



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 1646A -

ANNO: 2015

A P P U N T I

STUDENTE: Castelluccio

MATERIA: Chimica + Eserc. Prof. Ronchetti

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.**

1

Definizioni

- 29/09 elemento: sostanza semplice non ulteriormente decomponibile
 - composto: specie chimica a composizione definita e costante formata da 2 o più elementi
 - atomo: particella unitaria dell'elemento
 - molecola: aggregato di atomi capace di esistenza fisica autonoma
 - ione: atomo dotato di carica (+ catione, - anione)
 - isotopo: nuclide caratterizzato da un determinato numero atomico ed una determinata massa atomica
 - peso atomico molecolare: rapporto tra la massa di un atomo/molecola e la 12^a parte del nuclide del carbonio (u.m.a.)
 - peso formula: somma dei p.a. costituenti l'unità formula
- } numeri pari

Unità di misura

lunghezza	Å	m	$1 \text{ Å} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ m}$
volume	l	m^3	$1 \text{ l} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$
massa	g	kg	$1 \text{ g} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$
pressione	atm/mmHg = torr	Pa	$1 \text{ mmHg} = 133,32 \text{ Pa}$
densità	g/cm^3	kg/m^3	$1 \text{ g/cm}^3 = 1 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$ $1 \text{ atm} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}$
temperatura	°C	K	$0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$

Defetto di massa

Le masse dei componenti di un atomo isolati, sommate, sono maggiori della massa dell'atomo → una parte della massa viene utilizzata come energia per formare il nucleo

30/09

Definizioni

- mole: quantità in g di una determinata sostanza che contiene un numero di particelle uguale al n° di atomi presenti in 12,000 g di carbonio-12
 - n° di Avogadro = $6,0221 \cdot 10^{23}$
 - massa molare: massa di una mole di particelle (g/mol)
- } u.m. della quantità di sostanza

Reazioni chimiche

È un'equazione che soddisfa tre leggi:

- 1 Legge di conservazione della massa = massa reagenti = massa prodotti
- 2 Legge di conservazione della carica = in una reazione chimica, in un sistema chiuso, la carica totale non cambia

- Becquerel (1896) = Scoperta della radioattività spontanea ($U-238 \rightarrow Th-234 + \alpha$)
 ↓ scoperta elettroni (Goldstein) (f. 2.1)
- Thomson (1897) = modello di cocomero-panettone con carica positiva uniformemente distribuita ed elettroni sparsi all'interno
 ↓ stud: su particelle α (Rutherford), con lamina di Au/Pt
 ↓ elettroni non avrebbero potuto deviare le particelle α (massa troppo piccola)
 ↓ massa non distribuita
- Rutherford (1911) = modello planetario con la massa concentrata in un nucleo
 ↓ un elettrone su un'orbita circolare ha accelerazione centripeta, se ha accelerazione irradia energia, quindi collasserebbe sul nucleo
 modello inaccettabile

Spettro elettromagnetico

raggi cosmici raggi γ raggi X UV visibile infrarosso microonde onde radio

0,1pm 1pm 100nm 380-750nm 1mm 10cm

per analizzare i solidi cristallini si usano i raggi X perché lunghezza d'onda paragonabili alle distanze intermolecolari

Natura della luce - e⁻

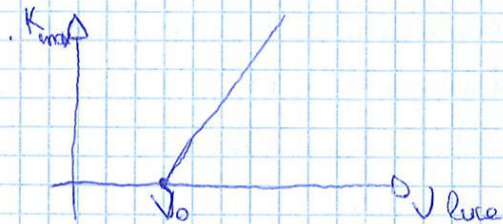
- natura ondulatoria della luce, con il fenomeno dell'interferenza tra 2 fenditure sottili e vicine tra loro (diffrazione) → "si ha diffrazione ogni volta che un corpo con natura ondulatoria attraversa una fenditura di dimensioni λ "

$c = f \cdot \lambda$

- natura corpuscolare della luce, effetto fotoelettrico: la luce incide su una piastra metallica, che emette elettroni

ν_0 = frequenza minima per l'estrazione
 energia fotone (quanto di luce)

$K_{max} = h\nu - W_0$
 energia cinetica e⁻ lavoro di estrazione



È la frequenza e non l'intensità luminosa che determina K_{max}

Onda con natura corpuscolare (fotone non ha massa)

$$mvr = n \left(\frac{h}{2\pi} \right) \rightarrow \text{momento angolare}$$

(h, costante ridotta)

(f. 2.19)

m = massa e^-
 v = velocità e^-
 n = numero quantico principale

Ipotesi di Sommerfeld

- orbite quantizzate anche ellittiche
- ogni livello si divide in più sottolivelli, ognuno con un numero quantico secondario $l \rightarrow$ eccentricità (forma)
- l è tra 0 ed $n-1$
- per un'orbita esistono solo alcune possibilità di orientazione: numero quantico m
- m è tra $+l$ e $-l$
- m_s è il numero quantico di spin, descrive la rotazione dell'elettrone attorno al proprio asse, e può essere $+1/2$ (↑) o $-1/2$ (↓)

Natura di e^-

"Le onde stazionarie si formano quando la lunghezza della distanza $\times 2$ (andata e ritorno) è uguale a n lunghezze d'onda"

Al crescere di n diminuisce λ , quindi aumenta l'energia dell'onda

per un'orbita circolare: $n\lambda = 2\pi r \rightarrow$ circonferenza

$\lambda = h/p \rightarrow$ modulo della quantità di moto dell'elettrone

(f. 2.23)

$$n \left(\frac{h}{mv} \right) = 2\pi r$$

$$mvr = nh / 2\pi$$

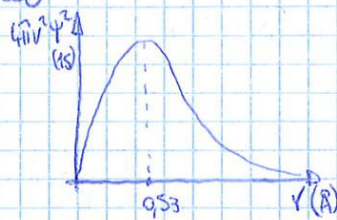
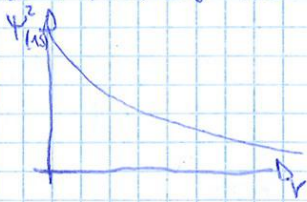
$$p = mv$$

Ogni particella in moto con q.d.m. " mv " ha proprietà ondulatorie e λ ad essa associata è pari a $\lambda = h/mv$

Optica classica

"Per studiare la posizione di un oggetto e la sua q.d.m. si devono usare onde con λ confrontabili con le dimensioni dell'oggetto". Se λ è molto piccola, la q.d.m. del fotone sarà molto grande ($\lambda = h/mv$) e avrà una grande influenza sull'oggetto

l'orbitale definisce lo "stato quantico" dell'elettrone dandone un valore di energia e di probabilità di distribuzione attorno al nucleo



Numeri quantici e orbitali (Slide 33/67)

Forma orbitali

- S:
 - sferici
 - Ψ^2 decresce all'aumentare della distanza dal nucleo (r)
 - se $n > 1$ ci sono delle superfici nodali in cui $\Psi^2 = 0$
 - all'aumentare di n crescono i raggi delle orbite (tutte)
- P:
 - simmetria assiale: la densità elettronica dipende dall'posizione sull'asse su cui l'orbitale si sviluppa (x, y, z)
 - i 3 orbitali con n= sono isoenergetici (degeneri) (tutte)
 - esiste un piano nodale
- D:
 - simmetria planare: densità elettronica dipendente dalla direzione
- F:
 - simmetria non definita

Effetto schermo e Z_{eff}

Negli atomi polielettronici la carica nucleare (attrazione percepita da un elettrone) è minore di quella reale perché il nucleo è schermato dagli altri elettroni

$$Z_{eff} < Z \quad Z_{eff} = Z - \sum_i \sigma_i \rightarrow \text{costante di schermo} \quad \begin{matrix} \text{e}^{\text{'d'e'f}} \text{ ed } \text{e} \\ \text{interni} \end{matrix}$$

$$\text{Rb } (Z=37) \text{ calcolo } Z_{eff} \text{ sull'ultimo } \bar{e} \quad Z_{eff} = 37 - (8 \cdot 0,85) - (28 \cdot 1) - (0 \cdot 0,35) = +2,7$$

$\begin{matrix} \text{e}^{\text{'s' o 'p'}} \text{ nel livello} \\ \text{sottostante} \end{matrix}$
 $\begin{matrix} \text{e} \text{ nella stessa livello} \\ \text{energetico} \end{matrix}$

Energia orbitali

- sottolivello: insieme degli orbitali con uguale 'n' e 'l'
- livello: insieme dei sottolivelli con uguale 'n' (K, L, M, N, O, P, Q...)

- Il sistema periodico moderno ha 18 gruppi e gli elementi sono ordinati per Z

Esistono 4 blocchi, a seconda di dove è situato l'elettone di valenza:

- s, 1° e 2° gruppo
- p, 13° - 18° gruppo
- d, 3° - 12° gruppo
- f, lantanidi e attinidi

- Valenza: grandezza corrispondente al numero di atomi di idrogeno capaci di legarsi all'atomo considerato
es. $\text{NH}_3 \rightarrow$ trivalente

Gruppi:

- | | |
|---|--------------------|
| ① metalli alcalini \rightarrow ioni M^+ (I) | ns^1 |
| ② metalli alcalino-terrosi \rightarrow ioni M^{2+} (II) | ns^2 |
| ③ metalli di transizione \rightarrow ioni M^{3+} (III) | $nd^1 (n+1)s^2$ |
| ④ metalli di transizione (IV) | $nd^2 (n+1)s^2$ |
| ⑤ metalli di transizione (III) (V) | |
| ⑥ metalli di transizione (II) (IV) (VI) (VII) | |
| ⑧ metalli di transizione (II) (III) | |
| ⑨ metalli di transizione (II) (II) | |
| ⑩ metalli di transizione (I) (II) | $nd^{10} (n+1)s^1$ |
| ⑪ metalli di transizione (II) | $nd^{10} (n+1)s^2$ |
| ⑬ B non metallo (III)
Al, Ga semimetalli \rightarrow ioni M^{3+} (III) | $ns^2 np^1$ |
| ⑭ C, Si non metalli (IV)
Ge, Sn, Pb semimetalli \rightarrow ioni M^{2+} e M^{4+} (II) (IV) | $ns^2 np^2$ |
| ⑮ N non metallo (II) (III) (IV) (V)
P, As non metalli (III) (V)
Sb, Bi semimetalli (V) \rightarrow ioni M^{3+} (III) | $ns^2 np^3$ |
| ⑯ non metalli \rightarrow ioni A^{2-} (II)
O (II) (II)
S, Se, Te (II) (IV) (VI) | $ns^2 np^4$ |
| ⑰ non metalli alogeni \rightarrow ioni A^- (I)
F (I)
Cl, Br, I (I) (III) (V) (VII) | $ns^2 np^5$ |
| ⑱ gas nobili
\downarrow
configurazione ghezele | $ns^2 np^6$ |

- +3 metallico → Cr_2O_3 ossido cromico
 $Cr(OH)_3$ idrossido cromico
 $Cr_2(SO_4)_3$ solfato cromico (sali)
- non met → $HCrO_2$ a. cromatico (non imp.)
 Na_2CrO_2 cromito di sodio (sali)
- +6 non met → CrO_3 anidride cromica
 H_2CrO_4 a. cromico
 $H_2(Cr_2O_7)$ a. dicromico ($2CrO_3 + H_2O$)

Mn

- +2 metallico → Mn_2O ossido manganesoso
 $Mn(OH)_2$ idrossido manganesoso
 $MnSO_4$ solfato manganesoso
- +4 metallico → MnO_2 ossido manganico
 non met → MnO_2 anidride manganesa
- +6 non met → MnO_3 anidride manganica
 M_2MnO_4 a. mangarico
 K_2MnO_4 manganato di potassio
- +7 non met → Mn_2O_7 anidride permanganica
 $HMnO_4$ a. permanganico
 $KMnO_4$ permanganato di potassio

09/10 $Mg(HCO_3)_2$ → bicarbonato (carbonato acido) di magnesio

$LiNaPO_4$ → Li_2NaPO_4 oppure $LiNa_2PO_4$, se non si hanno i rapporti molarli sono giusti entrambi

L' H_2O nei sali idrati non è unidita ma chemisorbita, cioè è rimasta nel processo di formazione dei sali, in ambiente acquoso. Serve a stabilizzare il cristallo, perciò è detta acqua di cristallizzazione, ed è presente nella maggior parte dei sali

- condizioni per formare un solido ionico

- ① bassa energia di atomizzazione (isolare un atomo) per il metallo ed il non metallo >0
- ② bassa energia di ionizzazione del metallo >0
- ③ alta affinità elettronica del non metallo (in valore assoluto) <0
- ④ elevata energia molecolare <0
- ⑤ il totale algebrico deve essere minore di "0" (esotermica) <0

- ciclo di Born-Haber / legge di Hess

" ΔH di un processo scomponibile in più stadi = ΔH della somma degli stadi"
(es. su scheda 11/30)

perché l'entropia è una funzione di stato, dipende cioè solo dai valori iniziali e finali e non dal processo

ΔH° (con zero) = condizioni standard

ΔH_f° = di formazione

11.11 - legame covalente



vengono sentati per entrambi gli atomi

- $H \rightarrow \underset{H}{\underset{|}{\ddot{N}}} \rightarrow H$ → la regola di Lewis non fornisce indicazioni riguardo alla geometria molecolare, che influenza la reattività

- legame covalente multiplo $:\ddot{O}::\ddot{O}: \quad :N \equiv N:$

- Una molecola si forma solo se l'energia dei due atomi separati è maggiore della molecola, quindi nella formazione si libera energia → energia di legame ($KJ/mole$ di legame)

- teoria del legame di valenza (Valence Bond Theory - VBT)

"Un legame chimico si forma se da due atomi con orbitali esterni incompleti, ne consegue la saturazione di questi ultimi."

