



Appunti universitari
Tesi di laurea
Cartoleria e cancelleria
Stampa file e fotocopie
Print on demand
Rilegature

NUMERO: 2263A

ANNO: 2017

A P P U N T I

STUDENTE: Sobrero Giovanni

MATERIA: Chimica - Prof. Gerbaldi

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

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

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

OSSIDI BASICI

OSSIDI

METALLO + OSSIGENO

TRAD
OSSIDO DI/...OSO/...ICO

IUPAC
MONO/DI/TRIOSSIDO
DI DI/TRI/...

OSSIDI ACIDI (O ANIDRIDI)

NON MET + OSSIGENO

TRAD
ANIDRIDE ...OSA/...ICA

IUPAC
MONO/DI/TRIOSSIDO
DI DI/TRI/...

ECCEZIONI

AZOTO (N) (NON MET)

TRAD

IUPAC

N_2O (+1)	PROSSIDO DI AZOTO	OSSIDO DI DIAZOTO
NO (+2)	OSSIDO DI AZOTO	OSSIDO DI AZOTO
N_2O_3 (+3)	ANIDRIDE NITROSA	TRIOSSIDO DI DIAZOTO
NO_2 (+4)	ANIDRIDE NITROSA-NITRICA	BIOSSIDO DI AZOTO
N_2O_4 (+4)	IPOAZOTIDE	TETROSSIDO DI DIAZOTO
N_2O_5 (+5)	ANIDRIDE NITRICA	PENTOSSIDO DI DIAZOTO

CROMO (CR) (MET)

TRAD

IUPAC

CrO (+2)	OSSIDO CROMOSO	OSSIDO DI CROMO
Cr_2O_3 (+3)	OSSIDO CROMICO	TRIOSSIDO DI DICROMO
CrO_3 (+6)	ANIDRIDE CROMICA	TRIOSSIDO DI CROMO

MANGANESE (Mn) (MET)

TRAD

IUPAC

MnO (+2)	OSSIDO MANGANOSO	OSSIDO DI MANGANESE
Mn_2O_3 (+3)	OSSIDO MANGANICO	TRIOSSIDO DI DIMANGANESE
MnO_2 (+4)	BIOSSIDO DI MANGANESE	BIOSSIDO DI MANGANESE
Mn_2O_7 (+7)	ANIDRIDE MANGANICA	TRIOSSIDO DI MANGANESE
Mn_2O_7 (+7)	ANIDRIDE PERMANGANICA	SETTOSSIDO DI DIMANGANESE

IDROSSIDI

SI FORMANO PER REAZIONE
DEGLI OSSIDI CON H_2O
ES: $MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$

SI DISSOCIANO IN IONI
ES: $Fe(OH)_2 \rightarrow Fe + 2OH^-$

METALLO + IONE IDROSSIDO (OH^-)

TRAD

IUPAC

IDROSSIDO DI...
/OSO/ICO
DI/TRIDROSSIDO DI
DI/TRI/...

OSSOACIDI

SI GENNANO DALLE ANIDRIDI
PER REAZIONE CON H_2O
ES: $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

SI DISSOCIANO IN IONI CATIONE/ANIONE: CO_3^{2-} / NO_3^- / PO_4^{3-}

IDROGENO + NON MET + OSSIGENO

TRAD

IUPAC

ACIDO ...OSO/ICO
ACIDO DI/TRI/TETROSSO...
ICO

ATTENZIONE: A: ACIDO BORICO; ACIDO FOSFORICO;

$[H_3BO_3, H_3PO_4]$

ECCEZIONI

IL M.O. DI N (AZOTO): +2 +3 +4 +5 SOLO L'ANIDRIDE NITROSA E L'ANIDRIDE NITRICA DANNO
DEGLI OSSOACIDI PER ADDIZIONE DI UNA MOLECOLA D'ACQUA.

$N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2HNO_2$	<u>TRAD</u> ACIDO NITROSO	<u>IUPAC</u> ACIDO BISSO NITRICO
$NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$	ACIDO NITRICO	ACIDO TRIOSSONITRICO

IONI POSITIVI (CATIONI) +

NOMENCLATURA: IONE + NOME DEL METALLO (+ EVENTUALMENTE -OSO / -ICO) ③

IONI NEGATIVI (ANIONI) -

SI OTTENGONO DAGLI ACIDI TOGLIENDO GLI ATOMI DI IDROGENO E PONEENDO TANTE CARICHE NEGATIVE QUANTI SONO GLI IDROGENI CHE SONO STATI TOLTI

NOMENCLATURA: IONE + NOME DEL NON METALLO IN CUI AL POSTO DEI SUFFISSI -IDRICO, -OSO E -ICO, SONO STATI POSTI I SUFFISSI -URO, -ITO, -ATO

SUFFISSO DELL'ACIDO

- IDRICO
- OSO
- ICO

SUFFISSO DELL'IONE

- URO
- ITO
- ATO

ESEMPLI

HCl	ACIDO CLORIDRICO	Cl ⁻	IONE CLORURO
H ₂ S	ACIDO SOLFIDRICO	S ²⁻	IONE SOLFURO
HNO ₂	ACIDO NITROSO	NO ₂ ⁻	IONE NITRITO
HNO ₃	ACIDO NITRICO	NO ₃ ⁻	IONE NITRATO
H ₂ SO ₄	ACIDO SOLFORICO	SO ₄ ²⁻	IONE SOLFATO
H ₃ PO ₄	ACIDO ORTOFOSFORICO	PO ₄ ³⁻	IONE ORTOFOSFATO
H ₄ As ₂ O ₇	ACIDO PIRDATARENICO	As ₂ O ₇ ⁴⁻	IONE PIRDATARENIATO

numero di moli
= $\frac{3}{PM}$

NOTE

IDROGENO Z=1 A=1 A=Z+N
SOLFURO Z=16 A=32
AZOTO Z=7 A=14

ELETTRONEGATIVITA': TENDENZA DI UN ATOMO IN UNA MOLECOLA AD ATTRARRE A SE' GLI ELETTRONI DI LEGAME. (PAULING 1932)

PESSO ATOMICO: RAPPORTO TRA LA MASSA MEDIA DI UNA MOLECOLA E LA DOICESIMA PARTE DELLA MASSA DELL'ISOTOPO C-12 DEL CARBONIO

GRAMMO ATOMO: QUANTITA' IN GRAMMI DI UN ELEMENTO PARI AL SUO P.A.

GRAMMO MOLE: QUANTITA' IN GRAMMI DI UN ELEMENTO E/O COMPOSTO PARI AL SUO P.M.

NB: 1 g ATOMO E/O 1 g MOLE DI QUALSIASI SOSTANZA CONTIENE SEMPRE 6,023 · 10²³ ATOMI E/O MOLECOLE DI QUELLA SOSTANZA

DALTON:

THOMSON:

RUTHERFORD:

AVOGADRO: CONCETTO DI MOLECOLA

BOHR:

PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE DI HEISENBERG: VELOCITA' E POSIZIONE DI UN E' NON SONO SIMULTANEAMENTE DETERMINABILI

ORBITALE: AUTOFUNZIONE DEFINITA DA UNA DETERMINATA TERNA DI NUMERI QUANTICI.

l	0	1	2	3
ORBITALE	s	p	d	f

SIMM. SFERICA SIMM. ASSIALE SIMM. PLANARE

NUMERI QUANTICI

- **M** = ENERGIA E DIMENSIONI DAI QUANTICI
- **l** = FORMA $0 \leq l \leq M-1$ DAI QUANTICI
- **m** = ORIENTAZIONE NELLO SPAZIO $-l \leq m \leq +l$
- **m_s** = SENSO DI ROTAZIONE DELL'E' $\begin{cases} +\frac{1}{2} \text{ ORARIO} \\ -\frac{1}{2} \text{ ANTICOR.} \end{cases}$ m° di SPIN

STRATO QUANTONICO: $k, m=1; l, m=2; \dots$

5

CONDIZIONI NECESSARIE PER LA FORMAZIONE DI UN SOLIDO IONICO:

- BASSA ENERGIA DI IONIZZAZIONE SIA PER IL METALLO CHE PER IL NON METALLO
- BASSA ENERGIA DI IONIZZAZIONE PER IL METALLO.
- ELEVATA AFFINITÀ ELETTRONICA PER IL NON METALLO.
- ELEVATA ENERGIA RETICOLARE DEL SOLIDO CRISTALLINO CHE SI FORMA.

NUMERO DI COORDINAZIONE

NUMERO DI IONI DI CARICA OPPOSTA A DIRRETTO CONTATTI CON LO IONE CONSIDERATO. IN UN RETICOLO GLI IONI SONO DISPOSTI IN MANIERA ASSOLUT. ORDINATA; OCCUPANO POSSE. FINE

LEGAME COVALENTE: SI VERIFICA QUANDO GLI ELEMENTI CHE NE PRENDONO PARTE HANNO BISOGNO DI CONDIVIDERE 1, 2 O 3 COPPIE DI E⁻ PER RAGGIUNGERE L'UFF. COMP. (CONV. IONICO)

LEGAME COVALENTE SEMPLICE: H-O-H H:O:H

LEGAME COVALENTE DOPPIO/TRIPLO: $\overset{\cdot\cdot}{\text{O}}::\overset{\cdot\cdot}{\text{O}}$; $\text{::N}::\text{N}::$ NEN

ENERGIA DI LEGAME: ENERGIA CHE SI LIBERA NELLA FORMAZIONE O CHE SI CONSUMA NELLA ROTURA DI UN LEGAME CHIMICO

TEORIA DEL LEGAME DI VALENZA (VBT): "UN LEGAME CHIMICO SI FORMA SPONTANEAMENTE TRA DUE ATOMI CHE PRESENTINO ORBITALI ESTERNI INCOMPLETI AL FINE DI CONSEGUIRE LA SATURAZIONE!"

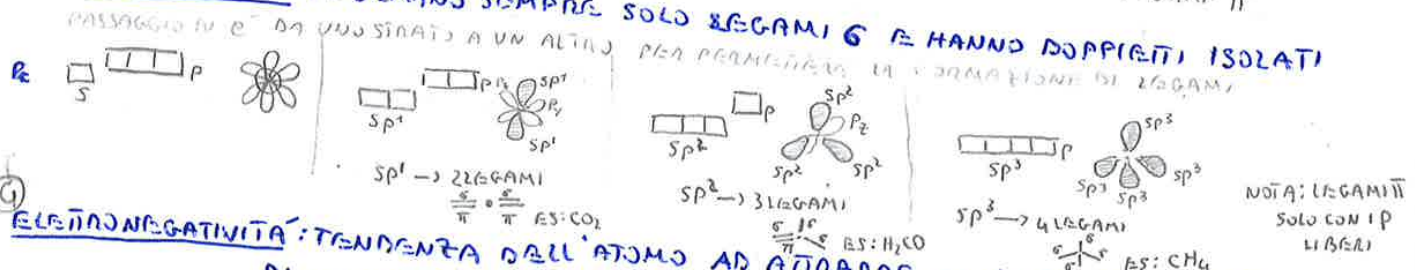
ORDINE DI LEGAME (L)

L = n° DI COPPIE DI E⁻ IN COMUNE TRA I DUE ATOMI

ORBITALE DI LEGAME A RICOMPIMENTO ASSIALE = σ (FORTE) POSSONO ESSERE: $\begin{cases} S+S \\ S+P_x \\ P_x+P_x \end{cases}$

ORBITALE DI LEGAME A RICOMPIMENTO LATERALE = π (DEBOLI)

ORBITALI IBRIDI: FORMANO SEMPRE SOLO LEGAMI σ E HANNO DOPIETTINI ISOLATI



ELETTRONEGATIVITA': TENDENZA DELL'ATOMO AD ATTIRARE SU DI SE GLI ELETTRONI DI UN LEGAME COVALENTE.

- I VALORI-CRESCONO LUNGO UN PERIODO DA SX A DX
- DECRESCONO LUNGO UN GRUPPO PER GLI ELEMENTI POSTI AURE OVE ESISTEMITA

LEGAME COVALENTE APOLARE: LEGAME COVALENTE A DISTRIBUZIONE ELETTRONICA SIMMETRI TRA ATOMI UGUALI O DI UGUALE ELETTRONEGATIVITA'

LEGAME COVALENTE POLARE: LEGAME COVALENTE A DISTRIBUZIONE ELETTRONICA ASIMM. TRA ATOMI DI DIVERSA ELETTRONEGATIVITA' TALE DISTRIBUZIONE ELETTRONICA ASIMMETRICA PRODUCE UNA COMPONENTE IONICA NEL LEGAME COVALENTE CON FORMAZIONE DI UN DIPOLO.

QUANDO LA DIFF. DI ELETTRONEG. E' PICCOLA -> LEG. COVALENTE. AL CRESCERE DI QUESTA -> PREV. COVAL. - COVALIONICO - PREV. IONICO - IONICO INDICATIVAMENTE SOPRA IL $\Delta E = 2/2.5$ SI TITOLA DI LEGAME PREV. IONICO

LEGAME COVALENTE DATIVO: LEGAME COVALENTE (DI TIPO σ) IN CUI IL DOPIETTO ELETTRONICO DI LEGAME E' FORNITO DA UN SOLO ATOMO.

RISONANZA (O MESOMERIA) E' UNA COMBINAZIONE DI STRUTTURE DI LEWIS NELLE QUALI LA POSIZIONE DEI CENDEI ATOMI RESTA INVARIATA, MENTRE CAMBIA QUELLA DEI SOLI ELETTRONI π . TALI STRUTTURE = FORME LIMITI -> CONCORRONO ALLA FORMAZIONE DELLO IBRIDO DI RISONANZA

REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE (REDOX)

OSSIDAZIONE: PERDITA DI ELETTRONI

RIDUZIONE: ACQUISTO DI ELETTRONI

- INDIVIDUARE GLI ATOMI CHE CAMBIANO IL LORO M.O.
- BILANCIAMENTO ELETTRONICO: LA VARIAZIONE (ΔE) DI M.O. DELL'ELEMENTO CHE SI RIDUCE VA A FINIRE DAVANTI A QUELLO CHE SI OSSIDA.
LA VARIAZIONE DI M.O. DELL'ELEMENTO CHE SI OSSIDA VA A FINIRE DAVANTI A QUELLO CHE SI RIDUCE.
- BILANCIAMENTO FINALE DELLA MASSA.

NOTA: TUTTI GLI ELEMENTI SINGOLI HANNO M.O. = 0 (ZERO)

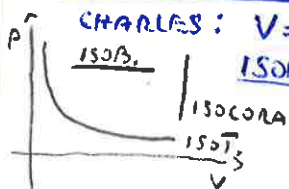
ATTENZIONE AL RADDOPPIAMENTO!

STATO GASSOSO

- GAS IDEALI**:
- MOLECOLE PUNTIIFORMI
 - URTI ELASTICI
 - FORZE ATTRATTIVE-REPULSIVE NULLE

LEGGE DI BOYLE: " A TEMPERATURA COSTANTE IL VOLUME DI UNA DATA MASSA DI GAS E' INVERSAMENTE PROPORZIONALE ALLA SUA PRESS." $PV = k$; $P_1 V_1 = P_2 V_2$

LEGGI DI VOLTA/CHARLES/RAY-LUSSAC



CHARLES: $V = kT$ ($P = k$) $\rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

RAY-LUSSAC: $P = kT$ ($V = k$) $\rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

EQUAZIONE DI STATO DEL GAS IDEALE: $PV = nRT$; $n = \frac{m}{M}$, $R = 8,314 \text{ J/K mol}$

CONDIZIONI NORMALI

$T: 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$ $P: 1\text{atm} = 760\text{mmHg}$

CONDIZIONI STANDARD

$T: 25^\circ\text{C} = 298\text{K}$ $P: 1\text{atm} = 760\text{mmHg}$

LEGGE DI AVOGADRO (VALIDA SOLO IN COND. NORMALI!) $\leftarrow \text{NB!}$

" VOLUMI UGUALI DI GAS NELLE STESSA CONDIZIONI DI TEMPERATURA E PRESSIONE CONTENGONO LO STESSO NUMERO DI MOLECOLE "

IL VOLUME DI UNA MOLE DI GAS, IN CONDIZIONI NORMALI, OCCUPA $22,4 \text{ l}$ (VOLUME MOLECOL.)

