



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 739

DATA: 20/10/2013

A P P U N T I

STUDENTE: Cavallaro

MATERIA: Chimica

Prof. Mazza

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^a LEZIONE - L'ATOMO OUVERO INDIVISIBILE, ORA SCOMPOSTO 04-10-20

La nostra galassia: 100.000.000.000 stelle, gas, polveri al centro di un buco nero. la galassia a noi più vicina: Andromeda (2.300.000 anni luce da noi) è l'oggetto più lontano visibile a occhio nudo, contiene 400.000.000.000 stelle.

Big bang: $t = 0$

<u>oggetto</u>	<u>dimensioni</u>	<u>data di nascita</u>	<u>temperatura</u>
QUARK	$2 \cdot 10^{-16} \text{ m}$	$10^{-35} \rightarrow 10^{-6} \text{ sec}$	$10^{27} \rightarrow 10^{13} \text{ K}$
PROTONE/NEUTRONE	10^{-15} m	$10^{-4} \rightarrow 0,1 \text{ sec}$	$10^{12} \rightarrow 3 \cdot 10^{10} \text{ K}$
ELIO 25% IDROGENO 75%		4 min	
PRIME GALASSIE		1.000.000 anni	
SIST. SOLARE		10.000.000.000 anni	
UOMO SUL PIANETA		15.000.000.000.000 anni	

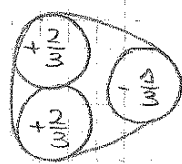
Universo $\approx 10^{26} \text{ m}$

I QUARK

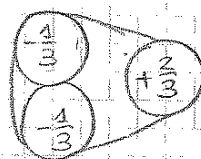
Due tipi principali:

- $\left(\frac{+2}{3}\right)$ quark "up"
- $\left(\frac{-1}{3}\right)$ quark "down"

Sono legati da forze molto intense \rightarrow non abbiamo energie sufficienti a romperle



PROTONE (1)



NEUTRONE (0)

ELETTRONI = passaggio protone \rightarrow neutrone

PROTONE (p) = Massa: $1,672 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$

Carica elettrica (C): $1,6 \cdot 10^{-19}$

NEUTRONE (n) = Massa: $1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Carica: 0

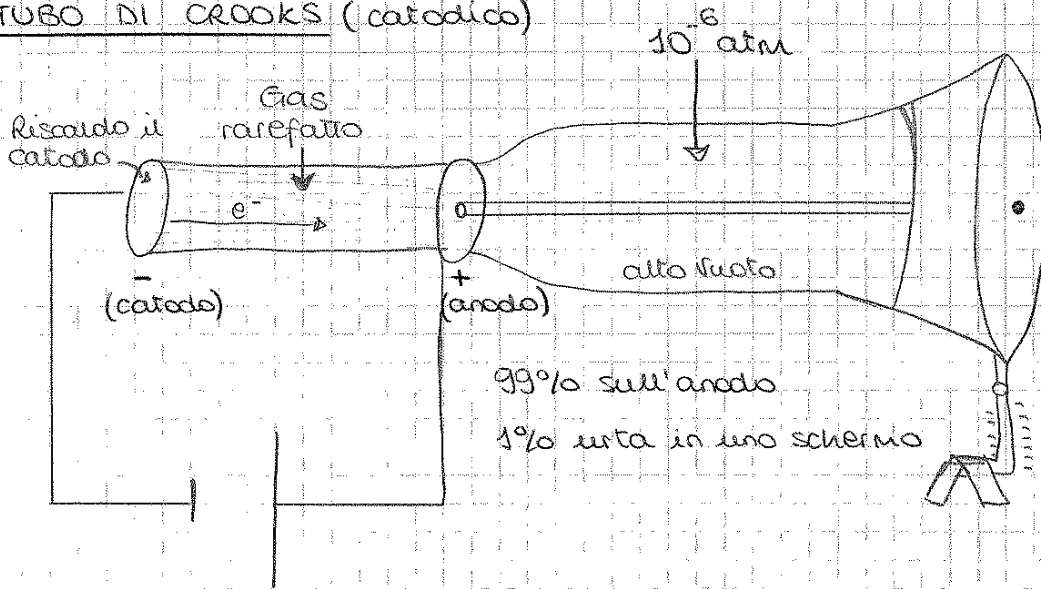
ELETTRONE (e) = Massa: $9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

Carica: $-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Neutrone: dopo 900 sec \rightarrow \oplus protone + \ominus elettrone (solo quando è da solo)

Stabile per tempi indefiniti quando è nell'atomo

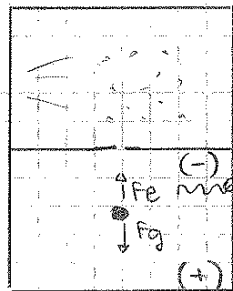
TUBO DI CROOKS (catodico)



Il fascio elettronico può essere deflesso da un campo magnetico o da un campo elettrico. Si misura il c. magnetico e lo spostamento del fascio e si conosce $\frac{q}{m}$.

Millikan: ciascuna gocciolina è soggetta ad una $F_e = Eq$ e $F_g = mg$

Rapporto protone /
massa elettrone:
1835



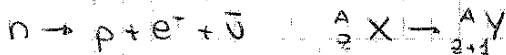
Radiazione ionizzante (raggi X) → allontana gli elettroni rendendo carica la materia

SPETTROMETRO DI MASSA: Tubo di Crooks con un magnete. La sostanza viene ionizzata da un fascio di elettroni. Alla fine un rilevatore misura la curvatura e la massa della particella.

DECADIMENTO RADIOATTIVO (da Radio = primo elemento scoperto avere questo fenomeno): trasformazione del nucleo

• decadimento α = Nucleo radioattivo \rightarrow particella α (nucleo di He)
verso elettrodo - $2p + 2n \rightarrow \frac{A}{2} X \rightarrow \frac{A-4}{2-2} Y + \frac{4}{2} He$

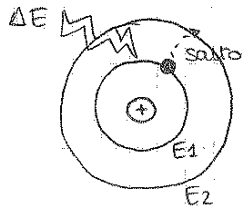
• decadimento β = particelle β (elettroni)



1 elettronVolt = 1 eV = $1,60 \cdot 10^{-19}$ J (energia che possiede un elettrone quando attraversa una d.d.p. di 1 V)

Il modello di Bohr è rimasto in auge per circa 10 anni, poi è stato soppiantato → l'elettrone non si muove in orbite, non si può applicare.

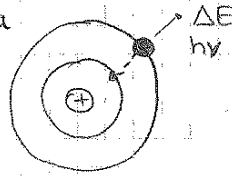
Se l'elettrone si trova nell'orbita $n \neq 1$ e gli viene fornita energia (radiazione elettromagnetica) effettua un salto quantico; viceversa se passa da un'orbita maggiore ad una minore emette energia.



stato fondamentale

Assorbim. Energia

$$\Delta E = E_2 - E_1$$



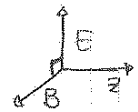
stato eccitato

$$\Delta E = E_2 - E_1 = (h\nu) \text{ (frequenza radiazione)}$$

$$f = \nu$$

Radiazione elettromagnetica : CE e CM che oscillano in fase

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{300000 \text{ km/s}}{\lambda}$$



lunghezza d'onda visibile : 390 → 700 nm. Se < 390 → blu - ultravioletto - raggi > 700 → rosso - infrarosso - microonde - onde radio

$$\Delta E = hf$$

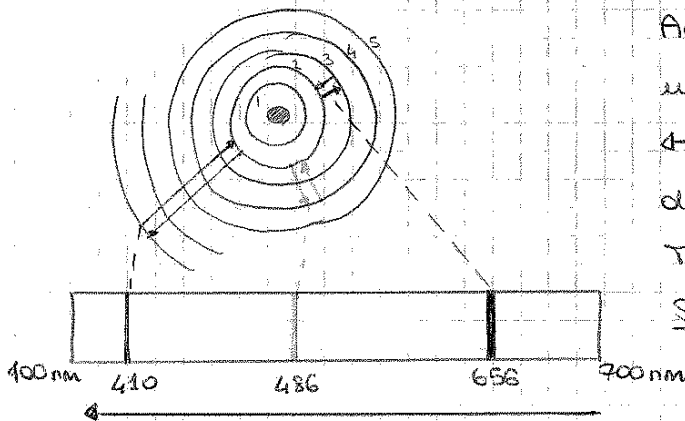
Radiaz. elettromagnetica → quanti - fotone

$E = \text{energia fotone} = hf$ con $h = \text{cost. di Planck}$

↓
corrisponde alla transizione di energia dei diversi livelli

Quando arriva un quanto di energia → l'elettrone lo assorbe e si muove passando nell'altro orbitale. $\Delta E = hf$. stessa cosa avviene quando l'atomo si diseca.

Se si ha un gas rarefatto con elettroni → lo spettro che si genera dopo che un fascio attraversa il plasma non contiene tutti i colori, non è uno spettro continuo. Ciascuna striscia tuttavia ha una precisa lunghezza d'onda.



Ad ogni striscia di colore corrisponde una precisa transizione.

← diminuisce la lunghezza d'onda, aumenta f quindi aumenta Δ

Tutti i salti che può compiere l'elettrone

Serie del visibile = SERIE DI BALMER

Il salto da $n = 2$ a $n = 1$ emette molta energia → fotone è nell'ultravioletto così come ad es. da $n = 3$ a $n = 2$ (circa 12 eV)

Se invece ad esempio : da $n = 7$ a $n = 5$ → infrarosso (E piccola)

LEZIONE 3 - L'ATOMO SI SPIEGA IN BASE AD ONDE STAZIONARIE DI ... ELETTRONI

• La natura corpuscolare della luce: effetto Compton → un fotone urta un elettrone ed entrambi cambiano direzione; $p = mc = \text{quantità di moto} = \frac{h}{\lambda}$

L'elettrone si muove in un orbitale (non deterministico) e non in un'orbita.

Relazione di L. De Broglie: $\lambda_{ps} = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv}$ (vale per tutti gli oggetti fisici)

una lung. d'onda diversa per ogni velocità dell'elettrone

$\lambda = \text{lunghezza d'onda associata al movimento della particella} = \text{onda di fase}$

Lo stato di un elettrone è descritto da una funzione d'onda Ψ che non può cambiare nel tempo → descrive situazioni stazionarie

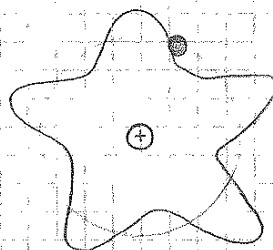
$\Psi^2 = \text{densità di probabilità}$ (probabilità di trovare l'elettrone in quel punto)

↳ indica anche la densità di carica

$0 \leq \Psi^2 \leq 1$

Considerando che per l'ipotesi di Bohr: $mvr = n \frac{h}{2\pi}$ sostituendo $mv = \frac{h}{\lambda}$

otengo $2\pi r = n\lambda$ → in un'orbita completa l'elettrone compie un numero intero di lunghezze d'onda.

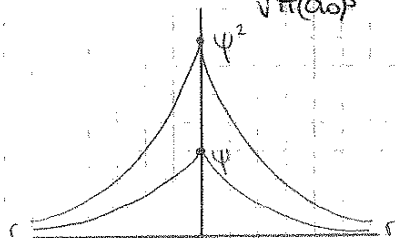


1933: Schrödinger: elabora la teoria del moto dell'elettrone. Risolvendo l'equazione otteniamo le varie funzioni d'onda dell'elettrone. Ogni funzione d'onda contiene 3 coefficienti: l, n, m . N : principale; L : secondario ($0 \dots n-1$); M : magnetico ($-l, +l$)

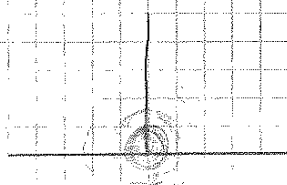
Gli orbitali e i numeri quantici: $\left. \begin{matrix} n=1 \\ l=0 \\ m=0 \end{matrix} \right\} \text{orbitale } 1s$

$\Psi(1s) = \frac{1}{\sqrt{\pi (a_0)^3}} \cdot e^{-r/a_0}$

se $r=0$ $\Psi = \frac{1}{\sqrt{\pi (a_0)^3}}$



All'aumentare di r diminuisce la probabilità

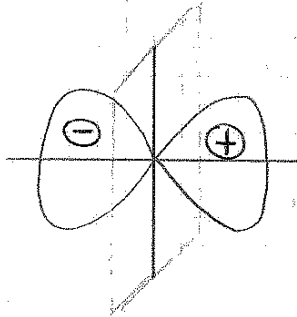
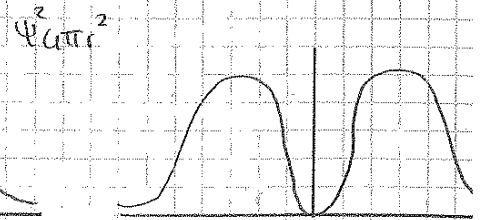
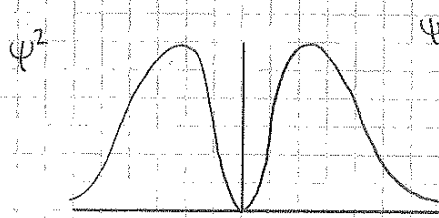
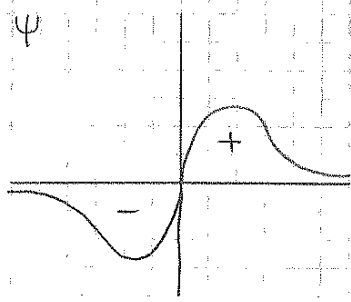


la sfera dell'orbitale 1s rappresenta il 97% circa della probabilità di trovare l'elettrone

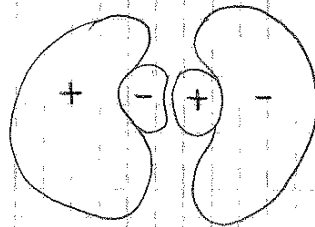
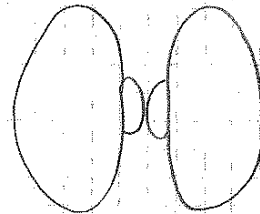
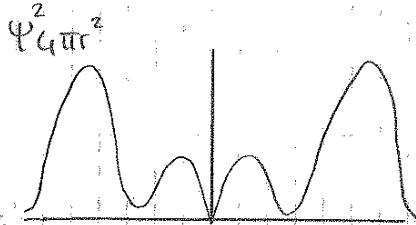
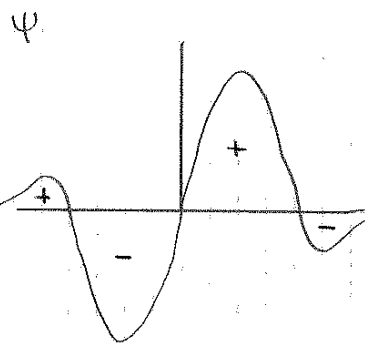
Ψ^2 è una probabilità puntuale (in un punto)

Se si vuole calcolare la probabilità di trovare l'elettrone ad una distanza dal centro occorre moltiplicare $\Psi^2 \cdot 4\pi r^2$ → probabilità radiale