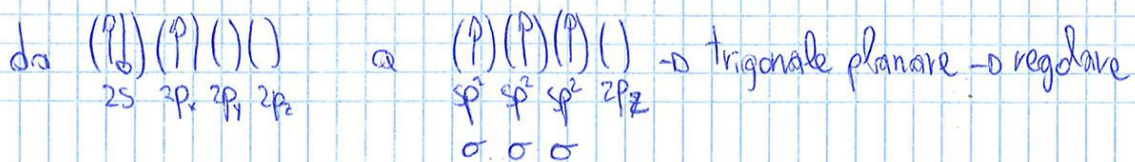
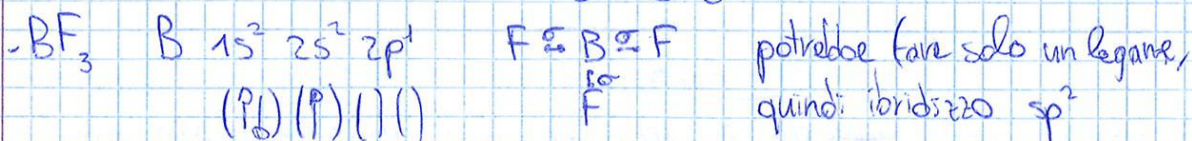
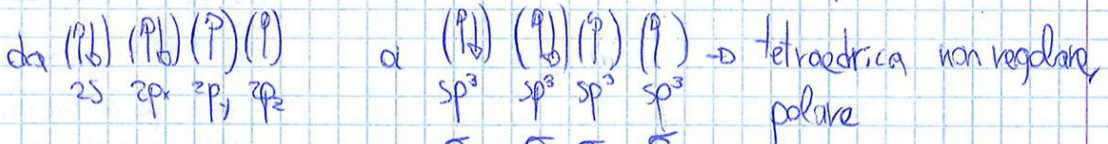
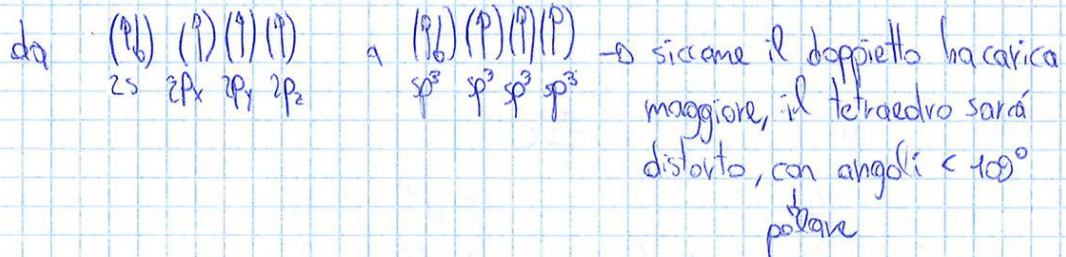
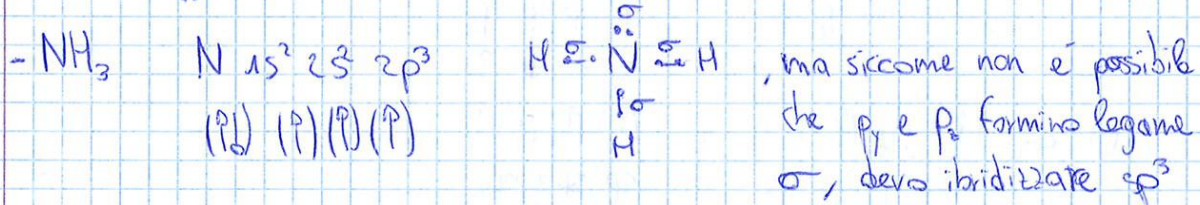
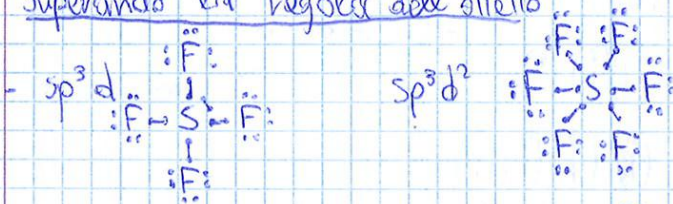
Il legame si forma per ricoprimento di orbitali atomici: contigui, per formare degli orbitali di legame in cui gli spin degli elettroni disaccoppiati si accoppiano.

- $H \leftrightarrow H$ 1° ordine di legame, legame σ (a ricoprimento assiale)

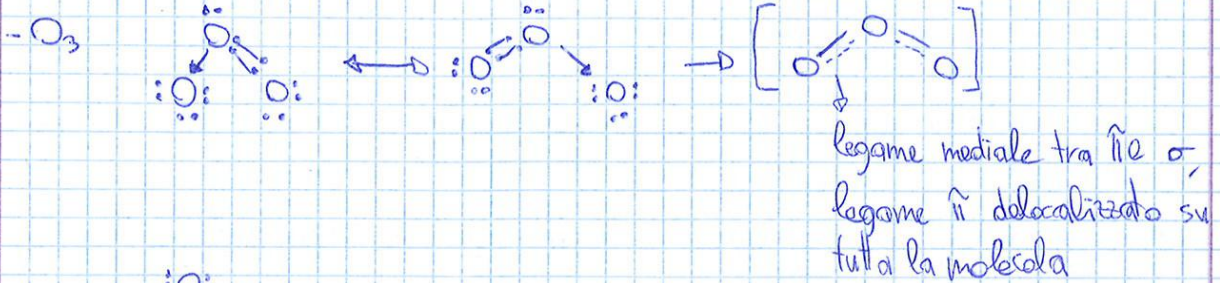
- ibridizzazione sp^3d e sp^3d^2

S stato fondamentale	$(1s^2 2s^2 2p^6)$	$3s^2 3p^4$	$(\uparrow\downarrow)$	$(\uparrow\downarrow)$	(\uparrow)	(\uparrow)	
1° stato eccitato		$3s^2 3p^3$	$3d^1$	$(\uparrow\downarrow)$	(\uparrow)	(\uparrow)	(\uparrow) sp^3d
2° stato eccitato		$3s^1 3p^3$	$3d^2$	(\uparrow)	(\uparrow)	(\uparrow)	$(\uparrow)(\uparrow)$ sp^3d^2

Gli atomi dopo P possono ibridizzare gli orbitali d formando 4 (sp^3d) o 6 (sp^3d^2) orbitali ibridi, espandendo dunque la sfera di valenza e superando la regola dell'ottetto

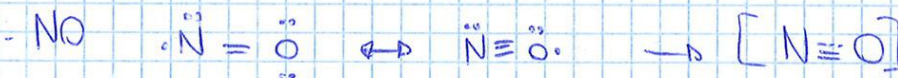
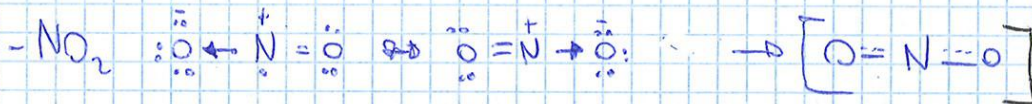
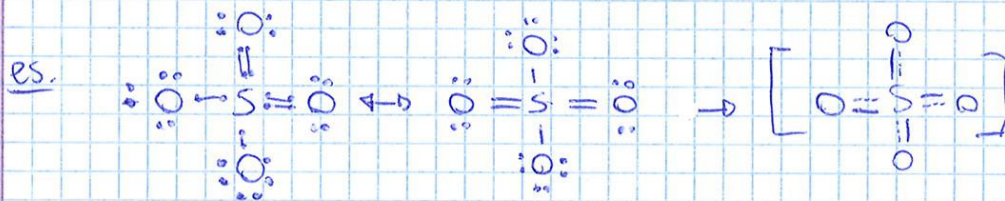
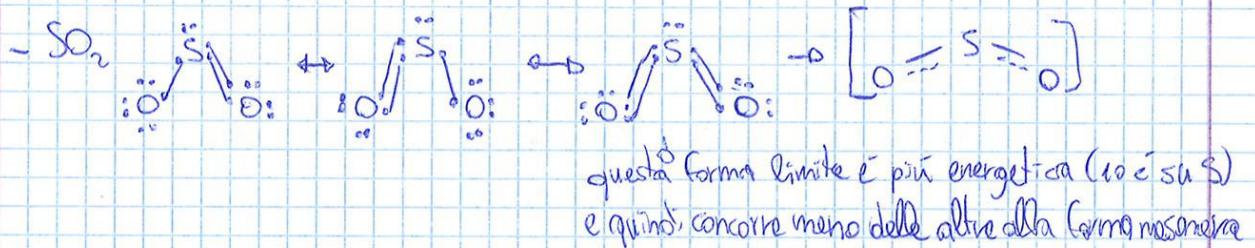


- Queste diverse strutture in equilibrio tra loro (forme limiti) concorrono a formare l'ibrido di risonanza → forma mesomera che è più stabile rispetto alle forme limiti:



- H_2CO_3

no formula di risonanza perché non posso inventire legami π



molecole radicaliche perché presentano un e libero

Legame dativo (coordinativo)

una volta formato è covalente (= energia e lunghezza), quindi è una definizione di un legame solo nel momento della sua formazione

"Un legame dativo è un legame in cui il doppietto elettronico viene fornito da un solo atomo"

- ① legami tra dipoli permanenti (molecole polari)
- ② legami dipolo-dipolo indotto (molecola polare + molecola apolare polarizzata)

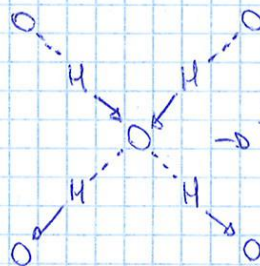
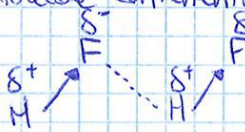
- polarizzabilità = possibilità di creare un dipolo in presenza di un C.E.

è possibile perché gli orbitali elettronici sono probabilistici ed influenzabili

- un anione si polarizza fortemente (grandi dimensioni, col e^- è distante dal nucleo,
- un catione, viceversa, è altamente polarizzante

- Forze di London: mutua attrazione tra atomi ^{a molecole} anche uguali e non polari, causata da spostamenti temporanei di carica che creano dipoli temporanei indotti per motivi probabilistici a loro volta possono indurre un nuovo dipolo indotto e così via

- Legame idrogeno: legame intermolecolare di natura elettrostatica tra molecole contenenti gruppi HF, HO, HN (idrogeno ad atomo molto elettronegativo)



→ tiene le molecole a distanza, diminuendo la densità

Teoria VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion)

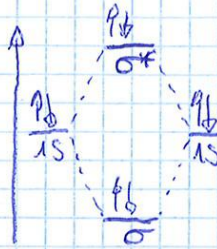
"Teoria empirica che prevede la geometria molecolare basandosi sulla repulsione delle coppie elettroniche nel guscio di valenza"

- approssimazioni:
- ① legami tutti semplici (multiplici = 1 coppia) meno perché condiziona
 - ② coppie lone pairs e di legame isoenergetiche
 - ③ non osservabili le molecole che espandono la sfera di valenza (dopo P)

- bisogna calcolare il n° di coppie elettroniche x che circondano l'atomo centrale della molecola

$l(\text{ordine di legame}) = (\text{no } e^- \text{ leganti} - \text{no } e^- \text{ anti-leganti}) / 2$

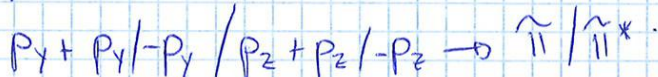
- He non si combina perché:



$l = (2 - 2) / 2 = 0$

↓
Specie monoatomica

Legami:



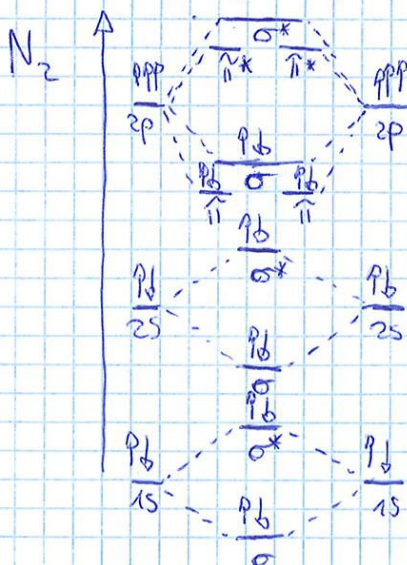
$s + p_y / -p_y / +p_z / -p_z \rightarrow$ non leganti, ospitano elettroni con la stessa energia rispetto agli atomi singoli (spesso i lone pairs)

Come costruire una molecola

- Nelle molecole eteronucleari l'OM legante è spostato verso l'atomo più elettronegativo, quello antilegante verso quello meno

① costruire i diagrammi di energia \rightarrow all'aumentare di Z diminuisce l'energia degli orbitali atomici

② AUFBAU (Pauli, Hund)

