

Vb.0 - 2002

FORMULARIO DI CHIMICA

con elementi di FantaChimica¹



by Adriano Nardi - Univ. di Roma "La Sapienza" - V.O.

Per il corso di Chimica di Scienze Geologiche

¹ "FantaChimica" = chimica empirica appositamente studiata per risolvere i problemi in modo rapido e meccanico senza troppi perché. Le regole fantachimiche sono qui riportate entro riquadri a tratto intero. Si rende noto che le leggi della Fantachimica, pur portando a risultati corretti, sono malviste dal corpo docente. Si declina ogni responsabilità circa gli effetti diseducativi, le reazioni negative degli insegnanti e gli eventuali errori causati dall'uso scorretto, arbitrario o non ponderato delle suddette leggi.

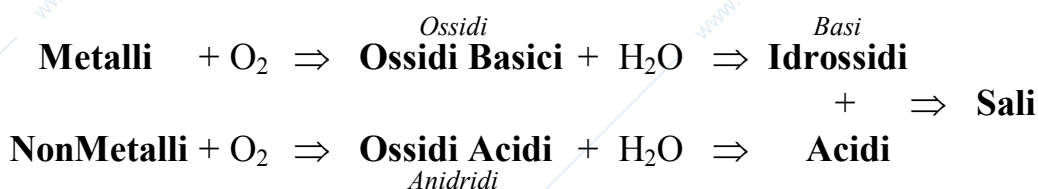
Valenze:

Gruppo	N.O. (valenza)
I	+1
II	+2
III	+3
IV	+4 +2 (-4)
V	-3 +5 +3 (-1)
VI	-2 +6 +4 (+2)
VII	-1 +7 +5 +3 +1

in generale

Gas Nobili	0	Zinco	2
Idrogeno	1	Mercurio	1,2
Cromo	2,3,6	Argento	1
Manganese	2,3,4,6,7	Rame	1,2
Ferro	2,3	Piombo	2,4
Nichel	2,3	Ossigeno	-1,-2

Valenza: il n° di atomi di H con il quale un atomo di un dato elemento si combina o reagisce.

Esistono 5 principali classi di Composti:**Nomenclatura IUPAC (composti inorganici):**

	<i>Prefisso</i>		<i>Suffisso</i>		
Ossidi e Acidi:	IPO	yyyy	OSO	(-)	Valenza
	-	yyyy	OSO		
	-	yyyy	ICO		
	PER	yyyy	ICO	(+)	
Sali:	IPO	yyyy	ITO	(-)	Valenza
	-	yyyy	ITO		
	-	yyyy	ATO		
	PER	yyyy	ATO	(+)	

di XXX

Costruire la Formula (schema fantachimico):

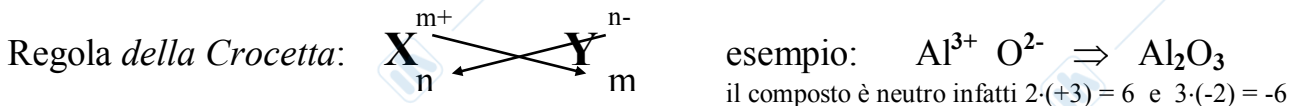
Composti:

- **Binari** ⇒ metodo “della Crocetta”
- **Ternari**
 - IDROSSIDI ⇒ come nei binari usando il metodo “della Crocetta”
 - ACIDI ⇒ Si parte ⇒ + H⁺ col metodo “della Sora Penna”
 - SALI ⇒ dall'Ossianione ⇒ + Me⁺ col metodo “della Crocetta”

Regola generale: tutti i composti devono risultare sempre elettricamente neutri

• Composti Binari :

Gli **OSSIDI** sono composti di un qualunque elemento (metallo o non-metallo) con l'**ossigeno** nello stato di valenza **-2**. La forma generica è **XO** combinati secondo la regola della crocetta:



se m e n sono divisibili per uno stesso numero la formula si semplifica: $S_2O_6 = SO_3$

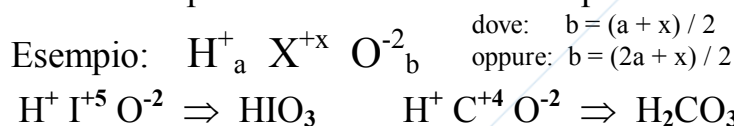
• Composti Ternari:

Gli **IDROSSIDI** sono composti formati da un **metallo** e lo ione **(OH)⁻**: **Me(OH)**