LEGGE DI DALTON

" LA PRESSIONE TOTALE P DI UN MISCUGLIO GASSOSO, E' UGUALE ALLA SOMMA DELLE PRESSIONI PARZIALI p DEI DIVERSI GAS COMPONENTI IL MISCUGLIO "

FRAZIONE MOLARE X_i

PRESSIONI PARZIALI (DEI SINGOLI GAS)

$$X_i = \frac{m_i}{m_{\text{TOT}}}$$

$$P_i = P X_i ; P_2 = P X_2 \dots$$

PESO MOLECOLARE MEDIO

$$PM_{\text{MEDIO}} = PM_1 X_1 + PM_2 X_2 + \dots$$

DENSITA'

$$d = \frac{g}{V}$$

$$d = \frac{P \cdot PM}{RT}$$

E_a = ENERGIA DI ATTIVAZIONE DELLA REAZIONE DIRETTA $A+B \rightarrow (A \cdot B)$

E_a' = ENERGIA DI ATTIVAZIONE DELLA REAZIONE INVERSA, VIENE LIBERATA DAL COMPLESSO ATTIVATO NELLA FORMAZ. DI C+D

$\Delta H = |E_a - E_a'|$, $P=K$

CALORE PRODOTTO O RICHIESTO NELLO SCOLGIM. DELLA REAZIONE QUANDO ESSA AVVIENE A $P=K$

$A+B \rightarrow C+D$ $\Delta H < 0$: REAZIONE ESOTERMICA

$C+D \rightarrow A+B$ $\Delta H > 0$: REAZIONE ENDOTERMICA

A PARTIR DI COMPLESSO, AL CRESCERE DI E_a , DECESSO LA V. DI REAZ.

CATALISI

FENOMENO CHIMICO-FISICO CHE AUMENTA O DIMINUISCE LA VELOCITA' DI UNA REAZ. CHIMICA
 FASE: PORZIONE DI MATERIA CHIMICAMENTE E FISICAM. OMOGENEA.

CATALISI OMOGENEA: SE I REAGENTI E IL CATALIZZATORE COSTITUISCONO UN'UNICA FASE

CATALISI ETEROGENEA: SE I REAGENTI E IL CATALIZZATORE COSTIT. PIU' DI UNA FASE.

CATALISI POSITIVA: QUANDO LA DIMINUIZIONE DI E_a PORTA A UN AUMENTO DELLA V. DI RE.

CATALISI NEGATIVA: QUANDO UN AUMENTO DI E_a PORTA A UNA DIMINUIZIONE NELLA V. DI RE.

CATALIZZAZIONE: SOSTANZA IN GRADO DI INFLUENZARE LA V. DI REAZIONE, PUR SENZA PRENDERVI PARTE, CHE PRESENTA LE SEGUENTI CARATTERISTICHE:

I PIU' COMUNI SONO I SOLIDI POROSI O FINEMENTE POLVERIZATI

- RIMANE INALTEATO A FINE REAZIONE
- E' PRESENTE IN QUANTITA' TRASCURABILI RISPETTO AI REAGENTI
- MODIFICA LA VELOCITA' DI UNA REAZIONE.
- NON INFLUENZA L'EQ. CHIMICO, POICHE' ACCELERA SIA LA REAZ. DIRETTA CHE QUELLA INVERSA.

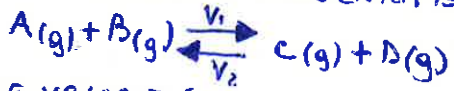
CATALISI ETEROGENEA (DETTA ANCHE CATALISI DI SUPERFICIE)

LE MOLECOLE DEI REAGENTI, LEGANDOSI ALLA SUPERFICIE DEL CATALITORE, INDEBOLISCONO I PROPRI LEGAMI E POSSONO COSI' PRENDERE PARTE, PIU' FACILMENTE, A UNA REAZ. CON UN'ALTRA MOLECOLA. IN ASSENZA DEL CATALITORE, LE MOLECOLE DOVREBBERO AVERE UN'ENERGIA)

I CATALIZZATORI POSSONO INAGGIARSI IN SEGUITO AL PROCESSO DI AVVELENAMENTO CHE CONSISTE NELL'ASSORBIMENTO DI UNA MOLECOLA SULLA SUPERFICIE CATALITICA TALE DA INIBIRE L'ATTIVITA' SUPERF. I METALLI PESANTI, COME AD ES. IL PIOMBO, SONO POTENTI VELENI DI ALCUNI CATALIZZATORI.

EQUILIBRIO CHIMICO

NELLA REAZIONE OMOGENEA E REVERSIBILE:



LE VELOCITA' DELLA REAZIONE DIRETTA E INVERSA SONO ESPRIMIBILI IN FUNZIONE DELLE CONCENTRAZIONI DEI REAGENTI E DEI PRODOTTI.

$v_1 = k_1[A][B]$
 $v_2 = k_2[C][D]$

QUANDO LE DUE VELOCITA' SI EGUAGLIANO SIGNIFICA CHE E' STATA RAGGIUNTA LA CONDIZIONE DI EQUILIBRIO DINAMICO. ($v_1 = v_2$)

SE $v_1 = v_2 \Rightarrow k_1[A][B] = k_2[C][D] \Rightarrow \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C][D]}{[A][B]} = K_c$, k_1, k_2, K_c SONO COSTANTI AT=Kc NB!

PRINCIPIO DI LE CHATELIER-BRAUN (O PRINCIPIO DI AZIONE E REAZIONE)

" PERTURBANDO LE CONDIZIONI DI EQUILIBRIO DI UN SISTEMA, ESSO TENDERA' A SPOSTARSI DALL'EQUILIBRIO IN MODO DA OPPORSI A TALE PERTURBAZIONE "

UNA QUALUNQUE AZIONE PRODUCE UNA REAZIONE.

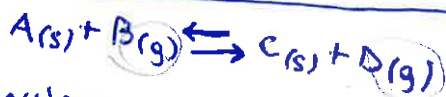
EQUILIBRIO E CATALISI

LA POSIZIONE DELL'EQ. NON E' INFLUENZATA DALLA PRESENZA DI UN CATALIZZATORE. ESSO INFATTI PUO' SOLO FAVORIRE IL RAGGIUNGIMENTO DI UN EQ. STABILE, AUMENTANDO LA VELOCITA'.

PARAMETRI EQ. CHIMICO

- 1) CINETICI -> ALL'AUMENTARE DELLA TEMPERATURA AUMENTA L'EFFETTO CINETICO
- 2) EFFETTO PRESSIONE
- 3) REAZ. ESO O ENDOTERMICA

EQUILIBRIO CHIMICO ETEROGENEO



ALL'EQ. DINAMICO $v_1 = v_2$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C][D]}{[A][B]} = K_c'$$

POICHE' A E C SONO SOLIDI, LE CONCENTRAZIONI DEI RISPETTIVI VAPORI [A] E [C] RISULTANO COSTANTI A T=K, E => ANCHE IL RAPPORTO [C]/[A] E' COSTANTE E = A K'

$$\frac{k_1'[D]}{[B]} = K_c' \quad \left| \quad \frac{K_c'}{k_1'} = K_c = \frac{[D]}{[B]} \right.$$

$$K_p = \frac{P_D}{P_B} \quad \leftarrow \text{NB!}$$

UN EQUILIBRIO ETEROGENEO PUO' VENIRE QUINDI STUDIATO CONSIDERANDO UNICAM. LE [] O LE P DELLE SOSTANZE GASSOSE IN ESSO PRESENTI.

SOLUZIONI LIQUIDE

SONO COSTITUITE DA UN SOLVENTE, PRESENTE IN MAGGIORE QUANTITA', E DA UNO O PIU' SOLUTI.

SOLUBILITA': CONCENTRAZ. DI UNA SOLUZ. SATURA. = QUANTITA' DI SOLUTO PRESENTE IN UNA QUANTITA' DI SOLUZIONE (O SOLVENTE)

CONCENTRAZIONE % IN PESO: NUMERO DI PARTI IN PESO DI SOLUTO DISCIOLTE IN 100 PARTI IN PESO DI SOLUZIONE

CONCENTRAZIONE % IN VOLUME: NUMERO DI PARTI IN VOLUME DI SOLUTO DISCIOLTE IN 100 PARTI IN V. DI SOLUZIONE.

CONCENTRAZIONE MOLARE: NUMERO DI MOLI DI SOLUTO IN UN LITRO DI SOLUZIONE

MOLARITA' (M, [])

CONCENTRAZIONE MOLALE: NUMERO DI MOLI DI SOLUTO IN UN KILO DI SOLVENTE

MOLALITA' (m)

CONCENTRAZIONE NORMALE: NUMERO DI GRAMMI EQUIVALENTI DI SOLUTO IN UN L. DI SOLUZIONE.

NORMALITA' = N

PRESSIONE OSMOTICA (π): È LA PRESSIONE P CHE OCCORRE ESERCITARE SULLA SOLUZIONE PER IMPEDIRE IL FENOMENO DELL'OSMOSI DEL SOLVENTE VERSO DI FESSA

SE P, PRESSIONE APPLICATA, RISULTA $> \pi$ SI VERIFICA IL FENOMENO DELL'OSMOSI INVERSA E SI CONCENTRA ULTERIORMENTE LA SOLUZE.

↳ IL SOLVENTE PASSA DALLA SOLUZIONE + CONCENTRATA A QUELLA PIU' DILUITA

π DIPENDE DALLA TEMPERATURA ED È (A T = K) FUNZIONE DELLA CONCENTRAZIONE DELLA SOLUZIONE (M/V)

$$\pi V = nRT$$

DISSOCIAZIONE ELETTROLITICA

SI DEFINISCE ELETTROLITA UNA SOSTANZA CHE, DISSOLTA IN ACQUA, (SI DISSOCIA IN IONI)

GLI ACIDI, LE BASI E I SALI SONO ELETTROLITI

I METALLI SONO CONDUZIONI ELETTRICI DI 1^a SPECIE: MIGRAZIONE DI ELETTRONI

LE SOLUZIONI DI ELETTROLITI SONO COND. E. DI 2^a SPECIE: MIGRAZIONE DI IONI

ACIDI E BASI

GLI ACIDI SECONDO ARRHENIUS SONO SOSTANZE (HA) CHE DISSOLTE IN H₂O LIBERANO IONI H⁺ (PROTONI)

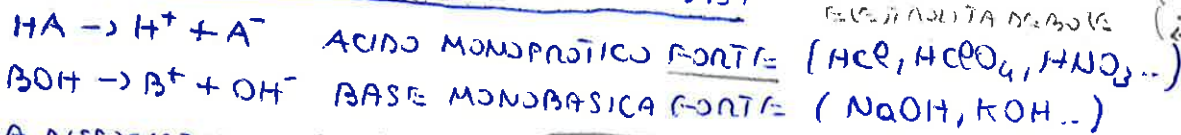
LE BASI SONO SOSTANZE (BOH) CHE, DISSOLTE IN H₂O, LIBERANO IONI (OH⁻)

SECONDO BRONSTED-LOWRY, GLI ACIDI SONO SOSTANZE IN GRADO DI CENERE PROTONI ALLE BASI.

LE BASI SONO SOSTANZE IN GRADO DI ACQUISTARE PROTONI DAGLI ACIDI NON ESISTONO INDIPENDENTEMENTE → COUPLE CONIUGATE ACIDO-BASE

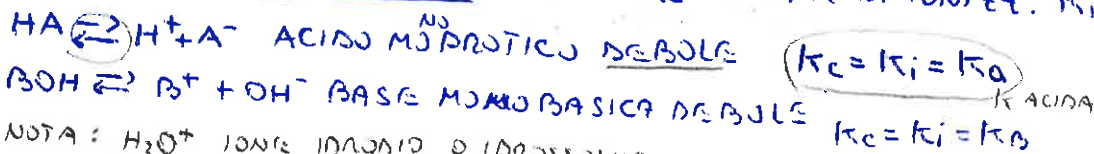
SECONDO LEWIS GLI ACIDI SONO SOSTANZE ELETTROFICHE, IN GRADO CIOE' DI ACCETTARE UNA COPPIA DI ELETTRONI. LE BASI SONO SOSTANZE NUCLEOFICHE IN GRADO CIOE' DI DONARE UNA COPPIA DI ELETTRONI NON IMPEGNATA IN UN LEGAME

REAZIONI DI DISSOCIAZIONE DI ACIDI E BASI



ELETTROLITA FORTE (→) (α = 1)
 ELETTROLITA DEBOLE (⇌) (0 < α < 1)

LA DISSOCIAZIONE IN IONI DI UN ELETTROLITA DEBOLE È UNA REAZIONE OMOGENEA DI EQUILIBRIO LA CUI K_c È LA K DI IONIZZ. K_i



NOTA: H₃O⁺ IONE IDROONIO O IDROSSONIO

QUANTO PIU' ALTO È IL VALORE DELLA K_a O DELLA K_b TANTO PIU' L'EQUILIBRIO DISSOCIATIVO RISULTA SPOSTATO VERSO DESTRA CON AUMENTO DELLA IONIZZAZIONE E → DELLA FORZA DELL'ELETTROLITA.

ELETTROLITI DEBOLI: K_i < 10⁻⁴

ELETTROLITI FORTI: K_i > 10⁻¹



PER UN ACIDO DEBOLE ($\alpha \neq 1$) $[H^+] = \alpha N$ $[H^+] = \gamma \alpha M = \alpha N$ IN QUANTO $\gamma M = N$ ⁽¹⁵⁾
 PER UNA BASE DEBOLE ($\alpha \neq 1$) $[OH^-] = \alpha N$
 SE DI UN'ELETROLITA CONOSCO LA K , POSSO DETERMINARE α
 PER MET α POSSO ANCHE USARE LA PROPRIETA COLLETTIVA (COEFF DI VAN'T HOFF)



ELETROLITA DEBOLISSIMO
 $K_i(H_2O) = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$

$K_i(H_2O)[H_2O] = K_w = [H^+][OH^-]$

IL PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA A 25°C VALE $1,0 \cdot 10^{-14}$ g ioni²/l²

DEFINIZIONE DI PH

MODO DI VERIFICARE L'ACIDITA', E' FUNZIONE DELLA TEMPERATURA E LO CONSIDERO SEMPRE A 25°C

NELL'ACQUA PURA SI VERIFICA:

$[H^+] = [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7}$ g ioni/l

CONDIZIONE DI NEUTRALITA'

SI DEFINISCONO SOLUZIONI:

NEUTRE: QUELLE IN CUI $[H^+] = [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7}$ g ioni/l

ACIDE: QUELLE IN CUI $[H^+] > [OH^-]$ CIOE' $[H^+] > 1,0 \cdot 10^{-7}$ g ioni/l

BASICHE: QUELLE IN CUI $[H^+] < [OH^-]$ CIOE' $[H^+] < 1,0 \cdot 10^{-7}$ g ioni/l

L'ACIDITA'/BASICITA' DI UNA SOLUZIONE VIENE ESPRESSA CON IL SUO PH CHE CORRISPONDE ALL'ESPRESSIONE: $PH = -\log_{10} [H^+]$

PH = 7

PH > 7

PH < 7

DIPENDENZA DEL PH DALLA TEMPERATURA:
 10°C PH = 7,47
 25°C PH = 7
 99°C PH = 6,15

RELAZIONE TRA PH E POH

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

$PH + POH = 14$

IDROLISI

INTERAZIONE TRA L'ACQUA E UN SALE IN ESSA DISCIOLTO CHE TALVOLTA PRODUCE UNA VARIAZIONE DEL PH DELLA SOLUZIONE.

