



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 851

DATA: 12/03/2014

A P P U N T I

STUDENTE: Faletta

MATERIA: Chimica

Prof. Delmastro

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.**

GUIDA AI QUESITI DI CALCOLO

CAPITOLO 1 : STATO GASSOSO

Leggi:

- **Peso molare:** $PM = \sum PA ; \left[\frac{g}{mol} \right]$
- **Massa:** $\omega = n * PM$
- **Moli:** $n = \frac{\omega}{PM}$
- **Volume:** $[l = dm^3]$
- **Densità:** $d = \frac{\omega}{V} \left[\frac{g}{l} = \frac{g}{dm^3} \right]$
- **Gas in condizioni standard:** $T = 298 K, P = 1 atm$
- **Gas in condizioni normali:** $T = 273 K, P = 1 atm, V = n \cdot 22,4 l$
- **Legge di Avogadro per gas in condizioni normali:** $V = n \cdot 22,4 l$
- **Volume totale di una miscela:** $V_{tot} = V_1 + V_2 + \dots + V_n$
- **Pressione totale di una miscela:** $p_{tot} = p_1 + p_2 + \dots + p_n$
- **Frazione molare:** $\chi_i = \frac{n_i}{n_{tot}} = \frac{p_i}{p_{tot}} = \frac{V_i}{V_{tot}} = \frac{\% V}{100}$
- **Somma delle frazioni molari:** $\chi_1 + \chi_2 + \chi_3 + \dots + \chi_n = 1$
- **Pressione parziale:** $p_i = p_{tot} \cdot \chi_i$
- **Peso molecolare di una miscela:** $PM_{medio} = \chi_1 PM_1 + \chi_2 PM_2 + \dots + \chi_n PM_n$
- **Massa miscela:** $\omega = n_{tot} \cdot PM_{medio} = n_1 PM_1 + n_2 PM_2 + \dots + n_n PM_n$
- **Percentuale in massa di un gas:** $\% \omega = \frac{\omega_i}{\omega_{tot}} \cdot 100 = \frac{n_i \cdot PM_i}{n_{tot} \cdot PM_{tot}} \cdot 100$
- **Percentuale in volume di un gas:** $\% V = \frac{V_i}{V_{tot}} \cdot 100$
- **Percentuale molare di un gas:** $\% M = \frac{n_i}{n_{tot}} \cdot 100 = \chi_i \cdot 100$
- **Equazione di stato dei gas perfetti:** $pV = nRT$, con $R = 0,082 \frac{l \cdot atm}{mol \cdot K}$
- **Equazione di Mayer:** $pV = \frac{\omega}{P.M.} RT \Rightarrow p \cdot P.M. = dRT$, con $R = 0,082 \frac{l \cdot atm}{mol \cdot K}$
- **Reazione di combustione:** *Composto che brucia* + $O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- **Proporzioni in una reazione:** $k_1:k_2 = n_1:n_2$, dove k_1 e k_2 sono i coefficienti stechiometrici di due composti in una reazione, nonché il loro numero di moli nella reazione, e n_1 e n_2 sono le moli reali dei composti.

che il prodotto tra i rapporti trovati e k dia in tutti i casi dei numeri interi. Il composto con le moli campione avrà pedice k , mentre gli altri composti avranno pedici pari al prodotto di k per i rispettivi risultati dai rapporti. Scrivi dunque la formula minima. Per calcolare la formula molecolare devi calcolare il peso molecolare del composto che puoi determinare dalla legge dei gas perfetti (se hai temperatura, pressione, volume e soprattutto la massa del composto) oppure generalmente è un dato del problema. Fatto ciò rapporta il peso molecolare trovato con il peso molecolare della formula minima: il risultato è il coefficiente che moltiplica i pedici di ciascun elemento presente nel composto.

- Nei problemi sulle miscele gassose, generalmente ti vengono fornite le percentuali del miscuglio o in peso o in volume. Nel caso di **percentuali in peso**, il problema ti fornisce in aggiunta o i grammi di soluzione o la densità della soluzione; in entrambi i casi puoi determinare le moli dei composti. Infatti se hai i grammi di soluzione puoi trovare i grammi dei composti e quindi risalire alle loro moli; se invece hai la densità della soluzione, puoi calcolare la massa di 1 litro di soluzione e quindi ricavi i grammi dei composti e le loro moli. Nel caso di **percentuali in volume**, sei generalmente in presenza di aria in condizioni normali! Il problema ti fornisce o il volume della miscela, o la massa della miscela; in entrambi i casi puoi determinare le moli dei composti. Infatti se hai il volume della miscela, per la legge di Avogadro, puoi calcolare le moli totali dal rapporto fra il volume e il volume molare (22,414 litri) e, di conseguenza, puoi calcolare le singole moli, ricordando che la frazione molare è pari alla percentuale in peso divisa per 100; se invece hai la massa della miscela, puoi ricavare le moli totali d'aria calcolando il peso molecolare medio e, di conseguenza, puoi calcolare le singole moli, per l'osservazione precedente.
- Nel caso di **reazioni di combustione**, devi innanzitutto bilanciare la reazione. Se il problema ti dà la massa dei reagenti e ti chiede di determinare la pressione finale della fase gassosa (perché la pressione è determinata solo dai gas!), l'obiettivo è quello di determinare le moli di CO_2 prodotte. A tal scopo, calcola le moli dei reagenti e identifica il limitante. Il limitante si ricava confrontando le moli campione dei reagenti (la mole campione è data dal rapporto tra le moli totali del reagente e il rispettivo coefficiente stechiometrico); il composto che ha le moli campione più basse è il limitante, quindi assumi le moli campione del limitante come moli campione per la reazione, cioè le moli associate a $k = 1$ per qualsiasi composto presente in reazione. In tal modo puoi calcolare le moli di CO_2 prodotte moltiplicando le moli campione per il coefficiente stechiometrico di CO_2 . Se disponi della temperatura e del volume del reattore, puoi calcolare, utilizzando l'equazione di stato dei gas perfetti, la pressione totale. Generalmente la combustione avviene in aria, perciò hai una

CAPITOLO 2 : EQUILIBRI CHIMICI

Leggi:

- Moli: $n = \frac{\omega}{P.M.}$
- Pressione totale di una miscela: $p_{tot} = p_1 + p_2 + \dots + p_n$
- Volume totale di una miscela: $V_{tot} = V_1 + V_2 + \dots + V_n$
- Frazione molare: $\chi_i = \frac{n_i}{n_{tot}} = \frac{p_i}{p_{tot}} = \frac{V_i}{V_{tot}}$
- Somma delle frazioni molari: $\chi_1 + \chi_2 + \chi_3 + \dots + \chi_n = 1$
- Percentuale in volume di un gas: $\%V = \frac{V_i}{V_{tot}} * 100$
- Percentuale molare di un gas: $\%M = \frac{n_i}{n_{tot}} * 100 = \chi_i * 100$
- Percentuale in massa di un gas: $\%\omega = \frac{\omega_i}{\omega_{tot}} * 100$
- Legge di Avogadro: $V_{gas\ 1} : n_{gas\ 1} = 22,414\ l : 1\ mol = V_{gas\ 2} : n_{gas\ 2}$
- Pressione parziale: $p_i = p_{tot} * \chi_i$
- Equazione di stato dei gas perfetti: $pV = nRT$ con $R = 8,31 \frac{J}{mol \cdot K} = 0,082 \frac{l \cdot atm}{mol \cdot K}$
- Reazione generica: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$
- Concentrazione di un soluto: $[A] = \frac{n_a}{V_{soluzione}}$
- Costante di equilibrio delle concentrazioni: $K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$
- Costante di equilibrio delle pressioni: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Relazione K_p e percentuali in volume: $k_p = \frac{p_1 p_2}{p_3} = p \frac{x_1 x_2}{x_3} = p \frac{\frac{\%V_1}{100} \cdot \frac{\%V_2}{100}}{\frac{\%V_3}{100}}$
- Relazione fra le due costanti: $K_c = K_p (RT)^{-\Delta n}$
- Variazione numero di moli nella reazione: $\Delta n = (c + d) - (a + b)$
- Relazione tra due gas in una reazione: $\begin{cases} K_p = \frac{p_B^b}{p_A^a} \\ p_{tot} = p_a + p_b \end{cases}$
- Percentuali in volume: $\begin{cases} mol(a) = \%V(a) \\ mol(b) = \%V(b) \end{cases}$ con moli totali = 100
- Percentuale di composto che reagisce: $\frac{kx}{moli\ iniziali} \cdot 100$
- K_p CON UN SOLO COMPONENTE GASSOSO: $K_p = p(gas) \rightarrow$ IL GAS OCCUPA TUTTO IL VOLUME

- Quando nella reazione sono presenti solo due gas e non puoi ricondurti alla tabella ma disponi della K_p , della pressione parziale di un gas e della pressione totale del sistema, riconduciti al **sistema** sopracitato tra le formule. Tale sistema è anche utile quando si aumenta la pressione del sistema dalla condizione di equilibrio.
- Quando il problema richiede il numero di moli di un **composto** allo stato **solido**, appare evidente che esso non può essere incluso nella tabella. L'unico modo per ricavarlo consiste nel trovare il valore x dalla tabella dei gas e confrontare i coefficienti stechiometrici dei composti nella reazione (Es: se il solido ha coefficiente stechiometrico 1 le moli richieste saranno uguali a x).
- Ricorda che quando possiedi le **pressioni** parziali e la pressione totale, non pensare che devi ricondurti per forza alla k_p ; puoi infatti ricondurre il problema dalle pressioni alle moli utilizzando la legge delle frazioni molari.
- In casi rari (risoluzione quesiti 2.11 e quesito 2.18), quando non disponi del numero di moli del reagente, puoi ipotizzare che esso abbia moli pari a 1, per semplicità di calcolo.
- La densità di un miscuglio la puoi calcolare in due modi: o ricavi il peso molecolare medio e utilizzi l'equazione di stato dei gas perfetti, oppure ricavi il volume dall'equazione di stato dei gas perfetti e poi rapporti la massa totale al volume ricavato. Ovviamente per poter fare queste operazioni devi sapere la x della tabella in modo da poter determinare le moli all'equilibrio.
- **Consigli utili:** se hai il volume riconduciti assolutamente alla k_c e se hai la pressione e non il volume riconduciti assolutamente alla k_p . Se $\Delta n = 0$ il problema può anche non fornirti il volume e la pressione perché non sono fattori fisici attivi; la costante infatti rimane in funzione delle sole frazioni molari. Se hai volume e pressione puoi ricavare dall'equazione di stato dei gas perfetti le moli totali, da uguagliare alle moli totali ricavate dalla tabella. Quando usi la k_c ricorda di non scordare i volumi ai denominatori, perché sono concentrazioni! Le percentuali in volume le devi convertire in moli su 100 moli totali. In genere o hai la x oppure hai la k . Quando non hai nessuna delle due i casi sono **2**:
 - hai la pressione e il volume quindi puoi ricavare il numero di moli totali da uguagliare alle moli totali ricavate dalla tabella;
 - hai la pressione e le percentuali in volume e non hai le moli iniziali. In questo caso:

$$k_p = \frac{p_1 p_2}{p_3} = p \frac{x_1 x_2}{x_3} = p \frac{\frac{\%V_1}{100} \cdot \frac{\%V_2}{100}}{\frac{\%V_3}{100}}$$

* quando usi la k_p ricorda di non scordare mai le espressioni
 utilizzando le frazioni molar e non le moli!! 7

- Soluzioni*
- Relazione tra i due stati di un gas diluito: $M_1 = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solvente 1}} (l)}$, $M_2 = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solvente 2}} (l)} \Rightarrow M_1 \cdot V_{\text{solvente 1}} = M_2 \cdot V_{\text{solvente 2}}$
 - Concentrazione di un soluto: $[A] = \frac{n_a}{V_{\text{soluzione}}}$
 - Concentrazione ione e molarità: $[ione] = M\gamma\alpha = \gamma\alpha \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solvente}} (l)}$
 - Concentrazione ione diluito: $[ione]' = \frac{[ione] \cdot V_{\text{solvente}} (l)}{V'_{\text{solvente}} (l)}$ Errore problema 3.9! *SOLO QUANDO LA VARIANTE È DI UN'ESTENSIONE*
 - N° ioni, n° di H⁺ nella formula di un acido, n° di OH⁻ nella formula di una base: γ
 - Normalità: $N = \gamma M$
 - Normalità e molarità per acidi monoprotici o basi monodrissili: $\gamma = 1 \Rightarrow N = M$, se $V = 1l \Rightarrow N = n$
 - Acidi monoacidi: $K_a < 10^{-4} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{K_a \cdot [HA]}$
 - Basi monobasiche: $K_b < 10^{-4} \Rightarrow [OH^-] = \sqrt{K_b \cdot [BOH]}$
 - pH soluzione: $pH = -\log[H^+]$
 - pOH soluzione: $pOH = -\log[OH^-]$
 - Variazione di pH in una soluzione: $\Delta pH = pH_f - pH_i = -\log[H_f^+] + \log[H_i^+]$
 - Relazione tra pH e pOH in H₂O: $pH + pOH = 14$
 - Concentrazione ioni H⁺ per acidi: $[H^+] = 10^{-pH}$
 - Concentrazione ioni OH⁻ per basi: $[OH^-] = 10^{-pOH}$
 - Prodotto ionico dell'acqua: $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2 l^{-2}$
 - Concentrazione ioni H⁺ per acidi: $[H^+] = M\gamma\alpha = N\alpha$, dove γ è il numero di idrogeni H⁺ dell'acido
 - Concentrazione ioni OH⁻ per basi: $[OH^-] = M\gamma\alpha = N\alpha$, dove γ è il numero di odrissili OH⁻ della base
 - Neutralizzazione: $mol(H^+) = mol(OH^-)$ e non ~~$[H^+] = [OH^-]$~~

Osservazioni:

- **Calcolo della molalità:** negli esercizi dove ti dà la densità della soluzione, la formula del soluto e la percentuale in peso del soluto, supponendo il volume della soluzione pari a 1 litro, puoi determinare i grammi e le moli del soluto e del solvente; in tal modo puoi calcolarti la molalità del soluto. Se non ti dà la percentuale in peso del soluto, puoi supporre

- Negli esercizi inerenti alla **pressione osmotica**, generalmente ti dà la temperatura e il volume (se non ti fornisce il volume, nella maggior parte dei casi puoi considerare 1 litro di soluzione). Il problema dunque è determinare il numero di moli del soluto e il coefficiente di van't Hoff. a) Se l'acido è monoprotico (o la base è monodrissile) $N = M$ perciò, se disponi della normalità, essa è uguale alla molarità; se utilizzi la definizione di molarità ottieni che il valore di N (nel caso di 1 litro di soluzione) è pari a n . b) Il parametro z (numero di ioni derivanti dalla dissociazione) si deduce dalle caratteristiche dell'acido (es: per un acido monoprotico debole vale 2). Il grado di dissociazione α invece è legato alla normalità e alla concentrazione di H^+ ; perciò se il problema ti fornisce anche il pH puoi ricavare $[H^+]$ e quindi α . Se in un problema ti dice che due soluzioni hanno la stessa pressione osmotica, puoi impostare le due formule delle pressioni osmotiche uguali e ottenere un'equazione che ti permette di calcolare l'incognita del problema.
- La **legge della diluizione di Ostwald** si utilizza solo per elettroliti binari cioè che corrispondono alla formula $1A + 1B \rightleftharpoons 1C$. In genere si utilizza questa legge quando il problema ti dà o ti chiede il valore K_i , ovvero la costante di ionizzazione o di dissociazione di un acido o di una base (NON il grado di ionizzazione α : il grado di ionizzazione α varia al variare della molarità invece la costante di ionizzazione K_i rimane costante). Può capitare che la richiesta sia di determinare la concentrazione degli ioni H^+ . In questo caso la legge di Ostwald è utile perché, disponendo della molarità, ti permette di determinare α , con cui puoi ricavare la concentrazione degli H^+ . Analogamente la legge di Ostwald è utile quando varia la concentrazione e devi ricavare il nuovo valore della molarità della soluzione. Per tutte le soluzioni non eccessivamente diluite di acidi monoacidi deboli che presentano un valore di $K_a < 10^{-4}$, e di basi monobasiche deboli che presentano un valore di $K_b < 10^{-4}$, puoi utilizzare la **formula con la radice** al posto della legge di Ostwald. Nel caso di diluizioni in cui non ti specifica il valore della costante, se conosci la concentrazione iniziale di H^+ , puoi ricavare quella finale moltiplicando per il volume e dividendola per il nuovo volume V' .
- Nel caso di soluzioni acquose, puoi passare dalla concentrazione degli H^+ a quella degli OH^- o viceversa, utilizzando la legge del **pH**. Ricorda che quando si parla di acidi e ti richiede $[OH^-]$, devi prima ricavare $[H^+]$ e poi trovare $[OH^-]$.
- Nei problemi in cui si verifica una **variazione del pH**, ricorda che essa è determinata dall'aggiunta o di soluto, o di acqua: se aggiungi acidi, la soluzione diventa più acida; se aggiungi basi, la soluzione più diventa basica; (se aggiungi acqua la soluzione diventa più basica). In genere puoi calcolarti il pH iniziale grazie alla concentrazione molare e al grado di dissociazione. Il pH finale è modificato dalla variazione di molarità; perciò se possiedi la