Si applica anche in questo caso il metodo della crocetta tra metallo e ione come se fosse un composto binario: $Me^{m^+} (OH)^{-}_m$ esempio: $Mg^{2+} (OH)^{-} \Rightarrow Mg(OH)_2$

Gli **ACIDI** sono composti formati da **idrogeno** con valenza +1, un non-metallo, e l'**ossigeno** nella valenza -2. La forma generica è: **HNmO**

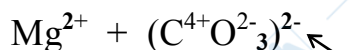
Regola della sora Peppa: "sommo le cariche positive, divido per due e il risultato lo attribuisco ad O. Se la somma delle cariche positive NON è divisibile per due allora aggiungo un H e riprovo".



I **SALI** sono composti formati dall'**ossianione** di un Acido e il **metallo** di un Idrossido. La forma generica è **MeNmO**.

In pratica si stacca l'H dall'acido e al suo posto si aggancia il metallo dell'idrossido. Bisogna calcolare che la carica complessiva dell'ossianione deve neutralizzare quella del metallo. I due membri vanno combinati con il metodo della crocetta.

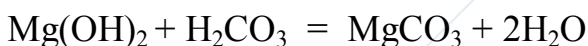
Esempio: *Carbonato di Magnesio* $Mg^{2+} + (C^{4+}O^{2-})^{2-}$ metallo ossianione



Si aumentano gli atomi di O perché è quello che ha carica negativa. Con 3O la carica complessiva è -2 e neutralizza quella del Mg.

La carica complessiva dell'ossianione è 2 ma per neutralizzare la +2 del Mg occorre un ossianione con carica -2

Infatti:



ATTENZIONE: alcuni composti hanno la tendenza ad inglobare acqua atmosferica.

Si avranno in questo caso due versioni del composto:

con acqua \Rightarrow **orto...** composto normale

senza acqua \Rightarrow **meta...** solo in laboratorio

Occorre allora aggiungere H₂O nella formula di alcuni composti, tra cui quelli contenenti:

Boro, Fosforo, Arsenico, Silicio

• **Altri composti** (più esotici):

Gli **IDRACIDI** (V.N.) sono composti binari dell'**idrogeno** (valenza sempre +1) con un non-metallo (acidi binari). Seguono anch'essi la regola della crocetta. La forma generica è **HNm** e prendono il suffisso **idrico**. Esempio: HF = acido fluoridrico

Gli **IDRURI** (IUPAC) sono ancora composti binari dell'idrogeno e seguono la regola della crocetta. Si dividono in idruri **covalenti** (H nella valenza +1) e idruri **salini** (H con valenza -1). La forma generica è **HX** e il nome **idruro di X**.

SALI BINARI: sono binari perché provenienti da un Idracido. La forma generica è: **MeNm** e prendono il nome di **Nmuro di Me**.

I **SALI ACIDI** sono quelli in cui rimane qualche H dall'acido. Nella nomenclatura prendono la desinenza **biX**, **idrogenoX**, **mono/bi acido** o **mono/di idrogeno**.

Esempi: Na_2HPO_4 **bifosfatodisodio** o **idrogenofosfatodisodio** o fosfato **monoacido** di sodio
 NaH_2PO_4 **diidrogenofosfatodisodio** o fosfato **biacido** di sodio

I **SALI DOPPI** sono quelli formati da due ossidi e un acido e quindi contengono due metalli e un non metallo. Prendono la desinenza **doppio**.

Esempio: NaKSO_4 solfato **doppio** di sodio e potassio

PEROSSIDI: ossidi in cui l'**O** ha eccezionalmente valenza **-1**.

SUPEROSSIDI: ossidi in cui l'**O** ha eccezionalmente valenza **-1/2**.

Esempi di nomenclatura e formule:

FeO	ossido ferroso	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	idrossido ferroso
Fe_2O_3	ossido ferrico	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	idrossido ferrico
H_2SO_3	acido solforoso	HNO_2	acido nitroso
H_2SO_4	acido solforico	HNO_3	acido nitrico
H_2SiO_3	acido metasilicico	H_4SiO_4	acido ortosilicico
HPO_2	acido fosforoso	HPO_3	acido metafosforico
H_3PO_3	acido ortofosforoso	H_3PO_4	acido ortofosforico
ipiodito di calcio	$\text{Ca}(\text{IO})_2$	metaarsenito di alluminio	$\text{Al}(\text{AsO}_2)_3$
monoH ortoborato di Na	Na_2HBO_3	nitrito di magnesio	$\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$
bisolfito ferrico	$\text{Fe}(\text{HSO}_3)_3$	perclorato di bario	$\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$
idrossido di alluminio	$\text{Al}(\text{OH})_3$	solfato di alluminio	$\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$
anidride solforosa (V.N.)	SO_3	anidride fosforosa (V.N.)	P_3O_2
ammoniaca (V.N.)	NH_3	fosfina (V.N.)	PH_3
soda caustica (V.N.)	NaOH		
ione Ammonio	$(\text{NH}_4)^+$	ione Acidato	$(\text{CH}_3\text{COO})^-$
ione Ossalato	$(\text{C}_2\text{O}_4)^{-2}$	acido formico	HCOOH