SE UNA SOLUZE DA IDROLISI VOGLI DIRE CHE IL PH VARIA

I SALI POSSONO FORMALMENTE DERIVARE DA:

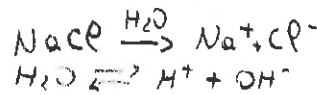
- 1) ACIDO FORTE + BASE FORTE (NaCl)
- 2) ACIDO FORTE + BASE DEBOLE (NH₄Cl)
- 3) ACIDO DEBOLE + BASE FORTE (NaCN)
- 4) ACIDO DEBOLE + BASE DEBOLE

1) IONI IN SOLUZIONE: Na⁺, Cl⁻, H⁺, OH⁻



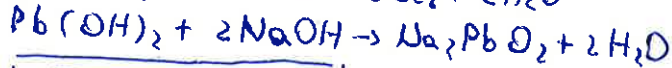
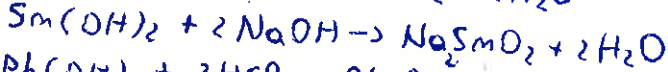
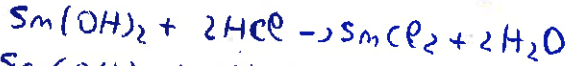
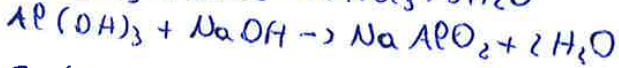
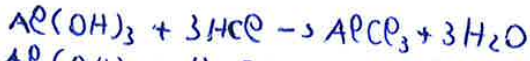
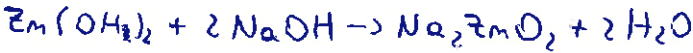
$[H^+][OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$ PH = 7

NaCl NON IDROLITZA E LA SOLUZIONE RIMANE NEUTRA



Na⁺ POTREMBE LE BASI LA OH⁻ MA NON SUCCEDEREA PERCHE' ELETROLITA FORTE -> IL PH RESTA 7
 QUESTO SUCCEDEREA OGNI VOLTA CHE SCEGLIO UN'ELETTROLITA DERIVANTE DA ACIDO E BASE FORTE.

I PRINCIPALI ELEMENTI CHE PRESENTANO COMPORTAMENTO AMFOTERO SONO: Zn, Al, Sn, Pb



STATO SOLIDO

RETICULO CRISTALLINO: DISPOSIZIONE ORDINATA E RIPETITIVA DI IONI, ATOMI, MOLECOLE IN UN SOLIDO CRISTALLINO.

CELLE ELEMENTARI: LA PIU' PICCOLA PORZIONE DI RETICULO CRISTALLINO, ANCORA GEOMETRICAMENTE SIGNIFICATIVA.

SOLIDI AMORFI: SOLIDI COSTITUITI, IN REALTA', DA "LIQUIDI" AD ALTISSIMA VISCOSITA', CON FORMA E VOLUME PROPRI, MA PRIVI DI UN RETICULO CRISTALLINO, COME AD ES. I VETRI.

LEGGE DI BRAGG: QUANDO UN FASCIO DI RAGGI X VIENE DIFFRATTO DA UN PIANO DI ATOMI DI UN RETICULO CRISTALLINO, IL FASCIO DIFFRATTO FORMA UN ANGOLO UGUALE A QUELLO DEL FASCIO INCIDENTE, COME SE IL PIANO RETICOLARE SI COMPORTASSE DA SPECCHIO.

$$m\lambda = 2d \sin \theta$$

L DISTANZA TRA I DUE PIANI RETICOLARI.

SISTEMI CRISTALLINI: 7 [CUBICO, TETRAGONALE, ROMBICO, ESAGONALE, ROMBOEDRICO, MONOCLINO, TRICLINO]

RETICOLI CRISTALLINI: 14
A. BRAVAIS

CELLE ELEMENTARI

1) CELLA CUBICA SEMPLICE O PRIMITIVA: OGNUNO DEGLI 8 ATOMI AI VERTICI DEL CUBO E' CONDIVISO DA 8 CELLE ELEMENTARI CONTIGUE E UGUALI.

$$8 \cdot \frac{1}{8} = 1 \text{ M° DI ATOMI PER CELL. ELEM.}$$

2) CELLA CUBICA A CORPO CENTRATO: OGNUNO DEGLI 8 ATOMI AI VERTICI DEL CUBO E' CONDIVISO DA 8 CELLE ELEMENTARI CONTIGUE E UGUALI.

$$(8 \cdot \frac{1}{8}) + 1 = 2 \text{ M° DI ATOMI PER CELL. ELEM.}$$

ESEMP: CR, V, MO, Fe α

3) CELLA CUBICA A FACCE CENTRATE: "

(8 · 1/8) + (6 · 1/2) = 4 CIASCUNO DEI 6 ATOMI AL CENTRO DELLE FACCE DEL CUBO E' CONDIVISO DA DUE CELLE ELEMENTARI CONTIGUE E UGUALI.

ESEMP: CU, NI, AG, AU, PT, Fe γ / FLUORITE, SALGEMMA, PIRITE

4) SOLIDI METALLICI

ATOMI LEGATI TRA LORO CON LEGAMI METALLICI, A ENERGIA VARIABILE
DISPOSIZIONE: LA PIÙ COMPATTA POSSIBILE → SOLIDI AD ALTA d .

PROPRIETÀ: - PUNTO DI FUSIONE VARIABILE

- BASSA VOLATILITÀ
- ELEVATA MALLEABILITÀ E DUTTILITÀ
- ALTA CONDUCCIBILITÀ ELETTRICA E TERMICA.

ALLOTROPIA: FENOMENO PER CUI UN ELEMENTO SI PRESENTA IN FORME DIVERSE
(SIA PER IL MODO IN CUI GLI ATOMI SI LEGANO SIA PER IL LORO M)

POLIMORFISMO: FENOMENO PER CUI UN ELEMENTO O UN COMPOSTO ORIGINANO STRUTTURE
CHE CLASSIFICABILI IN DIFFERENTI SISTEMI CRISTALLINI.

ESempi: S_8 (MONOCLINO), S_8 (ORTOROMBO), $CaCO_3$ (ROMBOEDRICO) CALCITE
 $CaCO_3$ (ORTOROMBO) ARAGONITE, $CaCO_3$ (ESAGONALE) VALGUTA

ISOMORFISMO: IL FENOMENO PER CUI ELEMENTI E COMPOSTI CHIMICI DIVERSI
ORIGINANO STRUTTURE CLASSIFICABILI NELLO STESSO SISTEMA CRISTALLINO
NATURA CHIMICA ≠ MA CRISTALLIZZANO NELLO STESSO SOLIDO CRISTALLINO.

DIAGRAMMA DI STATO

DIAGRAMMA CHE RAPPRESENTA LO STATO DI EQUILIBRIO DI UN SISTEMA.

REGOLA DELLE FASI (GIBBS): "IL GRADO DI VARIANZA (LIBERTÀ) DI UN SISTEMA
È UGUALE AL M DI COMPONENTI CHIMICI INDIPENDENTI (M)
AUMENTATO DEL NUMERO DEI FATTORI FISICI ATTIVI (S)
E DIMINUITO DELLE FASI CONTEMPOR. PRESENTI (φ)"

$V = m + s - \phi$

$V = m^o$ DI VARIABILI: FISICHE → T, P
CHIMICHE

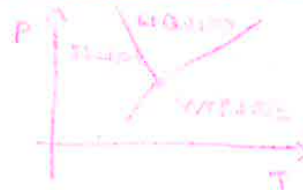


DIAGRAMMA DI STATO H2O

POSSO SCEGLIERE UNA VARIABILE FISICA

- 3 CAMPI MONOFASICI
- 1 PUNTO TRIPLO
- 3 CURVE BIFASICHE

- 3 PUNTI
- 1 $V = 1 + 2 - 2 = 1$ MONOVARIANTE: 1 GRADO DI LIBERTÀ
 - 2 $V = 1 + 2 - 1 = 2$ BIVARIANTE: INFINITE COPPIE DI T E P CHE MI MANTENGONO NEI CAMPI MONOFASICI
 - 3 $V = 1 + 2 - 3 = 0$ INVARIANTE: COESISTENZA DI S, P, V.
PUNTO TRIPLO

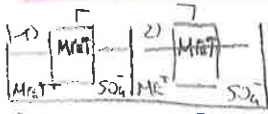
DIAGRAMMA DI STATO DELLA CO2

$T_{CRITICA}$: 31°C
 $P_{CRITICA}$: 73 atm
 $dCO_2(s) > dCO_2(l)$
 CO_2 SOLIDA SUBLIMA A $P = 1$ atm
 CO_2 LIQUIDA PERSISTE, A TEMPERIE, SOLO A P ELEVATE
LA FUSIONE SI CO_2 AVVIENE CON AUMENTO DI VOLUME ($\Delta V > 0$)

↑ P → T_{FUSIONE} ↑

PILE DI CONCENTRAZIONE

CONSTITUITE DA DUE SEMIELEMENTI IN CUI IL METALLO E' LO STESSO IMMERSI NELLA STESSA SOLUZIONE MA A DIVERSA CONCENTRAZIONE. IN TALE PILA LA F.E.M. E' LEGATA ALLA \ne DI CONCENTRAZIONE. NELLE CELLE, QUANDO LE DUE [] SARANNO UGUALI, LA PILA SMETTIRA DI FUNZIONARE.



$[M^{+}]_1 > [M^{+}]_2$

$E_1 = E^0 + (0,059/n) \log [M^{+}]_1$

$E_2 = E^0 + (0,059/n) \log [M^{+}]_2$

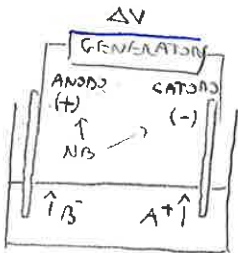
$E_1 > E_2$

$F.E.M. = E_1 - E_2 = \dots$

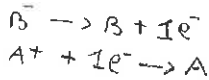
LA FORZA ELETTROMOTRICE SI ANNULLA QUANDO $[M^{+}]_1 = [M^{+}]_2$

ELETTROLISI

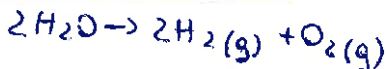
APPLICANDO A UN ELETTROLITA AD DISSOCIATO NEI PROPRI IONI UNA CORRENTE ELETTRICA CONTINUA, E' POSSIBILE FAR AVVENIRE REAZIONI CHIMICHE NON SPONTANEE CON TRASFORMAZIONE DI ENERGIA ELETTRICA IN ENERGIA CHIMICA.



CATODO: REAZIONE DI RIDUZIONE
ANODO: REAZIONE DI OSSIDAZIONE



ELETTROLISI DELL'ACQUA



IN ASSENZA DI SOLVENTE E' COMUNQUE POSSIBILE REALIZZARE L'ELETTROLISI PORTANDO A FUSIONE L'ELETTROLITA (SOLITAM, UN SALE)

LEGGI DI FARADAY

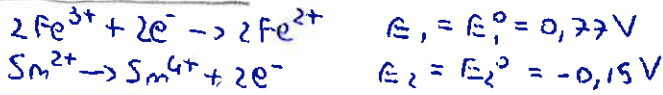
1) LA QUANTITA' DI SOSTANZA SCARICATA AGLI ELETTRODI E' PROPORZIONALE ALLA QUANTITA' DI ELETTRICITA' CHE HA ATTRAVERSATO LA CELLA ELETTROLITICA

2) A PARITA' DI QUANTITA' DI ELETTRICITA' CHE HA ATTRAVERSATO LA CELLA, SI SCARICANO AGLI ELETTRODI QUANTITA' DI SOSTANZA PROPORZIONALI AI RISPETTIVI P.E. (ES: SCARICO $Cu^{2+} \Rightarrow \frac{PM}{2}$, SCARICO $Cu^+ \Rightarrow \frac{PM}{1} = P.E.$)

$1F = 96500 C$

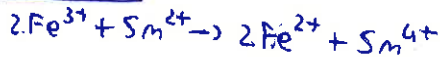
AL PASSAGGIO DI 96500 C SI SCARICA, A CIASCUN ELETTRODO, 1g EQ DI SOSTANZA.

ESSENDO $E_{Fe}^0 > E_{Sm}^0$ IL FERRO HA MAGGIORE TENDENZA AD ASSUMERE LA FORMA RIDOTTA (23)
 RISPETTO ALLO STAGNO E LA REAZIONE AVVIENE SPONTANEAMENTE DA SX A DX
 UNA REAZ. CHIMICA REDOX E' SEMPRE UGUALE ALLA SOMMA DELLE REAZIONI PARZIALI
 DI OSSIDAZIONE E RIDUZIONE. SE SONO DUE A RIDURSI CHI HA $E^0 >$ → RIDUCENTE
 ESSENDO $E_{Fe}^0 > E_{Sm}^0$, LA SEMIREAZIONE PER LO STAGNO DEVE VENIRE SCRITTA NEL
 VERSO CONTRARIO, CIOE' COME OSSIDAZIONE, AVVENENDO QUINDI AL SUO E^0 UN VALORE
 DI SEGNO OPPOSTO:



↑ NB

$$(E_{TOT} = \sum (E_1 + E_2))$$



$$E_{TOT} = E_1 + E_2 = 0,77 - 0,15 = 0,62V$$

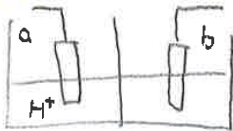
POICHE' E_{TOT} E' POSITIVO, LA REAZ. AVVIENE SPONTAN. DA SX A DX

POTENZIOMETRIA

a) ELETTRODO A H_2 (ELETTRODO A VETRO) IMMERSO IN UNA SOLUZ. A PH INCONUITO
 A 25°C, COSTITUISCE L'ELETTRODO DI MISURA.

$$E_{H_2} = 0 + 0,059 \log [H^+]$$

b) ELETTRODO DI RIF. A POTENZIALE EFFETTIVO E_R NOTO



LA FEM DELLA PILA (a)/(b) DETERMINABILE SPERIMENT. VALE $FEM(E) = E_R - E_{H_2} =$
 $E_R - 0,059 \log [H^+]$ DA CUI: $pH = -\log [H^+] = (E - E_R) / 0,059$

PIACCAMETRO

DISPOSITIVO PER MISURAZIONI POTENZIOMETRICHE DEL PH

E' COSTITUITO DA DUE ELETTRODI:

a) UN ELETTRODO DI MISURA (EL. A VETRO) IL CUI POTENZ. EFFETTIVO E' FUNZIONE DI $[H^+]$

b) UN ELETTRODO DI RIFERIMENTO CHE, A 25°C, ASSUME IL POTENZ. COSTANTE E_R

NEL CORSO DI UNA REAZIONE CHIMICA, A SECONDA DEL VALORE ASSUNTO DAL ΔG DEL SISTEMA REAGENTE, SI POTRANNO AVERE TRE CASI:

