO

- CONSIDERIAMO LA REAZIONE GENERICA: $3A + 2B \leftrightarrow 4C$



• IN UN PRIMO MOMENTO È AUMENTATO L'EQUILIBRIO CHIMICO

• NEL MOMENTO IN CUI LA PRESSIONE VIENE ALTERATA IL SISTEMA CERCA DI OPPORSI AL CAMBIAMENTO



AUMENTO
DI PRESSIONE

DIMINUIZIONE
MOLECOLE

PRODUCENDO PIÙ PRODOTTI, PER POICHÉ SI PASSA DA 3 mol di REAGENTI A 4 mol di PRODOTTI

CIÒ AVVIENE PERCHÉ REAGENTI E PRODOTTI HANNO DIVERSI COEFF. STECHIOM. GLI UNICI VALORI A FARE LA DIFFERENZA NELLA FORMULA DELLA K

PRESSIONE
LA CONCENTRAZIONE NON CAMBIA PERCHÉ
CONCENTRAZIONE E VOLUME VARIANO UGUALMENTE

EFFETTO DELLA TEMPERATURA SULL'EQUILIBRIO CHIMICO



- SE LE FORNIAMO CALORE TENDERÀ AD ASSORBIRLO, CONSUMANDO PRODOTTI
- SE LE TOLIAMO CALORE TENDERÀ A PRODURLO, FORMANDO PRODOTTI

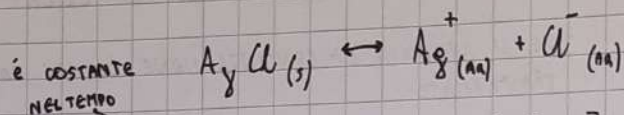


- SE LE FORNIAMO CALORE TENDERÀ AD ASSORBIRLO, CONSUMANDO REAGENTI
- SE LE TOLIAMO CALORE TENDERÀ A PRODURLO, CONSUMANDO PRODOTTI

• I CATALIZZATORI NON INFLUENZANO L'EQUILIBRIO CHIMICO IN QUANTO OPERANO LE STESSIE MODIFICHE ALLA REAZIONE DIRETTA ED INVERSA

PRODOTTO DI SOLUBILITÀ

- ALLIUNGENDO A_gCl IN UNA SOLUZIONE ACQUOSA QUESTO SI DISSOCIA IN IONI A_g^+ E Cl^-
- QUESTO NON PER SEMPRE, MA FINO A CHE NON SIA RAGGIUNTO IL VALORE DELLA SOLUBILITÀ MASSIMA
- ↳ A QUEL PUNTO MACROSCOPICAMENTE SEMBRERÀ TERMINATA LA REAZIONE, MICROSCOPICAMENTE CONTINUERÀ AD AVVENIRE A VELOCITÀ COSTANTE (DIRETTA E INVERSA)



$$K \cdot [A_gCl] = [A_g^+][Cl^-]$$

$$K_{ps} = [A_g^+][Cl^-]$$

↳ COSTANTE DEL PRODOTTO DI SOLUBILITÀ

ESEMPIO:

$$K_{ps}(A_gCl) = 1,5 \cdot 10^{-10}$$

$$[A_g^+][Cl^-] = 1,5 \cdot 10^{-10}$$

$$[A_g^+]^2 = 1,5 \cdot 10^{-10}$$

$$[A_g^+] = [Cl^-] = 1,2 \cdot 10^{-5} M$$

$$[A_gCl] = 1,2 \cdot 10^{-5} M$$

$$m.m.(A_gCl) = 143,32 \frac{g}{mol}$$

$$SOLUBILITÀ DEL CLORURO D'ARGENTO = 1,7 \cdot 10^{-3} \frac{g}{L}$$

EFFETTO IONE COMUNE

- SE ALLA REAZIONE DI PRIMA DOVESSIMO ALLIUNGERE CLORURO DI POTASSIO ALLORA LA CONCENTRAZIONE DI IONI Cl^- AUMENTEREBBE
- ↳ PER IL PRINCIPIO LE CHATELIER IL SISTEMA SI OPPONE, CONSUMANDO GLI IONI E FORMANDO A_gCl
- SE ALLIUNGESSIMO A_gNO_3 AUMENTEREBBE LA CONCENTRAZIONE DI A_g^+ PRODUCENDO LO STESSO EFFETTO

PRECIPITAZIONE

- POSSIAMO CALCOLARE IL QUOZIENTE DI REAZIONE COME LA K_{ps} CON LE CONCENTRAZIONI NON ALL'EQUILIBRIO

$$Q = [A]^x[B]^y$$

SE $Q > K_{ps}$ SI FORMERÀ DEL PRECIPITATO, PERCHÉ ABBIAMO IONI IN ECCESSO

SE $Q = K_{ps}$ NON SUCCEDERÀ NULLA, SIAMO ALL'EQUILIBRIO

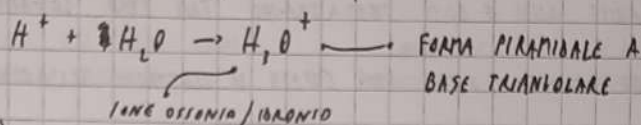
SE $Q < K_{ps}$ LA SOLUZIONE NON È SATURA, IL PRECIPITATO NON SI FORMA.

ACIDI E BASI

- 1675: BOYLE DESCRIVE LE PROPRIETÀ DEGLI ACIDI E DELLE BASI (SAPORE, CONSISTENZA...)
- LAVOISIER CREDEVA CHE TUTTI GLI ACIDI CONTENESSERO ATOMI DI OSSIGENO (OSSIGENO = GENERATORE DI ACIDI)
- BERZOLIET SCOPRÌ CHE ERA L'IDROGENO AD ESSERE PRESENTE IN TUTTI GLI ACIDI
- SVANTE ARRHENIUS NE SPIEGÒ MEGLIO LE CARATTERISTICHE

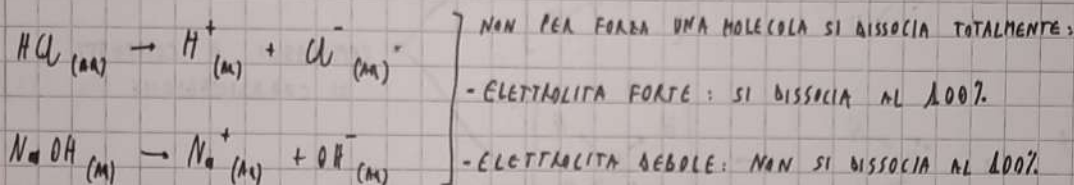
ACIDI: LIBERANO IDROGENIONI (H^+) IN SOLUZIONI ACQUOSE

