

Corso di **SOSTENIBILITÀ CHIMICA DI PROCESSI E MATERIALI**

Prof. Francesco Geobaldo

A.A. 2021/2022

Chiara Novara

chiara.novara@polito.it

Tel: 011 – 090 4713



Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Organizzazione del corso



Parte 1

Teoria (Prof. F. Geobaldo)

Parte 2

**Esercitazioni di chimica e approfondimenti
(Prof. C. Novara)**

Parte 2

**Sostenibilità chimica di processi e
e materiali (Prof. A. Chiadò)**



Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Elementi, composti, ioni e loro nomenclatura



Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/20



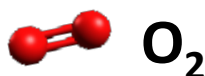
I componenti della materia

La **materia** (tutto ciò che ha massa e volume) è costituita da:

- Elementi
- Composti
- Miscele omo- ed eterogenee



Un **ELEMENTO** è una sostanza costituita da un'unica specie di atomi



Un **COMPOSTO** è una sostanza costituita da due o più elementi legati chimicamente in **proporzione definita**



Nomenclatura degli elementi

Ciascun elemento chimico viene univocamente associato ad un **simbolo**, in genere corrispondente all'iniziale del suo nome latino (o alle prime due lettere se vi è possibilità di equivoco con altri elementi).

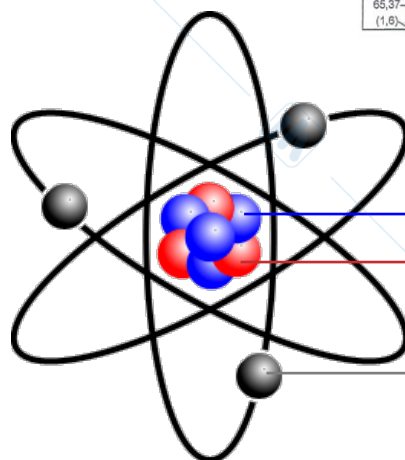
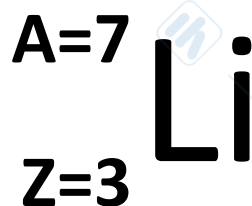
Ad esempio:

C è il carbonio, **Ca** il calcio, **Ce** il cerio, **Co** il cobalto



Gli elementi

modello stilizzato di atomo di litio



Neutrone (nessuna carica)
Protone (carica +)
Elettrone (carica -)

Gruppi → 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

Periodi ↓

Tavola periodica degli elementi

1	IIA												VIIIA					
1	1	2											13	14	15	16	17	18
2	3	4											5	6	7	8	9	10
3	11	12	III B	IV B	V B	VIB	VII B	VIII B	IX B	X B	XI B	12	13	14	15	16	17	18
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
6	55	56	*57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
7	87	88	**89	104	105	106	107	108	109									

Numero atomico z

30
Zn
65,37
(1,6)

Simbolo

Massa atomica (peso atomico)

Elettronegatività (secondo Pauling)

*Lantanidi

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
140,12	140,907	144,24	144,912	150,36	151,964	157,25	158,925	162,50	164,930	167,259	168,934	173,04	174,967

**Attinidi

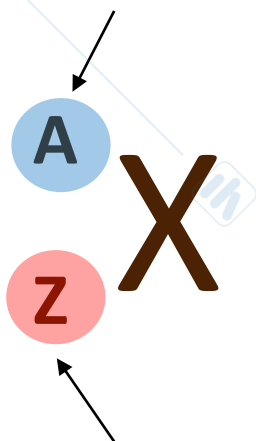
88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	Lr			
232,0377	231,03688	238,02891	237	242	243	247	247	251	252	253	258	259	261	262	263

- Il numero di **protoni** definisce il tipo di elemento.
- Il numero di **elettroni** è uguale al numero di protoni per gli elementi neutri, ma può variare nelle reazioni chimiche (ioni).



Gli elementi

numero di massa



numero atomico

Z = numero protoni*

N = numero di neutroni

A = Z + N = numero di massa

Isotopi = atomi con **Z** uguale e **N** diverso; occupano lo stesso posto nella tavola periodica

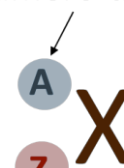
*in condizioni di neutralità è uguale al numero di elettroni!



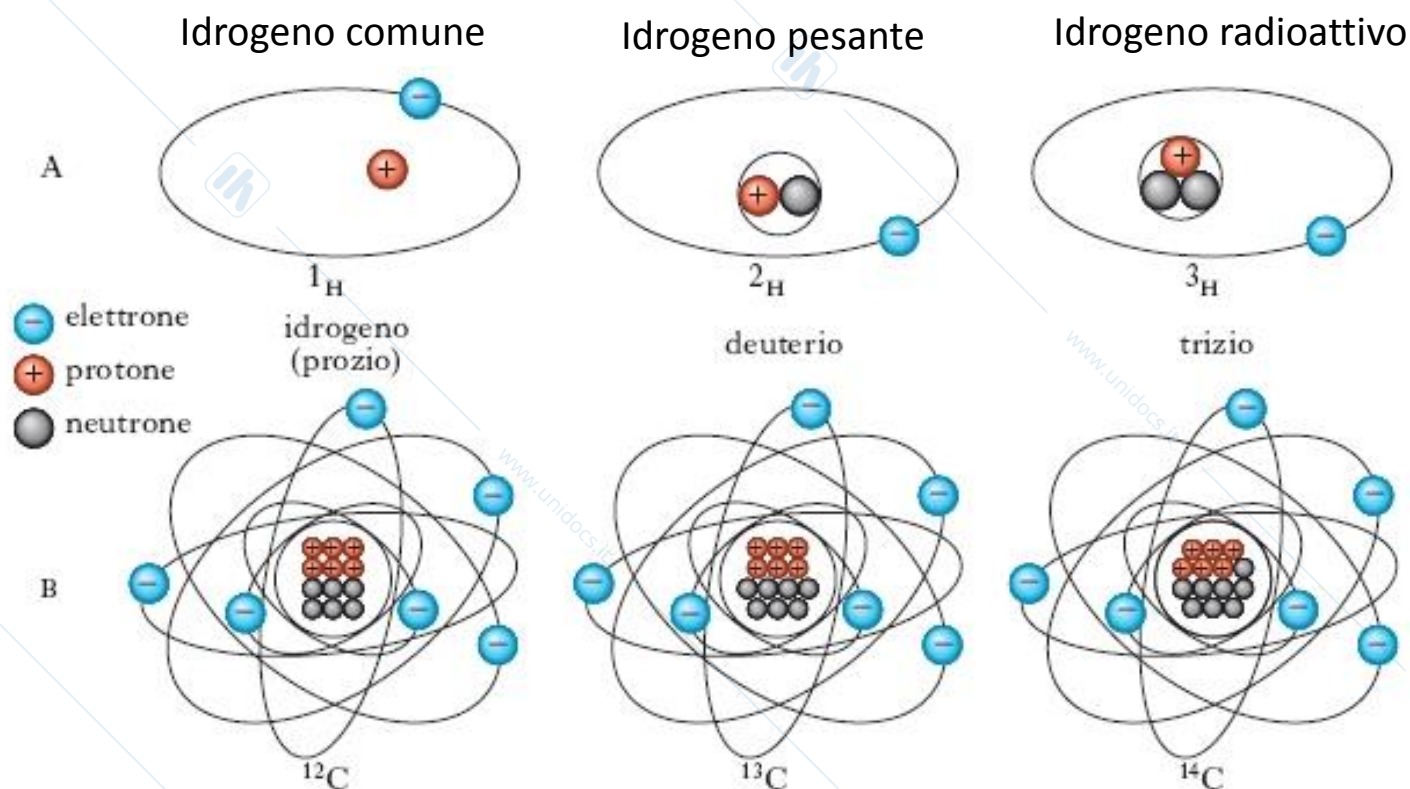
Gli isotopi

Isotopi = atomi con **Z** uguale e **N** diverso; occupano lo stesso posto nella tavola periodica

numero di massa



numero atomico

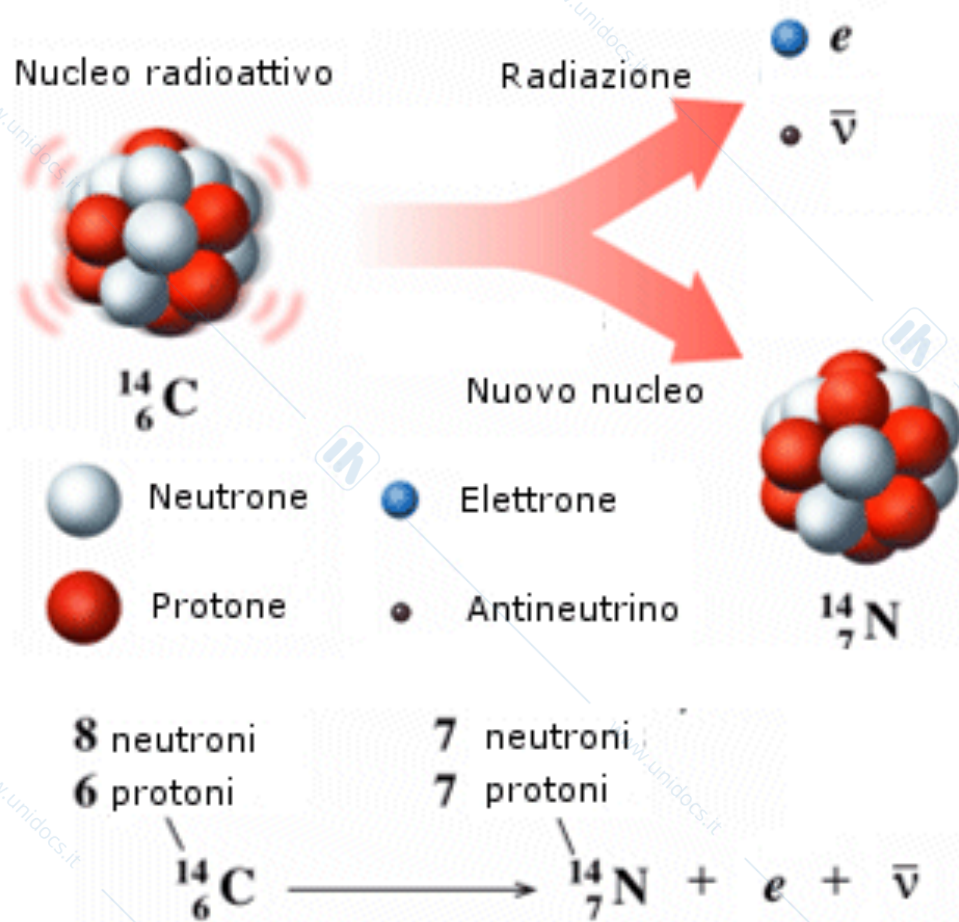


Frederick Soddy formulò il concetto di isotopo, vincendo il premio Nobel per la Chimica nel 1921.