CAPITOLO 4 : ELETTROCHIMICA

Leggi:

- Molarità: $M = \frac{n_{soluto}}{V_{solvente (l)}}$
- Intensità di corrente: $I = \frac{Q}{t}$
- Numero di equivalenti: $E_q = n z$ *
- Numero di ossidazione: z
- Carica di un equivalente: $1E_q \Rightarrow 1F = 96500 C$
- Proporzione equivalenti-cariche: $1E_q : 1F = xE_q : yF$
- Carica: $Q = E_q \cdot 96500 = n z \cdot 96500$
- Numero di equivalenti: $E_q = \frac{Q}{96500}$
- Peso di un equivalente: $P.E. = \frac{P.A.}{z}$ *DA ABBINARE*
- Massa scaricata all'elettrodo: $\omega_{elettrodo} = E_q \cdot P.E.$ *→ ELETTRON (NON COMPOSITO!)*
- Massa totale: $\omega_{totale} = \omega_{elettrodo} + \omega_{soluzione}$
- pH soluzione: $pH = -\log[H^+]$
- Concentrazione ioni H^+ per acidi: $[H^+] = 10^{-pH}$
- Potenziale normale di elettrodo: $E^\circ (V)$ *MAI FORMULE USI IL VOLT, POI SE IL PROBLEMA LO RICHIEDE, ESPRIMI IL RISULTATO IN mV*
- Elettrodi standard: $E = E^\circ (V)$ *(V) (V)*
- *Elettrodo di idrogeno: $E_{eff} = (0,059) \log[H^+]$
- Equazione di Nerst (calcolo del potenziale dell'elettrodo): $E_{eff} = E^\circ \pm \left(\frac{0,059}{n}\right) \log[Me^{n\pm}]$
- Concentrazione metallo: $[Me^{n\pm}] = \frac{n_{sale}}{V_{solvente}}$ *m.o. MACHINI*
- Generica semireazione di riduzione in forma ionica: $a Ox + ne^- \rightarrow b Rid$ *↑*
- Equazione di Nerst per le RedOx: $E_{eff} = E^\circ \pm \left(\frac{0,059}{n}\right) \log \left(\frac{[Ox]^a}{[Red]^b}\right)$ *→ in forma ossidata (Ox TAVOLA) / → in forma ridotta (Rid TAVOLA)*
- Equivalenti ossidati e equivalenti ridotti in una RedOx: $E_{qOx} = E_{qRed}$ *↓*
- Forza elettromotrice: $f.e.m. = E_1 - E_2$ con $E_1 > E_2$ *m.o. MACHINI*
- Forza elettromotrice pila Daniell: $f.e.m. = E_{Cu} - E_{Zn}$
- Generica reazione pila - cella: $A / A^{n+} // B^{m+} / B$ *→ PARTIRIA UN CONDUTTORE VERSO IL BASTO*
- *NUMERO DI BASTONCINI: z = z_A*
- * pH BASTONCINO IDROGENO IN SOLUZIONI: $-E_{eff} = 0,059(-\log[H^+])$; $pH = \frac{E_{eff}}{0,059}$
- VALENZA ACQUA DURANTE L'ELETTROLISI: $z = 2$

* $g = g$

mol PH = $g \cdot P.E.$

mol KFA = $g \cdot \frac{P.E.}{z}$

$g = mol \cdot (kz)$

↓
N° ATOMI DELLA SOSTANZA

*Adesso
Pov.
208!*

devi ricondurti alla formula per le RedOx: guarda la tavola dei potenziali per capire chi si ossida e chi si riduce sempre nell'ambito della stessa reazione della tavola. Il calcolo del potenziale dell'elettrodo è utile quando devi calcolare la differenza di potenziale, ovvero la differenza tra i potenziali dei due elettrodi.

- Negli esercizi delle **pile**, costruisci le due semireazioni secondo la tabella dei potenziali e poi bilanciabile in modo da equilibrare gli elettroni; infine somma membro a membro per ottenere la reazione completa. Se ti specifica il sale e i grammi del sale, puoi trovare la molarità, che in questi problemi equivale alla concentrazione, e quindi ricavare il potenziale. Quando in una pila ti fornisce le semireazioni con $A / A^{n+} // B^{m+} / B$ e ti fornisce il peso iniziale e finale di uno stesso elettrodo puoi ricavare la variazione del peso dell'altro elettrodo. Infatti gli equivalenti di A ossidato devono essere uguali agli equivalenti di B ridotto. Dal rapporto tra la massa depositata e il P.E. dell'elemento incognito e moltiplicalo per gli equivalenti per trovare la massa che si stacca. Nei problemi di pila Daniell calcola le molarità del rame e dello zinco e calcola i rispettivi potenziali.
- Notazioni:
 - 1 grammo atomo = 1 mole di atomo
 - 1 grammo mole = 1 mole di molecole
 - 1 grammo ione = 1 mole di ioni
 - 1 grammo formula = 1 mole di unità formula

• ossigeno: $PM = 32$, $PA = 16$, $PG = 8$; $Z = 4$.

CONCLUDIAMO QUANDO CHE PER LE REAZIONI PIU' ANTICHE NON SI CONSIDERA LA VALENZA DELL'ATOMO MA IL DOPIO DELLA VALENZA DELL'ATOMO, CIOE' $Z' = 2Z$. ESEMPPIO:

SE ALL'ANNO SI SARIAMO 0,25 EQUIVALENTI DI O_2

VOL DIRE CHE SI SARIAMO UNA MASSA PER A:

$$m = E_g \cdot PG = 0,25 \cdot 8 = 2 \text{ g di } O_2; \text{ DA CUI}$$

POI RITORNATI ALL'EQUAZIONE DI STATO DEI GAS PERFETTI

$$\text{IL VOLUME DI } O_2 \text{ CHE SI SVOLGE ALL'ANNO} \cdot PV = \frac{m}{PM} RT$$

• USANDO L'ACQUA: VALENZA $H_2O = 2$ PERCHE' $PM(H_2O) = 18$, MA 15 SAPPIAMO CHE AL PASSAGGIO DI 1F SI SARIAMO 8 g di O_2 O 1 g di H_2 , CIOE' 8 g di H_2O , ALLORA $Z = 2$

bruciati in totale puoi ricavare con una proporzione il calore sviluppato. Ogni volta che il problema ti fornisce la densità e il volume del combustibile, puoi ricavare il numero di moli.

- In reazioni di combustione con **miscela**, calcola separatamente le entalpie di reazione e le entalpie totali. Per far ciò, generalmente il problema ti fornisce le percentuali in peso e le rispettive densità, o le percentuali in volume da cui ricavarti le rispettive moli dei combustibili costituenti la miscela; in caso contrario puoi sempre ipotizzare o 100 g o 1 l di miscela. Dopodiché somma le entalpie ricavate. Se il problema ti impone **due condizioni** contemporaneamente, ad esempio massa e volume della miscela, ricava il calore totale sulla base della massa e successivamente fai una proporzione relativa al volume; infatti la massa di miscela considerata potrebbe non occupare il volume richiesto. Ovviamente effettuare la proporzione devi conoscere il volume della miscela in dipendenza delle masse e della densità.
- Nel caso di reazioni di **miscela** costituite da percentuali diverse di gas, ricorda che possono partecipare alle reazioni solo quelle che contengono ossigeno o carbonio, in modo tale da generare acqua o anidride carbonica. Quando la miscela è composta da CO, N₂ e H₂, è chiaro che la molecola dell'azoto non reagisce, sia per la sua stabilità, ma anche perché nei prodotti della combustione non sono presenti composti con l'azoto. Il che significa che CO, reagendo con l'ossigeno, può generare la CO₂ e che H₂, reagendo con l'ossigeno, può generare H₂O; in totale dunque si producono CO₂ e H₂O, che sono i prodotti della combustione.*
- Nel caso di reazioni di combustione, a volte il problema ti fornisce una **reazione esemplare** da cui puoi ricavare dei dati; ma tieni presente che il problema non richiede informazioni sulla reazione esemplare.
- Nel caso del metano bruciato in aria, per calcolare la percentuale in volume nel miscuglio aria-metano, devi ricavare le moli di metano che sono state bruciate e rapportarle alle moli d'aria iniziali.

* SE TI DA LE % DEI GAS DELLA MISCELA, RILAVA LE MOLI TOTALI COLLEGGIANDOSI DI SOTTO DEI GAS PERFETTI E POI, TENENDO IN CONSIDERAZIONE UNA PROPORZIONATA VOLUME-MOLI, PUOI RILAVARE LE RISPETTIVE MOLI CON UNA PROPORZIONE STESSA! $m = \frac{m_{mix}}{100} \cdot \%$

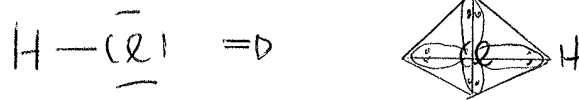
• ATTENZIONE: IL CALORE LIBERATO O ASSorbito IN UNA REAZIONE VA PRESO CON IL SEGNO NEGATIVO!!!! REAZIONE ESOTERMICA!!

17

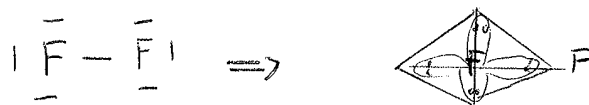
• ENTALPIA DI COMBUSTIONE DI UN COMPOSTO? ΔH CHE SI LIBERA DALLA COMBUSTIONE COMPLETA DEL COMPOSTO

GEOMETRIE MOLECOLARI

- HCl : IL CLORO È IBRIDATO sp^3 PERCHÉ HA 3 DOPPETTI LIBERI E 1 DI LEGAME. LA SUA STRUTTURA È QUINDI UN TETRAEDRO.



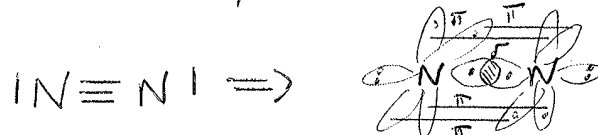
- F_2 : CIASCUN ATOMO DI FLUORO È IBRIDATO sp^3 PERCHÉ HA 3 DOPPETTI LIBERI E 1 DI LEGAME. LA LORO STRUTTURA È QUINDI UN TETRAEDRO; È DIAMAGNETICA.



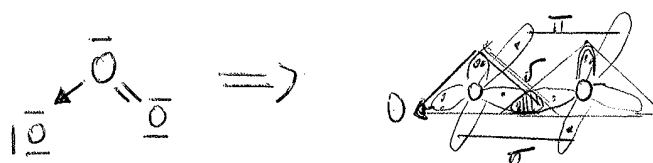
- O_2 : CIASCUN ATOMO DI OSSIGENO È IBRIDATO sp^2 PERCHÉ PRESENTA 2 DOPPETTI LIBERI E UN DOPPIO LEGAME; È UNA MOLECOLA PARAMAGNETICA.



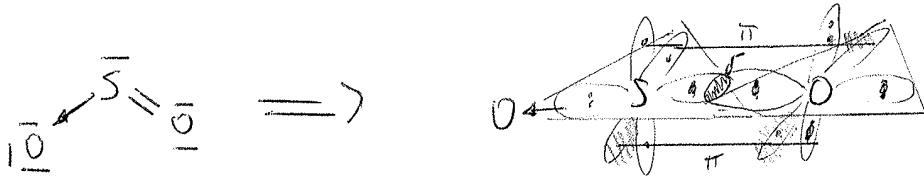
- N_2 : CIASCUN ATOMO DI AZOTO È IBRIDATO sp PERCHÉ PRESENTA 1 DOPPIO LIBERO E UN TRIPLO LEGAME; È UNA MOLECOLA DIAMAGNETICA.



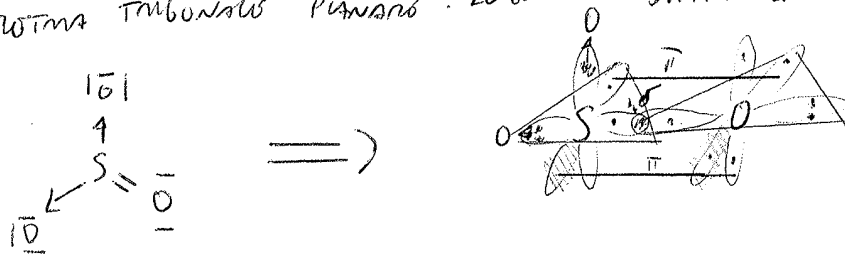
- O_3 : SAPPREMO CHE È UNA MOLECOLA RISONANTE TUTTAVIA RAPPRESENTIAMO UNA SUA FORMA LIMITE. L'ATOMO CENTRALE È UN OSSIGENO IBRIDATO sp^2 PERCHÉ PRESENTA UN DOPPIO LEGAME CON UN OSSIGENO E UN LEGAME ATIVO CON L'ALTRO OSSIGENO. ALLORA HA VSEPR AX_3 , PER LA PRESENZA DI 3 DOPPI PIAZZI, 2 DI LEGAME E 1 LIBERO; LA GEOMETRIA È QUINDI TRIGONALE PLANARE A 120° .



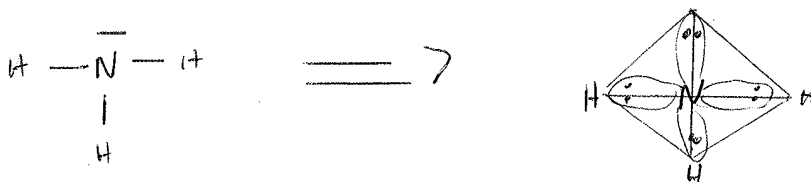
• SO_2 : LA MOLECOLA È RISONANTE, MA CONSIDERIAMO UNA FORMA LIMITE;
 LO ZOLFO È L'ATOMO CENTRALE E PRESENTA UN DOPPIO LEGAME CON UN
 OSSIGENO E UN LEGAME DATIVO CON L'ALTRO OSSIGENO. LA VSEPR È AX_2
 E LO ZOLFO È IBRIDATO SP_2 ; LA GEOMETRIA È TRIGONALE PLANARE.



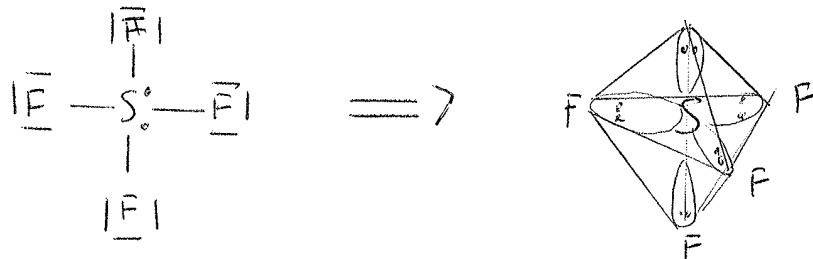
• SO_3 : LA MOLECOLA È RISONANTE, MA CONSIDERIAMO UNA FORMA LIMITE.
 LO ZOLFO È L'ATOMO CENTRALE, NON ESPANDE LA SFERA DI VALENZE,
 ED È CIRCONDATO DA 3 ATOMI DI OSSIGENO; HA VSEPR AX_3 E
 GEOMETRIA TRIGONALE PLANARE. LO ZOLFO È IBRIDATO SP_2



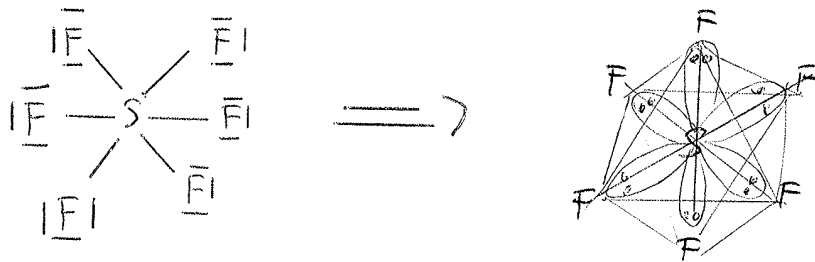
• NH_3 : LA MOLECOLA È UNA BASE DI LÖWIS; L'ATOMO CENTRALE È L'AZOTO
 CHE STABILISCE 3 LEGAMI E UN GIUOCO LIBERO E PRESENTA UN DOPPIO LEGAME;
 HA VSEPR AX_3 E QUINDI L'ATOMO HA IBRIDAZIONE SP^3 ; LA MOLECOLA
 HA QUINDI GEOMETRIA TETRAEDRICA DISTORTA DAL DOPPIO LEGAME LIBERO.