Conversioni :

$$^{\circ}\text{K} = 273 + ^{\circ}\text{C}$$

$$1 \text{ Atm} = 760 \text{ Torr} = 101325 \text{ Pa} \quad - \quad 1 \text{ Pa} = 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ Atm}$$

$$1 \text{ Torr} = 0,00131 \text{ Atm} = 133,3 \text{ Pa} = 1 \text{ mm Hg a } 0^{\circ}\text{C}$$

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

Rapporti ponderali:

Numero Atomico: **Z** = N° di elettroni (= N° dei protoni) è il numero d'ordine della tavola periodica.

Peso Atomico: **P.a.** = massa rapportata ad 1/12 dell'atomo di C (P.a. del H = 1)

Peso Molecolare: **P.m.** = somma dei pesi atomici degli atomi che compongono la molecola.

Peso Formula: **P.f.** = somma dei pesi atomici nei composti ionici (che non sono molecole discrete).

Peso Equivalente: **P.eq.** = quantità in peso che reagisce con 1g di H (P.eq. O = 8,00 g)

il *Peq* di una sostanza che si forma o reagisce in una reazione di \Rightarrow Idrolisi = $\text{Pf} / n^{\circ}e^{-}$

$$\text{Peq} \cdot \text{valenza} = \text{Pa}$$

Neutralizzazione = $\text{Pm} / n^{\circ}\text{H}^{+}$

Ossidoriduzione = $\text{Pm} / n^{\circ}e^{-}$

N° di equivalenti: **N.e.** = g / Pe

Mole: 1 mole di entità = un numero di Avogadro di pezzi = $6,02 \cdot 10^{23}$ pezzi

Peso di una mole di una sostanza:
quantità in g \equiv peso atomico, molecolare o formale

Grammoatomo: quantità in g \equiv Pa

Grammolecola: quantità in g \equiv Pm

Grammofomula: quantità in g \equiv Pf

N° di moli: **n** = grammi di sostanza / peso di una mole = $g / \text{Pa} = g / \text{Pm} = g / \text{Pf}$

Molarità: **M** = $n / V_l = g / (\text{Pm} \cdot V_l)$ (numero moli di soluto in 1l di soluzione)

Formalità: **F** = n_{Pf} / V_l (numero di Pf di soluto in 1l di soluzione)

Normalità: **N** = $\text{Ne} / V_l = g / (\text{Peq} \cdot V_l)$ (numero di equivalenti in 1l di soluzione)

Molalità: **m** = n / Kg (numero moli di soluto in 1Kg di solvente)

Leggi dei Gas Ideali:

L. di Boyle: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$ quando $T = K$

L. di Charles: $P_1 / T_1 = P_2 / T_2$ quando $V = K$

L. di Gay-Lussac: $V_1 / T_1 = V_2 / T_2$ quando $P = K$

dove:
 $P = \text{Atm}, V = \text{l}, T = ^{\circ}\text{K}$

Equazione di stato: $P_0 \cdot V_0 / T_0 = P \cdot V / T$ (date tutte le condizioni *iniziali* e due delle *finali*)

per n moli di Gas si ha: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ ovvero $P \cdot V = (g / \text{Pm}) \cdot R \cdot T$

dove **R = 0,0821** se la pressione è in **Atm** e il volume è in **l**

dove **R = 82,1** se la pressione è in **Atm** e il volume è in **ml** \Rightarrow (T è sempre in **°K**)

Densità: $d = g / V \Rightarrow d = P \cdot \text{Pm} / R \cdot T$

e tra due gas a **P** e **T** costanti: $d_a / d_b = \text{Pm}_a / \text{Pm}_b$

L. di Dalton: $P_{\text{tot}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$ (in una miscela la P totale = somma delle P parziali dei singoli gas)

