

CHIMICA INORGANICA

PROPRIETA' COLLETTIVE

$$\Delta T_c = K_c \cdot m = T_c^{\text{solvente}} - T_c^{\text{soluzione}}$$

$$\Delta t_{\text{eb}} = K_b \cdot m = T_{\text{soluzione}} - T_{\text{solvente}}$$

$$\Delta P_{\text{solvente}} = P_{\text{solvente}} \cdot X_{\text{solvente}}$$

PER GLI ELETROLITTI, SI AGGIUNGE [(1+\alpha)(V-F)]
DELL'EQUAZIONE

$$\Pi = C \cdot R \cdot T \quad (\text{tensione di osmosi, molarità})$$

PH IDRASSI: Sale da B forte e acido debole - idross. basica $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot C_s}$
 = $\sqrt{\frac{K_b \cdot C_s}{K_a \cdot C_s}}$
 Sale da acido forte e base debole - idr. acida $[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot C_s}{K_b \cdot C_s}$
 = $\sqrt{\frac{K_a \cdot C_s}{K_b \cdot C_s}}$

TAMPONE (sale da base forte e acido debole) $[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot C_s}{K_b \cdot C_s}$
 TAMPONE ACIDO $[\text{OH}^-] = \frac{K_b \cdot C_s}{K_a \cdot C_s}$
 Base debole e suo sale con acido forte



la FORZA FORTE tiene unite le particelle nel nucleo con una forza di massa
 debole (e, p, n) neutroni stabili ma la struttura dell'atomo
 H (1, 2n) (1p, 2n)

Decadimento radioattivo degli isotopi:
 - α - particelle e^- o e^+
 - β - emissione di onde energetiche di cui puo' derivare un raggio X

TERZO DI DISTRIBUZIONE: riduzione del 50% di un elemento chimico dopo ciascuna di suddivisione.
 H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar, K, Ca, Sc

ANIONI: tendono ad acquistare elettroni (sps)
 METALLI: " " cedono elettroni. (puri: gruppi 1-10)

LEGAME IONICO: legame forte, in soluzione si scoglie
 LEGAME COVALENTE: " " elettroni in compartecipazione, polare o apolare

LEGAME DATTIVO: acido solfonico H_2SO_4 , acido fosforico H_3PO_4
 UN ELEMETTO CEDE 2 ELETTRONI (COPI) LIBERI PER FORMARE UN LEGAME COVALENTE.

LEGAMI A IDROGENO: se He' legato in una molecola a ~~forza~~ fluoro, ossigeno o azoto, puo' formare legami deboli con altri F, O, N.
 FORZE DI VAN DER WAALS: interazione fra molecole idrofobiche (sapone + grasso).

IBRIDAZIONE: sp^3 (tetraedro, 109,5°). Per doppi legami, ibridazione sp^2 (angolo 120° , piano), sp (angolo 180° , + un pi' legame o un legame lineare).
 $d = \text{lungo la congiungente ai due nuclei}$

GRUPPI: $\frac{pH}{pH} = \frac{pH}{pH}$
 $pH = \frac{pH}{pH} \cdot RT$
 $\frac{pH}{pH} = \frac{V}{V} \cdot \frac{pH}{pH} = \int \cdot \frac{pH}{pH}$

$X_a = \frac{n_a}{n_a}$
 $Fr. U = n_{tot} \cdot RT$
 $Fr. (R_a + R_b + \dots)$
 $n_{tot} (n_a + n_b + \dots)$

$P_a = Fr. U \cdot X_a$
 $P_b = Fr. U \cdot X_b$
 $P_c = \frac{n_c \cdot RT}{V}$
 $P_d = \frac{n_d \cdot RT}{V}$

GAS IDEALI: a = coefficiente caratteristico di ogni gas.
 b = covolume - volume occupato da ogni particella.

$(P + a \frac{V^2}{n^2})(V - nb) = nRT$

PASSAGGI DI STATO: Temperature critica T_{crit} . Da questa temperatura in un aeriforme con $T > T_{crit}$ = vapore, se $T \geq T_{crit}$ - gas

PUNTO TRIPLO: le 3 fasi coincidono e coesistono.
 SOLUZIONE / SOSPENSIONE: distinguono o meno i componenti.

$M = \frac{m_{soluto}}{n_{soluto}}$
 $m = \frac{m_{soluto}}{n_{soluto}}$

$C = k \cdot P$
 $P = \text{press. parziale del gas} = Fr. U \cdot X_{gas}$
 $C = \text{concentrazione}$

di un gas in un liquido.
 legge di Henry: descrive la solubilita' (si applica ai gas che non interagiscono col solvente)

PRESSIONE:
 1 atm = 760 torr
 1 atm = 101325 Pa
 1 atm = 1.01325 bar
 1 Pa = 9.863e-6 atm
 1 Pa = 0.0075 torr

acidi e basi forti (di interesse medico) tutti quelli con gli alogenuri (Br, Cl, F, I) - acidi forti (H_2PO_4 , H_2SO_4) ipossidi: $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Ca(OH)_2$, $Na(OH)$, $K(OH)$ - basi forti.

acidi e basi deboli: tutti quelli del gruppo carbonilico COOH (acidi deboli) tutti i derivati dell'ammocarbina NH_3 (come le ammine $R-NH_2$) (basi deboli)

ACQUA: COMPORTAMENTO AMFOTERO
 (ogni molecola H_2O si comporta come un'acqua una $[H_3O^+]$ e supporta costante) $2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ (equilibrio)
 nei acqua pura a $25^\circ C$
 $[H_3O^+] = 10^{-7}$
 $[OH^-] = 10^{-7}$

soluzione
 acida $pH < 7$
 neutra $pH = 7$
 basica $pH > 7$
 $pH + pOH = -\log 10^{-7} + (-\log 10^{-7}) = 14$
 $pK_w = -\log 10^{-14} = 14$
 $pH = -\log [H^+] = -\log [H_3O^+]$

in una soluzione di acqua e acido forte, trascuriamo l'apporto di H^+ derivanti dalla dissociazione dell'acqua (fino a $10^{-5} M$) - $pH = -\log([A] \cdot n^{1/n})$
 dell'acido e otteniamo elevata pH (fino a $10^{-5} M$)
 $H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$
 UN ACIDO È TANTO PIÙ FORTE QUANTO PIÙ IL LEGAME È POLARIZZATO.

pH di acidi e basi deboli:
 $[CH_3COOH] + H_2O \rightleftharpoons [CH_3COO^-] + H_3O^+$
 $K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$
 trascuriamo le molecole d'acqua dissociate, quindi $[CH_3COO^-] = [H_3O^+]$
 Un acido debole ha a molti bassi e dissociabile a Ca , la concentrazione iniziale dell'acido.

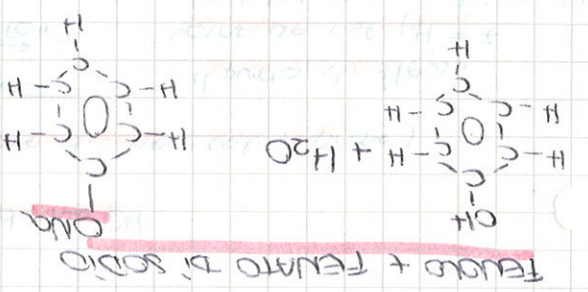
$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$
 $pH = -\log [H_3O^+] = -\log \sqrt{K_a \cdot C_a}$
 (analogamente al procedimento visto per gli acidi deboli) $pH = 1/2 (-\log K_a \cdot C_a)$
 Dissociazione di acido debole:

$K_a = \frac{(n-x)^2}{n \cdot x} = \frac{n-x}{n} \cdot \frac{n-x}{x}$
 $\frac{n-x}{n} \approx 1$ (perché x è piccolo)
 $K_a \approx \frac{n-x}{x}$
 $x = \sqrt{K_a \cdot n}$
 $pH = -\log x = -\log \sqrt{K_a \cdot n}$

$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$
 $\frac{n-x}{n} \cdot \frac{n-x}{x} = \frac{K_a \cdot n}{n-x}$
 $\frac{n-x}{n} \approx 1$
 $\frac{n-x}{x} = K_a$
 $n-x = K_a \cdot x$
 $n = x(K_a + 1)$
 $x = \frac{n}{K_a + 1}$

$\frac{n}{V} = C_a$ (concentrazione dell'acido)
 $K_a = C_a \cdot x^2$
 $x = \sqrt{\frac{K_a}{C_a}}$
 dipende dalla concentrazione (legge della diluizione di Ostwald)

TAMPONE!
 ACIDO DEBOLLE + SUO SALE CON BASE FORTE
 $\text{CH}_3\text{COOH} + (\text{CH}_3\text{COO})\text{Na}$
 BASE DEBOLLE + SUO SALE CON ACIDO FORTE
 $\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$



ESEMPLO: acetato di sodio e acido acetico.