- 1) $\Delta G < 0$ REAZIONE SPONTANEA
- 2) $\Delta G = 0$ SISTEMA REAGENTI - PRODOTTI ALL'EQUILIBRIO
- 3) $\Delta G > 0$ REAZIONE IMPOSSIBILE

IL ΔG DI UNA REAZIONE DIPENDE DALLO STATO FISICO DI REAGENTI E PRODOTTI, DALLA T E DALLA P ALLE QUALI SI TROVA IL SIST. REAGENTE E CORRISPONDE A:

$$\Delta G = \sum \Delta G_f \text{ PRODOTTI} - \sum \Delta G_f \text{ REAGENTI}$$

ΔS°		
$\Delta H^\circ < 0$ SPONTANEITÀ A OGNI T $\Delta S^\circ > 0$	$\Delta H^\circ > 0$ SPONTANEITÀ AD ALTE T $\Delta S^\circ > 0$	ΔH°
$\Delta H^\circ < 0$ SPONTANEITÀ A BASSE T $\Delta S^\circ < 0$	$\Delta H^\circ > 0$ SPONTANEITÀ NULLA $\Delta S^\circ < 0$	

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

TERMOCHIMICA

LE REAZIONI SI DIVIDONO IN:

ENDOTERMICHE: AVVENGONO CON ASSORBIMENTO DI CALORE

$$P = K \quad \Delta H > 0$$

$$V = K \quad \Delta E > 0$$

ESOTERMICHE: AVVENGONO CON SVOLGIMENTO DI CALORE

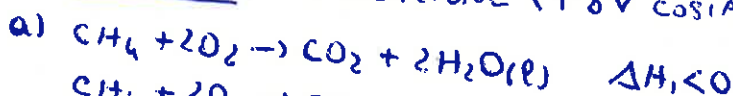
$$P = K \quad \Delta H < 0$$

$$V = K \quad \Delta E < 0$$

DATA UNA REAZIONE ESOTERMICA $A \rightarrow B$, LA REAZIONE INVERSA $B \rightarrow A$ RISULTA ESSERE ENDOTERMICA.
MOLTE TRASF. SPONTANEE SONO ESOTERMICHE.
NON TUTTE LE TRASF. ESOTERMICHE SONO SPONTANEE.

L'EFFETTO TERMICO DI UNA REAZIONE DIPENDE PRINCIPALMENTE DA 3 FATTORI

- a) STATO FISICO DI REAGENTI E PRODOTTI
- b) TEMPERATURA DI REAZIONE
- c) CONDIZIONI DI REAZIONE (P_0, V COSTANTI)



$$\Delta H_1 > \Delta H_2$$

DOVE $\Delta H_1 - \Delta H_2$ È L'ENTALPIA DI VAPORIZZAZIONE DELL' H_2O
IL CONTRIBUTO ALL'ENTALPIA DELL' H_2O LIQUIDA È MAGGIORE

NOTE ESERCIZI

- $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$
- LE PERCENTUALI IN VOLUME DEI COMPONENTI IN UN MISCEGLIO GASSOSO CORRISPONDONO A CENTO VOLTE LE RISPETTIVE FRAZIONI MOLARI
- PER I GAS IDEALI CONSIDERO $R = 0,082$ $(x_i = \frac{m_i}{m_{TOT}})$
- PER TROVARE LA FORMULA MINIMA TROVO M/GRAMMI MOLI (DIVIDENDO g/P.A.) DI CIASCUN ELEMENTO, DIVIDO TUTTI PER IL PIU' PICCOLO E DOVREBBERO VENIRE DEI NUMERI INTERI.
- POI PER TROVARE LA FORMULA MOLECOLARE CALCOLO IL PM DELLA FORMULA MINIMA E VEDO SE CORRISPONDE ALL'EFFETTIVO PM

- $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ l}$ $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ l}$
- COMBUSTIONE: $\dots + \text{O}_2 \rightarrow \dots \text{CO}_2 + \dots \text{H}_2\text{O}$ ANIBIONE CARBONICA
- 1 MOLE DI GAS IDEALE OCCUPA $22,414 \text{ l}$
- IL REAGENTE LIMITANTE IN UNA REAZIONE = ... FARE ATTENZIONE
- $d = \frac{P \cdot PM_{MEDIA}}{R \cdot T}$; $PM_{MEDIA} = x_1 PM_1 + x_2 PM_2 + \dots$ CON $x = \frac{m(i)}{m_{TOT}}$
- $[] = \frac{\text{moli}}{\text{l}}$; $k_p = k_c (RT)^{\Delta m}$
- LA PERCENTUALE IN PESO IN UN MISCEGLIO GASSOSO CORRISPONDE A CENTO VOLTE IL RAPPORTO PESO(i)
 PESO(TOT) (SOMMA DEI PESI DI TUTTI GLI ELEMENTI CHE COMPONGONO LA FORMULA SIA O SACHA O DIX)

I SOLIDI NON INFLUISCONO NELL'EQUILIBRIO

SOLUZIONI NON-ELETTROLITI:

1) INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO

$$\Delta T_E = K_E m$$

$$K_E = 0,51 \text{ K/mol}$$

2) ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

$$\Delta T_C = K_C m$$

$$K_C = 1,86 \text{ K/mol}$$

3) DIMINUIZIONE DELLA TENSIONE DI VAPORE

$$\frac{(P_0 - P)}{P_0} = m \frac{M}{M+N}$$

$$m = m_{SOLUTO} ; N = m_{SOLVENTE}$$

P = TENS. DI VAP. DELLA SOLUZIONE

P_0 = TENS. DI VAP. DEL SOLVENTE

4) PRESSIONE OSMOTICA (π):

$$\pi V = nRT$$

$$m = m_{SOLUTO} \quad R = 0,082$$

- NON ELETTROLITI: SOSTANZE ("COMPONENTI MOLECOLARI") CONTENENTI UNO O PIU' GRUPPI OSSIDRILE (QUALI ALCOI, GLICOLI, GLICERINA, ZUCCHERI + UREA)

$$98500 : 1 = Q : \text{moli EQ}$$

$$\text{moli EFF.} = \frac{\text{moli EQ}}{\text{VALENZA}}$$

POTENZIALE DI ELETTRODO

TRA UN METALLO/ELEMENTO E UNA SOLUZIONE DEI SUOI IONI IN CUI È IMMERSO, SI STABILISCE UNA DIFFERENZA DI POTENZIALE DEFINITA DALLA EQUAZIONE DI NERNST

E = POTENZIALE DI ELETTRODO [VOLT]

DI PRIMA SPECIE: SE SI TRASFORMA CHIMICAMENTE

DI SECONDA SPECIE: SE FUNGE DA SEMPLICE CATIONE DI ELETTRODO
(RIMANENDO CHIMICAMENTE INALTERATO)

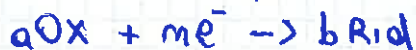
SE IL POTENZ. DI ELETT. VIENE RIFERITO A UN ELEMENTO IMMERSO IN UNA SOLUZIONE DI CONCENTRAZIONE $\pm M$ DEI SUOI IONI, $T=25^\circ\text{C}$

$P = 1 \text{ atm}$, ESSO VIENE DEFINITO POTENZIALE NORMALE DI ELETTRODO E SI INDICA CON E°

$$E_{\text{EFF.}} = E^\circ \pm (0,059/m) \log [M e^{m\pm}]$$

m = CARICA DEGLI IONE IN SOLUZIONE.

SE SI CONSIDERA, INVECE, LA GENERICHE SEMIREAZIONE IN FORMA IONICA:



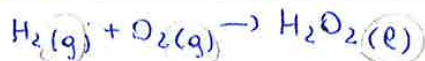
OX = INDICA SPECIE CHIMICA IN FORMA OSSIDATA
RID = LA STESSA IN FORMA RIDOTTA
 $m e^-$ = $m \cdot e^-$ COINVOLTI NEL PROCESSO REDOX

$$\Rightarrow E_{\text{EFF.}} = E^\circ + (0,059/m) \log \frac{[\text{OX}]^a}{[\text{RID}]^b}$$

- SI PUÒ CALCOLARE INFINE LA FORZA ELETTROMOTRICE (F.E.M.) DI UNA PILA DALLA DIFFERENZA TRA IL POTENZIALE EFF. DI ELETTRODO MAGGIORE E QUELLO MINORE DEI DUE SEMIELEMENTI COSTITUENTI LA PILA STESSA.

- IN UN TUBO PER L'EMMISSIONE DI RAGGI X, IL FILAMENTO DI TUNGSTENO COSTITUISCE IL POLO NEGATIVO (CATODO), DA CUI, PER EFFETTO TERMIONICO, VIENE EMESSO UN FASCIO DI ELETTRONI DIRITTO VERSO IL POLO POSITIVO OPPOSTO DETTO ANODO O ANTI-CATODO. ESSO È SEMPRE COSTITUITO DA UN METALLO DI TRANSIZIONE (PERCHÉ SOTTO IN COND. ORDINARIE È CON PUNTO DI FUSIONE RELATIVAMENTE ALTO) AL FINE DI GARANTIRE UNA OPPORTUNA FREQUENZA DELLA RADIAZIONE X PRODOTTA, APPLICABILE ALLO STUDIO DELLA STRUTTURA DEI SOLIDI CRISTALLINI.
- ACIDO FOSFORICO = $\overset{+1}{\text{H}}_3\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4$ NO HPO_3
- ACIDO BORICO = $\overset{+3}{\text{H}}_3\overset{+3}{\text{B}}\overset{-2}{\text{O}}_3$ NO HBO_2
- $\overset{-2}{\text{C}}_2\overset{+1}{\text{H}}_4$ ETENE C.M.O. = -2
- OSSIDANTE = AGENTE CHIMICO CHE TENDE A STRAPPARE ELETTRONI DA UN'ALTRA SOSTANZA (OSSIDATO).
- RIDUCENTE = AGENTE CHIMICO CHE TENDE A CEDERE ELETTRONI A UN'ALTRA SOSTANZA.
- ALOGENI = FORTI OSSIDANTI
- ALCALINI = FORTI RIDUCENTI (ALCALINI = 1° GRUPPO)
- ΔH DI FORMAZIONE DI UN COMPOSTO CHIMICO = VARIAZIONE FINITA DI CALORE ($P = R$) ASSOCIATA ALLA REAZIONE CHIMICA NEL CORSO DELLA QUALE SI PRODUCE UNA MOLE DI PRODOTTO A PARTIRE DAGLI ELEMENTI COSTITUENTI, IL CUI ΔH DI FORM. È NULLO PER DEFINIZIONE.
- GRADO DI VARIANZA = $V = m + \sum \varphi =$
M° DI COMP. CHIMICI INDIPENDENTI
 I° PARANUMERICI ATTIVATI
 ↳ FASI CONTEMP. PRESENTI
- MOLECOLE NON POLARI = METANO - BISSIDO DI CARBONIO - QUELLE → LEGAMI OMOGENEI COME QUELLI TRA DUE ATOMI (DI CLORO PER FORMARE Cl_2)
- PERCHÉ UN ACIDO E UN METALLO POSSANO PER REAZIONE PRODURRE H_2 GASSOSO, OCCORRE CHE IL METALLO ABBA UN POTENZIALE DI RIDUZIONE NEGATIVO MINORE DI QUELLO DELL'H E CHE L'ACIDO NON PRESENTI PROP. OSSIDANTI.
- IL GRADO DI DISSOCIAZ. DI UN ELETROLITA (NON) DIPENDE DALLA P. COSTANTE
 (α) $57 = ?$ $24 = ?$ $37 = ?$ $39 = ?$ $40 = ?$ $80 = ?$
 $79 = ?$

- IL DIAMANTE PRESENTA LA MASSIMA DUREZZA IN QUANTO CONTIENE ESCLUSIVAMENTE LEGAMI COVALENTI E MEGALONI
- LA COSTANTE DI PLANCK ESPRIME UN VALORE BASSISSIMO DI ENERGIA
- LEGGE DI BRAGG: $m\lambda = 2d \sin \theta$
- LA FEM DI UNA PILA DI CONCENTRAZIONE = $(0,059/m) \log_{10} ([M^+]/[M])$
- IL ΔG DI UNA REAZIONE CHIMICA SI CALCOLA: $\Delta G = \sum \Delta G_{F, PRODOTTI} - \sum \Delta G_{F, REAGENTI}$
- LEGGE DELLA QUANTIZZAZIONE DELL'ENERGIA: $E = h\nu$
 → PER LA LEGGE DI PLANCK, L'ENERGIA NON VIENE EMESSA O ASSORBITA IN MODO CONTINUO, MA PER PICCOLISSIME QUANTITÀ FINITE DETTE QUANTI
- H_2O → GEOM: TETRAEDRICA
- SALGEMMA (HALITE) = $NaCl$ L'IONE Na^+ RISULTA CIRCONDATO DA 6 CONTROIONI DI CARICA OPPOSTA (COORDINAZ. OTTAEDRICA)
- TENSIONE DI DECOMPOSIZIONE $E_d = E_{ANIONE} - E_{CATIONE}$
- DIMINUENDO LA T DI UNA REAZIONE, LA SUA VELOCITÀ DIMINUISCE SEMPRE
- L'ELETTRODO STANDARD A H_2 PRESENTA POTENZIALE SEMPRE NULLO
- BENZINA: DISTILLAZIONE DEL PETROLIO, $C_5 - C_{10}$
 KEROSENE: $C_8 - C_{16}$ GASOLIO: $C_{15} - C_{18}$
- LA TENSIONE DI VAPORE, A UNA DATA T, CORRISPONDE ALLA PRESSIONE ESERCITATA DAL SUO VAPORE SATURO **MA!**
- DIAMANTE E GRAFITE SONO FORME ALLotropiche DEL C
- QUANDO UNA PILA DANIELL È COMPLETAMENTE SCARICA $[Zn^{2+}]_E$ MASSIMA
- ORDINE DI LEGAMI $(Z) = (e - e^*) / 2$
- DUE O PIÙ MOLECOLE ORGANICHE SONO TRA LORO ISOMERI FUNZIONALI QUANDO POSSONO VENIR DESCRITTE DA UN'UNICA FORMULA BRUTA PUR PRESENTANDO NELLA LORO STRUTTURA GRUPPI FUNZIONALI DIVERSI.
- I VALORI DI E^0 SI RIFERISCONO A $25^\circ C$ E A 1 atm
- IL ΔH_f DI UN COMPOSTO CORRISPONDE AL ΔH DELLA REAZIONE IN CUI SI FORMA UNA MOLE DI TALE COMPOSTO A PARTIRE DAGLI ELEMENTI CHE LO COSTITUISCONO, LE CUI ENTALPIE DI F. SONO NULLE PER DEF.

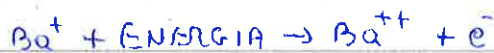


• $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

- ENERGIA DI PRIMA IONIZZAZIONE: È QUELLA NECESSARIA PER ALLONTANARE UNA ELETTRONE, FINO A DISTANZA INFINITA DAL NUCLEO, DA UN ATOMO NEUTRO NEL SUO STATO DI MINORE ENERGIA.



ENERGIA DI SECONDA IONIZZAZIONE È RELATIVA ALL'ALLONTAN. DI UN SECONDO ELETTRONE DALLO IONE PRECEDENTEMENTE PRODOTTO.