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



La datazione al ^{14}C

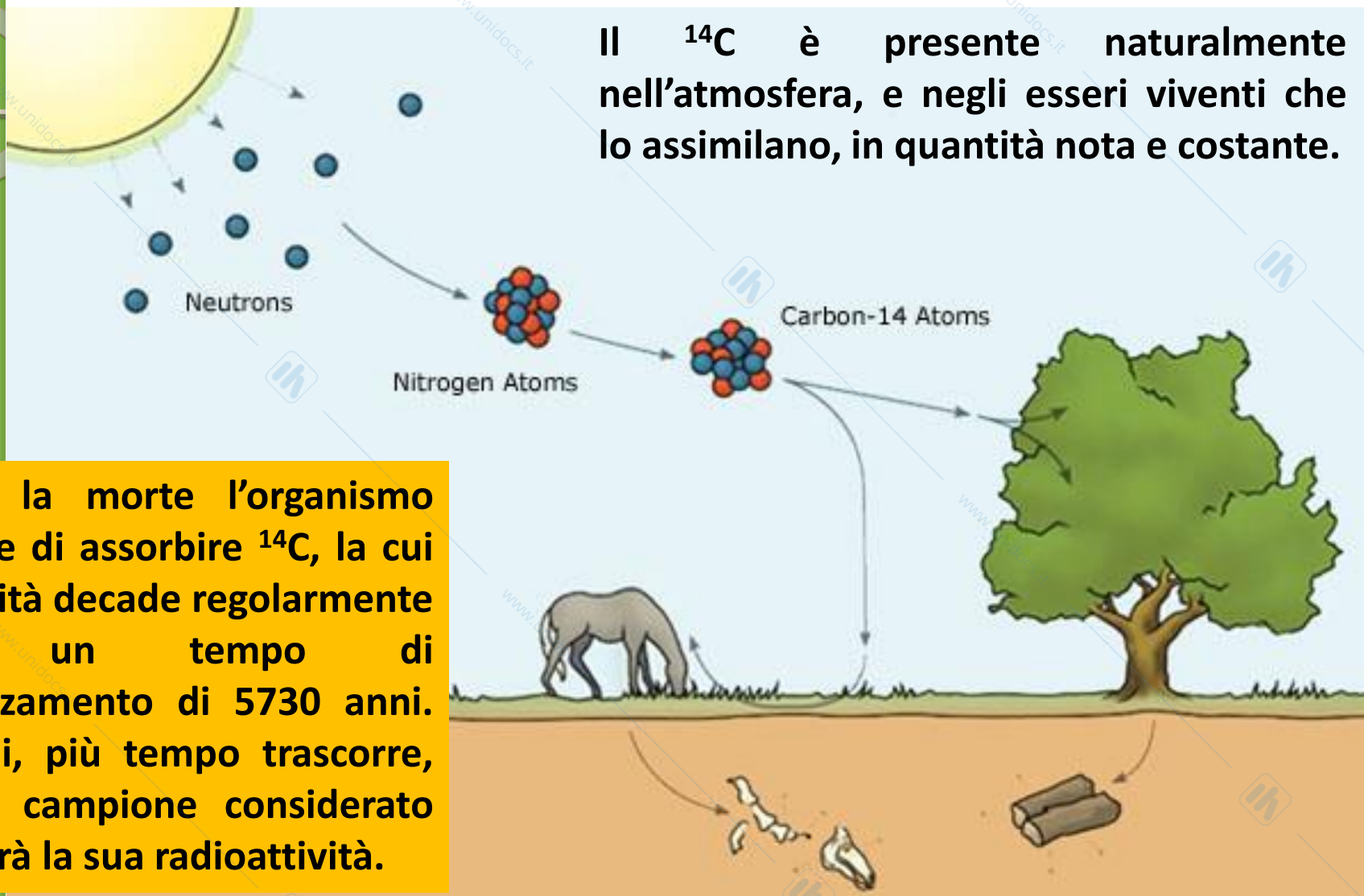


Il metodo, utile per datare materiali di origine organica (es. un fossile), si basa sul decadimento radioattivo, ed è stato proposto nel 1945 dal chimico Willard Frank Libby, che per questa scoperta, fu insignito del premio Nobel per la Chimica nel 1960.



La datazione al ^{14}C

Il ^{14}C è presente naturalmente nell'atmosfera, e negli esseri viventi che lo assimilano, in quantità nota e costante.



Dopo la morte l'organismo smette di assorbire ^{14}C , la cui quantità decade regolarmente con un tempo di dimezzamento di 5730 anni. Quindi, più tempo trascorre, più il campione considerato perderà la sua radioattività.

<https://scienzaemusica.blogspot.com/2012/06/cose-la-datazione-al-carbonio-14.html>

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Gli elementi

Na Z=11 SODIO Da "Natrium"



**METALLI
ALCALINI**

Mg Z=12 MAGNESIO



**METALLI
ALCALINO-TERROSI**

Mn Z=25 MANGANESE



**METALLI DI
TRANSIZIONE**

Cu Z=29 RAME Da "Cuprum"

Au Z=79 ORO Da "Aurum"

Hg Z=80 MERCURIO Da "hydrargyrum"

N Z=7 AZOTO

P Z=15 FOSFORO

S Z=16 ZOLFO



NON METALLI



La tavola periodica degli elementi

GAS NOBILI

Gruppi → 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

Periodi ↓

Metalli
ALCALINO-TERROSI

Metalli di TRANSIZIONE

NON METALLI

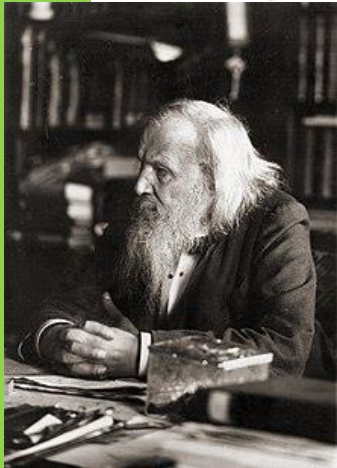
ALOGENI

Metalli ALCALINI

METALLI

Tavola periodica degli elementi

1	2											13	14	15	16	17	18
IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1 H 1,01 (2,1)																	2 He 4,00
2 3 Li 6,94 (1,0)	4 Be 9,01 (1,5)											5 B 10,81 (2,0)	6 C 12,01 (2,5)	7 N 14,00 (3,0)	8 O 16,00 (3,5)	9 F 19,00 (4,0)	10 Ne 20,18
3 11 Na 22,99 (0,9)	12 Mg 24,31 (1,2)	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	13 Al 26,98 (1,5)	14 Si 28,09 (1,8)	15 P 30,97 (2,1)	16 S 32,06 (2,5)	17 Cl 35,45 (3,0)	18 Ar 39,95
4 19 K 39,10 (0,8)	20 Ca 40,08 (1,0)	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	31 Ga 69,72 (1,8)	32 Ge 72,59 (1,8)	33 As 74,92 (2,0)	34 Se 78,96 (2,4)	35 Br 79,91 (2,8)	36 Kr 83,80
5 37 Rb 85,47 (0,8)	38 Sr 87,62 (1,0)	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In 114,82 (1,7)	50 Sn 118,89 (1,8)	51 Sb 121,75 (1,9)	52 Te 127,68 (2,1)	53 I 126,90 (2,5)	54 Xe 131,30
6 55 Cs 132,91 (0,7)	56 Ba 137,34 (0,9)	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl 204,37 (1,8)	82 Pb 207,19 (1,8)	83 Bi 208,91 (1,9)	84 Po 210	85 At 210	86 Rn (222)
7 87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt									



D. I. Mendeleev

Numero atomico z

30
Zn

65,37
(1,6)

Simbolo

Massa atomica (peso atomico)

Elettronegatività (secondo Pauling)

*Lantanidi

58 Ce 140,12	59 Pr 140,907	60 Nd 144,24	61 Pm 146,92	62 Sm 150,35	63 Eu 151,36	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97
--------------------	---------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	--------------------

**Attinidi

90 Th 232,038	91 Pa 231,06	92 U 238,03	93 Np 237	94 Pu 242	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 249	99 Es 254	100 Fm 253	101 Md 256	102 No 256	103 Lr 257
---------------------	--------------------	-------------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	------------------	------------------

La legge periodica

Le proprietà fisiche e chimiche degli elementi variano in modo periodico secondo i loro numeri atomici (Z).

In particolare gli elementi di uno stesso gruppo hanno caratteristiche chimiche simili. Alcuni gruppi hanno anche dei nomi particolari:

I A (1)

II A (2)

Tutti i gruppi B (3→12)

III B

I B (11)

VI A (16)

VII A (17)

VIII A (18)

Metalli alcalini

Metalli alcalino terrosi

Metalli di transizione

Terre rare (Sc, Y e i lantanoidi)

Metalli nobili

Calcogeni

Alogeni

Gas nobili (o rari)



Ioni

Atomi o gruppi di atomi legati (molecole) elettricamente carichi sono detti *ioni*:

Catione: ione positivo (+)

Anione: ione negativo (-)

Ogni atomo è tendenzialmente elettricamente neutro, ovvero se possiede Z protoni (p^+) possiede anche Z elettroni (e^-).

In alcuni casi l'atomo può perdere o prendere elettroni acquisendo così una carica complessiva positiva o negativa.

Il numero di protoni di un elemento non può invece variare, poiché comporterebbe la trasformazione in un altro elemento (solo in seguito a reazioni nucleari).

