

Corso di Studio in
SCIENZE DELLE ATTIVITÀ MOTORIE E SPORTIVE

Insegnamento:
CHIMICA, BIOCHIMICA E FISICA APPLICATA ALLE SCIENZE
MOTORIE

Modulo di Insegnamento: CHIMICA E BIOCHIMICA

Dott.ssa **Claudia Rossi**

Dipartimento di Scienze Psicologiche, della Salute e del Territorio (DISPuTer)
Laboratorio di Biochimica Analitica e Proteomica
Centro di Studi e Tecnologie Avanzate CAST
Università degli Studi "G. d'Annunzio"
Tel. 0871 541596 – 0871 541333

claudia.rossi@unich.it

1

Modulo: Chimica e Biochimica → Programma del Corso

Contenuti

MODULO DI CHIMICA: Elementi di chimica generale. Principali contenuti: equilibri in soluzione, reazioni redox, proprietà colligative ed elementi di base di chimica del carbonio
MODULO DI BIOCHIMICA: Le biomolecole. Metabolismi di base di glucidi, lipidi e proteine. Caratteristiche principali dei metabolismi energetici

Testi di riferimento

MODULO DI CHIMICA:
Massimo Stefani, Niccolò Taddei, Chimica & Biochimica (Zanichelli)
MODULO DI BIOCHIMICA:
David L Nelson, Michael M Cox Introduzione alla biochimica di Lehninger (Zanichelli)
Antonio Di Giulio, Amelia Fiorilli, Claudio Stefanelli, Biochimica per Scienze motorie (Casa Editrice Ambrosiana. Distribuzione Zanichelli)

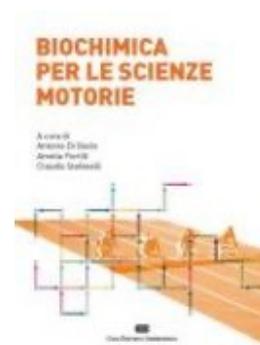
Massimo Stefani, Niccolò Taddei
Chimica & Biochimica
2017



David L. Nelson, Michael M. Cox
Introduzione alla biochimica di Lehninger
Sesta edizione
Zanichelli
Trad. di A. De Donatis, R. Stifanese
2018



Antonio Di Giulio, Amelia Fiorilli, Claudio Stefanelli
Biochimica per Scienze motorie
Casa Editrice Ambrosiana. Distribuzione esclusiva Zanichelli
2011



2

Modulo: Chimica e Biochimica → Programma del Corso

CHIMICA

Programma esteso

MODULO DI CHIMICA: Struttura dell'atomo, proprietà degli elementi, tavola periodica. Legami chimici, classificazione dei composti e formule chimiche. Proprietà delle soluzioni: elettroliti non elettroliti. Stechiometria. Concentrazioni. Reazioni reversibili e irreversibili. Esercizi. Legge di azione di massa, prodotto ionico dell'acqua, definizione di pH. Acidi e basi, forti e deboli, e calcolo del pH. Idrolisi salina e effetti sul pH. Esercizi. Definizione e ruolo dei tamponi. Numero di ossidazione e reazioni redox. Proprietà colligative. Osmosi. Elementi di chimica del carbonio: idrocarburi e ibridazione del carbonio, gruppi funzionali con particolare riferimento alle funzioni semplici e complesse dell'ossigeno. Reattività degli alcoli, carbonili, e carbossili. Gli alfa e beta chetoacidi, alfa e beta ossiacidi. La reazione di riduzione dell'acido piruvico ad acido lattico. Legame glicosidico, legame peptidico, legame estere e anidridi.

3

La classificazione dei sali

	AH	aH
BOH	BA	Ba
bOH	bA	ba

SALE: un sale è un composto ionico ottenuto mediante una reazione di neutralizzazione in soluzione acquosa. La soluzione salina risultante può essere neutra, acida o basica.

4

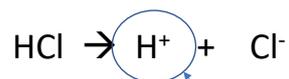
La neutralizzazione: una reazione tra acidi e basi

La **neutralizzazione** è una reazione fra un acido e una base in quantità stechiometricamente equivalenti che porta alla formazione di sale e di acqua, con liberazione di calore.

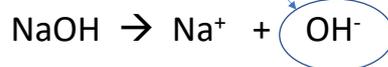
5

La neutralizzazione: una reazione tra acidi e basi

Acido forte: HCl



Base forte: NaOH



Tutti gli anioni e i cationi provenienti da acidi o da basi forti, quando vengono disciolti in acqua, non fanno variare il pH.