IN REALTÀ QUESTO IONE, ESSENDO MOLTO CARICO DI ENERGIA (1 PROTONE IN POCO SPAZIO) SI UNISCE ALLE MOLECOLE DI ACQUA (LEG. DATIVO) FORMANDO:

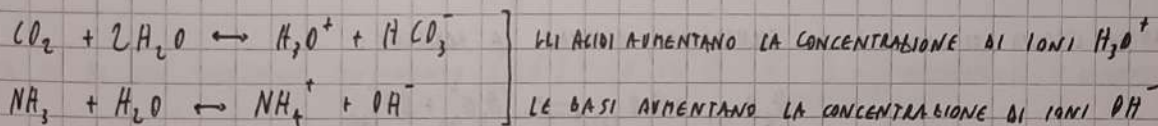


BASI: LIBERANO IONI IDROSSIDO (OH^-) IN SOLUZIONI ACQUOSE

ESEMPLI:



• LE MOLECOLE CHE NON PRESENTAVANO ATOMI DI H AVEVANO COMUNQUE COMPORTAMENTI ACIDI O BASICI, LA TEORIA DI ARRHENIUS VENNE RIFORMULATA

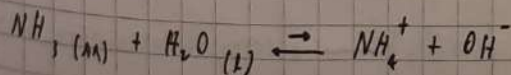
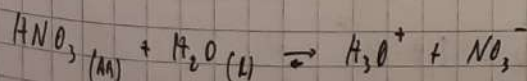


BRØNSTED - LOWRY

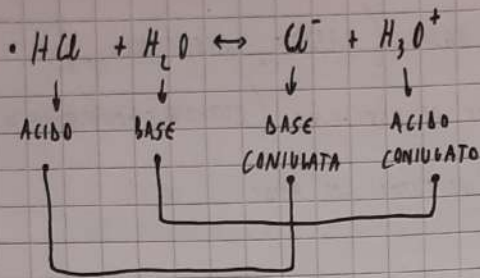
• SECONDO LE LORO TEORIE (1923) ACIDI E BASI HANNO DIVERSE PROPRIETÀ:

DEFINIZIONE:

UN ACIDO È UNO IONE O MOLECOLA CHE LASCIA UN IDROGENIONE A CONDIZIONE CHE VI SIA UNA BASE, OVVERO UNO IONE O MOLECOLA IN GRADO DI ACCETTARE L'IDROGENIONE.



ACIDI E BASI CONIUGATE



OGNI ACIDO, PRIVATO DI UN IDROGENIONE DIVENTA UNA POTENZIALE BASE
 OGNI BASE, ARRICCHITA DI UN IDROGENIONE DIVENTA UNA POTENZIALE ACIDO

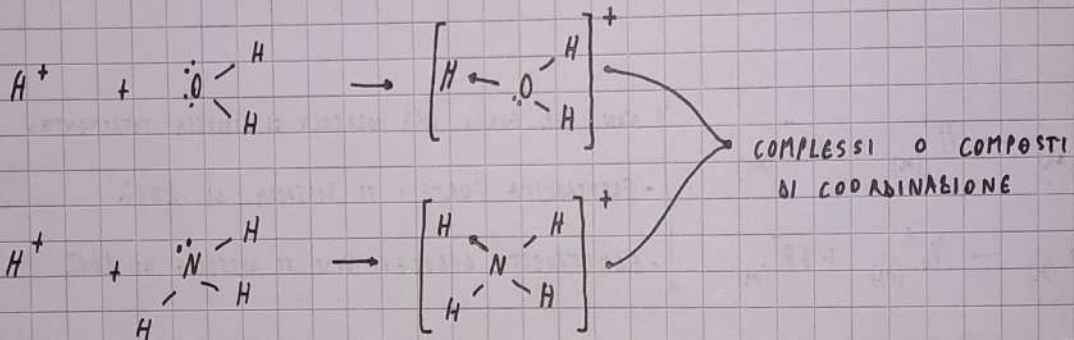
COPPIE CONIUGATE
 ACIDO-BASE

ACIDI E BASI DI LEWIS

• SECONDO LEWIS ACIDI E BASI INSTAURANO TRA LORO LEGAMI DATIVI, NELLO SPECIFICO:

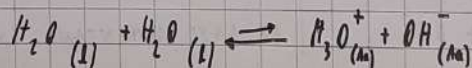
- LA BASE ACCETTA DONA UNA COPPIA DI ELETTRONI ALL'ACIDO

- L'ACIDO ACCETTA UNA COPPIA DI ELETTRONI DALLA BASE



AUTOIONIZZAZIONE ACQUA

• ANCHE L'ACQUA SI DISSOCIA IN SOLUZIONE, SECONDO LA REAZIONE:



• ALL'EQUILIBRIO VALE LA RELAZIONE:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

POSSIAMO CONSIDERARE LA CONCENTRAZIONE DELL'ACQUA
 COME UNA COSTANTE (55,5 mol/l)

$$K_w = K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

PRODOTTO IONICO
 DELL'ACQUA

• NE DERIVA CHE ALL'EQUILIBRIO $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = 1,0 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

• L'ACQUA PUÒ COMPORTARSI DA BASE (CON HCl) O DA ACIDO (CON NH_3) — QUESTO COMPORTAMENTO È DETTO

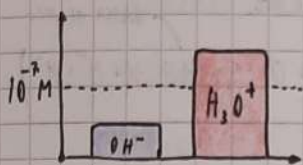
-AMFOTERO-

SOLUZIONI ACIDE, BASICHE E NEUTRE

- ALL'EQUILIBRIO UNA CERTA QUANTITÀ DI MOLECOLE D'ACQUA SI DISSOCIA
- PERCHÉ UNA MOLECOLA SI DISSOCI C'È BISOGNO CHE VENGA CIRCONDATA DA MOLECOLE DI ACQUA, LE QUALI INTERAGISCONO I LEGAMI ~~VALENTI~~ PRIMARI E IONIZZANO LA MOLECOLA
- QUANDO INSERIAMO UNA SOSTANZA IN ACQUA, SIA CHE SI PRODUCANO OH^- SIA CHE SI FORMINO H_3O^+ , PARTE DELLE MOLECOLE DI H_2O SI OCCUPERANNO DELLA REAZIONE CON TALE SOSTANZA
- NE CONSEGUE UN AUMENTO DEGLI IONI PRODOTTI DA TALE REAZIONE { E UNA DIMINUIZIONE DEGLI ALTRI (CI SONO MENO MOLECOLE DI ACQUA CHE INTERAGISCONO INSIEME, UNICO MODO PERCHÉ CONTINUINO AD ESISTERE CANTO IONE)