- LA DIFF. TRA LE DUE E_0 NEL CASO DI UNA REAZIONE ESOTERMICA, IN CUI L'ENERGIA DEI PRODOTTI RISULTA ESSERE MINORE, A P.E.K., DI QUELLA DEI REAGENTI, CORRISPONDERA' AL ΔH DEL PROCESSO CONSIDERATO

ACIDI E BASI

ARRHENIUS: ACIDI = SOSTANZE CHE DISCIOLTE IN H_2O LIBERANO IONI H^+

BASI = SOSTANZE CHE DISCIOLTE IN H_2O LIBERANO IONI OH^-

BRONSTED-LOWRY: ACIDI = SOSTANZE IN GRADO DI CESSARE PROTONI

BASI = SOSTANZE IN GRADO DI ACQUISTARE PROTONI

LEWIS: ACIDI = SOSTANZE ELETTROFILE = IN GRADO DI ACCETTARE UNA COPPIA $di e^-$

BASI = SOSTANZE NUCLEOFILICHE = IN GRADO DI DONARE UNA COPPIA e^-

- OSSERVANDO IL GRAFICO COSTITUITO DALLE CURVE ISOTERME DI ANDREWS PER UN GAS REALE, SI NOTA CHE AL DI SOTTO DEL SUO PUNTO CRITICO ESISTE UNA BUONA BIFASICA, CONTENENTE MISCELE DI LIQUIDO E VAPORE IN EQUILIBRIO TRA LORO

- DURANTE IL FUNZIONAMENTO DI UNA PILA DANIELL, LA SOLUZIONE IN CUI È IMMERSO IL CATODO SI RICHIEDE

• CO_2 = APOLARE

• O_2 È PARAMAGNETICA

• LA PRIMITIVA TAVOLA PERIODICA, PROPOSTA DA MENDELÉEV

→ SULLA BASE DEL VALORE CRESCENTE DEL PESSO ATOMICO, VENNE RIPRESA DA MOSAIEV CHE, AFFERMO' CHE LE PROPRIETA' DEGLI

$$24,5:30 = 15:x$$

$$24,5x = \frac{30 \cdot 15}{24,5} = 18,96$$

11- Quale dei seguenti gas ha la temperatura critica più bassa:

- 1) vapore acqueo
- 2) biossido di carbonio
- 3) acido fluoridrico
- 4) ammoniac
- 5) elio

Risposta numero [5]

12- L'aria può essere considerata un miscuglio gassoso di N₂ (79%) e O₂ (21%). Qual è il suo peso molecolare medio?

$$PM = (0,79 \cdot 28) + (0,21 \cdot 32) = 22,12 + 6,72 = 28,84$$

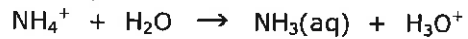
= 28,84

13- Quale delle seguenti affermazioni riguardo al diamante FALSA:

- 1) è un solido covalente di simmetria cubica
- 2) il carbonio si ibridizza sp³ per cui si collega a 4 altri atomi di carbonio
- 3) non riesce a condurre l'elettricità
- 4) è stato preparato per sintesi dalla grafite
- 5) il carbonio non è ibridizzato

Risposta numero [5]

14- Nella seguente reazione qual è l'acido secondo Bronsted-Lowry?



- 1) non esiste
- 2) NH₄⁺
- 3) H₂O
- 4) NH₃(aq)
- 5) H₃O⁺

Risposta numero [2]

15- A seguito di un aumento di temperatura, la velocità di reazione:

- 1) Aumenta o diminuisce a seconda del tipo di reagenti
- 2) Aumenta o diminuisce a seconda del tipo di prodotti
- 3) Aumenta sempre
- 4) Diminuisce sempre
- 5) Non cambia mai

Risposta numero [3]

$$v = k[A][B]$$

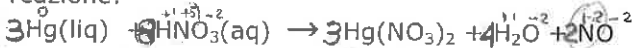
$$v = ae^{-E_a/RT} [A][B]$$

16- In una cella voltaica si dice catodo l'elettrodo:

- 1) positivo, in quanto vengono emessi ioni H⁺
- 2) positivo, dove si ha la riduzione
- 3) positivo, dove si ha l'ossidazione
- 4) negativo, dove si ha la riduzione
- 5) negativo, dove si ha l'ossidazione

Risposta numero [2]

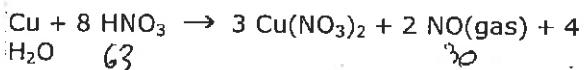
17- Determinare i coefficienti stechiometrici della reazione:



Hg: 0 → +2 = Δe = 2

N: +5 → +2 = Δe = 3

18- Quanti grammi di HNO₃ sono necessari per ottenere 7,6 Litri di NO gas a 30°C e 0,96 atm, dopo reazione con una laminetta di rame secondo la reazione:

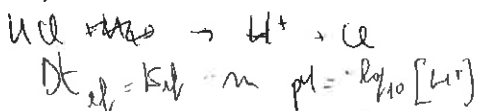


$$2 = x \cdot 0,294$$

$$x = \frac{2}{0,294} = 6,80$$

$$m = 6,80 \cdot 63 = 428,4 \text{ g}$$

19- Una soluzione acquosa di HCl ha un pH di 0,67. Sapendo che essa ha una densità di 1,06 g/cm³ se ne calcoli l'innalzamento ebullioscopico (K_{eb} = 0,51 K·Kg/mole)



Risposta = [0,21]

$$10^{-0,67} = [H^+] = \frac{m}{V}$$

$$m = 10^{-0,67} \cdot V$$

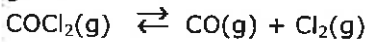
m = 0,21 mol

m_{tot} = 1,06 · 1000 = 1060 g

m_{HCl} = 0,21 · 35 = 7,35 g

m = 1060 - 7,35 = 1052,65 g

20- La K_p per la reazione omogenea in fase gassosa:



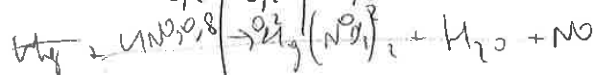
vale 0,87 atm alla temperatura di 575°C

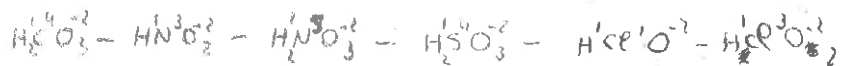
Calcolare la pressione finale di equilibrio (in atm.) per un grado di dissociazione pari a 0,2

Risposta = [0,87]

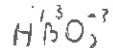
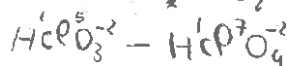
K_p = 0,87 = $\frac{P_{CO} \cdot P_{Cl_2}}{P_{COCl_2}}$

COCl ₂	CO	Cl ₂
1	0	0
0,2	0,2	0,2

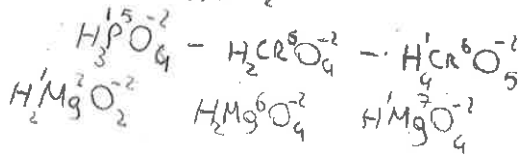




ANIDRIDE + H₂O → OSSIACIDO



Esempi di ossiacidi



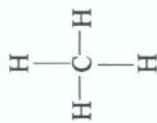
CO ₂	→	H ₂ CO ₃	(C +4)	A. <u>Carbonico</u>
N ₂ O ₃	→	HNO ₂	(N +3)	A. <u>Nitroso</u>
N ₂ O ₅	→	HNO ₃	(N +5)	A. <u>Nitrico</u>
SO ₂	→	H ₂ SO ₃	(S +4)	A. <u>Solforoso</u>
SO ₃	→	H ₂ SO ₄	(S +6)	A. <u>Solforico</u>
Cl ₂ O	→	HClO	(Cl +1)	A. <u>Ipocloroso</u>
Cl ₂ O ₃	→	HClO ₂	(Cl +3)	A. <u>Cloroso</u>
Cl ₂ O ₅	→	HClO ₃	(Cl +5)	A. <u>Clorico</u>
Cl ₂ O ₇	→	HClO ₄	(Cl +7)	A. <u>Perclorico</u>
B ₂ O ₃	→	H ₃ BO ₃	(B +3)	A. <u>Borico</u>
P ₂ O ₅	→	H ₃ PO ₄	(P +5)	A. <u>Fosforico</u>
CrO ₃	→	H ₂ CrO ₄	(Cr +6)	A. <u>Cromico</u>
CrO ₃	→	H ₂ Cr ₂ O ₇	(Cr +6)	A. <u>Dicromico</u>
MnO ₃	→	H ₂ MnO ₄	(Mn +6)	A. <u>Manganico</u>
Mn ₂ O ₇	→	HMnO ₄	(Mn +7)	A. <u>Permanganico</u>

Esempi di idracidi

HF	Acido <u>Fluoridrico</u> (F -1)
HCl	Acido <u>Cloridrico</u> (Cl -1)
HBr	Acido <u>Bromidrico</u> (Br -1)
HI	Acido <u>Iodidrico</u> (I -1)
H ₂ S	Acido <u>Solfidrico</u> (S -2)
HCN	Acido <u>Cianidrico</u> (CN ⁻)

ALCANI (paraffine) formula generale C_nH_{2n+2}

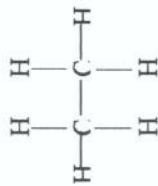
CH₄ METANO



C ibrido sp^3 tetraedrico (angoli 109°)

4 legami σ (C-H) ≈ 418 kJ / mol

C₂H₆ ETANO



CH₃CH₃

C ibridi sp^3

1 legame σ (C-C) ≈ 343 kJ / mol

C₃H₈ PROPANO

CH₃CH₂CH₃

GRUPPI ALCHILICI R- (... ILE)

ALCANO meno un H (-ANO \rightarrow -ILE)

-CH₃ metile

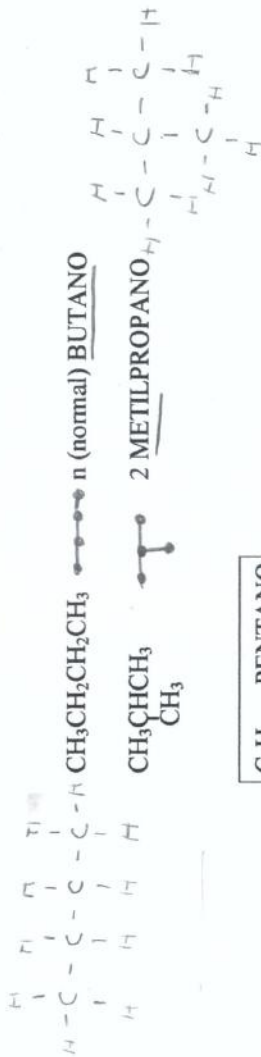
-CH₂CH₃ etile

-CH₂CH₂CH₃ propile

CH₃CHCH₃ 2 propile

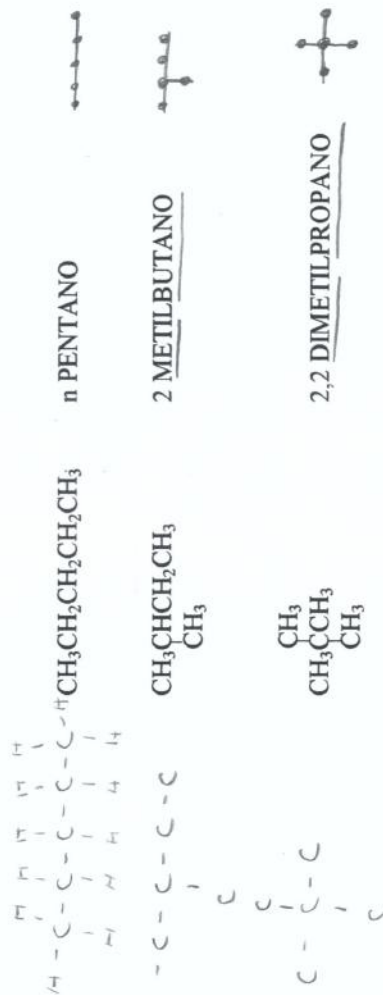
C₄H₁₀ BUTANO

due isomeri di catena:



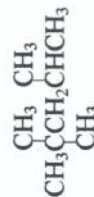
C₅H₁₂ PENTANO

tre isomeri di catena:



C₈H₁₈ OTTANO

numerosi isomeri, tra cui il



2,2,4 TRIMETILPENTANO
("isooottano")

C₁₀H₂₂ DECANO

75 isomeri

DIENI formula generale C_nH_{2n-2}
 alcheni contenenti due C = C (isomeri degli alchini)

CH_2 HC CH_2 CH_2

$C = C - C = C$

$C = C - C - C = C$

C_4H_6 **1,3 BUTADIENE** $CH_2=CHCH=CH_2$

C_6H_{10} **1,4 ESADIENE** $CH_2=CHCH_2CH=CHCH_3$

CICLODIENI

C_5H_6 **1,3 CICLOPENTADIENE**

C_6H_8 **1,3 CICLOESADIENE**

ALCHINI formula generale C_nH_{2n-2} ~ D I E N I

C_2H_2 **ETINO (acetilene)**

$H - C \equiv C - H$

C ibrido sp digonale (angoli 180°)
 2 legami σ (C-H)
 1 legame σ (C-C) + 2 legami π (C-C)

**PROPRIETA' CHIMICHE E FISICHE
DEGLI IDROCARBURI**

ALCANI POCO REATTIVI

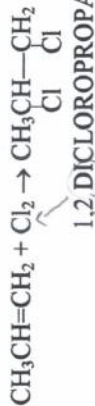
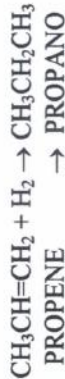
reazioni principali: **combustione** (ossidazione)
sostituzione (dell'idrogeno)



Sostanze apolari, poco reattive, insolubili in acqua, gassose fino a C_4 , liquide fino a C_{20} , solide per $\text{C} > 20$

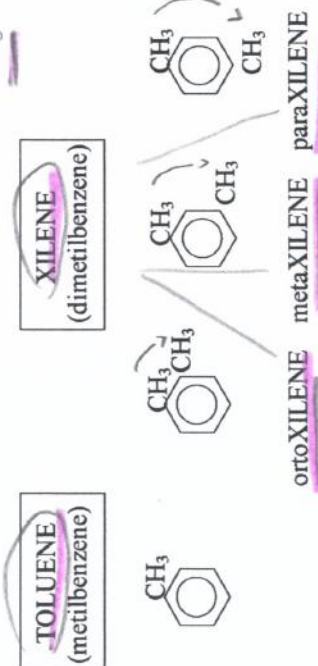
ALCHENI MOLTO REATTIVI

reazione principale: **addizione al doppio legame** $\text{C}=\text{C}$
(molto reattivo)



La molecola del benzene, piana e apolare, risulta stabilizzata dalla **risonanza**, prodotta dai sei elettroni p_z dei carboni sp^2 , delocalizzati sul piano dei legami σ .

NO!
(BENZENE IN CUI AL POSTO DI UN H TAVO)
ALTRI GRUPPI
CH₃



L'ortoXILENE, il metaXILENE ed il paraXILENE sono anche rispettivamente indicabili come 1,2 dimetilbenzene, 1,3 dimetilbenzene e 1,4 dimetilbenzene.