6

La classificazione dei sali

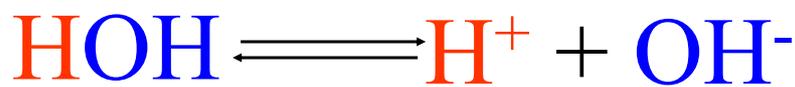
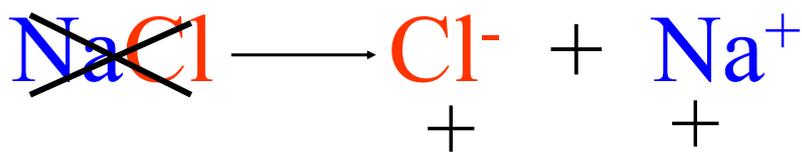
IDROLISI: è la reazione di uno ione con l' H_2O che porta alla formazione dell'acido coniugato e dello ione ossidrile o della base coniugata e dello ione idrogeno.

La decomposizione operata dall'acqua su alcuni sali, è definita **reazione di IDROLISI**; ad essa sono legati fenomeni riguardanti il pH della soluzione risultante.

L' **IDROLISI** va intesa come una associazione degli ioni H^+ ed OH^- , provenienti dall'acqua, con i cationi e gli anioni derivanti dalla dissociazione del sale.

7

NaCl



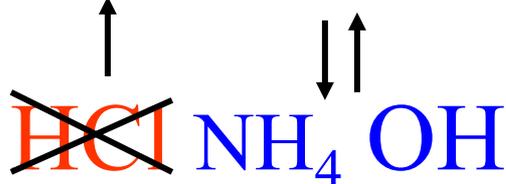
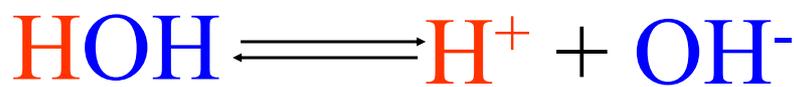
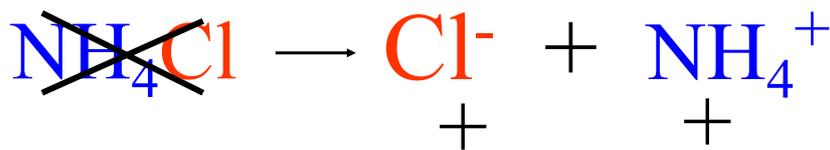
8

quindi...

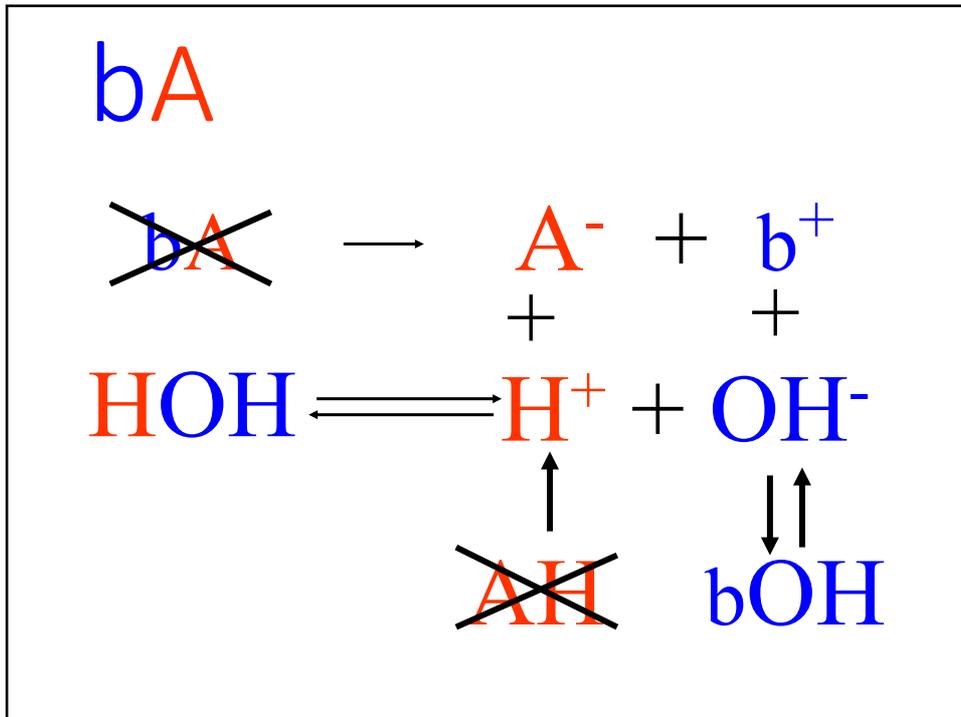
...un sale proveniente dalla reazione di una
base forte con un acido debole provoca una

aumento del pH (idrolisi basica)

13



14



15

quindi...

...un sale proveniente dalla reazione di una **base debole**
con un **acido forte** provoca un

abbassamento del pH (**idrolisi acida**)

16

quindi...