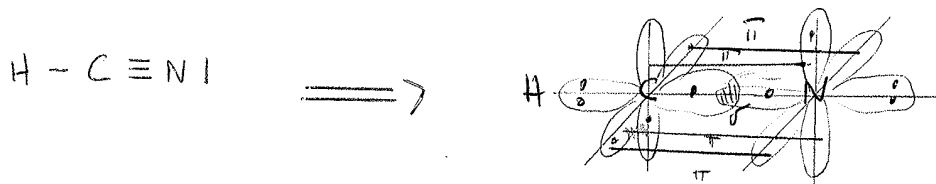
- SF_4 : L'ATOMO CENTRALE È LO ZOLFO CHE OSPANDA 1 VOLTA LA SFERA DI VALENZA IN MODO DA AVERE 5 DOPPIETTI, 4 DI LEGAME E 1 LIBERO. HA GEOMETRIA AX_4 E LO ZOLFO È IBRIDATO sp^3d ; TRIGONALE BIPIRAMIDALE



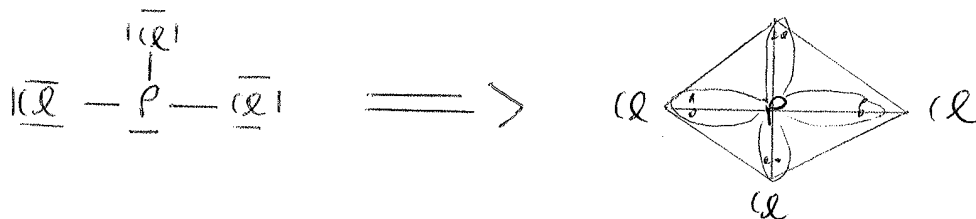
- SF_6 : L'ATOMO CENTRALE È LO ZOLFO CHE OSPANDA 2 VOLTE LA SFERA DI VALENZA IN MODO DA AVERE 6 DOPPIETTI DI LEGAME; HA USE PER AX_6 E GEOMETRIA OTTAEDRICA; LO ZOLFO È IBRIDATO sp^3d^2



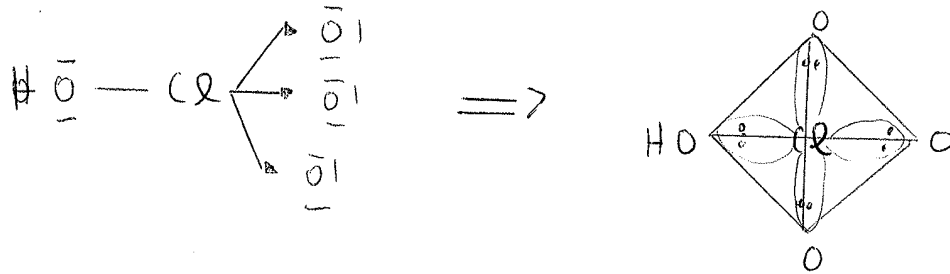
- HCN : L'ATOMO CENTRALE È IL CARBONIO, CHE È LEGATO CON L'AZOTO IN UN TRIPLO LEGAME; INFATTI HA USE PER AX_2 , CIOÈ HA LA GEOMETRIA LINEARE A 180° E IBRIDAZIONE sp .



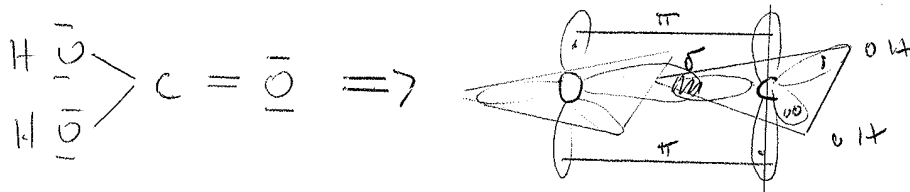
- PCl_3 : L'ATOMO CENTRALE È IL FOSFORO, CHE PRESENTA 4 DOPPIETTI, 3 DI LEGAME E 1 LIBERO; HA USE PER AX_3 E GEOMETRIA TETRAEDRICA DISTORTA DAL DOPPIETTO; IL FOSFORO È IBRIDATO sp^3



- HClO_4 : L'ATOMO CENTRALE È IL CLORO ; CI SONO 4 IDROGENI QUINDI IL CLORO È LEGATO AD 1 GRUPPO OH E A 3 OSSIGENI ; HA QUINDI VSEPR AX_4 , GEOMETRIA TETRAEDRICA , IBRIDAZIONE SP_3 ; RISONANZA



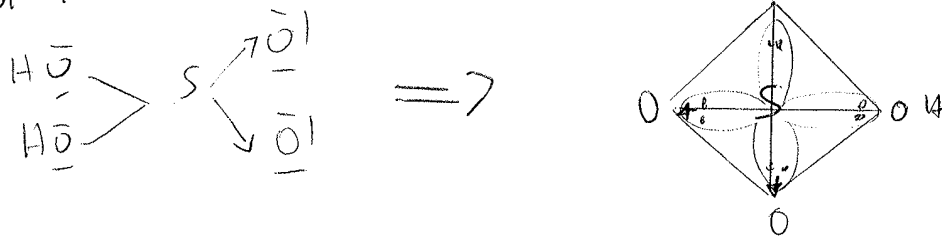
- H_2CO_3 : L'ATOMO CENTRALE È IL CARBONIO ; CI SONO 2 IDROGENI QUINDI IL CARBONIO È LEGATO A 2 GRUPPI OH E A 1 OSSIGENO ; HA QUINDI 3 DOPPII LEGAMI (IL LEGAME TRA L'OSSIGENO SINGOLO E IL CARBONIO È DOPPIO LOVINO PERCHÉ L'OSSIGENO DEVE SATURARSI) ; HA QUINDI VSEPR AX_3 , GEOMETRIA TRIANGOLARE PIANARE , IBRIDAZIONE SP^2 .



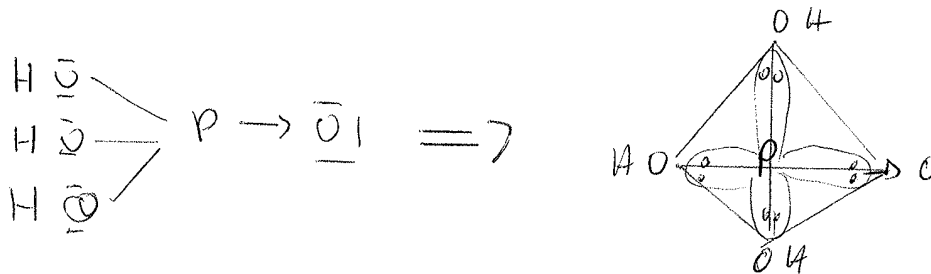
- H_3BO_3 : L'ATOMO CENTRALE È IL BORO ; CI SONO 3 IDROGENI QUINDI IL BORO È LEGATO A 3 GRUPPI OH ; QUINDI HA VSEPR AX_3 E QUINDI UNA GEOMETRIA TRIANGOLARE PIANARE ; IL BORO È UNIVALENTE E IBRIDATO SP^2



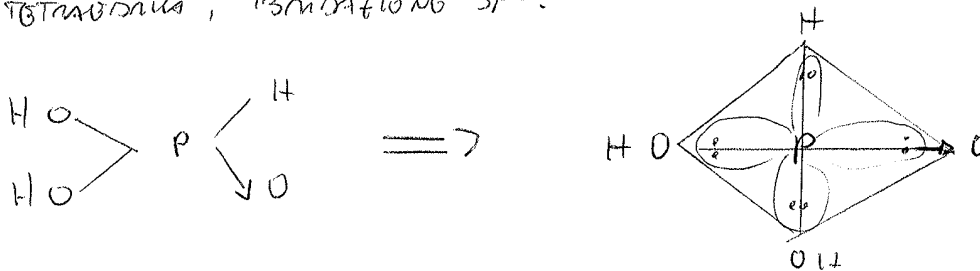
- H_2SO_4 : L'ATOMO CENTRALE È IL ZOLFO; CI SONO 2 IDROGENI QUINDI LO ZOLFO È LEGATO A 2 GRUPPI OH E A 2 OSSIGENI CON LEGAMI DOPPI O NATIVI; È QUINDI UNA STRUTTURA IN RISONANZA; CONSIDERIAMO UNA FORMA LIMITE; HA USURA AX_4 , GEOMETRIA TETRAEDRICA E IBRIDAZIONE sp^3 .



- H_3PO_4 : L'ATOMO CENTRALE È IL FOSFORO; CI SONO 3 IDROGENI QUINDI IL FOSFORO È LEGATO A 3 GRUPPI OH E A 1 OSSIGENO CON UN LEGAME DOPPIO O CON UN LEGAME NATIVO; HA QUINDI USURA AX_4 , GEOMETRIA TETRAEDRICA, IBRIDAZIONE sp^3 ; RISONANZA



- H_3PO_3 : L'ATOMO CENTRALE È IL FOSFORO; CI SONO 3 IDROGENI TUTTAVIA UNO ACIDO, DETTO ACIDO FOSFORICO, NON HA TUTTI E 3 GLI IDROGENI ACIDI, CIOÈ UN IDROGENO NON È LEGATO ALL'OSSIGENO! QUINDI IL FOSFORO È LEGATO A 2 GRUPPI OH, AD 1 H E HA RISONANZA CON L'OSSIGENO. CONSIDERIAMO UNA FORMA LIMITE; HA USURA AX_3 , GEOMETRIA TETRAEDRICA, IBRIDAZIONE sp^3 .



- $\text{CH}_2 = \text{CHCl}$; CLOROSTIRENE → CLORURO DI VINILE
- CH_3OH ; METANOLO → ALCOL METILICO
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; ETANOLO → ALCOL ETILICO
- $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$; 1,2 ETANODIOLLO → Glicerolo ETILENICO
- $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 \\ | \quad | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$; 1,2,3 PROPANTRIOLLO → GLICERINA
- $\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{H}$; ETANOALDE → ALDEIDE ACETICA
- $\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{OH}$; ACIDO ETANOICO → ACIDO ACETICO
- $\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{CH}_3$; PROPANONE → ACETONE O DIMETIL ETANOONE
- $\begin{array}{c} \text{OH} \\ | \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$ → FENOLO
- $\text{HC} = \overset{\text{O}}{\parallel} - \text{H}$; METANOALDE → ALDEIDE FORMICA O FORMALDEIDE
- $\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{H}$; ETANOALDE → ALDEIDE ACETICA O ACETALDEIDE
- $\text{C}_6\text{H}_5 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{H}$; BENSALDEIDE → ALDEIDE BENZOICA
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{CH}_3$; BUTANOONE → METIL ETIL ETANOONE
- $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$ → METIL AIL ETILENE


• $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$: ESTERATO DI ETILE \rightarrow ACETATO DI ETILE

• $\text{C}_6\text{H}_5\text{C}(=\text{O})\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ \rightarrow BUTIRATO DI PROPILBENZENE

• $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COO}-\text{CH}_2 \\ | \\ \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COO}-\text{CH} \\ | \\ \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COO}-\text{CH}_2 \end{array}$ \rightarrow TRIBUTIRATO DI GLICERILE O BUTIRATO DI GLICERILE


• $\begin{array}{c} \text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOCH}_2 \\ | \\ \text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOCH} \\ | \\ \text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOCH}_2 \end{array}$ \rightarrow TRISTEARATO DI GLICERILE

• $3 \text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COONa}$ \rightarrow STEARATO DI SODIO (SAPONE)

• NH_2
 : FENILAMMINA \rightarrow ANILINA

• $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{NH}_2$: FORMALDEIDIDE \rightarrow FORMALDEIDIDE

• $\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{NH}_2$: ACETAMIDE \rightarrow ACETAMIDE

• - $\text{C}(=\text{O})-\text{NH}_2$ \rightarrow BENZAMIDE

REAZIONI CHIMICA ORGANICA

1) REAZIONI ALCANI:

- COMBUSTIONE $\Rightarrow \text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{calore}$
- SOSTITUZIONE IDROGENO $\Rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} + \text{HCl}$
 si sostituisce 1 solo H!!

2) REAZIONI ALCHENI:

• ADDIZIONE AL DOPPIO LEGAME:

- $\text{H}_2 \Rightarrow \text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$
- $\text{Cl}_2 \Rightarrow \text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \begin{matrix} \text{CH}_3 & \text{CH} & - & \text{CH}_2 \\ | & | & & | \\ \text{Cl} & \text{Cl} & & \text{Cl} \end{matrix}$
- $\text{HCl} \Rightarrow \text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \begin{matrix} \text{CH}_3 & \text{CH} & - & \text{CH}_2 \\ | & | & & | \\ \text{Cl} & \text{H} & & \text{Cl} \end{matrix}$ oppure $\begin{matrix} \text{CH}_3 & \text{CH} & - & \text{CH}_2 \\ | & | & & | \\ \text{H} & \text{Cl} & & \text{Cl} \end{matrix}$
- $\text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \begin{matrix} \text{CH}_3 & \text{CH} & - & \text{CH}_2 \\ | & | & & | \\ \text{OH} & \text{H} & & \text{H} \end{matrix}$ oppure $\begin{matrix} \text{CH}_3 & \text{CH} & - & \text{CH}_2 \\ | & | & & | \\ \text{H} & \text{OH} & & \text{OH} \end{matrix}$
- $\text{O}_2 \Rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \begin{matrix} \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 \\ \backslash & \text{O} & / \end{matrix}$

3) REAZIONI ALCHINI:

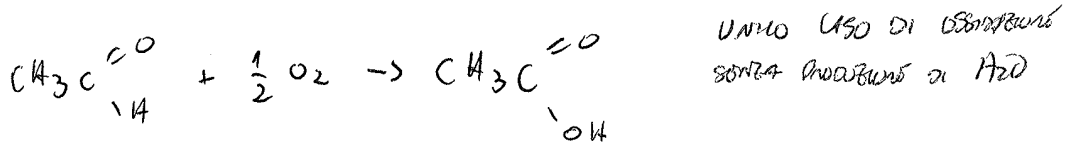
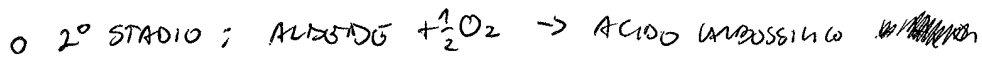
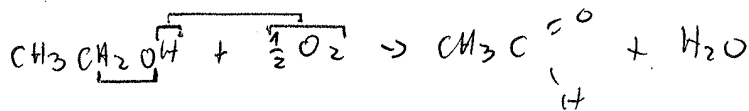
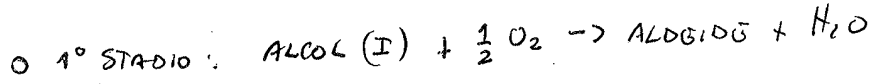
• DOPPIA ADDIZIONE AL TRIPLO LEGAME:

- 1^a ADDIZIONE $\Rightarrow \text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \begin{matrix} \text{CH}_3 & \text{C} & = & \text{CH} \\ | & | & & | \\ \text{Cl} & \text{Cl} & & \text{Cl} \end{matrix}$
- 2^a ADDIZIONE $\Rightarrow \begin{matrix} \text{CH}_3 & \text{C} & = & \text{CH} \\ | & | & & | \\ \text{Cl} & \text{Cl} & & \text{Cl} \end{matrix} + \text{Cl}_2 \rightarrow \begin{matrix} \text{Cl} & \text{Cl} & & \text{Cl} & \text{Cl} \\ | & | & & | & | \\ \text{CH}_3 & - & \text{C} & - & \text{CH} \\ | & & & & | \\ \text{Cl} & & & & \text{Cl} \end{matrix}$

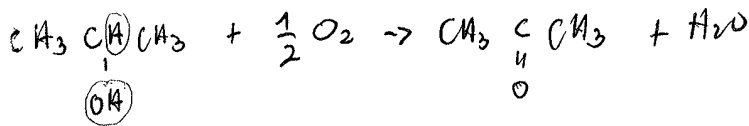
6) ALCOLI

• OSSIDAZIONI: GLI ALCOLI SONO PRODOTTI DA ...

- ALCOL PRIMARIO:

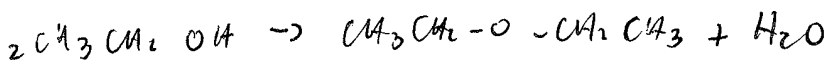
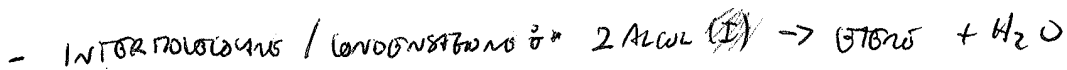
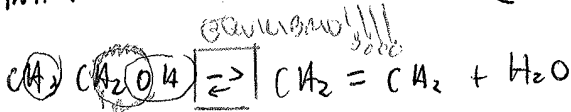
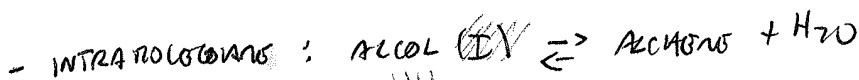


- ALCOL SECONDARIO: $ALCOL (II) + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CHETONE + H_2O$

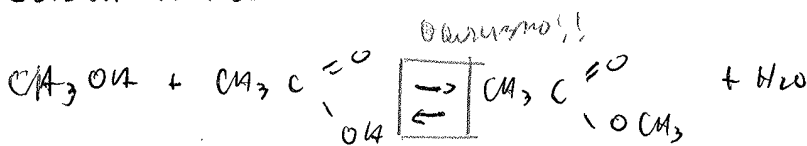


- ALCOL TERZIARIO: NESSUNA REAZIONE

• DESSIDRATAZIONI:



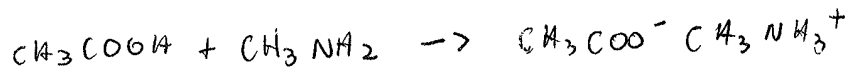
• ESTERIFICAZIONE: $ALCOL + ACIDO CARBOSSILICO \rightleftharpoons ESTERE + H_2O$



ESTERE DA UNA STESSA CATENA DIMIPIRTO CHE HA CANS R E ALMILIS DIMIPIRTO!