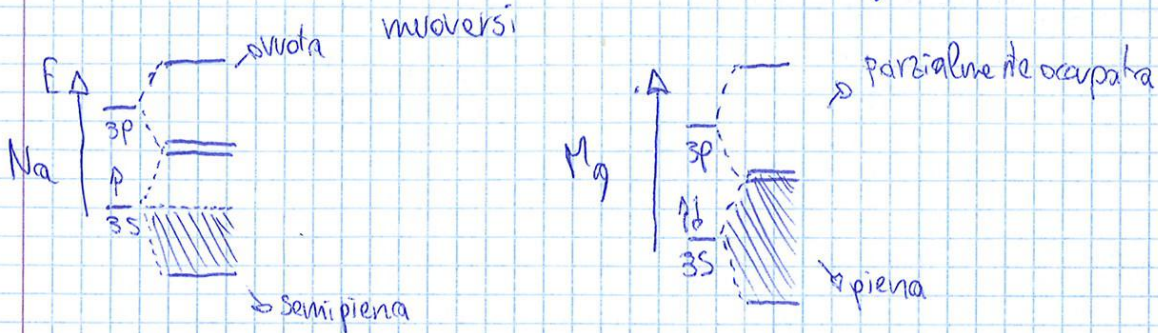


\rightarrow elettroni accoppiati \rightarrow diamagnetica

$l = 10 - 4 / 2$

\Rightarrow superare la risonanza e l'ibridazione

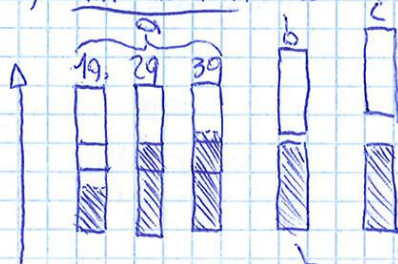
- banda di conduzione: banda vuota o parzialmente occupata, ad energia maggiore della banda di valenza, in cui gli elettroni sono liberi di muoversi



d) conduttori: la banda di valenza è in parte sovrapposta a quella di conduzione

b) semiconduttori: la banda di valenza è separata da quella di conduzione (vuota) da una piccola lacuna di energia

c) non conduttori: le due bande sono separate da una lacuna troppo grande



conducano se "drogati" o in seguito all'innalzamento della temperatura

inserimento di atomi con un e⁻ in meno nella struttura cristallina, per creare delle lacune di energia, e permettere agli elettroni nella banda di valenza di muoversi

inserimento di atomi con un e⁻ in più, in modo da riempire in piccola po la banda di conduzione rendendola disponibile

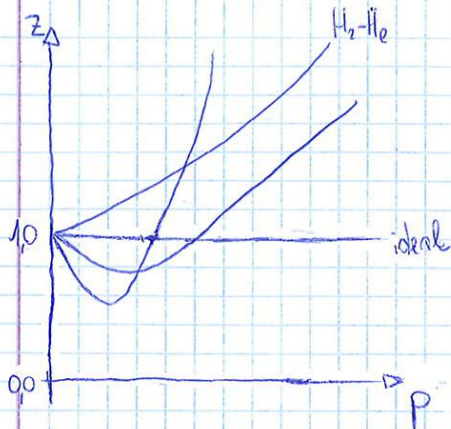
Stato gassoso

- gas ideali:

- molecole puntiformi (volume trascurabile)
- viti elastici (viene mantenuta la q.d.m.)
- forze attrattive e repulsive nulle (no interazioni tra molecole)

- Legge di Boyle:

"A temperatura costante ^{pV} una data massa di gas è inversamente proporzionale alla sua pressione"



$$Z = \frac{PV}{nRT}$$

se $Z=1$ il comportamento è ideale

se $Z < 1$ primo tratto, quando le forze intermolecolari attrattive prevalgono, + comprimibile

se $Z > 1$ secondo tratto, quando prevalgono le forze repulsive tra le sfere e ed nuclei, - comprimibile

- H_2 ed He sono sempre crescenti perché sono poco polarizzabili e le forze attrattive sono trascurabili
- per $P=0$, le distanze sono infinite e le interazioni nulle

Gas Reali

- come gli ideali solo quando in condizioni lontane dalla liquefazione, cioè P molto bassa e T molto alta
- le variazioni sono:
 - $V_{reale} > V_{ideale}$ (volume ^{proprio} particelle di gas)
 - $P_{reale} < P_{ideale}$ (forze attrattive intermolecolari)

$$P_{ideale} = P_{reale} + \frac{an^2}{V^2} \text{ (pressione interna)}$$

$$V_{ideale} = V_{reale} - bn \text{ (covolume)}$$

-> a, b sono coefficienti che variano in base al gas

- equazione di Van der Waals:

$$\left[P + \left(\frac{an^2}{V^2} \right) \right] [V - bn] = nRT$$

Liquefazione gas reali

- bisogna far prevalere le forze attrattive intermolecolari:

- diminuendo T
- aumentando P (comprimendo)

- temperatura critica (T_c) = è la temperatura al di sopra della quale un gas non può essere liquefatto

- vapore: aeriforme a $T < T_c$ (minima idealità)

- gas: aeriforme a $T > T_c$ (massima idealità)

(fig p. 13/13)

Ossidazioni

"Reazioni in cui varia il numero di ossidazione"

carica formale attribuita ad un atomo in seguito ad un legame covalente in cui il doppio viene assegnato all'elemento più elettro negativo

- ossidazione: aumento del n.º.º., perdita e es. $A^{2+} \rightarrow A^{3+} + e^-$

- riduzione: diminuzione n.º.º., acquisto e es. $A^{3+} + e^- \rightarrow A^{2+}$

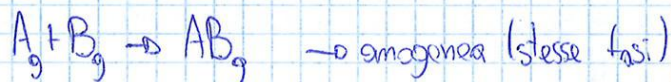
↓
gli elettroni ceduti ed acquistati devono essere in ugual numero

- ① individuare le variazioni
- ② bilanciare gli elettroni → es. in brutta
- ③ bilanciare le masse

Catalisi chimica e catalisi → sperimentale

- Una reazione può avvenire solo se è termodinamicamente possibile

- velocità di reazione: "variazione nell' u.d.t. della della concentrazione dei reagenti A e B"



- dipende da: • natura e concentrazione reagenti ($> \rightarrow >$)

• temperatura ($> \rightarrow >$)

• presenza di catalizzatori

• stato di suddivisione dei reagenti, ($A \text{ sup. } N \rightarrow >$) può essere poroso o in polvere fine

- costante di velocità: $aA + bB \rightarrow cAB \quad v = k[A]^a [B]^b \rightarrow \text{equazione cinetica}$

• k detta anche velocità specifica, varia da reazione a reazione ed è funzione varia con la $\frac{1}{T}$
solo della temperatura

• α e β possono essere diversi da a e b, e sono determinabili solo sperimentalmente

• l'ordine di reazione è uguale alla somma degli esponenti dell'eq. cinetica, quindi è sperimentale

• molecolarità = n.º di molecole che intervengono nella reazione

spesso: monomolecolari = 1º ordine ; bimolecolari = 2º ordine

- velocità iniziale = $k \cdot [A]_0$

Reazioni di 1° ordine

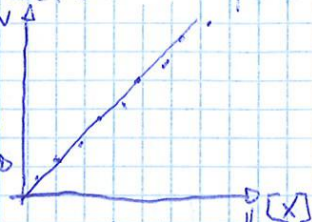
"Una reazione è di 1° ordine se la velocità del reagente"

* in modo dir. prop.

$V = k [N_2O_5]$

k è data dalla pendenza della retta

dipende solo dalla concentrazione



- una reazione può essere di 2° ordine ma di 1° rispetto ad uno o più reagenti

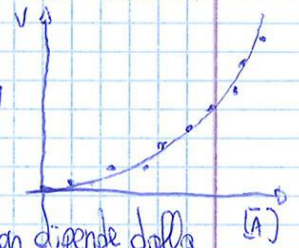
$V = k [A] [B]$

Reazioni di 2° ordine

"Una reazione è di secondo ordine se la velocità di reazione dipende con proporzionalità quadratica da un reagente oppure con proporzionalità diretta dalle concentrazioni di 2 reagenti"



$V = k [A]^2$ oppure $V = k [A] [B]$



Reazioni di ordine zero

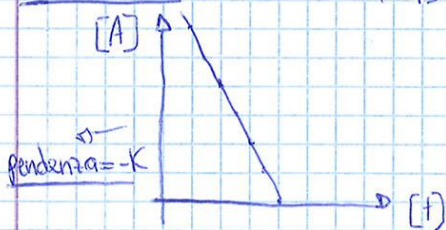
"Una reazione è di ordine zero quando la velocità di reazione non dipende dalla concentrazione di alcun reagente ma solo da k"



$V = k$ (f. p. 25/47)

cinetiche di reazione integrate → determinazione conc reagenti o prodotti ad un determinato tempo

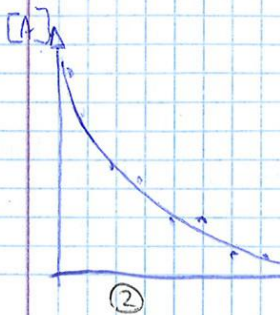
- ordine zero: $V = k \rightarrow [A]_1 - [A]_0 = k [t_1 - t_0] \rightarrow [A]_1 = [A]_0 - k t_1$



quando $t = \frac{[A]_0}{k} \Rightarrow [A]_1 = [A]_0 - [A]_0 = 0 \Rightarrow$ la reazione si arresta

- 1° ordine: $V = \frac{-d[A]}{dt} = k [A] \rightarrow d[A] = -k dt$

[A]

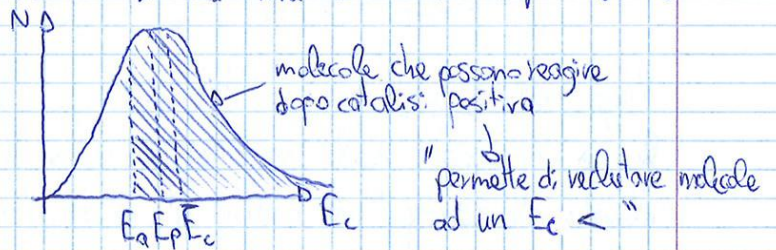
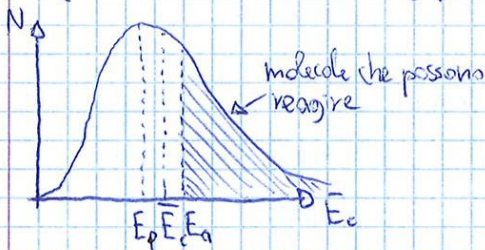


integrando tra $t=0$ ($[X]=[A]_0$) e t_1 ($[X]=[A]_1$)
 $\int_{[A]_0}^{[A]_1} \frac{1}{[A]} d[A] = -k \int_0^{t_1} dt$
 decadimento esp.

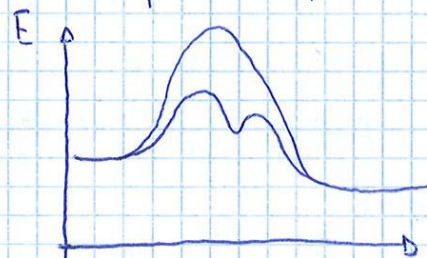
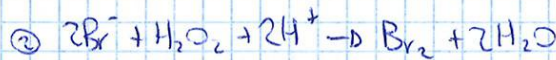
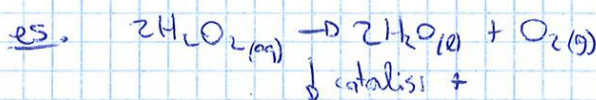
$(\ln[A] - \ln[A]_0) = -k(t - 0) \Rightarrow \ln[A] - \ln[A]_0 = -kt$ ①

② $\ln\left(\frac{[A]}{[A]_0}\right) = -kt \Rightarrow \frac{[A]}{[A]_0} = e^{-kt} \Rightarrow [A] = [A]_0 e^{-kt}$

- un catalizzatore deve essere inerte rispetto ai reagenti ed ai prodotti (rimane inalterato)
- una catalisi può essere:
 - omogenea: reagenti e catalizzatore in un'unica fase (porzione di materia omogenea in ogni suo punto)
 - eterogenea: + di una fase (più probabile)
 - positiva: diminuisce E_a , aumento v .
 - negativa: aumento E_a , diminuisce v (utile per le reazioni parassite)
- il catalizzatore è presente in quantità trascurabili
- non rende possibili reazioni termodinamicamente vietate
- non influenza l'equilibrio chimico perché accelera entrambe le reazioni
- il catalizzatore in realtà non abbassa E_a ma crea una via preferenziale



- le molecole dei reagenti si legano al catalizzatore, indeboliscono i propr. legami e formano più facilmente i reagenti
- il catalizzatore, fornendo una nuova via alla reazione, crea più di un picco



- catalisi eterogenea: (catalizzatore solido + gas o liquidi)
 - lo stadio lento ha luogo sulla superficie del catalizzatore, quindi è chiamata catalisi di superficie

- per questo: catalizzatori eterogenei utilizzati sono polveri fini o solidi porosi



- i catalizzatori possono inattivarsi se avvelenati per aver adsorbito una molecola che impedisce l'attività superficiale (es. metalli pesanti)

→ plot di Arrhenius (p. 43/47)

- $n < 0$
 - ① - se aumento P a T cost e K_p cost \Rightarrow aumenta x_{NH_3} e sposta a dx. l'equilibrio
 - se diminuisco P a T cost e K_p cost \Rightarrow diminuisce x_{NH_3} e sposta a sx. l'equilibrio
- $n > 0$

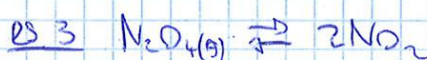
allora in K_p P comparirà al numeratore, quindi

 - se aumento P a T cost e K_p cost \Rightarrow sposta a sx. l'equilibrio
 - se diminuisco P a T cost e K_p cost \Rightarrow sposta a dx l'equilibrio
- ② - aumentando $[N_2]$ a T cost e K_p cost \Rightarrow aumenta x_{NH_3} e sposta a dx l'equilibrio
- diminuendo $[N_2]$ a T cost e K_p cost \Rightarrow diminuisce x_{NH_3} e sposta a sx l'equilibrio
- \hookrightarrow l'equilibrio si sposta riducendo le variazioni di concentrazione



$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$K_p = \frac{P^{x_{HI}}}{P^{x_{H_2}} \cdot P^{x_{I_2}}} = \frac{P^2}{P \cdot P} = P^0 \rightarrow \text{non compare P, reazione non influenzabile tramite P}$$