Se ce' molto ione acetato $\text{K}_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$
 to l'equilibrio e spostato a sinistra e C_a rimane costante.

pH del tampone acido = $\text{p}(\text{K}_a) + \log\left(\frac{\text{C}_a}{\text{C}_b}\right)$

pH del tampone basico = $14 - (-\log \text{K}_b) + \log\left(\frac{\text{C}_a}{\text{C}_b}\right)$

ES. ho 0,1 moli di CH_3COOH e 0,1 moli CH_3COONa
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{K}_a \cdot \frac{\text{C}_a}{\text{C}_b} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,1}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-5}$
 $\text{pH} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,75$

se aggiungo H_2O alla soluzione;
 la concentrazione di acido acetico aumenta di 10^{-3} , e quella dello ione acetato diminuisce della stessa quantità.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,1 + 10^{-3}}{0,1 - 10^{-3}} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,101}{0,099} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 1,0202 = 1,836 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log(1,836 \cdot 10^{-5}) = 4,74$$

se netto 10^{-3} moli di acido in 1 l d'acqua, il pH diventa 5, se invece il solvente e' una soluzione tampone il pH varia in modo trascurabile.

Quando e' massima la capacita' tampone? quando $\text{C}_a = \text{C}_b$ sono uguali a C_s .
 il rapporto fra $\frac{\text{C}_a}{\text{C}_b}$ o $\frac{\text{C}_b}{\text{C}_a}$ deve rimanere uguale a 10.

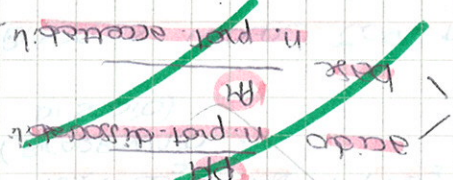
$\text{NaHCO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$ TAMPONE
 $\text{HClO}_3 \rightarrow$ acido debole
 $\text{NaHCO}_3 \rightarrow$ suo sale con base forte
 $\text{NaOH} \rightarrow$ base forte

BISOGNA VEDERE COSA RIMANE IN SOLUZIONE

TITOLAZIONE! M.L.C. minima concentrazione inibitrice finestre terapeutica: intervallo tra la dose giusta e la dose tossica.

IN CHITRA TITOLARE SI QUANTIFICA INDIVIDUARE UNA CONCENTRAZIONE INCERTITA' IN UNA SOLUZIONE DI ACIDO O BASE.

! NOI ALIOTTI !



PESO EQUIVALENTE E MOLARITA'

se due molecole 2 soluzioni, devo stare attenti a che non ci siano ion: a comune? altrimenti si forma un precipitato.

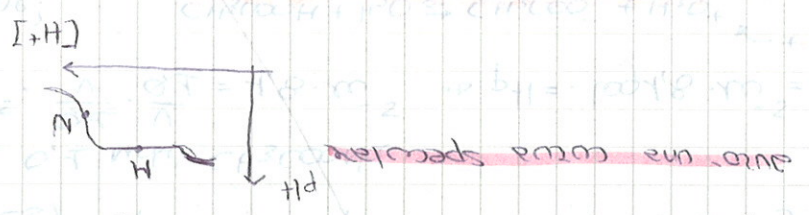
$K_{ps} = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}]$ = costante di solubilità.

di acqua.

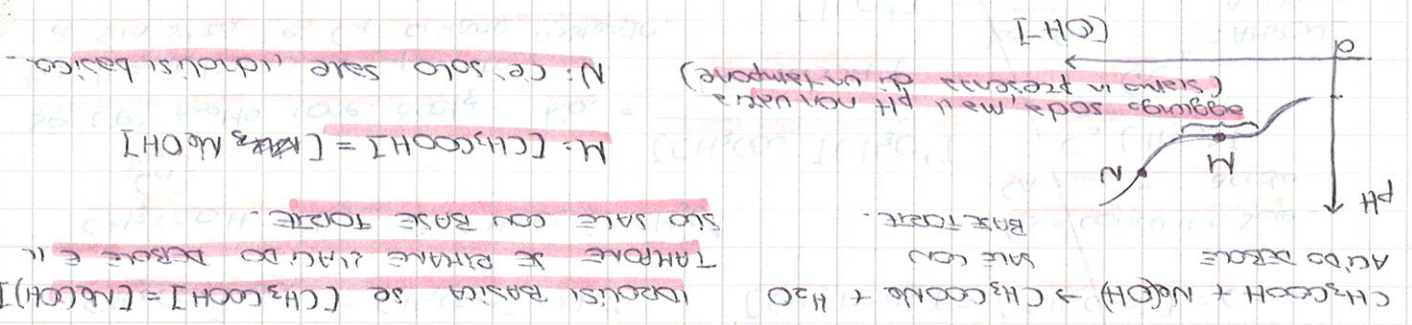
soluzione saturo: siamo arrivati alla massima concentrazione solubile. soluzione di sale che per essere scelta in un corpo di fondo. oltre 6M, il sale non si scioglie più, si crea un precipitato.

con acid. e basi forti, per calcolare il pH si usa una formula con un parametro detto ATTIVITA', per i sali si usa la K_{ps} .

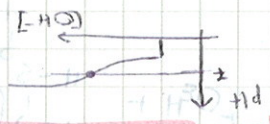
Bisogna avere concentrazione accettabile di sale. COSTANTE DEL PRODOTTO DI SOLUBILITA':



possò anche titolare una base debole (NH_3) con un acido forte (HCl)



SE VOGLIO TITOLARE UN ACIDO DEBOLE? USO UNA BASE FORTE. per le titolazioni di acid. e basi forti.



se $[NaOH] = [HCl]$ il $pH = 7$. (reazione di neutralizzazione)

legno titolare HCl con una soluzione 1M di NaOH.

per titolare un acido forte, si usa una base forte, e per una base forte, si usa un acido forte.

CHIUSO / APERTO / ISOLATO

→ qui avviene l'equilibrio chimico

SI PUO' DEFINIRE UN'ENERGIA INTERNA DEL SISTEMA

L= lavoro effettuato sul sistema, e negativo

CIA LORE LEGGE INTR. ERA $Q-L=E$

so $p=cost$ $\Delta E = p \Delta V$ $E_f - E_i = p(V_f - V_i)$

$E_f - E_i = Q_f - Q_i = -pV_f + pV_i = -p(V_f - V_i) = -(E_f + pV_f) - (E_i + pV_i)$

(con $p=cost$) $E + pV = H \rightarrow$ ENTALPIA $(E_f + pV_f) - (E_i + pV_i) = \Delta H - \Delta Q$

Variazione di calore = variazione di entalpia

se $H_f > H_i$ o $\Delta H > 0 \rightarrow$ REAZIONE ENDOTERMICA (il sistema ha perso

calore $Q_f > 0$ o $\Delta Q > 0$) se $H_f < H_i$ o $\Delta H < 0 \rightarrow$ REAZIONE ESOTERMICA (calore ceduto all'ambiente).