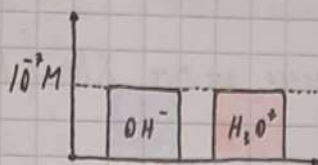
SOLUZIONI ACIDE

CONTIENE PIÙ IONI OSSONIO RISPETTO AGLI IONI IDROSSIDO



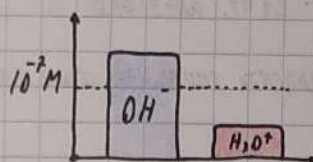
SOLUZIONI NEUTRE

CONTIENE GLI STESSI IONI OSSONIO E IDROSSIDO



SOLUZIONI BASICHE

CONTIENE PIÙ IONI IDROSSIDO RISPETTO AGLI IONI OSSONIO



CALCOLO DEL pH

• PER EVITARE DI LAVORARE CON GLI ESPONENZIALI, NEL 1909, SÖREN SÖRENSEN DEFINISCE IL pH COSÌ:

$$pH = -\log_{10} [H_3O^+]$$

• DAVANTI IL pH DI UNA SOLUZIONE CONTENENTE $[H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-3} M$ È 3, ANNOVAMENTE SI DEFINISCE IL pOH

$$pOH = -\log_{10} [OH^-]$$

• A QUESTO PUNTO SI POSSONO FARE ALCUNE CONSIDERAZIONI MATEMATICHE:

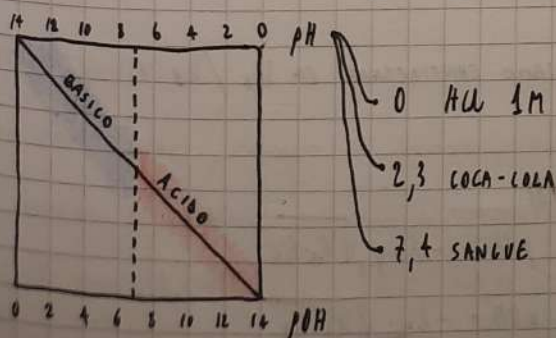
$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

$$-\log K_w = -\log ([H_3O^+] \cdot [OH^-]) = -\log 10^{-14}$$

$$pK_w = pH + pOH = 14 \longrightarrow \text{LA SOMMA DI pH E pOH È SEMPRE COSTANTE}$$



pH-METRO:

IMMERGENDO IL SUO ELETTRODO IN SOLUZIONE PERMETTE DI MISURARE IL pH. POICHÉ LA T DELLA SOLUZIONE FA VARIARE LA K_w L'APPARECCHIO TIENE CONTO ANCHE DI QUELLA.

ELETTRONEGATIVITÀ E COMPORTAMENTO ACIDO/BASICO

• CONSIDERANDO UN COMPOSTO TERNARIO: $X - O - H$

↳ ALTA EL.NEG.

- SE X HA ALTA EL.NEG. ALLORA IN ACQUA SI AVRÀ: $XO^- + H^+$ COMP. ACIDO

↳ QUESTO PERCHÉ L'OSSIGENO NON RIVULSIONE A STRAPPARE L'ELETTRONE DI X

- SE X HA BASSA EL.NEG. ALLORA IN ACQUA SI AVRÀ: $X^+ + OH^-$ COMP. BASICO

↳ L'OSSIGENO RIESCE A STRAPPARE (CON L'AUTO DONAZIONE) L'E⁻ A X

- SE X HA UN VALORE DI EL.NEG. MEDIO (SIMILE A H) ALLORA SI COMPORTERÀ DA ACIDO IN PRESENZA DI BASE E VICEVERSA

↳ COMP. AMFOTERO

• IL RAGIONAMENTO SULL'EL.NEG. VALE ANCHE PER MOLECOLE DEL TIPO XH ($HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$, $MH \nrightarrow M^+ + H^+$)

↳ FORTE EL.NEG.

↳ BASSA EL.NEG.

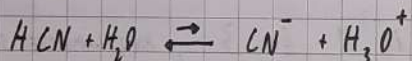
COSTANTE DI DISSOCIAZIONE

• ESISTONO COMPOSTI CHE IN ACQUA SI DISSOCIANO TOTALMENTE (ELETTROLITI FORTI) E ALTRI SOLO PARZIALMENTE (ELETTROLITI DEBOLI)

• ALLO STESSO MODO ESISTONO ACIDI E BASI FORTI E DEBOLI



$$K_A = K[H_2O] = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$



$$K_A = \frac{[CN^-][H_3O^+]}{[HCN]}$$

↳ COSTANTE DI DISSOCIAZIONE

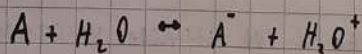
• SE UN ACIDO HA ALTA K_A LA SUA BASE CONIUGATA AVRÀ K_B MOLTO BASSA (LA REAZIONE È SPOSTATA A DX)

$$K_A \cdot K_B = 10^{-14}$$

• ESISTONO ACIDI POLIPROTICI (IN GRADO DI CEDERE PIÙ IDROGENIONI) E BASI POLIBASICHE (CEDONO PIÙ IONI OH^-)

CALCOLO pH SOLUZIONI

• SE L'ACIDO O LA BASE SONO DEBOLI PRIMA DOBBIAMO CONSIDERARE LA K_A / K_B :



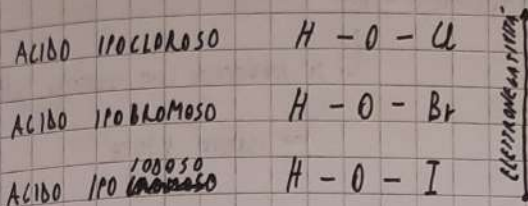
$$K_A = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[A]} \Rightarrow [H_3O^+] = \sqrt{K_A \cdot C_A}$$

$$\Rightarrow pH = -\log_{10} \sqrt{K_A \cdot C_A}$$

$$\Rightarrow [OH^-] = \sqrt{K_B \cdot C_B}$$

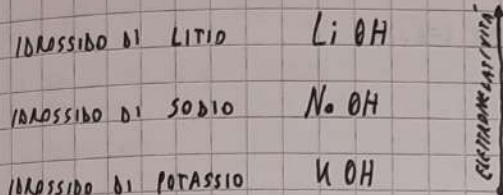
$$\Rightarrow pOH = -\log_{10} \sqrt{K_B \cdot C_B}$$