10) AMMINI

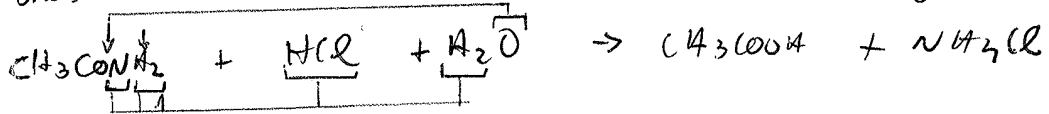
• SAUTIFICAZIONE: ACIDO CARBOSSILICO + AMMINA (I) → SALE DI ALUNO AMMONIO COMPATIBILI



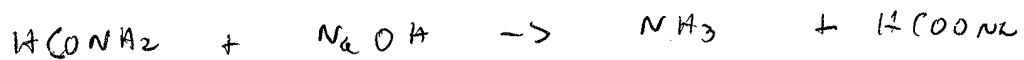
11) AMMIDI

• COMPORTAMENTO AMFOTERO:

- BASE MORGANICA + ACIDO MORGANICO FORTE $\xrightarrow{+ \text{H}_2\text{O}}$ ACIDO LIBERO + NH_4^+



- ACIDO DEBOLIO + BASE MORGANICA FORTE → BASE LIBERA + H^+



REAZIONI DI NEUTRALIZZAZIONE - MISCELE

$BOH, HA \text{ FORTI} \Rightarrow \alpha = 1, \gamma = 1 \Rightarrow N = M \Rightarrow [H^+] = M_1; [OH^-] = M_2$

$[H^+] = \frac{\text{mol}(HA)}{V_1}, \text{mol}(HA) = M_1 V_1$

$[OH^-] = \frac{\text{mol}(BOH)}{V_2}, \text{mol}(BOH) = M_2 V_2$

DISTINGUIAMO 3 CASI:

- $\text{mol}(HA) = \text{mol}(BOH) \Rightarrow$ NEUTRALIZZAZIONE COMPLETA
- $\text{mol}(HA) > \text{mol}(BOH) \Rightarrow \text{mol}(HA)' = \text{mol}(HA) - \text{mol}(BOH) \Rightarrow [H^+] = \frac{\text{mol}(HA)'}{V_1 + V_2 + V}$
- $\text{mol}(BOH) > \text{mol}(HA) \Rightarrow \text{mol}(BOH)' = \text{mol}(BOH) - \text{mol}(HA) \Rightarrow [OH^-] = \frac{\text{mol}(BOH)'}{V_1 + V_2 + V}$

$\Rightarrow \text{pH} = -\log_{10} [H^+]' \text{ OPPURE } \text{pOH} = -\log_{10} [OH^-]'$

ATTENZIONE: USA SE HA, UNA BOH O TI RIMUOVES IL pH, O SE HA7 UN HA O TI RIMUOVES IL pOH, USA: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

ELETTROLITI - COEFFICIENTE DI VAN'T HOFF

ELETTROLITI: SOSTANZA CHE, DISCIOLTA IN ACQUA, SI DISSOLVA (TOTALMENTE O PARZIALMENTE) IN IONI. DISTINGUIAMO:

- ELETTROLITI FORTI: TUTTI I SALI (SE NON SPECIFICATO), BASI FORTI (ALCALINI + OH) E ACIDI FORTI ($HNO_3, H_2SO_4, HCl, HClO_4, HBr, HI$), $\alpha = 1 \Rightarrow i = z$
- ELETTROLITI DEBOLI: $K_A \text{ o } K_B < 10^{-4}$; ACIDI E BASI, $\alpha = \% \Rightarrow i = 1 + \alpha(z-1)$

ATTENZIONE: TUTTI GLI ELETTROLITI SI SCIOLGONO IN ACQUA QUINDI HANNO TUTTI IL COEFFICIENTE DI VAN'T HOFF! PUOI TRALASCIARE QUESTO COEFFICIENTE SOLO CON COMPOSTI ORGANICI, CHE NON SI SCIOLGONO!

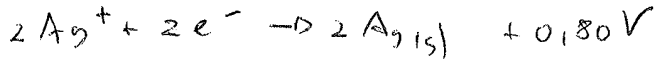
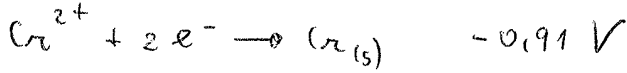
ATTENZIONE: NEL CASO DI MISCELE CON ELETTROLITI FORTI E DEBOLI LE MOL DI SOLUTO CHE MODIFICANO LE PROPRIETA' COLLEGATIVE SI VALGONO CON LA SOMMA DELLE MOL DEI SINGOLI COMPONENTI MOLTIPLICATE PER I RISPECTIVI COEFFICIENTI DI VAN'T HOFF.
 (ES: $m = i_1 m_1 + i_2 m_2 + \dots$)

ATTENZIONE: Z SI RITRAE CONTANDO GLI IONI CHE DERIVANO DALLA DISSOLUZIONE DEL COMPOSTO. ES: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$, $z = 2$; $CH_2ClCOOH \rightleftharpoons CH_2ClCOO^- + H^+$, $z = 2$

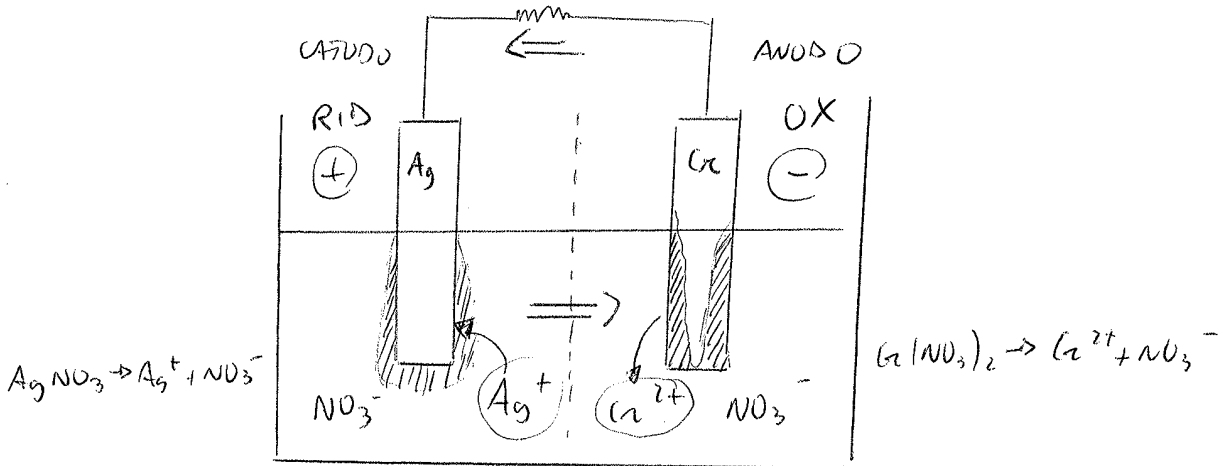
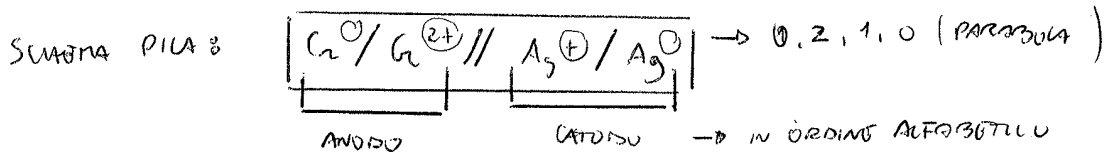
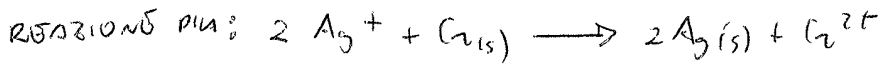
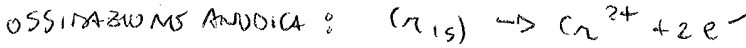
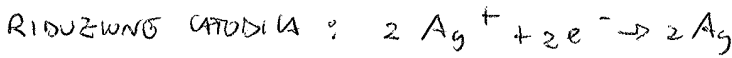
ESERCIZIO

• PILA: COSTRUIRE LA PILA (FRANCO ARGENTO)

GUARDO LA TAVOLA DEI POTENZIALI DI RIDUZIONE E SCENDO LO 2 SOTTORIPETIZIONI



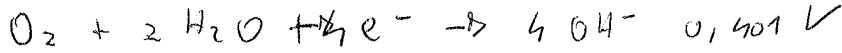
L'ARGENTO È PIÙ NUCLEARE DEL CRONIO, QUINDI HO (H₂):



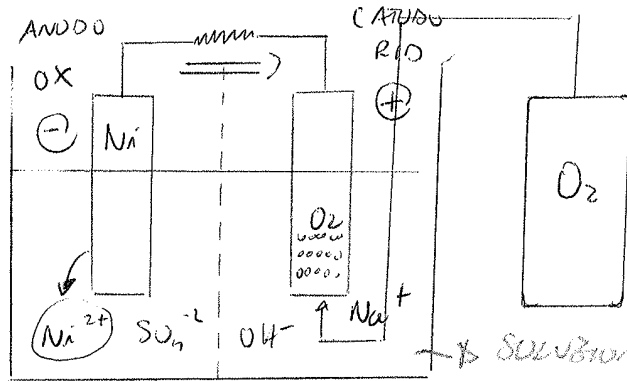
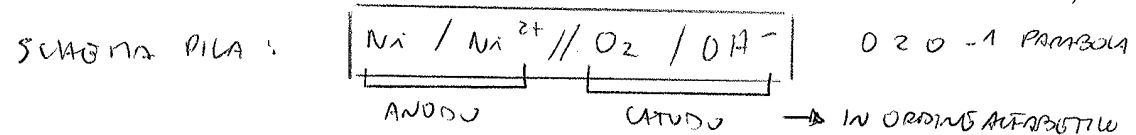
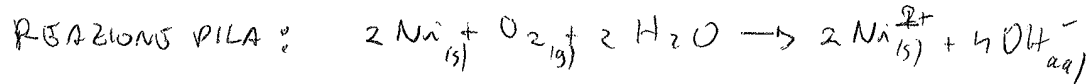
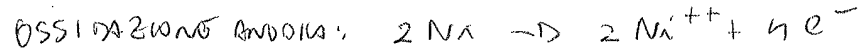
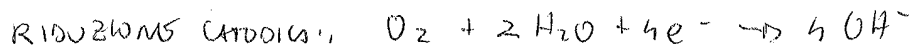
ALL'ANODO VENGONO LIBERATI CATIONI QUINDI SI CARICA NEGATIVAMENTE; AL CATODO GIUNGO CATIONI QUINDI SI CARICA POSITIVAMENTE. GLI IONI NITRATO MIGRANO DAL CATODO ALL'ANODO PER STABILIRE L'EBILIBRIO NEUTRALITÀ. LA CORRENTE ESTERNA VA DALL'ANODO AL CATODO

• PILA A GAS : COSTRUIRE LA PILA NICKEL - OSSIGENO

GUARDO LA TAVOLA DEI POTENZIALI DI RIDUZIONE E SCRIVO LE 2 SEMIREAZIONI:



L'OSSIGENO HA UN POTENZIALE DI RIDUZIONE MAGGIORE RISPETTO AL NICKEL E QUINDI SI RIDUCE, SI HA QUINDI:

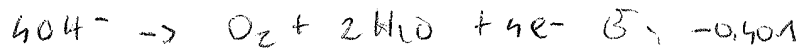


→ SOLUZIONE OH⁻ = DIBASSO (⇒ POTENZIALE POSITIVO)

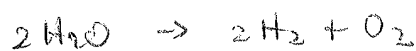
ALL'ANODO VENGONO LIBERATI IN SOLUZIONE I IONI Ni²⁺ QUINDI SI CARICA NEGATIVAMENTE; AL CATODO BRANCO/VERTICE ANALOGAMENTE SI CARICA POSITIVAMENTE, GLI IONI SO₄²⁻ ALIBANO TRAI ANODO AL CATODO PER GARANTIRE L'ELETTRONEUTRALITÀ, QUESTA PILA È COSTRUITA IN AMBIENTE BASICO.

GLI ELETTRONI PER VENGONO COLLETTI PER IL CATODO

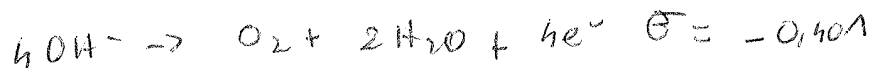
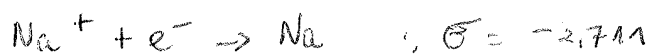
• Elettrolisi NaOH



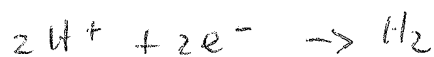
NON SI RIDUCE Na^+ MA H^+ ANCHE ANCHE L'IDRATO DELL'ACQUA E $0,081$;



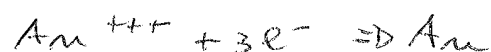
• Elettrolisi NaCl CONCENTRATA



IL FATTO CHE Cl^- CONCENTRATA INFLUISCE SOLO SUL NON RIDUCE!
ANCHE NON SI SURRITA Na^+ MA H^+ :

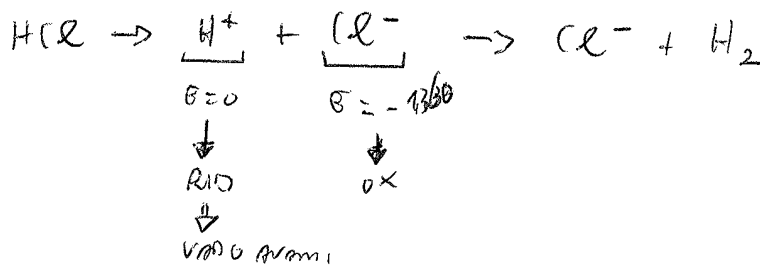
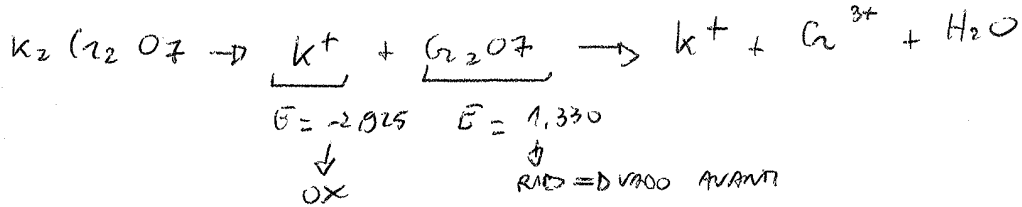


• Elettrolisi ~~di~~ ^{IONI} DI ORO (DORATURA)



INTERAZIONI REDOX

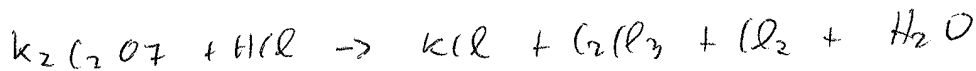
$K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow ?$ INTERAZIONE CHE CR SI RIDUCE O CHE CL SI OSSIDA!



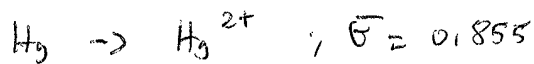
K^+ = METALLO \Rightarrow SALE, CON CHE? CIO' SOLO CL \Rightarrow KCl

Cr^{3+} = METALLO \Rightarrow SALE, CON CHE? CIO' SOLO CL \Rightarrow $CrCl_3$

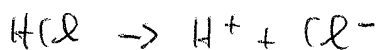
MA Cl^- SI OSSIDA! ALLORA CIO' MENO Cl_2
 UN'ALTRA CIO' SORRISO!