- reazione diretta $N_2O_4 \xrightarrow{+ \text{calore}} 2NO_2$ endotermica
 - reazione inversa $2NO_2 \rightarrow N_2O_4 + \text{calore}$ esotermica
 - se aumento T aumenta $[NO_2] \Rightarrow K_c$ e K_p aumentano e l'equilibrio va a dx.
 - se diminuisco T diminuisce $[NO_2] \Rightarrow K_c$ e K_p diminuiscono e l'equilibrio va a sx.
- \Downarrow
- un aumento di T favorisce la reazione endotermica, una diminuzione la reazione esotermica (riassunto f. p. 13/19)

Principio di Le Chatelier - Brown

"Perturbando le condizioni di equilibrio di un sistema esso tenderà a spostarsi dall'equilibrio opponendosi alla perturbazione"

\downarrow

una azione produce una reazione tendente a minimizzare l'effetto dell'azione

Equilibrio eterogeneo



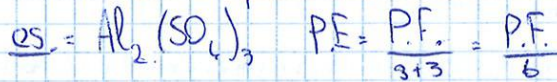
• modi di esprimere la concentrazione:

- 1 % peso $\%p = \text{peso soluto} / \text{peso soluzione}$
- 2 % volume $\%v = \text{volume soluto} / \text{volume soluzione}$
- 3 Molarità $M = \text{n}^\circ \text{ moli soluto} / \text{Volume soluzione (l)}$
- 4 Molalità $m = \text{n}^\circ \text{ moli soluto} / \text{Kg solvente} \rightarrow \text{utilizzata in crioscopia e ebullioscopia}$
- 5 Normalità $N = \text{n}^\circ \text{ grammequivalenti soluto} / \text{sol (l)}$

• grammequivalente: quantità in grammi di una specie pari al peso equivalente della specie $\text{n}^\circ \text{ g.e.} = \text{g} / \text{P.E.}$ oppure $\text{n}^\circ \text{ g.e.} = \text{n}^\circ \text{ moli} \cdot (\text{valenza}, \text{H}^+, \text{OH}^-)$

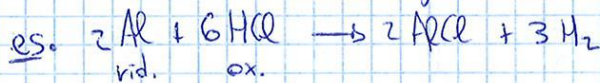
• peso equivalente: $\text{P.E.} = \text{P.A.} / (\text{valenza}, \text{n}^\circ \text{ H acidi}, \text{n}^\circ \text{ OH}^-, \text{valenze metalliche})$

$\begin{matrix} \text{elemento} \\ \text{composto} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \text{acid.} \\ \text{basi} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \text{valenze} \\ \text{metall.} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \text{acidi} \\ \text{basi} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \text{valenze} \\ \text{metall.} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \text{acidi} \\ \text{basi} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \text{valenze} \\ \text{metall.} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \text{acidi} \\ \text{basi} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \text{valenze} \\ \text{metall.} \end{matrix}$



- nelle reazioni redox un equivalente di ossidante/riducente è uguale alla massa in g di ossidante/riducente che scambia 1 mole di elettroni

- nelle redox acidi e basi reagiscono con n° equivalenti uguali



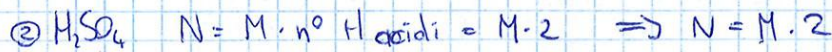
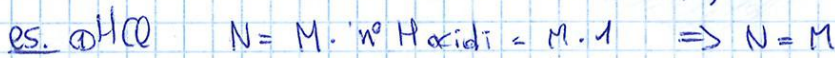
$\text{n}^\circ \text{ eq. rid.} = \text{n}^\circ \text{ mol.} \cdot \text{valenza} = 2 \cdot 3 = 6$ $\rightarrow \text{n}^\circ \text{ eq. rid.} = \text{n}^\circ \text{ eq. ox.}$

$\text{n}^\circ \text{ eq. ox.} = \text{n}^\circ \text{ mol.} \cdot \text{n}^\circ \text{ H acidi} = 6 \cdot 1 = 6$

- per calcolare la N da M:

$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ moli}}{V(\text{l})}, N = \frac{\text{n}^\circ \text{ eq.}}{V(\text{l})} \Rightarrow M = \frac{g}{\text{P.M.}} \cdot \frac{1}{V(\text{l})}, N = \frac{g}{\frac{\text{P.M.}}{(\text{valenza}, \dots)}} \cdot \frac{1}{V(\text{l})}$

$\Rightarrow N = M \cdot (\text{valenza}, \dots)$



- solvatazione: ("simile scioglie simile")

• in una soluzione le molecole di solvente e soluto interagiscono, ovvero circondano il soluto e, per una certa percentuale di molecole, separano gli ioni che passano in soluzione (f. p. 8/20)

• ΔH solvatazione = effetto termico associato alla solvatazione di un composto ionico
esotermico $\Delta H < 0$

• innalzamento punto di ebullizione (ebullioscopia):

$\Delta T_e = K_e \cdot n^\circ \text{ moli soluto} \rightarrow K_e = \text{costante ebullioscopica del solvente [} \Delta T_e \text{ }^\circ\text{C/mol]} \text{ (es. H}_2\text{O)}$

• con il solvente puro, raggiunta il punto di congelamento T_c , raffreddando T costante e il solvente solidifica (processo esotermico)

• con una soluzione, raggiunto il punto di congelamento T'_c , raffreddando T diminuisce e il solvente solidificando si separa dalla soluzione, finché solvente e soluto sono solidi e completamente separati

• pressione osmotica

- osmosi: se messo a contatto, tramite una membrana semipermeabile che può essere attraversata solo dal solvente, due soluzioni a concentrazione diversa (gradiente di conc.) quella meno concentrata diluisce quella concentrata, cioè particelle di solvente attraversano la membrana fino all'equilibrio

- pressione osmotica (π): "è la pressione da applicare sulla soluzione ^{+ conc.} per impedire l'osmosi del solvente verso di essa"

• se $P > \pi$ allora si verifica l'osmosi inversa concentrando la soluzione + conc.

$\pi = g \cdot \rho \cdot h$
↑ densità
↓ acc. gravità

oppure $\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow \pi$ proporzionale a M, R, T

$\pi = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T \rightarrow$ permette di calcolare P.M. del soluto

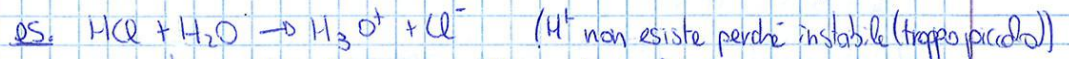
Dissociazione elettrolitica

- elettrolita: "è una sostanza che disciolta in acqua si dissocia in ioni" (acidi, basi, sali)

- le soluzioni elettrolitiche sono conduttrici di 2° specie (migrazione di ioni)

- definizioni, acido-base

• Arrhenius: - acido \rightarrow sostanza (HA) che disciolta in H_2O libera H^+ (protoni)



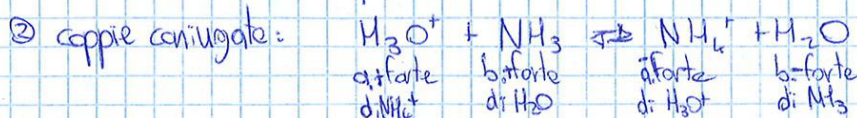
- base \rightarrow sostanza (BOH) che disciolta in H_2O libera OH^-

• Brønsted-Lowry: - acido \rightarrow sostanza in grado di cedere protoni ad una base

Lowry

- base \rightarrow sostanza in grado di acquistare protoni dagli acidi

• aumentano il n° di specie definite



Grado di ionizzazione (α)

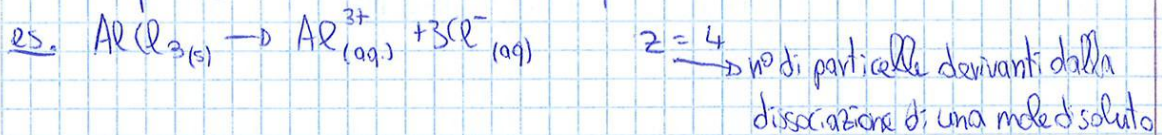
"è il rapporto tra il n° di molecole di soluto ionizzate ed il n° di molecole iniziali"

- $0 \leq \alpha \leq 1$ (adimensionato), • più aumenta α più aumentano i prodotti della dissociazione
- più α è piccolo più l'eq. dissociativo si sposta verso i reagenti

- posso aumentare α : • diluendo (\rightarrow volume solvente) \rightarrow molecole soluto più distanti e meno interazioni tra molecole

• aumentando $T \rightarrow$ reazione endotermica

- $\Delta_p, \Delta T_c, \Delta T_e, \Pi$ di soluzioni di elettroliti $>$ soluzioni di non elettroliti, perché se un composto si ionizza aumenta il n° di particelle in soluzione



- coefficiente di Van't Hoff (binomio di dissociazione)

$N - \alpha N + z\alpha N =$ particelle totali
 part. tot. = $N(1 + \alpha(z-1)) = Ni$
 $i = \text{coeff. Van't Hoff} = 1 + \alpha(z-1)$

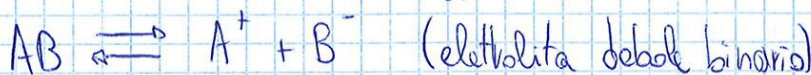
$N =$ molecole iniziali
 $\alpha N =$ molecole ionizzate
 $z\alpha N =$ ioni, totali prodotti
 $N - \alpha N =$ molecole non ion.

- n° part. tot = a) elettrolita forte ($\alpha = 1$) $\rightarrow zN$
- b) elettrolita debole ($0 < \alpha < 1$) $\rightarrow (1 + \alpha(z-1))N$
- c) non elettrolita ($\alpha = 0$) $\rightarrow N$

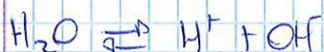
Proprietà colligative di sol. elettrolitiche

- abbassamento tensione di vapore: $\frac{P_a - P}{P_0} = \frac{n_i}{n_i + N}$
 - abbassamento crioscopico: $\Delta T_c = K_c n_i$
 - innalzamento ebullioscopico: $\Delta T_e = K_e n_i$
 - pressione osmotica: $\Pi V = n_i RT$
- } dalla misura sperimentale di queste grandezze posso ricavarne i e quindi $\alpha = \frac{i-1}{z-1}$

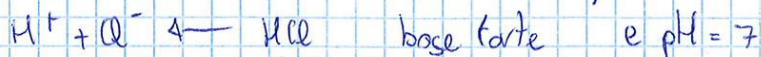
Legge della diluizione



$K_i = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$

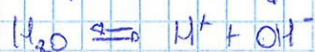


- interazione tra ioni in soluzione:

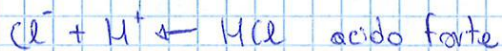


- anioni di acidi forti: Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- , ClO_4^-

② Acido forte + Base debole



- ioni in soluzione:

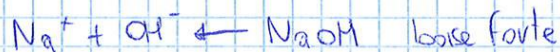


- diminuisce $[OH^-] \Rightarrow$ spostato a destra l'equilibrio in $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$,
 aumenta $[H^+] \Rightarrow$ diminuisce il pH $< 7 \Rightarrow$ acido

③ Acido debole + Base forte



- ioni in soluzione

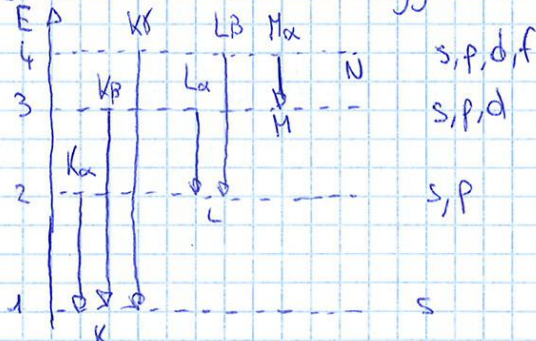


- diminuisce $[H^+] \Rightarrow$ spostato a dx l'equilibrio, aumenta il pH $> 7 \Rightarrow$ basico

- vaggi X: "radiazioni elettromagnetiche ad alta frequenza o basso λ "
- hanno lunghezza d'onda paragonabile alle distanze interatomiche
- vengono prodotti da un fascio di elettroni emessi da un catodo ed accelerati da una ΔV verso una lamina metallica (anticatodo). Qui i raggi X scadeano gli elettroni interni degli atomi dell'anticatodo. Quindi alcuni elettroni esterni riempiono le lacune interne, emettendo radiazioni nel campo dei raggi X (f. p. 4/44)
- queste radiazioni si raccolgono nello spettro di emissione RX, composto da:
 - radiazione di fondo, per la perdita di energia degli elettroni incidenti in seguito agli urti con gli atomi dell'anticatodo
 - radiazioni caratteristiche dell'anticatodo, prodotte dall'espulsione degli elettroni interni colpiti dagli elettroni incidenti
- queste radiazioni sono raggruppabili in serie (K, L, M, N), costituite da poche linee (α, β, γ), a loro volta formate da doppietti o tripletti di righe a λ vicine

es. $K_{\alpha 1}$

- schema di emissione raggi X:



- Legge di Moseley: $\sqrt{\nu} = A (Z - b)$

- ν = frequenza della radiazione emessa
- A = costante caratteristica per ogni radiazione
- Z = numero atomico anticatodo
- b = costante di schermo, propria di ogni serie, e funzione dell'effetto schermante della carica nucleare Z

- diffrazione dei raggi X

- reticolo cristallino: ripetizione ordinata nello spazio della cella elementare del reticolo

- ortorombico semplice, a corpo centrato, a basi centrate, a facce centrate

- esagonale
- rombico
- monoclinico
- triclino

- spostandosi da cubico a triclino la simmetria diminuisce

- celle elementari:

- gli atomi possono trovarsi nelle posizioni: (f. p. 18/44)

- A) vertice \rightarrow condiviso tra 8 celle, conta 1/8
- B) a metà spigolo \rightarrow tra 4 celle, 1/4
- C) al centro di una faccia \rightarrow tra 2 celle, 1/2
- D) all'interno \rightarrow in una sola cella, 1

- cella semplice:

- 8 atomi in posizione A
- Z (n° atomi per cella el.) = $8 \cdot 1/8 = 1$

- cella cubica a corpo centrato (BCC):

- 8 atomi in posizione A + 1 atomo in posizione D
- $Z = 8 \cdot 1/8 + 1 \cdot 1 = 2$

- cella cubica a facce centrate (FCC)

- 8 atomi in posizione A + 6 atomi in posizione C
- $Z = 8 \cdot 1/8 + 6 \cdot 1/2 = 4$

- es. 1 CaF_2 : • FCC (Ca^{2+}) + cella semplice interna (F^-) \rightarrow determinato con raggi X

- 4 ioni Ca^{2+} + 8 ioni F^-

oss. 1 la cella elementare è Ca_4F_8 , mentre CaF_2 è l'unità formula.

oss. 2 n° unità formula \times cella el. \cong $\frac{\text{cella el.}}{\text{u.f.}} = \frac{\text{Na}_4\text{Cl}_4}{\text{NaCl}} \cong 4$

oss. 3 CaF_2 può avere diverse colorazioni, per:

- 1) impurità (metalli di trans.)
- 2) mancanza di uno ione (fluoro in questo caso) che funge da centro di colore

- bassa durezza
- alta sfaldabilità
- alta conducibilità nei piani, non tra essi.