ELETTRONEGATIVITÀ E FORZA DI ACIDI / BASI



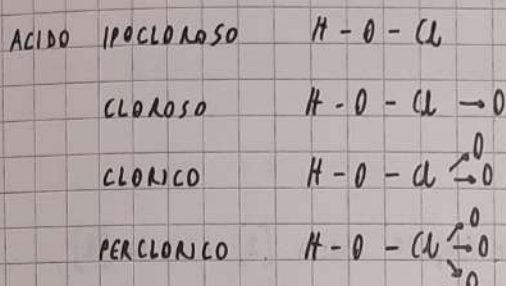
MAGGIORE È L'ELETTRONEGATIVITÀ, MAGGIORE È LA TENDENZA DELL'ELEMENTO X AD ATTIVARE L'E⁻ DELL'IDROGENO

↳ BASTA POCO PER DISSOCIARLO



MINORE È L'ELETTRONEGATIVITÀ, MINORE SARÀ LA TENDENZA A RIMANERE LEGATI AL GRUPPO OH

↳ BASTA POCO PER DISSOCIARLO



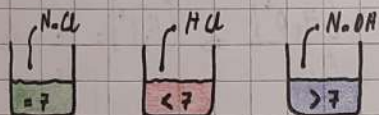
L'ALIVUITÀ DI ATOMI DI O ACCENTUA L'ATTRAZIONE

DELL'ELETTRONE DELL'ATOMO DI IDROGENO.

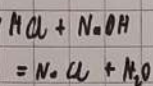
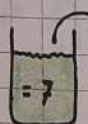
QUESTO FACILITA LA DISSOCIAZIONE

REAZIONI ACIDO - BASE

- METTIAMO UNA QUANTITÀ EMOLOARE DI HCl , $NaOH$ E $NaCl$ IN 3 RECIPIENTI DIVERSI



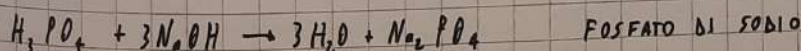
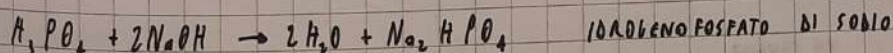
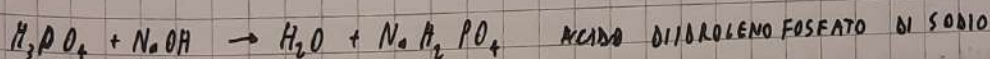
ESSENDO TUTTI ELETTROLITI FORTI SI DISSOCERANNO COMPLETAMENTE



UNENDO LE DUE SOSTANZE AVREMO CHE GLI IONI H_3O^+ E OH^- SI UNIRANNO FORMANDO H_2O E GLI IONI Na^+ E Cl^- FORMERANNO $NaCl$

REAZIONE DI NEUTRALIZZAZIONE = ACIDO + BASE $\rightarrow$ SALE + ACQUA

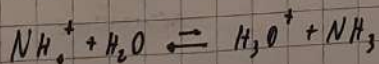
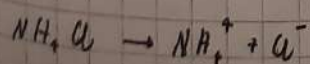
- POSSONO ESISTERE PIÙ TIPI DI R. DI NEUTRALIZZAZIONE, CON BASI POLI BASICHE O ACIDI POLI PROTICI



IDROLISI SALINA

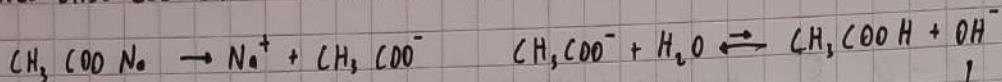
- NON TUTTI I SALI, SCIOLTI IN ACQUA, PRODUCONO SOLUZIONI NEUTRE

- IL CLORURO DI AMMONIO SI DISSOCIA COMPLETAMENTE, DANDO VITA A QUESTE REAZIONI



CI È PRODUZIONE DI IONI $H_3O^+ \Rightarrow pH < 7$
= IDROLISI ACIDA

- NEL CASO DEL SALE ACETATO DI SODIO AVVIENE UN ALTRO TIPO DI REAZIONE



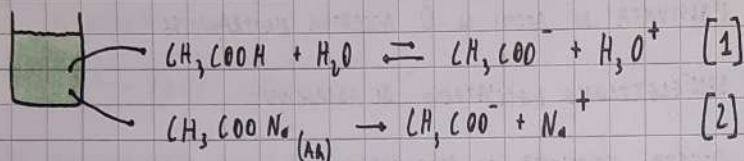
↳ SI PRODUCONO IONI IDROSSIDO $\text{pH} > 7$

⇒ IDROLISI BASICA

- L'IDROLISI ACIDA AVVIENE AVANDO IL SALE = ACIDO FORTE + BASE DEBOLE
- L'IDROLISI BASICA AVVIENE AVANDO IL SALE = BASE FORTE + ACIDO DEBOLE

LE SOLUZIONI TAMPONE

- SONO IN GRADO DI RIDURRE L'EFFETTO DI UN ACIDO O UNA BASE ALL'INTERNO DI UNA SOLUZIONE



- SE AGGIUNGIAMO IONI H_3O^+ QUESTI SI UNIRANNO ALLI IONI CH_3COO^- DELLA [2] E DELLA [1], SPOSTANDONE L'EQUILIBRIO A SINISTRA
- SE AGGIUNGIAMO IONI OH^- QUESTI SI UNIRANNO ALLI IONI H_3O^+ DELLA [1] SPOSTANDONE L'EQUILIBRIO A SINISTRA

$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

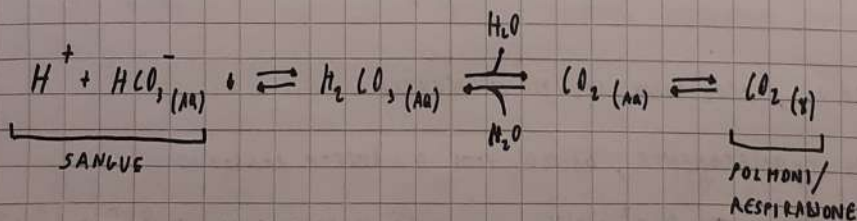
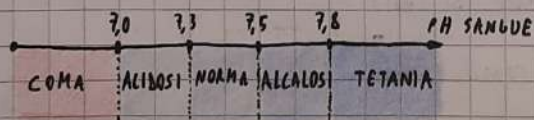
[CH₃COO⁻] → UVALE, CIRCA, ALLA CONCENTRAZIONE DEL SALE
 [CH₃COOH] → UVALE, CIRCA, ALLA CONC. INIZIALE DELL'ACIDO

$$K_A = \frac{C_S \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{C_A} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{C_A}{C_S} \cdot K_A = \frac{n_A}{n_S} \cdot K_A$$