Orbitale 2p

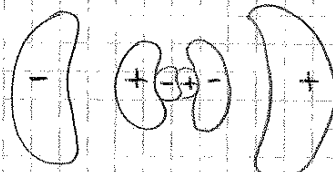
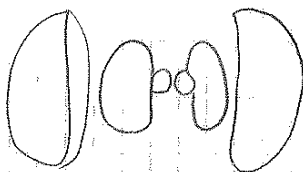


Orbitale 3p



quattro lobi

Orbitale 4p

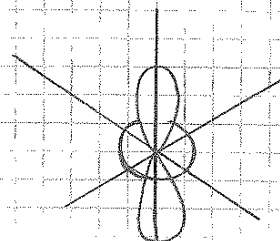


sei lobi

A partire da $n=3$ si introducono gli orbitali d → sono 5: $m = -2, -1, 0, 1, 2$

- $m = +2 \rightarrow dx^2 - y^2$
 - $m = +1 \rightarrow dxz$
 - $m = -1 \rightarrow dyz$
 - $m = -2 \rightarrow dx^2 - y^2$
- } diagonale
} assi xy

$m = 0 \rightarrow dz^2$



$$u(\text{tot}) \rightarrow -3,02x = -0,04 \rightarrow x = 0,0132.$$

$$^{235}\text{U} \rightarrow 13\%$$

$$^{238}\text{U} \rightarrow 98,7\%$$

8) Calcolare l'energia di legame media per nucleone nel ^{28}Si (27,977 uma)

$$p^+ = 1,672 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,00727 \text{ uma}$$

$$n^0 = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,00866 \text{ uma}$$

$$e^- = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} = 0,000548 \text{ uma}$$

$$a) 14p^+ + 14n + 14e^- = (23,408 \cdot 10^{-27} + 23,45 \cdot 10^{-27} + 127,54 \cdot 10^{-31}) \text{ kg} = 28,2307 \text{ uma}$$

$$b) ^{28}\text{u} \text{ (per convenzione)} = 27,977 \text{ uma}$$

$$\Delta m = a - b = 28,2307 \text{ uma} - 27,977 \text{ uma} = 0,2537 \text{ uma} = 4,21 \cdot 10^{-28} \text{ kg}$$

$$\Delta E = \Delta m (c^2) = 4,21 \cdot 10^{-28} \text{ kg} \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ m/s})^2 = 4,21 \cdot 10^{-28} \text{ kg} \cdot 9 \cdot 10^{16} \text{ m}^2/\text{s}^2 =$$

$$\Delta E = 3,79 \cdot 10^{-11} \text{ J} \rightarrow \text{Energia media per nucleone } \frac{\Delta E}{14} = 2,76 \cdot 10^{-12} \text{ J/nucleon}$$

9) Calcolare l'energia di legame media per nucleone nel ^{12}C (12,000 uma)

$$p^+ = 1,672 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,00727 \text{ uma}$$

$$n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,00866 \text{ uma}$$

$$e^- = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} = 0,000548 \text{ uma}$$

$$a) 6p^+ + 6n + 6e^- = 6(1,00727 \text{ u}) + 6(1,00866 \text{ u}) + 6(0,000548 \text{ u}) = 12,099 \text{ uma}$$

$$b) ^{12}\text{C} \text{ (per convenzione)} = 12,000 \text{ uma}$$

$$\Delta m = a - b = (12,099 - 12,000) \text{ uma} = 0,099 \text{ uma} = 1,584 \cdot 10^{-28} \text{ kg}$$

$$\Delta E = \Delta m \cdot (c)^2 = 1,584 \cdot 10^{-28} \cdot (9 \cdot 10^{16} \text{ m}^2/\text{s}^2) = 1,43 \cdot 10^{-11} \text{ J}$$

Metalloidi: B, Si, Ge, As, Sb, Te → molti sono semiconduttori

Metalli: 80% della tavola periodica

Caratteristiche chimiche variano molto passando da un gruppo all'altro

Mendeleev chiamò il Germanio attuale eca-silicio poiché non era ancora stato scoperto.

Gruppi da 1 a 18 senza distinzione di A e B (non IUPAC)

1° gruppo = metalli alcalini (dal arabo: si trova nelle ceneri)

2° gruppo = metalli alcalino-terrosi

18° gruppo = gas nobili, o inerti, o rari (Ne, Ar, Kr, Xe (Rn) gas debolm. radioattivi)

17° gruppo = alogeni (dal greco = generatori di sale)

Gruppo d → metalli di transizione

(Ricordare i primi 50 fino a Stagno (Sn))

Lantanidi = stabili

Attinidi = instabili (Th, Pa (protactinio), U)

QUIZ - CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE

1 = Cl⁻

2 = X = config. 3

3 = Config. 3

4 = 3dxy; 3dyz; 3dxz; 3dx²-y²; 3dz²

5 = Configurazione tipica degli elementi del 2° gruppo (ns²) X: [...]^s

6 = Configurazione 1

7 = Configurazione 2

8 = 1s → 2s; 2p → 3s; 3p → 4s

9 = Configurazione 4

10 = S²⁻

11 = Ne

12 = As NO → Gallio (perde 1e del 4p e 2 del 4s)

QUIZ - ORBITALI E NUMERI QUANTICI

1 = 7

3 = 3

4 = 7 (10 e in 3d, 1 e in 4d)

5 = 5

6 = ⁷⁵X → p=33, n=42, e=33

1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d¹⁰4p³ - 3e spaiati

7 = +3

10 = l = 0, 1, 2 → m = 0, -1, 0, 1, -2, -1, 0, 1, 2.

$$8 = {}^{24}_{12}\text{Mg}; {}^{26}_{12}\text{Mg}$$

$${}^{24}_{12}\text{Mg} = 24 \text{ uma} \cdot x$$

$${}^{26}_{12}\text{Mg} = 26 \text{ uma} (1-x)$$

$$(24x + 26 - 26x) \text{ uma} = 24,30 \text{ uma}$$

$$2x = 1,70 \rightarrow x = 85\% = {}^{24}\text{Mg}$$

9 = 3

13 = Orbitali p

11 = Stesso gruppo = 13

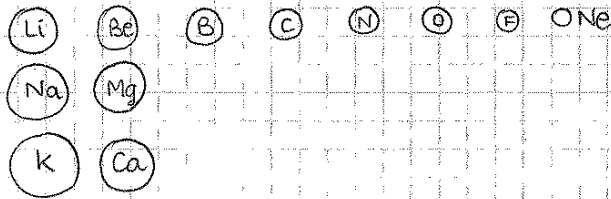
17 - ⁴⁰X → p=20, n=20, e=20 → nessun e spaiato

LEZIONE 6 - TAVOLA PERIODICA

Giovedì 13-10-2011

- Caratteristiche metalliche: ↓⁺ ←⁺; man mano che si procede verso destra diventano non metalliche.

- Raggio atomico: ↓⁺ →⁻ la contrazione è dovuta all'aumento della carica nucleare → maggiore attrazione → minore dimensione.



MOLE: unità di misura della quantità di sostanza.

$$1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ unità fondamentali}$$

$$6,022 \cdot 10^{23} = N_A \rightarrow 1 \text{ uma} = \frac{1}{N_A} \text{ grammi} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ mole di uma} = 1 \text{ g} = N_A \cdot \frac{1}{N_A} = 1 \text{ (massa)}$$

$$1 \text{ mole} = \frac{\text{g}}{\text{peso molecolare}}$$

ENERGIA DI PRIMA IONIZZAZIONE: energia necessaria a trasformare un atomo gassoso per trasformarlo in uno ione positivo e un elettrone. Sono molto alte a destra e in alto (He è il maggiore) ↑⁺ →. H = 1312 kJ/mol

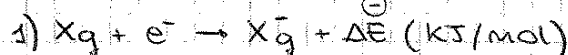
Li = +3,2 in 1s, 1 in 2s che non è attratto da 3 cariche positive ma più o meno da 1.

F = +9,2 in 1s, 7 in 2s-p che vengono attratti da circa 7 cariche +.

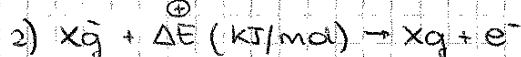
1° gruppo = ultimo elettrone spaiato schermato dagli altri che quindi riceve una energia che si può approssimare a +1.

AFFINITÀ ELETTRONICA: energia emessa quando viene fornito un elettrone

ad un atomo gassoso, si forma un anione.



$\Delta E > 0$ quando è assorbita, $\Delta E < 0$ quando è emessa



ΔE = energia di ionizzazione degli ioni negativi.

L'andamento è contrario: dove l'energia di ionizzazione è molto alta...

per alcuni atomi e per i gas nobili non esiste.

LEZIONE 8 - ESERCITAZIONE 1

Venerdì 14-10-2021

www.esercitazioni.dichimica.net

- Nucleo : 10000 volte più piccolo dell'atomo

- P^+ e N : 10 volte più piccoli del nucleo

- E^- : è 1000 volte più piccolo del nucleo

Il comportamento chimico dipende solo da Z .

Sostanza pura : sono presenti elementi con lo stesso Z .

Isotopi : stesso Z , diverso A - occupano stesso posto nella tavola periodica

- $^{29}_{14}Si$: $p^+ = 14$, $n = 15$, $e^- = 14$

- $11e^-$, $12n \rightarrow 11p - 2 = 11 - ^{23}_{11}Na$

H = idrogeno (prozio) $\rightarrow 1p, 0n$

2H = deuterio = $D \rightarrow 1p, 1n$

3H = trizio = $T \rightarrow 1p, 2n$

Nomenclatura : ciascun elemento è associato ad un simbolo

Es: C = Carbonio; Ca = calcio; Ce = ceno; Co = cobalto

se $Z > 100$ hanno nome e simbolo sistematico. Ad esempio : $Z = 103$ è detto

Laurenzio o ununtrium ($1+0+3+ium$)

0 = nil 1 = un 2 = bi 3 = tri 4 = quad 5 = pent

6 = hex 7 = sept 8 = oct 9 = em

ES: Uuo = 118 = ununoctium

Tavola periodica : gruppo 3d = delle terre rare (Scandio = Sc, Y = ittrio, La, Ac)

gruppo 16 = calcogeni. H non è metallo alcalino; gruppi 1B = metalli nobili.

Eccezioni nel riempimento : Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rh, Pd, Ag, Pt, Au.

$Cr = [Ar] 3d^5 4s^1$
 $Cu = [Ar] 3d^{10} 4s^1$ } d^1 elettrone passa da $4s$ a $3d$

$Pd = [Kr] 4d^{10}$ \rightarrow due elettroni dall' $4s$ a $3d$

Cationi : ione positivo (+) \rightarrow ha perso e^- (catodo e anodo al contrario)

Anione : ione negativo (-) \rightarrow ha acquistato e^-

- Formula chimica : formula bruta: es. KNO_3 (1K, 1N, 3O), NaH (1Na, 1H).

H_2CO_3 (2H, 1C, 3O) \rightarrow gli elementi vanno messi in ordine di elettronegatività crescente.

Elettronegatività : F è il più elettr.; Fr è il meno \rightarrow al contrario delle caratteristiche metalliche

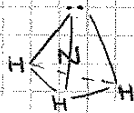
$KAl(SO_4)_2 \rightarrow 1K, 1Al, 2S, 8O$

le principali eccezioni nell'ordine : NH_3 e suoi derivati, OH , CH_2O , $Al(OH)_3$

- formula molecolare : C_2H_2 o C_6H_2 - form. minima = CH

- alogeni, più elettronegativi dopo F e O, hanno n° di ossidazione = -1 tranne quando sono puri o si legano con l'O (n° = +1, +3, +5, +7). Es: $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+7}{\text{B}}\overset{-2}{\text{O}}_4$, $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}$, $\overset{0}{\text{I}_2}$.
- metalli alcalini, meno elettronegativi, hanno sempre n° di ossidazione = +1. Es: $\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}}_4$, $\overset{-1}{\text{Li}}\overset{+1}{\text{H}}$, $\overset{0}{\text{K}}$.
- metalli alcalino-terrosi = n° di ossidazione +2 tranne quando puri. Es: $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$, $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{H}}_2$.
- H ha n° di ossidazione +1 tranne quando si lega ai metalli alcalini o ai metalli alcalino-terrosi = -1 (idruro). Es: $\overset{+1}{\text{Li}}\overset{-1}{\text{H}}$, $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4$, $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{+4}{\text{C}}\overset{-3}{\text{O}}_3$.
- Gli elementi del IIIA e IIIB hanno n° di ossidazione +3 tranne quando puri. Es: $\overset{+3}{\text{Al}}(\overset{-1}{\text{O}}\text{H})_3$, $\overset{0}{\text{Al}}$, $\overset{+4}{\text{H}}\overset{+3}{\text{B}}\overset{-2}{\text{O}}_3$.
- I n° di ossidazione di un elemento discostano spesso l'uno dall'altro di 2 unità.
- Nei composti del C ad esempio la sua valenza è sempre 4 ma il n° di ossidazione varia: CO_2 , CH_4 , C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 . Si definiscono composti organici i composti del C con n.o < +4
- Fe, Co, Ni = +2, +3
- Cu = +1, +2
- Zn = 2
- Ag = 1
- Hg = 1, 2.
- Pb, Pt = 2, 4.

es: l'azoto nell'ammoniaca - $SN = 3 + 1 = 4$

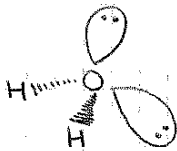


Angolo di $107,3^\circ$ per la presenza del doppietto solitario che aumenta la repulsione con gli altri legami (repulsione tra legami < repulsione doppietto solitario-legame)

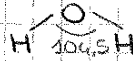
Repuls. tra coppie solitare > Repuls. tra coppie solitare e di legame > R. tra coppie leg.

I doppietti solitari, inoltre, occupano un volume maggiore rispetto ai doppietti di legame.

es: Ossigeno nell'acqua: $H_2O \rightarrow SN = 2 + 2 = 4$

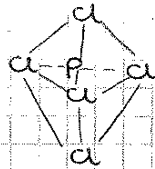
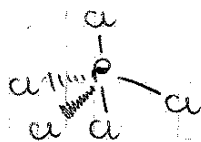


Angolo di $104,5^\circ$



D) GEOMETRIA BIPIRAMIDALE TRIGONALE $\rightarrow SN = 5$ (AX₅)

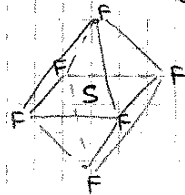
es: PCl_5



Angoli: 120° o 90°

E) GEOMETRIA OTTAEDRICA $\rightarrow SN = 6$ (AX₆)

es: SF_6



QUIZ - LEGAME CHIMICO

1-3 $CH_3CH_2CH_2CH_3$

2-2

3-1) $2p, 2p; 2p, 2p$

4-4

5-4) benzene - acido acetico

6- 1) $C-C$; 2) $C=C$; 3) $C=O$; 4) $C \equiv C$; 5) $C \equiv N$ (n° di legami, diff. di elettroneg.)