② molecolari

- solidi con legami deboli (idrogeno o Vander Waals) tra le molecole

es.1 ghiaccio (H_2O)

es.2 fullereni (C) rimane a gabbia chiusa con 12 pent. e 20 esagoni per V.d.W.

- proprietà:
- bassa durezza
 - bassissimi punti di fusione
 - alta volatilità
 - bassissima conducibilità elettrica
- ↳ si possono inserire molecole all'interno

③ ionici

- solidi con legami di natura elettrostatica forti (ionici) tra ioni

- un cristallo ionico si forma più facilmente se l'energia di reticolo è minore

- proprietà:

- media durezza

- alta fragilità

- bassa volatilità

- alta conducibilità allo stato liquido per migrazione di ioni (2° specie)

- n° coordinazione: n° di ioni di segno opposto a contatto con uno ione

es.1 $NaCl = 6$

es.2 $CsCl = 8$

④ metallici

- solidi con legami metallici, ad energia variabile.

- solidi ad alta densità, perché i cationi si dispongono più compattamente possibile e la nuvola elettronica permette ai cationi di stare molto vicini.

- proprietà:

- punto di fusione variabile ($-40^\circ C$, $3000^\circ C$)

- bassa volatilità

- elevata malleabilità e duttilità

- alta conducibilità

- impacchettamento (f. p. 40/44)

si dispongono i primi due strati di atomi il più compattamente possibile, cioè

- regola delle fasi: "il grado di varianza (V) di un sistema è uguale al no dei componenti chimici indipendenti (n) più il numero dei fattori fisici attivi (f) meno il no di fasi contemporaneamente presenti (φ)

$$V = n + f - \varphi$$

n = n° delle specie chimiche necessarie e sufficienti a definire l'esattamente la composizione di tutte le fasi del sistema considerato

es. $NH_4Cl(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + HCl(g)$ n = 1 (basta conoscere la $[NH_4Cl]_s$ per conoscere esattamente le $[]$ delle due fasi presenti)

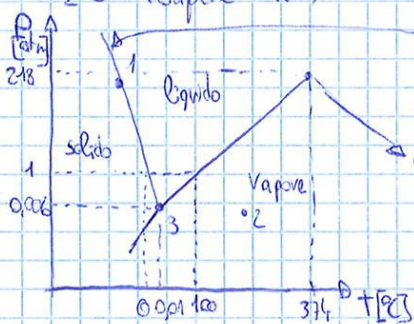
f = n° di fattori fisici attivi (T e P). T è sempre attiva, P solo se il sistema non è inerte

φ = 1, 2, 3

es 1 H_2O pura → n = 1

es 2 Soluzione → n = 2 (% solv, % soluto)

- H_2O (sapere i n°)



l'inclinazione della retta che descrive l'eq. s/l ha inclinazione opposta rispetto al solito, perché il liquido è più denso del solido, quindi più stabile a P elevate

oltre questo punto l/g sono indistinguibili

$V_1 = 1 + 2 - 2 = 1$ monovariante → curvafisica

→ variando arbitrariamente un fattore fisico (T) di un solo valore degli altri (f, P) per cui rimangono nella stessa curv.

$V_2 = 1 + 2 - 1 = 2$ bivariante → campo monofasico

→ posso variare arbitrariamente 2 fattori fisici per mantenere l'eq.

$V_3 = 1 + 2 - 3 = 0$ invariante → punto triplo

→ non posso variare nulla senza spostare l'eq.

- CO_2 (sapere i n°) (f. p. 6/8)

• pendenza curva di eq. s/l inversa rispetto a H_2O , perché il solido è più denso e più stabile ad elevate P del liquido

• $T_{cr} = 31^\circ C$, $P_{cr} = 73 \text{ atm}$ / $T_{tr} = -56,4^\circ C$, $P_{tr} = 5,1 \text{ atm}$ / $P = 1 \text{ atm}$, $T_{sublimazione} = -78,5^\circ C$

- Zolfo (S_8) (sapere pendenza curve) (f. p. 7/8)

• presenta bimarfismo



Termodinamica chimica

- funzione di stato: "è una variabile il cui valore dipende dallo stato iniziale e finale del sistema" (P, V, T, E, H, G, S)
- E (energia interna): "energia complessiva di un sistema" $\Delta E = E_f - E_i$; \rightarrow reazione chimica \rightarrow cambiamento di stato [J]
- H (entalpia di reaz.): "calore assorbito o ceduto, a P e T costanti, nel corso di una trasformazione del sistema" $\Delta H = H_f - H_i$; \rightarrow $\begin{matrix} > 0 & \text{endo} & > E \\ < 0 & \text{eso} & < E \end{matrix}$ [J]
- S (entropia) = "misura del grado di disordine di un sistema" $\Delta S = S_f - S_i$ [J/K.mol]
- G (energia lib. di Gibbs) = "quantità di energia disponibile per compiere del lavoro utile, a P e T cost." [J/mol]
 $\Delta G = G_f - G_i$; \rightarrow possibilità di compiere una trasformazione spontanea
- sistema:
 - parte, insieme di elementi che sono studiati
 - aperto \rightarrow scambio materia ed energia
 - isolato \rightarrow scambio energia
 - chiuso \rightarrow scambio non presente
 - sono oggettivi: energia ricevuta > 0 , donata < 0
- 1° principio: "l'energia non si crea né si distrugge, ma si trasforma" $\Delta E = Q + W \rightarrow$ lavoro
- 2° principio: "In una trasformazione spontanea l'universo (sistema + ambiente) tende verso un disordine maggiore" $\Delta S > 0$
oss: oltre a tendere a $\Delta S > 0$, tende a $\Delta H < 0$, quindi per definire la spontaneità della reazione non basta un parametro solo
- 3° principio: "l'entropia di una sostanza cristallina pura e perfetta si annulla allo zero assoluto" \rightarrow no moto termico
- ΔX° = allo stato standard, cioè più stabile a $p = 1 \text{ atm}$, $T = 25^\circ \text{C}$
 \rightarrow funzione di stato
 - solidi = $p = 1 \text{ atm}$
 - liquidi = puri = $p = 1 \text{ atm}$
 - soluzioni $M = 1$
 - gas = pressione parziale = 1 atm

Termochimica

- classificazione reazioni:

a) endotermica ($A+B+Q \rightarrow C+D$): P cost. $\Delta H > 0$

V cost. $\Delta E > 0$

b) esotermica ($A+B \rightarrow C+D+Q$): P cost. $\Delta H < 0$

V cost. $\Delta E < 0$

• se una reazione è endotermica, la reazione inversa è esotermica, e viceversa

- tutte le reazioni sono spontanee, se il loro ΔH è < 0 , o a tutte le T ($\Delta S > 0$)
o a basse T ($\Delta S < 0$)

- tutte le reazioni con $\Delta S > 0$ sono spontanee, se il loro ΔH è > 0 , solo ad alte T

- effetto termico:

dipende da 3 fattori

a) stato fisico di reagenti e prodotti:

es. $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$ $\Delta H_1 < 0$ \rightarrow calore ceduto a P e T cost.

$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$ $\Delta H_2 < 0$

$\Delta H_1 > \Delta H_2$, la differenza è il ΔH di vaporizzazione dell' H_2O

b) temperatura di reazione/Legge di Kirchhoff

$$\frac{\Delta H_2 - \Delta H_1}{T_2 - T_1} = C_p - C_v$$

P cost.

$$\frac{\Delta E_2 - \Delta E_1}{T_2 - T_1} = C_p - C_v$$

V cost.

$$C = m \cdot C_s$$

capacità termica \downarrow calore specifico $[J/g \cdot K]$

- calore specifico = calore necessario per aumentare di $1^\circ C$ 1 grammo di sostanza

- la legge vale per T_2 e T_1 vicine, altrimenti C_p e C_v variano

- dim: • cammino 1 = $R_1 \rightarrow P_1 \rightarrow P_2 \Leftrightarrow \Delta H_1 + C_p \Delta T$ (f. p. 5/12)

• cammino 2 = $R_1 \rightarrow R_2 \rightarrow P_2 \Leftrightarrow C_v \Delta T + \Delta H_2$

per la conservazione dell'energia il calore coinvolto nei 2 cammini deve essere =

$\Rightarrow \Delta H_1 + C_p \Delta T = \Delta H_2 + C_v \Delta T \Rightarrow$ legge di Kirchhoff

Condizioni di T e P / Relazione tra ΔE e ΔH di una reazione

$$\Delta E = Q + W$$

• quando in una reazione varia il volume (es. pistone), $\Delta n \neq 0$. Il lavoro fatto dal sistema sull'ambiente si esprime come $W = -P \Delta V$

- una reazione spontanea tende ad aumentare il numero di combinazioni possibili:

es. 1 + ordine

- solido

- liquido

- ordine

- gas

- solido + liquido

- soluzione

- solido

- gas + ioni in soluzione

es. 2 espansione spontanea isotermica di un gas ($T \text{ cost} \Rightarrow \Delta H = 0$)

• 1 atomo



2^1 microstati

• 2 atomi



2^2 microstati



• N_A atomi $\rightarrow 2^{N_A}$ microstati

- microstato: possibile modo per combinare le particelle di un sistema mantenendo cost. ogni microstato ha la stessa energia e la stessa probabilità di esistere in un determinato momento

Entropia statistica: $S = k \cdot \ln W$ \rightarrow n° di microstati possibili

\hookrightarrow cost. Boltzmann $[R/N_A]$
 \hookrightarrow cost. univ. gas

- minore è il n° di microstati, minore è l'entropia del sistema

- in una reazione spontanea l'entropia dell'universo aumenta

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{ambiente}} > 0$$

- il valore dell'entropia di un cristallo puro a $T = 0K$ è uguale a zero

Energia libera di Gibbs:

$$-\Delta G_{\text{tot}} = \Delta H_{\text{tot}} - T \Delta S_{\text{tot}}$$

$$-\Delta G_{\text{reazione}}^{\circ} = (d \Delta G_{\text{f}}^{\circ}(D) + c \Delta G_{\text{f}}^{\circ}(C)) - (a \Delta G_{\text{f}}^{\circ}(A) + b \Delta G_{\text{f}}^{\circ}(B)) \quad aA + bB \rightarrow cC + dD$$

stesso ragionamento utilizzato per ΔH nella legge di Hess

$$-\Delta G_{\text{reazione}} = \Delta G_{\text{reazione}}^{\circ} + RT \cdot \ln Q$$

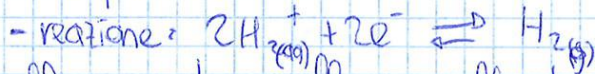
$$Q = \text{quoziente di reazione} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

• alle condizioni di equilibrio $Q = K_r$, $\Delta G = 0$ (equilibrio)

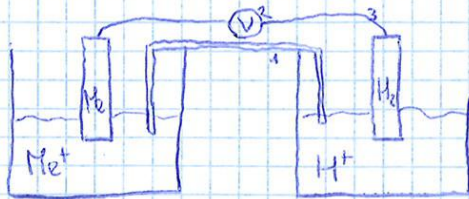
$$\Delta G_{\text{reazione}}^{\circ} = -RT \cdot \ln K_r, \text{ quindi:}$$

* uguale l'energia del sistema

come mostrato in figura. Il tubo è immerso in una soluzione 1M di H^+ (HCl). Nel tubo di vetro si immette H_2 alla pressione di 1 atm, che mentre viene insufflato viene a contatto con gli ioni H^+ e reagisce grazie ai siti attivi del platino.



- collego questa semicella a quella di cui voglio determinare il potenziale, misuro con un voltmetro la forza elettromotrice della pila



- 1 parte salino con sale (Na_2SO_4) e gel che rilasciando ioni garantisce la neutralità della soluzione
- 2 voltmetro
- 3 filo conduttore

• f.e.m. = $E_{catodo} - E_{anodo}$

- catodo = dove avviene l'ossidazione (si ossida)
- anodo = dove avviene la riduzione (si riduce)

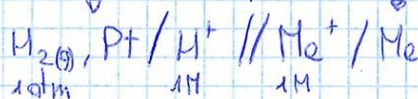
da questa relazione determino il potenziale che voglio determinare.