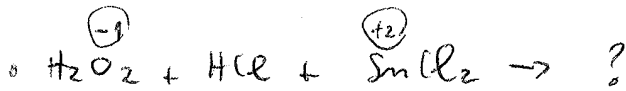
$Hg + HNO_3 + HCl \rightarrow ?$ INTERAZIONE CHE Hg SI OSSIDA O CHE N SI RIDUCE



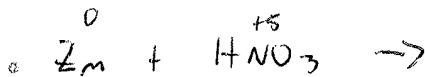
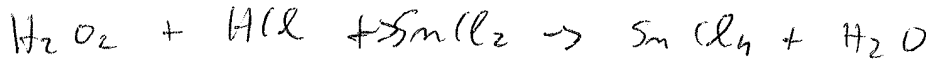
POTENZIALE DEL METALLO \rightarrow E' POSITIVO! ALLORA $\rightarrow H^+ + NO + H_2O$



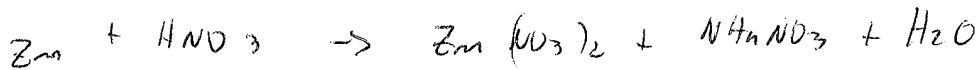
Hg = METALLO \Rightarrow SALE, CON CHE? CON UN'ALTRA CHE NON SI RIDUCE, CIO' CON IL CLORO! $\rightarrow HgCl_2$



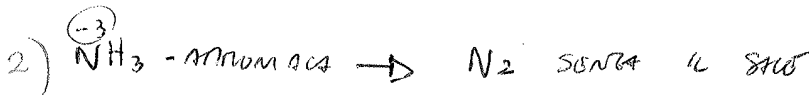
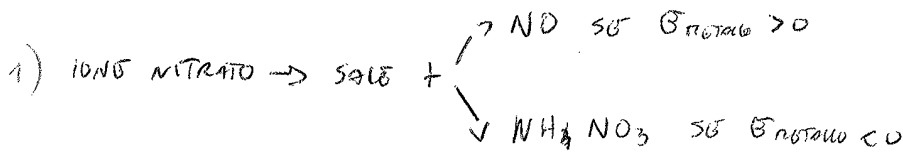
l'ossigeno si riduce a -2 e lo stagno si ossida a +4; ci aspettiamo dunque H_2O e SmCl_4 ; ci sono già 2 stagno che si ossidano / riducono quindi il cloro non fa niente!



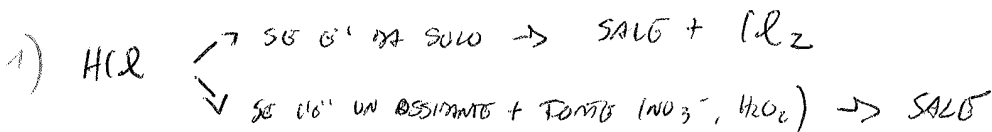
lo zinco ha potenziale negativo quindi N si riduce a NH_4NO_3



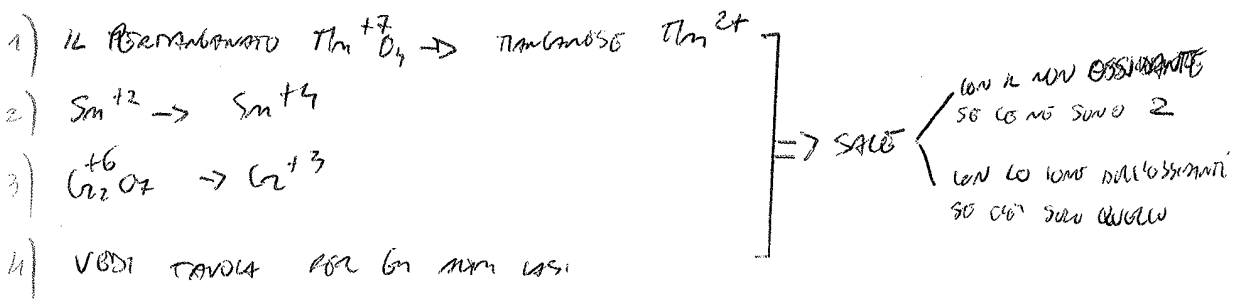
• COMPORTEMENTO AZOTO:



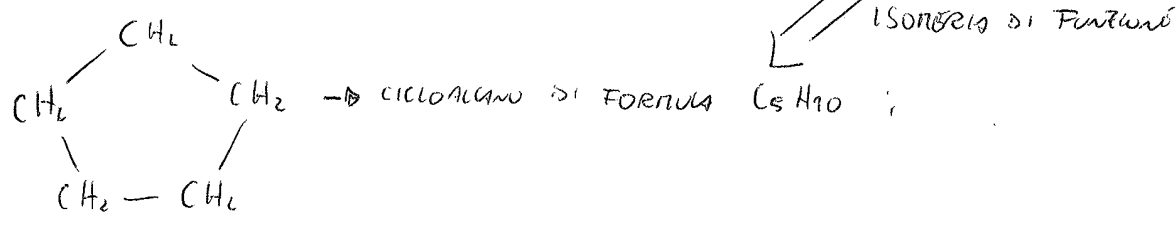
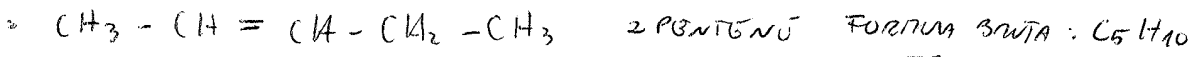
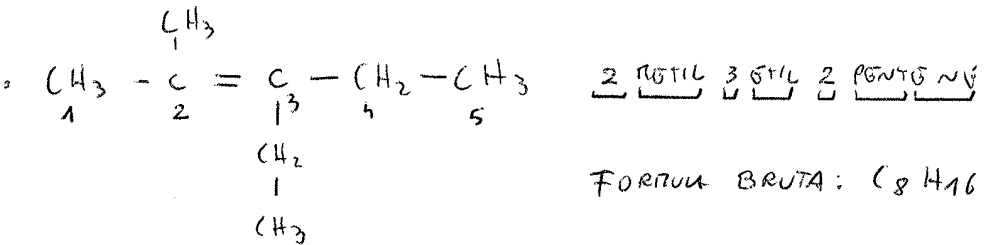
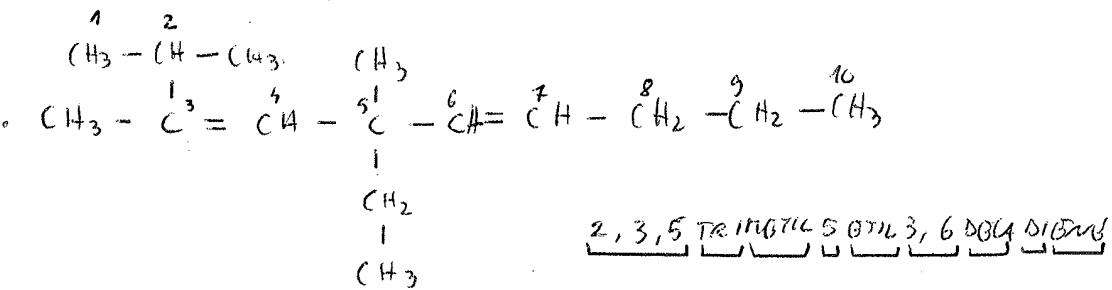
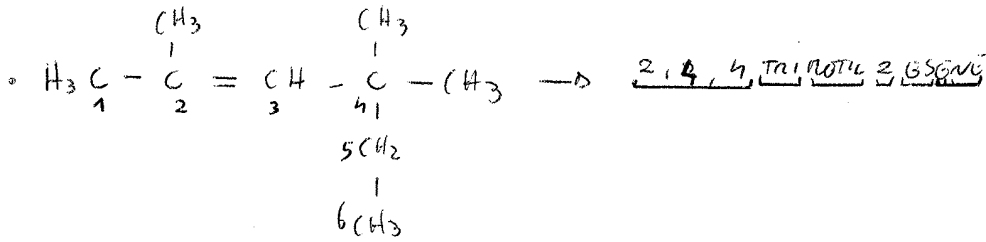
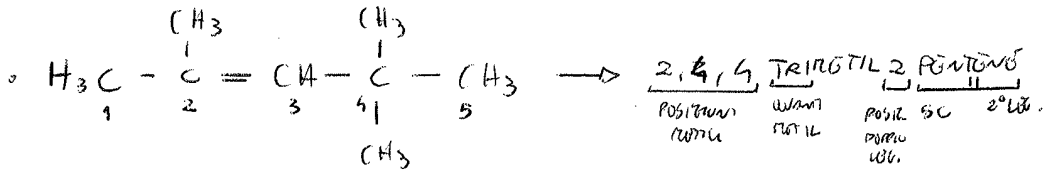
• COMPORTEMENTO CLORO



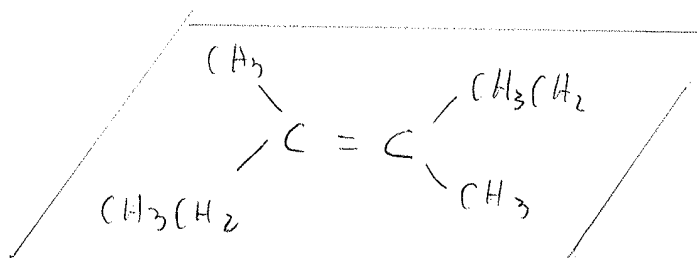
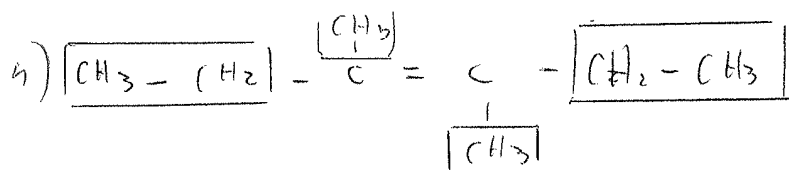
• COMPORTEMENTO STAGNO



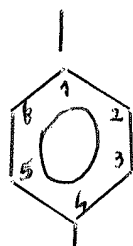
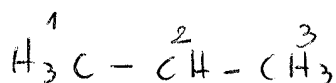
NOMENCLATURA ORGANICA



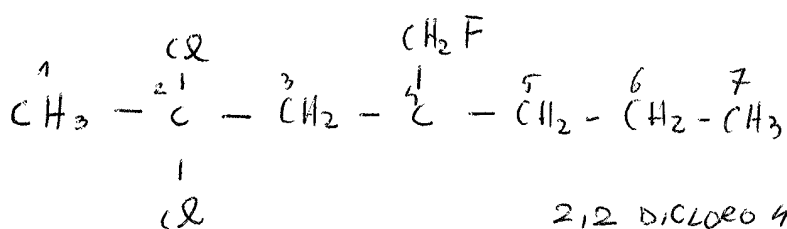
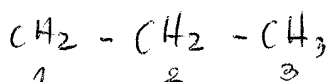
I 2 COMPOSTI HANNO STESSA FORMULA BRUTA MA DIFFERISCONO PER IL GRUPPO FUNZIONALE! ($\frac{\sigma}{\pi}$, $\frac{\sigma}{\sigma}$)



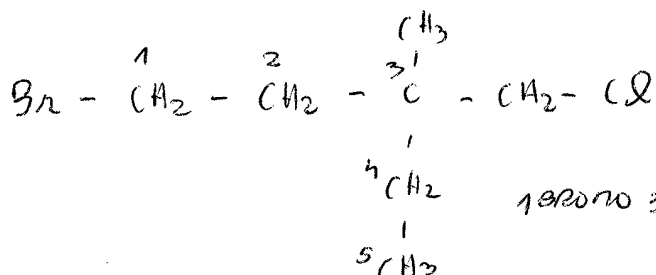
QUESTA DA' ISOMERIA GEOMETRICA PERCHE' I CARBONI INSATURI SONO LEGATI A GRUPPI DIVERSI! ALLORA IL COMPOSTO SI CHIAMA: TRANS 3 ESSENE



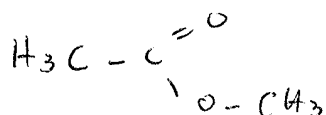
1) 2 PROPIL 4 PROPIL BENZENE



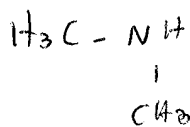
2) 2 DICLORO 4 FLUOROTETIL 6 PTANO



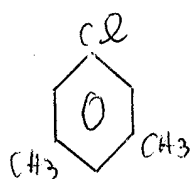
1) 2 PROPIL 3 TETIL 3 CLOROTETIL 6 PTANO



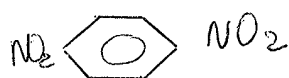
METIL STANATO ACETATO DI METIL



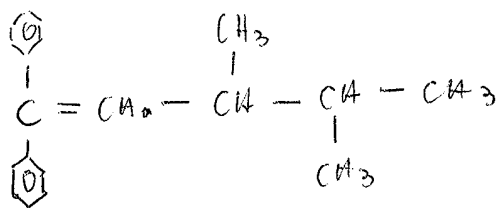
DIMETIL AMMIA



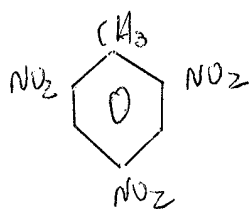
5 CLORO 11374 XILBEN
3,5 DIMETIL CLOROBENZEN



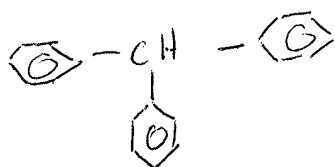
PARA DINITRO BENZENO



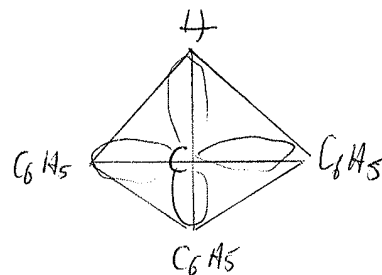
1,1 DIFENIL 3,4 DIMETIL PENTEN

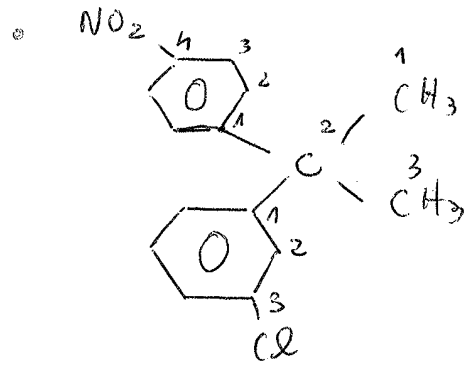


2,4,6 TRINITRO TOLUENE

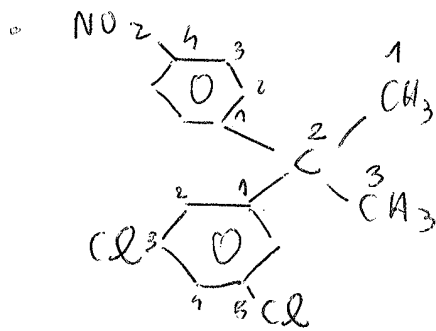


TRIFENIL METANO

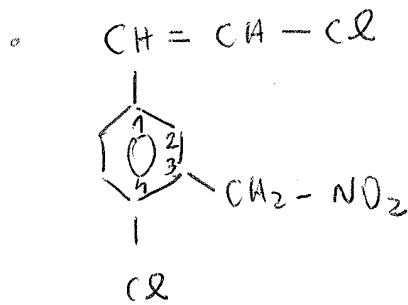




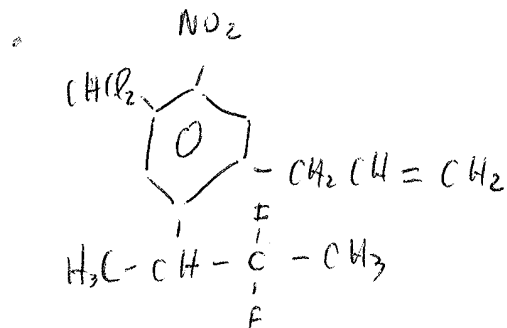
2 PARANITROFENIL 2 TOLUENOFENIL PROPANO



2 PARANITROFENIL 2 (3,5 DICLOROFENIL) PROPANO



3 NITROBENZIL 4 CLORO 2 CLOROVINIL BENZENE
 ↳ POSIZIONE DEL CLORO
 SULLO ANELLO

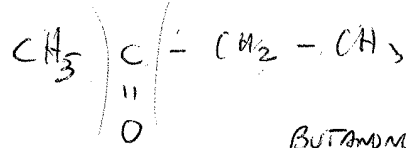


4 DICLOROBENZIL 5 NITRO 2,2 DIFLUORO 3 BUTIL) ALLIL ETERE

2 DICLOROBENZIL 5 ALLIL 4 (2,2 DIFLUORO 3 BUTIL) NITRO ETERE
 ↳
 5 (2 ALLIL)

• SCRIVIAMO LA FORMULA DI UN CHETONE CON 4 ATOMI DI CARBONIO.

NOTA: IL GRUPPO $R-C(=O)-R'$ NON PUÒ ESSERE FORMATO MAI CATTI!