Per le reazioni spontanee la K di equilibrio $e^{\Delta S_{sist}} > 1$ ed aumenta l'entalpia

ΔS = entropia, esprime il movimento del sistema.

la diff. di entropia "aumenta" (esotermica) o "diminuisce" (endotermica)

$\Delta S_{AMB} = -\frac{Q}{\Delta H_{sist}}$

$\Delta S_{TOT} = \Delta S_{sist} - \Delta H_{sist} > 0$

$-\frac{1}{\Delta S_{TOT}} = \frac{1}{\Delta H_{sist}} - \frac{1}{\Delta S_{sist}} < 0$

$-\Delta S_{TOT} = H_f - H_i - (T_f - T_i) < 0$

Q = energia libera di Gibbs

$-\Delta S_{TOT} = \Delta G$ $\Delta S_{TOT} = -\frac{\Delta G}{T}$

ΔG = grandezza estensiva

ΔG_0 = durante la reazione

$\Delta G_0 = \Delta G_0 + p \Delta V = 0$

$K = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$

ΔG_0 in determinate tempo

$A + B \rightleftharpoons C$

$\Delta S_{TOT} > 0$ (REAZ. SPONTANEA) $\Delta S_{TOT} < 0$ $\Delta S_{TOT} = 0$

$\Delta G_0 = -RT \ln K$

$\Delta G = \Delta H - T \Delta S \rightarrow -RT \ln K = \Delta H - T \Delta S \rightarrow \ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$

$\frac{\Delta \ln K}{\Delta T} = \frac{\ln K_f - \ln K_i}{H_f - H_i} = \frac{\ln \frac{K_f}{K_i}}{H_f - H_i} = \frac{\ln \frac{[C]_f [D]_f}{[A]_f [B]_f} \cdot \frac{[A]_i [B]_i}{[C]_i [D]_i}}{H_f - H_i} = \frac{\ln \frac{[C]_f [D]_f}{[C]_i [D]_i}}{H_f - H_i} = \frac{R}{H_f - H_i} = \frac{R}{\Delta H}$

$K_f > K_i$ (ESOTERMICA) $K_f < K_i$ (ENDOTERMICA)

VELOCITA' DI UNA REAZIONE: $\frac{R}{\Delta T} = \ln K_f - \ln K_i$

$\frac{R}{\Delta T} = \ln K_f - \ln K_i$

all'equilibrio $\frac{R}{\Delta T} = \ln \frac{[C]_f [D]_f}{[A]_f [B]_f} \cdot \frac{[A]_i [B]_i}{[C]_i [D]_i} = \ln \frac{[C]_f [D]_f}{[C]_i [D]_i} = \ln K = \frac{R}{\Delta H}$

$nA + mB \rightleftharpoons pC$ $\frac{R}{\Delta T} = \ln \frac{[C]^p}{[A]^n [B]^m} = \ln \frac{[C]_f^p}{[C]_i^p} = p \ln \frac{[C]_f}{[C]_i} = \frac{R}{\Delta H}$

ORDINE DI REAZIONE: SOMMA DEI COEFFICIENTI STOICHIOMETRICI DEI REAGENTI.

Possibile usare CBI molto grande, in modo da poterlo considerare pressoché costante.

$$V = \vec{k}' [AI - \vec{k} [C]]$$

$$\vec{k}' = \vec{k} [C]$$



(non è detto che $[AI - [C]]$ tempo.

$$V = - \frac{d[AI]}{dt} = \text{variaz. one delle concentrazioni di A in funzione del tempo.}$$

REAZIONI RIMOLECORRANTI: $A + B \rightleftharpoons C$

$$\vec{k} + \vec{k}' = k \text{ approssimativa}$$

$\Delta [AI]$ dato a t equil.

$$\ln \frac{\Delta [AI]_{tot}}{\Delta [AI]} = (\vec{k} + \vec{k}') t$$

$k = \vec{k}$ all'equil. $[AI] = [C]$ all'equilibrio.

$$- \frac{d[AI]}{dt} = \vec{k}' [AI]_{eq} + \vec{k} \Delta [AI] = \vec{k}' [AI]_{eq} + \vec{k} \Delta [C]$$

$$- \frac{d[AI]}{dt} = \vec{k}' [AI]_{eq} + \Delta [AI] - \vec{k} (CBI_{eq} - \Delta [C])$$

$$V = \ln \frac{\Delta [AI]_{tot}}{\Delta [AI]} = \vec{k}' t$$

Per calcolare il tempo mezzo, considera $[AI] = 0.33M$ all'equilibrio $[C] = 2[AI]$

$$[C] = 0.66M \quad [AI] = 0.33M$$

IV secondo

III secondo

II secondo

I secondo

$$V = 0.2 \cdot t - 0.1 \cdot 0 = 0.2 \frac{M}{s}$$

$$V = 0.2 \cdot (1 - 0.2) - 0.1 \cdot (0 + 0.2) = 0.14 \frac{M}{s}$$

$$V = 0.2 \cdot (0.8 - 0.14) - 0.1 \cdot (0.2 + 0.14) = 0.098 \frac{M}{s}$$

$$V = 0.2 \cdot (0.66 - 0.098) - 0.1 \cdot (0.34 + 0.098) = 0.0686 \frac{M}{s}$$

$$k_c = \frac{\vec{k}}{0.2} = \frac{0.1}{0.2} = 2$$

$$V = \vec{k}' [AI] - \vec{k} [C]$$

es. $[AI] = 1M \quad [C] = 0M$

$$\vec{k} = 0.25 \cdot F \quad \vec{k}' = 0.5 \cdot F$$

dipende dalle velocità conc. A diventa B, ma anche da quelle conc. B \rightarrow A.

$$V = - \frac{d[AI]}{dt}$$

considerare il processo inverso.

$$\vec{k}' t = \ln 2 \quad \vec{k} t/2 = \text{cost} = 0.69 \quad \vec{k}' = \ln \frac{[AI]}{[AI]_0} = \ln 2 = 0.69 \quad \vec{k} t/2 = \text{cost} = 0.69$$

es. quando $[AI]$ diventa $[AI]_0/2$?

$$\vec{k}' = \ln \frac{[AI]}{[AI]_0} = \vec{k}' t$$

$$\vec{k}' = \ln [AI]_0 - \ln [AI] = \vec{k}' t$$

$$- \vec{k}' = \ln [AI] = \ln [AI]_0 - \vec{k}' t \quad - \vec{k}' = - \ln [AI] = - \ln [AI]_0 + \vec{k}' t$$

$$- \vec{k}' = \frac{d[AI]}{dt} = - \vec{k}' t$$

BARRIERA ENERGETICA



I reagenti per divenire prodotti devono attraversare una barriera libera energia verso una diminuzione.

$K = F \cdot K^{\ddagger}$
 K^{\ddagger} = costante di formazione del complesso attivato = $\frac{[A^{\ddagger}]}{[A]}$

la velocità di attivazione è data dall'area della barriera.

$\Delta G^{\ddagger} = -RT \ln K^{\ddagger} = -RT \ln \left(\frac{K^{\ddagger}}{K} \right)$ (del complesso attivato)

$K^{\ddagger} = e^{-\frac{\Delta G^{\ddagger}}{RT}} = F \cdot e^{-\frac{\Delta G^{\ddagger}}{RT}}$

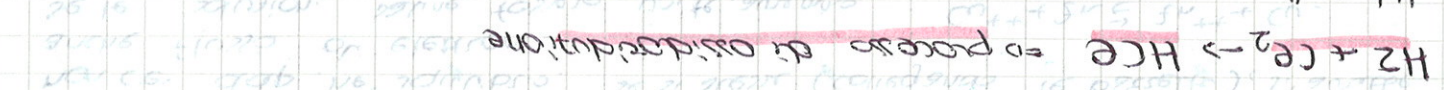
$K_B = \text{cost. di Boltzmann}$
 $h = \text{cost. di Planck}$
 $\text{se } T = \text{cost.}, F = \text{cost.}$

$\Delta G^{\ddagger} = \Delta H^{\ddagger} - T \Delta S^{\ddagger}$
 $K = \frac{h}{K_B \cdot T} \cdot e^{-\frac{\Delta G^{\ddagger}}{RT}} = \frac{h}{K_B \cdot T} \cdot e^{-\frac{\Delta H^{\ddagger} - T \Delta S^{\ddagger}}{RT}}$

ENTALPIA DI FORMAZIONE DEL COMPLESSO ATTIVATO. SI PUÒ TROVARE LA VARIAZIONE DI

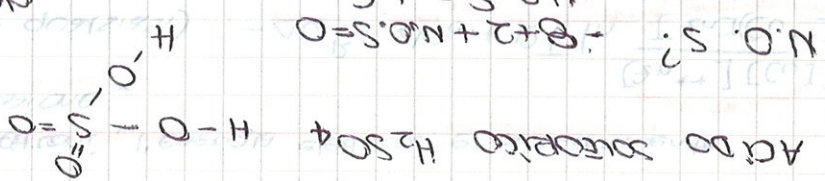
OSSIDORIDUZIONI: OSSIDADE: PERDE ELETTRON, RIDUCE: PRENDE ELETTRON

AGENTE RIDUCENTE: è quello che perde elettroni e si ossida. AGENTE OSSIDANTE: è quello che prende elettroni, "riducendosi" e provocando l'ossidazione dell'agente riducente.