7- 1) $HCl < HBr < HI < HF$

8-3

9- 1573 $\rightarrow Fe$; 98 $\rightarrow Na$; -219 $\rightarrow O_2$; -269 $\rightarrow He$

10- 2) SO_2 / sp^2 (triangolare/polare)

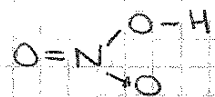
11- 2 = catione ammonio

12- 4 = NO_3^-

17- 3) $4s + 3p$

13- $CS-H$

18- $N_2O_5 + H_2O \rightarrow HNO_3$



14- Ka

15- $2e5 = Cs-Cl$ e $Ca-F$

19- $P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$



16- 2) $2p + 2p$

Secondo Mulliken l'elettronegatività del cloro:

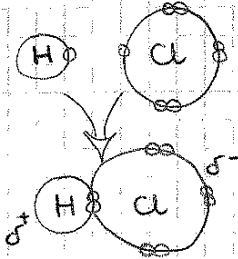
$$\chi_M = \frac{|E_i| + |A.E|}{2} = \frac{13,1 + 3,6}{2} = 8,35$$

Per trasformarla nella scala di Pauling si può dividere per 2,78:

$$\chi_P = \frac{8,35}{2,78} = 3,00 < 3,15$$

Attualmente il cloro ha valore 3,16, molto vicino al valore di Pauling.

Più elettronegativo: F; meno elettronegativi: Cs, Fr (cesio, francio)



Maggiore è la differenza di elettronegatività, maggiore sarà la polarità del legame.

Quando essa è maggiore di 1,9 → legame IONICO (non però in quanto c'è sempre una piccolissima componente covalente).

Prevalenza della parte ionica.

Momento dipolare: $\mu = Q \cdot r$ (prodotto della carica per la distanza). L'unità

di misura è il debye (D). $1D = 3,335641 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$ (due cariche di segno opposto messe alla distanza di 1Å). Si indica con $\overset{+}{\delta} \text{---} \overset{-}{\delta}$

Il momento dipolare di un ipotetico legame ionico sarebbe:

$$^+A_1 B^- \quad \mu = Q \cdot r = 4,8r \quad (4,8 = \text{carica elettrone in unità elettrostatiche})$$

Essendo non completamente ionico, misuro quello sperimentale e ottengo la

componente ionica in percentuale: $\% \text{ C.I.} = \frac{\mu_{\text{effettivo}}}{\mu_{\text{ionico}}} \cdot 100$ (PERC. DI IONICITÀ)

se $\% \text{ C.I.} = 0$ → legame solo covalente

100% C.I. se fosse tutto ionico → in realtà massimo arriva a circa 30%.

Secondo Pauling la percentuale di ionicità di un legame è:

$$\% \text{ C.I.} = \left(1 - e^{-\left(\frac{\Delta\chi}{2}\right)^2} \right) \cdot 100$$

Es: se $\Delta\chi = 1,8$ → $\% \text{ C.I.} = \left(1 - e^{-\left(\frac{1,8}{2}\right)^2} \right) = 55,5\%$ (molecola di HF)

se $\Delta\chi = 1,9$ $\% \text{ C.I.} \approx 60\%$ → si considera un legame ionico)

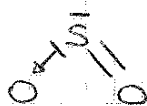
SN=2 - CO₂.



molecola apolare

$$\mu = 0$$

SO₂



Molecola polare

H₂O ($\Delta\chi = 1,4$)



Molecola polare

$$\mu = 1,85D$$

Ammoniaca ($\mu = 1,47D$)

- Il momento dipolare è dato dalla somma dei momenti dei legami covalenti, e quelli associati alle coppie solitarie

LEZIONE 10 - IL LEGAME NASCE DA UNA SOVRAPPOSIZIONE DI ORBITALI SPESSE IBRIDI.

Givedì 21-10-2011

Regola dell'ottetto: solo per C, N, O, F: ogni atomo deve avere non più di 8 elettroni superficiali.

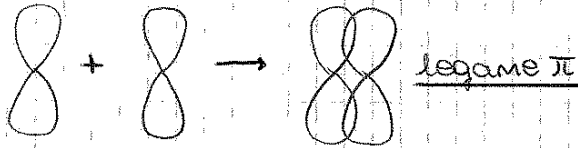
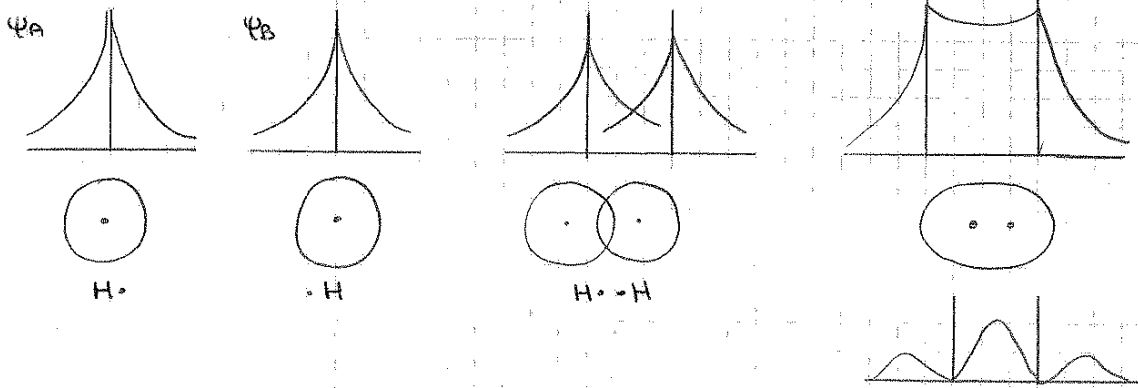
P: trivalente - pentavalente



S: bivalente - tetravalente, esavalente

C: monovalente - trivalente, pentavalente, eptavalente

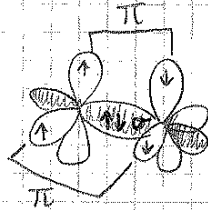
Teoria del legame di valenza (VB):



Nel caso di un legame doppio (come ad es. $\text{O}=\text{O}$) un orbitale si sovrappone in modo assiale, l'altro in modo parallelo. Il primo legame sarà sempre σ , gli altri π .

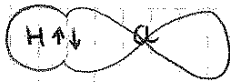


Es: $\text{N} \equiv \text{N}$: 1° legame σ , 2° e 3° π

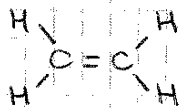


$2p_x + 2p_x = \sigma$; $2p_z + 2p_z = \pi$
 $2p_y + 2p_y = \pi$

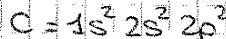
HCl



Tuttavia la teoria VB non spiegava alcune cose.



SN=3



Etilene: C_2H_4

1928-1930: Pauling - concetto di ibridazione: posso combinare le due

funzioni 2s e 2p e ottenere altre 4 funzioni d'onda che possono essere delle soluzioni alle equazioni di Schrodinger.

$12s + 32p \rightarrow sp^3$

$12s + 12p = sp$

Possono essere coinvolti tutti gli orbitali o alcuni no.

LEZIONE 11 - ESERCITAZIONE

- H = monidrogeno (IUPAC), idrogeno atomico (tradiz)
- N = monozoto, azoto
- N₂ = diazoto, azoto molecolare
- O₃ = triossigeno, ozono
- Ar = argon

Nei gas nobili non si usa il prefisso mono.

- OSSIDI = composto formato da O e un altro elemento. Si dividono in:

- Ossidi metallici o basici: Me + O → in acqua danno soluzioni basiche



Nome: ossido di.... Es: Fe_2O_3 = triossido di ferro (III)

Na_2O = ossido di sodio

Eser: scrivere tutti gli ossidi dello stagno e del rame. CK763

Se il metallo ha 2 n.o = + ico (unico o maggiore) amico - trovato

- oso (minore) sp. oso - tradito

Al_2O_3 = ossido di alluminio o Allumina

CaO = ossido di calcio o calce viva

K_2O = ossido di potassio o potassa caustica

PbO = ossido piomboso

PbO_2 = ossido piombico

CuO = ossido rameico

CK225

Cu_2O = ossido rameoso

Au_2O_3 = ossido aurico

SnO = ossido stannoso

Ossido stannico = SnO_2

- Ossidi non metallici o anidridi o ossidi acidi: Non Me + O - danno

soluzioni acide: $NonMe_2O_n$

N_2O_5 = pentossido di diazoto, B_2O_3 = anidride borica

Nome: anidride $\left\{ \begin{array}{l} - ica \\ - osa \end{array} \right.$

SO_3 = anidride solforica; SO_2 = anidride solforosa

Se il Non Me ha 4 n° di ossidazione: $\left\{ \begin{array}{l} ipo - osa \quad (Cl_2O) \\ - osa \quad (Cl_2O_3) \\ - ica \quad (Cl_2O_5) \\ per - ica \quad (Cl_2O_7) \end{array} \right.$


(es: gli alogeni)


LEZIONE 12 - IL LEGAME NASCE DA... ORBITALI IBRIDI

Martedì 25-10-2011

Ibridazione: mescolamento di orbitali atomici, combinazione di funzioni d'onda

Etilene: $\begin{matrix} H & & H \\ & \backslash & / \\ & C=C & \\ & / & \backslash \\ H & & H \end{matrix}$ tre orbitali sp^2 con legame σ e un orbitale p non ibridato con legame π . Nell' sp^2 - forma trigonale planare (120°)

Ibridazione $sp = 1$ orbitale s e uno p = 2 orbitali sp 

Nel C rimangono due orbitali p non ibridati $\rightarrow sp$  $H-C \equiv C-H$ (acetilene)

Ibridazione $sp^3 =$ tutti e 3 gli orbitali p vengono ibridati \rightarrow 4 orbitali sp^3 disposti ai vertici di un tetraedro \rightarrow non prevede formazione di legami doppi

Ogni orbitale sp ha un elettrone spaiato

Es: Metano: $CH_4 = SN = 4 \rightarrow$ ibridazione sp^3

Nell'acqua: O $\begin{matrix} \uparrow\downarrow \\ 2s \\ \uparrow\downarrow\uparrow \\ 2p \end{matrix}$ ibridazione $sp^3 \rightarrow$ due ibridi con due doppietti spaiati e due con cui posso formare legami

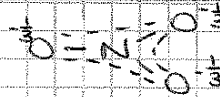
Nell'ammoniaca: N ha $5e^- \rightarrow$ dunque 3 orbitali ibridi spaiati e un doppietto spaiato.

Nel C se c'è un doppio legame sp^2 , un triplo legame sp , legami semplici sp^3

Nella $CO_2 \rightarrow$ ibridazione $sp \rightarrow$ due doppi legami \rightarrow ibrida un solo orbitale

- $sp =$ lineare (180°)
- $sp^2 =$ trigonale planare (120°)
- $sp^3 =$ tetraedica
- $sp^3d =$ bipiramide trigonale
- $sp^3d^2 =$ ottaedrica

Ione nitrato (6 formule di risonanza)



TEORIA VB (LEGAMI DI VALENZA)

- Si considerano solo gli orbitali di valenza
- Ogni legame si forma dalla sovrapposizione di due orbitali di valenza da parte dei due atomi che condividono gli elettroni
- legami: σ o π
- le coppie di legame sono localizzate tra i due atomi interessati
- Geometria delle molecole si può prevedere con il modello VESPR

TEORIA DEGLI ORBITALI MOLECOLARI (MO) : considera la molecola come un insieme di nuclei ed elettroni e le loro interazioni come funzioni d'onda.

Gli elettroni della molecola vengono descritti da f. d'onda delle orbitali molecolari. le superfici limite degli orbitali molecolari sono policentriche abbracciando tutti i nuclei della molecola.

Metodo di approssimazione : LCAO. (combinazione lineare di orbitali atomici)

gli orbitali atomici si combinano per

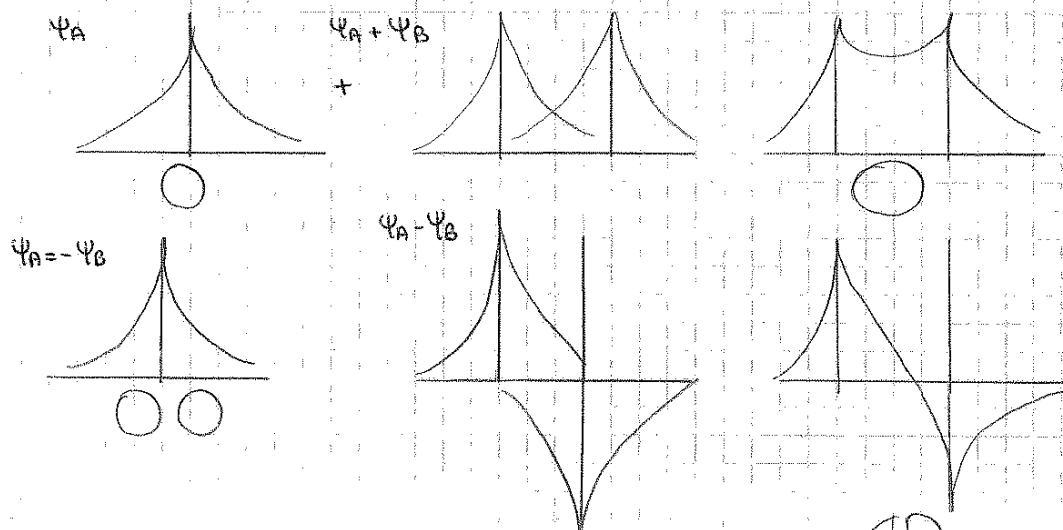
1 - somma (interferenza costruttiva)

2 - sottrazione (interferenza distruttiva)

1 = orbitale molecolare di legame ψ_b : gli orbitali atomici si sovrappongono in fase

2 = orbitale molecolare di antilegame ψ^* : la presenza di elettroni destabilizza la molecola (fase opposta)

Sovrapposizione di non legame = interferenza distruttiva + costruttiva



Se gli elettroni sono posti di lato - destabilizzano

la molecola



LEZIONE 14 - 12) COMPAGNONI I SOLIDI IONICI, METALLICI, COVALENTI GIORNO 27-10-2017 CON LE LORO..BANDE.

Ottone = lega sostituzionale - alcuni atomi di zinco prendono il posto di quelli di rame (lega di zinco e rame)

Acciaio = lega interstiziale → alcuni atomi di carbonio più piccoli si inseriscono negli interstizi del ferro (lega di ferro e carbonio)

- Metalli = facile deformabilità → legame metallico: non è direzionale - gli "atomi cedono elettroni": "mare di elettroni" - deformazione senza rottura, plastica
- Solidi ionici = molto fragili, con una forza di taglio si spezza - repulsioni es: ceramica, NaCl.

Per esempio nel Li, se considero n atomi ottengo una banda di energia che sembra quasi continua: in particolare $\frac{n}{2}$ sono occupati da elettroni, $\frac{n}{2}$ no.

Temperature di fusione:

- metalli alcalini = basse
- gruppo d: al centro molto alte ($W = 3410^\circ\text{C}$)
- non metalli = basse

Nel Li = $1s^2 2s^1$ n livelli, $2n$ elettroni; nel livello $1s$ la banda è piena e quindi qui è non partecipano alla conduzione elettrica, nel $2s$ qui è partecipano alla conduzione.

se $T > 0\text{K}$ gli elettroni hanno distribuzioni di energie nella banda di conduzione, confine graduale tra livelli occupati e non occupati → livello di Fermi

Nel Be: $1s^2 2s^2$ - il $2s$ è pieno ma ci sono gli orbitali $2p$ che possono formare una banda → banda formata dalla sovrapposizione degli orbitali $2s$ e $2p$ → la banda $2p$ diventa la banda di conduzione

- Isolanti: es C: $1s$ - banda piena; $2s$ e $2p$ possono formare ibridi
 n atomi di C → $4n$ livelli di energia e $4n$ elettroni - Si forma una banda di valenza saturata e una di conduzione vuota separate da un intervallo proibito → nessun elettrone può cambiare la sua energia e dunque passare nella banda di conduzione

- Semiconduttori: es Si, Ge = hanno intervallo proibito minore → aumentano la T , gli elettroni aumentano l'energia e occupano dei livelli nella banda di conduzione. Bassa temperatura = isolanti; alta temperatura = conduttori.