P Parziale: $P_1 = (n_1 / n) \cdot P_{\text{tot}}$ dove: n_1 = moli di un componente

n = moli tot. della miscela

$(n_1 / n) = X$
Frazione Molare

$P_1 = P \cdot (v_1 / V)$ dove: v_1 = volume che il componente occuperebbe da solo a **P** e **T**

V = volume della miscela a **P** e **T**, somma dei volumi parziali

[Gas \neq alle stesse condizioni hanno = n || 1 mole di qualsiasi gas a C.N. ($P=1\text{Atm}, T=0^{\circ}\text{C}$) occupa $V=22,4\text{l}$]

Dissociazione Elettrolitica (vale anche per la D.Termica):

Data la reazione $cAB \rightleftharpoons aA + bB$ se si hanno inizialmente n moli di reagente, x delle quali si dissociano (grado di dissociazione α) formano v particelle, all'equilibrio si otterrà:

moli di AB iniziali	=	n	=	n
moli di A formate	=	$an\alpha$	=	ax
moli di B formate	=	$bn\alpha$	=	bx
moli di AB residue	=	$n - cn\alpha$	=	$n - cx$
moli tot dei soli prodotti	=	$n\alpha v$	=	xv
moli totali all'equilibrio	=	$n \cdot [1 + \alpha(v-1)]$		

$$\text{Grado di dissociazione: } \alpha = n_d / n_i$$

(α = moli dissociate / moli iniziali)

$$\text{Moli di reagenti dissociate: } x = n\alpha$$

$$\text{N}^\circ \text{ di paricelle prodotte: } v = a + b$$

Costante di Dissociazione: $K_E = (c \cdot \alpha^2) / (1 - \alpha)$ "legge di diluizione di Ostwald"
 $K_E \cong c \cdot \alpha^2$ per gli elettroliti poco dissociati ($\alpha \ll 1$)
 (dove $c = n/V$ e α = moli dissociate / moli iniziali)

$$\text{Costante di dissociazione (Prodotto Ionico) dell'acqua: } K_W = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Nella dissociazione di **elettroliti deboli** tutte le proprietà colligative (P° , K_{eb} , K_{cr} , π) vanno calcolate moltiplicando il valore per il fattore di correzione: $[1 + \alpha(v-1)]$ dove α = grado di dissociazione e v = numero di ioni formati

Nella dissociazione di **elettroliti forti** (sali, molecole ioniche) la dissociazione è totale ($\alpha=1$) e le proprietà colligative (P° , K_{eb} , K_{cr} , π) vanno calcolate moltiplicando per il fattore di correzione: v = numero di ioni formati

Soluzioni:

Frazione Molare: $X = n_i / n$ (rapporto tra moli di un componente e moli totali)

% in peso: g di soluto contenuti in $100g$ di soluzione $\Rightarrow \% = g_a \cdot 100 / g_{tot}$

% in volume: ml di soluto contenuti in $100ml$ di soluzione $\Rightarrow \% = ml_a \cdot 100 / ml_{tot}$

NB: la somma delle % in peso dei vari componenti è 100% ma non è sempre così per la somma delle % in volume.

Soluzioni Titolate: N_e della soluzione titolata = N_e della soluzione da titolare

(Vedi anche pag.9 "Titolazioni")

$$V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2$$

dove V è il volume in litri e N la normalità (=Eq/l)

L. di Raoult: $P = P_a^\circ X_a + P_b^\circ X_b + P_c^\circ X_c + \dots$

dove P_a° , P_b° , P_c° , sono le tensioni di vapore dei componenti puri A, B, C, a quella T e X_a , X_b , X_c , sono le rispettive frazioni molari.

Si ha inoltre:

$$\Rightarrow P^\circ - P / P^\circ = X_b \quad P^\circ = \text{Tens. di vapore solvente puro; } X_b = \text{fraz. Mol. Soluto non volatile}$$

$$\Rightarrow P^\circ - P / P^\circ = g_b \cdot P_{m_a} / g_a \cdot P_{m_b} \quad \text{per soluzioni diluite; } g_a = \text{grammi solvente puro}$$

$$\Rightarrow P_{m_b} = (P \cdot g_b \cdot P_{m_a}) / (\Delta P \cdot g_a) \quad P_{m_b} = \text{peso molecolare soluto}$$

Innalz. Ebullioscopico ed Abbass. Crioscopico:

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

$$\Delta t = K_{cr} \cdot m$$

Qui le temperature in $^\circ C$!