...un sale proveniente dalla reazione di una **base debole** con un **acido debole** provoca una variazione di pH che dipende dai valori K_a e K_b ...

19

...ossia se:

- $K_a > K_b$ idrolisi acida (pH più basso)
- $K_a = K_b$ idrolisi neutra (pH invariato)
- $K_a < K_b$ idrolisi basica (pH più alto)

20

K_i

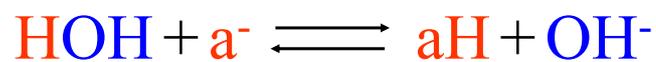
$$K_i = \frac{[aH][OH^-][H^+]}{[a^-][H^+]} \quad \begin{matrix} \nearrow K_w \\ \searrow \frac{1}{K_a} \end{matrix}$$

$$K_i = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[aH][OH^-]}{[a^-]}$$

23

Grado d'idrolisi

$$X = \frac{\text{mol. idrolizzate}}{\text{mol. totali}}$$



$$t_0: \quad c \quad 0 \quad 0$$

$$t_{eq}: (1-X)c \quad Xc \quad Xc$$

24

pH idrolisi

$$K_i = \frac{[aH][OH^-]}{[a^-]}$$

$$HOH + a^- \rightleftharpoons aH + OH^-$$

$t_0:$	c	0	0
$t_{eq}:$	$(1-x)c$	$x c$	$x c$

$$K_i = \frac{(x c)^2}{(1-x)c}$$

Se X è molto più piccolo di 1 si può trascurare

$$K_i = \frac{(x c)^2}{c}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_i c}$$

$$pOH = -\log \sqrt{K_i c}$$

25

L'idrolisi: anche i sali fanno cambiare il pH

Se il sale contiene un anione che è la base coniugata di un acido debole forma soluzioni basiche. **aB**

CH₃COOH ACIDO DEBOLE Ka
CH₃COO⁻ ANIONE BASE CONIUGATA

$$CH_3COONa \rightarrow Na^+ + CH_3COO^- \rightarrow \text{BASE DEBOLE}$$

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$

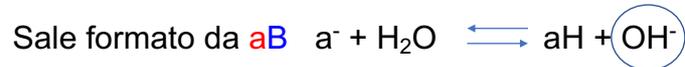
IDROLISI BASICA

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} * C_{sale}}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_i c} \quad pOH = -\log \sqrt{K_i c}$$

26

L'idrolisi: anche i sali fanno cambiare il pH



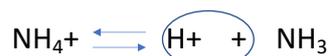
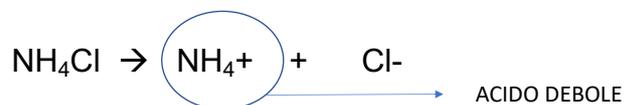
$$K_i = K_w/K_a \quad [OH^-] = \sqrt{K_i * c_s} = \sqrt{K_w/K_a * c_s}$$

27

L'idrolisi: anche i sali fanno cambiare il pH

Se il sale contiene un catione che è l'acido coniugato di una base debole forma soluzioni acide. **Ab**

NH₃ BASE DEBOLE Kb
NH₄⁺ CATIONE ACIDO CONIUGATO

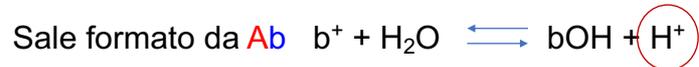


IDROLISI ACIDA

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} * c_{sale}} \quad [H^+] = \sqrt{K_i c} \quad pH = -\log \sqrt{K_i c}$$

28

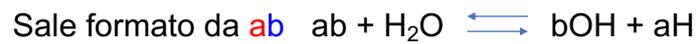
L'idrolisi: anche i sali fanno cambiare il pH



$$K_i = K_w/K_b \quad [H^+] = \sqrt{K_i * c_s} = \sqrt{K_w/K_b * c_s}$$

29

L'idrolisi: anche i sali fanno cambiare il pH



$$[H^+] = \sqrt{(K_w * K_a)/K_b}$$

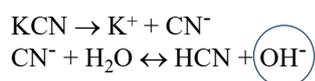
$$K_i = [bOH] * [aH] / [ab]$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w * K_a}{K_b}}$$

30

Esercizi

Qual è il valore del pH di una soluzione contenente 2g di cianuro di potassio KCN (PM= 65) in 75ml. $K_{a\text{HCN}} = 1 \cdot 10^{-10}$



$$K_e = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-][\text{H}_2\text{O}]} \quad K_i = K_e [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