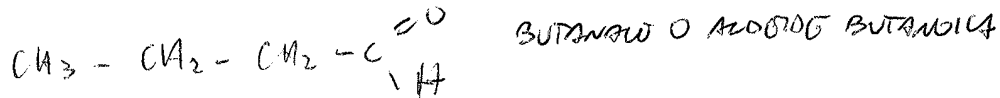


BUTANOONE OPPURE METIL ETIL CHETONE

NON È NECESSARIO IL 2-BUTANOONE ANCHE TANTO PUÒ STARE SOLO IN POSIZIONE 2

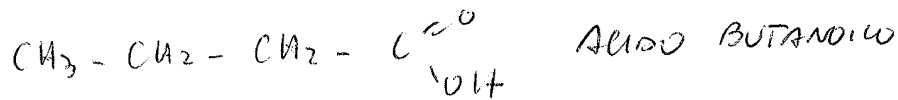
FORMULA BRUTA: C_4H_8O

SCRIVIAMO UN ISOMERO DI FUNZIONE → I PARIGI DEI CHETONI SONO LE ALDEIDI; QUESTA VOLTA IL GRUPPO VA RUSSO ALLA FINE!

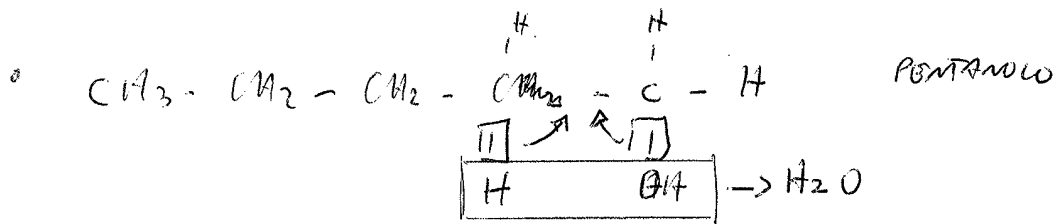


REAZIONE DI OSSIDAZIONE DEL BUTANOAL?

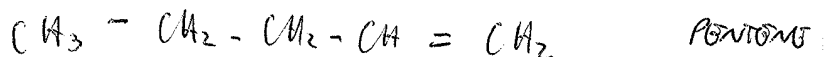
ALDEIDI + $\frac{1}{2}O_2 \rightarrow$ ACIDO CARBOSSILICO

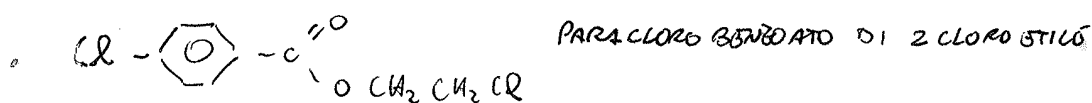
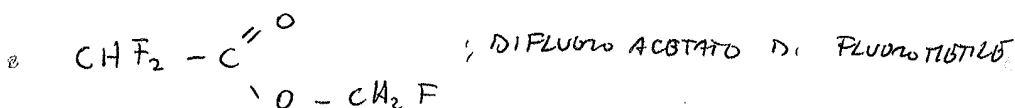
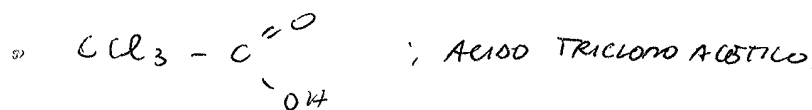
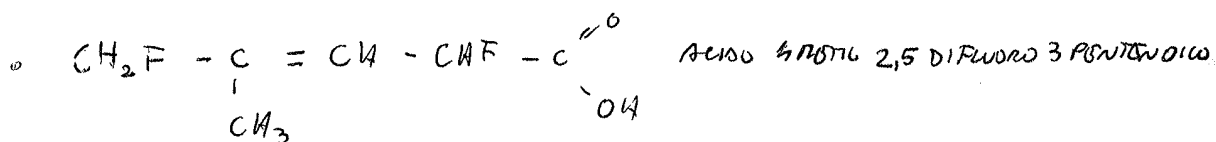
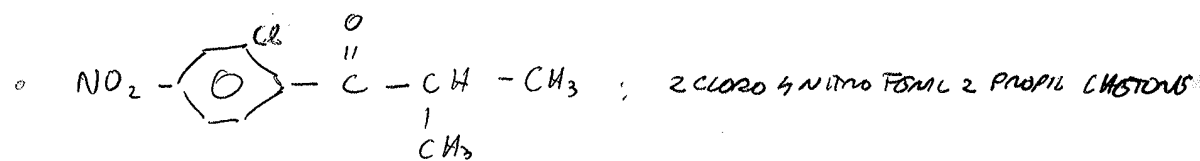
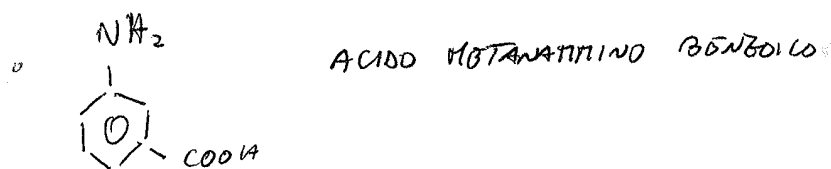
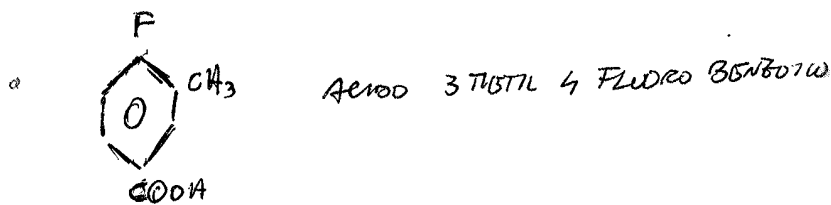
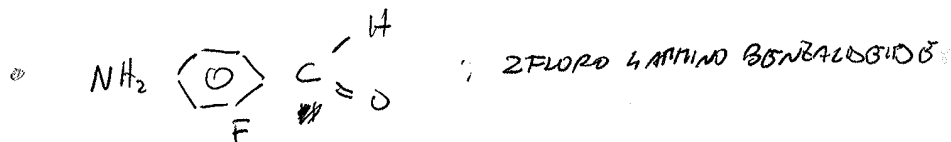


DALLA FORMULA BRUTA $C_4H_8O_2$ CI RENDIAMO CONTO CHE ABBIAMO AGGIUNTO UN SOLO OSSIGENO.



REAZIONE DI ~~CONDENSAZIONE~~ ^{DISIDRATAZIONE} DEL PENTANOLO? PENTENO VIA H_2O





SCHEDA RIASSUNTIVA COMPOSTI CHIMICI

COMPOSTI

- Binari
 - Ossidi basici: metallo + ossigeno (MeO)
 - Ossidi acidi: non metallo + ossigeno ($nonMeO$)
 - Idruri metallici: metallo + idrogeno (MeH)
 - Idruri covalenti: non metallo (esclusi alogeni e zolfo) + idrogeno ($nonMeH$)
 - Idracidi: idrogeno + non metallo (solo alogeni e zolfo) ($HnonMe$)
 - Sali binari: metallo + non metallo ($MenonMe$)
- Ternari
 - Idrossidi: metallo + gruppo OH ($MeOH$)
 - Ossiacidi: idrogeno + non metallo + ossigeno ($HnonMeO$)
 - Sali ternari: metallo + non metallo + ossigeno ($MenonMeO$)

NOMENCLATURA

Iupac

- Binari
 - Ossidi: (prefisso) ossido + di + (prefisso) metallo/non metallo
 - Idruri: (prefisso) idruro + di + (prefisso) metallo/non metallo
 - Idracidi: (prefisso) non metallo (uro) + di + (prefisso) idrogeno
 - Sali: (prefisso) non metallo (uro) + di + (prefisso) metallo
- Ternari
 - Idrossidi: (prefisso) idrossido + di + (prefisso) metallo
 - Ossiacidi: acido + (prefisso) osso non metallo (ico) ^{? ATO}
 - Sali ternari: (prefisso) osso non metallo (ato) + di + (prefisso) metallo

* il prefisso (*mono, di, tri, tetra, penta, esa, epta, otta, nona, deca*) dipende dal pedice dell'elemento.

Tradizionale

- Binari
 - Ossidi Basici: ossido + metallo (oso/ico)
 - Ossidi acidi: anidride + (ipo/per) non metallo(osa/ica)
 - Idruri: idruro + di + metallo/non metallo
 - Idracidi: acido + non metallo (idrico)
 - Sali: non metallo (uro) + metallo (oso/ico)

CHIMICA ORGANICA

IDROCARBURI

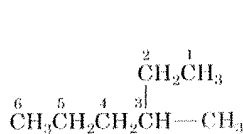
- **Alifatici:**
 - Aciclici:
 - Alcani;
 - Alcheni;
 - Alchini;
 - Aliciclici:
 - Alcani;
 - Alcheni;
 - Alchini;
- **Aromatici.**

GRUPPI FUNZIONALI

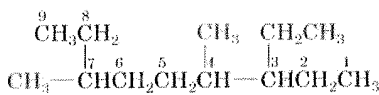
- Alogenidrico;
- Ossidrilico;
- Etereo;
- Aldeidico;
- Chetonico;
- Carbossilico;
- Estereo;
- Amminico;
- Ammidico.

- **Nomenclatura:** prefisso (posizione dei sostituenti) - radice (numero degli atomi di carbonio dei sostituenti) - molteplicità (presenza ripetuta degli stessi sostituenti collegati ad atomi di carbonio della catena principale diversi) - suffisso (gruppo funzionale primario, in dipendenza dalla catena principale). Passi:

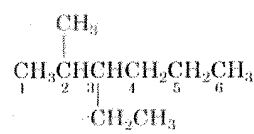
1. Trovare e nominare la catena più lunga di atomi di carbonio (1: metano, 2: etano, 3: propano, 4: butano, 5: pentano, 6: esano, 7: eptano, 8: ottano, 9: nonano, 10: decano, 11: undecano, etc.);
2. Numerare gli atomi della catena principale partendo dall'estremità più vicina al primo punto di ramificazione in modo tale che gli atomi che recano ramificazioni abbiano i numeri più bassi possibile;
3. Nominare le ramificazioni in modo analogo alla catena principale, sostituendo però il suffisso -ano con il suffisso -il (pertanto 1: metil, 2: etil, 3: propil, 4: butil, etc);
4. Raggruppare le ramificazioni scrivendole in ordine alfabetico (es 3-metil-4-propil e non 4-propil-3-metil) e, qualora ne compaia più di una dello stesso tipo nella formula, indicarne la molteplicità tramite l'opportuno prefisso (di-, tri-, tetra-, etc.)
5. Identificare e attribuire un numero ai sostituenti (atomi di carbonio che non appartengono alla catena principale);
6. Il nome è costituito dall'elenco delle ramificazioni precedute dal numero di ogni atomo della catena principale che le ospita, seguito dal nome della catena principale.



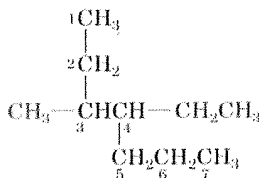
3-Metilesano



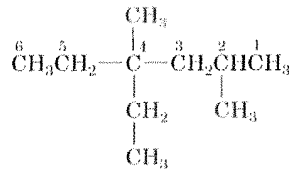
3-Etil-4,7-dimetilnonano



3-Etil-2-metilesano



4-Etil-3-metileptano



4-Etil-2,4-dimetilesano

ALCHINI O IDROCARBURI ACETILENICI

- **Categoria:** idrocarburi alifatici insaturi aciclici (catene aperte).
- **Ibridazione:** almeno due atomi di carbonio sono ibridizzati sp e formano tra loro un triplo legame, uno di tipo σ e uno π .
- **Distanza tra gli atomi di carbonio:** $d_{C\equiv C} = 121 \text{ pm}$.
- **Energia di legame:** $E_{C\equiv C} = 812 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- **Formula:** C_nH_{2n-2} con $n \geq 2$.
- **Gruppo funzionale:** $\text{—C}\equiv\text{C—}$.
- **Nomenclatura:** il loro nome deriva dall'alcano corrispondente, cambiando il suffisso -ano in -ino, preceduto dal numero dell'atomo di carbonio presente in catena dal quale parte il triplo legame; a tale atomo spetta il numero più basso anche in presenza di gruppi alchilici.
- **Esempi:** etino o acetilene ($C_2H_2 \rightarrow CH\equiv CH$), propino o metilacetilene ($C_3H_4 \rightarrow CH\equiv CCH_3$), 1-butino ($C_4H_6 \rightarrow CH\equiv CCH_2CH_3$), 2-butino ($C_4H_6 \rightarrow CH_3C\equiv CCH_3$).
- **Isomeria:** presentano un'isomeria di catena e un'isomeria di posizione del triplo legame.
- **Polarità:** sono apolari, perciò si sciolgono solo in solventi apolari.
- **Reazioni:** reazioni di addizione al triplo legame, reazioni di combustione in eccesso di aria o ossigeno.

GRUPPI FUNZIONALI

GRUPPO ALOGENIDRICO

- **Formula:** $-X$ ($X = F, Cl, Br, I$).
- **Composti:** alogenoderivati, indicati con $R-X$, dove R rappresenta il radicale alchilico o arilico.
- **Nomenclatura:** sia i derivati alchilici sia quelli arilici prendono il nome dall'idrocarburo corrispondente fatto precedere dal nome dell'alogeno, oppure vengono considerati come derivati degli alogenuri di idrogeno, o hanno nomi d'uso.
- **Esempi:** clorometano o cloruro di metile (CH_3Cl), diclorometano o cloruro di metilene (CH_2Cl_2), triclorometano o cloroformio ($CHCl_3$), cloroetene o cloruro di vinile ($CH_2=CHCl$), diclorodifluorometano (CF_2Cl_2), clorobenzene (C_6H_5Cl).
- **Proprietà:** i clorofluorometani e i clorofluoroetani, chiamati anche clorofluorocarburi e indicati con l'abbreviazione CFC, determinano una diminuzione della concentrazione di ozono nell'alta atmosfera.

GRUPPO OSSIDRILE

- **Formula:** $-OH$.
- **Composti:** alcoli, indicati con $R-OH$, dove R è un gruppo alchilico.
- **Nomenclatura:** gli alcoli più semplici hanno spesso nomi d'uso; in genere però la nomenclatura deriva dall'alcano corrispondente cambiando la desinenza -ano in -olo.
- **Esempi:** metanolo o alcol metilico (CH_3OH), etanolo o alcol etilico (CH_3CH_2OH), 1-propanolo o alcol propilico ($CH_3CH_2CH_2OH$), 2-propanolo o alcol isopropilico ($CH_3CH(OH)CH_3$), 1-butanolo o alcol butilico ($CH_3(CH_2)_2CH_2OH$). Fenoli (C_6H_5OH): contengono il gruppo funzionale $-OH$ legato direttamente a un anello aromatico, che conferisce al gruppo ossidrilico un carattere debolmente acido; originano sali chiamati fenati.
- **Suddivisione:** in base al numero di atomi di idrogeno legati all'atomo C che porta il gruppo $-OH$ si distinguono: a) alcoli primari, se l'atomo è legato ad almeno due atomi di idrogeno; b) alcoli secondari, se l'atomo è legato a un atomo di idrogeno; c) alcoli terziari, se l'atomo non è legato a nessun atomo di idrogeno. Gli alcoli che invece contengono più gruppi $-OH$ si

GRUPPO ALDEICO

- **Formula:** $\text{R}-\overset{\text{OH}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}$.
- **Composti:** aldeidi, composti di formula $\text{R}-\text{CHO}$, dove R è un radicale alchilico o arilico. Il carbonio del gruppo aldeico, ibridizzato sp^3 , forma con gli atomi ad esso legati un sistema trigonale planare.
- **Nomenclatura:** le aldeidi hanno nomi d'uso oppure prendono il nome dal corrispondente alcano, la cui catena comprenda il carbonio del gruppo aldeico, cambiando la desinenza -o in -ale.
- **Esempi:** aldeide formica o metanale (HCHO), aldeide acetica o etanale (CH_3CHO), benzaldeide ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}$).
- **Reazioni:** le aldeidi si ottengono per ossidazione degli alcoli primari con opportuni reagenti e con formazione di acqua.
- **Polarità:** le aldeidi a basso peso molecolare sono solubili in acqua.
- **Proprietà:** il gruppo funzionale aldeico si ritrova nei carboidrati, tra cui il glucosio ($\text{CHO}-(\text{CHOH})_4-\text{CH}_2\text{OH}$) e il fruttosio ($\text{CH}_2\text{OH}-\text{CO}-(\text{CHOH})_3-\text{CH}_2\text{OH}$).