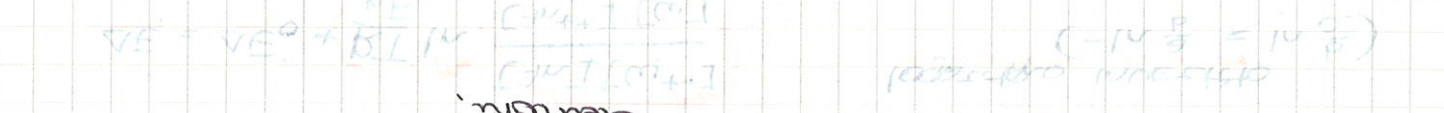
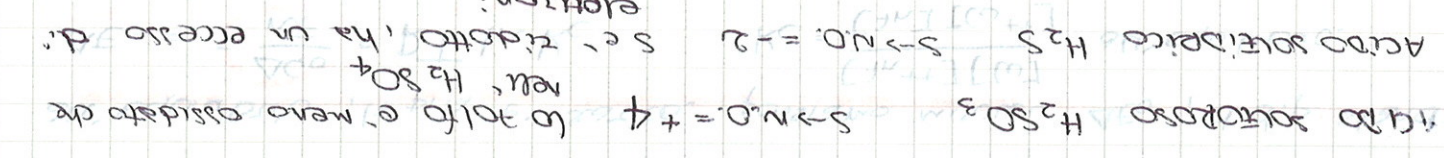
H+ è l'agente riducente, si è ossidato! (C ha acquistato e-)
 e l'agente ossidante, si è ridotto.

F- → fluoro, ha sempre N.O. = -1. Il cloro non sempre.



-8: contributo ossidativo dell'ossigeno, che tende a ridursi.
 +2: contributo ossidativo dell'idrogeno, che si ossida.

ci sono 6 elettroni, parzialmente delocalizzati lontano dal nucleo. S è meno elettronegativa di O, ed è ossidato.



Acido carbonico

$H_2CO_3 \rightarrow HCO_3^- + H^+$

$HCO_3^- \rightarrow HCO_2^- + H^+$ (acido percarbonico) (+7)

$HCO_2^- \rightarrow HCO + H^+$ (acido ipocarbonico) (+1) $HCO_2^- \rightarrow HCO + H^+$ (acido carbonico) (+3)



lo zolfo perde due elettroni, passando dal n. ox. +4 a +6.

si può parlare di "NOI" di elettroni, "serie" o "Acquistate".

che generano una d.d.p.

soluzione salina di NaCl con 2 elettrodi. Na⁺ (il catodo), va verso il catodo, caricato negativamente, e viene ridotto a Na (na + e⁻ = Na).

(l'anione Cl⁻ invece, va verso l'anodo, caricato positivamente, che ossida il Cl⁻ a Cl₂ (2Cl⁻ → Cl₂ + 2e⁻).

equivalente chimico: quantità di una sostanza che è in grado di scambiare una mole di elettroni.

due fine [Na] = 23 [Cl₂]

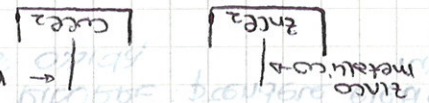
$$1 e^- = 1,6 \cdot 10^{-19} C \quad \ln di e^- = 9,6 \cdot 10^4 C = 1 F$$

Elettrolisi: divisione della soluzione mediante il processo visto in precedenza.

NOI: numero di grammi atomi (elettroni associati a processi di ossidazione).

in grado di produrre o consumare una mole di elettroni.

una d.d.p. può essere generata anche da due soluzioni saline.



poniamo che le batterie non attraversano il cello.

$Zn \rightleftharpoons Zn^{++} + 2e^-$, Zn è ridotto.

$Cu \rightleftharpoons Cu^{++} + 2e^-$, Cu è ossidato.

non c'è d.d.p. nell'equilibrio, se si collega le batterie, si avrà anche flusso di elettroni.

se le soluzioni saline fossero unite, avremmo $Cu^{++} + 2Zn \rightleftharpoons Zn^{++} + Cu$.

Energia elettrica = q · ΔE

q · ΔE = nF · ΔE

se avviene un trasferimento di elettroni, l'energia elettrica è direttamente

proporzionale a ΔG delle reazioni.

En. elett. = -ΔG (ad un momento qualsiasi)

$$- \Delta G_R = - n F \Delta E = \Delta G_0 + R T \ln \frac{[Zn^{++}][Cu^{++}]}{[Zn][Cu]}$$

elettrica.

su equilibrio, la pila è statica, possiamo misurare ΔE, d.d.p. standard

$$\Delta E_0 = - \frac{\Delta G_0}{nF} = R T \ln K_c$$

$$K_c = \frac{[Zn][Cu^{++}]}{[Zn^{++}][Cu]}$$

su equilibrio.

$$\logaritmo invertito \quad (- \ln \frac{a}{b} = \ln \frac{b}{a})$$

equazione di NERNST

$$\Delta E = \Delta E_0 + R T \ln \frac{nF}{[Zn][Cu^{++}]}$$

PRESSIONI UGUALI

$$\Delta E = \frac{RT}{nF} \ln [Zn^{2+}] - \frac{RT}{nF} \ln [Zn^{2+}] - \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[Zn^{2+}]}{[Zn^{2+}]} \right)$$

anodo [Zn²⁺] maggiore
catodo [Zn²⁺] maggiore

$$\Delta E = E_0^{Zn} + \frac{RT}{nF} \ln [Zn^{2+}] - (E_0^{Fe} + \frac{RT}{nF} \ln [Zn^{2+}])$$

Pila a concentrazione: ho due elettrodi, uguali, ma le concentrazioni dello stesso ione sono diverse.

reazione.
contribuisce alle

l'elettrodo con
costante perenne
solo il passaggio
di elettroni, non
contribuisce alle

$$E_{Fe} = E_0^{Fe} + \frac{RT}{nF} \ln [Fe^{2+}] + \frac{RT}{nF} \ln [Fe^{2+}]$$

-|ΔE| = ANODO - CATODO
|ΔE| = CATODO - ANODO

$$E_0^{Cu} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{1}{[Cu^{2+}]} - (E_0^{Zn} + \frac{RT}{nF} \ln [Zn^{2+}]) = E_0^{Cu}$$

A condition: standard
(T=25°C e P=1Atm,
 $\frac{RT}{F} = \text{cost} = 0.059$, nel quale
e' contenuto il fattore di conversione
ne del logaritmo naturale in
log in base 10

$$E_0^{Cu} = E_0^{Cu} + \frac{RT}{nF} \ln [Cu^{2+}] - (E_0^{H} + \frac{RT}{nF} \ln [H^{+}]^2)$$

H per convenire ha E₀ = 0

le concentrazioni possono equilibrare le E₀ standard.