Da cui $\text{OH}^- = \sqrt{K_i \cdot C_s}$

$$[\text{CN}^-] = C_s = \left(\frac{\text{grammi}}{\text{PM}}\right) \left(\frac{1000}{75}\right) = \left(\frac{2}{65}\right) \left(\frac{1000}{75}\right) = 0.41 \text{ mol/L}$$

$$\text{OH}^- = \sqrt{K_i \cdot C_s} = \sqrt{\left(\frac{K_w}{K_a}\right) \cdot C_s} = \sqrt{\left(\frac{10^{-14}}{10^{-10}}\right) \cdot 0.41} = 6.4 \cdot 10^{-3} \text{ g ioni/L}$$

$$\text{pOH} = 2.19$$

$$\text{pH} = 14 - 2.19 = 11.81$$

31

Soluzioni Tampone

Si definiscono soluzioni tampone quelle soluzioni aventi la caratteristica di mantenere costante il loro pH, anche se vengono aggiunte quantità variabili di acidi o basi.

Le soluzioni tampone sono soluzioni che resistono al cambiamento del pH per moderate aggiunte di acido o di base.

Una soluzione tampone si basa sulla capacità che un acido debole e la sua base coniugata (o una base debole ed il suo acido coniugato) hanno di reagire con una base forte (o con un acido forte).

32

se aumentano gli H^+ ...

*...una trappola di H^+ potrebbe
minimizzare l'effetto sul pH*

se diminuiscono gli H^+ ...

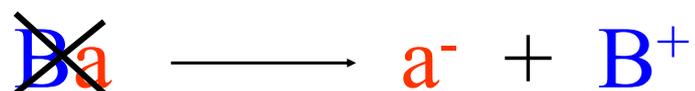
*...un serbatoio di H^+ potrebbe
minimizzare l'effetto sul pH*

33

la trappola



dove si trova a^- ?



si dissocia dai sali

34

il serbatoio

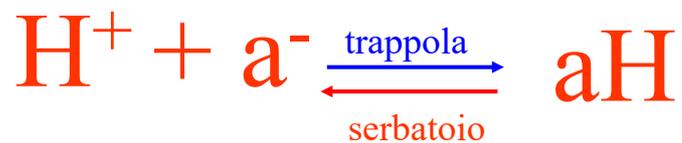
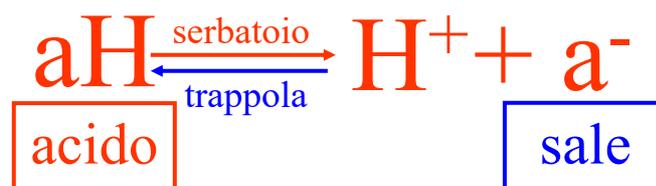


perché un acido debole?

perché si dissocia quando serve

35

il tampone



36

pH Soluzione Tampone

$$K_a = \frac{[a^-] [H^+]}{[aH]}$$

$$[H^+] = K_a \frac{[aH]}{[a^-]}$$

$$[H^+] = K_a \frac{C_a}{C_s}$$

37

$$[H^+] = K_a \frac{C_a}{C_s}$$

$$-\log[H^+] = -\log K_a - \log \frac{C_a}{C_s}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$

38

pH Soluzione Tampone

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$

39

tampone



40

pH Soluzione Tampone

Il pH di una soluzione tampone si calcola con la relazione

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$

dove

C_a = concentrazione iniziale di acido

C_s = concentrazione del sale disciolto

41

pH Soluzione Tampone

Una soluzione gode delle seguenti proprietà:

- non risente della diluizione, poichè se si diluisce la soluzione variano in egual misura sia la C_a che la C_s ed il loro rapporto resta inalterato.
- La soluzione tampone esplica la massima efficacia quando il rapporto C_a/C_s è unitario cioè quando $C_a=C_s$.

42

TAMPONE	pH
GRUPPO A: tamponi per uso chimico-clinico:	
Ac. citrico/citrato	3.0 - 6.2
Ac. acetico/acetato	3.6 - 5.6
Fosfato bibasico/fosfato monobasico	5.0 - 8.0
Ac. borico/borato	8.0 - 10.2
Glicina H ⁺ /glicina	8.6 - 10.6
Bicarbonato/carbonato	9.2 - 10.6
GRUPPO B: tamponi per uso biologico:	
MES	5.6-6.8
PIPES	6.1-7.3
MOPS	6.6-7.8
HEPES	7.2-8.2
TRIS	7.0-9.0

43

Esercizi

Il pH di una soluzione tampone di un acido debole corrisponde al pK dell'acido quando:

- A) Nel tampone è presente anche un acido forte
- B) Nel tampone è presente anche una base debole
- C) Il rapporto tra la concentrazione dell'acido debole e la concentrazione del suo sale è pari a 10
- D) La concentrazione dell'acido debole è uguale alla metà della concentrazione del suo sale
- E) La concentrazione dell'acido debole è uguale alla concentrazione del suo sale

Quale/i delle seguenti affermazioni relative a una soluzione tampone acida è/sono corretta/e?