La carica degli ioni viene indicata in apice accanto al simbolo dell'elemento o della molecola. Ad esempio:

Na^+ $z=11$, n° di elettroni 10

S^{2-} $z=16$, n° di elettroni 18

numero di massa



numero atomico



- anioni poliatomici
- anioni monoatomici

Gruppi → 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13
 Periodi ↓

Tavola periodica degli elementi

I metalli formano: cationi monoatomici

NON METALLI

METALLI

	IA											NON METALLI					VIIIA	
		IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	
1	1 H 1,01 (2,1)												5 B 10,81 (2,0)	6 C 12,01 (2,5)	7 N 14,00 (3,0)	8 O 16,00 (3,5)	9 F 19,00 (4,0)	2 He 4,00
2	3 Li 6,94 (1,0)	4 Be 9,01 (1,5)											13 Al 26,98 (1,5)	14 Si 28,09 (1,8)	15 P 30,97 (2,1)	16 S 32,06 (2,5)	17 Cl 35,45 (3,0)	18 Ar 39,95
3	11 Na 22,99 (0,9)	12 Mg 24,31 (1,2)											31 Ga 69,72 (1,8)	32 Ge 72,59 (1,8)	33 As 74,92 (2,0)	34 Se 78,96 (2,4)	35 Br 79,91 (2,8)	36 Kr 83,80
4	19 K 39,10 (0,8)	20 Ca 40,08 (1,0)	21 Sc 44,96 (1,3)	22 Ti 47,90 (1,5)	23 V 50,94 (1,6)	24 Cr 52,00 (1,6)	25 Mn 54,94 (1,5)	26 Fe 55,85 (1,8)	27 Co 58,93 (1,8)	28 Ni 58,71 (1,9)	29 Cu 63,54 (1,9)	30 Zn 65,37 (1,6)	49 In 114,82 (1,7)	50 Sn 118,89 (1,8)	51 Sb 121,75 (1,9)	52 Te 127,68 (2,1)	53 I 126,90 (2,5)	54 Xe 131,30
5	37 Rb 85,47 (0,8)	38 Sr 87,62 (1,0)	39 Y 88,91 (1,2)	40 Zr 91,22 (1,4)	41 Nb 92,91 (1,5)	42 Mo 95,94 (1,8)	43 Tc 98,9 (1,9)	44 Ru 101,07 (2,2)	45 Rh 102,91 (2,2)	46 Pd 106,42 (2,2)	47 Ag 107,87 (1,9)	48 Cd 112,4 (1,7)	81 Tl 204,37 (1,8)	82 Pb 207,19 (1,8)	83 Bi 208,91 (1,9)	84 Po 210	85 At 210	86 Rn (222)
6	55 Cs 132,91 (0,7)	56 Ba 137,34 (0,9)	*57 La 138,91 (1,1)	72 Hf 178,49 (1,3)	73 Ta 180,95 (1,5)	74 W 183,85 (1,7)	75 Re 186,21 (1,9)	76 Os 190,23 (2,2)	77 Ir 192,22 (2,2)	78 Pt 195,09 (2,2)	79 Au 196,97 (2,4)	80 Hg 200,59 (1,9)						
7	87 Fr 223	88 Ra 226	**89 Ac 227	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 266	107 Bh 107	108 Hs 265	109 Mt 266									

Numero atomico z

30
Zn

65,37

(1,6)

Simbolo

Massa atomica (peso atomico)

Elettronegatività (secondo Pauling)

*Lantanidi

58 Ce 140,12	59 Pr 140,907	60 Nd 144,24	61 Pm 146,92	62 Sm 150,35	63 Eu 151,36	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97
--------------------	---------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	--------------------

**Attinidi

90 Th 232,038	91 Pa 231,06	92 U 238,03	93 Np 237	94 Pu 242	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 249	99 Es 254	100 Fm 253	101 Md 256	102 No 256	103 Lr 257
---------------------	--------------------	-------------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	------------------	------------------

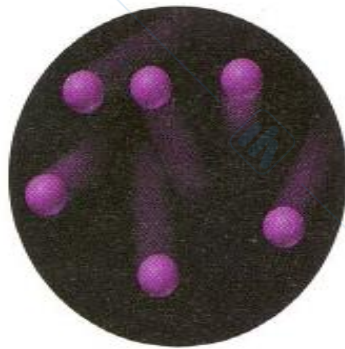


I composti

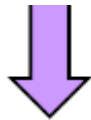
Gli **ELEMENTI** reagiscono tra di loro (conferendo o condividendo elettroni) dando origine a **COMPOSTI**

es. CaCO_3

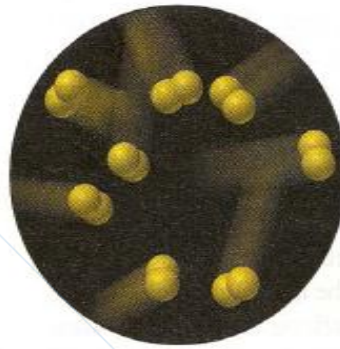
1 atomo di Ca, 1 atomo di C e 3 atomi di O



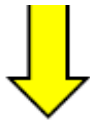
atomi di
un elemento



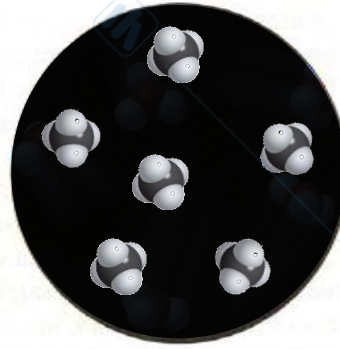
He



molecole di
un elemento



O₂, N₂, H₂



molecole di
un composto



CH₄



miscela di due
elementi e un composto



He+O₂+CH₄

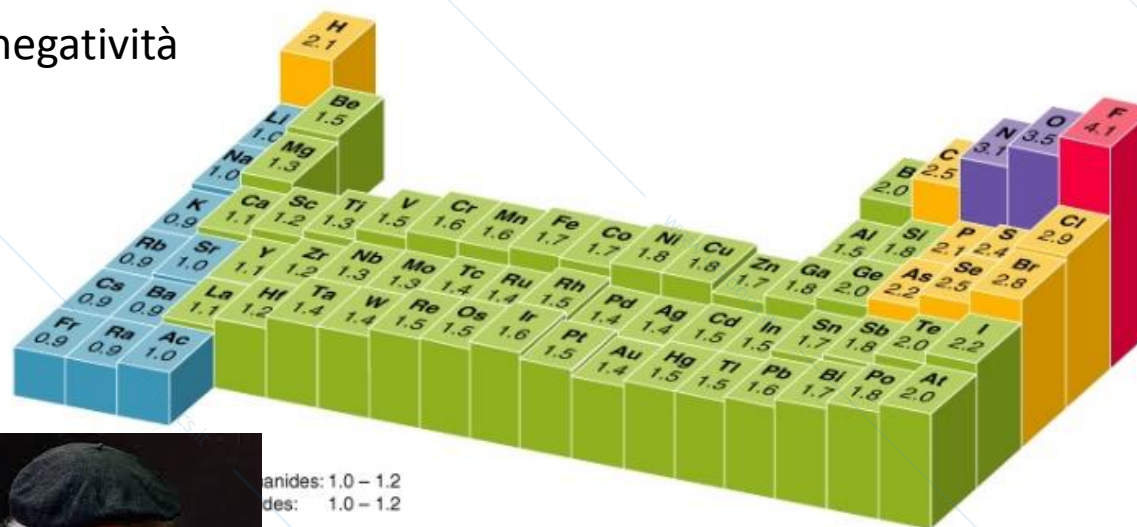
Numero di ossidazione

Lo stato di ossidazione (o numero di ossidazione) di un elemento chimico rappresenta la **carica che ogni atomo di un composto assumerebbe se gli elettroni di legame fossero assegnati all'atomo più elettronegativo.**

Elettronegatività: capacità di un atomo di attrarre elettroni quando prende parte ad un legame chimico

Andamento dell'elettronegatività nella tavola periodica:

Il metodo per calcolarla è stato introdotto da Pauling che ha definito una scala arbitraria in cui il valore minimo è assunto dal Fr (0,7) e il massimo dal F (4).



L. Pauling

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022

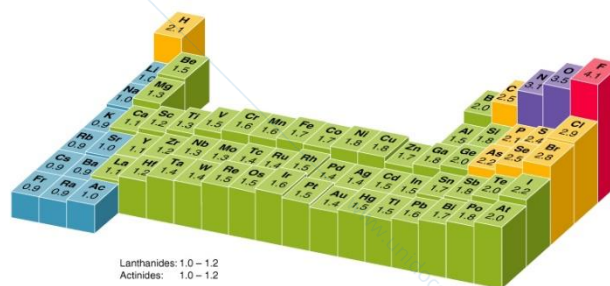


Numero di ossidazione

Lo stato di ossidazione (o numero di ossidazione) di un elemento chimico rappresenta la **carica che ogni atomo di un composto assumerebbe se gli elettroni di legame fossero assegnati all'atomo più elettronegativo.**

Elettronegatività: capacità di un atomo di attrarre elettroni quando prende parte ad un legame chimico

L'elettronegatività aumenta dal basso verso l'alto nei gruppi, e da sinistra a destra nei periodi.

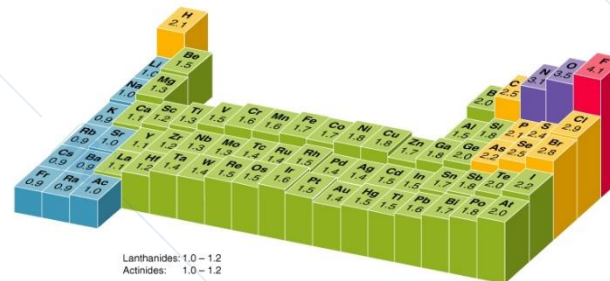


Il valore di elettronegatività di due elementi che formano un legame chimico determina il tipo di legame che si viene a instaurare. Ad esempio un legame covalente si forma di solito tra atomi di elementi con una differenza di elettronegatività inferiore a 1,9. Se la differenza di elettronegatività tra i due elementi è elevata e superiore a 1,9 si instaura un legame di tipo ionico.

Numero di ossidazione

Lo stato di ossidazione (o numero di ossidazione) di un elemento chimico rappresenta la **carica che ogni atomo di un composto assumerebbe se gli elettroni di legame fossero assegnati all'atomo più elettronegativo.**

La maggior parte degli elementi può presentare diversi stati di ossidazione e formare legami chimici di natura diversa.



Come individuiamo quindi lo stato di ossidazione??

ESISTONO REGOLE BEN PRECISE, CON QUALCHE PICCOLA VARIANTE...

Per i composti ionici la definizione si riduce a:

lo stato di ossidazione (o numero di ossidazione) di un elemento chimico in un composto è definito come **il numero di elettroni ceduti (n.o. positivo) o acquisiti (n.o. negativo) nella formazione di un composto.**

Ad esempio in NaCl il sodio perde un elettrone (n.o. +1) e il Cl acquista 1 elettrone (n.o. -1).



Numero di ossidazione

Come individuiamo quindi lo stato di ossidazione??