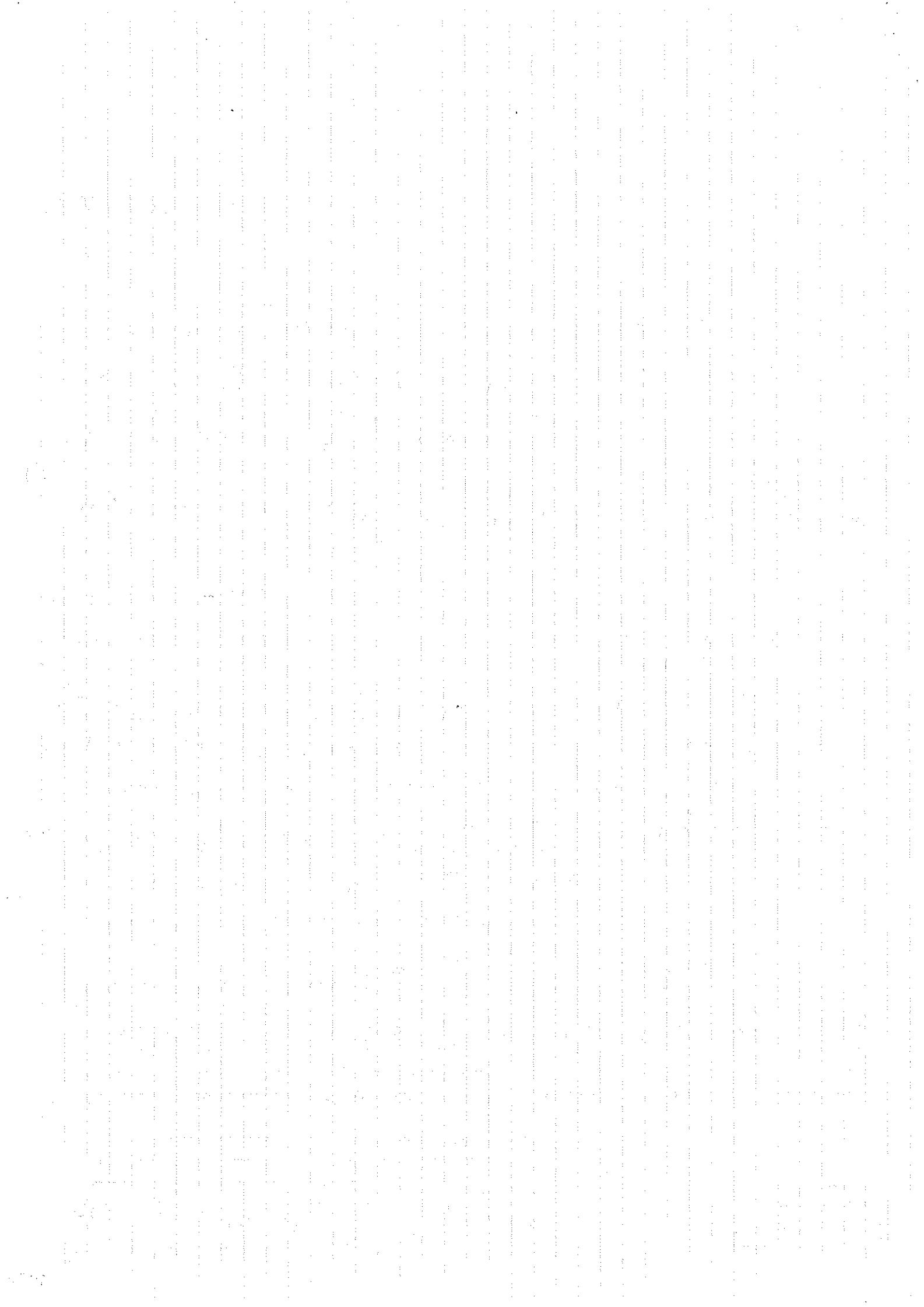
$$\Delta E = E_0^{Cu} + \frac{RT}{nF} \ln [Cu^{2+}] - (E_0^{Zn} + \frac{RT}{nF} \ln [Zn^{2+}])$$

Il potenziale elettrochimico dipende sia dal potenziale standard E₀ sia dalle concentrazioni delle specie ossidate.

$$\Delta E = E_2 - E_1 = E_0^2 - E_0^1 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Cu^{2+}]}{[Zn^{2+}]} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Cu^{2+}]}{[Zn^{2+}]}$$

potenziale del primo elettrodo
potenziale del secondo elettrodo

FOCITA OSSIDATA
FOCITA RIDOTTA



La variazione di entropia standard $\Delta S^\circ = \sum n S^\circ_{prodotti} - \sum n S^\circ_{reagenti}$ (analogia alle

legge di Hess per l'entropia standard)

• Passaggio di stato \rightarrow solido \rightarrow liquido $(\Delta S > 0)$ solido \rightarrow gas $(\Delta S > 0)$

• Applicazioni di termodinamica: se la temperatura aumenta, aumenta l'ordine e quindi anche l'entropia.

• Variazioni di volume: se il volume aumenta, aumenta ΔS

• Mescolamento di sostanze: l'entropia aumenta se mescoliamo sostanze diverse.

• Aumento del numero di particelle: se le molecole aumentano (o + generalmente, le particelle) in seguito ad esempio a dissociazione, l'entropia aumenta.

• Variazioni del numero di reagenti in fase gassosa: se le loro aumentano, $\Delta H < 0$

PAR 15.15 \rightarrow l'energia e la capacità di compiere lavoro. Se in una reazione, $\Delta H < 0$, parte del calore può essere trasformata in lavoro utile e parte può essere spesa per "ordinare" il sistema (se $\Delta S < 0$).

Se un sistema diventa più disordinato ($\Delta S > 0$), l'energia utile disponibile è maggiore di ΔH .

• Maggiore di ΔH - esiste una funzione di stato che descrive la relazione tra entropia ed entropia $- G = H - TS$ $G =$ energia libera di Gibbs. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

• La temperatura è la massima energia utile ottenibile sotto forma di lavoro per un processo a P e T costanti.

• Anche in indice delle spontaneità di una reazione o trasformazione $\Delta G < 0$ reazione spontanea.

$\Delta G^\circ_{prodotti} = \sum n \Delta G^\circ_{prodotti} - \sum n \Delta G^\circ_{reagenti}$

PAR 15.16 \rightarrow si può calcolare la temperatura alla quale il processo è all'equilibrio ($\Delta G = 0$)

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ $0 = \Delta H - T\Delta S$ $T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$

• Se $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$, ΔG è sempre < 0 e la reazione è sempre spontanea.

• Se $\Delta H < 0$ e $\Delta S < 0$, ΔG è minore di zero solo al di sotto di una certa temperatura.

• Se $\Delta H > 0$ e $\Delta S > 0$, la reazione è spontanea se di sopra di una certa temperatura.

• Se $\Delta H > 0$ e $\Delta S < 0$, la reazione è spontanea dai prodotti verso i reagenti, e tutte le temperature.

PAR 16.8 \rightarrow Equazione di Arrhenius $\rightarrow K = A \cdot e^{-E_a/RT}$

Se l'aumento di E_a/RT \rightarrow $e^{-E_a/RT}$ \rightarrow diminuisce \rightarrow l'aumento di K \rightarrow la reazione è più veloce.

(CAP 16.1 \rightarrow reazione reversibile: reagenti non vengono completamente convertiti in prodotti.)

• ATTIVITÀ: rapporto tra la concentrazione di un componente di una miscela ideale e la sua concentrazione standard (M°), o tra una pressione parziale e un'attività standard (P°) - per liquidi e solidi, pure e liquidi a P° componenti.

• delle soluzioni ideali: $a_{soluto} = \frac{P}{P^\circ}$ $a_{gas} = \frac{P}{P^\circ}$ $a_{solvente} = K_c$ quando siamo all'equilibrio.

• K_c : fino all'equilibrio predomina la reazione diretta.

• $K_c = K_c$: equilibrio.

• K_c : fino al raggiungimento dell'equilibrio predomina la reazione inversa.

PAR 17.6 \rightarrow Pollicitio di Chatelier: un sistema di reagenti viene perturbato e si sposta verso di reazione in cui si ha una riduzione delle variazioni e raggiunge un nuovo stato di equilibrio.

Se il volume occupato da un gas diminuisce, la sua pressione parziale e concentrazioni aumentano e viceversa.