- Metalli = bande sovrapposte

- Semiconduttori: intervallo proibito più piccolo dei non metalli (caratteristici intermedi)

- Non metalli = grande intervallo proibito

LEZIONE 15 - ESERCITAZIONE

Venerdì 28-10-2011

- TIOACIDI : composti in cui lo zolfo sostituisce l'O.

- PER(OSSO)ACIDI : atomo di O sostituito dal gruppo perossido -O-O-

● - IDRACIDI : uno o più atomi di H + non Me. n° ossidazione H = +1. Composti per lo più gassosi ma si identificano con lo stesso nome delle sostanze acquose.

Nome : "Radice di Non Me + iuro + di idrogeno" oppure

"acido + Radice di Non Me + idrico" (es: HCl = acido cloridrico o muriatico)

- IDRURI = H + Me → H = n° di ossidazione = -1 (l'H viene scritto dopo)

es: KH, CaH₂, FeH₂ (idruro di ferro o idruro ferroso)

Nome : "Idruro di + Me"

Eccezioni : NH₃ = ammoniaca

CuH₂ = idruro di rame (rameico)

PH₃ = fosfina o fosfano

FeH₃ = idruro ferrico

AsH₃ = arsina

LiH = idruro di litio

SiH₄ = silano

DISSOCIAZIONE DEGLI ACIDI IN H₂O : si staccano gli H acidi + anione. Si definiscono idrogeni acidi quelli legati all'O.

idracido : $H_n X \rightarrow nH^+ + X^{n-}$

ossoacido : $H_n X_b O_c \rightarrow nH^+ + (X_b O_c)^{n-}$

Eccezioni : H₃PO₂ e H₃PO₃ - H₃PO₃ ha 2 H acidi e 1 non - se ne staccano solo 2

Se un acido contiene 1 H - monoprotico, se più H - poliprotico

Es: H₃PO₄ (acido ortofosforico) → il primo H⁺ si stacca facilmente, gli altri no.

ANIONE : "ione + pref. numerico + radice di elemento + iuro".

Es : - K⁻ = ione caluro

HS⁻ = ione idrogeno solfuro

- I⁻ = ione ioduro

HS₂⁻ = ione idrogeno disolfuro

- Na⁻ = ione natruero

CN⁻ = ione cianuro

- N³⁻ = ione nitruero

(HCO₃)⁻ = ione carbonato acido o bicarbonato

- O²⁻ = ione ossido

- O₃⁻ = ione ozonuro

OSSOANIONI = dalla dissociazione di un ossoacido

Nome : "ione + pref. + osso + radice di X + ato" o "acido-ione ico-ato, osso-ito"

Es: (SO₄)²⁻ = ione tetraossosolfato

(NO₂)⁻ = ione diossonitrato

HMnO₄ - H⁺ + (MnO₄)⁻ = ione permanganato

HNO₂ → H⁺ + (NO₂)⁻ = ione nitrito

- (PO₄)³⁻ = ione fosfato

H₃PO₄ = - (HPO₄)²⁻ = ione fosfato acido

IDRATI: composti contenenti acqua

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ = solfato di calcio idrato o gesso

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ = tetraossosolfato di rame pentaidrato

STECIOMETRIA E UNITÀ DI MISURA: studia i rapporti di massa tra i reagenti

e i prodotti. Si basa su:

- la legge della conservazione della massa di Lavoisier: la somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti. In real
 $\Delta E = mc^2$ - Δm è trascurabile in una reazione chimica.

- Teoria atomica di Dalton: gli elementi si combinano secondo rapporti di numeri interi.

Peso o massa atomica = 1 mole $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ atomi pesano come peso atomico
 es: $2n = 65,37 \text{ g}$ - 1 mole di $2n = 6,00 \cdot 10^{23}$ atomi di $2n$ pesano $65,37 \text{ g}$.

1 mole di μ ma = 1 g $\rightarrow 1 \mu = \frac{1}{N_A} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

mole = unità di misura della materia

ESERCIZI: NOMENCLATURA E STATO DI OSSIDAZIONE

1- NH_3

2- 4) H_2S ; 1) S ; 3) SO_2 ; 2) SO_3 ; 5) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$

3- 3) H_3BO_3

4- 4) Cl

5) 1) FeS_3

6) 4) NH_3 ; - H_4N_2 ; - NO ; - NO_2 ; - N_2O_5

7) 1) NaClO_2

8) 3) HOCl

9) OF_2 , O_2 , H_2O_2 , H_2O

10) 1-1-5

11) Acido cloroso: HClO_2

12) 5) $\text{NaOH} + \text{HClO}_4$

13) $\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$

14) Si

15) $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2$ (acetilene e ^{ossido?} idrossido di calcio)

16) 2,3,3

17) sbagliata

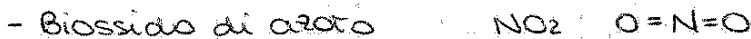
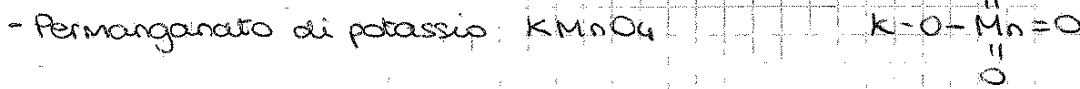
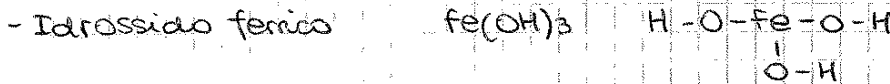
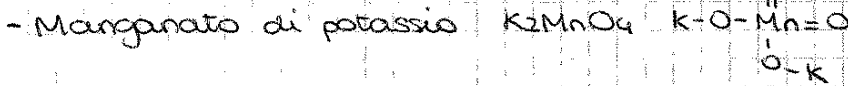
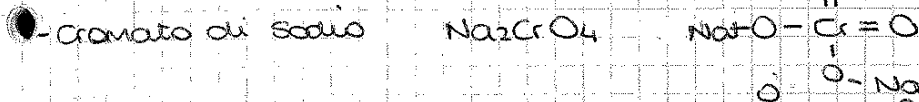
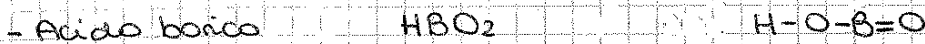
18) H_2O_2 ?

19) H_2O_2

20) 2) libera H rendendo la soluzione basica

21) 5) Cr_2O_7

Formule non stechiometriche



LEZIONE 19 - SOLIDI COVALENTI E MOLECOLARI

Giovedì 3-11-2011

- Solfuro di zinco: $ZnS \rightarrow Zn^{2+} + S^{2-}$ (Zn^{2+} molto piccolo essendo l'ultimo degli elementi di transizione; S^{2-} molto più grandi). Zn^{2+} si colloca negli interstizi tetraedrici occupandone la metà rispetto a quelli totali (4 anziché 8). Struttura: reticolo cubico compatto.
- Fluoruro di calcio: $CaF_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2F^{-}$ (F è più piccolo di Ca). Struttura: reticolo cubico compatto formato da Ca^{2+} e cui interstizi tetraedrici sono tutti occupati dagli ioni F^{-} . Il composto è anche detto fluorite. Una struttura simile è quella di Li_2O (Li^{+} negli interstizi).
- MgO : struttura come NaCl - ai vertici O, negli interstizi gli ioni Mg^{2+} .
- Perovskite: $BaTiO_3$ (ossido di titanio e bario, titanato di bario).
 $Ba^{+2} Ti^{+4} O_3^{-2}$: gli ioni Ti molto piccoli ai vertici (1 ione per cella); Ba al centro (1 per cella); O al centro degli spigoli (3 per cella = $12 \cdot 1/4 = 3$). Ti all'interno di un ottaedro (N.C. = 6); Ba: N.C. = 12.

SOLIDI COVALENTI: reticolo tridimensionale di legami covalentiSOLIDI MOLECOLARI = molecole singole tenute insieme da legami intermolecolari

- Diamante: uno dei tre stati allotropici del C (lo stesso elemento dai più strutture cristalline: es: la grafite) con ibridazione sp^3 .
 Nella grafite: ibridazione sp^2 → struttura a bande formate dagli orbitali ibridati e quelli non. Distanza di legame = $1,41 \text{ \AA}$ (via di mezzo tra un legame semplice e uno doppio → risonanza); distanza tra piani = $3,5 \text{ \AA}$ poiché le forze intermolecolari sono deboli forze di Van der Waals.
 Grafite = insieme di anelli esagonali come il benzene.
- Tra i solidi covalenti: grafite, silice (SiO_2), diamante. Nella silice insieme di legami covalenti polari attorno al Si.
- Solidi molecolari: es: fullerene C-60 (3° stato allotropico) formato da 60 atomi di C disposti su 12 pentagoni e 20 esagoni che si dispongono su piani leggermente inclinati.
 Es: ghiaccio → simmetria esagonale dovuta ai legami e alla disposizione delle molecole d'acqua.
 Diamante - silicio - germanio = cella cubica a facce centrate con metà degli interstizi tetraedrici occupati.



$$\text{Mn: } a = d$$

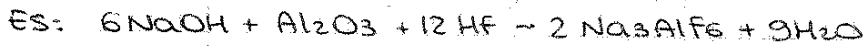
$$\text{O: } 4a + 2b = 2e + f$$

$$\text{H: } 2b + c = 2f$$

$$\text{carica } -a + c = 2d$$

REAGENTE LIMITANTE

Una reazione irreversibile procede fino al completamento se i reagenti sono presenti nelle proporzioni indicate; se i reagenti non sono in proporzione, quello che finisce prima blocca la reazione ed è detto reagente limitante.



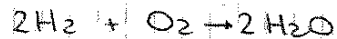
se ho 4 mol di NaOH; 3 Al₂O₃ e 7 di HF

$$\frac{4}{6} = 0,667 (\text{NaOH}), \frac{3}{1} = 3 (\text{Al}_2\text{O}_3), \frac{7}{12} = 0,583 (\text{HF})$$

Il reagente limitante è HF

se moltiplicassi $\times \frac{7}{12} \rightarrow \frac{7}{2} \text{NaOH} + \frac{7}{12} \text{Al}_2\text{O}_3 + 7 \text{HF}$ vedo che alla fine ottengo dei valori che restano

Es: 1 kg H₂; 1 kg di O₂



$$1 \text{ mol di H}_2 = 2\text{g}$$

$$1\text{kg} = 500 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol di O}_2 = 32\text{g}$$

$$1\text{kg} = 31,25 \text{ mol}$$

Essendo H₂ e O₂ in rapporto 2:1 → mi bastano 62 mol di H₂ per completare la reazione → l'O₂ è il reagente limitante → 31,25(2) = mol H₂O = 62,5(18) = 1,125

REAZIONE REDOX = reazione in cui gli atomi cambiano il proprio n. di ossidazione

Un atomo si ossida → perde e⁻ → aumenta n. ossid. → agente riducente (F maggiore)

Un atomo si riduce → acquista e⁻ → diminuisce n. ossid. → agente ossidante

$$\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2} = \frac{393000}{(2,99 \cdot 10^8 \text{ m/s})^2} = 4,4 \cdot 10^{-12} \text{ kg} = 4,4 \cdot 10^{-9} \text{ g}$$

Il rapporto tra la massa dei prodotti e quella dei reagenti è dunque molto

● piccolo : $(4,4 \cdot 10^{-12} \text{ kg}) / (4,4 \cdot 10^{-3} \text{ kg}) = 10^{-10}$ (trascurabile)

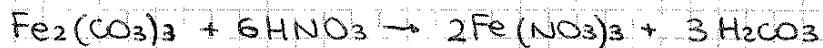
- I coefficienti stechiometrici = n° di moli → è possibile calcolare i rapporti in peso

$$n^\circ \text{ moli} = \frac{g}{\text{peso molecolare}}$$

$$1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ unità}$$

$$1 \text{ uma} = 1/NA = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ mol}^{-1}$$

Bilancio di una reazione (per ispezione)



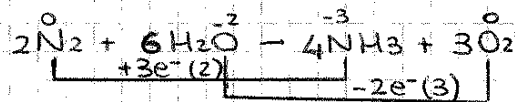
$$PM_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol} \rightarrow 6 \cdot 63$$

$$PM_{\text{Fe}(\text{NO}_3)_3} = 242 \text{ g/mol} \rightarrow 2 \cdot 242$$

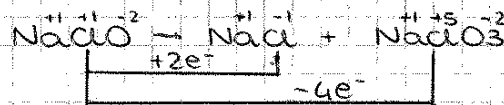
● $PM_{\text{H}_2\text{CO}_3} = 62 \text{ g/mol} \rightarrow 3 \cdot 62$

$$PM_{\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3} = 292 \text{ g/mol} \rightarrow 1 \cdot 292$$

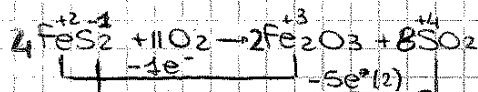
REAZIONE REDOX :



Reazioni di disproporzione : lo stesso elemento si ossida e si riduce



Redox multiple : due elementi si ossidano entrambi (es. FeS₂)



● Combustione del butano gassoso con O stechiometrico



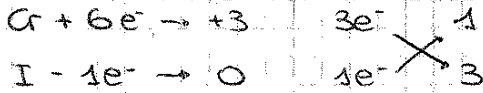
si possono accettare coefficienti stechiometrici frazionari per l'O₂.