- SI FORMANO IN 2 MODI, E SERVONO A MANTENERE COSTANTE IL pH DI UNA SOLUZIONE

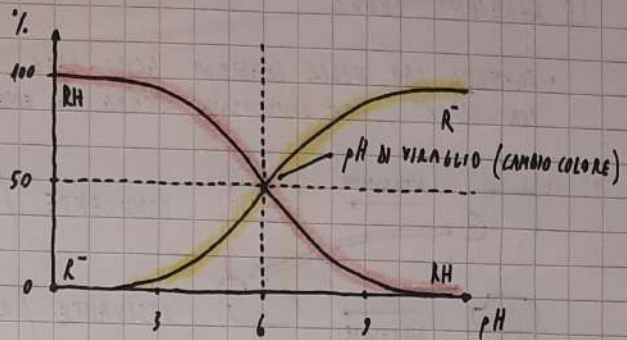
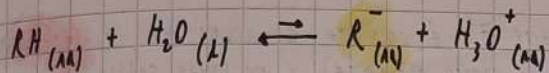
- ACIDO DEBOLE + SALE (A. DEB. + B. FOR.)
- BASE DEBOLE + SALE (B. DEB. + A. FOR.)

- FATTI SUL CORPO UMANO -



GLI INDICATORI DI PH

- SONO ACIDI DEBOLI CHE ASSUMONO COLORI DIVERSI A SECONDA CHE SIANO DISSOCIATI O MENO



- SE IN SOLUZIONE VENGONO AGGIUNTI IONI OSSONIO L'EQUILIBRIO SI SPOSTA VERSO SX
- SE IN SOLUZIONE VENGONO AGGIUNTI IONI IDROSSIDO L'EQUILIBRIO SI SPOSTA VERSO DX, FACENDO ASSUMERE ALL'INSIEME UN COLORE GIALLASTRO
- AL PH DI VIRAGGIO LA K_{RH} EQUIVALE A $[H_3O^{+}]$, POICHÉ: $K_{RH} = \frac{[R^{-}] \cdot [H_3O^{+}]}{[RH]} \Rightarrow K_{RH} = [H_3O^{+}]$
- SERVE UNIRE PIÙ INDICATORI PER RICAVARE IL PH DI UNA SOLUZIONE (PH DI VIRAGGIO DIVERSI)

LA TITOLAZIONE ACIDO - BASE

- CON QUESTO PROCESSO SI PUÒ RICAVARE IL TITOLO (CONCENTRAZIONE) DI UN ACIDO AGGIUNGENDO UNA BASE, O VICEV.

SOL. DI $NaOH$ A TITOLO NOTO

SOLUZIONE DI HCl A TITOLO IGNOTO

È INSERITO UN INDICATORE: BROMOTIMOLO

GIALL - VERDE - BLU

PH < 7 = 7 > 7

IN BASE ALLA QUANTITÀ AGGIUNTA SI CALCOLA $n_{OH^{-}}$ CONOSCENDO IL V; DELL'ACIDO SI TROVA $[HCl] = [H_3O^{+}] \Rightarrow pH$

SOLUZIONE: $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

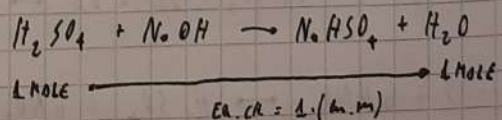
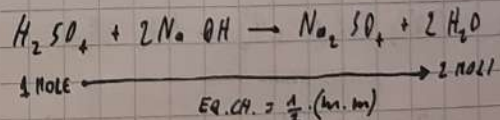
CI SI FERMA QUANDO L'AGGIUNTA DI $NaOH$ HA NEUTRALIZZATO GLI IONI $H_3O^{+} \Rightarrow pH = 7 = VERDE$

EQUIVALENTE CHIMICO E NORMALITÀ

- L'EQUIVALENTE CHIMICO È LA QUANTITÀ DI ACIDO CHE RILASCI 1 MOLE DI IONI OSSONIO, O DI BASE CHE LI REALISCE.

1 EQUIVALENTE CHIMICO	ACIDO	MONOPROTICO	1 MOLE DI ACIDO
		TRIPROTICO	0,33 MOLI DI ACIDO
	BASE	MONOBASICA	1 MOLE DI BASE
		DIBASICA	0,5 MOLI DI BASE

- STESSI COMPOSTI POSSONO AVERE EQ. CHIMICI DIVERSI A SECONDA DELLA REAZIONE CHE LI COINVOLGE



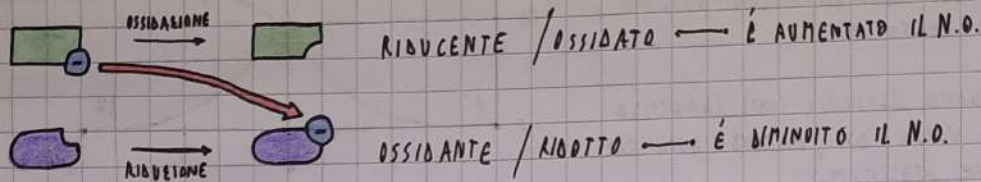
- LA NORMALITÀ È IL NUMERO DI EQUIVALENTI CHIMICI CONTENUTI IN 1 L DI SOLUZIONE

HCl	1 M	1 N	(UNO NORMALE)
H_3PO_4	0,66 M	2 N	(DUE NORMALE)
$Ca(OH)_2$	0,5 M	1 N	(UNO NORMALE)

ELETTROCHIMICA

LE REAZIONI REDOX

- SAPIAMO CHE NELLE REAZIONI ACIDO-BASE UN IDROGENIONE H^+ È CEDUTO E ACQUISTATO, LO STESSO VALE PER GLI e^- , CHE CONDENSANO ANCORA PIÙ ENERGIA (CONC. DI CARICA ELEVATA) IN UN MINOR SPAZIO (1/1836)

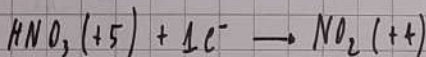
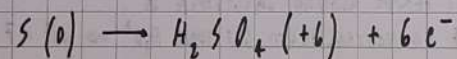
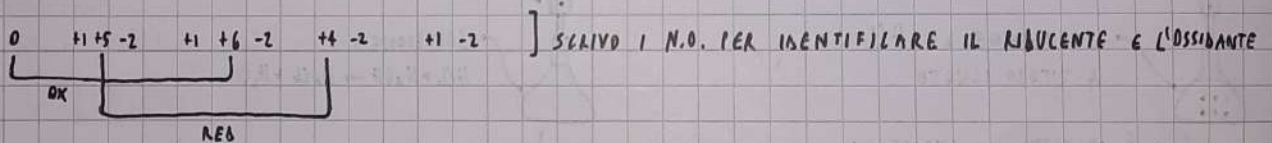
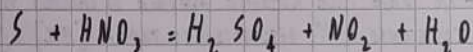