GRUPPO CHETONICO

- **Formula:** $\text{C}=\text{O}$.
- **Composti:** chetoni, composti di formula $\text{R}-\text{CO}-\text{R}$ o $\text{R}-\text{CO}-\text{R}'$, dove R e R' sono gruppi alchilici o arilici. Il carbonio del gruppo chetonico, ibridizzato sp^2 , forma con gli atomi a esso legati un sistema trigonale planare.
- **Nomenclatura:** i chetoni, oltre ad avere nomi d'uso, vengono chiamati facendo precere la parola chetone dai nomi dei due gruppi legati al carbonio del gruppo chetonico, oppure, cambiando la desinenza -o del corrispondente alcano la cui catena comprenda il carbonio del gruppo CO, con la desinenza -one.
- **Esempi:** acetone o dimetilchetone o propanone ($\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$), metilettilchetone o 2-butanone ($\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2\text{CH}_3$).
- **Reazioni:** i chetoni si ottengono per ossidazione di alcoli secondari.
- **Polarità:** i chetoni a basso peso molecolare sono solubili in acqua.
- **Proprietà:** il gruppo funzionale chetonico si ritrova nei carboidrati, tra cui il glucosio ($\text{CHO}-(\text{CHOH})_4-\text{CH}_2\text{OH}$) e il fruttosio ($\text{CH}_2\text{OH}-\text{CO}-(\text{CHOH})_3-\text{CH}_2\text{OH}$).

- **Reazioni:** gli esteri possono essere preparati facendo reagire un acido con un alcol. La reazione da sinistra verso destra viene detta reazione di esterificazione; la reazione inversa, da destra a sinistra, si chiama idrolisi.
- **Proprietà:** gli esteri della glicerina con gli acidi grassi costituiscono gli oli vegetali e i grassi animali. Gli esteri dell'1,2,3-propantriolo con gli acidi grassi sono chiamati gliceridi; i gliceridi liquidi sono detti oli, mentre quelli solidi sono chiamati grassi.

GRUPPI AMMINICI

- **Formula:** -NH_2 (ammine primarie), $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{N} \\ | \\ \text{H} \end{array}$ (ammine secondarie), $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{N} \\ / \backslash \end{array}$ (ammine terziarie).
- **Composti:** ammine, composti di formula generale R-NH_2 , $\text{RR}'\text{N}$, $\text{RR}'\text{R}''\text{N}$, dove R, R', R'' sono radicali alchilici o arilici. Esistono anche ammine con più gruppi amminici, che sono collegati da gruppi $\text{-CH}_2\text{-}$, chiamati gruppi metilenici.
- **Nomenclatura:** le ammine vengono denominate facendo precedere il suffisso -ammina dal nome dei gruppi alchilici o arilici presenti. Si dicono primarie se un sili atomo di idrogeno dell'ammoniaca è stato sostituito da un radicale; secondarie se gli atomi di idrogeno sostituiti sono due; terziarie se tutti i tre atomi di idrogeno sono interessati nella sostituzione.
- **Esempi:** metilammina (CH_3NH_2), fenilammina o anilina ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$), dimetilammina ($(\text{CH}_3)_2\text{NH}$), metiletilammina ($(\text{CH}_3)(\text{C}_2\text{H}_5)\text{NH}$).
- **Reazioni:** le ammine si possono immaginare come derivate dell'ammoniaca per sostituzione degli atomi di idrogeno con radicali alchilici o arilici. Le ammine, come l'ammoniaca, sono basi protoniche e reagiscono con acidi per formare sali di ammonio. Le ammine alifatiche sono più basiche dell'ammoniaca, mentre le aromatiche sono meno basiche di NH_3 .

GRUPPO AMMINIDICO

- **Formula:** $\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{C} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array}$
- **Composti:** ammidi, composti di formula R-CONH_2 , dove R è un radicale alchilico o arilico.
- **Nomenclatura:** le ammine prendono il nome dal corrispondente acido carbossilico cambiando la desinenza -ico (od -oico) con -ammide.

C
O
M
P
I
T
O

1

C
O
M
P
I
T
O

1

«1» I quattro elementi chimici Fluoro, Sodio, Alluminio, Fosforo sono accomunati dall'essere :

- 1) Costituiti dallo stesso numero di neutroni nei loro nuclei.
- 2) Caratterizzati da pesi atomici multipli interi della dodicesima parte in peso del Carbonio-12.
- 3) Costituiti dallo stesso numero di protoni nei loro nuclei.
- 4) Avere lo stesso numero di massa.
- 5) Tutti monoisotopici.

5

«2» Scrivere il simbolo chimico dell'elemento con la seguente configurazione elettronica.

↑↑↑↑↑↑↑↑↑↑↑↑↑↑↑↑
..... 2s² 2p¹ 3s¹ 3p¹

Ce

«3» Quale tra i seguenti materiali è più facilmente deformabile per azione meccanica?

- 1) Ossido di magnesio.
- 2) Ghiaccio.
- 3) Rame.
- 4) Diamante.
- 5) Vetro di silice.

3

«4» Quale delle seguenti soluzioni acquose presenta maggior pH ?

- 1) 1M di CH₃COOH (K_d = 1,8 · 10⁻⁵)
- 2) 1M di acido benzoico (K_d = 6,6 · 10⁻⁵)
- 3) 1M di HNO₂ (K_d = 5,1 · 10⁻⁴)
- 4) 1M di HF (K_d = 6,2 · 10⁻⁴)
- 5) 1M di HCl (K_d >> 1)

1

«5» 22.4 L è il volume occupato da:

- 1) Una mole di qualsiasi gas ideale a 0°C ed 1 atm
- 2) Una mole di qualsiasi gas ideale a 100°C ed 1 atm
- 3) Una mole di qualsiasi gas ideale in qualsiasi condizione
- 4) Una mole di qualsiasi gas a 25°C ed 1 atm
- 5) Nessuna delle altre risposte

1

«6» Quali fattori provocano una deviazione dall'equazione di stato dei gas ideali e vengono tenuti in considerazione nel modello di gas reale ?

- 1) Covolume e quantizzazione della quantità di moto
- 2) Covolume e interazioni molecolari
- 3) Energia cinetica e quantizzazione della quantità di moto
- 4) Covolume e distribuzione statistica delle velocità
- 5) Temperatura in gradi Kelvin e interazioni di Van der Waals

2

«7» Quale fra le seguenti terne di elementi è costituita da tutti metalli ?

- 1) Nessuna delle altre risposte
- 2) Na, Hg, W
- 3) K, Sn, C
- 4) Li, Se, S
- 5) K, Fe, Si

2

«8» La densità gassosa dello zolfo rispetto all'aria ad alta temperatura è 6,62:

- Calcolare quanti atomi contiene la molecola dello zolfo. (composizione media in volume dell'aria: N₂=79%, O₂=21%).
- 1) 2
 - 2) 3
 - 3) 12
 - 4) Non è determinabile per questa via
 - 5) 6

5

«9» Durante l'uso di una bombola di azoto quali delle seguenti grandezze (riferite all'azoto presente nella bombola) NON variano ?

- 1) Numero di moli, densità e massa molare
- 2) Variano tutte
- 3) Volume e massa molare
- 4) Numero di moli, pressione e volume
- 5) Pressione e densità

3

«10» Indicare il composto in cui l'ossigeno ha stato di ossidazione +2:

- 1) OF₂
- 2) H₂O
- 3) H₂O₂
- 4) O₂
- 5) O₃

1

«11» Scrivere i coefficienti di bilanciamento della reazione seguente:

mercurio metallico + ac.nitrico + ac.cloridrico ---> cloruro di mercurio (II) + monossido d'azoto + acqua

3 2 6 3 2 4

«12» Indicare la sequenza di coefficienti per il bilanciamento della reazione:

acido solforico + ossido ferrico ---> solfato ferrico + acqua.

3 1 1 3

«13» Quale tra i seguenti composti NON è un sale acido :

- 1) KHSO₄
- 2) MgHPO₄
- 3) Na₃BO₃
- 4) Na₂HPO₄
- 5) LiHCO₃

3

«14» Bilanciare la seguente ossidoriduzione: cloruro stannoso + acqua ossigenata + ac.cloridrico ---> cloruro stannico + acqua.

1 1 2 1 2

«15» Quale delle seguenti quantità di ossigeno O₂ (P.M. = 32) ha la massa più elevata?

- 1) 0,2 litri a 60°C e 1520 mmHg
- 2) 1,5 mol
- 3) 6,02 10²³ molecole
- 4) 22,4 dm³ a c.n.
- 5) 3,2 g

2

«16» Quale delle seguenti soluzioni acquose presenta pH maggiore di 7 ?

- 1) NH₄Cl 0,5 M *acido forte base debole*
- 2) CH₃COOH 1 · 10⁻³ M
- 3) CH₃COOK 1 · 10⁻⁴ M
- 4) HCl 1 · 10⁻⁶ M *acido forte*
- 5) NaCl 1,5 M *neutro*

3

«17» Indicare la successione dei coefficienti per bilanciare la seguente reazione:

idrossido ferrico + acido solfidrico ---> solfuro ferrico + acqua.

2 3 1 6

«18» Quali affermazioni, riguardo ad una soluzione di NaHCO₃, alla pressione di 1 atm, è vera?

- 1) Ha una tensione di vapore superiore a quella dell'acqua alla stessa temperatura.
- 2) Presenta conduttanza specifica inferiore a quella dell'acqua distillata.
- 3) Bolle ad una temperatura maggiore di 100 °C.
- 4) Solidifica ad una temperatura maggiore di 0°C.
- 5) A 25 °C ha un pH inferiore a 7.

3

-- * COMPITO SCRITTO DI CHIMICA * --	
Cognome	Nome
N. Matricola.....	Corso.....
Data :17-01-05	Giudizio.....

✓ «17» Cosa si intende con il termine 'POLIMORFISMO' ?
 1) Che una sostanza presenta lo stesso reticolo cristallino di un'altra, detta per l'appunto sua polimorfa.
 2) Altra risposta.
 3) Che una sostanza può presentare allo stato solido più di una struttura cristallina.
 4) Che una sostanza dà origine a cristalli di forma irregolare.
 5) Che una sostanza non può dare origine a strutture cristalline allo stato solido.

✓ «18» Una soluzione acquosa di un elettrolita presenta alla pressione esterna di 1 atmosfera, un punto di ebollizione:
 1) Minore di 100°C
 2) Maggiore di 373 K
 3) Minore di 373 K
 4) Uguale a 373 K
 5) Uguale a 273 K

✓ «19» La pressione osmotica dipende da :
 1) peso molecolare del solvente
 2) tipo di solvente.
 3) pressione di vapore del soluto.
 4) temperatura.
 5) polarità delle molecole di soluto.

✓ «20» Quale di queste grandezze NON è funzione di stato ?
 1) Entalpia
 2) Entropia
 3) Energia libera di Gibbs
 4) Energia interna
 5) Calore svolto

✓ «21» Quale tra le seguenti terne di ossidi è costituita da un ossido anfotero, da un ossido basico e da un ossido acido
 1) CO₂, N₂O₅, SO₃
 2) SiO₂, CaO, N₂O₅
 3) Al₂O₃, BaO, As₂O₅
 4) BeO, CO₂, SO₃
 5) MgO, CO₂, N₂O₅

✓ «22» Bilanciare la seguente reazione di ossidoriduzione:
 solfato di ammonio → anidride solforosa + azoto + ammoniaca + acqua.

✓ «23» Date le due reazioni :
 $S(s) + O_2(g) = SO_2(g) \quad \Delta H = -300 \text{ kJ}$
 $2 S(s) + 3 O_2(g) = 2 SO_3(g) \quad \Delta H = -800 \text{ kJ}$
 il ΔH (ΔH_{reag}) per la reazione :
 $2 SO_2(g) + O_2(g) = 2 SO_3(g)$ vale
 1) -1100 kJ
 2) -200 kJ
 3) -1400 kJ
 4) +200 kJ
 5) -100 kJ

✓ «24» L'entalpia di formazione standard di un elemento:
 1) Aumenta con l'aumentare del peso atomico
 2) Diminuisce con l'aumentare del peso atomico
 3) E' uguale a zero solo per le sostanze gassose
 4) E' uguale a zero solo per i gas monoatomici
 5) E' sempre uguale a zero

✓ «25» L'isotopo più abbondante di un elemento avente Z=63 ha A=152; scrivere in sequenza numero di protoni, neutroni ed elettroni di tale atomo.

✓ «26» Quale tra i seguenti materiali è più facilmente deformabile per azione meccanica?
 1) Diamante.
 2) Vetro di silice.
 3) Ossido di magnesio.
 4) Ghiaccio.
 5) Rame.

✓ «27» Quanti litri di H₂ a 27 °C e a 1,23 atm si ottengono facendo reagire 6,54 grammi di Zn metallico con 100 ml di acido cloridrico 0,5 Molare ?
 1) 1,0
 2) 0,045
 3) 0,09
 4) 0,45
 5) 0,5

ml(HCl) = 0,05
 $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

✓ «28» Calcolare il punto di ebollizione (P=1atm) di una soluzione acquosa contenente 24 g di un soluto organico (PM=58) e 600 g di H₂O. (K_{eb} per H₂O = 0,52°/mol)
 1) 100,339°C
 2) 100,319°C
 3) 100,299°C
 4) 100,359°C
 5) 100,370°C

✓ «29» Calcolare il calore sviluppato nella combustione (a 25°C e P=cost) di 0,60dm³ di C₆H₆(l), con formazione di H₂O(l). [densità di C₆H₆(l)=0,84g/cm³]
 1) 4830 kcal.
 2) 4624 kcal.
 3) 5230 kcal.
 4) 50,4 kcal.
 5) 5040 kcal.

✓ «30» Alla temperatura di 570 °C la reazione di equilibrio:
 $CoCl_2(s) + H_2(g) \rightleftharpoons Co(s) + 2 HCl(g)$
 ha una costante di 2,84 · 10⁻³ mol/l. Alla pressione finale di equilibrio di 2 atm, calcolare, rispettivamente, le pressioni parziali di idrogeno e cloruro di idrogeno (valori in atmosfere).
 1) 1,46 - 2,92
 2) 0,54 - 1,46
 3) 1,46 - 0,54
 4) 0,73 - 0,27
 5) 1,64 - 0,54

C O M P I T O 1

6 3 8 9 6 3

LA COMPOSIZIONE DELLA FASE GASSOSA INFLUISCE ANCHE SU ΔG

COMPITO 1

«1» Le variabili che influiscono sulla posizione dell'equilibrio:
 $NiO(s) + CO(g) \rightleftharpoons Ni(s) + CO_2(g)$
 sono:
 1) pressione, composizione della fase gassosa
 2) temperatura, composizione della fase gassosa
 3) temperatura, pressione, composizione della fase gassosa
 4) temperatura
 5) temperatura, pressione 3

«2» Quale dei seguenti ioni è isoelettronico con l'argon (Ar)?
 1) Rb^+
 2) S^{2-}
 3) P^{3-}
 4) Al^{3+}
 5) F^- 2

«3» Bilanciare la seguente reazione indicando nel riquadro i rispettivi coefficienti stechiometrici, nell'ordine: Dicromato di sodio + solfito di sodio + Acido solforico \rightarrow Solfato di sodio + Solfato di cromo (III) + Acqua

2	3	4	4	1	4
---	---	---	---	---	---

«4» Alla temperatura T costante, la costante di equilibrio K_p dell'equilibrio:
 $2 NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3 H_2(g)$
 1) Diminuisce all'aumentare della concentrazione dell'ammoniaca
 2) Rimane costante
 3) Aumenta all'aumentare della pressione
 4) Diminuisce all'aumentare della pressione
 5) Aumenta all'aumentare della concentrazione dell'idrogeno 3

«5» In quale dei seguenti casi si applica la legge di Raoult nella forma $P_o - P = X_{soluto}$
 P_o
 1) Soluzione di NaCl in acqua.
 2) Soluzione di alcol etilico in acqua.
 3) Soluzione di ammoniaca in acqua.
 4) Soluzione di acido cloridrico in H_2O .
 5) Soluzione di glucosio in acqua. 5

«6» Quale delle seguenti espressioni della legge di Van der Waals è corretta?
 1) $(P - na/V)(V_m - nb) = nRT$
 2) $(P + n^2a/V^2)(V - nb) = nRT$
 3) $(P + a/Vm^2)(V - b) = nRT$
 4) $(P + na/V)(V_m - nb) = nRT$
 5) $PV + Pb + a/V - ab/V^2 = RT$ 2

SI PUO' INFLUENZARE I VALORI CASI IN FENOMENO DEL 2° AL 3°!

«7» Le energie di ionizzazione successive di un elemento X sono (in kJ/mol): 740, 1500, 7700, 10500, 13600, 18000 e 21700. Quale ione è più probabile che si formi quando X reagisce con il Cloro?
 1) Non è determinabile per questa via
 2) X^{2+}
 3) X^{1+}
 4) X^-
 5) X^{3+} 2

COMPITO 1

«8» Quale delle seguenti affermazioni contrasta con il modello del gas ideale?
 1) Nessuna delle altre risposte
 2) Le molecole si urtano in modo non elastico
 3) Le molecole si possono considerare puntiformi e prive di volume
 4) Le molecole sono in costante moto caotico
 5) Le molecole non risentono di forze di interazione tra loro e con le pareti del contenitore 2

«9» Scrivere la formula di struttura del solfato monoacido di calcio
 $Ca - O - S(=O)_2 - O - Ca$

«10» Se si miscelano una soluzione contenente 1 g di HNO_3 (P.M.=63) ed una contenente 1 g di NaOH (P.M.=40) la soluzione risultante è:
 1) Poco acida
 2) Molto acida
 3) Non è possibile dare una risposta
 4) Basica
 5) Neutra 4

LE REAZIONI
 Al_2O_3

«11» Indicare la sequenza di coefficienti per il bilanciamento della reazione: idrossido d'alluminio + idrossido di sodio \rightarrow metaalluminato di sodio + H_2O

1	1	1	2
---	---	---	---

«12» Bilanciare la seguente disproporzione: iodato di sodio \rightarrow ioduro di sodio + iodato di sodio.