m = molalità

Δt = differenza tra il punto di ebollizione o congelamento della soluzione e quello del solvente puro

Pressione Osmotica: $\pi = c \cdot R \cdot T$ dove: $C = n / V$ ovvero la concentrazione in moli/litro se V è in litri e $R = 0,0821$ la pressione osmotica π verrà espressa in **Atm**

L'abbassamento della pressione di vapore, l'innalzamento ebullioscopico, l'abbassamento crioscopico e la pressione osmotica sono proprietà che dipendono dal numero di particelle di soluto e vengono perciò dette **colligative**

Equilibri di Solubilità: $Ab_{\text{solido}} \Leftrightarrow nA^+ + nB^-$

Prodotto di Solubilità: $K_S = \text{costante} = [A^+]^n \cdot [B^-]^n$ (di un elettrolita forte poco solubile)
 $K_S = nS^n \cdot nS^n$ dove S = Solubilità (Moli/Litro)

Effetto dello *Ione Comune*:

esempio: $AgCl_{(s)} \Leftrightarrow pAg^+ + qCl^-$ considerando che: $[Ag^+] = S + C$
 $AgNO_3 \Leftrightarrow Ag^+ + NO_3^-$ $[Cl^-] = S$

avremo: $K_S = S^q (C + S)^p$ da cui, quando $C \gg S$: $K_S \cong SC$

ATTENZIONE: in questo caso occorre considerare come misura della solubilità solo la concentrazione dello ione che deriva esclusivamente dalla dissociazione dell'elettrolita poco solubile.

Solubilità dei Gas nei Liquidi:

Legge di Henry: $S = \text{cost} \cdot P$ dove P = Pressione Parziale del Gas, il valore cost dipende da T
 $V_G/V_L = \text{cost} \cdot RT$ dove V_G = Volume del Gas e V_L = Volume del Liquido

ATTENZIONE: la legge è valida solo per Gas che NON reagiscono con il solvente

Costante di Equilibrio:

data la reazione $nA + nB \Leftrightarrow nC + nD$ avremo:

$$K_C = \frac{[C]^n \cdot [D]^n}{[A]^n \cdot [B]^n}$$

valida per reazioni **in fase gassosa o in soluzione**
dove [x] = concentrazione molare del reagente x

L'attività di una sostanza pura allo stato solido o liquido = 1

$$K_X = \frac{X_C^n \cdot X_D^n}{X_A^n \cdot X_B^n}$$

valida per reazioni **in fase gassosa o in soluzione**
dove X = frazione molare = moli componente / moli miscela

$$K_P = \frac{P_C^n \cdot P_D^n}{P_A^n \cdot P_B^n}$$

valida **solo** per reazioni **in fase gassosa**
dove P_x = pressione parziale del componente x

N.B.: la costante di equilibrio dipende sempre soltanto dalla temperatura

$$K_P = \frac{P_{\text{tot}} X_C^n \cdot P_{\text{tot}} X_D^n}{P_{\text{tot}} X_A^n \cdot P_{\text{tot}} X_B^n}$$

valida **solo** per reazioni **in fase gassosa**
dove X = frazione molare = moli componente / moli miscela

$$K_P = K_C (R \cdot T)^{\Delta n} \quad \text{se } \Delta n = 0 \Rightarrow K_P = K_C$$

$$K_P = K_X \cdot P_{\text{tot}}^{\Delta n} \quad \text{se } \Delta n = 0 \Rightarrow K_P = K_X$$

$\Delta n = n_C + n_D - (n_A + n_B)$
(considerare solo i componenti gassosi)

Idrolisi salina:

data la molecola ionica AB e la reazione: $AB + H_2O \Leftrightarrow HB + A^+ + OH^-$

avremo la reazione di idrolisi: $B + H_2O \Leftrightarrow HB + OH^-$ poiché A di fatto non ha reagito

Grado di Idrolisi: $\beta = \sqrt{(K_i/C)}$ (è dell'ordine di 10^{-2} - 10^{-3})

Costante di Idrolisi $K_i = \frac{[HB] \cdot [OH^-]}{[B]}$

o anche: $K_i = K_w/K_{\text{debole}} \Leftrightarrow$ per un sale proveniente da un costituente debole (acido o base)

$K_i = K_w/(K_a \cdot K_b) \Leftrightarrow$ per un sale proveniente da acido e base entrambi deboli.