1. Il pH non varia qualunque sia la quantità di acido o base aggiunti alla soluzione
 2. È formata da un sale di un acido disciolto in una soluzione dello stesso acido
 3. Le soluzioni tampone possono avere solo valori di pH compresi tra 3 e 6
- A) Solo 2
 - B) Solo 1
 - C) Solo 3
 - D) Solo 1 e 2
 - E) Solo 2 e 3

44

Esercizi

Calcolare il pH di un sistema tampone formato da un litro di soluzione 0.01 di acido acetico ($K_a = 1.85 \times 10^{-5} \text{ M}$) e 0.01 M di acetato di sodio.

$$\text{pH} = \text{pK} + \log C_s/C_a \quad \text{pH} = 4.74 + \log 0.01\text{M}/0.01 \text{ M} = 4.74$$

Calcolare il PH di una soluzione tampone in cui sono presenti 40mM di H_2PO_4^- ($K_a = 6.2 \times 10^{-8}$) e 20 mM HPO^-

$$\text{pH} = \text{pK} - \log (0.04/0.02) = 7.21 - 0.30 = 6.91 \text{ (tampone biologico)}$$

Calcolare il pH di un sistema tampone formato da un litro di soluzione 0.1 M di acido acetico ($K_a = 1.85 \times 10^{-5} \text{ M}$) e 0.1 M di acetato di sodio.

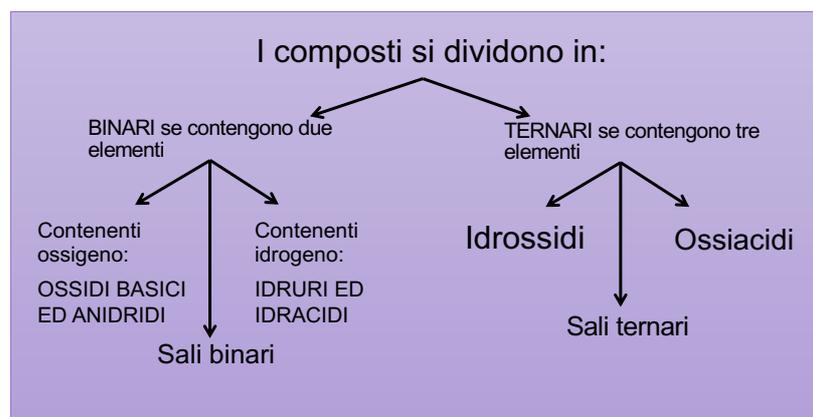
$$\text{pH} = \text{pK} + \log C_s/C_a \quad \text{pH} = 4.74 + \log 0.1\text{M}/0.1 \text{ M} = 4.74$$

Lezione di chimica

- Cenni di classificazione e Nomenclatura
- Reazioni Chimiche, bilanciamento e stechiometria
- Reazioni di Ossido-Riduzione

1

Classificazione dei composti Inorganici



2

Ossidi Basici e Acidi

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

OSSIDI BASICI :
O+MET
 quando l'ossigeno si lega con un metallo

Formula chimica	Nome tradizionale	Nome IUPAC
K_2O	Ossido di potassio	Ossido di potassio

OSSIDI ACIDI o ANIDRIDIDI:
O+non MET
 quando si lega con un non metallo

Formula chimica	Nome tradizionale	Nome IUPAC
CO_2	Anidride Carbonica	Biossido di carbonio

3

Idruri e Idracidi

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

IDRACIDI

L' idrogeno ha numero di ossidazione +1
 e si lega con non Metalli .
L'H si trova a sinistra nella formula!



ACIDO CLORIDRICO

IDRURI

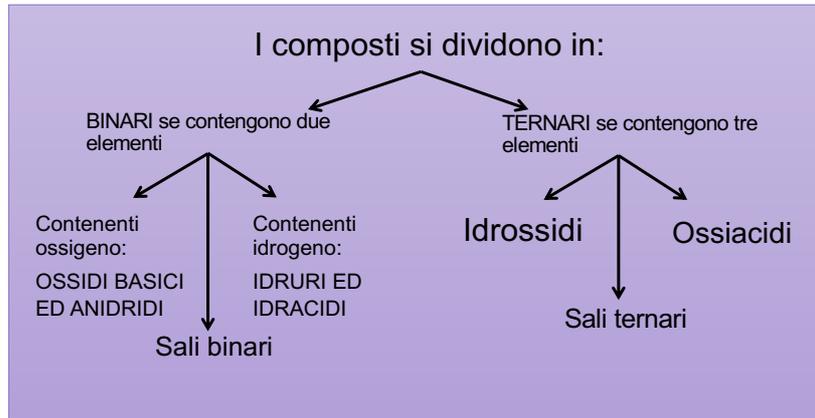
L' idrogeno ha numero di ossidazione -1 e
 si lega con Metalli.
L'H si trova a destra nella formula!