Combustione dell'eptano liquido con carenza di O₂ e formazione di CO



Combustione del pentano liquido con grave carenza di O₂ e formazione di fuliggine (C solido)



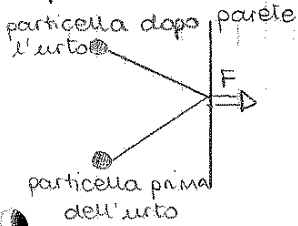


LEZIONE 21 - TEORIA CINETICA E LEGGI DEI GAS

Giovedì 10-11-2011

Gas: possiede sempre una pressione qualora sia contenuto in un recipiente dovuta alle forze che si esercitano sulle pareti ($P = F/S \rightarrow [P] = Pa = 1N / 1m^2$)

Tutte le particelle cambiano direzione dopo l'urto. $\vec{F} = m\vec{a}$ p mi crea una forza che si esercita sulle pareti del recipiente contenente il gas.



la velocità di una particella cambia continuamente nel tempo per via degli urti. Possiamo calcolare una velocità media \bar{v} = media delle velocità delle singole particelle in un istante \bar{v} = velocità media di una particella nel tempo.

$$E_{cin} = \sum_{i=1}^N \frac{1}{2} m v_i^2 \quad (\text{en. cinetica totale})$$

$$E_{cin} = KT \quad (\text{kelvin}) \quad \text{con } k = \text{costante proporzionale}$$

(se si arrivasse alla t di 0K $\rightarrow E_{cin} = 0$ non ci sarebbe movimento)

Aumentando la temperatura si aumenta l'energia cinetica.

la variazione tot di $p = mv$ sulle pareti di un contenitore cubico di lato $l =$

$$\Delta p = \frac{1}{3} \cdot N \cdot m \cdot \bar{v}^2 / l \quad \text{kg}$$

con N = numero di particelle, \bar{v} = velocità media, m = massa, l = lato

$$P \cdot l^2 = \frac{1}{3} N \cdot m \cdot \bar{v}^2 / l \quad (\text{forza totale})$$

$$P l^3 = \frac{1}{3} N \cdot m \cdot \bar{v}^2 \quad l^3 = \text{Volume}$$

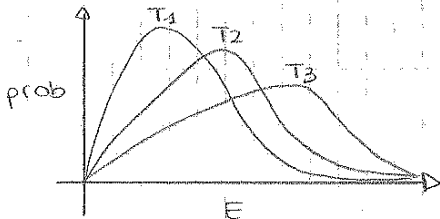
$$PV = \frac{1}{3} N m \bar{v}^2 = \text{cost} \cdot T \quad (\text{eq. fondamentale della teoria cinetica dei gas})$$

$$\text{Essendo } E_{cin} = \frac{1}{2} m \bar{v}^2 \Rightarrow PV = \frac{2}{3} E_{cin,tot}$$

Le particelle di un gas danno luogo ad un continuo trasferimento di E_{cin} e dunque i valori di E_{cin} sono molto variabili

$$\text{prob}(E) = 2/\sqrt{\pi} (1/KT)^{3/2} \cdot \exp(-E/KT) \cdot \sqrt{E} \quad \text{CURVA DI MAXWELL-BOLTZMANN}$$

la curva prima cresce e poi decresce asintoticamente al zero.



con $T_1 < T_2 < T_3$

se aumento $T \rightarrow$ aumento E ma la prob si abbassa poiché le 3 curve devono sottendere le stesse aree.

Questa equazione non ci dà alcun tipo di informazione sul tipo di gas

\hookrightarrow è un'equazione valida per tutti i gas.

Valore più probabile di $E_{cin} = \frac{KT}{2}$ (max) mentre il valore medio $E = \frac{3}{2}KT$

Partendo da un campione di gas a V_0 e P_0 e aumento temperatura a un valore $t \neq 0 \rightarrow V_t = V_0(1 + \alpha t)$; a questo punto mantengo t cost facendo variare $P \rightarrow PV = P_0 V_t = P_0 V_0 \left(1 + \frac{1}{273} t\right)$ se $T = t + 273 \rightarrow t = T - 273$

$$PV = \frac{P_0 V_0 T}{273} = RT$$

$R = \frac{P_0 V_0}{273} \rightarrow$ non dipende dal tipo di gas ma è uguale per tutti i gas se si considera 1 mole di essi.

$$R = 8,314 \rightarrow PV = RT \quad \text{con } P = \text{Pa e } V = \text{m}^3 \text{ o } P = \text{atm e } V = \text{l}$$

$$R = 0,082 \text{ l} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \quad (\text{se si usano atm e litri})$$

Il volume molare occupato in condizioni normali è 22,414 l

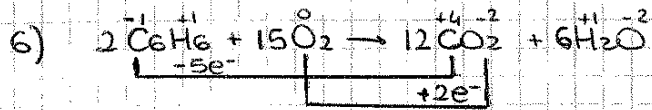
$$P_0 = 1 \text{ atm}$$

$$V_0 = 22,414 \text{ l}$$

$$\Rightarrow R = \frac{1 \cdot 22,414}{273} = 0,082 \text{ l} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$PV = RT \quad (1 \text{ mole})$$

$$PV = nRT \quad (n \text{ moli})$$



Considero la coppia $\text{C}_6\text{H}_6 - \text{O}_2$ (coppia che si riduce e coppia che si ossida) in quanto è una coppia valida



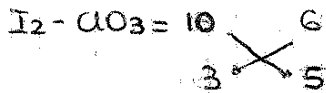
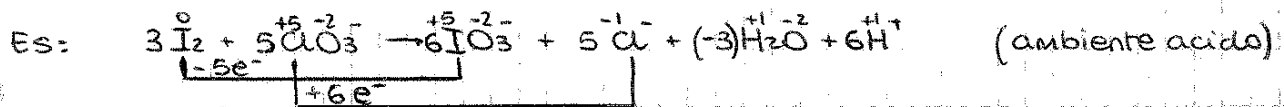
REDOX IN FORMA IONICA

Una reazione in forma ionica può avvenire in ambiente acido o basico

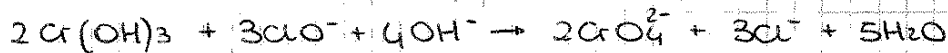
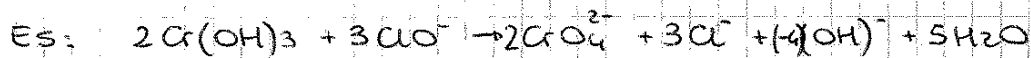
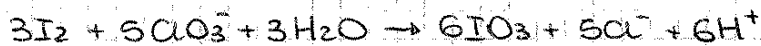
- acido (H^+ e H_2O)

- basico (OH^- e H_2O)

Se non compaiono vanno aggiunte



Essendo il coefficiente dell'acqua < 0 allora essa va scritta tra i reagenti



In questo caso OH^- va messo tra i reagenti.

$$P_i = \frac{n_i RT}{V}$$

Se i gas seguono un comportamento ideale allora seguono la legge di Dalton

$$P_{tot} = \frac{(n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_n) RT}{V}$$

$$P_{tot} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

$$\frac{P_i V}{P_{tot} V} = \frac{n_i RT}{n_{tot} RT} \Rightarrow \frac{P_i}{P_{tot}} = \frac{n_i}{n_{tot}} \Rightarrow P_i = \frac{n_i}{n_{tot}} \cdot P_{tot}$$

dove $\frac{n_i}{n_{tot}} = \chi$ è detta frazione molare di i

Es: $P_{O_2} = 0,21 \cdot P_T = 0,21 \text{ atm}$

$\chi_{O_2} = 0,21$

Considerando l'aria: miscela di 78,08% N_2 e 20,95% O_2 , 1% Ar

Il PM (medio) = $(21 \cdot 15,9994 \cdot 2 + 78 \cdot 14,0067 \cdot 2 + 1 \cdot 39,948) / 100 = 28,97 \text{ u}$

L'aria si comporta come se fosse costituita da particelle aventi $PM = 28,97 \text{ u}$
 $1 \text{ m}^3 \text{ aria} = 1,3 \text{ kg}$ (peso nullo per la spinta di Archimede!)

Nell'He invece la spinta di Archimede è maggiore della sua forza peso verso il basso e dunque l'He tende a salire verso l'alto.

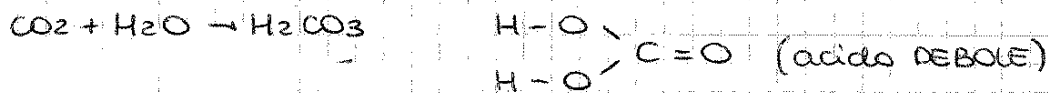
LEGGE DI HENRY = proporzionalità tra solubilità e pressione del gas

Per togliere un gas da un liquido basta aumentare la temperatura, addirittura alla temp. di ebollizione la solubilità si annulla!

100°C = acqua disaerata (non contiene più N_2 e O_2)

Aumentando la pressione aumenta la solubilità.

- CO_2 = gas molto reattivo, si scioglie in acqua dando H_2CO_3



- $S + O_2 \rightarrow SO_2$ (an. solforosa)



Nel carbone è presente il 5% di S → bruciandolo si sviluppa anche SO_2

IGAS DIVENTANO REALI

I veri gas non sono ideali ma reali → si apportano delle correzioni alla pressione e al volume - P vera aumentata, V diminuito.

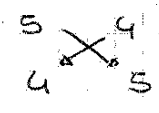
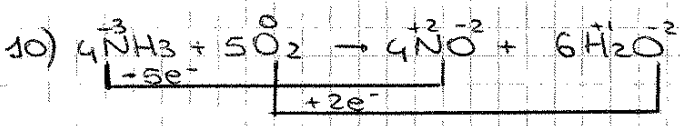
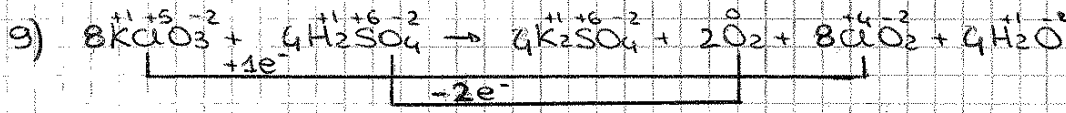
Ciò è dovuto al fatto che il volume non è trascurabile ed esistono in-

terazioni tra le molecole

$$(P + a n^2 / V^2) + (V - nb) = nRT$$

nb = covolume

$a n^2 / V^2$ = interazioni intermolecolari



LEZIONE 24 - I GAS REALI

Gas reali: contributi del volume occupato dalle molecole dello spazio $= nb$ e dalle interazioni intermolecolari $= an^2/V^2$

Equazione di stato per i gas reali: $(P + an^2/V^2) \cdot (V - nb) = nRT$

- $V(\text{ideale}) = V(\text{reale}) - nb$

- $P(\text{ideale}) - a(n/V)^2 = P(\text{reale})$ con $n = \text{num. moli}$, $V = \text{volume}$

$a(n/V)^2 = \text{pressione interna o pressione di coesione}$

La P dipende dalla frequenza di collisione e dall'efficacia dell'urto \rightarrow la riduzione della pressione è proporzionale al quadrato della concentrazione molare (molte particelle = molti urti = meno efficacia degli urti)

Il termine "a" mi dice quanto sono intensi i legami attrattivi, b indica il volume

Pressione interna $= a \cdot (n/V)^2 = \text{termine correttivo della pressione}$

es: $a_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ atm}$, $0^\circ\text{C} = 0,0028 \text{ atm}$

100 atm , $0^\circ\text{C} = 26 \text{ atm}$ $P(\text{ideale}) = 126$ $P(\text{interna}) = 26$ $P(\text{reale}) = 100$

1 atm , $-75^\circ\text{C} = 0,0058 \text{ atm}$

100 atm , $-75^\circ\text{C} = 84,5 \text{ atm}$

fattore di comprimibilità $z = \frac{PV}{nRT}$

Se il gas si comporta in modo ideale z deve essere $= 1$, in realtà spesso non lo è.

Se $0 \leq P \leq 400$ prevalgono le interazioni intermolecolari $\rightarrow P < - \frac{PV}{nRT} < 1$

da circa 400 atm in poi subentra il volume $\rightarrow \frac{PV}{nRT} > 1$

Se a è molto piccolo \rightarrow basse interazioni, prevale il volume dunque $z > 1$

Equazione di stato dei gas ideali NON è valida per basse temperature e alte pressioni.

$$(P + an^2/V^2)(V - nb) = RT \quad (1 \text{ mole})$$

$$\frac{PV}{RT} = \text{fatt. comprimibilità} = 1 + \frac{bP}{RT} - \frac{a}{RTV} + \frac{ab}{RTV^2}$$

più T è alta, meno influiscono i fattori

Gas ideale: $PV = RT \rightarrow P = \frac{RT}{V}$ (iperbole di Boyle)

Gas reale: $(P + a/V^2)(V - b) = RT \rightarrow P = \frac{(RTV^2 - aV + ab)}{(V^3 - bV^2)}$

se T è alta \rightarrow il grafico somiglia ad un'iperbole come i gas ideali

se t è bassa \rightarrow il grafico presenta un flesso.

Al di sotto dei 31°C l'eq. di Van der Waals non è più in grado di spiegare il comportamento del gas e quindi tutta la curva ma solo una parte infatti in un determinato intervallo di volume il gas liquefa.

TENSIONE DI VAPORE = pressione esercitata dal gas in equilibrio con il liquido

LEZIONE 25 - LIQUIDI

Giovedì 17-11-2011

Aumentando la pressione, se un gas si trova al di sotto della T_c passa allo stato liquido.

Liquido = stato molto più condensato dello stato gassoso.

All'equilibrio liquido-gas si arriva attraverso evaporazioni e condensazioni che hanno la stessa velocità → non c'è più variazione di pressione

EQUILIBRIO: $v_{\text{evap}} = v_{\text{conden.}}$ → equilibrio dinamico

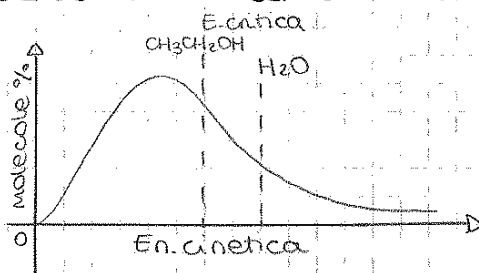
(Es: contenitore con tubo a mercurio che misura la differenza tra p. esterna ed interna)
Tensione di vapore → dipende solo dalla Temperatura (aumenta con l'aumentare della T)

Per passare allo stato gassoso la particella deve avere una certa E_{cin} per vincere le forze attrattive e staccarsi dal liquido.

Tensione di vapore = differenza di altezza nella colonnina di mercurio (in mm Hg)

- $v_{\text{cond}} = c_1 \cdot [\text{vap}]$ con $[\text{vap}]$ = concentrazione in moli/litro delle molecole vapori

- $v_{\text{evap}} = c_2 \cdot e^{-\frac{E}{RT}}$ con $e^{-\frac{E}{RT}}$ = energia critica (necessaria a rompere i legami)



E_a fa riferimento ad una mole $K_B = \frac{R}{N_A}$

$v_{\text{evap}} = R = K \cdot N_A$

se aumento T → la curva si sposta verso destra e diventa più bassa

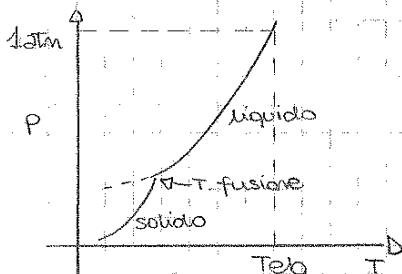
- Evaporazione: interessa la superficie

- Ebollizione = all'interno del liquido si forma una bolla di vapore che risale verso l'alto per spaccarsi in superficie: $p_{\text{interna}} \text{ bolla} = p_{\text{esterna}}$

Celsius: scala centesimale: $t_{\text{congel}} = 0^\circ\text{C}$
 $t_{\text{ebolliz}} = 100^\circ\text{C}$ } $P = 1 \text{ atm}$

• se aumento P la $t_{\text{ebollizione}}$ aumenta

• se diminuisco P la $t_{\text{ebollizione}}$ diminuisce ($80^\circ\text{C} - 90^\circ\text{C}$)



T_{ebolliz} : Etere etilico = 34°C (non ha leg. idrogeno)

Etano = $78,3^\circ\text{C}$ (1 solo leg. idrogeno)

Acqua = 100°C (2 legami a idrogeno)

Se fornisco calore a 100°C non aumenta T se prima tutta l'acqua non ha

raggiunto l'evaporazione (es: $\text{H}_2\text{O} = 4 \text{ min ebolliz}, 20 \text{ min evaporazione}$)

fornire calore non significa sempre aumentare la temperatura → calore latente di fusione, calore latente di evaporazione → serve a rompere i legami

LEZIONE 26- ESERCITAZIONE

Venerdì 18-11-2011

SISTEMA INTERNAZIONALE DI UNITÀ DI MISURA = SI

Nomi scritti per intero, in minuscolo. I simboli vanno scritti con l'iniziale maiuscola solo se si riferiscono ad una persona (unica eccezione litro: l o L)

Unità composte: separate da un punto (es: N·m)

7 unità fondamentali: lunghezza, massa, tempo, corrente elettrica, temperatura, quantità di sostanza, quantità luminosa

Unità derivate: forza, pressione, energia, potenza, carica elettrica, potenziale

- kelvin - celsius $^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273,15$
- fahrenheit \rightarrow celsius $^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) / 1,8$
- celsius \rightarrow fahrenheit $^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{C} \cdot 1,8 + 32$

$1\text{cc} = 1\text{ml} = 1\text{cm}^3$

$1\text{L} = 1\text{dm}^3$

$1\text{cm}^3 = 1\text{ml}$

$\text{ppm} = 1 \text{ parte per milione } (1/10^6)$

$\text{ppb} = 1 \text{ parte per miliardo } (1/10^9)$

PRINCIPIO DI ARCHIMEDE = un corpo immerso in un fluido riceve una spinta dal basso verso l'alto pari al peso del fluido spostato.