Termodinamica:

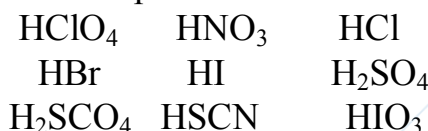
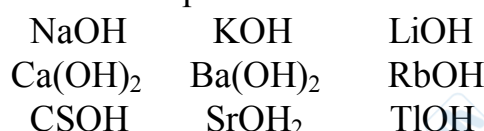
Energia Libera:

$$G = H - T \cdot S \quad \Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \quad \text{dove } H = \text{Entalpia e } S = \text{Entropia}$$

- per $\Delta G < 0 \Rightarrow$ la reazione è spontanea (esotermica)
- per $\Delta G = 0 \Rightarrow$ la reazione è all'equilibrio
- per $\Delta G > 0 \Rightarrow$ la reazione non è spontanea (endotermica)

En. Libera Standard: $\Delta G^\circ = -R \cdot T \cdot \ln K^* = -2,30 R \cdot T \cdot \log_{10} K^*$ $T = \text{°K}$ $R = 1,98 \text{ cal/grado}$ Equazione di Van't Hoff: $\log(K_{p1}/K_{p2}) = -(\Delta H^\circ/2,3R) \cdot (1/T_1 - 1/T_2)$ con: $T_1 > T_2$ Equazione di Boltzman: $N_E = N \cdot e^{-E/RT}$ dove $N_E =$ numero di molecole con energia $\geq E$ sulle N presentiEquazione di Clapeyron: $dP/dT = \Delta H/T\Delta V$ ovvero $\log P_2/P_1 = (\Delta H/2,303R)(1/T_1 - 1/T_2)$ **Acidi e Basi:**

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [H^+] & [H^+] &= 10^{-\text{pH}} \\ \text{pOH} &= -\log [OH^-] & [OH^-] &= 10^{-\text{pOH}} \\ \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} \quad \text{e} \quad \text{pOH} = 14 - \text{pH} \end{aligned}$$

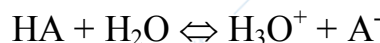
Acidi e Basi **Forti** = "che si dissociano totalmente"Acidi e Basi **Monoprotici** = "che dissociano un solo H^+ o OH^- " Per acidi e basi *Monoprotici* $\Rightarrow M = N$ **Principali Acidi Forti:****Principali Basi Forti:****Soluzioni di Acidi e Basi Forti:**

$$\text{pH} = -\log c \quad \Leftrightarrow \quad \text{se } c > 10^{-6} \text{ M}$$

$$[H^+]^2 - c [H^+] - K_W = 0 \quad \Leftrightarrow \quad \text{se } c < 10^{-6} \text{ M}$$

dove:

C = concentrazione iniziale dell'acido o della base

solo per i poliprotici:
 $\text{pH} = -\log 2c$ **Soluzioni di Acidi Monoprotici Deboli:**

$$[H^+] = \sqrt{(K_a \cdot c)} \quad \Leftrightarrow \quad \text{quando } K_a < 10^{-3} \quad \text{o} \quad c > 10^{-3}$$

$$[H^+]^2 + K_a [H^+] - c K_a = 0 \quad \Leftrightarrow \quad \text{quando } K_a > 10^{-3} \quad \text{o} \quad c < 10^{-3}$$

$$\text{qualora fosse noto } \alpha \quad \Rightarrow \quad [H^+] = \alpha c \quad \text{e} \quad \text{pH} = -\log \alpha c$$

Soluzioni di Basi Monoprotiche Deboli: $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

$$[OH^-] = \sqrt{(K_b \cdot c)} \quad \Leftrightarrow \quad \text{quando } K_b < 10^{-3} \quad \text{e} \quad c > 10^{-3}$$

$$[OH^-]^2 + K_b [OH^-] - c K_b = 0 \quad \Leftrightarrow \quad \text{quando } K_b > 10^{-3} \quad \text{e} \quad c < 10^{-3}$$

$$\text{qualora fosse noto } \alpha \quad \Rightarrow \quad [OH^-] = \alpha c \quad \text{e} \quad \text{pOH} = -\log \alpha c$$

Soluzioni di Acidi Poliprotici Deboli:

$$[H^+] \cong c \quad \Leftrightarrow \quad \text{quando } K_a < 10^{-3}$$

$$[H^+]^2 + K_a [H^+] - c K_a = 0 \quad \Leftrightarrow \quad \text{quando } K_a > 10^{-3}$$

Considerare solo la prima ionizzazione.