GRUPPI ARIlici Ar- (...ILE)
idrocarburo aromatico meno un H

FONTI E APPLICAZIONI INDUSTRIALI DEGLI IDROCARBURI

Il gas naturale (composti fino a C₄) ed il petrolio forniscono per distillazione frazionata:

C₅-C₆ (etere di petrolio)

C₇-C₁₀ (benzina)

C₈-C₁₆ (cherosene)

C₁₅-C₁₈ (gasolio)

C₁₆-C₂₀ (olio lubrificante)

C₂₀-C₃₀ (paraffina solida)

C > 30 (asfalto solido)

C₁₀-C₁₈

Il cracking catalitico degli alcani (C₁₀-C₁₈) condotto in assenza di aria ad alta pressione (P > 10 atm) e ad alta temperatura (400°C), fornisce miscele di alcani e alcheni a catena più corta e variamente ramificata, utilizzabili come benzine ad alto numero di ottano.

C₆-C₉

Il reforming catalitico degli alcani (C₆-C₉), condotto in condizioni analoghe alle precedenti, fornisce miscele di idrocarburi aromatici e di alcheni o ciclici o a catena ramificata, utilizzabili come benzine sempre ad alto numero di ottano.

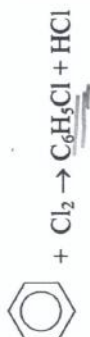
AROMATICI

reazione principale: sostituzione dell'idrogeno dell'anello (nitrazione, alogenazione, solfonazione...).



NITROBENZENE

acido nitrico



CLOROBENZENE



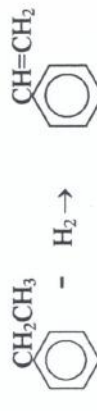
acido solforico ACIDO BENZENSOLFONICO

ACIDO BENZENSOLFONICO → BENZENSOLFONATI (sali alcalini)

I composti aromatici sono molecole molto stabili, di media reattività.

→ MISCELE DI
• ALCANI
• ALCHENI

REAZIONE DI DEIDROGENAZIONE



ETILBENZENE - H₂ → vinil BENZENE (stirene)

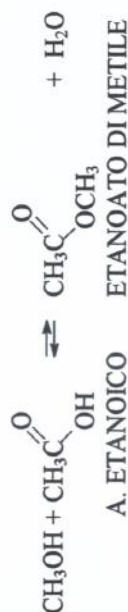
→ MISCELE DI:
• IDROCARBURI AROMATICI
• ALCHENI (CICLICI O A CATENA RAMIFICATA)



disidratazione (intermolecolare)



esterificazione



POLIALCOLI: glicoli (composti a basso punto di congelamento, utilizzati come anticongelanti)
glicerina (costituente principale degli oli e dei grassi)



3 - **ETERI (EPOSSIDI)**

Sono liquidi poco polari solubili in acqua, poco reattivi, molto volatili; in essi l'atomo di ossigeno è ibridato sp³.

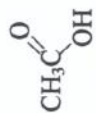
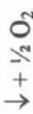


REAZIONI DEGLI ALCOLI:

ossidazione



ETANALE (aldeide acetica)



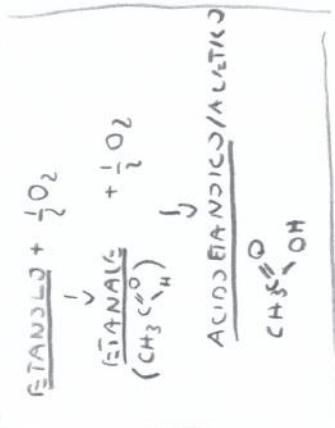
ACIDO ETANOICO (acido acetico)



alcol secondario **PROPANONE** (acetone)



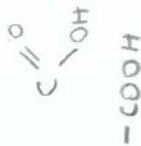
alcol terziario
disidratazione (intramolecolare)



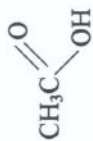
6 - ACIDI CARBOSSILICI

Sono molecole polari, a bassa acidità ($K_a \leq 10^{-4}$) e solubilità simile a quella degli alcoli (legame idrogeno).

Gli acidi alifatici saturi sono liquidi solubili in acqua fino a C₄, liquidi poco solubili fino a C₉ e solidi oltre C₉.



Ac. METANOICO (ac. formico)



Ac. ETANOICO
(ac. acetico)



Ac. PROPANOICO (ac.



Ac. PROPENOICO (ac. acrilico)



gruppo acilico (formile)



gruppo acilico (acetile)



Ac. CICLOESANOICO



Ac. BENZOICO



“Acidi grassi”
 $n \geq 2$

- Acido Butirico (A. BUTANOICO) (n=2, C=4)
- Acido Valeriano (A. PENTANOICO) (n=3, C=5)
- Acido Palmítico (n=14, C=16)
- Acido Stearico (n=16, C=18)
- Acido Oleico (A. 9 OTTADECENOICO) (n=16, C=18)

ACIDI POLICARBOSSILICI



Ac. orto BENZENDIOICO
(ac. ftalico)

Ac. para BENZENDIOICO (ac. tereftalico)

REAZIONI DEGLI ACIDI CARBOSSILICI:

neutralizzazione (salificazione)

Acido carbossilico + idrossido → **Sale** + H₂O



a. acetico acetato di sodio

esterificazione

Acido carbossilico + alcol → Estere + H₂O



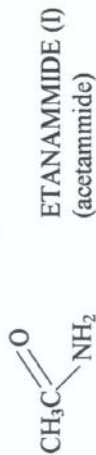
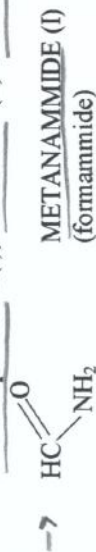
A. PROPANOICO PROPANOATO DI METILE

9 - AMMIDI

Sono composti **anfoteri** liquidi o solidi, con alti punti di fusione e di ebollizione (**legame idrogeno**).
 Il **gruppo acilico** degli acidi carbossilici (RCO- o ArCO-) sostituisce un H dell' NH_3 con formazione di un'amide primaria (RCONH₂).



Ammidi **primarie (I), secondarie (II) e terziarie (III)**.



Reazioni con acidi e basi (comportamento **anfotero**)



POLIMERI E POLIMERIZZAZIONE

Si definisce **polimero** un composto organico ad elevato P.M. costituito dalla ripetizione della stessa unità semplice, detta **monomero**, derivata da molecole a basso P.M.

Si definisce **copolimero** un polimero costituito da monomeri diversi.

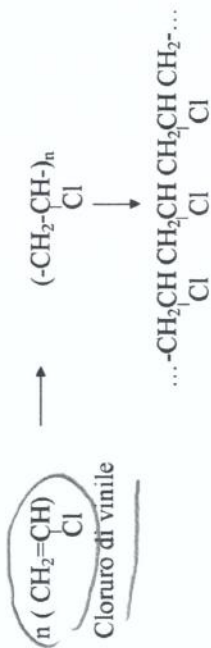
Tutti i polimeri si dividono in:

- **POLIMERI TERMOPLASTICI** (rammollimento termico e risolidificazione reversibile) costituiti da catene lineari filiformi, orientabili con la lavorazione

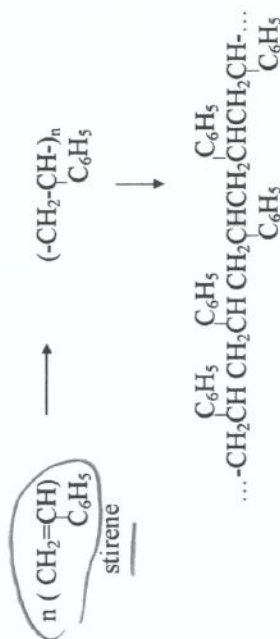
- **POLIMERI TERMOINDURENTI** (rammollimento termico e risolidificazione definitiva) costituiti da catene reticolate tra loro per la presenza di legami trasversali

Le caratteristiche fisico-meccaniche di un polimero dipendono dal suo **grado di polimerizzazione**, variabile da 100 a varie migliaia di unità, con P.M. a partire da 10.000 fino a oltre 200.000.

POLIVINILCLORURO (PVC)
polimero polivinilico termoplastico



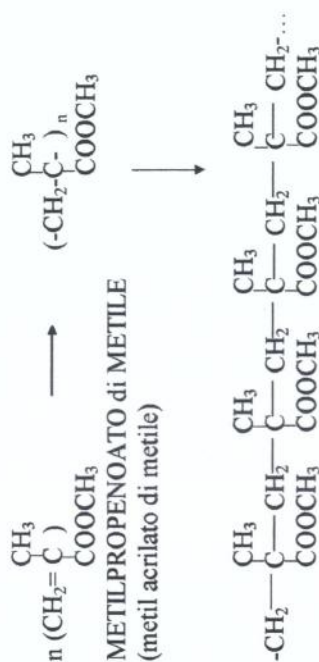
POLISTIRENE (polistirolo)
polimero polistirenico termoplastico amorpho



POLITETRAFLUOROETILENE (teflon)
polimero polifluoroolefinico termoplastico (p.f. ≈ 330°C)

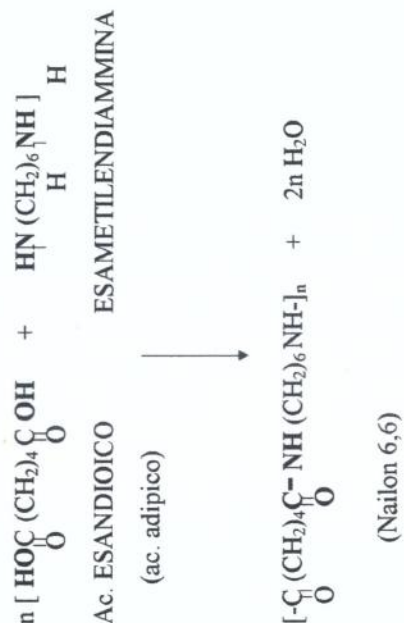


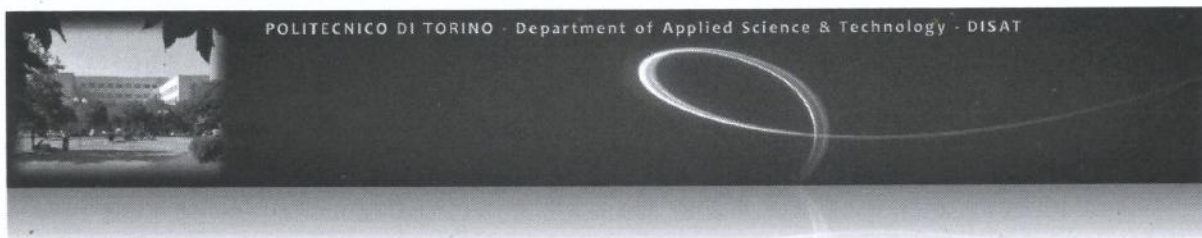
POLIMETILACRILATO DI METILE (plexiglas)
polimero polimetilacrilico termoplastico



ESEMPI DI POLIMERIZZAZIONE PER CONDENSAZIONE

POLIAMMIDI
polimeri termoplastici





Corso di CHIMICA

Lezione 2

Nomenclatura dei composti inorganici

info: claudio.gerbaldi@polito.it

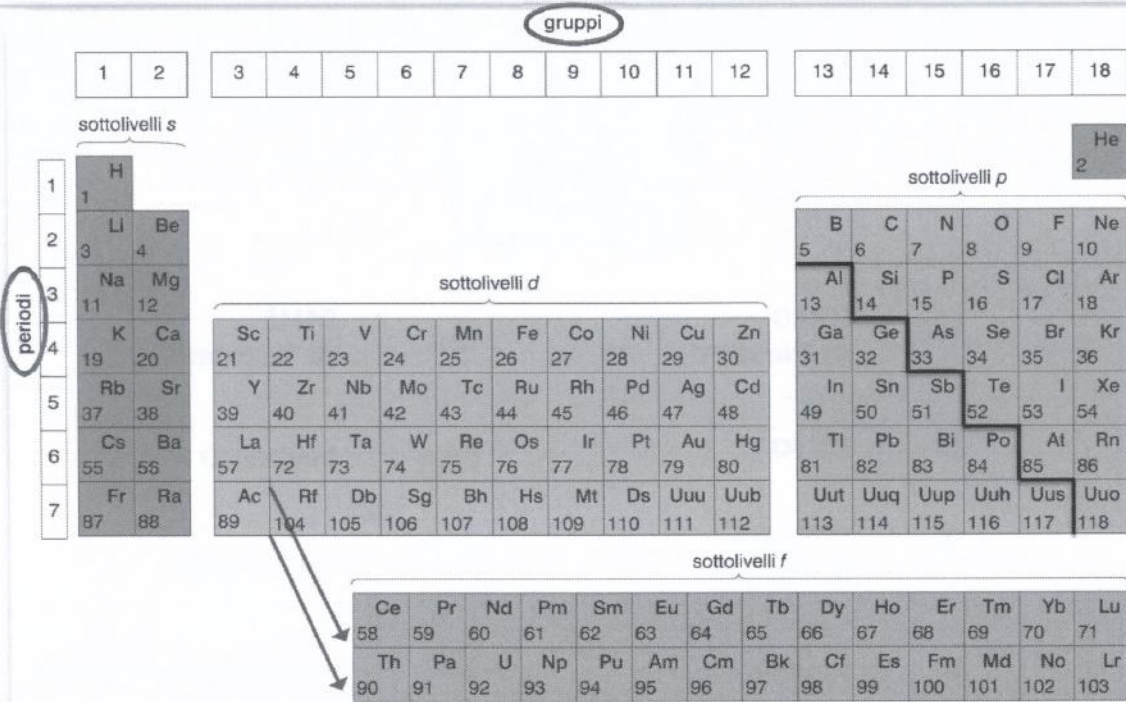


Sommario della lezione

Questa lezione si propone di introdurre una serie di conoscenze, regole e convenzioni che permetteranno, una volta assimilate, di muoversi all'interno del **mondo** spesso ostico delle **formule chimiche**. Verranno introdotti inizialmente i concetti di **elettronegatività** e **numero di ossidazione**.

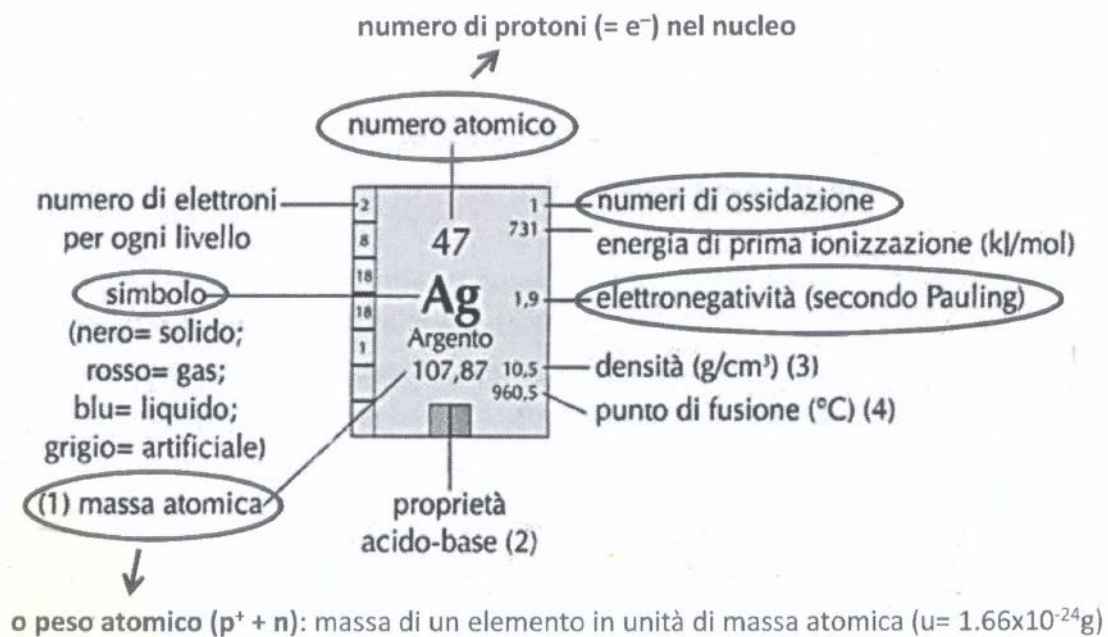
1. I componenti della materiali
2. Introduzione alla Tavola Periodica degli elementi
3. Elettronegatività
4. Numero di ossidazione
5. Nomenclatura: generalità
6. Nomenclatura dei composti inorganici

Introduzione alla Tavola Periodica (T.P.)