La costante di equilibrio eterogenea = sistema a fasi diverse coesistono

PAR 17.12 -> la variazione di entalpia standard di reazione ΔG_{rxn}° è associata alle conversioni complete di tutti i reagenti inizialmente presenti in condizioni standard in tutti i prodotti in condizioni standard (la reazione standard) - ΔG_{rxn}° invece è la variazione di entalpia per qualunque altre concentrazioni o pressioni

$\Delta G_{rxn}^{\circ} = \Delta G_{prod}^{\circ} + \Delta T \ln Q$ - all'equilibrio $\Delta G_{rxn}^{\circ} = 0$ e $Q = K$

$0 = \Delta G_{rxn}^{\circ} + \Delta T \ln K \Rightarrow \Delta G^{\circ} = -\Delta T \ln K$

PAR 18.7 - Acidi forti: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄, HClO₃, H₂SO₄

PAR 18.8 - Acidi deboli: HF, HNO₂, CH₃COOH, HClO, HCN

Basi forti: NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂

Basi deboli: NH₃ (ammoniac), metilammina - (CH₃)₂NH₂, (CH₃)₃NH₂, (CH₃)₂NH₂ (dimetilammina)

PAR 18.5 - acido poliprotico: possono liberare due o più ioni idronio H₃O⁺

le ionizzazioni degli acidi poliprotici avvengono a stadi, un protone per volta - ogni stadio è espresso da una costante di ionizzazione

PAR 19.7 -> Il funzionamento di una sonda dipende dall'effetto dello ione

in comune, in caso speciale del principio di Le Chatelier

quando ad una soluzione contenente un elettrolita debole viene aggiunto o si sottrae una sostanza che contenga lo stesso acido o base debole

le soluzioni che contengono un acido debole in presenza di un suo sale sono sempre meno acide di soluzioni che contengono la stessa concentrazione dello stesso acido debole

Acido debole ionizzato / Ionizzare -> l'acido debole ionizza

PAR 19.4 -> Indicatore acido-base: il colore dell'indicatore dipende dal pH delle soluzioni in cui viene immerso

HIn + H₂O ⇌ H₃O⁺ + In⁻

HIn e la sua base coniugata In⁻ hanno colori diversi e distinguibili

PAR 19.5 -> una curva di titolazione è un grafico del pH in funzione della quantità di acido o di base aggiunta e mostra come il pH varia in funzione del punto di equivalenza

prima che venga aggiunta la base, il pH dipende solo dall'acido forte

Dopo ogni aggiunta di base e prima di raggiungere il punto equivalente, l'acido forte resiste la soluzione è neutra

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

PAR 19.6: Quando un acido debole viene titolato con una base forte, la curva è abbastanza diversa: la soluzione è anfiprotica prima del punto equivalente e diventa anfiprotica dopo il punto equivalente

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Dopo ogni aggiunta di base e prima di raggiungere il punto equivalente, il pH dipende solo dall'acido forte

PAR 19.7 -> Il funzionamento di una sonda dipende dall'effetto dello ione

in comune, in caso speciale del principio di Le Chatelier

quando ad una soluzione contenente un elettrolita debole viene aggiunto o si sottrae una sostanza che contenga lo stesso acido o base debole

le soluzioni che contengono un acido debole in presenza di un suo sale sono sempre meno acide di soluzioni che contengono la stessa concentrazione dello stesso acido debole

Acido debole ionizzato / Ionizzare -> l'acido debole ionizza

PAR 19.4 -> Indicatore acido-base: il colore dell'indicatore dipende dal pH delle soluzioni in cui viene immerso

HIn + H₂O ⇌ H₃O⁺ + In⁻

HIn e la sua base coniugata In⁻ hanno colori diversi e distinguibili

PAR 19.5 -> una curva di titolazione è un grafico del pH in funzione della quantità di acido o di base aggiunta e mostra come il pH varia in funzione del punto di equivalenza

prima che venga aggiunta la base, il pH dipende solo dall'acido forte

Dopo ogni aggiunta di base e prima di raggiungere il punto equivalente, l'acido forte resiste la soluzione è neutra

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Dopo ogni aggiunta di base e prima di raggiungere il punto equivalente, la soluzione rimane acida e si forma un vero e proprio acido/sale debole

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

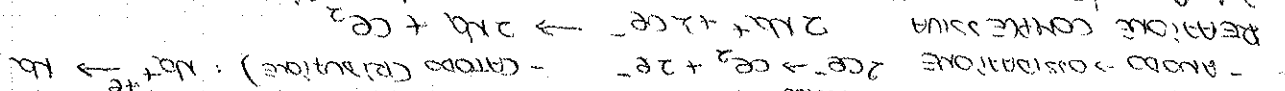
Al punto equivalente, l'eccesso di base forte determina il pH

ppp 20.f: nelle equazioni chimiche all'equilibrio che coinvolgono composti poco solubili in acqua, la costante di equilibrio viene chiamata costante di solubilità K_{ps} (o prodotto di solubilità). es $BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{2+} + SO_4^{2-}$ $K_{ps} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$ la solubilità K_{ps} è data dal numero di mole di composto che si trovano disciolte in un litro di soluzione satura.

91.1: conduttività metallica - spostamento sostanziale di elettroni
 Conduzione ionica o elettrolitica = flusso di ioni.
 91.2: agli elettrodi avvengono semireazioni di ossidazione e riduzione. Quei che non prendono parte alle reazioni sono detti elettrodi inerti. Catodo - avviene la riduzione delle specie positive.
 anodo - " l'ossidazione delle " specie negative "

In una cella elettrolitica si possono far avvenire delle reazioni chimiche non spontanee fornendo energia elettrica dall'esterno (tale processo è detto elettrolisi). Una cella elettrolitica si costruisce in contenitore per il sistema di reazione, nel quale sono immersi degli elettrodi che vengono collegati ad una sorgente di corrente continua.

91.3: elettrolisi del cloruro di sodio fuso.



21.8: le celle voltaiche o galvaniche sono celle elettrochimiche nelle quali le due metà, oltre a reazioni redox sono separate e il trasferimento di elettroni avviene attraverso un circuito esterno, in modo da ottenere energia elettrica utile.

Una semi-cella contiene le forme ossidate e ridotte di un elemento o di altre specie più complesse a contatto l'una con l'altra. Una tipica semi-cella consiste in un pezzo di metallo (elettrodo) immerso in una soluzione dei suoi ioni.

due semicelle possono essere collegate mediante un filo di un elettrolita diverso. Il circuito tra le due soluzioni è completato da un ponte salino, che è qualunque mezzo attraverso il quale gli ioni possono passare lentamente.

Il ponte salino assicura i contatti elettrici tra le due soluzioni, impedisce il mescolamento delle soluzioni, degli elettrodi e mantiene la neutralità elettrica. In alcuni semi-celle avvengono migrazioni dentro e fuori il ponte salino.

ppp 21.9: si considera una cella standard con 2 semi-celle. Una con una barretta di Cu metallica immersa in una soluzione di $1M$ di solfato di rame e l'altra con 2x metallica immersa in soluzione di solfato di zinco $1M$.

La tensione iniziale è di 1.10V. Quando la cella funziona, la massa dell'elettrodo di zinco diminuisce e la concentrazione di Zn^{2+} aumenta nella soluzione.

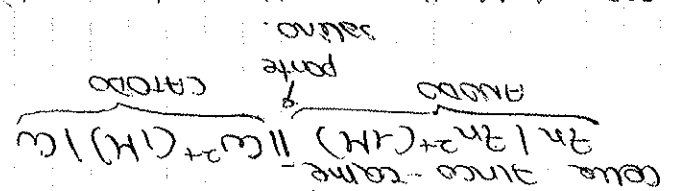
La massa dell'elettrodo di rame aumenta. $[Cu^{2+}]$ diminuisce in soluzione. L'elettrodo di zinco è l'anodo (dove avviene l'ossidazione) in cui parte dello zinco metallico è ossidato a Zn^{2+} . Al contrario, l'elettrodo di rame è il catodo (dove avviene la riduzione) in cui Cu^{2+} viene ossidato a rame metallico.

Le elettroni sono rilasciati dall'anodo e consumati dal catodo - l'anodo è negativo e il catodo positivo, al contrario delle celle elettrolitiche. Per mantenere l'elettroneutralità e chiudere il circuito, due ioni Cl^- per ogni ione Zn^{2+} formato migrano dal ponte salino nella soluzione per sostituire ogni ione Cu^{2+} .