IDRURO DI SODIO

4

Classificazione dei composti Inorganici



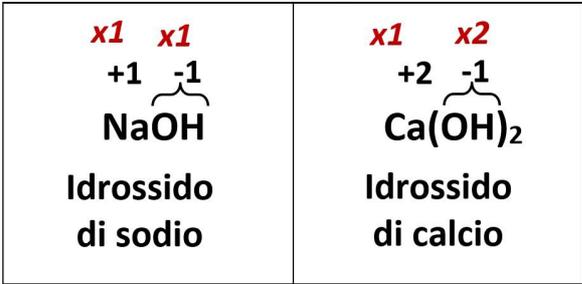
5

Idrossidi

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

H																	He				
Li	Be	METALLI										SEMIMETALLI					NON METALLI				Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og				
		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu						
		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	La						

Metallo + ione Idrossido



- Metalli del primo gruppo della tavola periodica si comportano come cationi con una carica positiva
- I metalli del secondo gruppo della tavola periodica si comportano come cationi aventi due cariche positive
- I metalli del terzo gruppo della tavola periodica si comportano come cationi aventi tre cariche positive

6

Ossiacidi



ACIDO + NOME DEL NON METALLO + **ICO**

ACIDO + NOME DEL NON METALLO + **OSO**

Formula	n.o. del non metallo	Nome tradizionale	Nome IUPAC
H ₂ SO ₃	+4	acido solforoso	acido triossosolforico(IV)
H ₂ SO ₄	+6	acido solforico	acido tetraossosolforico(VI)
HNO ₂	+3	acido nitroso	acido diossonitrico(III)
HNO ₃	+5	acido nitrico	acido triossonitrico(V)

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

7

Sali binari

Met+nonMet



Sali ternari

Met+nonMet+O



I **sali ternari** sono composti formati da un metallo, un non metallo e l'ossigeno.

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

8

Le Reazioni Chimiche

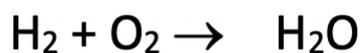


9

Le Reazioni Chimiche

Una reazione (o equazione) chimica è una trasformazione di sostanze dette **reagenti** in altre sostanze dette **prodotti**.

reagenti \rightarrow prodotti



I **coefficienti stechiometrici** sono numeri opportuni con cui è possibile mantenere, per ciascuna specie, l'uguaglianza tra il numero di atomi dei reagenti e dei prodotti.

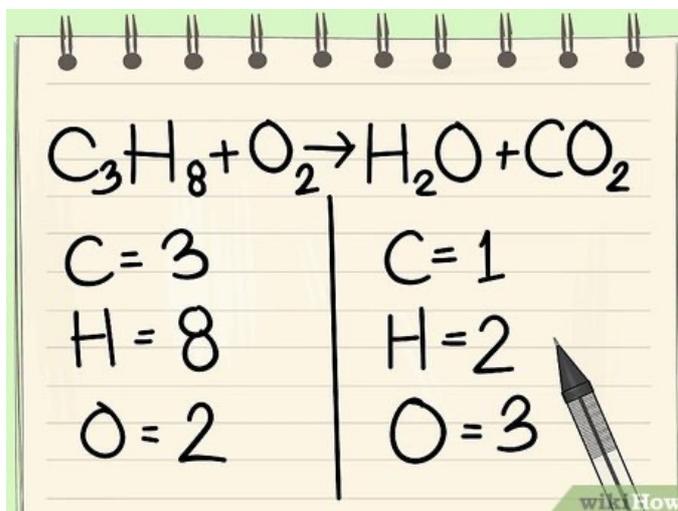
10

Bilanciamento delle reazioni

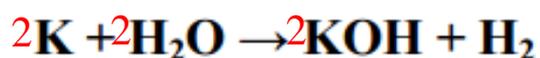
Per bilanciare una reazione si seguono le seguenti regole:

1 per primi si bilanciano gli atomi dei metalli e dei non metalli;

2 si bilanciano per ultimi gli atomi di idrogeno e di ossigeno se presenti.

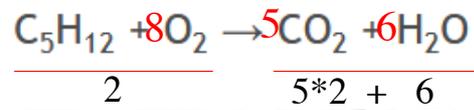


11



- Bilanciamo il K...
- Bilanciamo l'Ossigeno...
- Bilanciamo l'Idrogeno...
- Controllo l'Ossigeno...
- Controllo il K...

12



- Bilanciamo il C...
- Bilanciamo l' H...
- Bilanciamo l' O...