REAZIONI DOVE AVVIENE UNO SCAMBIO DI ELETTRONI

- L'ELETTRONEGATIVITÀ E L'ENERGIA DI IONIZZAZIONE INCIDONO SUL COMPORTAMENTO DELL'ATOMO NELLA REDOX

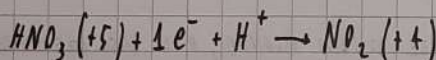
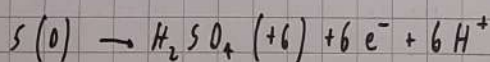
- MAIUSCOLE È, PIÙ INDOBILE SARÀ IL COMPORTAMENTO OSSIDANTE
- MINUSCOLE È, PIÙ PROBABILE SARÀ IL COMPORTAMENTO RIDUCENTE

BILANCIAMENTO REAZIONI REDOX

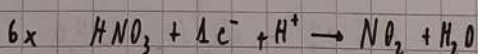
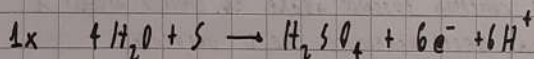


SEMIREAZIONE DI OSSIDAZIONE
 SEMIREAZIONE DI RIDUZIONE

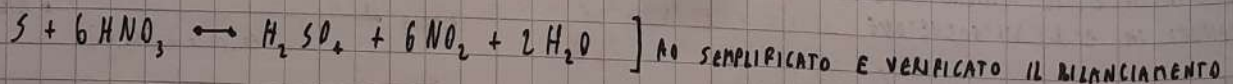
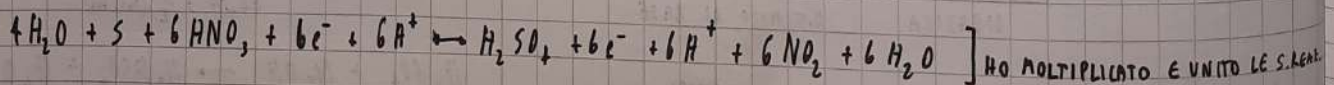
BILANCIAMENTO N.O.



ALLUNGO IONI H^+ (SONO IN AMBIENTE ACIDO, ALTRIMENTI OH^-) PER BILANCIARE LE CARICHE

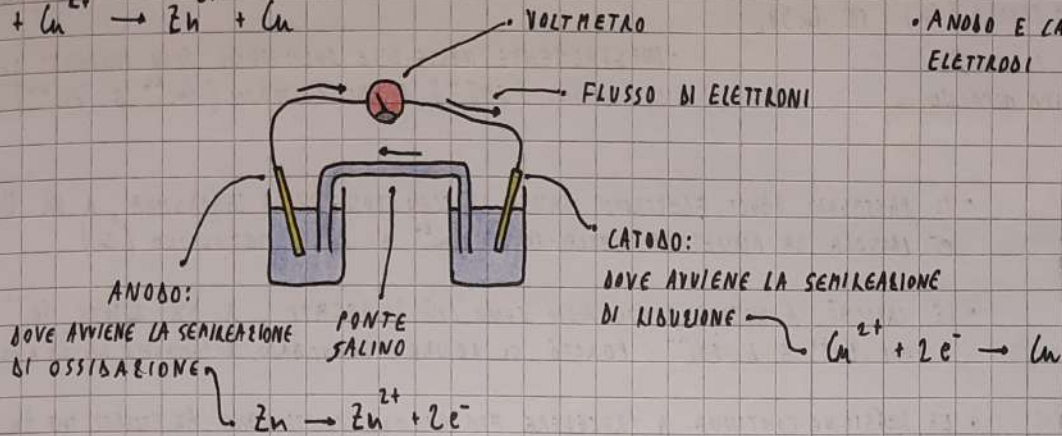
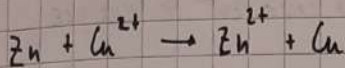


ALLUNGO MOLECOLE DI ACQUA PER BILANCIARE LE MASSE



LE PILE ELETTRICHE

- LE PILE ELETTRICHE SONO SISTEMI ELETTROCHIMICI CHE TRASFORMANO ENERGIA CHIMICA IN ENERGIA ELETTRICA, GRAZIE ALLE REAZIONI REDOX



- ANODO E CATODO SONO ELETTRODI

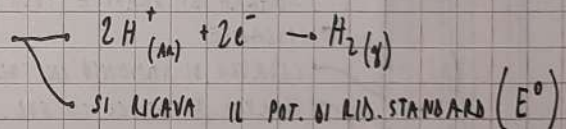
- AVENDO 2 SPECIE CHIMICHE DIFFERISCONO SOLO PER N.O. (COME ZINCO E RAME QUI) PRENDONO IL NOME DI SEMIELEMENTI DI UNA PILA

SONO INDICATI COSÌ: Zn^{2+}/Zn Cu^{2+}/Cu Fe^{2+}/Fe

IL POTENZIALE DI RIDUZIONE

- NELLE REDOX AVVENGONO SCAMBI DI ELETTRONI TRA SPECIE CHIMICHE, SI È RESO NECESSARIO INDIVIDUARE NUMERICAMENTE LA TENDENZA DI UN SEMIELEMENTO A RIDURSI (PER CONVENZIONE, POTEVA ESSERE ANCHE IL CONTRARIO)

- PER AVERE UNA MISURA CONFRONTABILE BISOLVA ESSEGUIRE I TEST UTILIZZANDO LO STESSO ELEMENTO COME RIFERIMENTO



- DISPONENDO I RISULTATI IN ORDINE DECRESCENTE SI OTTIENE LA SCALA DEI POTENZIALI DI RIDUZIONE STANDARD

$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-_{(\text{aq})}$	+2,87 V
$\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})}$	+0,86 V
$2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})}$	0,00 V
$\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{K}_{(\text{s})}$	-2,925 V

- AL SEMIELEMENTO A IDROGENO È STATO ATTRIBUITO UN VALORE DI 0V

- PIÙ E° È ALTO MAGGIORE È LA TENDENZA A RIDURSI (SIMILE ALL'EN.)