Alcuni ioni Zn^{2+} dal recipiente anodico e alcuni ioni SO_4^{2-} dal recipiente catodico migrano pure dentro il ponte salino - ne ioni di Cl^- .

ne' ion. Cu^{2+} sono ossidati o ridotti al posto dello zinco metallico o degli

le cui cellule possono essere rappresentate come la seguente



PR 27.14: Il valore di un potenziale di cella misura la spontaneita' delle

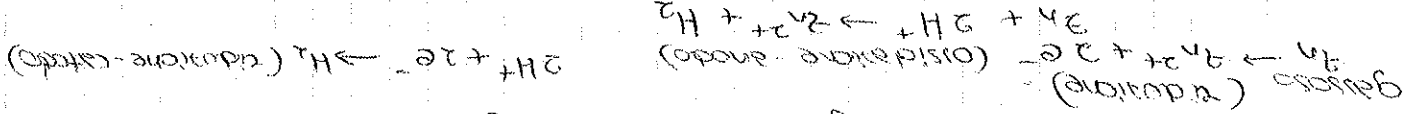
sua reazione redox. Elevati potenziali di cella, indicano una piu' grande forza
 spingente la reazione cos' come quella e' conveniente separare il potenziale
 di celle totale, in celle individuali, delle due semi-reazioni, con permette
 di determinare le tendenze relative all'origine di particolari semi-reazioni di
 ossidazione o riduzione.

Per determinare il potenziale di ogni elettrodo si fa riferimento all'elettrodo

standard a idrogeno (SHE), costituito da un metallo ricoperto da una
 superficie di platino metallico inerte, immerso in una soluzione di H^+ di
 H^+ viene fatto passare (a 1 atm) attraverso un tubo di vetro che
 contiene l'elettrodo platinizzato - lo SHE ha potenziale standard
 $E^0 = 0,000$ V. In reazioni a fare potenziale, si puo' stabilire quello
 dell'altro semicella.

21.12 - CELL ZINCO - SHE.

elettrodo di un metallo immerso in Zn^{2+} , H^+ elettrodo a idrogeno.
 Quando la rete funziona, la massa dell'elettrodo di zinco diminuisce.
 la concentrazione di Zn^{2+} aumenta attorno all'elettrodo di zinco.
 - nel elettrodo standard a idrogeno diminuiscono gli ion. H^+ e viene prodotto H_2 .



SHE - catodo
 cella zinco - anodo: il potenziale di riduzione negativo
 per la semi-reazione $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$ ($E^0 = -0,763V$) indica che questa
 reazione e' meno favorita delle corrispondenti riduzioni di ion. H^+ a H_2 .

Forme che sono connesse, le due semicelle accumulano carica una carica di
 elettroni che attraggono gli ioni Zn^{2+} generano una pressione elettrica.
 $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ ($E^0 = -0,763V$)
 $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ ($E^0 = 0,000V$)
 maggiore e' favorito e' l'elettrodo

a idrogeno, dare avere la riduzione (catodo)
 PAR 21.13 - per una cella zinc - SHE inverte, l'elettrodo a idrogeno
 funziona come anodo e gli ion. Cu^{2+} ossidano H_2 a H^+ , la
 concentrazione di ion. Cu^{2+} diminuisce e la massa dell'elettrodo

di zinco (catodo - riduzione) aumenta.
 $H_2(g) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow 2H^+(aq) + Cu(s)$
 POTENZIALE DI OSSIDAZIONE = - POTENZIALE DI RIDUZIONE.
 PAR 21.15 - i potenziali standard di elettrodo possono essere usati per determinare
 se le reazioni redox possono avvenire o no nelle celle elettrochimiche.

Si deve stabilire quale reazione e' spontanea in tal modo.
 - si sceglie la equazione della semi-reazione con E^0 di riduzione piu' positivo (alto
 potenziale) e si scrive l'equazione dell'altra semi-reazione, invertendola e cambiando segno ad E^0 di
 riduzione (per ottenere E^0 di ossidazione).
 - si bilancia il trasferimento di elettroni.
 - si sommano le semi-reazioni di ossidazione e riduzione e i rispettivi potenziali.
 - E^0 delle celle sono positive per le reazioni di celle compresse spontanee e cos'.

indica la spontaneita' delle reazioni di celle.

PAR 21.9. I potenziali standard di elettrodo E° si riferiscono alle condizioni standard, le quali prevedono che le concentrazioni degli ioni siano 1M, le pressioni dei gas 1atm e tutti i solidi e liquidi a 25°C.

L'equazione di Nernst è usata per calcolare i potenziali di elettrodo e di celle quando le concentrazioni e le pressioni parziali sono diverse dalle standard.

$$E = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

$$Q = \frac{[A]^a [B]^b}{[C]^c [D]^d} \dots \text{secondo all'equilibrio}$$

E° = potenziale in condizioni non standard

P = costante dei gas

T = Kelvin

n = numero di moli di elettroni trasferite nella reazione (o semi-reazione)

F = Faraday = 96485 C/mole

Q = quoziente di reazione

PAR 21.20 -> celle di concentrazione: in entrambe le semi-celle si presenta la stessa specie in concentrazioni ioniche differenti.

Supponiamo di costruire una cella elettrolitica usando in semi-celle Cu^{2+}/Cu - Immergiamo due elettrodi di rame in due soluzioni acquose di $CuSO_4$ una 0,1M e l'altra 1M (+ filo conduttore + ponte salino).

La semi-reazione di riduzione tra le due celle è $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ ($E^{\circ} = 0,337V$).

Qui con Cu^{2+} nelle semi-celle più concentrate possono essere considerati come il reagente e quindi nelle celle più diluite come il prodotto: $Cu^{2+}(1M) \rightarrow Cu^{2+}(0,1M)$.

Il potenziale della cella può essere calcolato applicando l'equazione di Nernst alla reazione complessiva di cella:

$$E_{\text{cella}} = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Cu^{2+}] \text{ ridotta (soluzione diluita)}}{[Cu^{2+}] \text{ ossidata (soluzione concentrata)}}$$

PAR 21.21 -> $\Delta G^{\circ} = -RT \ln K \rightarrow$ relazione tra ΔG° e costante di equilibrio K . Esiste anche una relazione tra ΔG° e il potenziale standard di cella per una reazione redox.

$$\Delta G^{\circ} = -nF E^{\circ}_{\text{cella}} \rightarrow -nF E^{\circ}_{\text{cella}} = -RT \ln K \quad E^{\circ}_{\text{cella}} = \frac{RT \ln K}{nF}$$

U.P.D. CCE :

Soluzioni: $V \cdot N = V_f \cdot N_f$

Cap 1.3 -> le proprietà chimiche si manifestano quando la materia subisce delle variazioni di composizione e dipendono dal tipo di trasformazione chimiche che le sostanze subiscono.

le proprietà fisiche si possono osservare in assenza di qualsiasi variazione di composizione

le proprietà che dipendono dalle quantità di materiale esaminato sono dette ESTENSIVE, viceversa, le proprietà che non dipendono, sono intensive.

Tutte le proprietà chimiche sono di tipo intensivo.

PPR 1.4 -> in ogni trasformazione chimica, una o più sostanze sono consumate (almeno parzialmente), una o più nuove sostanze vengono formate e usate.

Cap 1.5 -> una trasformazione fisica, avviene senza variazioni di composizione chimica.

di essa conserva la propria composizione e le specifiche proprietà.

una miscela non uniforme in ogni sua parte e detta eterogenea; una

uniforme e omogenea e prende il nome di soluzione. Tutte le

miscelate hanno composizione variabile, ma ogni componente delle miscelate conserva le sue proprietà.

una sostanza è un tipo particolare di materia che non può essere ulteriormente decomposta o purificata con metodi fisici. ogni sostanza possiede proprie caratteristiche specifiche che sono diverse dall'insieme delle proprietà di ogni altra sostanza.

un composto è una sostanza che può essere trasformata in sostanze più semplici che mantengono sempre lo stesso rapporto di massa.

un elemento è una sostanza che non può essere decomposta in sostanze più semplici mediante trasformazioni chimiche.

PPD 2.2 -> legge delle proporzioni definite: gli atomi di un dato composto sono contenuti in rapporti numerici fissi.

Quando gli elementi formano più di un composto, il rapporto delle masse di un elemento che si combinano con una data massa dell'altro in ciascun dei due composti è espresso da numeri interi piccoli. -> legge

delle proporzioni multiple.

PPD 2.3 -> cationi -> ioni⁺; anioni -> ioni⁻.