3	2	1
---	---	---

«13» Scrivere il simbolo chimico dell'elemento con la seguente configurazione elettronica:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1 3d^5$
C U

«14» Scrivere la formula del nitrato di alluminio.
 $Al(NO_3)_3$

«15» Gli elementi elencati presentano i seguenti valori di elettronegatività: Cs=0,7; Mg=1,2; Ga=1,6; C=2,5; In=1,7. Quale dei seguenti legami presenta maggiormente carattere ionico?
 1) Ga-C
 2) C-In
 3) Mg-In
 4) Cs-In
 5) Cs-Mg 4

COMPIUTO

<1> Le configurazioni elettroniche dello S nei due stati eccitati sono...

$[Ne] 3s^2 3p^3 3d^1$
 $[Ne] 3s^1 3p^3 3d^2$

<2> In quale delle seguenti reazioni non si sviluppa idrogeno ?

- 1) Al + H₂SO₄
- 2) Ag + HNO₃
- 3) Zn + H₂CO₃
- 4) Mg + H₂S
- 5) Fe + HCl

2

<3> Qual è il PM medio di una miscela di idrogeno e ossigeno contenente O₂ per il 40% in volume ?

1 | 4

<4> Bilanciare la seguente reazione: solfato ferroso + biossido di Mn + ac. solforico --> solfato manganoso + solfato ferrico + acqua

2 | 1 | 2 | 1 | 1 | 2

<5> Indicare il composto isomero del 3-esene.

- 1) 1,3 esadiene
- 2) Cicloesano
- 3) Benzene
- 4) Etilcicloesano
- 5) Cicloesene

2

<6> Indicare l'affermazione non corretta circa gli orbitali 4d.

- 1) Sono isoenergetici tra loro
- 2) Sono tutti identici tra loro
- 3) Possono ospitare 10 elettroni
- 4) Si riempiono in modo irregolare nei metalli di transizione
- 5) Sono soluzioni dell'equazione d'onda di Schrödinger

2

<7> Riportare la formula di struttura (con eventuali doppietti liberi) per l'ammoniaca.

$$\begin{array}{c} \text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$$

<8> NaCl, KCl ed LiCl sono composti che in soluzione acquosa...

- 1) originano reazioni di equilibrio
- 2) si dissociano solo a basse []
- 3) ragiscono con il solvente
- 4) presentano valori di K_i piccolissimi
- 5) non risentono della diluizione

5

<9> Scrivere la formula del clorato stannico.

$Sn(ClO_3)_4$

<10> Quale legame chimico conferisce ad un solido la minima durezza ?

- 1) Metallico
- 2) Ionico
- 3) Covalente
- 4) Dativo
- 5) Van der Waals

5

<11> Calcolare quanti g di ossigeno sono contenuti in 60 g di CH₃OH.

3 | 0

<12> CH₃CH₂OH, sciolto in acqua, ne causa un abbassamento...

- 1) della conducibilità ionica
- 2) del prodotto ionico
- 3) della temperatura di congelamento
- 4) della densità
- 5) della temperatura di ebollizione

3

<13> Per il seguente equilibrio 2SO₂(g) + O₂(g) <=> 2SO₃(g) + calore => (VND) quale affermazione non è corretta ?

- 1) 1/K_p si misura in atmosfere
- 2) Un aumento di T diminuisce la % di O₂
- 3) K_c ha dimensioni litri/mole
- 4) La % di anidride solforica cresce aumentando la P
- 5) La % di anidride solforosa decresce aggiungendo ossigeno

5 2

<14> Quale tra le seguenti trasformazioni non può avvenire al catodo di una cella elettrolitica ?

- 1) H⁺ --> H₂
- 2) Fe³⁺ --> Fe²⁺
- 3) Cl⁻ --> Cl₂
- 4) Ni²⁺ --> Ni
- 5) O₂ --> H₂O

3

<15> Riportare lo schema convenzionale della pila alluminio-nichel.

$Al / Al^{3+} // Ni^{2+} / Ni$

<16> Quale tra le specie chimiche citate non possiede e⁻ delocalizzati ?

- 1) CO₃²⁻
- 2) O₃
- 3) C₆H₆
- 4) NH₃
- 5) HNO₃

4

<17> Riportare la struttura del ortoetil derivato del nitrobenzene.

NO_2
 $\text{C}_6\text{H}_4(\text{NO}_2)(\text{C}_2\text{H}_5)$

<18> A 270°C ed a 935 mmHg si ottiene H₂ dalla reazione tra 300 ml di HCl 0,5 N e 13,08 g di Zn. Calcolarne il V in dm³.

2 | 7 | 1

<19> A 800°C la K_p dell'equilibrio (s) + CO₂(g) <=> 2CO(g) vale 7,25 atm. Se in 120 l si introducono 2 moli di C, 0,6 moli di CO e 0,5 moli di CO₂, quale sarà la % in volume finale di CO ?

8 | 8 | 5 | 2

COMPITO DI SIMULAZIONE (2010-2011)

1) Le configurazioni elettroniche dello S nei due stati eccitati sono...



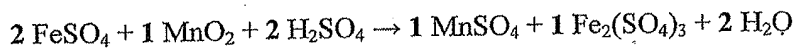
2) In quale delle seguenti reazioni non si sviluppa idrogeno ?

- 1) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{CO}_3$
- 4) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{S}$
- 5) $\text{Fe} + \text{HCl}$

3) Qual è il PM_{medio} di una miscela di idrogeno e ossigeno contenente O_2 per il 40% in volume ?

$$\text{PM}_{\text{medio}} = (0,40 \times 32) + (0,60 \times 2) = 14$$

4) Bilanciare la seguente reazione:



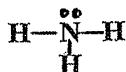
5) Indicare il composto isomero del 3 esene.

- 1) 1,3 esadiene
- 2) Cicloesano
- 3) Benzene
- 4) Etilciclopentano
- 5) Cicloesene

6) Indicare l'affermazione non corretta circa gli orbitali 4d.

- 1) Sono isoenergetici tra loro
- 2) Sono tutti identici tra loro
- 3) Possono ospitare 10 elettroni
- 4) Si riempiono in modo irregolare nei metalli di transizione
- 5) Sono soluzioni dell'equazione d'onda di Schrödinger

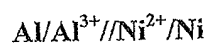
7) Riportare la formula di struttura (con eventuali doppietti liberi) per l'ammoniaca.



14) Quale tra le seguenti trasformazioni non può avvenire al catodo di una cella elettrolitica ?

- 1) $\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$
- 2) $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$
- 3) $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$
- 4) $\text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Ni}$
- 5) $\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

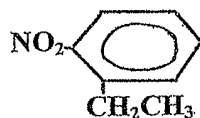
15) Riportare lo schema convenzionale della pila alluminio-nichel.



16) Quale tra le specie chimiche citate non possiede elettroni delocalizzati ?

- 1) CO_3^{2-}
- 2) O_3
- 3) C_6H_6
- 4) NH_3
- 5) HNO_3

17) Riportare la struttura del ortoetilderivato del nitrobenzene.



--* COMPITO SCRITTO DI CHIMICA *--

Cognome Nome.....

N. Matricola..... Corso.....

Data :20-03-03 Giudizio.....

«17» La grafite è un buon conduttore elettrico, per quale motivo?

- 1) Perché è costituita da atomi dello stesso tipo
- 2) Perché ha degli orbitali ibridi
- 3) Perché il carbonio ha comportamento tipicamente metallico
- 4) Perché è molto stabile
- 5) Per la particolare struttura ad elettroni delocalizzati

5

«18» Una soluzione acquosa di saccarosio viene scaldata fino alla temperatura di inizio ebollizione. Cosa accade se si continua a somministrare calore?

- 1) All'aumento di temperatura il soluto fonde.
- 2) La soluzione aumenta di temperatura continuando a bollire.
- 3) Il solvente passa allo stato di vapore mentre la temperatura rimane costante
- 4) L'ebollizione si arresta solo quando la soluzione diventa satura.
- 5) Solvente e soluto passano nella fase vapore mentre la temperatura rimane costante.

2

«19» Esaminando mediante diffrazione ai raggi X della lunghezza d'onda di 1,54 Å un cristallo si osserva diffrazione in corrispondenza di un angolo d'incidenza di 22,64°. Calcolare la distanza in Å tra i piani reticolari che hanno causato la diffrazione (n=1)

2

«20» Dato un acido debole HA in acqua all'aumentare della sua diluizione quale affermazione risulta VERA:

- 1) il pH rimane costante
- 2) precipita l'acido
- 3) aumenta il grado di dissociazione
- 4) diminuisce il grado di dissociazione
- 5) il grado di dissociazione rimane costante purché la temperatura rimanga costante

3

«21» Scrivere i coefficienti del bilanciamento della seguente redox:
piombo metallico + acido nitrico --->
nitrato di piombo(II) + monossido d'azoto + acqua

3 8 3 2 4

«22» Quale fra i seguenti composti ha legami con maggiore carattere ionico?

- 1) CaCl₂ *Ca=+2*
- 2) AlCl₃ *Al=+3*
- 3) SrCl₂ *Sr=+2*
- 4) NaCl
- 5) HCl

4

«23» Quali dei seguenti gas si avvicina di più al comportamento ideale a condizioni normali:

- 1) Metano
- 2) Ammoniaca
- 3) Diossido di carbonio
- 4) Idrogeno
- 5) Cloro

4

«24» Quale fra le seguenti affermazioni è corretta relativamente all'energia di attivazione di una reazione?

- 1) Diminuisce con l'aumentare della concentrazione dei prodotti
- 2) Diminuisce in presenza di un catalizzatore
- 3) Aumenta con l'aumentare della velocità di reazione
- 4) Aumenta con l'aumentare della concentrazione dei reagenti
- 5) E' sempre la stessa per la reazione diretta ed inversa

2

«25» Quale tra le variazioni di entalpia di queste reazioni è un delta H di formazione del composto a destra?

- 1) CO + 1/2 O₂ ---> CO₂
- 2) 2 H₂ + O₂ ---> 2 H₂O
- 3) 2 CO + O₂ ---> 2 CO₂
- 4) FeO + Fe₂O₃ ---> Fe₃O₄
- 5) H₂ + O₂ ---> H₂O₂

5

«26» In quale dei seguenti casi si applica la legge di Raoult nella forma

$$P_o - P = X_{\text{soluto}} P_o$$

- 1) Soluzione di glucosio in acqua.
- 2) Soluzione di NaCl in acqua.
- 3) Soluzione di alcol etilico in acqua.
- 4) Soluzione di ammoniaca in acqua.
- 5) Soluzione di acido cloridrico in H₂O.

1 e 3

«27» Quanti litri di H₂ a 27 °C e 934,8 mm Hg si ottengono facendo reagire 6,537 grammi di Zn metallico con 200 ml di una soluzione acquosa di HCl 0,5 N?

- 1) 0,09
- 2) 10
- 3) 2,5
- 4) 1,0
- 5) 2,0

4

«28» Una soluzione di glucosio (C₆H₁₂O₆) in H₂O a 20 °C ha una concentrazione del 7,0% in peso. Calcolarne la pressione osmotica in atmosfere. (d_{soluz}=1g/ml)

9

«29» Calcolare il calore sviluppato nella combustione a 25 °C e a v_{cost} di 1dm³ di CH₃OH(l) (densità = 0,788g/cm³) con formazione di H₂O liquida.

- 1) 4267,5 kcal
- 2) 4277,9 kcal
- 3) 3015,7 kcal
- 4) 4287,2 kcal
- 5) 4297,1 kcal

1

«30» In un recipiente di 177 litri vengono introdotti 480 g di carbonio e 880 g di diossido di carbonio; si porta alla temperatura di 850 °C, laddove la costante di equilibrio per la reazione: *
C(s) + CO₂(g) <==> 2 CO(g)
vale 14,9 atm. Calcolare la pressione finale nel recipiente una volta raggiunto l'equilibrio.

1 5

C O M P I T O

1

C O M P I T O

1

COMPTON 1

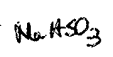
«1» Bilanciare la seguente disproporzionazione: ipiodato di sodio ---> ioduro di sodio + iodato di sodio.

3 2 1

«2» Quale tra i seguenti elementi NON dà numeri di ossidazione negativi :
1) S ; 2) I ; 3) Sn ; 4) H

3

«3» Scrivere la formula minima del composto costituito da 22,1% di Na, 0,96% di H, 30,8% di S e 46,1% di O (percentuali in peso)



«4» L'isotopo più abbondante di un elemento avente Z=24 ha A=52; scrivere in sequenza numero di elettroni, protoni e neutroni di tale atomo.

2 4 2 4 2 8

«5» Le condizioni Normali di un gas sono
1) Pressione di 1 atm e temperatura ambiente
2) Temperatura di 25°C e pressione di 1 atm
3) Pressione di 760 tor e temperatura dello 0 K
4) Pressione di 1 atm e temperatura di 273 K
5) Pressione di 760 mm di Hg e temperatura di 298 K

4

«6» La configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ rappresenta :
1) Cl⁻
2) S
3) Ne
4) K
5) Al³⁺

1

«7» La densità relativa di un gas rispetto all'aria (composizione percentuale in volume: N₂ = 79; O₂ = 21) è uguale a 1,526. Di quale gas si tratta?
1) Metano
2) Monossido di carbonio
3) Fluoro
4) Etano
5) Diossido di carbonio

5

COMPTON 1

«8» Calcolare la percentuale di ionicità nel legame Si-O, arrotondando ad un valore intero.

5 1

«9» 22.4 L è il volume occupato da:
1) Una mole di qualsiasi gas a 25°C ed 1 atm
2) Nessuna delle altre risposte
3) Una mole di qualsiasi gas ideale a 0°C ed 1 atm
4) Una mole di qualsiasi gas ideale a 100°C ed 1 atm
5) Una mole di qualsiasi gas ideale in qualsiasi condizione

3

«10» Quale delle seguenti soluzioni acquose presenta minor pH ?
1) 10⁻³ M di H₂S (K_d = 1,0 · 10⁻⁷)
2) 10⁻¹ M di HF (K_d = 6,2 · 10⁻⁴)
3) 1M di HCl (K_d >> 1)
4) 10⁻¹ M di HCl (K_d >> 1)
5) 1M di NH₃ (K_p = 1,8 · 10⁻⁵)

3

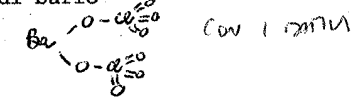
«11» Quale delle seguenti terne di elementi è costituita da un metallo seguito da un metallo di transizione e da un non metallo ?

- 1) K, Fe, Cu
- 2) Mn, Al, Cl
- 3) Mg, Sn, I
- 4) Ti, Au, Br
- 5) Be, Cr, P

sm non è sul blocco!!!

5

«12» Scrivere la formula di struttura del perclorato di bario



«13» Quale di questi gas, a parità di condizioni, effluisce più velocemente attraverso un foro sottile:

- 1) Cloro
- 2) Ossigeno
- 3) Azoto
- 4) Ammoniaca
- 5) Metano

5

«14» Un catalizzatore:
1) varia il fattore pre-esponenziale A
2) varia l'entalpia di formazione dei composti
3) varia la K_c
4) aumenta la velocità di reazione
5) aumenta le rese dei prodotti

4

«15» Per grado di ionizzazione di un elettrolita si intende :

- 1) la concentrazione degli ioni in soluzione.
- 2) la concentrazione complessiva di ioni + molecole indissociate in soluzione.
- 3) il rapporto tra gli ioni prodotti ed il numero di molecole che non si sono dissociate.
- 4) il rapporto tra gli ioni prodotti e le molecole di solvente.
- 5) la frazione di molecole dissociate

5

«16» I numeri quantici che descrivono il movimento dell'elettrone intorno al nucleo...

- 1) possono in alcuni casi essere frazionari (+ 1/2 o -1/2).
- 2) nessuna delle altre risposte
- 3) sono solo tre.
- 4) sono quattro.
- 5) sono sempre positivi salvo che per 'l' = 0.

3

«17» Nella reazione redox:
 $2 Br^- + Cl_2 \rightarrow 2 Cl^- + Br_2$

- si può affermare che:
- 1) Il cloro è l'agente ossidante, quindi si ossida
 - 2) Il bromo è l'agente riducente, quindi si riduce
 - 3) Il bromo è l'agente riducente perchè il suo potenziale di riduzione è maggiore di quello del cloro
 - 4) Il cloro è l'agente ossidante, quindi acquista elettroni

4