13

Calcoli Stechiometrici



INGREDIENTI

263 kcal Calorie per porzione [+info](#)

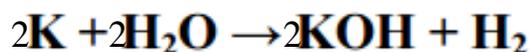
PER CIRCA 12 PANCAKE

- [Farina 00](#) 125 g
- [Burro](#) 25 g
- [Uova](#) (medie) 2
- [Sale fino](#) 1 pizzico
- [Latte intero](#) (fresco) 200 g
- [Zucchero](#) 15 g
- [Lievito in polvere per dolci](#) 6 g

PER GUARNIRE

- [Sciroppo di acero](#) q.b.

14



LA MOLE

LA MOLE ED IL NUMERO DI AVOGADRO

Una dozzina di uova = 12 uova



3 dozzine di uova = 36 uova



Una Mole di atomi = $6,023 \times 10^{23}$ atomi



$N_A =$
 $6,023 \cdot 10^{23}$

3 Moli di atomi = $6,023 \times 10^{23} \times 3$ atomi
 $18,07 \times 10^{23}$ atomi



$N_A =$
 $6,023 \cdot 10^{23}$



$N_A =$
 $6,023 \cdot 10^{23}$



$N_A =$
 $6,023 \cdot 10^{23}$

NUMERO DI MOLI (mol)	MASSA (g)
1	MM (massa molare)
↓	↓
n	$g = n \times MM$

15

I calcoli stechiometrici

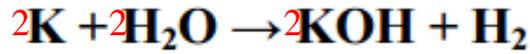
I **coefficienti stechiometrici** indicano il rapporto numerico che esiste sia fra le molecole dei composti presenti in una reazione chimica sia il loro numero di moli.

In una reazione chimica conoscendo la quantità di una specie è possibile calcolare la quantità di un'altra specie, seguendo i seguenti passaggi:

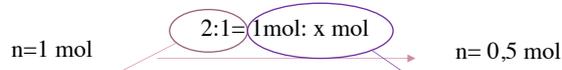
1. si scrive la reazione bilanciata;
2. si determinano le masse molari delle specie coinvolte;
3. si calcola il numero di moli della specie richiesta, in base ai rapporti stechiometrici;
4. si calcola la massa della specie richiesta.

16

Quante moli di H₂ si producono a partire da 1 mole di Potassio K?



2:1 moli di H₂????



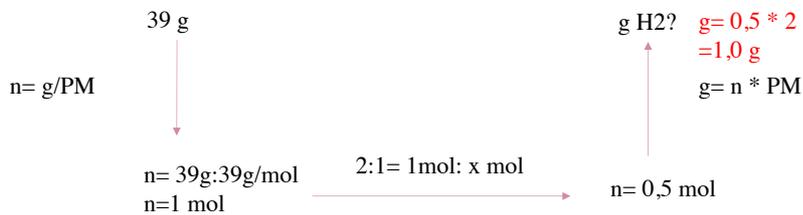
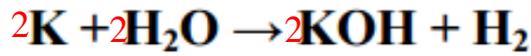
Rappresenta i rapporti dei coefficienti stechiometrici dettati dalla reazione

Rappresenta la situazione del problema di stechiometria

17

Quante grammi di H₂ si producono a partire da 39 grammi Potassio K (PM=39g/mol)?

$$g = n \times MM$$

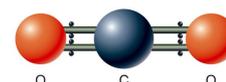


18

Reazioni di Ossidoriduzione

Tutte le reazioni in cui gli elettroni di legame si avvicinano all'atomo più elettronegativo dei due, allontanandosi dall'altro, si definiscono **reazioni di ossido-riduzione**.

Il **numero di ossidazione** (*n.o.*) è la carica formale (cioè convenzionale) che viene attribuita a un atomo all'interno di una molecola o di uno ione poliatomico, assegnando gli elettroni di legame all'atomo più elettronegativo.



19

Valenza e Numero di Ossidazione

La **valenza** rappresenta il numero di elettroni che l'atomo guadagna o mette in comune quando si lega ad altri atomi.

La valenza di un atomo corrisponde in genere al numero di legami che l'atomo può formare.

Il **numero di ossidazione** rappresenta la carica che ogni atomo, in una molecola o in uno ione poliatomico, assumerebbe se gli elettroni di legame fossero assegnati all'atomo più elettronegativo.