- $E_{catodo} = f.e.m. + 0$ (per convenzione)
- $E_{anodo} = -f.e.m. + 0$

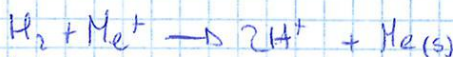
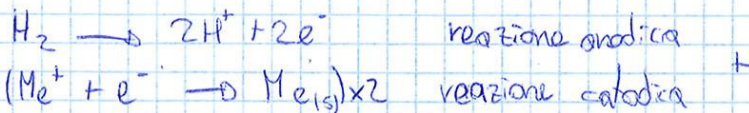
a seconda che la semicella da calcolare si comporti da catodo o anodo.

- potenziale normale: "potenziale di elettrodo, a $25^\circ C$, di elementi nel loro stato standard (solido, liquido puro, gassoso a 1 atm) rispetto a soluzioni 1M di loro ioni."

- schema convenzionale: di una pila

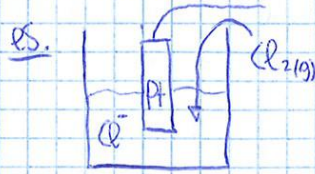


- reazione:



- serie elettrolitica degli elementi: "serie dei potenziali di riduzione standard"
- quelli di ossidazione sono con segno opposto
- quella completa comprende anche ioni, ecc.

- potenziali di semielementi: si utilizza un elettrodo inerte che funge da collettore di elettroni non metallici (ioni, gas, ecc.)



• si espande la serie elettrolitica, includendo le altre reazioni redox

- Legge di Nernst: serve a calcolare il potenziale effettivo in condizioni non standard

$$E = E^{\circ} + \left(\frac{RT}{F} \cdot \frac{1}{n} \right) \log_e ([\text{ione}^{n+}])$$

R = cost. univ. gas 8,314 J/mol.K

T = 298 K

$$\Downarrow$$

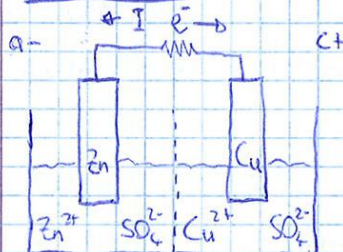
$$E = E^{\circ} + \left(\frac{0,059}{n} \right) \log_{10} ([\text{ione}^{n+}])$$

F = 96500 C (carica di una mole di e⁻)

n⁺ non è esponente, solo descrittivo

n = e. scambiati (Al³⁺ → Al n=3)

- Pila elettrochimica: "trasforma l'energia chimica in energia elettrica"



verso di I opposto a verso di e⁻

• accoppio elettricamente due semielementi e con un ponte salino

- all'anodo si verifica l'ossidazione, quindi si ossidiglia e si carica di e⁻ ⊖, mentre la soluzione si carica di ioni positivi

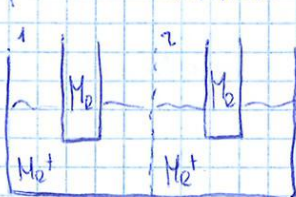
- al catodo si verifica la riduzione, il catodo si ingrossa caricandosi di ioni positivi ⊕ mentre la soluzione ha carenza di questi ioni

oss. la membrana semipermeabile o il setto poroso permettono la migrazione di ioni negativi (SO₄²⁻) per mantenere l'elettro-neutralità del sistema, in particolare delle soluzioni*

• per colmare la d.d.p. tra catodo e anodo, si verifica un passaggio di corrente

$$f.e.m. = \Delta E = E(\text{metallo + nobile}) - E(\text{metallo meno nobile})$$

- pila di concentrazione: elettrodi dello stesso metallo ma con soluzioni a [] ≠



$$[Me^+]_1 > [Me^+]_2, E_1 = E^{\circ} + (0,059/n) \log [Me^+]_1, E_2 = E^{\circ} + (0,059/n) \log [Me^+]_2$$

$$f.e.m. = E_1 - E_2 = (0,059/n) \log [Me^+]_1 - (0,059/n) \log [Me^+]_2 =$$

$$= \left(\frac{0,059}{n} \right) \log \frac{[Me^+]_1}{[Me^+]_2} \rightarrow \text{la pila si scarica quando } [Me^+]_1 = [Me^+]_2$$

* nell'es., un setto poroso rilascia ioni Na⁺ nella sol. del catodo e ioni SO₄²⁻ nella sol. dell'anodo, la membrana permette il passaggio di ioni SO₄²⁻

Leggi di Faraday: (utilizziamo il postulato applicativo)

- 1) "la quantità di sostanza scaricata è proporzionale alla quantità di elettricità che attraversa la cella"
- 2) "a parità di quantità di elettricità che ha attraversato la cella, agli elettrodi si scaricano quantità di sostanza proporzionali ai rispettivi P.E." (P.A. oppure P.M. / e⁻ scambiati)

• postulato applicativo:

"Al passaggio di 96487 C (96500), ovvero 1 Faraday a ciascun elettrodo si scarica 1 g eq di sostanza" (1 g eq = 10⁻³ mol e scambiati)

• 2° modo di determinare N_A ($1^\circ d = g = \frac{P.A. \cdot z}{N_A} \cdot \frac{1}{V}$)
 $A^+ + e^- \rightarrow A(s)$ catodo (P.E. (A⁺) = P.A.)

1 N_A di A^+ consuma 1 N_A di e^- (1 F)

$$1F = Q \cdot N_A \Rightarrow N_A = \frac{1F}{Q} = \frac{96487 C}{1,602 \cdot 10^{19} C} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

- tensione di decomposizione:

"tensione teorica da applicare per iniziare l'elettrolisi"

$$\Delta V = E_{anione} - E_{catione}$$

- sovratensione:

- spesso l'elettrolisi inizia solo se la ΔV applicata supera quella di decomposizione di un determinato fattore, chiamato sovratensione
- la sovratensione dipende da:
 - a) natura chimica elettrodo (usato in industria)
 - b) \uparrow soluzione
 - c) densità di corrente (A/cm^2)

• la sovratensione può essere anodica e/o catodica

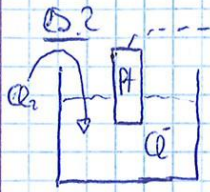
$$\Delta V = E_a - E_c + E_a + E_c \quad (\text{caso generale})$$

e si aggiunge sempre la resistenza ohmica della soluzione $R \cdot I$

$$\text{dunque } \Delta V = E_a - E_c + E_a + E_c + R I$$

- effetto pila:

• se la ΔV applicata è minore della tensione di decomposizione, l'elettrolisi non si verifica, per l'effetto pila. Questo è prodotto dalle poche molecole di A e di B che si formano sugli elettrodi; rendono il elettrodo in cui si scarica A^+ un catodo e quello in cui si

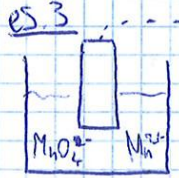


$$E_{\text{Cl}/\text{Cl}^-} = E^\circ + \frac{0,059}{2} \log_{10} \frac{[\text{Cl}]}{[\text{Cl}^-]}$$

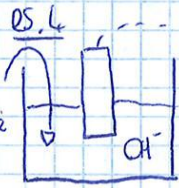
→ in condizioni standard = 1 atm = 1

→ porta a num

$$E = E^\circ - \log_{10} [\text{Cl}^-]$$



$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = E^\circ + \frac{0,059}{5} \log_{10} \frac{[\text{MnO}_4^-]}{[\text{Mn}^{2+}]}$$



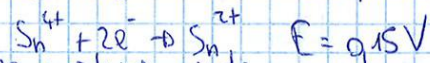
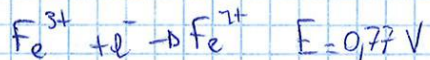
$$E_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = E^\circ + \frac{0,059}{4} \log_{10} \frac{[\text{O}_2]}{[\text{OH}^-]}$$

→ gas → P, in cond. standard = 1 atm = 1

⇓

$$E_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = E^\circ - \frac{0,059}{4} \log_{10} [\text{OH}^-]$$

- il confronto tra E può determinare il verso d. una reazione



- il ferro si riduce perché ha maggiore tendenza a ridursi, quindi



$$\tilde{U}V = nRT$$

$$K_i = \frac{\alpha^2 M}{1 - \alpha}$$

$$\sqrt{V} = A(Z-b)$$

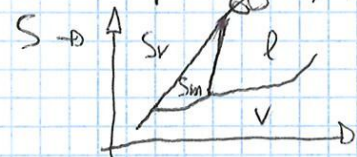
$$n\lambda = 2d \sin \theta$$

$$d = \frac{P_{\text{max}} \cdot Z}{V N_A} \Rightarrow N_A$$

$$V = n + f - \varphi$$

$$H_2O \rightarrow T_p = 0,01^\circ C, P_p = 9,006 \text{ atm} / T_c = 374^\circ C, P_c = 218 \text{ atm}$$

$$CO_2 \rightarrow T_p = -78,5^\circ C, P_p = 5 \text{ atm} / T_c = 31^\circ C, P_c = 70 \text{ atm}$$



$$1^\circ = \Delta E = Q + W$$

$$2^\circ = \Delta S > 0$$

$$3^\circ = \Delta S = 0$$

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$$

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

$$\frac{\Delta H_2 - \Delta H_1}{T_2 - T_1} = C_p - C_v \quad P_{\text{cost}}$$

$$\frac{\Delta E_2 - \Delta E_1}{T_2 - T_1} = C_p - C_v \quad V_{\text{cost}}$$

$$\Delta E = \Delta H - \Delta nRT \Rightarrow V_{\text{cost}} \quad \Delta E = \Delta H$$

Hess = ΔH funzione di stato

$$\Delta H_r = (c \Delta H_f C + d \Delta H_f D) - (a \Delta H_f A + b \Delta H_f B)$$

$$S = k \ln W$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln Q \Rightarrow \Delta G = RT \ln \frac{Q}{K}$$

$$f.e.m. = E_c - E_a$$

$$E = E^\circ + (RT/nF) \log_e [\text{ione}^{n+}] \Rightarrow E = E^\circ + (0,059/n) \log_{10} [\text{ione}^{n+}]$$

$$pH = \frac{E - E^\circ}{0,059}$$

$A = \text{cost. della rad. } (K_\alpha, L_\alpha, \dots)$
 $b = \text{cost. di schermo, proprio della serie}$

$n = \text{comp. chim. ind.}$

$f = \text{fatt. fis. att.}$

$\varphi = \text{fasi presenti}$

$C_p = \text{cap. term.} = C_s \cdot m$
 $C_s = \text{calore specifico } (J^\circ C^{-1} \text{ kg}^{-1})$

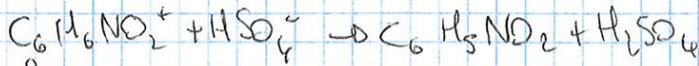
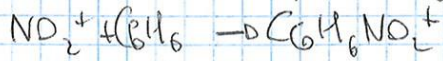
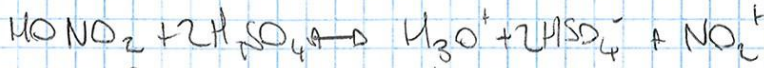
$Q = \frac{[B]}{[A]}$ - quot. di reaz.

$$F = 96500 \text{ C}$$

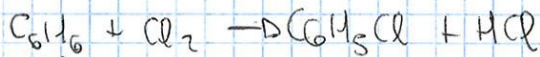
- Aromatici

Carb. A

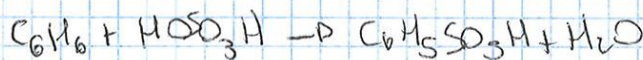
• nitrificazione



• clorazione



• solfonazione

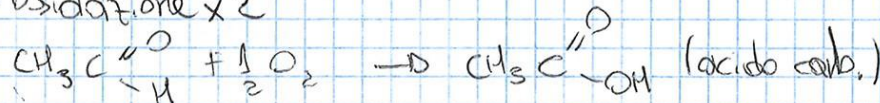


- Alcole primario

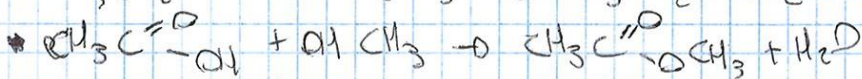
• ossidazione



• ossidazione x2

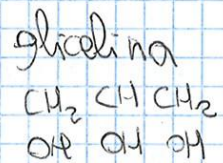
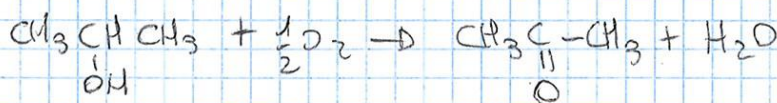


• disidratazione (etere) / (estere)



- Alcole secondario

• chetone



- Acidi:

• ossidazione

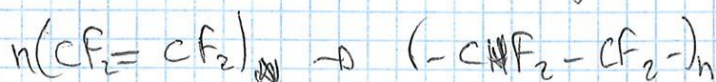
• riduzione



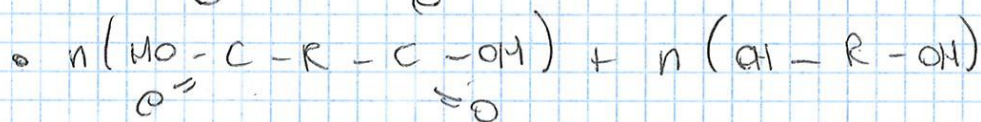
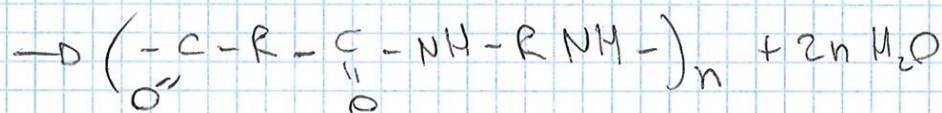
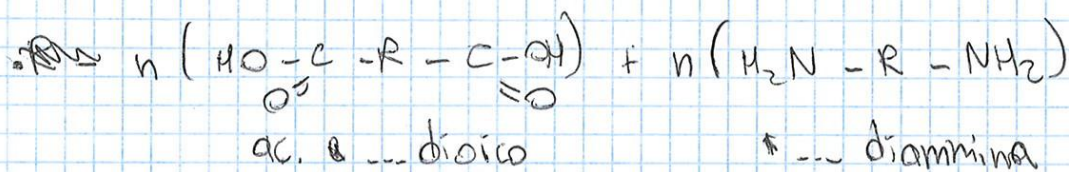
• polistirene