LEGGE DI STEVIN(O) = $P = P_0 + \rho gh$ (con P_0 = pressione esterna, ρ = densità)
 h = battente idrostatico

Torricelli: $760 \text{ mm } (h_{\text{Hg}}) = 76 \text{ cm}$

ES: $h = 760 \text{ mm} = 0,76 \text{ m}$

$P_A = P_0 + \rho gh$

$P_A = 1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$

$P_0 = 0 \text{ atm}$ (P_{vap} del mercurio)

ρ = densità Hg

$g = 9,8 \text{ m/s}^2$

$$\left. \begin{array}{l} 101325 \text{ Pa} = 0 + \rho (9,81 \text{ m/s}^2)(0,76 \text{ m}) \\ \rho_{\text{Hg}} = 13,604 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 13604 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \end{array} \right\}$$

H massima a cui può essere aspirata l' H_2O è $10,33 \text{ m}$

GX100 pisana

Palloncino con aria o vuoto: GM781 gonfio peso di più - aria compressa

GAS IDEALI: $PV = nRT$

$P = \frac{\rho}{M \cdot M} \cdot RT$ (con $M \cdot M$ = massa molare)

$R = 0,082$ $1 \text{ atm}, 0^{\circ}\text{C}, 1$ (condizioni normali) (t ambiente = 25°C)

$R = 8,314$ $101325 \text{ Pa}, 273,15 \text{ K} \rightarrow 8,314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$ (m^3)

$V(1 \text{ mole}) = 22,414 \text{ l}$

- atm, l, $^{\circ}\text{C} \rightarrow 0,082$

- Pa, m^3 , K $\rightarrow 8,314$

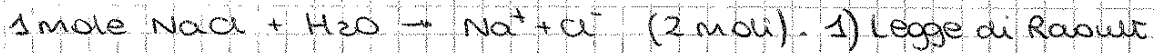
A parità di P e T \rightarrow frazione molare i = frazione volumica i
percentuale molare i = percentuale volumica i

Aria = 78% N₂, 21% O₂, 1% Ar

% molare = 78% N₂, 21% O₂, 1% Ar

X molare = 0,78 + 0,21 + 0,01 = 1

PROPRIETÀ COLLAGATIVE = dipendono solo dal numero di moli (collegano una proprietà con il numero di moli) e non dal tipo di sostanze.



- 2) Innalzamento ebullioscopico dovuto all'abbassamento della tensione
 3) Abbassamento crioscopico (della temp. di congelamento) (antigelo radiatore)*

Approssimazione legge di Raoult: $\frac{p-p^0}{p^0} = \frac{n}{N} \rightarrow p-p^0 = (p^0 \cdot n) / N$

$p-p^0$ è proporzionale a $\Delta T_e \rightarrow \Delta T_e = k \frac{n}{N}$ con k = costante ebullioscopica

Si calcola facendo riferimento a N moli contenute in 1 kg di solvente

$$\Delta T_e = k_e \cdot m$$

con m = molalità = n° moli disciolte in 1 kg di solvente

$$\Delta T_c = k_c \cdot m$$

$$m = \frac{n}{1000g} = \frac{g}{PM \cdot 1000g}$$

nell' H_2O $\left\{ \begin{array}{l} k_c = 1,86 \\ k_e = 0,51 \end{array} \right.$

Es: 28 g di H_2O_2 in 100g H_2O

$T_{ic} = -1,55^\circ\text{C}$ $\Delta T_c = 1,55^\circ\text{C}$

$k_c = 1,86$

$$\Delta T_c = k_c \cdot \frac{g}{PM \cdot 1000g}$$

$$1,55 = 1,86 \cdot \frac{28}{PM} \rightarrow PM = 34,0 \text{ g (PM } \text{H}_2\text{O}_2)$$

$$28 : 100 = x : 1000 \rightarrow x = 28$$

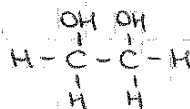
4) Pressione osmotica : osmosi : sostanza attraversa una membrana selettiva da una regione meno concentrata ad una più concentrata

Pressione osmotica : pressione esercitata dalle molecole di soluto sulla parete della membrana. Più molecole di solvente passano nella soluzione rispetto a quelle che ritornano al solvente.

$$\pi V = nRT \quad \text{con } \pi = \text{pressione osmotica}$$

Molecole di soluto : trattengono il flusso del solvente ; con il tempo si instaura una pressione che stabilizza il fenomeno.

* Si usa il glicole etilenico



6) $V = 10 \text{ l}$ $T = 600^\circ\text{C} + 273 = 873 \text{ K}$ $P = 1 \text{ atm}$ $T_2 = 25^\circ\text{C}$

$P_{\text{vap}} = 23,756 \text{ mmHg}$ $g_{\text{H}_2\text{O liquid}} = ?$

$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 10 \text{ l}}{0,082 \cdot (873 \text{ K})} = \frac{10}{71,586} = 0,14 \text{ mol}$

$PV = n_2RT \rightarrow n_2 = \frac{PV}{RT} = \frac{(23,756 / 760) \cdot 10}{0,082 (298 \text{ K})} = \frac{0,31}{24,124} = 0,013 \text{ mol}$

$n = n_1 - n_2 = 0,14 - 0,013 = 0,127 \text{ mol}$

$n = \frac{g}{PM} \rightarrow g = n \cdot PM = 0,127 \text{ mol} \cdot (18 \text{ g/mol}) = 2,286$

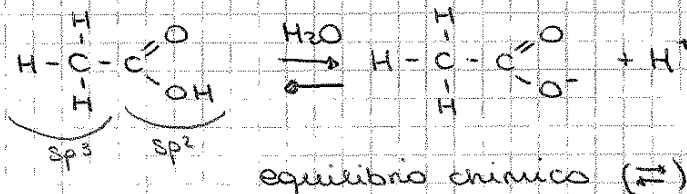
7) $V = 2,5 \text{ l}$ $T = 30^\circ\text{C}$ $P = 750 \text{ mmHg}$ $V(\text{dm}^3) = ?$ $P = 1,8 \text{ atm}$ $T = 90^\circ\text{C}$

$PV = nRT$

- Abbassamento crioscopico: $\Delta T_c = K_c \cdot i \cdot n$ con $n = \text{molalità}$
 - Innalzamento ebullioscopico: $\Delta T_e = K_e \cdot i \cdot n$ con $n = \text{molalità}$
 - Pressione osmotica: $\pi V = i n R T$
- $i = 1 + \alpha(z-1)$

Es: acidi deboli \rightarrow dissociazione - equilibrio chimico

es: CH_3COOH



LEZIONE 24 - PROCESSI TERMOCHIMICI NELL'INDUSTRIA

Fe, Si, Au, Pt

- Fe = metallo più abbondante nella crosta dopo Al. Presenta nox 2 e 3; $t_{\text{fus}} = 1535^\circ\text{C}$; $T_{\text{eb}} = 2760^\circ$
- Compare in tre modificazioni:

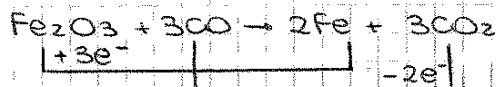
- α -Fe (cubica corpo centrato) \rightarrow ferromagnetico fino a $t_{\text{Curie}} (768^\circ\text{C})$
- γ -Fe (908°C ; cubica a facce centrate, meno volume, contrazione 8%)
- δ -Fe (1400°C , ritorna alla fase CCC)

È presente sottoforma di ossido - ferrico Fe_2O_3

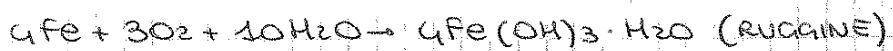
Per ottenerlo: riduzione = $\overset{+3}{\text{Fe}_2\text{O}_3} \rightarrow \overset{0}{\text{Fe}}_{(s)}$ (esistono diversi metodi)

- Troppo costoso: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$ ($600-700^\circ\text{C}$)
 - Meno costoso: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$ (Al metallico)
 - Riduzione elettrolitica: $\text{Fe}^{++} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$
- } Svantaggio: COS

Si usa come riducente il coke (carbone purificato sottovuoto o in atmosfere inerte) e si riduce inserendolo con Fe_2O_3 in un altoforno (900°C circa) \rightarrow



- 1) CO si forma dalla combustione del C con O_2 in difetto \rightarrow si forma CO che sale nell'altoforno e riduce il Fe_2O_3
 - 2) se CO_2 incontra altro C $\rightarrow \text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$ equilibrio di Boudouard
- Nella parte inferiore si forma Fe liquido \rightarrow GHISA portata per le successive trasformazioni e una SCORIA liquida separata in quanto meno densa
- Può avvenire anche una reazione di ossidazione spontanea qualora siano presenti i reagenti:



Per non far formare la ruggine si può coprire il Fe con uno strato passivante di ossido con il minio Pb_3O_4 (2 Pb nox = 3; 1 Pb nox = 2) (stessa cosa per la vernice ferrugina, detta anche ossido ferrico-ferrico)

LEZIONE 29 - TERMOCHIMICA

Giovedì 24-11-2011

Termochimica: aspetto energetico delle reazioni chimiche

Energia interna di un sistema isolato dal resto E dipende da:

- pressione
- temperatura
- volume
- composizione chimica

proprietà estensiva → proporzionale alla quant. di materia
funzione di stato → dipende dalle condizioni attuali
 senza tener conto di quelle precedenti.

(Es proprietà intensiva: densità)

E di due tipi:

- E. cinetica → dovuta all'agitazione termica delle molecole
- E. potenziale → interazioni interatomiche e intermolecolari (legami e forze)

$$E_{tot} = E_{cin} + E_{pot}$$

E_{pot} può anche essere < 0 → indica che il sistema è più stabile

Variazione di en. interna: $\Delta E = Q - W$

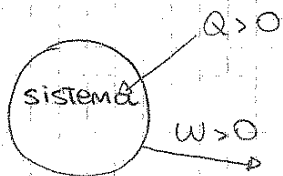
Q = calore trasferito dall'ambiente al sistema (sistema + amb = universo)

Q > 0 quando l'energia interna aumenta - ΔE = Q = calore trasferito

W = lavoro meccanico (di espansione o compressione); se compio un lavoro dall'esterno all'interno sul sistema → ΔE aumenta

Q > 0 quando il sistema assorbe calore; < 0 quando lo perde

W > 0 lavoro svolto dal sistema verso l'ambiente; < 0 lavoro svolto dall'ambiente verso sistema



se Q > 0; W < 0 → ΔE aumenta

se Q > 0; W > 0 → ΔE diminuisce

Nel caso di una reazione chimica ΔE = stato finale - stato iniziale

$$\Delta E = E_f - E_i$$

se E_f > E_i → ΔE aumenta

se E_f < E_i → ΔE diminuisce

se E_f = E_i → ΔE = 0 → sistema isolato: trasformazione da E_{cin} a E_{pot} e viceversa.

1° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA:

$$\Delta E = Q - W$$

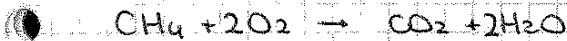
$$W = F \cdot s = P \cdot s \cdot s = P \Delta V$$

$$\Delta E = Q - P \Delta V$$

LEZIONE 30 - ESERCITAZIONE

Venerdì 25-11-2011

$$- 35 \text{ l } \text{CH}_4 \rightarrow \text{? } \text{CO}_2 = ?$$



$$1 \text{ mol } \text{CH}_4 \rightarrow 1 \text{ mol } \text{CO}_2$$

35 l di $\text{CH}_4 \rightarrow 35 \text{ l}$ di CO_2 essendo il rapp. tra moli = rapp. volumico

$$35 \text{ l di } \text{CH}_4 \rightarrow 70 \text{ l di } \text{O}_2 \text{ e } 70 \text{ l di } \text{H}_2\text{O}$$

Aria secca : 21% O_2 , 79% N_2

$$\text{Aria} = 70 \cdot \frac{100}{21} = 333,33 \text{ l di aria}$$

$$- 3 \text{ mol di } \text{O}_2 \rightarrow \frac{3}{21} \cdot 79 \text{ mol di } \text{N}_2$$

$$- 2 \text{ mol di aria} \rightarrow \frac{2}{100} \cdot 21 = 0,42 \text{ mol di } \text{O}_2$$

$$\text{Massa molare aria} = 28 \cdot 0,78 + 16 \cdot 2 \cdot 0,21 + 40 \cdot 0,01 = 28,96 \text{ g/mol}$$

$$- \text{Mongolfiera : } 12,0 \text{ m r} \quad P = 1 \text{ atm} \quad T_i = 70^\circ\text{C} ; T_e = 10^\circ\text{C} \quad F = ?$$

$$n = \frac{PV}{RT} \quad R = 8,314 \quad P = 101325 \text{ Pa} \quad T_i = 343 \text{ K} \quad V = \frac{4}{3}\pi(12^3)$$

$$n = 257072 \text{ mol aria}$$

$$\text{Peso moli} = 257072 \cdot 28,96 = 7444,805 \text{ kg} \cdot 9,8 = 72959 \text{ N}$$

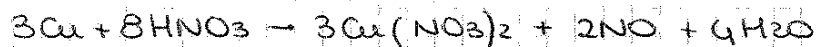
$$\text{Archimede : } n = \frac{PV}{RT} = \frac{101325 \text{ Pa} \left(\frac{4}{3}\pi 12^3\right)}{8,31 \cdot 283 \text{ K}} = 311546 \text{ mol}$$

$$\text{Peso moli} = 88419 \text{ N (Fa)}$$

$$F = F_a - F_p = (88419 - 72959) \text{ N} = 15460 \text{ N}$$

$$\frac{F_a}{F_p} = \frac{T_i}{T_e}$$

$$- 10\% \text{ peso di } \text{HNO}_3 \text{ (} \rho = 1,03 \text{ g/cm}^3 \text{)} \rightarrow l = ? \quad V = 5 \text{ l} \quad T = 35^\circ\text{C} \quad P = 0,96 \text{ atm}$$