PPD 2.4 -> acqua -> H₂O; perossido di idrogeno H₂O₂; cloruro di idrogeno -> HCl; acido solforico -> H₂SO₄; acido nitrico -> HNO₃; acido acetico -> CH₃COOH; ammoniaca -> NH₃; biossido di zolfo SO₂; triossido di zolfo -> SO₃; metano -> CH₄; etano -> C₂H₆; propano -> C₃H₈; butano -> C₄H₁₀; benzene -> C₆H₆; etere dietilico -> C₂H₅OC₂H₅; metano -> CH₄; etanolo -> C₂H₅OH; acetone -> CH₃COCH₃;

ioni -> Na⁺ (ione sodio); K⁺ (ione potassio); NH₄⁺ (ione ammonio); Ag⁺ (ione argento); Fe²⁺ (ione ferro); Fe³⁺ (ione ferro (III)); Al³⁺ (ione alluminio);

CO₃²⁻ (ione ossido); S²⁻ (ione solfuro); SO₄²⁻ (ione solfato); SO₃²⁻ (ione solfito);

PO₄³⁻ (ione fosfato);

Ca²⁺ (ione calcio); Mg²⁺ (ione magnesio); Cu²⁺ (ione rame); Zn²⁺ (ione zinco); Fe²⁺ (ione ferro);

OH⁻ (ione idrossido); Cl⁻ (ione cloruro); Br⁻ (ione bromuro); I⁻ (ione ioduro); NO₃⁻ (ione nitrato);

CH₃COOH (ione acetico); CH₃COO⁻ (ione acetato);

PPD 2.1 -> legge delle proporzioni definite: gli atomi di un dato composto sono contenuti in rapporti numerici fissi.

Quando gli elementi formano più di un composto, il rapporto delle masse di un elemento che si combinano con una data massa dell'altro in ciascun dei due composti è espresso da numeri interi piccoli. -> legge

delle proporzioni multiple.

PAR 0.6: la forma degli orbitali "molecolari", per le specie che presentano determinate energie elettroniche, può essere ottenuta combinando gli orbitali atomici "congiunti".

10.2: APREHIUS: Acido: produce H⁺ in soluzione acquosa; BASE: produce OH⁻ in soluzione acquosa.

PAR 10.4: BRONSTED LOWRY: Acido-donatore di protoni; Base: accettore di protoni. Una reazione Acido-Base è il trasferimento di un protone da un acido a una base.

COEFFICIENTE ACIDO-BASE CONIUGATE: più forte è l'acido, più debole è la base coniugata, e viceversa (lo stesso vale anche per basi e acidi coniugati).

PAR 11.2: In laboratorio viene spesso misurato il volume di una soluzione necessario per reagire con un volume noto di un'altra soluzione a concentrazione nota. Successivamente viene calcolata la concentrazione delle prime soluzioni.

Titolo processuale è la TITOLAZIONE. La titolazione è un processo in cui una soluzione del reagente titolante è aggiunta con attenzione ad una soluzione di un altro reagente, misurando il volume di titolante necessario per avere reazione completa.

Per capire quando la reazione chimica è completa, aggiungo alle soluzioni da titolare alcune gocce di un indicatore. Quando esso cambia colore, si avrà al punto di viraggio.

M.T. → ha una reazione acido-base. La massa di acido che può fornire 6.023 x 10²³ ioni idrogeno (H⁺) o che può reagire con 6.023 x 10²³ ioni OH⁻ è definita come peso equivalente di acido.

Il peso equivalente di un acido è ottenuto dividendo il suo peso formula in grammi per il numero di ioni idrogeno acidi che poliettere essere forniti da un'unità di formula dell'acido o per il numero di ioni idrossido con cui poliettere reagire un'unità di formula dell'acido. viceversa per le basi.

La NORMATA (N) è definita come il numero di pesi equivalenti di acido per litro di soluzione.

Per definizione, ci sono 1000 pesi equivalenti (meq) in un peso equivalente di un acido o di una base.

Un equivalente di un acido reagisce con un equivalente di base.

litro acido x N acido = litri acido x N base

PAR 12.11 → legge di Dalton delle pressioni parziali: P_{TOT} = P_A + P_B + P_C + ...

a T e P costante, i volumi di gas reagenti possono essere espressi come rapporto di semplici numeri interi.

PAR 13.13 → DIAGRAMMI DI STATO: mostriamo i campi di stabilità delle diverse fasi di una sostanza in funzione della temperatura e della pressione in un sistema chiuso all'equilibrio.

Per il diagramma di stato dell'acqua, la curva che delimita lo stato solido e liquido ha pendenza negativa, e questo vuol dire che aumentando sufficientemente la pressione sulla superficie del ghiaccio, è possibile ottenere fase liquida. Ciò perché il ghiaccio è meno denso dell'acqua liquida. Punto triplo H₂O → 4.6 Torr e 0.01°C.

Punto triplo CO₂ 5.2 atm e -5.7°C. Per questo la CO₂ a pressione atmosferica non esiste in fase liquida. La temperatura critica è quella al

di sapere dove quale un gas non può essere liquefatto, quindi gas e liquido non esistono come fasi distinte. La pressione critica e la pressione necessaria per liquefare un gas che si trovi alla sua temperatura critica.

14.7 - solubilità: valore di concentrazione del soluto nelle soluzioni sature, nelle quali non si può più sciogliere soluto. Una sostanza può sciogliersi, reagendo o no con il solvente. Se durante la dissoluzione, la reazione si verifica, il sistema evolve calore ed energia. Fare variazioni di energia e chiamata calore di dissoluzione ΔH_{diss} , che dipende dalle forze di interazione tra il soluto e il solvente.

l'aumento di disordine generalmente favorisce la dissoluzione. il simile scioglie il suo simile. 14.7 - la solubilità di un gas a differenza di quelle dei liquidi e dei solidi, aumenta all'aumentare delle pressioni parziali dei gas sulla soluzione.

legge di Henry (per gas che non interagiscono col solvente) $\rightarrow P_{gas} = k \cdot C_{gas}$. la pressione parziale di un gas e' proporzionale alla concentrazione del gas nelle soluzioni.

14.9: legge di Raoult (Tensione di vapore) $\rightarrow P_{solvente} = X_{solvente} \cdot P_{solvente}^0$. l'abbassamento delle tensioni di vapore $\rightarrow \Delta P_{solvente} = P_{solvente}^0 - P_{solvente}$.

PP 14.15 - la pressione esercitata da un liquido quando lo si sottopone a una pressione esterna che passa nella soluzione più concentrata hanno la stessa velocità di quelle che passano nella soluzione più diluita. (Press. osmotica).

PP 15.3: la quantità di calore scambiato da un sistema che subisce una trasformazione ne a pressione costante, q_p , corrisponde alla variazione di entalpia ΔH , del processo. $\Delta H = \text{calore (ceduto o acquistato)} = H_{prodotti} - H_{reagenti}$.

ΔH e' una funzione di stato. PP 15.6 - lo stato termodinamico standard di una sostanza e' rappresentato dalla sua forma più stabile alla pressione standard (1 atm) e ad una specifica temperatura (25°C o 298 K).

PP 15.7 - non si può determinare l'entalpia totale di una sostanza in valore assoluto; dato che si devono calcolare le variazioni di questa funzione di stato e' possibile utilizzare una scala arbitraria, l'entalpia standard.

di formazione ΔH_f^0 , che corrisponde alla variazione di entalpia che accompagna la reazione di formazione di una mole della sostanza considerata nel suo stato standard a partire dagli elementi costituenti anch'essi allo stato standard - il valore di ΔH_f^0 di tutti gli elementi per lo stato standard e' assunto uguale a zero.

PP 15.8 - legge di Hess (legge sulla somma dei calori): la variazione di entalpia di una reazione e' la stessa sia che essa avvenga in un unico stadio che attraverso un qualunque serie di stadi.

PP 15.10 - energia interna = funzione di stato. $\Delta E = E_{prodotti} - E_{reagenti} = q + w$. con $p = \text{cost}$, $\Delta E = q + p \Delta V$. $H = E + pV$, $H = E + pV$, $H = q + p \Delta V$.

PP 15.12 - fattori che influenzano la spontaneità di una reazione: entropia, grado di disordine. Il principio della termodinamica: a causa delle trasformazioni spontanee, l'universo tende a uno stato di maggiore disordine.

AS universo = AS sistema + AS ambiente > 0 per un processo spontaneo. l'entropia di una sostanza in un qualsiasi condizione termodinamica la sua entropia assoluta ed e' detta entropia standard S^0 , che non e' uguale a zero a 0 K).