Quando K_c è molto piccolo (tipo 10^{-7}) si avrà $K_a = [\text{acido dissociato}]$ **Soluzioni Tamponanti** (quando ho in soluzione un sale + il suo componente debole):

$$\bullet \text{ Acido Debole + suo Sale: } [H^+] = K_a \cdot (c_a / c_s) \quad \text{pH} = -\log K_a + \log (c_s / c_a)$$

$$\bullet \text{ Base Debole + suo Sale: } [OH^-] = K_b \cdot (c_b / c_s) \quad \text{pOH} = -\log K_b + \log (c_s / c_b)$$

$$\bullet \text{ Miscela di Sali di Acido Polibasico: } [H^+] = K_a \cdot (c_1 / c_2) \quad \text{pH} = -\log K_a + \log (c_2 / c_1)$$

($c_1 =$ concentrazione acido di I ionizzazione $c_2 =$ concentrazione. acido di II ionizzazione)

Equilibri Acido-Base in Soluzioni Saline (quando metto sale in acqua):

- sale di Acido Forte + Base Forte \Rightarrow $\text{pH} = 7$ (soluz. neutra)
- sale di Acido Debole + Base Forte \Rightarrow $K_b = K_W / K_a$ $[\text{OH}^-] = \sqrt{(K_b \cdot c)}$ (soluz. basica)
- sale di Acido Forte + Base Debole \Rightarrow $K_a = K_W / K_b$ $[\text{H}^+] = \sqrt{(K_a \cdot c)}$ (soluz. acida)
- sale di Acido Debole + Base Debole \Rightarrow $[\text{H}^+] = \sqrt{[K_W (K_a / K_b)]}$; $\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \log K_a + \frac{1}{2} \log K_b$
- sali di Acidi Poliprotici ed altri Anfotiti \Rightarrow $[\text{H}^+] = \sqrt{[K_{a1} \cdot (K_{a2} \cdot c + K_W) / (K_{a1} + c)]}$

Titolazioni: vedi pag.6 "Soluzioni \Rightarrow Titolate"

Indicatori: $\text{H}_{\text{Ind}} \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Ind}^-$
 $\log ([\text{Ind}^-] / [\text{H}_{\text{Ind}}]) = \text{pH} + \log K_{\text{ind}}$

Al punto di eq.:
 $[\text{X}] \approx \sqrt{(K \cdot C_s)}$
 se Acido Forte $\text{X}=\text{H}$
 se Base Forte $\text{X}=\text{OH}$

Oltre il punto di eq.:
 $[\text{X}] \approx C_{\text{sale}}$
 se Acido Forte $\text{X}=\text{H}$
 se Base Forte $\text{X}=\text{OH}$

Reazioni di Ossidoriduzione: "ricetta della sora Lella"

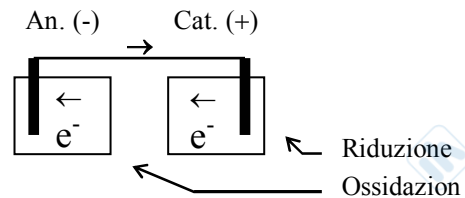
- Riscrivere l'equazione molecolare in forma ionica (si dissocino tutti gli elettroliti, negli acidi si separino gli H dall'ossianione, nelle basi si separi il metallo dall'OH)
 - si osservi quali elementi cambiano il numero di ossidazione.
 - si scriva la semireazione di ciascuno di questi elementi sommando l'opportuno numero di elettroni all'elemento più positivo per colmare la differenza con l'altro
 - si bilancino le cariche e le masse: la somma algebrica delle cariche di destra deve eguagliare quella delle cariche di sinistra; a destra e a sinistra devono trovarsi le stesse quantità degli stessi elementi
 - si scriva a fianco di ciascuna semireazione il numero di elettroni che è in gioco nell'altra. Questo numero verrà usato come fattore di moltiplicazione per tutti gli elettroliti di quella semireazione.
 - si riscriva dunque l'equazione ionica sommando membro a membro le due semireazioni. Nel far ciò si dovrà anche moltiplicare il coefficiente stechiometrico di ciascuno ione per il fattore che gli era stato assegnato.
- tralasciando gli elettroni, si ricompongano ora tutti gli elettroliti per riformare tutti i composti che si avevano inizialmente con il coefficiente che ne deriva. Si eliminino le quantità uguali di composti uguali eventualmente presenti in entrambi i membri della reazione. L'equazione molecolare è ora bilanciata.