• teflon (politetrafluoroetilene)

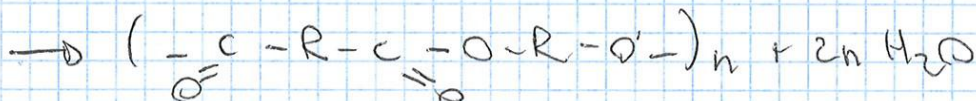


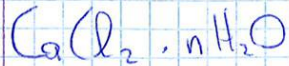
- Per cond.



ac. ... diacido

... diolo





$$g = 56,3$$

$$n = ?$$

$$g\text{H}_2\text{O} = 13,3 \text{ g}$$

$$g\text{CaCl}_2 = 41,0 \text{ g}$$

$$n = \frac{0,7381 \text{ mol}}{0,369 \text{ mol}} = 2$$

$$\text{mol H}_2\text{O} = \frac{13,3 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}} = 0,7381 \text{ mol}$$

$$\text{mol CaCl}_2 = \frac{41,0 \text{ g}}{110,98 \text{ g/mol}} = 0,369 \text{ mol}$$



$$\text{mol C}_3\text{H}_6\text{O} = \frac{100 \text{ g}}{58,08 \text{ g/mol}} = 1,721 \text{ mol}$$

$$g \text{ O} = 1 \cdot 1,721 \text{ mol} \cdot 16,00 \text{ g/mol} = 27,5 \text{ g}$$

$$g \text{ H} = 6 \cdot 1,721 \text{ mol} \cdot 1,01 \text{ g/mol} = 10,4 \text{ g}$$

$$g \text{ C} = 3 \cdot 1,721 \text{ mol} \cdot 12,01 \text{ g/mol} = 20,7 \text{ g}$$

formula minima, esprime i rapporti minimi tra gli atomi.

formula molecolare, o uguale oppure un multiplo ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) $\rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ non esiste

C = 30,75% peso 30,75g ? = formula minima

$$\text{H} = 7,76\% \quad 7,76 \text{ g}$$

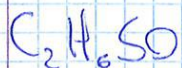
$$\text{S} = 41,02\% \quad 41,02 \text{ g}$$

$$\text{O} = 20,47\% \quad 20,47 \text{ g}$$

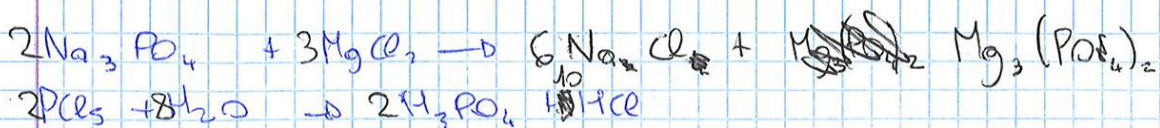
$$\text{mol H} = \frac{7,76 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 7,68 \frac{\text{mol}}{0,666} = 6$$

$$\text{mol C} = \frac{30,75}{12,01} = \frac{2,560 \text{ mol}}{1,279} = 2$$

$$\text{mol S} = \frac{41,02 \text{ g}}{32,07 \text{ g/mol}} = 1,279 = 1$$



$$\text{mol O} = \frac{20,47 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 1,279 = 1$$



$$\text{mm} = 55,85 + 32,07 + 32,00 = 119,92 \text{ g/mol}$$

$$\% \text{Fe} = \frac{1 \cdot 55,85 \text{ g}}{119,92 \text{ g/mol}} = 46,57\%$$

$$\% \text{S} = \frac{1 \cdot 32,07}{119,92 \text{ g/mol}} = 26,76\%$$

$$\% \text{O} = \frac{2 \cdot 16,00}{119,92 \text{ g/mol}} = 26,68\%$$



15,4 g Cl_2
 g $\text{H}_2 = ?$
 g $\text{HCl} = ?$

$$\text{mol Cl}_2 = \frac{15,4 \text{ g}}{2 \cdot 35,45 \text{ g/mol}} = 0,217 \text{ mol}$$

$$\text{mol H}_2 = 0,217 \text{ mol}$$

$$\text{g H}_2 = 2 \cdot 1,01 \cdot 0,217 \text{ mol} = 0,439 \text{ g}$$

$$\text{mol HCl} = 2 \cdot 0,217 = 0,434 \text{ mol}$$

$$\text{g HCl} = 0,434 \text{ mol} \cdot 36,46 \text{ g/mol} = 15,8 \text{ g}$$



$$\text{g Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 254,9 \text{ g}$$

g Al_2O_3
 g SO_3

$$\text{mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{254,9 \text{ g}}{269,07 \text{ g/mol}} = 0,715 \text{ mol}$$

$$\text{g SO}_3 = 3 \cdot 0,715 \text{ mol} \cdot (2 \cdot 26,98 + 3 \cdot 16,00) = 227,9 \text{ g}$$

$$\text{g Al}_2\text{O}_3 = 1 \cdot 0,715 \text{ mol} \cdot 101,96 \text{ g/mol} = 72,9 \text{ g}$$



28g NO_2
 18g H_2O
 22g HNO_3

resa % in acido nitrico

100 kg H_2
 800 kg N_2
 400 kg NH_3



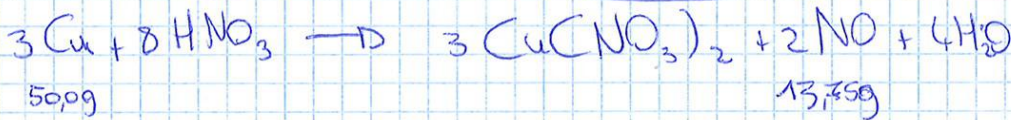
$\text{mol N}_2^* = \frac{800 \cdot 10^3 \text{ g}}{2802} = 28,57 \cdot 10^3 \text{ mol}$

resa % = $\frac{\text{quantità reale}}{\text{teoria}} \cdot 100 = \frac{400 \text{ kg}}{522 \text{ kg}} \cdot 100 =$

$\text{mol H}_2 = \frac{100 \cdot 10^3 \text{ g}}{2 \cdot 1000} = \frac{50 \cdot 10^3}{2} = 25 \cdot 10^3 \text{ mol}$

71,1 %

$\text{g NH}_3 = 25 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot 2 \cdot (17,03) = 850,75 \text{ kg}$

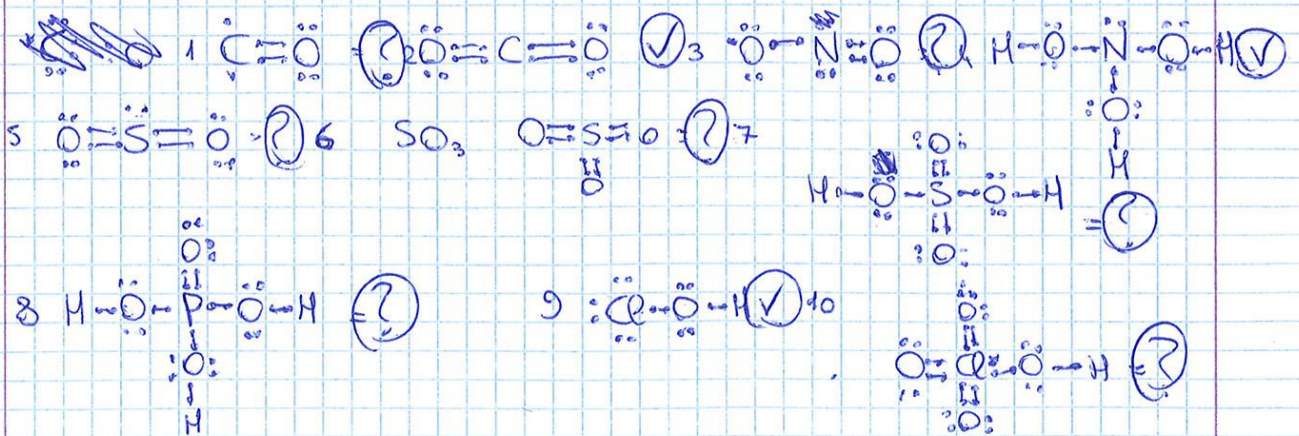


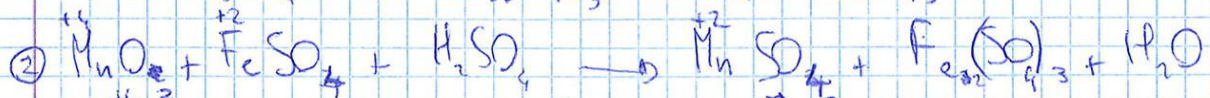
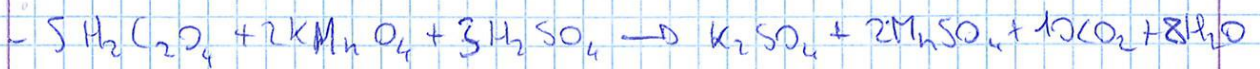
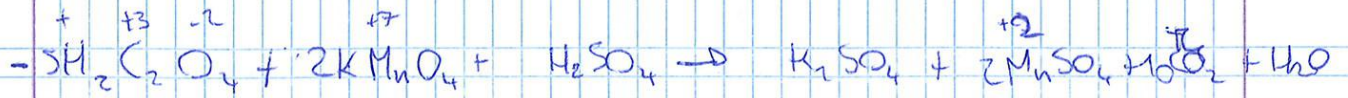
$\text{mol Cu} = \frac{50,0 \text{ g}}{63,546 \text{ g/mol}} = 0,787 \text{ mol} = ?$

$\text{g NO} = 2 \cdot ? \cdot 30,069 \text{ g/mol} = 15,753 \text{ g}$

$\% = \frac{13,75 \text{ g}}{15,753 \text{ g}} = 87,28\%$

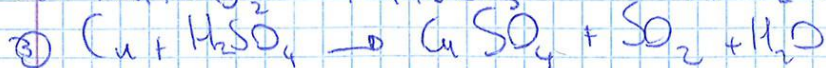
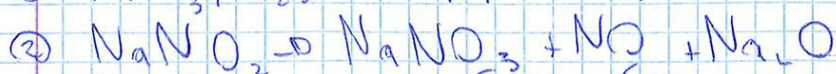
g $\text{HNO}_3 = ?$

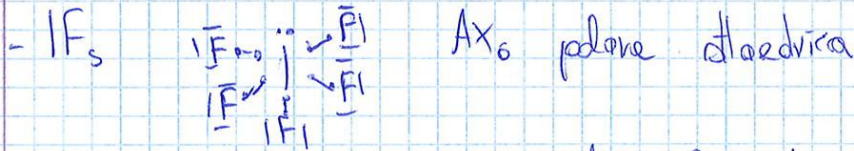
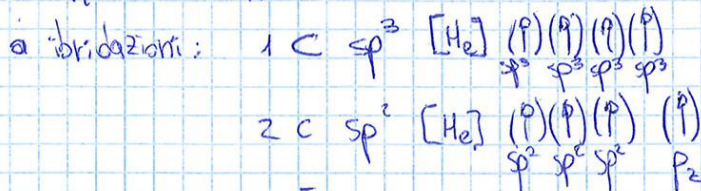
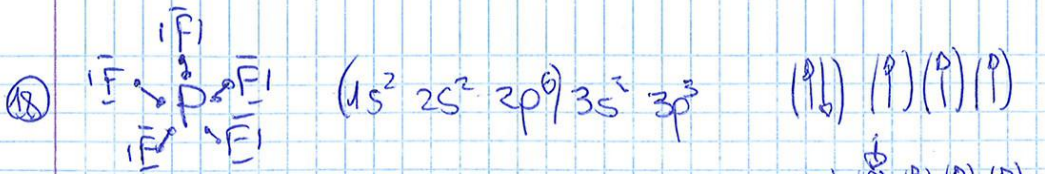




$$\Delta = \frac{3}{2} \cdot 2 = 3$$

$$\Delta = 2 \cdot 2 = 4$$





① $P_1 = 1,1 \text{ atm}$
 $t = 38^\circ\text{C}$
 $V_1 = 10 \text{ L}$
 $P_2 = 720 \text{ atm} = \frac{720 \text{ atm}}{760 \text{ atm}} = 0,947 \text{ atm}$

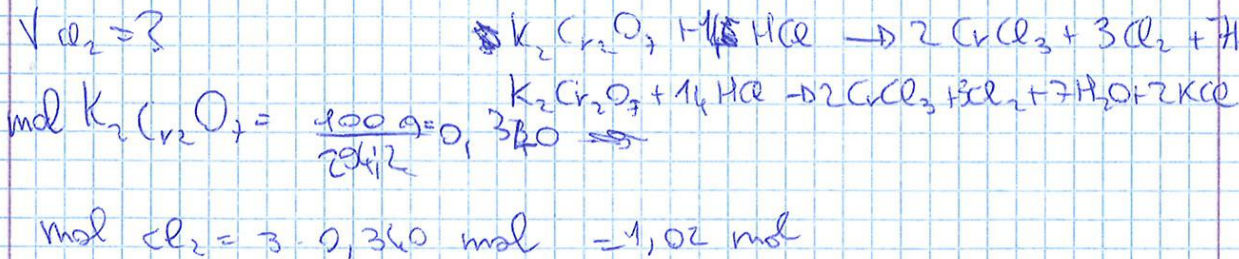
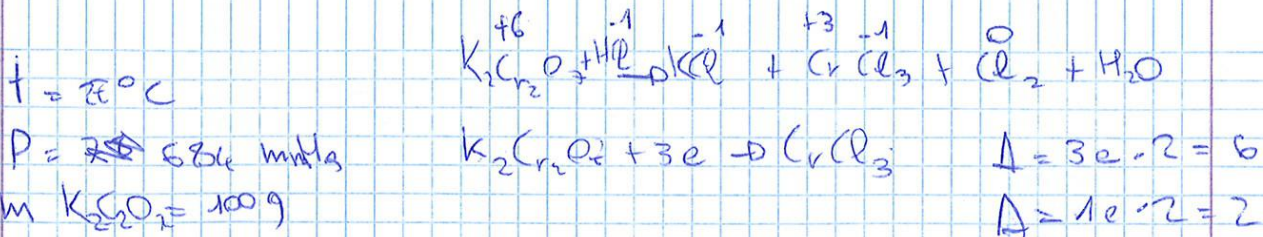
$P_1 V_1 = P_2 V_2$ $V_2 = 10 \text{ L} \cdot \frac{1,1 \text{ atm}}{0,947 \text{ atm}} = 11,6 \text{ L}$