- CIASCUN SEMIELEMENTO TENDE A OSSIDARE (PRENDERE e^-) A SEMIELEMENTI CON E° MINORE E RIDURRE (DARE e^-) A SEMIELEMENTI CON E° MAGGIORE

- LA MAGGIOR PARTE DEI METALLI, IN AMBIENTE ACIDO, SI OSSIDA (PRESENZA DI H^+ E $E^\circ < 0$), NON TUTTI PERÒ:

- METALLI NOBILI -

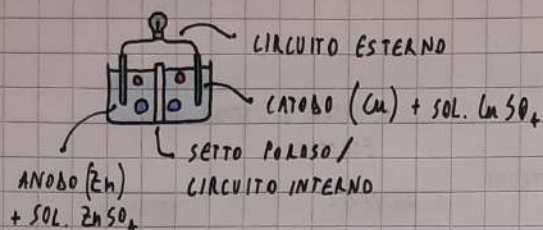
HANNO E° E PERTANTO NON SONO ATTACCATI DALLE SOLUZIONI CON H^+ (ORO, ARGENTO, RAME, PLATINO, MERCURIO)

- ORO -

L'ORO HA ANCHE $E^\circ > E^\circ_0$ (OSSIGENO), PER QUESTO MOTIVO NON SI OSSIDA E RIMANE LUCENTE E INALTERATO

LA PILA DANIELL

- È UNA PILA COSTITUITA DA 2 SEMIELEMENTI CON DIVERSO E^0 COLLEGATI DA UN CIRCUITO INTERNO ED ESTERNO



- L'ANODO, AVENDO E^0 MINORE, TENDÉ A OSSIDARSI, LIBERANDO $2e^-$ NEL CIRCUITO E LIBERANDO UNO IONE Zn^{++} IN SOLUZIONE

- INIZIALMENTE NELLE DUE SOLUZIONI SONO PRESENTI LE STESSA ANIONI (SO_4^{--}) E DI CATIONI (Cu^{++} E Zn^{++})



- IL PASSAGGIO DEGLI ELETTRONI CAUSA L'ACCENSIONE DELLA LAMPADINA, A DX L'ANODO NEGLI e^- INVOCA LA RIDUZIONE DELLO IONE Cu^{++} A RAME METALLICO (Cu)

- LE LANCHE A QUESTO PUNTO NON SONO PIÙ BILANCATE, A DX IL IONE SO_4^{--} , A SX 2 IONI Zn^{++} E 1 SO_4^{--} , PERCIÒ SI RENDE NECESSARIO IL PASSAGGIO DA DX A SX DI UN ANIONE



- LA REAZIONE CONTINUA A PROCEDERE FIN QUANDO CONTINUANO AD ESSERCI Zn E Cu ,

- L'ANODO (R. DI OSSID.) HA SEGNO "-", IL CATODO (R. DI RIDUC.) HA SEGNO "+"

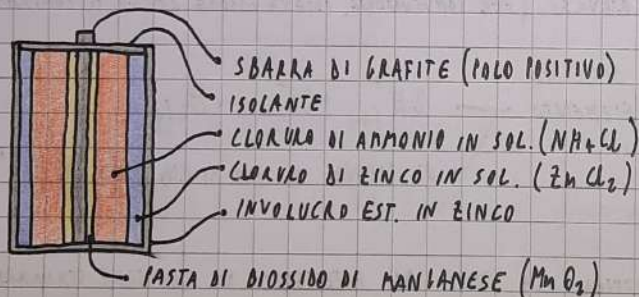
SI ASSOTTELLA LA LAMINA
SI IMPRESSISCE LA LAMINA

FORZA ELETTROMOTRICE DI UNA PILA

- CORRISPONDE ALLA DIFFERENZA TRA I POT. DI RIDUZIONE DELL'ANODO E DEL CATODO: $f.e.m. = E^0_{CATODO} - E^0_{ANODO}$

- LA REAZIONE AVVIENE SE LA $f.e.m. > 0$, E FINO A QUANDO I REAGENTI NON SI SONO CONSUMATI

LE PILE A SECCO



- PILA A SECCO LECLANCHÉ (1866)

- $f.e.m. = 1,5V$ (REDOX TRA Zn E Mn)

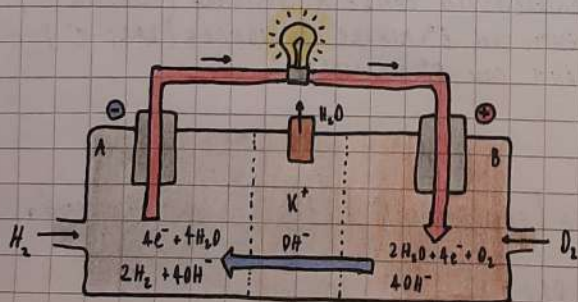
- SONO TRASPORTABILI, NON COME LE DANIELL

• PILA MALLORY O A BOTTONE:

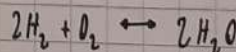
- A PARITÀ DI PESO PRODUCONO 5/6 VALTE L'ENERGIA DELLE LECLANCHÉ

- PARTECIPANO ALLA REDOX Zn E H_2

- FORNISCONO CORRENTE COSTANTE FINO ALL'ESAUIMENTO, LO SMALTIMENTO È COMPLESSO PER LE SOST. TOSSICHE CHE



- È UNA PILA A COMBUSTIBILE (ALTA RESA E_m E NO INAVINAMENTO)

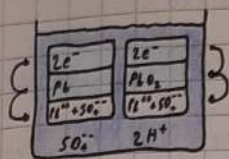


- NELLA PARTE A SORBOLIA H_2 , SI PRODUCONO $4e^-$ CHE SONO TRASFERITI ALLA PARTE B DOVE RIVCONO L'OSSIGENO, GLI e^- TORNA ALLA PARTE A ATTRAVERSO I 4 IONI OH^-

- HANNO COSTI MOLTO ELEVATI, SONO UTILIZZATE PER GAA NEI VEICOLI SPAZIALI

GLI ACCUMULATORI

• SONO BATTERIE RICARICABILI (TRASFORMANO E_{CHIMICA} IN $E_{\text{ELETTRICA}}$ E VICEVERSA)



• ACCUMULATORE A PIOMBO: $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

• SI HANNO GLI STESSI SEMIELEMENTI: Pb^{2+}/Pb E $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^{2+}$

• PIÙ COPPIE DI QUESTI SEMIELEMENTI COSTITUISCONO UNA BATTERIA ELETTROCHIMICA

• FASE DI SCARICA: A SX ABBIAMO PIOMBO METALLICO CHE SI OSSIDA CEDENDO $2e^-$ E LEGANDOSI ALLI IONI IN SOL. SO_4^{2-} FORMANDO SOLFATO DI PIOMBO (PbSO_4)
A DX ARRIVANO $2e^-$ CHE RIDUCONO IL DISSIDO DI PIOMBO A Pb^{2+} , CHE REALISCE COME A SX FORMANDO PbSO_4 . ENERGIA CHIMICA È TRASFORMATA IN ENERGIA ELETTRICA