Claudio Gerbaldi - Corso di Chimica AA 2012/2013

Introduzione alla T.P.: Simboli



Claudio Gerbaldi - Corso di Chimica AA 2012/2013

Lezione 2: Nomenclatura dei composti inorganici

La moderna Tavola Periodica

IUPAC: International Union of Pure and Applied Chemistry

La moderna Tavola Periodica è formata da **gruppi numerati da 1 a 18** secondo la nuova proposta IUPAC (vecchia proposta: da I a 0), divisi in **gruppi principali** o **sottogruppi**. Alcuni gruppi hanno una denominazione propria:

1. Al **gruppo 1** appartengono i **metalli alcalini** e al **gruppo 2** i **metalli alcalino-terrosi**;
2. fra il **gruppo 2** e il **gruppo 13** si trovano gli **elementi di transizione**;
3. Il **gruppo 16** è quello dei **calcogeni** e il **gruppo 17** quello degli **alogeni**;
4. in **fondo alla tavola periodica** ci sono due file di **14 elementi metallici** costituenti le serie dei **lantanidi (o terre rare)** e degli **attinidi**.
5. gli **elementi che chiudono i periodi** sono i **gas nobili**, così chiamati per la scarsissima reattività dovuta alla loro configurazione elettronica stabile;
6. Tutti i rimanenti gruppi prendono il nome dell'elemento con numero atomico più basso.

He
2
Ne
10
Ar
18
Kr
36
Xe
54
Rn
86

Le **file orizzontali** di elementi della T.P. sono chiamate **periodi** (numerati).

Considerazioni approfondite su T.P. e sue proprietà saranno lo scopo di una lezione successiva.

Claudio Gerbaldi - Corso di Chimica AA 2012/2013

Lezione 2: Nomenclatura dei composti inorganici

Letture della tavola periodica

	Metalli ALCALINI												Metalli ALCALINO-TERROSI												NON METALLI		GAS NOBILI	
	1A	2A	METALLI										NON METALLI		ALOGENI		18A											
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18										
	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
Alkali metals	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36										
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr										
	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54										
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe										
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86											
Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn											
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112																	
Fr	Ra	Ac†	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub																	

*Lanthanides	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
†Actinides	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Claudio Gerbaldi - Corso di Chimica AA 2012/2013

Ioni degli elementi dei gruppi principali

Ioni degli elementi
dei gruppi principali
e configurazioni
elettroniche dei gas
nobili

			7A (17)	8A (18)	1A (1)	2A (2)	3A (13)	
PERIODO 2	5A (15)	6A (16)	H ⁻	He	Li ⁺			
PERIODO 3	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	Ne	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	
PERIODO 4		S ²⁻	Cl ⁻	Ar	K ⁺	Ca ²⁺		
PERIODO 5			Br ⁻	Kr	Rb ⁺	Sr ²⁺		
PERIODO 6			I ⁻	Xe	Cs ⁺	Ba ²⁺		

→ Acquistano elettroni ← Cedono elettroni

Il numero di ossidazione (N.O.)

Qualunque sia il tipo di legame, un atomo che fa parte di un composto non ha lo stesso intorno di elettroni che ha quando è allo stato di atomo libero.

In passato, la capacità di un elemento a reagire formando composti veniva indicata con il termine "valenza", determinata considerando il numero di legami che esso poteva formare con atomi di idrogeno:

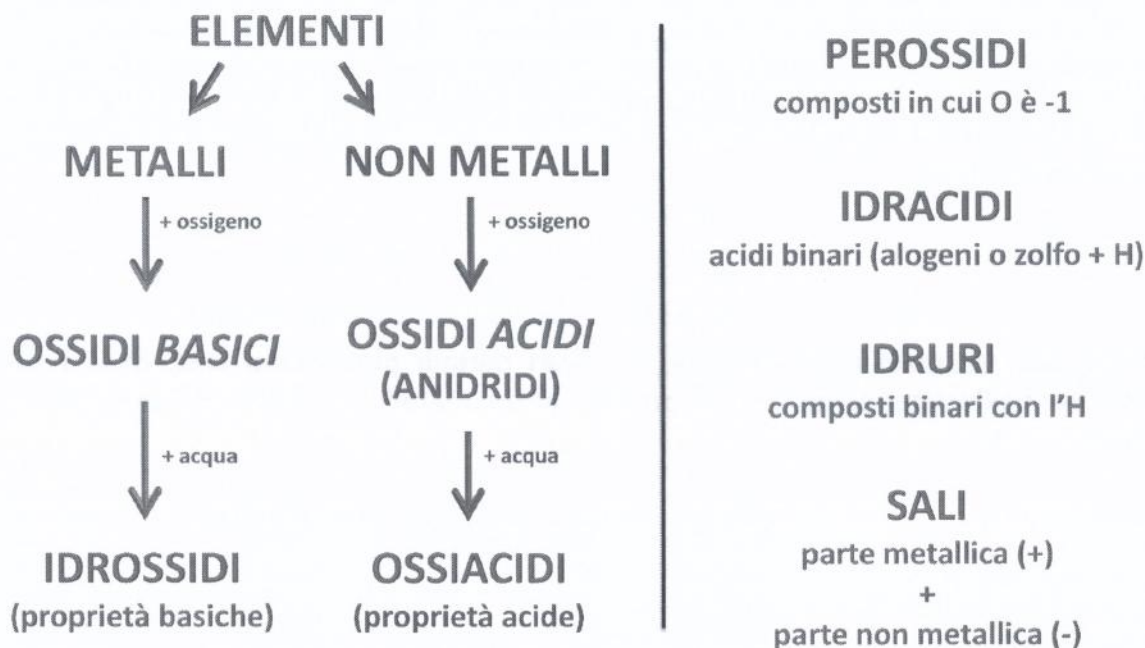


Il concetto di valenza non si utilizza praticamente più, al suo posto è stato introdotto il concetto di numero di ossidazione, legato alla struttura elettronica della specie considerata.

Si definisce **NUMERO DI OSSIDAZIONE (N.O.)** di un certo elemento la carica elettrica effettiva che quell'elemento ha in un composto in cui compare come ione oppure, in un composto con legami covalenti, la carica che l'elemento assume se si contano gli elettroni condivisi (elettroni di legame) nel seguente modo: (gli elettroni di legame tra due atomi diversi (A-B) sono assegnati all'atomo più elettronegativo, mentre quelli condivisi tra atomi di elementi uguali sono divisi in parte tra i due.

Il numero di ossidazione può essere positivo (atomo che ha ceduto e⁻) o negativo (atomo che ha acquistato e⁻) e solitamente è un numero intero, anche se in alcuni casi può essere frazionario.

SUDDIVISIONE GENERALE DEI COMPOSTI



NOMENCLATURA DEGLI OSSIDI

L'ossigeno è in tutti i suoi composti binari l'elemento più elettronegativo (salvo che in OF₂ !!) ed i suoi composti binari prendono il nome di ossidi. Conviene distinguere, per le loro diverse proprietà, quelli che si formano tra ossigeno e metalli (ossidi basici) da quelli che si formano tra ossigeno ed atomi non metallici (ossidi acidi).

nella formula si scrive PRIMA l'elemento, POI l'ossigeno..



... ma quando diamo il nome si dice PRIMA ossido POI l'elemento:

OSSIDO di CALCIO

REGOLA GENERALE PER TUTTA LA NOMENCLATURA:

qualunque sia il composto si scrive prima l'elemento meno elettronegativo, poi l'elemento più elettronegativo

(for dummies: si scrive prima l'elemento più a sinistra della tavola periodica, poi quello più a destra... tranne alcuni casi per H)

21

Lezione 2: Nomenclatura dei composti inorganici

SE SI DEVE IDENTIFICARE UN COMPOSTO IN PARTICOLARE, es: FeO, NON BASTA DIRE "OSSIDO DI FERRO", INFATTI NE ESISTONO DUE. SERVONO ALTRE REGOLE:

METODO I (ufficiale IUPAC) si mettono dei **prefissi davanti al nome dell'elemento** e ad ossido per indicare il numero di atomi di elemento e ossigeno presenti nella formula

1	(mono)-	6	esa-
2	di-	7	epta-
3	tri-	8	otta-
4	tetra-	...	etc

METODO II (di STOCK) dopo il nome del composto (ossido di ...) si aggiunge fra parentesi il numero di ossidazione dell'elemento

METODO III (prefissi e suffissi) si usa una combinazione di prefissi e suffissi per indicare il numero di ossidazione dell'elemento

	+	per-				-ico	
				nome		-ico	
				elemento		-oso	
	-	ipo-				-oso	

num di oss. elemento

quattro num di oss. →

un solo num di oss. →

solo due num. di oss →

i composti più comuni hanno **NOMI RITENUTI**, che non seguono nessuna regola

es: H₂O ACQUA NH₃ AMMONIACA

22

Lezione 2: Nomenclatura dei composti inorganici

Esempi di nomenclatura di ossidi

TRADIZIONALE

FORMULA OSSIDO	numero di ossidazione elemento	metodo I IUPAC	metodo II STOCK	metodo III PREFISSI/SUFFISSI
Na ₂ O	Na: +1	(mon)ossido di disodio	ossido di sodio	ossido sodico
FeO	Fe: +2 , +3	(mon)ossido di (mono)ferro	ossido di ferro (II)	ossido ferroso
Fe ₂ O ₃	Fe: +2, +3	triossido di diferro	ossido di ferro (III)	ossido ferrico
Cl ₂ O	Cl: +1 , +3, +5, +7	ossido di dicloro	ossido di cloro (I)	anidride <u>ipoclorosa</u>
Cl ₂ O ₃	Cl: +1, +3 , +5, +7	triossido di dicloro	ossido di cloro (III)	anidride <u>clorosa</u>
Cl ₂ O ₅	Cl: +1, +3, +5 , +7	pentaossido di dicloro	ossido di cloro (V)	anidride <u>clorica</u>
Cl ₂ O ₇	Cl: +1, +3, +5, +7	eptaossido di dicloro	ossido di cloro (VII)	anidride <u>perclorica</u>

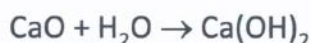
Claudio Gerbaldi - Corso di Chimica AA 2012/2013

NOMENCLATURA dei COMPOSTI TERNARI

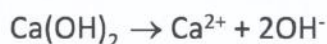
Gli idrossidi

Si dicono idrossidi i **composti ternari in cui idrogeno e ossigeno sono associati ad un metallo** (del I o II gruppo od un metallo di transizione in un basso stato di ossidazione). **Sono composti ionici formati dallo ione positivo del metallo e dallo ione OH⁻ (ione idrossido o ossidril).**

Si formano per reazione di addizione di acqua ad un ossido metallico (cioè ad un ossido basico).



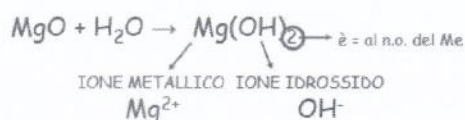
Molti idrossidi sono solubili in acqua e liberano in soluzione gli ioni di cui sono costituiti:



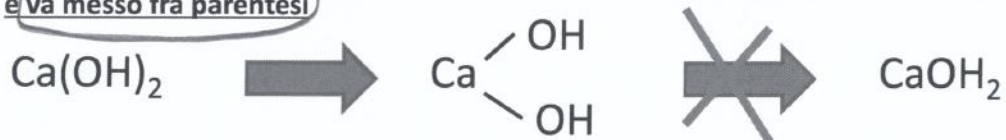
Le sostanze che in acqua sono in grado di liberare ioni OH⁻ sono dette **basi** (per questo ragione gli ossidi da cui si ottengono gli idrossidi sono detti basici).

Si scrivono premettendo il metallo seguito da tanti gruppi OH quanto è il numero di ossidazione del metallo, nella sequenza metallo-ione idrossido.

Formula generale: **M(OH)_m**
M = metallo
O = ossigeno
H = idrogeno
m = n.o. del metallo



- il numero di ossidazione del gruppo (OH) è pari a -1
- (OH) indica un ossigeno legato a un idrogeno, è da considerarsi come un'unica entità e va messo fra parentesi



	Nom. TRAD	Nom. IUPAC	Stock
NaOH	idrossido di sodio (soda caustica)	idrossido di sodio	
KOH	idrossido di potassio	idrossido di potassio	
Mg(OH) ₂	idrossido di magnesio	diidrossido di magnesio	
Al(OH) ₃	idrossido di alluminio	triidrossido di alluminio	
Fe(OH) ₂	idrossido ferroso	diidrossido di ferro	idrossido di Fe(II)
Fe(OH) ₃	idrossido ferrico	triidrossido di ferro	idrossido di Fe(III)
Sn(OH) ₂	idrossido stannoso	diidrossido di stagno	
Sn(OH) ₄	idrossido stannico	tetraidrossido di stagno	

	TRAD	IUPAC
H ₂ CO ₃	acido carbonico	acido triossocarbonico
H ₂ SO ₃	acido solforoso	acido triossosolfurico
H ₂ SO ₄	acido solforico	acido tetraossosolfurico
HClO	acido ipocloroso	acido ossoclorico
HClO ₂	acido cloroso	acido diossoclorico
HClO ₃	acido clorico	acido triossoclorico
HClO ₄	acido perclorico	acido tetraossoclorico

Attenzione per l'azoto!

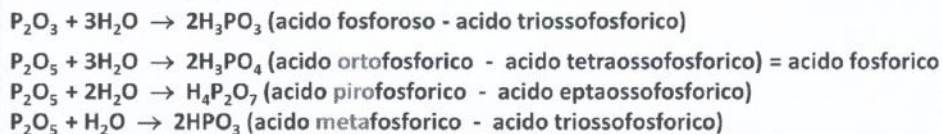
Solo N₂O₃ (anidride nitrosa) e N₂O₅ (anidride nitrica) danno degli ossoacidi per addizione di una molecola d'acqua.



Attenzione per il FOSFORO !

l'anidride fosforosa aggiunge tre molecole di acqua dando l'acido fosforoso.

L'anidride fosforica può aggiungere sia 1 che 2 che 3 molecole d'acqua per cui gli acidi corrispondenti si chiamano ortofosforico (aggiunta 3 molecole d'acqua), pirofosforico (aggiunta di 2 H₂O), metafosforico (aggiunta di 1 H₂O).