Elettrolisi:

L. di Faraday: $m = (Q \cdot P_{\text{Eq}}) / F$ dove: m = massa in g della sostanza formatasi
 Q = quantità di elettricità (I-t)
 P_{Eq} = peso equivalente
 F = costante di Faraday = 96500 Coulomb = 26,80 Ah

Pila Chimica:Semireazione: $\text{pox} + n\text{e}^- \Leftrightarrow \text{qrid}$ Eq. Nernst: $E_X = E^\circ + \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{ox}]^p}{[\text{rid}]^q}$

Elettrodo | Ox; Rid || Ox; Rid | Elettrodo

**f.e.m.** = $E_C - E_A$ con: $E_C > E_A$

Regoletta fondamentale

OX = specie ossidante = specie ridotta = specie che acquista elettroni = specie con **maggior numero di ossidazione**
RID = specie riducente = specie ossidata = specie che cede elettroni = specie con **minor numero di ossidazione**

in realtà va indicato il logaritmo del rapporto delle ATTIVITA': $\log \frac{(a_{\text{ox}})^p}{(a_{\text{rid}})^q}$ ma per a si possono usare le concentrazioni molari per i Liquidi, le pressioni per i Gas e per Solidi e Liquidi Puri $a = 1$.

Pila a Concentrazione:

Pila dove i semielementi sono uguali ma le concentrazioni diverse

Regola del cavolo

$$\text{f.e.m} = \frac{0,0592}{n} \log \frac{C_1^p}{C_2^p}$$

dove: $C_1 > C_2$ Se la ΔC è nella specie **OX** \Rightarrow la specie con **C=max** è al catodoSe la ΔC è nella specie **RID** \Rightarrow la specie con **C=min** è al catodo**In generale nelle Pile:**

$$\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$$

dove: $F = K_{\text{faraday}} = 96500 \text{ Coulomb} = 26,8 \text{ Ah}$ $n =$ numero di elettroni scambiati $E^\circ = E_c^\circ - E_a^\circ =$ differenza tra i potenziali normali

$$\log K = 16,9 \cdot n \cdot E^\circ \quad \text{a } 25^\circ\text{C}$$

se $\Delta G^\circ < 0 \Rightarrow$ la reazione è spontanea \Rightarrow esiste una f.e.m.

Avvertenze e modalità d'uso:

- Questo formulario non comprende tutto il programma ma soltanto quello che è indispensabile per l'esame di Chimica per Scienze Geologiche, con l'esclusione della chimica organica.
- Lo scopo del formulario è quello di rappresentare un supporto nello svolgimento degli esercizi ed eventualmente un asso "nella manica", nel senso letterale, da giocare nell'esame scritto. Nel secondo caso si consiglia di "miniaturizzare" a partire da pag. 5.
- La Redazione non si assume alcuna responsabilità circa eventuali danni morali, materiali o cerebrali causati da errori concettuali o di stampa e più un generale dall'uso proprio o improprio di questi appunti.
- Si sconsiglia vivamente di propagandare con disinvoltura le regole fantachimiche.
- Questo testo è la stampa del file "CHIMICA.pdf" che è stato prelevato GRATUITAMENTE dal sito WEB:

Geologia 2000 [www.anisn.it/geologia2000]

QUESTO TESTO E IL SUO FILE SORGENTE NON POSSONO ESSERE UTILIZZATI A SCOPO DI LUCRO, CIOE' NON POSSONO ESSERE VENDUTI NE' CEDUTI ATTRAVERSO ATTIVITÀ PUBBLICITARIE DI QUALSIASI TIPO SENZA ESPLICITO CONSENSO DELL'AUTORE.
IN OGNI CASO LA DIFFUSIONE DEVE RISPETTARE L'INTEGRITÀ DEL TESTO E LA CITAZIONE CHIARA E COMPLETA DI AUTORE E PROVENIENZA.

APPENDICE

Alcuni composti (inorganici) chiesti all'esame:

nitrate di bario
solfo di argento
monidrogeno solfito di calcio
dicromato di alluminio
ortiodato di magnesio
nitrate di alluminio
silicato di magnesio
solfo di ammonio
metaborato di litio
carbonato di calcio
nitrate di magnesio
ortosilato di magnesio

ortosilicato di sodio
metaidrogeno ortofosfato di bario
nitrito di litio
bicarbonato di sodio
iodato di bario
iodato di calcio
diidrogeno carbonato di magnesio
nitrito di calcio
ortoborato di alluminio
bisolfito di bario
bicarbonato di calcio
fosfina (V.N.)