• FASE DI CARICA: LA QUANTITÀ DI REAGENTI AUMENTA, LARIE ALLA PRESENZA DI E_{E}

CONDUTTORI DI PRIMA E SECONDA CLASSE

• I CONDUTTORI DI PRIMA CLASSE (ES. METALLI) SONO CORPI IN CUI IL PASSAGGIO DI CORRENTE È DOVUTO AL LIBERO SPOSTAMENTO DI ELETTRONI E NON PROVOCA REAZIONI CHIMICHE

• I CONDUTTORI DI SECONDA CLASSE (ES. ELETTROLITI, SOLIDI IONICI FUSI) SONO CORPI IN CUI IL PASSAGGIO DI CORRENTE È DOVUTO AL LIBERO SPOSTAMENTO DI IONI E PROVOCA REAZIONI CHIMICHE (I SOLIDI IONICI NON FUSI ATTIRANO CON MOLTA FORZA GLI IONI, VANNO FUSI)

LA CONDUCIBILITÀ ELETTRICA DELLE SOLUZIONI



VOLTAETRO: BACINELLA IN CUI SONO IMMERSE 2 ELETTRODI COLLEGATI ALLA BATTERIA

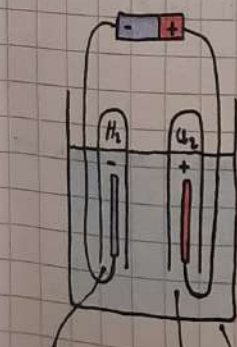
• NEL CIRCUITO ESTERNO FLUISCONO GLI e^- , IN QUELLO INTERNO GLI IONI (N.B. IN QUESTO CASO)

• LA MISURA DELLA QUANTITÀ DI CARICHE ELETTRICHE PASSATE NELL'UNITÀ DI TEMPO INDICA LA:

- CONDUCIBILITÀ ELETTRICA DI UNA SOLUZIONE

- SE V 2 SOL. DELLO STESSO COMPOSTO ALLORA:
 - > CONDUCIBILITÀ = > CONCENTRAZIONE
- SE ABBIAMO 2 SOL. DIVERSE ALLA STESSA CONCENTR.:
 - > CONDUCIBILITÀ = > DISSOCIAZIONE DELL'ELETTROLITO

L'ELETTROLISI



• È SCIOLTA IN ACQUA UNA SOLUZIONE DI HCl (DISCIOLTO IN H^+ E Cl^-)

• GLI IDROGENIONI SI AVVICINANO ALL'ANODO DELLA PILA, GLI IONI Cl^- AL CAT. DELLA PILA

• GLI H^+ PRENDONO $1e^-$ E SI RIDUCONO ($\Rightarrow$ REAZ. DI RIDUZ. = CATODO DEL VOLTAMETRO)

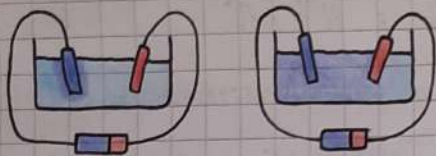
• GLI Cl^- CEDONO $1e^-$ E SI OSSIDANO ($\Rightarrow$ REAZ. DI OSSID. = ANODO DEL VOLTAMETRO)

• SI FORMANO IDROGENO E CLORO MOLECOLARI (H_2 E Cl_2) GASSOSI

• I PROCESSI CHE AVVENGONO NEL VOLTAMETRO PRENDONO IL NOME DI ELETTROLISI

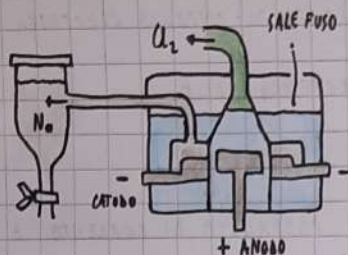
ELETTROLISI E POTENZIALE DI RIDUZIONE

- AGGIUNGIAMO IN SOLUZIONE ACQUOSA DEL CLORURO DI SODIO NaCl (SI DISSOCIA IN Na^+ E Cl^-)
- AL CATODO NON SI RIDURRÀ LO IONE Na^+ (E° BASSA) MA GLI IONI H^+ (E° MAGGIORE)



- LA DIMINUIZIONE DI H^+ PROVOCA L'AUMENTO DI IONI OH^- (SOL. BASICA)
- SE IMMERGIAMO UN INDICATORE DI pH (BLU DI BRONZINOLO, VIRAGGIO - 7) LO NOTEREMO
- L'ELETTROLISI DELL' NaCl È USATA PER PRODURRE NaOH INDUSTRIALMENTE

APPLICAZIONI INDUSTRIALI DELL'ELETTROLISI (BREVE)



- È SCIOLTO NaCl IN UNA VASCA (ALLO ST. SOLIDO NON SI DISSOCIA, BISOGNA FUSO)
- Na^+ SI RIDUCE AL CATODO ACCUMULANDOSI A SX (È PIÙ LEGGERO DELLA SOLUZIONE)
- Cl^- SI OSSIDA ALL'ANODO ENTRANDO NEL CONDOTTO CENTRALE (Cl_2 È LASCIOSO)

- GALVANOSTEGIA = PROCESSO DI COPERTURA DI UN METALLO CON UN ALTRO METALLO
- GALVANOPASTICA = PROCESSO DI COPERTURA DI UN ^{OGGETTO} NON METALLICO CON UN METALLO

PRIMA LEGGE DI FARADAY

- LA QUANTITÀ DI SOSTANZA CHE REALISCE ALLI ELETTRODI NEL CORSO DELL'ELETTROLISI È PROPORTIONALE ALLA CARICA ELETTRICA CHE CIRCOLA NELLA CELLA ELETTROLITICA

$$I \left(\frac{\text{C}}{\text{s}} \right) \cdot t (\text{s}) \propto m$$

CORRENTE NEL CIRCUITO TEMPO TRASCORSO QUANTITÀ DI SOSTANZA CHE REALISCE

$$1 \text{ F (FARADAY)} = Q_e \cdot N_A = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 96500 \text{ C}$$

SECONDA LEGGE DI FARADAY

- 1 FARADAY FA REAGIRE 1 MOLE DI IONI H^+ O OH^- , 1/2 MOLE DI Ba^{2+} , 1/3 MOLE DI Fe^{3+}
- LA QUANTITÀ DI SOST. CHE SCAMBIA 1 MOL DI e^- (1 FARADAY) È CHIAMATA EQ. REDOX
- DURANTE L'ELETTROLISI IL PASSAGGIO DI UN FARADAY REALISCE CON 1 EQUIVALENTE REDOX DI OGNI TIPO DI IONE