Gas : ossido d'azoto NO.

$$n_{\text{NO}} = \frac{PV}{RT} = \frac{(0,96 \text{ atm})(5 \text{ l})}{0,082 (273 + 35)} = 0,19 \text{ mol}$$

$$\text{Servono } (0,19 \cdot 4) \text{ mol di } \text{HNO}_3 = 0,76 \text{ mol } \text{HNO}_3$$

$$\text{PM } \text{HNO}_3 = 63,0 \text{ g}$$

$$\text{g } \text{HNO}_3 = n (63,0 \text{ g}) = (0,76)(63) = 47,88 \text{ g } \text{HNO}_3$$

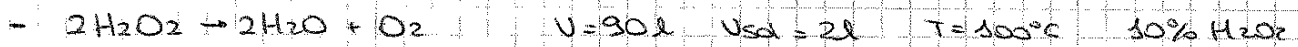
$$47,88 = 10\% \rightarrow x : 47,88 = 100 : 10 \rightarrow x = 478,8 \text{ g}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml} \rightarrow 1 \text{ l } \text{HNO}_3 = 1000 \text{ g}$$

$$478,8 \text{ g} = 0,4788 \text{ l } \text{HNO}_3$$

Non condensabile = per quanto io lo comprimo non posso mai ottenere liquido
 ma solo un fluido supercritico (es. CO₂ = solvente o usata per il caffè decaffein
 passaggio liquido - aeriforme = vaporizzazione

$$\text{UMIDITÀ RELATIVA} = \frac{\text{Press. parziale dell'H}_2\text{O in } z}{\text{Press. parziale di vapore dell'H}_2\text{O a } T_2} \cdot 100$$



$$2\text{ l di H}_2\text{O} = 1,04 \cdot 1000 \cdot 2 = 2080 \text{ g}$$

$$2080 \cdot 10/100 = 208 \text{ g H}_2\text{O}_2 / 34 = 6,118 \text{ mol}$$

$$\text{Moli finali} = 6,118 + 3,059 = 9,176 \text{ mol}$$

$$\text{Essendo } P_{\text{tot}} = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\text{O}_2 = \text{mol } 3,059$$

$$P_{\text{O}_2} = (3,059 \cdot 0,082 \cdot 373,15) / (30 - 2) = 1,064 \text{ atm}$$

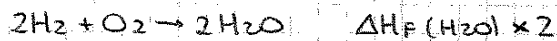
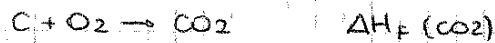
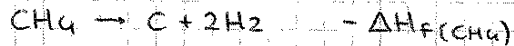
$$P_{\text{tot}} = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} = 1,064 + 1 = 2,064 \text{ atm}$$

ΔH = somma delle entalpie di formazione dei composti che si originano meno la somma delle entalpie di formazione delle sost. reagenti.

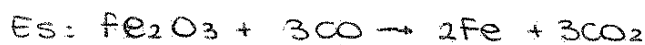
$$\Delta H_R = \Delta H_f^\circ(\text{prodotti}) - \Delta H_f^\circ(\text{reagenti}) \quad (\text{legge di Hess})$$



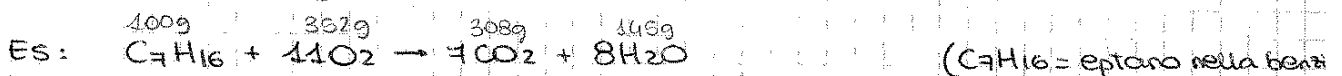
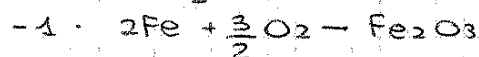
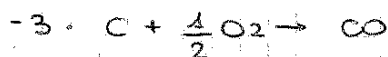
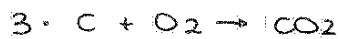
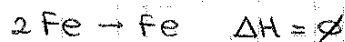
$$\Delta H = 2\Delta H_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta H_{\text{CO}_2} - \Delta H_{\text{CH}_4}$$



$$\Delta H_f(\text{CO}_2) + 2\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f(\text{CH}_4)$$

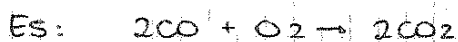


$$\Delta H = 2\Delta H_f(\text{Fe}) + 3\Delta H_f(\text{CO}_2) - \Delta H_f(\text{Fe}_2\text{O}_3) - 3\Delta H_f(\text{CO})$$



$$\Delta H = 4 \cdot \Delta H_f(\text{CO}_2) + 8\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f(\text{C}_7\text{H}_{16}) =$$

$$= 4 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) + 8(-241,8) - (-225 \text{ kJ}) = -4464 \text{ kJ (esotermica)}$$

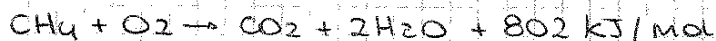


$$\Delta H = 2\Delta H_f(\text{CO}_2) - 2\Delta H_f(\text{CO}) = -566 \text{ kJ}$$

LEZIONE 26 - ENTROPIA ED ENERGIA LIBERA

Entropia : S

Energia libera o di Gibbs : G



se la reazione fosse endotermica ΔH si scrive tra i reagenti (Post)

ΔE si può anche calcolare in base alle energie di legame dei composti

$$\Delta E = +(\text{energia di legame reagenti}) - (\text{energia di legame prodotti}) =$$

$$= +(4 \cdot \text{C-H} + 2 \cdot \text{O=O}) - (2 \cdot \text{C=O} + 4 \cdot \text{H-O}) = -786 \text{ kJ (vicina al } \Delta H_{\text{CH}_4})$$

È leggermente diversa in quanto le energie di legame sono dei valori

medi che variano leggermente da composto a composto



LEZIONE 32 - ENERGIA LIBERA E SPONTANETA

Giovedì 1-12-2011

1 mol CO $\rightarrow n = 2^{(6,02 \cdot 10^{23})}$

$S = k \cdot \ln n = 1,38 \cdot 10^{-23} \cdot \ln 2^{6,02 \cdot 10^{23}} = 5,76 \text{ J/K}$ $k = \frac{R}{N_A}$

Seconda formulazione dell'entropia: $S = \frac{\Delta Q}{T}$ con ΔQ = calore scambiato dal sistema, T = temperatura assoluta. RELAZIONE DI CLAUSIUS

$S > 0$ se $\Delta Q > 0 \rightarrow$ aumenta l'entropia del sistema

2° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA: In ogni processo spontaneo il disordine totale del sistema e del suo ambiente aumenta (l'entropia totale aumenta). $\Delta S_{(univ)} = \Delta S_{(sist)} + \Delta S_{(amb)} > 0$

L'entropia è una funzione di stato $\rightarrow \Delta S$ dipende solo dallo stato iniziale e da quello finale. Non è mai 0 perché nessun sistema si realizza in un solo microstato. Ciò si realizzerebbe solo se si arrivasse a 0K.

3° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA: per una sostanza pura e cristallina a 0K l'entropia vale 0.

S° = entropia standard $\rightarrow t = 25^\circ\text{C}$; $P = 1 \text{ atm}$

$S^\circ = \int_0^T \frac{dq}{T}$

- Solidi cristallini e stabili \rightarrow entropia molto bassa (es: diamante $S = 2,4$) legami forti che non permettono movimenti e scambi di energia
- Liquidi: salto rispetto ai solidi dovuto alla maggiore libertà di movimento
- Gas: salto rispetto ai liquidi \rightarrow libertà enorme di movimento (più la molecola è complessa, maggiore sarà S - più opportunità che aumentano il numero di microstati di un sistema)

Entropie molari: di un composto a una data t , non possono mai essere = 0 (ΔH non può mai essere 0, non c'è uno zero)

L'entropia associata ad una reazione è: $\Delta S^\circ = S^\circ_{\text{prodotti}} - S^\circ_{\text{reagenti}}$

Es: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ (condizioni molto diverse da quelle standard)

$\Delta H^\circ = -92,22 \text{ kJ}$ $t = 25^\circ\text{C}$; $P = 1 \text{ atm}$

$\Delta H = \Delta H_f \text{NH}_3 \cdot 2 \rightarrow \Delta H_f \text{H}_2 \text{ e } \text{N}_2 = 0$

$\Delta S^\circ = 2AS_{\text{NH}_3} - 3AS_{\text{H}_2} - AS_{\text{N}_2} = -198,75 \text{ kJ/K}$ (nella reazione diminuisce)

L'entropia del sistema è diminuita poiché il n° di particelle dei prodotti $<$ n° particelle dei reagenti

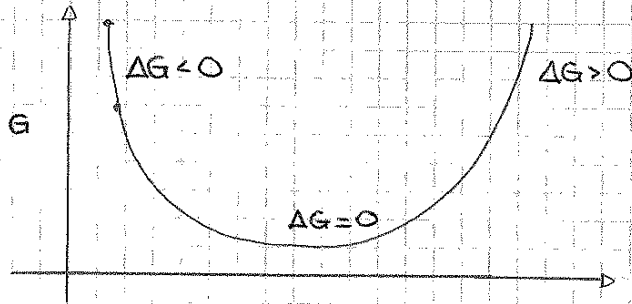
Es: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ $\Delta H = 2\Delta H_f(\text{Fe}_2\text{O}_3)$

$\Delta S^\circ = 2S^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) - 3S^\circ\text{O}_2 - 4S^\circ\text{Fe} = -549,4 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ (del SISTEMA)

Bisogna considerare anche ΔS dell'ambiente.

LEZIONE 33-

Givedì 1-12-2011



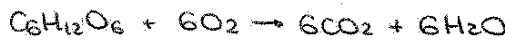
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$\Delta G < 0$ reazione spontanea

$\Delta G > 0$ reazione non spontanea (avviene se per es. trasferisco energia)

$\Delta G = 0$ all'equilibrio

$C_6H_{12}O_6$ = glucosio = combustibile delle cellule



1 mole = 180,2 g $\rightarrow \Delta H = -2808$ kJ

$\Delta G = -2870$ kJ $- \Delta S > 0$

$\Delta G < 0$ - spontaneo

↳ lavoro max che può essere prodotto dopo aver metabolizzato 1 mole

Per alzare un peso di massa m ad una certa altezza h il lavoro è:

$$w = mgh$$

Es: $m = 60$ kg

$h = 100$ m

$\rightarrow w = 60$ kJ essendo $n = \frac{60 \text{ kJ}}{2870 \text{ kJ}}$

$$g_{C_6H_{12}O_6} = \frac{60 \text{ kJ}}{2870 \text{ kJ}} \cdot (180,2 \text{ g}) = 3,8 \text{ g di glucosio (se il rendimento fosse la}$$



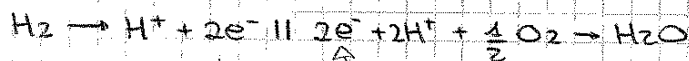
$\Delta H = -572$ kJ

$\Delta G = -474$ kJ

solo 474 kJ possono essere convertiti in lavoro; la differenza tra il ΔH e il $\Delta G = 98$ kJ deve essere rilasciata all'ambiente per aumentare la sua entropia \rightarrow rendimento è solo dell'83%

Funzionamento delle cellule a combustibile: trasformazione dell' H_2 in ioni H^+

che liberano elettroni all'esterno, i quali e^- svolgono un lavoro elettrico per poi ricombinarsi con gli ioni H^+ e il O_2 a formare H_2O



↳ lavoro

Oggi esistono anche celle con altri elementi, tuttavia le prime furono ad idrogeno \rightarrow inconveniente perché non esiste in natura ma va prodotto dal metano;

(vantaggio - non produce CO_2) difficile da trasportare e facilmente infiammabile

1 cal = 4,186 J \rightarrow calore necessario a scaldare 1g di H_2O da $4^\circ C$ a $5^\circ C$

1 kcal = 4186 J

QUIZIMICA

1) ATOMO NUCLEO

1) P. atomico Mg

$$^{24}\text{Mg} \quad 23,98 \text{ uma} \quad 79\% \quad \rightarrow \quad 23,98 \cdot 0,79 = 18,9442$$

$$^{25}\text{Mg} \quad 24,98 \text{ uma} \quad 10\% \quad \rightarrow \quad 24,98 \cdot 0,10 = 2,498$$

$$^{26}\text{Mg} \quad 25,98 \text{ uma} \quad 11\% \quad \rightarrow \quad 25,98 \cdot 0,11 = 2,8578$$

$$\text{P.at. Mg} = 24,3$$

2) P.A Cl = 35,453

$$- \text{}^{35}\text{Cl} \quad 34,968 \cdot x \quad \rightarrow \quad 34,968x$$

$$- \text{}^{37}\text{Cl} \quad 36,965 \cdot (1-x) \quad \rightarrow \quad 36,965 - 36,965x$$

$$(34,968 - 36,965)x = 35,453 - 36,965 \rightarrow x = 0,76$$

$$^{35}\text{Cl} = 76\%$$

$$^{37}\text{Cl} = 24\%$$

4) $^{28}\text{Si} \quad 27,977 \text{ uma} \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} =$

$$p^+ = 1,672 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$e^- = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

Coefficiente di Van't Hoff: $i = 1 + \alpha(z-1) = n^\circ$ particelle finali

se $z=1 \rightarrow i=1$

ABBASSAMENTO TENSIONE DI VAPORE: $P_A = \chi_A P_A^\circ$

Es: $\Delta H_{vap} H_2O = 40,7 \text{ kJ/mol}$

$C_8H_{18}O$: 11,2% peso

$i = 1$ essendo un composto organico

$P_{A+B} = \chi_A P_A^\circ \rightarrow P_{soluz} = \chi_{H_2O} \cdot P_{H_2O}^{(30^\circ C)} = 0,048 \text{ atm}$ (essendo molto diluita)

$$\chi_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2O} + n_{C_8H_{18}O}}$$

In 100 g di soluzione ci sono 88,8 g H_2O

$PM = 18 \text{ g/mol}$

$n^\circ = 4,933 \text{ mol } H_2O$; $n^\circ \text{ mol } C_8H_{18}O = 0,093 \text{ mol}$

$$\chi_{H_2O} = \frac{4,933}{4,933 + 0,093} = 0,981$$

Essendo $P_{A+B} = \chi_A P_A^\circ = 0,981 \cdot 0,048 \text{ atm} = 0,047 \text{ atm}$

Es: NGICX

Es: $T_e = ?$ 1,5g di Na_2SO_4 in 500 ml di H_2O ($k_{eb} = 0,51 \cdot \text{Kg/mole}$)