Alcuni elementi o gruppi di elementi assumono solamente determinati numeri di ossidazione:

Metalli ALCALINI (gruppo 1A): **+1**

Li⁺, Na⁺, K⁺

Metalli ALCALINO-TERROSI (gruppo IIA): **+2**

Mg²⁺, Ca²⁺

Gruppo IIIA e IIIB: **+3**

Al₂O₃, BH₃

Gruppi → 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

Periodi ↓

Tavola periodica degli elementi

Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 1,01 (2,1)	2 He 4,00																
2	3 Li 6,94 (1,0)	4 Be 9,01 (1,5)											5 B 10,81 (2,0)	6 C 12,01 (2,5)	7 N 14,00 (3,0)	8 O 16,00 (3,5)	9 F 19,00 (4,0)	10 Ne 20,18
3	11 Na 22,99 (0,9)	12 Mg 24,31 (1,2)							13 Al 26,98 (1,5)	14 Si 28,09 (1,8)	15 P 30,97 (2,1)	16 S 32,06 (2,5)	17 Cl 35,45 (3,0)	18 Ar 39,95				
4	19 K 39,10 (0,8)	20 Ca 40,08 (1,0)	21 Sc 44,96 (1,3)	22 Ti 47,90 (1,5)	23 V 50,94 (1,6)	24 Cr 52,00 (1,6)	25 Mn 54,94 (1,5)	26 Fe 55,85 (1,8)	27 Co 58,93 (1,8)	28 Ni 58,71 (1,9)	29 Cu 63,54 (1,9)	30 Zn 65,37 (1,6)	31 Ga 69,72 (1,6)	32 Ge 72,60 (1,8)	33 As 74,92 (2,0)	34 Se 78,96 (2,4)	35 Br 79,91 (2,8)	36 Kr 83,80
5	37 Rb 85,47 (0,9)	38 Sr 87,62 (1,0)	39 Y 88,91 (1,2)	40 Zr 91,22 (1,4)	41 Nb 92,91 (1,5)	42 Mo 95,94 (1,8)	43 Tc 98,9 (1,9)	44 Ru 101,07 (2,2)	45 Rh 102,91 (2,2)	46 Pd 106,42 (2,2)	47 Ag 107,87 (1,9)	48 Cd 112,4 (1,7)	49 In 114,82 (1,7)	50 Sn 118,89 (1,8)	51 Sb 121,75 (1,9)	52 Te 127,68 (2,1)	53 I 126,90 (2,5)	54 Xe 131,30
6	55 Cs 132,91 (0,7)	56 Ba 137,34 (0,9)	*57 La 138,91 (1,1)	72 Hf 178,49 (1,3)	73 Ta 180,95 (1,5)	74 W 183,85 (1,7)	75 Re 186,21 (1,9)	76 Os 190,23 (2,2)	77 Ir 192,22 (2,2)	78 Pt 195,09 (2,2)	79 Au 196,97 (2,4)	80 Hg 200,59 (1,9)	81 Tl 204,37 (1,8)	82 Pb 207,19 (1,8)	83 Bi 208,91 (1,9)	84 Po 210	85 At 210	86 Rn (222)
7	87 Fr 223	88 Ra 226	**89 Ac 227	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 266	107 Bh 107	108 Hs 265	109 Mt 268									

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Numero di ossidazione

Come individuiamo quindi lo stato di ossidazione??

Alcuni elementi o gruppi di elementi assumono solamente determinati numeri di ossidazione:

Metalli ALCALINI (gruppo 1A): **+1** **Li⁺, Na⁺, K⁺**

Metalli ALCALINO-TERROSI (gruppo IIA): **+2** **Mg²⁺, Ca²⁺**

Gruppo IIIA e IIIB: **+3** **Al₂O₃, BH₃**

Ossigeno: -2	ossidi	CaO, Fe₂O₃
-1	perossidi	Na₂O₂, H₂O₂
-1/2	superossidi	KO₂, CsO₂

Idrogeno: +1		H₂O, HCl
-1	idruri metallici	LiH, AlH₃

Alogeni: Cl, Br	-1, +1, +3, +5, +7	HCl, Cl₂O₃
I	-1, +1, +5, +7	HI,
F	-1	HF



Numero di ossidazione

- Gli elementi allo stato elementare hanno n.o. = 0

Na

Fe

O₂

F₂



- In un composto neutro la somma delle cariche è = 0

+1 -1
HCl

+3 -2
Fe₂O₃ (+3)*2 + (-2)*3 = 0

- In uno ione la somma dei numeri di ossidazione è pari alla carica dello ione

Cl⁻ -1

+6 -2
SO₄²⁻ (+6)*1 + (-2)*4

Numero di ossidazione

Come individuiamo quindi lo stato di ossidazione??

Unico stato di ossidazione
 Composti non ben definiti
Stati di ossidazione più comuni
Stati di ossidazione meno comuni
(Non sono elencati tutti gli stati di ossidazione, solo quelli più comuni)

1 IA												13 IIIA					14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA											
1 H -1 +1	2 He											5 B +3	6 C -4 -3 -2 -1 +1 +2 +3 +4	7 N -3 -2 +3 +4 +5	8 O -2	9 F -1	10 Ne															
3 Li +1	4 Be +2											13 Al +3	14 Si +2 +4	15 P -3 +3 +5	16 S -2 +2 +4 +6	17 Cl -1 +1 +3 +5 +7	18 Ar															
11 Na +1	12 Mg +2	3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	8 VIII B	9 VIII B	10 VIII B	11 IB	12 IIB	19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +2 +3 +4	23 V +2 +3 +4 +5	24 Cr +2 +3 +6	25 Mn +2 +3 +6 +7	26 Fe +2 +3 +6	27 Co +2 +3	28 Ni +2 +3	29 Cu +1 +2	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +2 +4	33 As -3 +3 +5	34 Se -2 +2 +4 +6	35 Br -1 +1 +3 +5 +7	36 Kr +2			
37 Rb +1	38 Sr +2	39 Y +3	40 Zr +4	41 Nb +3 +4 +5	42 Mo +2 +3 +4 +5 +6	43 Tc +3 +4 +5 +6 +7	44 Ru +2 +3 +4	45 Rh +2 +3 +4	46 Pd +2 +4	47 Ag +1	48 Cd +2	49 In +3	50 Sn +2 +4	51 Sb -3 +3 +5	52 Te -2 +2 +4 +6	53 I -1 +1 +3 +5 +7	54 Xe +2 +4 +6 +8															
55 Cs +1	56 Ba +2	57-71	72 Hf +4	73 Ta +4 +5	74 W +2 +3 +4 +5 +6	75 Re +2 +3 +4 +5 +6 +7	76 Os +2 +3 +4 +6 +8	77 Ir +3 +4	78 Pt +2 +4	79 Au +1 +3	80 Hg +1 +2	81 Tl +1 +3	82 Pb +2 +4	83 Bi +3 +5	84 Po -2 +2 +4	85 At +1 +3 +5 +7	86 Rn +2 +6															
87 Fr +1	88 Ra +2	89-103	104 Rf +4	105 Db +5	106 Sg +6	107 Bh +7	108 Hs +8	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo															
																		57 La +3	58 Ce +3 +4	59 Pr +3	60 Nd +3	61 Pm +3	62 Sm +2 +3	63 Eu +2 +3	64 Gd +3	65 Tb +3 +4	66 Dy +2 +3	67 Ho +3	68 Er +3	69 Tm +2 +3	70 Yb +2 +3	71 Lu +3
																		89 Ac +3	90 Th +4	91 Pa +3 +4	92 U +3 +4 +5 +6	93 Np +3 +4 +5 +6	94 Pu +3 +4 +5 +6	95 Am +2 +3 +4 +6	96 Cm +3 +4	97 Bk +3 +4	98 Cf +2 +3 +4	99 Es +2 +3	100 Fm +2 +3	101 Md +1 +2 +3 +4	102 No +2 +3	103 Lr +3



Esercizi

1) Assegnare il numero di ossidazione a tutti gli elementi nei seguenti composti/ioni:

HClO_4 , CuH , Zn^{2+} , KOH , KNO_2 , Ba(OH)_2 , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, $\text{Ba(IO}_4)_2$, HCO_3^- , Na_3PO_4 , Al_2O_3

2) Ordinare i seguenti composti in modo che il numero di ossidazione dell'azoto sia progressivamente crescente in senso algebrico:

N_2O_5

NO

NO_2

H_4N_2

NH_3



Soluzioni

1) Assegnare il numero di ossidazione a tutti gli elementi nei seguenti composti/ioni:

+1 +7 -2

H Cl O₄ $+1+7+4*(-2)=0$ ➔ sapendo che n.o. H è +1 e n.o O è -2 si ricava n.o. Cl

+1 -1

Cu H ➔ metallo + H è un idruro, quindi n.o. H è -1 e n.o. Cu è +1

+2

Zn²⁺ ➔ ione monoatomico, la carica è uguale al n.o. Inoltre lo Zn assume sempre n.o. +2

+1 -2 +1

K O H ➔ n.o. K +1 (metallo alcalino), ione OH⁻ dà contributo -1, perché n.o. O -2 e n.o. H +1

+1 +3 -2

K N O₂ $+1+3+2*(-2)=0$ ➔ sapendo che n.o. K +1 (metallo alcalino), n.o. O -2 si ricava n.o. N

+2 -2 +1

Ba(OH)₂ $+2+2*(-2+1)=0$ ➔ n.o. Ba +2 (alcalino-terroso), vedi es. KOH per ione OH⁻

+6 -2

Cr₂O₇²⁻ $2*(+6)+7*(-2)=-2$ ➔ ione poliatomico, la somma dei n.o. è uguale alla carica.

+2 +7 -2

Ba(I O₄)₂ $+2+2*(+7+4*(-2))=0$ ➔ sapendo che n.o. Ba +2 e O -2 si ricava n.o. I

+1 +4 -2

H C O₃⁻ $+1+4+3*(-2)=-1$ ➔ ione poliatomico, la somma dei n.o. è uguale alla carica



Soluzioni

+1 +5 -2

Na_3PO_4 $3*(+1)+5+4*(-2)=0$ ➔ sapendo che n.o. Na +1 (metallo alcalino), n.o. O -2, si ricava n.o. N

+3 -2

Al_2O_3 $2*(+3)+3*(-2)=0$ ➔ n.o. Al sempre +3, n.o. O -2

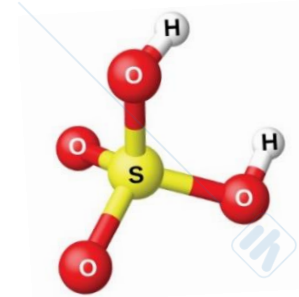
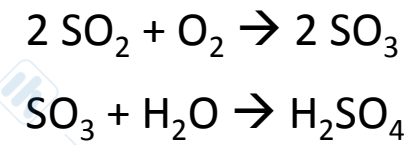
2) Ordinare i seguenti composti in modo che il numero di ossidazione dell'azoto sia progressivamente crescente in senso algebrico:

$\text{NH}_3 < \text{H}_4\text{N}_2 < \text{NO} < \text{NO}_2 < \text{N}_2\text{O}_5$

N_2O_5	+5
NO	+2
NO_2	+4
H_4N_2	-2
NH_3	-3



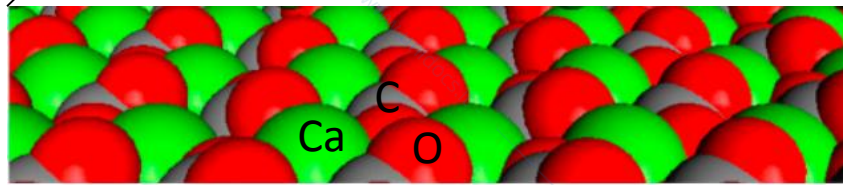
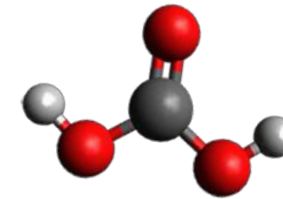
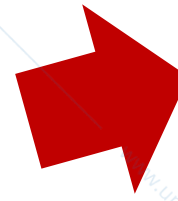
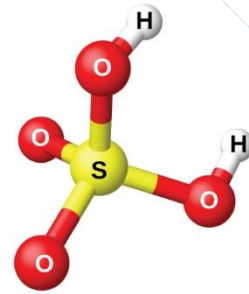
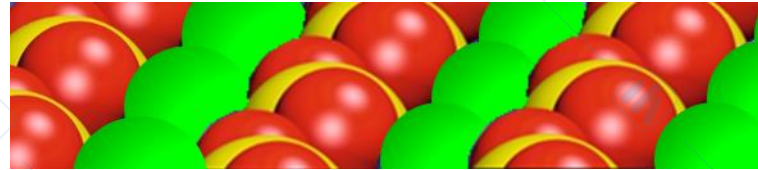
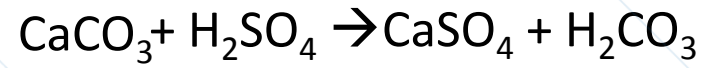
I composti



Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



I composti



Nomenclatura dei composti

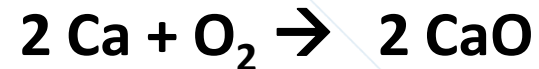
Nome del composto
(es. ossido di calcio)



Formula bruta
(es. CaO)



CALCIO + OSSIGENO → OSSIDO DI CALCIO



REGOLE GENERALI:

1. Si scrive prima il catione e poi l'anione
2. Gli elementi si ordinano in senso crescente di **elettronegatività**



prima quelli più a sinistra
ed in basso della tavola
periodica



Nomenclatura

1. Nomenclatura tradizionale o comune

Es. H_2O → acqua

NH_3 → ammoniaca

2. Nomenclatura IUPAC (Unione Internazionale di Chimica Pura e Applicata)

Es. H_2O → monossido di diidrogeno

NH_3 → triidruro di azoto

3. Nomenclatura di Stock

Es. CuO → ossido di rame (II)

Prefissi numerici dal greco

1	mono-
2	di-
3	tri-
4	tetra-
5	penta-
6	esa-
7	epta-
8	otta-
9	nona-
10	deca-
11	undeca-
12	dodeca-



Nomenclatura

Tipi di composti:

- Ossidi
- Idrossidi (o Basi)
- Acidi
- Idracidi
- Idruri
- Sali



Gli ossidi

Un **ossido** è un composto chimico che si ottiene per combinazione dell'ossigeno con un altro elemento.



(NB: quasi tutti gli elementi si combinano con l'ossigeno)

METALLI + OSSIGENO → OSSIDI BASICI

NON METALLI + OSSIGENO → OSSIDI ACIDI (ANIDRIDI)

**Alcuni elementi
(es Mn, Cr) danno:**

Composti anfoteri!

**OSSIDI ACIDI
(alti n.o.)**

**OSSIDI BASICI
(bassi n.o.)**

Nomenclatura degli ossidi

1. Nomenclatura tradizionale (nome corrente o comune)

CASO I -> Se l'elemento ha un solo numero di ossidazione possibile:

OSSIDO + nome dell'elemento

(es. Na_2O → ossido di sodio; MgO → ossido di magnesio)

CASO II -> Se l'elemento ha due numeri di ossidazione possibili:

OSSIDO (anidride) + radice del nome dell'elemento-suffisso (OSO/ICO)

-OSO → n.o. più basso

-ICO → n.o. più alto

Es. Fe n.o. +2: FeO ossido ferroso
Fe n.o. +3: Fe_2O_3 ossido ferrico



Nomenclatura degli ossidi

CASO III -> Se l'elemento ha più di due numeri di ossidazione possibili:

OSSIDO (o anidride) + **prefisso**- **radice del nome dell'elemento** - **suffisso**

- **IPO**- radice -**OSO** più basso n.o.
- radice -**OSO**
- radice -**ICO**
- **PER**- radice -**ICO** più alto n.o.

OSSIDI DEL CLORO (+ 1, +3, +5, +7)

Cl_2O (n.o. +1) anidride **ipoclorosa**

Cl_2O_3 (n.o. +3) anidride **clorosa**

Cl_2O_5 (n.o. +5) anidride **clorica**

Cl_2O_7 (n.o. +7) anidride **perclorica**

Esempio:



Nomenclatura degli ossidi

2. Nomenclatura IUPAC

Prefisso - OSSIDO + prefisso - nome dell'elemento

Prefissi numerici dal greco

1 mono- 4 tetra-
2 di - 5 penta -
3 tri- 6 esa-

Esempi:

CO **mono**ossido di carbonio

Cl₂O **mono**ossido di **di**cloro

SO₃ **tri**ossido di zolfo

Elemento	Numero di ossidazione	Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC
Na	+1	Na ₂ O	ossido di sodio	ossido di disodio
Ca	+2	CaO	ossido di calcio	ossido di calcio
Al	+3	Al ₂ O ₃	ossido di alluminio	triossido di dialluminio
Cu	+1	Cu ₂ O	ossido rameoso	ossido di dirame
	+2	CuO	ossido rameico	ossido di rame
Pb	+2	PbO	ossido piomboso	ossido di piombo
	+4	PbO ₂	ossido piombico	di ossido di piombo

N.B. non si usa il termine ANIDRIDE

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Nomenclatura degli ossidi

3. Nomenclatura di Stock

OSSIDO + nome dell'elemento + (n.o. in numeri romani)

Esempio:

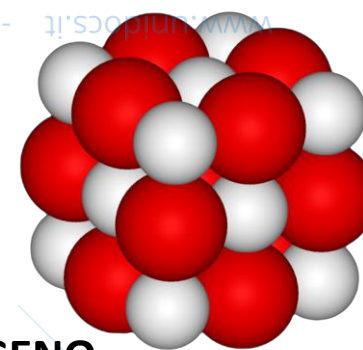
MnO_2 ossido di manganese(IV)

CuO ossido di rame(II)

N.B. non si usa il termine ANIDRIDE



Ossidi basici



Si ottengono dall'unione dell'OSSIGENO e di un METALLO

La formula viene scritta mettendo PRIMA IL METALLO POI L'OSSIGENO

- **Na** (*n.o.* = +1, metallo alcalino) **O** (*n.o.* = -2) → **Na₂O**
(Ossido di sodio o (mon)ossido di disodio)
- **Ca** (*n.o.* +2, metalli alcalino-terrosi) ; **O** (*n.o.* -2 sempre negli ossidi come nella maggior parte dei composti) rapporto (1:1) → **CaO**
(ossido di calcio)
- **Fe** (*n.o.* +2 +3) → forma 2 ossidi

Fe (*n.o.* +2) → **FeO** (mon)ossido di ferro –IUPAC / ossido di Fe (II) - STOCK / ossido ferroso -TRADIZIONALE

Fe (*n.o.* +3) → **Fe₂O₃** triossido di diferro-IUPAC / ossido di Fe (III) -STOCK/ ossido ferrico -TRADIZIONALE

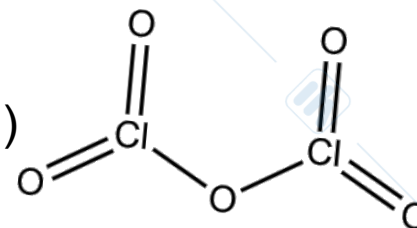


Ossidi acidi (anidridi)

Si ottengono dall'unione dell'OSSIGENO e di un NON METALLO

La formula viene scritta mettendo PRIMA IL NON METALLO POI L'OSSIGENO

➤ OSSIDI DEL CLORO (-1, +1, +3, +5, +7)



Cl_2O (n.o. +1) ossido di **dicloro**/ anidride **ipoclorosa**

Cl_2O_3 (n.o. +3) **triossido** di **dicloro**/ anidride **clorosa**

Cl_2O_5 (n.o. +5) **pentossido** di **dicloro**/ anidride **clorica**

Cl_2O_7 (n.o. +7) **eptossido** di **dicloro**/ anidride **perclorica**

N.B.: per gli ossidi del cloro (e del bromo) i nomi comuni sono importanti.



Ossidi acidi (anidridi)

➤ OSSIDI DEL CARBONIO (+2, +4), forma due ossidi

CO monossido di carbonio

NON SI CHIAMA ANIDRIDE CARBONIOSA!

CO₂ diossido di carbonio/ anidride carbonica

➤ OSSIDI DELLO ZOLFO (+4, +6), forma due ossidi

SO₂ diossido di zolfo/ anidride solforosa

SO₃ triossido di zolfo/ anidride solforica



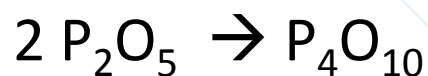
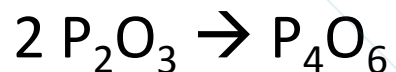
Ossidi acidi (anidridi)

➤ **OSSIDI DEL FOSFORO (+3, +5)**, forma due ossidi:

P_2O_3 **triossido** di difosforo/ anidride fosfor**osa**

P_2O_5 **pentossido** di difosforo/ anidride fosfor**ica**

Nota: gli ossidi del fosforo formano dimeri



➤ **OSSIDI DEL BORO (+3) e DEL SILICIO (+4)**

B_2O_3 **triossido** di **di**boro/ anidride bor**ica**

SiO_2 **diossido** di silicio/ sil**ice**



**N.B. In alcuni casi la nomenclatura
tiene conto delle radici dei nomi
latini degli elementi**

AZOTO -> Nitr- (N)

ZOLFO -> Solf- (S)



Ossidi acidi (anidridi)

➤ OSSIDI DI AZOTO (+1, +2, +3, +4, +5)

N_2O (n.o. + 1) **monossido di diazoto**/ protossido di azoto (ritenuto)

NO (n.o. + 2) **monossido di azoto**/ monossido di azoto

N_2O_3 (n.o. + 3) **triossido di diazoto**/ anidride nitrosa

NO_2 (n.o. + 4) **diossido di azoto**/ diossido di azoto

N_2O_4 , dimero NO_2 (n.o. +4) **tetrrossido di diazoto**/ ipoazotide (ritenuto)