ESERCIZI

ossido di litio Li ₂ O	ANIDRIDE BROMOSA OSSIDO DI DIBROMO Br ₂ O	PbO ₂ ossido piombico
NB: ALLUMINA? Al ₂ O ₃ OSSIDO DI ALLUMINIO TRIOSSIDO DI DIALUMINIO	ANIDRIDE IODICA EPTOSSIDO DI DIODIO I ₂ O ₇	NO ₂ → ANIDRIDE CARBONICA?
ANIDRIDE SOLFOROSA OSSIDO DI ZOLFO SO ₂	SiO ₂ Diossido di silicio	ANIDRIDE SOLFORICA SO ₃
AMMONIACA NH ₃	Ag ⁺ (OH) ⁻ idrossido d'argento	BaO ossido di bario
CO ₂ ossido di cesio	PROTOSSIDO DI AZOTO DISSIDO DI AZOTO N ₂ O	IDROSSIDO DI ZINCO Zn(OH) ₂
OSSIDO DI PIOMBO PbO	OH ⁻ ione idrossido	OSSIDO DI MAGNESIO MgO
IDROSSIDO DI COBALTO TRIOSSIDO DI COBALTO Co(OH) ₃		

COMPOSTI CON L'IDROGENO: IDRACIDI

Nella molecola non compare l'ossigeno. I più importanti sono quelli con gli alogeni (Cl, Br, I, F) e lo zolfo, i quali formano composti binari con l'idrogeno con caratteristiche acide, gli idracidi. Sono composti binari di formula H_mX_n , dove:

X =alogeno o zolfo, H =idrogeno, m = N.O. dell'alogeno o dello zolfo, n = N.O. dell'idrogeno.

Negli idracidi il N.O. dell'alogeno è sempre -1, il N.O. dello zolfo è -2, il N.O. dell'idrogeno è sempre +1

Per scrivere la formula dell'idracido si scrive prima il simbolo dell'idrogeno e poi quello dell'elemento. Si mette poi in pedice all'idrogeno la valenza dell'elemento, e in pedice all'elemento la valenza dell'idrogeno.

Nomenclatura tradizionale

Parola "acido" + radice dell'elemento + suffisso **-idrico**

Nomenclatura IUPAC

Radice dell'elemento + suffisso **-uro** segue la parola "di idrogeno"

IDRACIDI

$${}^{+1}H + \text{ALOGENO}^{-1} / \text{ZOLFO}^{-2}$$

Esempi:

	Nom. TRAD	nom. IUPAC
HCl	acido cloridrico	cloruro di idrogeno
HBr	acido bromidrico	bromuro di idrogeno
HI	acido iodidrico	ioduro di idrogeno
HF	acido fluoridrico	fluoruro di idrogeno
H ₂ S	acido solfidrico	solfuro di diidrogeno

Ricordarsi anche l'acido cianidrico (cianuro di idrogeno) che ha formula **HCN**.

COMPOSTI CON L'IDROGENO: IDRURI

Se abbiamo: metallo+idrogeno allora si parla di **Idruri salini**.

Se abbiamo non metallo+idrogeno allora si parla di **idruri covalenti**.

La formula di un **idruro salino** è M_nH_m dove: M = metallo, H = idrogeno, n = N.O. dell'idrogeno (**sempre -1**), m = N.O. del metallo (**sempre +**).

Nella nomenclatura trad. si legge il nome "idruro" seguito dalla preposizione "di" e poi il nome del metallo.

Esempi

	Nom. TRAD	Nom. IUPAC
NaH	idruro di sodio	idruro di sodio
KH	idruro di potassio	idruro di potassio
AlH ₃	idruro di alluminio	triidruro di alluminio

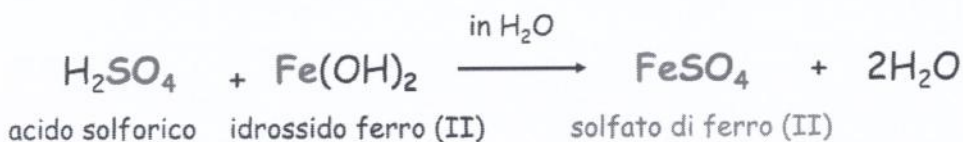
La formula di un **idruro covalente** è X_nH_m dove X = non metallo o semimetallo (Si, Ge), H =idrogeno, n =N.O. dell'idrogeno (sempre 1), m = N.O. del non metallo(quasi sempre III o IV)

Nella nomenclatura trad. gli idruri covalenti hanno spesso nomi ritenuti

	Nom. TRAD	Nom. IUPAC
PH ₃	fosfina	triidruro di fosforo
NH ₃	ammoniaca	triidruro di azoto
AsH ₃	arsina	triidruro di arsenico
CH ₄	metano	tetraidruro di carbonio
SiH ₄	silano	tetraidruro di silicio

NOMENCLATURA dei SALI

Quando un ACIDO reagisce con una BASE otteniamo un **SALE**



- l'acido si dissocia $\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
ione solfato
- l'idrossido si dissocia $\text{Fe}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^-$
ione ferro (II)

↙ ↘
 (Arrows from SO_4^{2-} and Fe^{2+} point towards each other, indicating attraction to form the salt)

- Lo ione ferro e lo ione solfato si attraggono e formano il sale
- Lo ione OH^- e lo ione H^+ si uniscono a formare molecole d'acqua

IN GENERALE, NEI SALI:

<p>Fe</p> <p>←</p> <p>a sinistra il catione, derivante dall'idrossido:</p> <p>cationi metallici $\text{Cu}^+, \text{Cu}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Na}^+, \text{Ca}^{2+}$</p> <p>catione AMMONIO NH_4^+</p>	<p> </p>	<p>SO₄</p> <p>→</p> <p>a destra l'anione, derivante dall'acido</p> <p>anioni complessi derivanti da ossiacidi $\text{CO}_3^{2-}, \text{NO}_3^-, \text{SO}_3^{2-}, \text{ClO}_4^-, \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$</p> <p>anioni semplici derivanti da idracidi $\text{F}^-, \text{S}^{2-}, \text{Cl}^-, \text{CN}^-$</p>
--	----------	--

• il catione e l'anione si uniscono in modo da formare un **COMPOSTO NEUTRO**

nome del SALE: NOME ANIONE + NOME CATIONE

NOMENCLATURA DEI COMPOSTI INORGANICI

ELETTRONEGATIVITA'



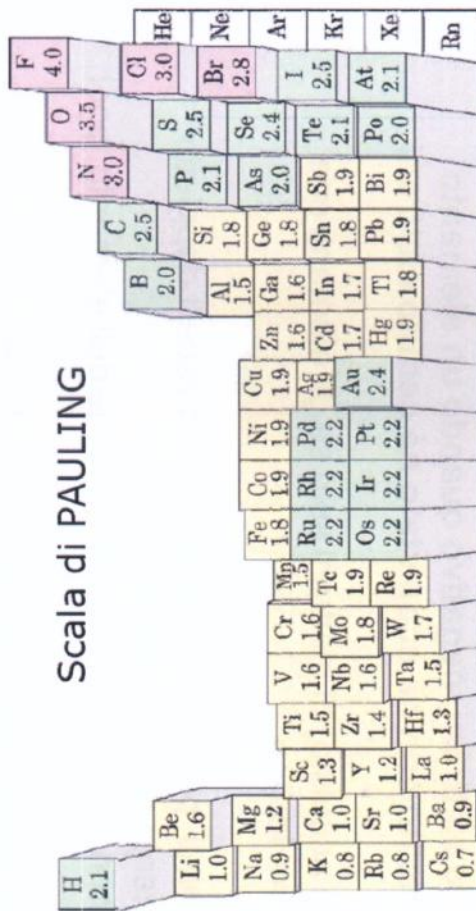
elettronegatività dipende dalla configurazione elettronica e dalle dimensioni dell'atomo

TABELLA 4.3 Elettronegatività di Pauling degli elementi

Numero atomico	Elemento	Elettronegatività
1	H	2,20
3	Li	0,98
4	Be	1,57
5	B	2,04
6	C	2,55
7	N	3,04
8	O	3,44
9	F	3,98
11	Na	0,93
12	Mg	1,31
13	Al	1,61
14	Si	1,90
15	P	2,19
16	S	2,58
17	Cl	3,16
19	K	0,82
20	Ca	1,00
21	Sc	1,36
22	Ti	1,54
30	Zn	1,65
31	Ga	1,81
32	Ge	2,01
33	As	2,18
34	Se	2,55
35	Br	2,96
37	Rb	0,89
38	Sr	0,95
39	Y	1,22
40	Zr	1,33
48	Cd	1,46
49	In	1,78
50	Sn	1,96
51	Sb	2,05
52	Te	2,10
53	I	2,66
55	Cs	0,79
56	Ba	0,89

elettronegatività è un numero (si trova sulla tavola periodica) che Pauling ha derivato sulla base dei valori sperimentali delle energie di legame di molecole biatomiche, scegliendo come riferimento l'idrogeno, al quale assegnò un valore di elettronegatività di 2.2

Scala di PAULING



NUMERO DI OSSIDAZIONE (si trovano sulla tavola periodica!!!)

1 IA		2 IIA		8 VIII B										13 IIIA		14 IVA		15 VA		16 VIA		17 VIIA		18 VIIIA			
+1 -1 H		He												B		C		N		O		F		Ne			
+1 Li		+2 Be												+3 B		+2 +4 -4 C		+1 +2 +3 +4 +5 -3 N		-1/2 -1 -2 O		F		Ne			
+1 Na		+2 Mg												+3 Al		+2 +4 -4 Si		+3 +5 -3 P		+2 +4 +6 -2 -1 S		+1 +3 +5 +7 -1 Cl		Ar			
+1 K		+2 Ca												+3 Ga		+4 -4 Ge		+3 +5 -3 As		+4 +6 -2 Se		+1 +3 +5 +7 -1 Br		Kr			
+1 Rb		+2 Sr												+3 In		+2 +4 Sn		+3 +5 -3 Sb		+4 +6 -2 Te		+1 +5 +7 -1 I		Xe			
+1 Cs		+2 Ba												+3 +1 Tl		+2 +4 Pb		+3 Bi		+2 Po		+3 At		Rn			
														+1 +2 Cu		+1 +2 Zn		+1 +2 Ag		+1 +2 Cd		+1 +2 Hg					
														+2 +3 Ni		+2 +3 Cu		+2 +4 Pd		+2 +4 Pt		+2 +4 Au					
														+2 +3 Co		+2 +3 Ni		+2 +4 Pd		+2 +4 Pt		+2 +4 Au					
														+2 +3 Fe		+2 +3 Co		+2 +4 Pd		+2 +4 Pt		+2 +4 Au					
														+2 +3 +4 +6 +7 Mn		+2 +3 Fe		+2 +3 Co		+2 +4 Pd		+2 +4 Pt					
														+2 +3 +6 Cr		+2 +3 Fe		+2 +3 Co		+2 +4 Pd		+2 +4 Pt					
														V		+2 +3 +6 Cr		+2 +3 Fe		+2 +3 Co		+2 +4 Pd		+2 +4 Pt			
														Sc		V		+2 +3 +6 Cr		+2 +3 Fe		+2 +3 Co		+2 +4 Pd		+2 +4 Pt	
														Ti		V		+2 +3 +6 Cr		+2 +3 Fe		+2 +3 Co		+2 +4 Pd		+2 +4 Pt	
														Zr		V		+2 +3 +6 Cr		+2 +3 Fe		+2 +3 Co		+2 +4 Pd		+2 +4 Pt	
														Y		Zr		+2 +3 +6 Cr		+2 +3 Fe		+2 +3 Co		+2 +4 Pd		+2 +4 Pt	
														La		Zr		+2 +3 +6 Cr		+2 +3 Fe		+2 +3 Co		+2 +4 Pd		+2 +4 Pt	
														Lu		Zr		+2 +3 +6 Cr		+2 +3 Fe		+2 +3 Co		+2 +4 Pd		+2 +4 Pt	
														Ba		Zr		+2 +3 +6 Cr		+2 +3 Fe		+2 +3 Co		+2 +4 Pd		+2 +4 Pt	

NUMERI di OSSIDAZIONE

• CARBONIO (C): +2
+4

• AZOTO (N): +1, +2, +3, +4, +5

• CROMO (Cr): +2, +3, +6

• MANGANESE (Mn): +2, +3, +4, +6, +7

NOMENCLATURA

è INDISPENSABILE poter dare un NOME ad ogni composto chimico, in modo da poterlo identificare senza ambiguità

esiste un ORGANISMO INTERNAZIONALE, la **IUPAC**, che si occupa di definire delle REGOLE per dare il nome ai COMPOSTI CHIMICI

ma:

le **regole di nomenclatura** sono **cambiate con il passare degli anni** e con la scoperta di sempre nuovi composti, in particolare ci sono **3 METODI DI NOMENCLATURA COMUNEMENTE USATI**

- nomenclatura **IUPAC**
- nomi tradizionali o comuni
- nomenclatura **STOCKS**

i composti più comuni hanno **NOMI RITENUTI**, che non seguono **nessuna regola**, es:

H₂O
ACQUA

NH₃
AMMONIACA

NOMENCLATURA DEGLI OSSIDI

OSSIDI (BASICI) : composti dei metalli con l'ossigeno

Formula generale: M_nO_m

M=metallo
O= ossigeno
n=n.o. dell'ossigeno
m=n.o. del metallo

•nella formula si scrive PRIMA l'elemento, POI l'ossigeno..

CaO

... ma quando diamo il nome si dice PRIMA ossido POI l'elemento:

OSSIDO di CALCIO

REGOLA GENERALE:

qualunque sia il composto si scrive prima il metallo e poi l'ossigeno

(si scrive prima l'elemento più a sinistra della tavola periodica, poi quello più a destra)

Elementi	Formula	Tradizionale	IUPAC	Stock
K (I)	K_2O_1	Ossido di potassio	ossido di di potassio	
Ca (II)	Ca_2O_2	Ossido di calcio	ossido di calcio	
Fe (II)	Fe_2O_2	Ossido ferroso	ossido di ferro	Oss. di ferro (II)
Fe (III)	Fe_2O_3	Ossido ferrico	tr iossido di di ferro	Oss. di ferro (III)
Cu (I)	Cu_2O	Ossido rameoso	ossido di di rame	Oss. di rame (I)
Cu(II)	CuO	Ossido rameico	ossido di rame	Oss. di rame (II)

i rapporti fra **FERRO /OSSIGENO**, e **RAME/OSSIGENO** non sono **CASUALI**, ma dipendono dai loro **NUMERI DI OSSIDAZIONE (n.o.)**

2) OSSIDI (ACIDI) O ANIDRIDI

Formula generale: X_nO_m

X=non metallo
O= ossigeno
n=n.o. dell'ossigeno
m=n.o. del non metallo

Per la nomenclatura STOCK e IUPAC valgono le stesse regole degli ossidi basici.
Per la nomenclatura trad. valgono le stesse regole degli ossidi basici ma al nome "ossido" si sostituisce il nome "anidride".
Se le valenze sono quattro (come nel caso del Cloro si usano sia prefissi che desinenze).

Elementi	Formula	Tradizionale	IUPAC
C (II)	C_2O_2	anidride carboniosa	ossido di carbonio
C (IV)	C_2O_4	anidride carbonica	diossido di carbonio
S (IV)	S_2O_4	anidride solforosa	diossido di zolfo
S (VI)	S_2O_6	anidride solforica	triossido di zolfo
Cl (I)	Cl_2O_1	anidride ipoclorosa	ossido di dicloro
Cl (III)	Cl_2O_3	anidride clorosa	triossido di dicloro
Cl (V)	Cl_2O_5	anidride clorica	pentaossido di dicloro
Cl (VII)	Cl_2O_7	anidride perclorica	eptaossido di dicloro
P (III)	P_2O_3	anidride fosforosa	triossido di difosforo
P (V)	P_2O_5	anidride fosforica	pentossido di difosforo