② $t = 25^\circ\text{C} = 298$
 $P = 180 \text{ atm}$
 $t_2 = 40^\circ\text{C} = 315$

$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ $P_2 = \frac{T_2 \cdot P_1}{T_1} = \frac{315 \text{ K} \cdot 180 \text{ atm}}{298 \text{ K}} = 189,1 \text{ atm}$

③ $t = 20^\circ\text{C}$ $V_2 = ?$
 $P = 295 \text{ atm}$
 $V_1 = 25 \text{ L}$
 $t_2 = 100^\circ\text{C}$
 $P_2 = 855 \text{ mmHg} = \frac{855}{760} \text{ atm}$

$P_1 V_1 = nRT$ $nR = \frac{P_1 V_1}{T_1}$
 $P_2 V_2 = nRT_2$
 $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ $V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = \frac{1,25 \cdot 25 \cdot 100}{20 \cdot 0,95} = 26,88 \text{ L}$



$PV = nRT$
 $V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,02 \cdot 0,082 \cdot 300}{\frac{684}{760}} = 27,88 \text{ l}$

es.

① A quale T devono trovarsi 8,4 atm di un mix gassoso [293K]

- $\text{N}_2 = 56\% \text{ peso } \frac{\text{g}}{100\text{g}}$
- $\text{H}_2 = 15\% \text{ p}$
- $\text{CO} = 29\% \text{ p}$

③ 100g di Zn (95% peso) reagiscono con HCl in eccesso, quanti l di gas a 30°C e 611 mmHg si otterranno [45,0]

② una bombola di 85 l di CH_4 alla $P = 120 \text{ atm}$ viene aperta fino a P normale quanto gas è foruscito alla $t = -10^{\circ}\text{C}$ [7,5 kg]

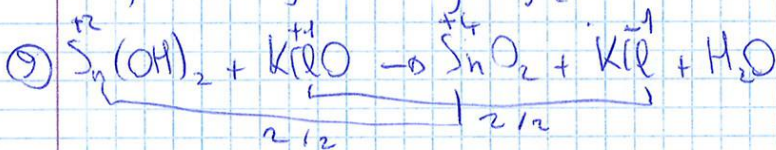
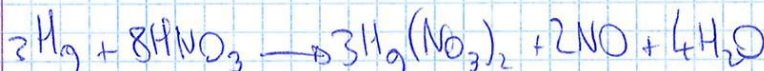
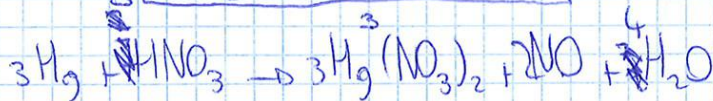
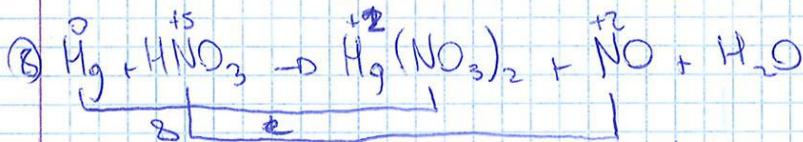
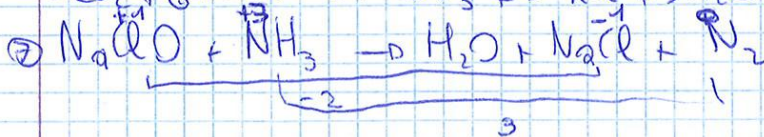
$T = \frac{P \cdot V}{n \cdot R}$
 $\frac{P}{T} = \frac{nR}{V}$

$n_{\text{p}} = n_{\text{N}_2} + n_{\text{H}_2} + n_{\text{CO}}$

$n_{\text{N}_2} = \frac{g}{\text{P.M.}} = \frac{56}{28,02} = 2 \text{ mol}$

$V = 85 \text{ l}$
 $P_1 = 120 \text{ atm}$
 $P_2 = 1 \text{ atm}$
 $t = -10^{\circ}\text{C}$
 $m = ?$

$P_1 V_1 = n R T_1$
 $P_2 V_2 = n R T_2$
 $\frac{V_2}{V_1} = \frac{P_1 T_2}{P_2 T_1}$
 $n = \frac{P_1 V_1}{R T_1} = \frac{120 \cdot 85}{0,082 \cdot 263} = 472 \text{ mol}$
 $m = 7,51 \text{ kg}$
 $n_2 - n_1 = 468,06$



$$m_{\text{Zn}} = \frac{95}{65} \text{ g} = 1,45 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2} = 1,45 \cdot 2 = 2,9$$

$$t = 30^\circ\text{C}$$

$$V = \frac{nRT}{P} = 1,45 \cdot 0,082 \dots = 9,5$$

$$\textcircled{3} t = 27^\circ\text{C}$$

$$P = 720 \text{ mm Hg}$$

$$m_{\text{Al}} = 5,4 \text{ g}$$

$$V_{\text{sol.}} = 80 \text{ ml } 3\% \text{ p } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$d = 1,16 \text{ g/ml}$$



$$m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 9 \text{ g} \cdot \frac{35}{100} = 3,15 \text{ g} = 0,0331 \cdot 0,110$$

$\frac{321,8}{3201 + 64 + 1292}$

$$9 \text{ g} = \frac{80 \text{ ml}}{1,16 \text{ g/ml}} = 68,97 \text{ ml}$$

0,5 l sol

20 g BaCl₂

$$[BaCl_2] = \frac{mol}{l\ sol} = \frac{200 / 208,1}{0,5} = 0,192\ mol/l$$

$$N = \frac{g\ eq}{l\ sol}$$

$$[Ba^{2+}]^{0,5} = 0,192$$

$$[Cl^-] = 0,384$$

$$p.E. = \frac{PF}{2} = 104,05$$

$$\frac{mg\ eq}{l} = \frac{20}{104,05} = 0,192\ g$$

$$N = \frac{0,192}{0,5} = 0,384\ g\ eq/l$$

V = 7 (ml) HNO₃, M, m

d = 1,105 g/ml

19% p
2,1 g HNO₃

$$ml\ sol = \frac{2,1\ g}{1,105\ g/ml} \cdot \frac{100}{19} = \frac{11,05\ g}{1,105\ g/ml} \approx 10,0\ ml$$

$$M = \frac{(2,1\ g \cdot 100) / 63}{1\ l} = \frac{210 / 63}{1} = \frac{3,33}{1} = 3,33\ \frac{mol}{l}$$

$$m = \frac{mol\ sol}{Kg\ solv} = \frac{3,33\ mol}{0,75\ kg} = \frac{3,33 \cdot 100}{75} = \frac{3,33 \cdot 4}{3} = 4,44$$

② $g\ eq\ mol = M \cdot V(l) = 1,5 \cdot 0,1 = 0,15\ mol \cdot 63,02\ g = 9,45\ g$

$$g\ sol = g\ HNO_3 \cdot \frac{100}{15} = 63,02\ g$$

$$ml\ sol = 63\ g / 1,08\ g/ml = 58,14\ ml$$

④ $\frac{ml\ H_2SO_4}{g\ sol} = \frac{1000\ ml}{1,14\ g/ml} = \frac{1,14 \cdot 1160}{100} = \frac{1322,4}{100} = 13,224$

$$M = \frac{1,75\ g}{1} = 2,32\ M$$

$$N = 2 \cdot [M] = 4,64$$

$$m = \frac{mol}{Kg\ solv} = \frac{2,32\ mol}{1,14 - 0,28} = 2,54\ mol/Kg$$

gi. a 25°C = 0,09 α = 0,019



$$K_i = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{\alpha^2 M}{1-\alpha} = \frac{(0,019)^2 \cdot 0,05}{1-0,019} = 1,86 \cdot 10^{-5}$$

T_e

P = 1 atm + 6,0 K_{cor}

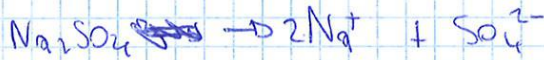
ΔT_e = K_e · m = 0,51 · m = 0,11

15 g Na₂SO₄ in 500 ml H₂O

K_i = 0,51

m = $\frac{n^{\circ} \text{mol sol}}{m \text{ kg sol}}$ = 0,046875 + 0,01056 = ~~0,057435~~ $\frac{0,057435}{0,500}$

T_e



n^o p (Na₂SO₄) = i · n = 3 · 0,01056 = 0,0317

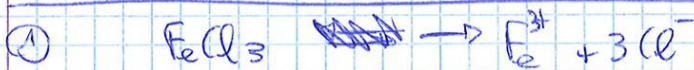


n^o p (KI) = i · n = 2 · 0,03615 = 0,0723

ΔT_e = K_e · m

m = $\frac{n^{\circ} p \cdot \text{tot}}{kg \text{ sol}}$ = $\frac{0,0317 + 0,0723}{0,500}$

T_{eF} = 100 + 0,11 = 100,11 °C



mol FeCl₃ = $\frac{g}{PM}$

g FeCl₃ = n · m sol · P_{op}

m sol = 1,014 g/mol

mol Cl⁻ = 3 · mol FeCl₃

[Cl⁻] = $\frac{\text{mol Cl}^-}{V}$ = $\frac{1000 \text{ ml} \cdot 0,049 \text{ g/ml} \cdot 3 \cdot 1,014}{1 \cdot 162,2} = 0,93$

① molarità

② P > π

③

④

mol g. all' eq = $CO_2 + O_2 = 0,73 + 0,79 + 1,15 = 2,67 \text{ mol gas}$

$PV = nRT$ $P = \frac{nRT}{V} = \frac{2,67 \cdot 0,082 \cdot 413K}{75L} = 3,25 \text{ atm}$

press. parz. $CO_2 = \frac{\text{mol } CO_2}{\text{mol tot.}} = \dots$



$K = 30,0$

$t = 1200^\circ C$

$g(Ni)_{eq} = ?$

$Ni = 55,0 \text{ g}$

$NiO = 70,5 \text{ g}$

$CO = \frac{130}{28} \text{ g} = 4,65 \text{ mol}$

$CO_2 = \frac{11,9}{44} \text{ g} = 0,27 \text{ mol}$

$K = \frac{[CO_2]}{[CO]}$

$CO \quad 130,$

$CO_2 \quad 11,9$

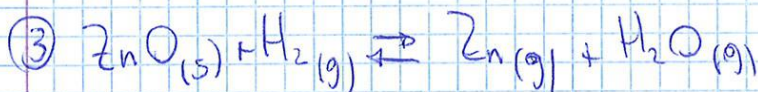
$Ni \quad 55$

$NiO \quad 70,5$

	in	fin
CO	4,65	4,65 - x
CO ₂	0,27	0,27 + x

$K = \frac{4,65 - x}{0,27 + x} = 30 \quad x = 4,47$

$g Ni = 55,0 \text{ g} + 4,47 \text{ mol} \cdot 55,0 = 314,6$



$t = 1180^\circ C$

$P = 2 \text{ atm}$

$E_g = 35\% v \quad Zn_{(g)}$

$25\% v \quad H_2_{(g)}$

$40\% v \quad H_2O_{(g)}$

$127,1 \text{ g } ZnO_{(s)}$

$? \text{ eq}$

$P = 1,5 \text{ atm}$

$2 \text{ mol} = H_2$

$K_p = \frac{P_{Zn} \cdot P_{H_2O}}{P_{H_2}} = \frac{P \cdot x_{Zn} \cdot P \cdot x_{H_2O}}{P \cdot x_{H_2}} = \frac{0,35 \cdot 2 \text{ atm} \cdot 0,25}{1,12 \text{ atm}}$

	in	eq.
H ₂	2	2 - x
Zn	0	x
H ₂ O	0	x

$$[A_c] = 1,2 M$$

$$K_d = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$



①

	in	eq
HAC	1,2 mol	1,2 - x
H ⁺	0	x
AC ⁻	0	x

$$K_d = \frac{x \cdot x}{1,2 - x}$$

$$(1,8 \cdot 10^{-5})(1,2 - x) = x^2$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x - 2,16 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$x = \frac{-1,8 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-5})^2 + 4 \cdot 2,16 \cdot 10^{-5}}}{2}$$

$$= 4,638 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = -\log [H^+] = -\log [4,638 \cdot 10^{-3}] = 2,33$$

②

$$K_d = \frac{\alpha^2 M}{1 - \alpha} \quad (\text{eq. binari})$$

$$\frac{\alpha^2 \cdot 1,2}{1 - \alpha} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\alpha = 3,865 \cdot 10^{-3}$$

$$[H^+] = \alpha \cdot N = \alpha M = 3,865 \cdot 10^{-3} \cdot 1,2 = 4,638 \cdot 10^{-3}$$

1 pH di una sol

2 g NaOH per l di sol

t = 25°C

α = 1