N_2O_5 (n.o. +5) **pentossido di diazoto**/ anidride nitrica



La tavola periodica degli elementi

GAS NOBILI

Gruppi → 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

Periodi ↓

Metalli ALCALINO-TERROSI

Metalli di TRANSIZIONE

NON METALLI

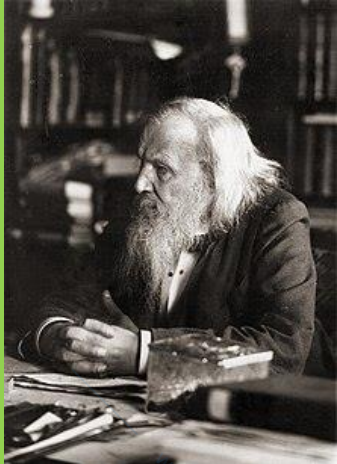
ALOGENI

Metalli ALCALINI

METALLI

Tavola periodica degli elementi

1	2											10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA			
1 H 1,01 (2,1)																			2 He 4,00	
2 Li 6,94 (1,0)	4 Be 9,01 (1,5)											5 B 10,81 (2,0)	6 C 12,01 (2,5)	7 N 14,00 (3,0)	8 O 16,00 (3,5)	9 F 19,00 (4,0)	10 Ne 20,18			
3 Na 22,99 (0,9)	12 Mg 24,31 (1,2)	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	13 Al 26,98 (1,5)	14 Si 28,09 (1,8)	15 P 30,97 (2,1)	16 S 32,06 (2,5)	17 Cl 35,45 (3,0)	18 Ar 39,95			
4 K 39,10 (0,8)	20 Ca 40,08 (1,0)	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	31 Ga 69,72 (1,8)	32 Ge 72,59 (1,8)	33 As 74,92 (2,0)	34 Se 78,96 (2,4)	35 Br 79,91 (2,8)	36 Kr 83,80			
5 Rb 85,47 (0,8)	38 Sr 87,62 (1,0)	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In 114,82 (1,7)	50 Sn 118,89 (1,8)	51 Sb 121,75 (1,9)	52 Te 127,68 (2,1)	53 I 126,90 (2,5)	54 Xe 131,30			
6 Cs 132,91 (0,7)	56 Ba 137,34 (0,9)	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl 204,37 (1,8)	82 Pb 207,19 (1,8)	83 Bi 208,91 (1,9)	84 Po 210	85 At 210	86 Rn (222)			
7 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt												



D. I. Mendeleev

Numero atomico z

30
Zn

65,37
(1,6)

Simbolo

Massa atomica (peso atomico)

Elettronegatività (secondo Pauling)

*Lantanidi

58 Ce 140,12	59 Pr 140,907	60 Nd 144,24	61 Pm 146,92	62 Sm 150,35	63 Eu 151,36	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97
--------------------	---------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	--------------------

**Attinidi

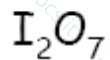
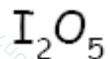
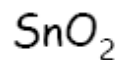
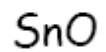
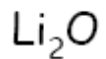
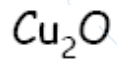
90 Th 232,038	91 Pa 231,06	92 U 238,03	93 Np 237	94 Pu 242	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 249	99 Es 254	100 Fm 253	101 Md 256	102 No 256	103 Lr 257
---------------------	--------------------	-------------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	------------------	------------------

Nomenclatura a confronto:

TRADIZIONALE

IUPAC

STOCK



Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Nomenclatura a confronto:

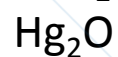
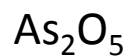
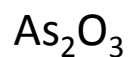
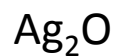
	TRADIZIONALE	IUPAC	STOCK
Cu_2O	Ossido rame ^{oso}	Monossido di di ^{di} rame	Ossido di rame (I)
CuO	Ossido rame ^{ico}	Monossido di rame	Ossido di rame (II)
BaO	Ossido di bario	Monossido di bario	Ossido di bario
Li_2O	Ossido di litio	Monossido di di ^{di} litio	Ossido di litio
SnO	Ossido stann ^{oso}	Monossido di stagno	Ossido di stagno (II)
SnO_2	Ossido stann ^{ico}	Diossido di stagno	Ossido di stagno (IV)
I_2O	Anidride ipo ^{ipo} iodosa	Monossido di di ^{di} iodio	Ossido di iodio (I)
I_2O_5	Anidride iod ^{ica}	Pentossido di di ^{di} iodio	Ossido di iodio (V)
I_2O_7	Anidride perio ^{perio} dica	Eptossido di di ^{di} iodio	Ossido di iodio (VII)
CO_2	Anidride carbon ^{ica}	Diossido di carbonio	Ossido di carbonio (IV)



Esercizi

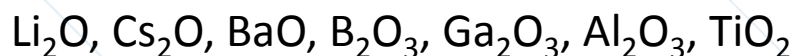
1) Scrivere le formule dell'ossido di litio, di cesio, di bario, di boro, di gallio, di alluminio, di potassio, di berillio e di titanio (IV).

2) Scrivere i nomi dei seguenti composti secondo i tre tipi di nomenclatura



Soluzioni

1) Scrivere di seguito le formule dell'ossido di litio, di cesio, di bario, di boro, di gallio, di alluminio, di potassio, di berillio e di titanio (IV).

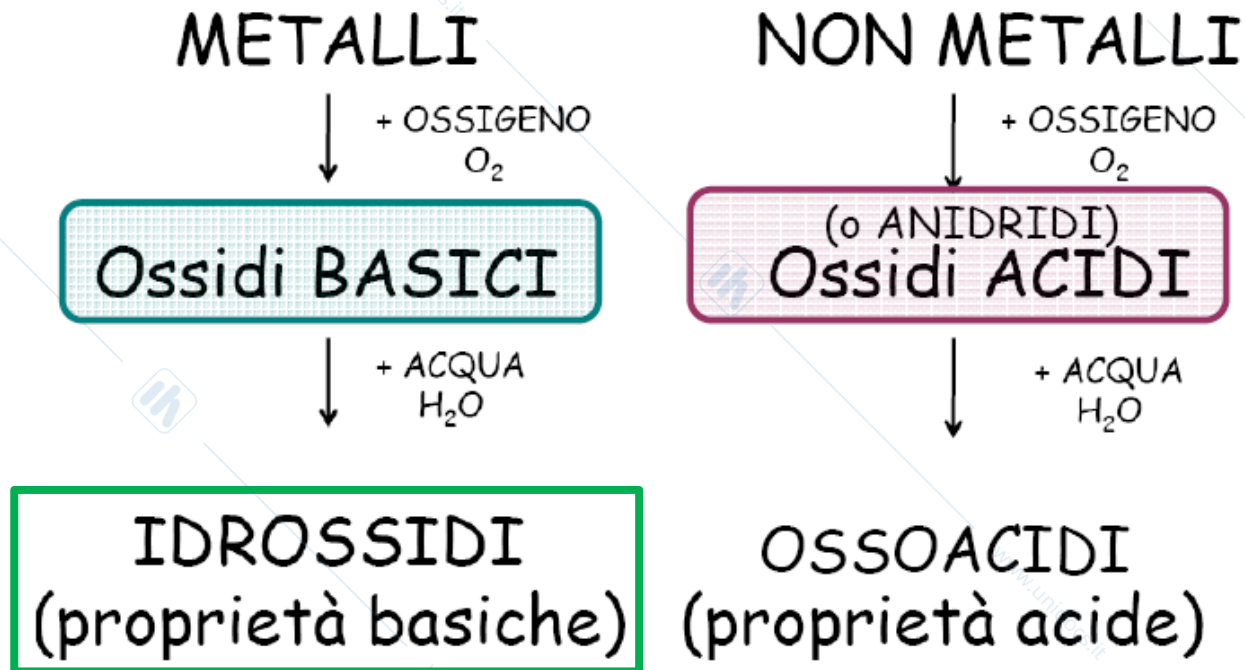


2) Scrivere i nomi dei seguenti composti secondo i tre tipi di nomenclatura

	tradizionale	IUPAC	Stock
Ag_2O	ossido di argento	monossido di diargento	ossido di argento
SeO_2	anidride selenosa	diossido di selenio	ossido di selenio (IV)
SeO_3	anidride selenica	triossido di selenio	ossido di selenio (VI)
As_2O_5	anidride arsenica	pentossido di diarsenico	ossido di arsenico (V)
As_2O_3	anidride arseniosa	triossido di diarsenico	ossido di arsenico (III)
PbO	ossido piomboso	monossido di piombo	ossido di piombo (II)
PbO_2	ossido piombico	diossido di piombo	ossido di piombo (IV)
Hg_2O	ossido mercurioso	monossido di dimercurio	ossido di mercurio (I)
HgO	ossido mercurico	monossido di mercurio	ossido di mercurio (II)



Gli idrossidi

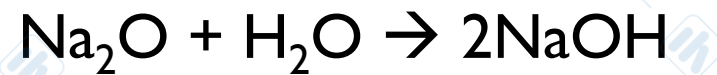
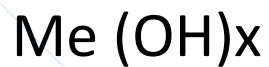


OSSIDI BASICI + ACQUA → IDROSSIDI



Nomenclatura degli idrossidi

Formula: prima il metallo e poi tanti gruppi (OH) quanto è il n.o. del metallo:



Il gruppo (OH), detto idrossile o ossidrile, ha n.o. -1 ($-2 + 1 = -1$) e si considera come entità unica

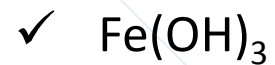
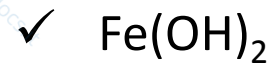
Stessa nomenclatura degli ossidi ma si sostituisce **idrossido** al termine ossido

- Ca(OH)_2 **diidrossido** di calcio/ **idrossido** di calcio
- NaOH **idrossido** di sodio



Esercizi

1) Scrivere il nome dei seguenti ossidi ed idrossidi:



2) Scrivere la formula dei seguenti composti:

IDROSSIDO RAMEOSO

IDROSSIDO DI COBALTO (II)

IDROSSIDO DI CALCIO

3) Scrivere i nomi possibili dei seguenti composti:



Soluzioni

1) Scrivere il nome dei seguenti ossidi ed idrossidi:

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ (Fe n.o. +2): **di**idrossido di ferro/ idrossido di ferro (II)/ idrossido ferroso

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ (Fe n.o. +3): **tri**idrossido di ferro/idrossido di ferro (III)/idrossido ferrico

2) Scrivere la formula dei seguenti composti:

IDROSSIDO RAMEOSO - CuOH

IDROSSIDO DI COBALTO (II) - $\text{Co}(\text{OH})_2$

IDROSSIDO DI CALCIO - $\text{Ca}(\text{OH})_2$

3) Scrivere i nomi possibili dei seguenti composti:

$\text{Zn}(\text{OH})_2$: idrossido di zinco/ **di**idrossido di zinco

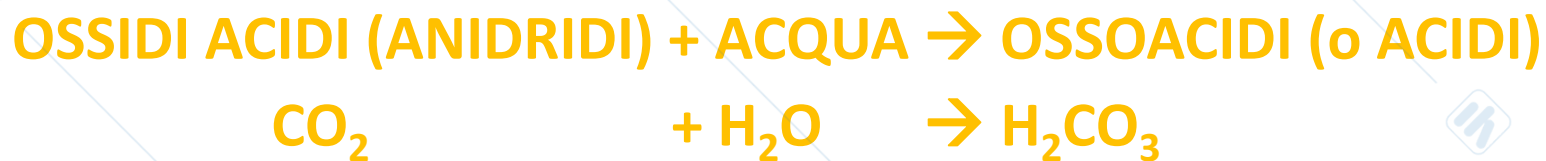
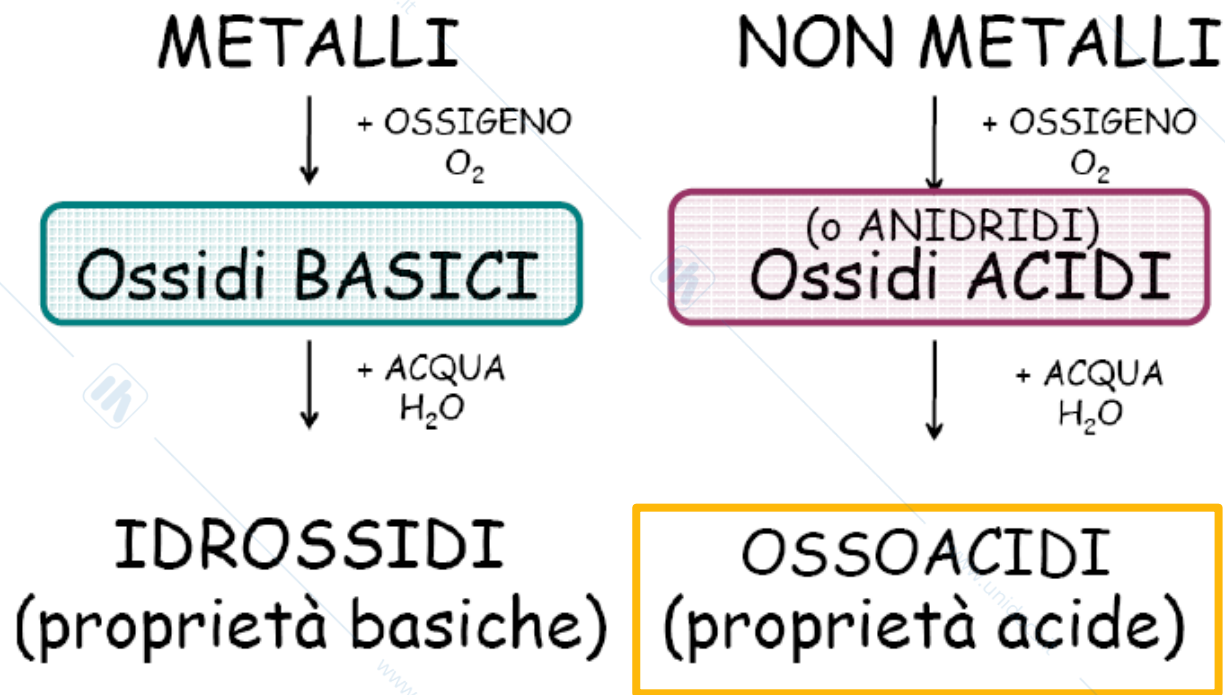
KOH : idrossido di potassio

$\text{Ca}(\text{OH})_2$: idrossido di calcio/ **di**idrossido di calcio

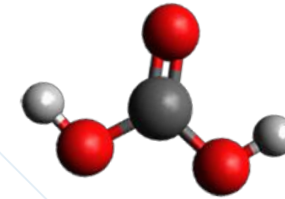
$\text{Ba}(\text{OH})_2$: idrossido di bario/ **di**idrossido di bario



Gli ossoacidi



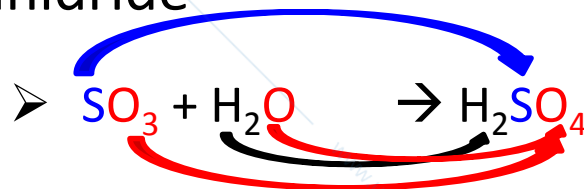
Nomenclatura degli ossoacidi



Formula:

H (a sinistra) + non metallo + ossigeno

La nomenclatura tradizionale deriva da quella degli ossidi corrispondenti, ma si utilizza **acido** al posto del termine ossido/anidride



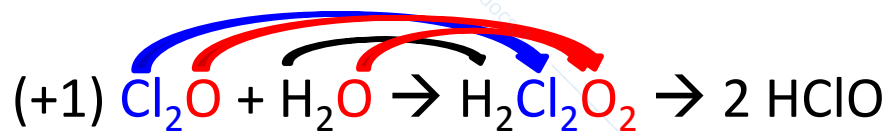
anidride solfor**ica** acido solfor**ico** (nome comune)



anidride solfor**osa** acido solfor**oso** (nome comune)

Nomenclatura degli ossoacidi

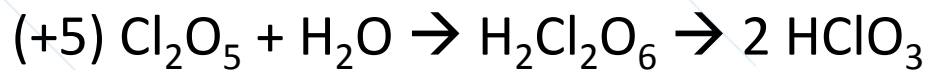
OSSOACIDI DEL CLORO (+1, +3, +5, +7; idem per Br)



acido ipocloroso



acido cloroso

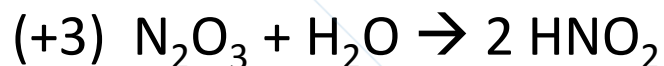


acido clorico

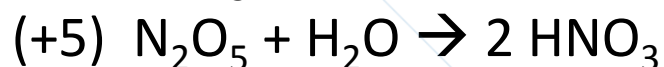


acido perclorico

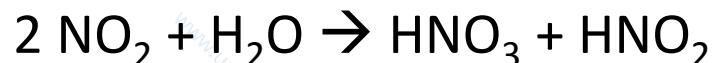
OSSOACIDI DELL' AZOTO



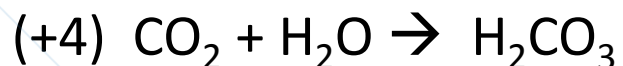
acido nitroso



acido nitrico



OSSOACIDI DEL CARBONIO



acido carbonico

(non esiste l'acido carbonioso)



Alcune anidridi formano ossoacidi diversi reagendo con **una o più molecole d'acqua**. La denominazione degli acidi è costituita in questo modo:

Non metalli con numeri di ossidazione dispari:

- Per gli acidi formati da anidride ed **una** molecola d'acqua si utilizza il prefisso **meta-**
- Per gli acidi formati da anidride e **due** molecole d'acqua, si utilizza il prefisso **piro-**
- Per gli acidi ottenuti da anidride e **tre** molecole d'acqua si utilizza il prefisso **orto-**

Non metalli con numeri di ossidazione pari:

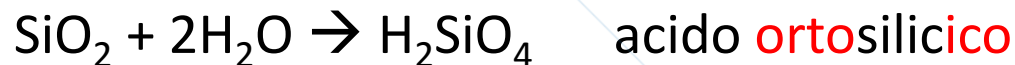
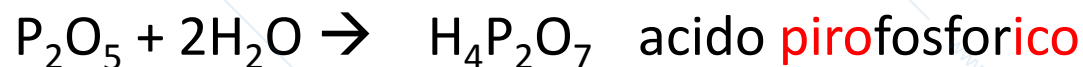
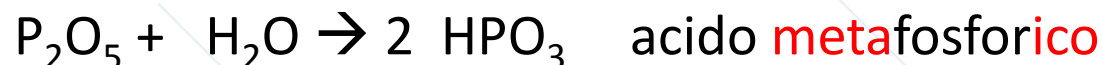
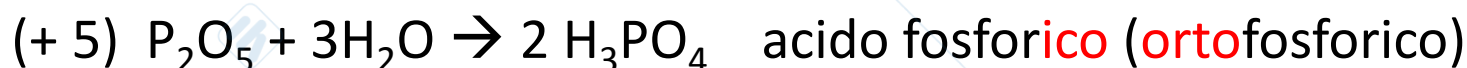
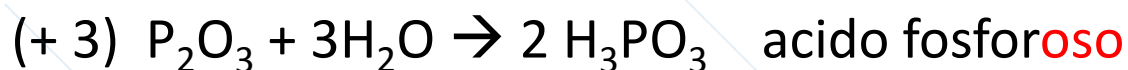
- Per gli acidi formati da anidride ed **una** molecola d'acqua si utilizza il prefisso **meta-**
- Per gli acidi ottenuti da anidride e **due** molecole d'acqua si utilizza il prefisso **orto-**



Nomenclatura degli ossoacidi

SOLO NOME COMUNE

(si usano gli stessi prefissi e suffissi dell'anidride da cui derivano):



Nomenclatura degli ossoacidi

Reagenti	Formula acido	Nome tradizionale*	Nome IUPAC
$P_2O_3+1H_2O$	HPO_2	acido metafosforoso	acido diossofosforico(III)
$P_2O_3+2H_2O$	$H_4P_2O_5$	acido pirofosforoso	acido pentaossodifosforico(III)
$P_2O_3+3H_2O$	H_3PO_3	acido (orto)fosforoso	acido triossofosforico(III)
$P_2O_5+1H_2O$	HPO_3	acido metafosforico	acido triossofosforico(V)
$P_2O_5+2H_2O$	$H_4P_2O_7$	acido pirofosforico	acido eptaossodifosforico(V)
$P_2O_5+3H_2O$	H_3PO_4	acido (orto)fosforico	acido tetraossofosforico(V)
$B_2O_3+1H_2O$	HBO_2	acido metaborico	acido diossoborico(III)
$B_2O_3+2H_2O$	$H_4B_2O_5$	acido piroborico	acido pentaossodiborico(III)
$B_2O_3+3H_2O$	H_3BO_3	acido (orto)borico	acido triossoborico(III)

$As_2O_3+1H_2O$	$HAsO_2$	acido metarsenioso	acido diossoarsenico(III)
$As_2O_3+2H_2O$	$H_4As_2O_5$	acido piroarsenioso	acido pentaossodiarsenico(III)
$As_2O_3+3H_2O$	H_3AsO_3	acido (orto)arsenioso	acido triossoarsenico(III)
$As_2O_5+1H_2O$	$HAsO_3$	acido metarsenico	acido triossoarsenico(V)
$As_2O_5+2H_2O$	$H_4As_2O_7$	acido piroarsenico	acido eptaossodiarsenico(V)
$As_2O_5+3H_2O$	H_3AsO_4	acido (orto)arsenico	acido tetraossoarsenico(V)
SiO_2+1H_2O	H_2SiO_3	acido metasilicico	acido triossosilicico(IV)
SiO_2+2H_2O	H_4SiO_4	acido ortosilicico	acido tetraossosilicico(IV)



Esercizi

- Scrivere la formula dei seguenti composti:

Ossido di manganese (IV)

Acido nitroso

Idrossido di magnesio

Acido bromico

Pentossido di difosforo

Acido ortoborico

Ione Ni(II)

- Assegnare i nomi ai seguenti composti secondo la nomenclatura tradizionale:

K_2O

HNO_3

H_2SO_4

Cu^+

H_4SiO_4

$HClO_3$

$Ba(OH)_2$



Soluzioni

- Scrivere la formula dei seguenti composti/ioni:

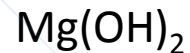
Ossido di manganese (IV)



Acido nitroso



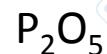
Idrossido di magnesio



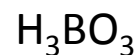
Acido bromico



Pentossido di difosforo



Acido ortoborico



Ione Ni(II)