20

Regole per l'assegnazione dei Numeri di Ossidazione

Regola	Esempio
1. Gli atomi nelle sostanze elementari hanno sempre numero di ossidazione zero.	In Cl_2 il n.o. del cloro è zero. In S_8 lo zolfo ha n.o. zero.
2. Il numero di ossidazione dell'ossigeno è -2 , tranne nei perossidi, in cui vale -1 e quando è legato al fluoro, in cui è $+2$.	In Na_2O , H_2O , MgO , Al_2O_3 , l'ossigeno ha n.o. -2 . Nei perossidi di idrogeno e di sodio (per esempio, H_2O_2 e Na_2O_2) ha n.o. -1 . In F_2O , l'ossigeno ha n.o. $+2$.
3. Il numero di ossidazione dell'idrogeno è $+1$, fanno eccezione i casi in cui H è combinato con un metallo, nel qual caso ha n.o. -1 .	In H_2O , HCl , H_2SO_3 , HF , NH_3 , PH_3 , CH_4 , l'idrogeno ha n.o. $+1$. Negli idruri dei metalli, come LiH , CuH , l'idrogeno ha n.o. -1 (notiamo che H è posto a destra nella formula).
4. Gli ioni monoatomici hanno numero di ossidazione coincidente con la carica elettrica.	Il ferro in Fe^{3+} ha n.o. $+3$. Il sodio in NaCl (Na^+Cl^-) ha n.o. $+1$. Il magnesio in MgO ($\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$) ha n.o. $+2$.
5. In uno ione poliatomico la somma dei numeri di ossidazione deve equivalere alla carica dello ione.	In OH^- l'ossigeno ha n.o. -2 e l'idrogeno ha n.o. $+1$. La somma dà -1 . In SO_4^{2-} i 4 atomi di ossigeno danno -8 . Perché avvansi -2 allo ione, lo zolfo deve avere n.o. $+6$. In $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ i 7 atomi di ossigeno danno -14 ; perché restino due cariche negative i due atomi di cromo devono avere $+12$, quindi $+6$ ciascuno.
6. In una molecola o in un composto ionico la somma dei numeri di ossidazione deve essere zero.	In H_2O ogni idrogeno ha n.o. $+1$ e l'ossigeno ha n.o. -2 , quindi $+1 + 1 - 2 = 0$. In PbO_2 i due atomi di ossigeno (con n.o. -2) danno -4 ; perché il totale sia zero, il piombo deve avere n.o. $+4$.
7. In un legame covalente gli elettroni condivisi sono formalmente attribuiti all'atomo più elettronegativo.	In PCl_3 il fosforo forma tre legami con il più elettronegativo cloro. Quindi il fosforo ha n.o. $+3$ e il cloro ha n.o. -1 .

21

Esercizi



$$\begin{aligned} -2 (*2) + x &= 0 \\ x &= +4 \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} -2 (*3) + 1 + x &= 0 \\ x &= +5 \end{aligned}$$



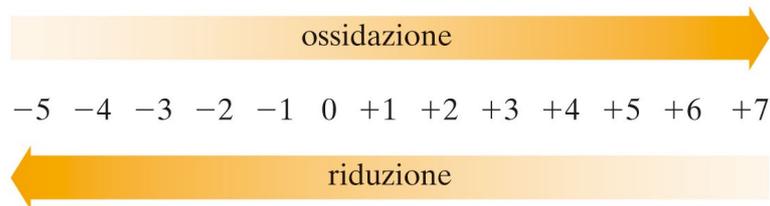
$$\begin{aligned} -2 (*3) + x &= -1 \\ x &= +5 \end{aligned}$$

22

Reazioni di Ossidoriduzione

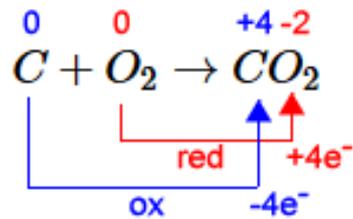
L'**ossidazione** provoca un aumento del numero di ossidazione di una specie ed una perdita di elettroni.

La **riduzione** provoca la diminuzione del numero di ossidazione di una specie ed un acquisto di elettroni.



23

Reazioni di Ossidoriduzione



24

Reazioni di Ossidoriduzione

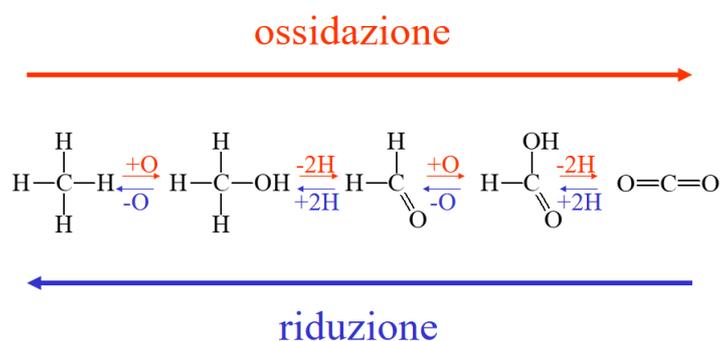
La specie che si ossida è un **agente riducente**, perché ossidandosi induce la riduzione dell'altra specie.



La specie che si riduce è un **agente ossidante**, perché riducendosi induce l'ossidazione dell'altra specie.

25

Stati di Ossidazione del Carbonio



26

Stati di Ossidazione del Carbonio