$T_e = ?$ se + 6,0 g di KI

$i = 3$ $Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$ $\alpha = 1$

$$i = 1 + \alpha(z-1) = 3$$

$T_{eb} \text{ soluz} - T_e \text{ solvente} = k_{eb} m \cdot i$

$$m = \frac{n^\circ}{\text{Kg } H_2O} = \frac{0,01}{0,5} = 0,021$$

$$n^\circ \text{ mol } = \frac{1,5 \text{ g}}{142,1} = 0,01 \text{ mol}$$

$$\Delta T_{eb} = k \cdot m \cdot i = 0,51 \cdot \text{Kg/mol} \cdot 0,021 \text{ mol} \cdot 3 = 0,0323$$

$$T_{eb} = 100 + 0,0323 = 100,0323 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{KI) } n^\circ \text{ mol } = \frac{6 \text{ g}}{166} = 0,03615$$

$$z = i = 2$$

$$\Delta T = k_{eb} (m_1 i_1 + m_2 i_2) \text{ oppure } \Delta T = \Delta T_{eb1} + \Delta T_{eb2}$$

$$\Delta T_{eb} = 100,41 \text{ }^\circ\text{C}$$

PRESSIONE OSMOTICA $\pi_{\text{soluzione}} = n_{\text{soluto}} RT$ oppure $\pi = M i RT$

se $\pi_1 = \pi_2 \rightarrow$ soluzioni isotoniche

se $\pi_1 > \pi_2 \rightarrow$ soluzione 1 è ipertonica, la 2 è isotonica

La flebo si fa con acqua fisiologica poiché isotonica con i globuli rossi

Es: soluzione 0,10 M $\pi_1 = \pi_2$ π_2 0,025 M di acido monoprotico HA

$$\text{CaCl}_2: \pi_1 = M_1 i_1 RT$$

$$\Rightarrow M_1 i_1 = M_2 i_2 \Rightarrow 0,10 \cdot 3 = 0,025 \cdot (1 + \alpha(z+1)) \Rightarrow i_2 = 1 + \alpha z$$

LEZIONE 35 - APPLICAZIONI DELL'EQUILIBRIO CHIMICO

Martedì 6-12-2011

Equilibri in fase gassosa: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$$K_p = \frac{p(C)^c p(D)^d}{p(A)^a p(B)^b} \quad \text{con } p = \text{pressione parziale}$$

Essendo $pAV = nRT \rightarrow pA = [A]RT \rightarrow [A] = \frac{pA}{RT}$ con $R = 0,082 \text{ l}\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $pA = \text{atm}$

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \frac{p(C)^c p(D)^d}{p(A)^a p(B)^b} RT^{(a+b-c-d)} = K_p (RT)^{-\Delta n} \quad \text{con } \Delta n = \text{moli f. - moli r.}$$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} \quad (\text{L'esponente dell'unità di mis di } K_c \text{ var})$$

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

se $\Delta n = 0 \rightarrow K_c = K_p$

Es: $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

$t = 400^\circ\text{C} = 673\text{K} \quad \Delta = 2 - 4 = -2$

$K_c = 0,507 \text{ mol}^{-2} \text{ l}^2$

$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} \rightarrow K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,507 \text{ mol}^{-2} \text{ l}^2 \left(0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{l}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 673\text{K}\right)^{-2} =$
 $K_p = 4,66 \cdot 10^{-4} \text{ atm}^{-2}$

Es: $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4 \quad 75^\circ\text{C} \quad (\text{in } NO_2 \text{ N non ragg. l'atomo})$

$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ(N_2O_4) - 2\Delta H_f^\circ(NO_2) = 9660 - 2 \cdot 33840 = -58020 \text{ J}$

$\Delta S^\circ = \Delta S^\circ(N_2O_4) - 2S^\circ(NO_2) = 304,3 - 2 \cdot 240,45 = -176,6 \text{ J/K}$

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = -58020 \text{ J} - 348(-176,6 \text{ J/K}) = 3436,8 \text{ J} \quad (\text{non spontanea})$

All'equilibrio $K_c = e^{-\frac{\Delta G}{RT}} = 0,305$ REAZIONE SPOSTATA A SINISTRA

Partendo da 2moli di NO_2 e 0 di N_2O_4 ; all'equilibrio pongi x le moli di N_2O_4 che si sono formate

	NO_2	N_2O_4	
INIZIO	2	/	
EQUILIBRIO	$2-2x$	x	

$K_c = 0,305 = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} = \frac{x}{(2-2x)^2}$

$1,22x^2 - 3,44x + 1,22$

$x_1 = 2,403 \quad \text{Non accettabile} \rightarrow \text{moli } NO_2 \text{ sarebbero } < 0$

$x_2 = 0,416$

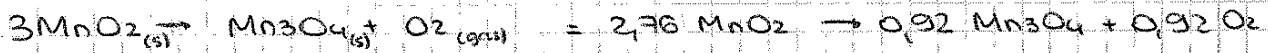
Quesiti di calcolo - GAS - Chimica - Test

1) $V = 150 \text{ l}$ $T = 850^\circ\text{C} = 1123 \text{ K}$ 15 g N_2 ; 35 g CO ; 240 g MnO_2

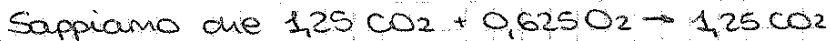
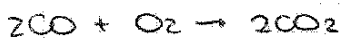
$n^\circ \text{ moli N}_2 = \frac{15 \text{ g}}{28} = 0,53 \text{ mol}$

$n^\circ \text{ moli CO} = \frac{35 \text{ g}}{28} = 1,25 \text{ mol}$

$n^\circ \text{ moli MnO}_2 = \frac{240 \text{ g}}{87} = 2,76 \text{ mol}$



$\text{mol O}_2 = \text{mol Mn}_3\text{O}_4 = 0,92 \text{ mol} \rightarrow \text{Si producono } 29,44 \text{ g di O}_2$



Rimangono $0,92 - 0,625 = 0,295 \text{ moli O}_2$

$n_{\text{tot}} = n \text{ O}_2 + n \text{ CO}_2 + n \text{ N}_2 = 0,295 + 1,25 + 0,53 = 2,075 \text{ mol}$

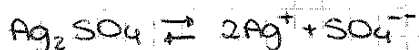
$P_T = \frac{nRT}{V} = \frac{(0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})(2,075 \text{ mol})(1123 \text{ K})}{150 \text{ l}} = 1,27 \text{ atm}$

% O₂ : $1 : 22,414 = 0,295 : x \rightarrow x = 0,295 \cdot 22,414 = 6,61 \text{ l}$

% O₂ : $\frac{0,295}{2,075} \cdot 100 = 14,2\% \text{ O}_2$

EQUILIBRI SOLUZIONE

1) $\text{Ag}_2(\text{SO}_4)$ $K_{ps} = 1,2 \cdot 10^{-5}$ $g = ?$ $x = \text{moli Ag}_2(\text{SO}_4)$



$4x^2 \cdot x = 1,2 \cdot 10^{-5} \rightarrow 4x^3 = 1,2 \cdot 10^{-5} \rightarrow x = 0,014$

$x = 0,014$

$\text{PM Ag}_2\text{SO}_4 = 2(108) + 32 + 4(16) = 216 + 32 + 64 = 312$

$g = n \cdot \text{PM} = 312 \cdot 0,014 = 4,49 \text{ g}$

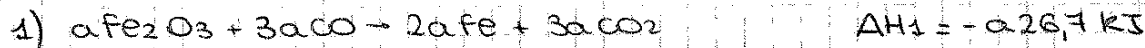
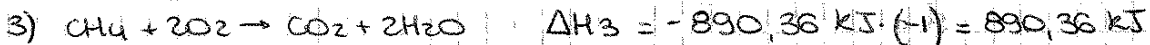
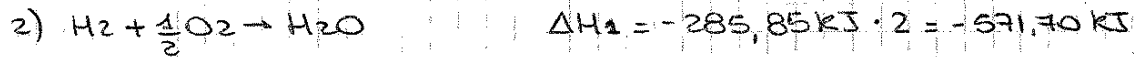
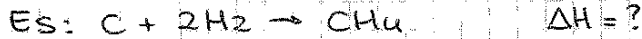
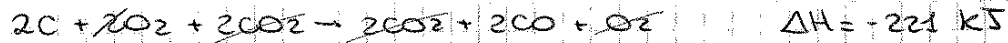
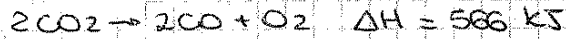
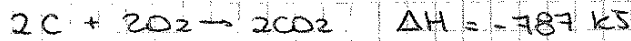
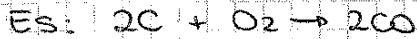
2) $\text{AgCl} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$ $K_{ps} = 1,68 \cdot 10^{-10}$ $V = 1 \text{ l}$

$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,68 \cdot 10^{-10} = x^2 \rightarrow x = 1,29 \cdot 10^{-5}$

$x = 1,29 \cdot 10^{-5}$

$\text{PM} = 108 + 35 = 143$

$g = n \cdot \text{PM} = 143 \cdot 1,29 \cdot 10^{-5} = 1,86 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 1,86 \text{ mg}$



$$\begin{cases} a = -2 \\ 3a - 2b = 0 \\ 2b + c = 0 \\ 3a + c = 0 \\ b + c = 3 \end{cases} \quad \begin{cases} a = -2 \\ c = 6 \\ b = -3 \end{cases}$$

$\Delta H_1 = 2 \cdot 26,7 \text{ kJ}$

$\Delta H_2 = +3(221,0 \text{ kJ})$

$\Delta H_3 = -6(393,5 \text{ kJ})$

$\Delta H_{tot} = 53,4 + 663 - 2361 = -1644,6 \text{ kJ}$

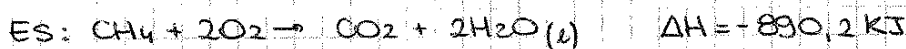
● Condizioni standard: 1 atm e 25°C → 1 M per le soluzioni; 0°C per i gas ideali

Condizioni normali: 1 atm e 0°C

ΔH_f° di un elemento X e $\Delta H_x^\circ = 0$ a 25°C e 1 atm la forma stabile del carbonio è la grafite

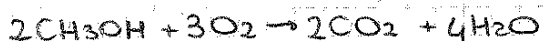
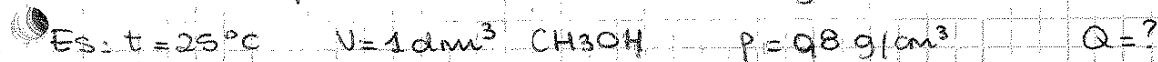


$\Delta U_f^\circ = \Delta H_f^\circ - \Delta nRT$ energia interna standard di formazione



$\Delta U = \Delta H_f - \Delta nRT = -890,2 + 2(8,31)(298,15 \text{ K}) = 4067,4 \text{ kJ}$

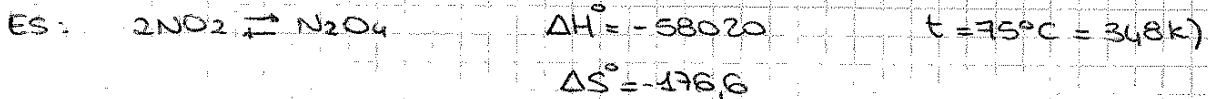
$\Delta n = -2$ poiché si considerano solo i gas



LEZIONE 37 - EQUILIBRI ETEROGENEI

Martedì 13-12-2011

All'equilibrio un sistema chimico non si trova più in condizioni di potersi trasformare spontaneamente, non può compiere più lavoro utile; la velocità della reazione da sinistra verso destra è uguale alla velocità della reazione contraria



$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = -58020 + (348 \cdot 176,6) = 3436,8 J$

$K = e^{-\frac{\Delta G}{RT}} = e^{-\frac{3436,8}{348(8,314)}} = 0,305$

	NO ₂	N ₂ O ₄
INIZIO	2	/
EQUILIBRIO	2-2x	x

V = 1L

$K_c = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} = \frac{x}{[2-2x]^2}$ $x = 0,416$

(Più conveniente se ho il volume tra i dati)

Se ho la pressione → K_p che tiene conto delle mol totali $K_p = \frac{p(I)^2}{p(Re)}$

con $p(x) = \text{press. parziale} = \frac{\text{moli } x}{\text{moli tot}} P_x$

Equilibri eterogenei

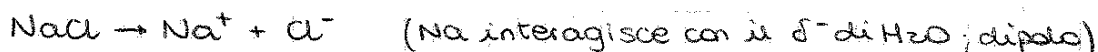
- la nuova cost di equilibrio K_c tiene conto solo delle concentrazioni dei gas o delle soluzioni acquose; i solidi hanno concentrazione costante il cui valore è inglobato nella K_c. lo stesso vale per K_p, la quale non tiene conto delle pressioni parziali dei solidi



$K_p = p(CO_2)$ se aumento T → aumenta K_p (l'equilibrio si sposta a destra) - aumenta p(CO₂) → la reazione avviene verso sinistra



- Soluzioni acquose che provocano la dissoluzione del sale (es. NaCl)



Quando la v di formazione = v di cristallizzazione → soluzione SATURA

$K_c = \frac{[Na^+][Cl^-]}{[NaCl]} = [Na^+][Cl^-]$

Quiz chimica

22 - EQUILIBRI SOLUZIONE

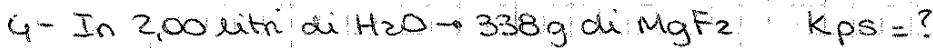


Indico con x le moli di CaCO_3 dissociate

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{--}] = x^2 = 4,9 \cdot 10^{-9} \rightarrow x = 7 \cdot 10^{-5} \text{ moli}$$

$$g = n \cdot PM = 7 \cdot 10^{-5} \cdot (100) = 7 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 7 \text{ mg di CaCO}_3$$

$$PM(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$$



Sapendo che il PM di $\text{MgF}_2 = 24 + 2 \cdot 19 = 62 \text{ g/mol}$

$$n^\circ \text{ moli} = \frac{g}{PM} = \frac{0,338 \text{ g}}{62 \text{ g/mol}} = 5,45 \cdot 10^{-3} \text{ moli MgF}_2 \rightarrow 2,71 \cdot 10^{-3} \text{ M/l di H}_2\text{O}$$



$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{F}^-]^2 = [x][2x]^2 = 4x^3$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 2,71 \cdot 10^{-3}$$

$$[2\text{F}^-]^2 = (2 \cdot 2,71 \cdot 10^{-3} \cdot 2)^2 = 294 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{ps} = (2,71 \cdot 10^{-3})(294 \cdot 10^{-5}) = 7,96 \cdot 10^{-8}$$



Indico con x le moli di Ca(OH)_2 dissociate

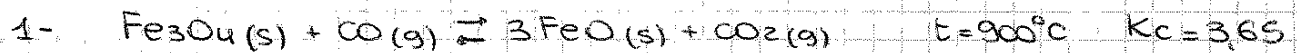
$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][2\text{OH}^-]^2 = 4,3 \cdot 10^{-6}$$

$$K_{ps} = x(4x^2) = 4x^3 = 4,3 \cdot 10^{-6} \rightarrow x = 6,97 \cdot 10^{-3}$$

Sapendo che il PM dell' $\text{Ca(OH)}_2 = 40 + 2(17) = 74 \text{ g/mol}$

$$g = n \cdot PM = 6,97 \cdot 10^{-3} \cdot 74 = 516 \text{ mg}$$

21 - EQUILIBRI GAS



Inizio: 0,6 mol FeO

2,8 mol Fe_3O_4

2,0 mol CO

0,5 mol CO_2

All'equilibrio: moli $\text{Fe}_3\text{O}_4 = ?$

	INIZIO	EQUILIBRIO
Fe_3O_4	2,8	2,8 - x
CO	2,0	2 - x
CO_2	0,5	0,5 + x

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]} = \frac{(0,5+x)}{2-x} = 3,65 \rightarrow x = 1,462$$

All'equilibrio le moli di Fe_3O_4 saranno = $2,8 - 1,462 = 1,338 \text{ mol}$