- Assegnare i nomi ai seguenti composti secondo la nomenclatura tradizionale:



ossido di potassio



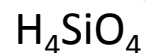
acido nitrico



acido solforico



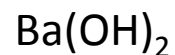
ione rameoso



acido ortosilicico



acido ipocloroso



idrossido di bario

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Dissociazione elettrolitica degli idrossidi

Gli idrossidi sono **ELETTROLITI**, cioè si dissociano in ioni quando si trovano in soluzione acquosa



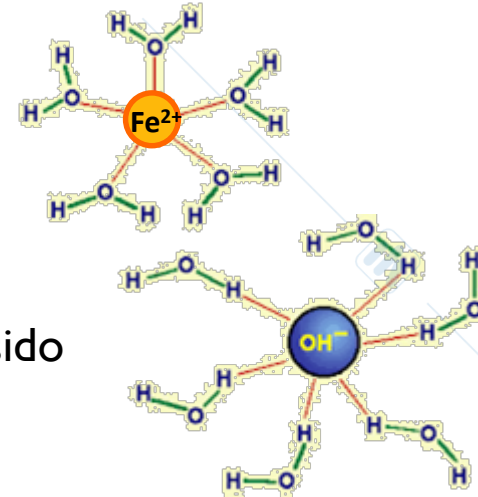
BASE

CATIONE

ANIONE

ione Fe (II)
ione ferroso

ione idrossido



- Tutti gli idrossidi liberano anioni OH^- in soluzione acquosa
- Il nome del catione si può scrivere come:

1 n.o. ione + nome dell'elemento es. ione Na da NaOH

più n.o. { ione + radice del nome dell'elemento + suffisso **-oso/-ico**
 { ione + nome dell'elemento (n.o. in cifre romane)

Dissociazione elettrolitica degli idrossidi



BASE

CATIONE

ANIONE

ione Cu (II)
ione rameico

ione idrossido



BASE

CATIONE

ANIONE

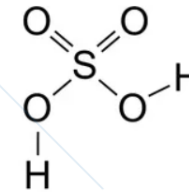
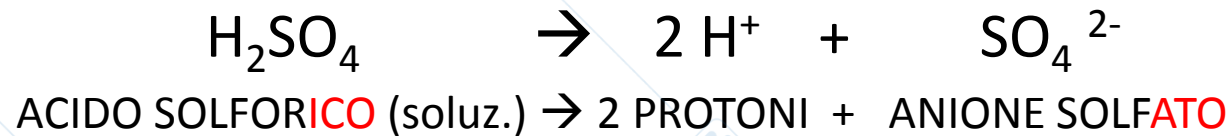
ione litio

ione idrossido



Dissociazione elettrolitica degli ossoacidi

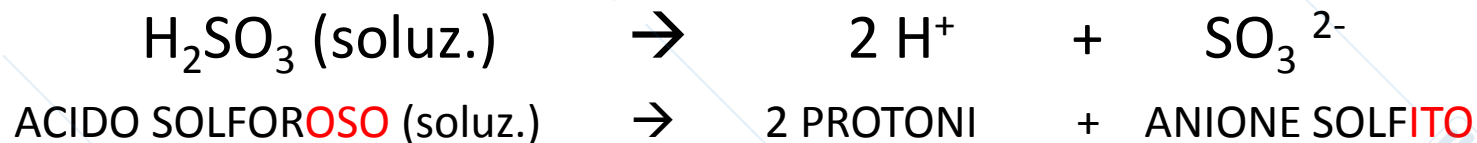
Tutti gli acidi (ossoacidi, idracidi, acidi organici) sono **ELETTROLITI**, cioè si dissociano in ioni quando si trovano in soluzione.



- Gli acidi liberano ioni H^+ (protoni) in soluzione; gli idrossidi invece liberano OH^-
- La nomenclatura degli ioni deriva da quella dell'acido, ma con cambio di suffisso:

-OSO \rightarrow -ITO

-ICO \rightarrow -ATO



N.B.: l'anione ha tante cariche negative quanti sono gli H^+ rilasciati

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Dissociazione elettrolitica degli ossoacidi

- ✓ (+1) HClO (acido ipocloroso) \rightarrow H⁺ + ClO⁻ (anione ipoclorito)
- ✓ (+3) HClO₂ (acido cloroso) \rightarrow H⁺ + ClO₂⁻ (anione clorito)
- ✓ (+5) HClO₃ (acido clorico) \rightarrow H⁺ + ClO₃⁻ (anione clorato)
- ✓ (+7) HClO₄ (acido perclorico) \rightarrow H⁺ + ClO₄⁻ (anione perclorato)

- ✓ (+3) HNO₂ (acido nitroso) \rightarrow H⁺ + NO₂⁻ (anione nitrito)
- ✓ (+5) HNO₃ (acido nitrico) \rightarrow H⁺ + NO₃⁻ (anione nitrato)

- ✓ (+4) H₂CO₃ (acido carbonico) \rightarrow 2H⁺ + CO₃²⁻ (anione carbonato)

- ✓ (+3) H₃PO₃ (acido fosforoso) \rightarrow 2H⁺ + HPO₃²⁻ (anione fosfito)
- ✓ (+5) H₃PO₄ (acido fosforico) \rightarrow 3H⁺ + PO₄³⁻ (anione fosfato)



Gli idracidi

H + non metallo (Alogeno, S, Se, CN⁻)

Nella formula è sempre presente l'**idrogeno** seguito dal **non metallo**.

Non derivano dagli ossidi (senza ossigeno nella formula dell'acido).

NOMENCLATURA:

ACIDO + RADICE ELEMENTO CON SUFFISSO **-IDRICO** (nomenclatura tradizionale)

HF → **acido fluoridrico**

HCN → **acido cianidrico**

RADICE ALOGENO + -URO «DI IDROGENO» (IUPAC)

HF → fluor**uro di idrogeno**

HCN → cian**uro di idrogeno**



Gli idracidi

Di solito si usa la **nomenclatura tradizionale, come per gli ossoacidi.**

In soluzione acquosa gli idracidi si dissociano (acidi) liberando protoni H^+

HF acido fluor**idrico** $\rightarrow H^+ + F^-$ anione fluor**uro**

HCl acido clor**idrico** $\rightarrow H^+ + Cl^-$ anione clor**uro**

HBr acido brom**idrico** $\rightarrow H^+ + Br^-$ anione brom**uro**

HI acido iod**idrico** $\rightarrow H^+ + I^-$ anione iod**uro**

Gli alogeni (F, Cl, Br, I) hanno in questo caso n.o. -1 come i rispettivi anioni (negli ossoacidi il cloro ha n.o. +1, +3, +5, +7)

✓ H_2S acido solfidrico \rightarrow (in soluzione) $2 H^+ + S^{2-}$ (anione solfuro)

(n.o. di S = -2; negli ossoacidi S ha n.o. +4 (H_2SO_3) o +6 (H_2SO_4))

Carica dell'anione = n.o. = -2 \rightarrow 2 protoni H^+ liberati

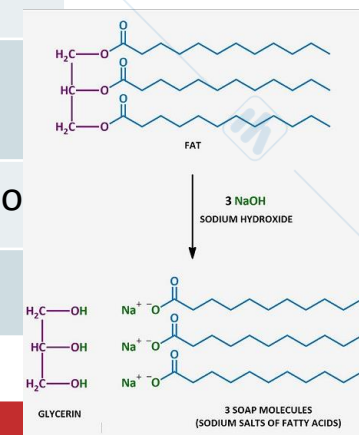
✓ HCN acido cianidrico \rightarrow (in soluzione) $H^+ + CN^-$ (anione cianuro)

È l'unico idracido formato da tre elementi; il gruppo CN^- si comporta come entità unica



Acidi e basi nei processi chimici

Base	Usi
NaOH	Produzione saponi e detergenti (inclusa disostruzione tubature), batterie alcaline, industria della carta
KOH	Produzione saponi e uso per batterie alcaline
Mg(OH) ₂	Ingrediente per lassativi, antiacidi e deodoranti. Neutralizzazione delle acque reflue
Ca(OH) ₂	Produzione del cemento, additivo per ridurre l'acidità del suolo
Al(OH) ₃	Purificazione dell'acqua, ingrediente per antiacidi



Acido	Usi
H ₂ SO ₄	Produzione di fertilizzanti, batterie delle autovetture, settore tessile, sintesi organica
HNO ₃	Produzione di fertilizzanti ed esplosivi, sintesi polimeri
H ₃ PO ₄	Produzione di fertilizzanti, trattamenti delle superfici metalliche, componente di detergenti domestici, additivo alimentare
HCl	Industria acciai e materiali a base ferro, produzione di monomeri per plastiche, prodotti farmaceutici, sali inorganici



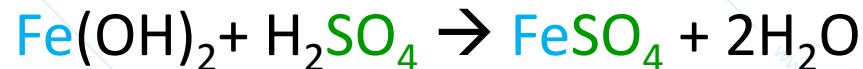
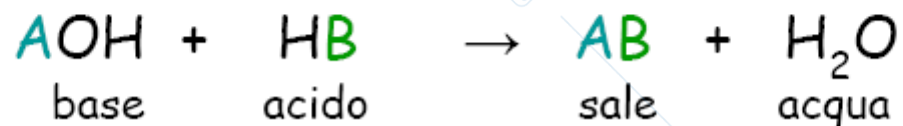
I sali

reazione di neutralizzazione: acido + base \rightarrow sale + acqua

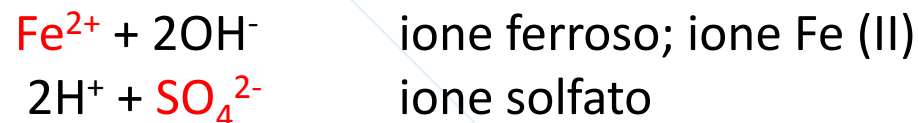
composto con METALLO + composto con NON-METALLO

ossido basico, idrossido
o il metallo stesso

anidride, acido o
lo stesso non metallo



Per scrivere la formula del sale che si forma bisogna considerare le rispettive dissociazioni:



Il catione è 2^+ e l'anione è 2^- \rightarrow si combinano in rapporto 1:1 \rightarrow FeSO_4



Nomenclatura dei sali

Il nome del sale si ricava dal nome dell'anione seguito dal nome del catione ottenuti dalla dissociazione dei composti del non metallo e del metallo

Esempio: $\text{FeSO}_4 \rightarrow$ solfato ferroso/ solfato di Fe (II)

ESEMPIO.

Scrivere la formula del solfato ferrico:

1. Ione ferrico $\rightarrow \text{Fe}^{3+}$
2. Anione solfato (deriva dall'acido solforico) $\rightarrow \text{SO}_4^{2-}$

2Fe^{3+} (totale 6 cariche +) e 3SO_4^{2-} (totale 6 cariche -) $\rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

- La somma dei n.o. nei sali deve essere = 0
- Il non metallo ha lo stesso n.o. che ha nell'acido corrispondente



Altri tipi di sali

1. SALI ACIDI
2. SALI BASICI
3. SALI DOPPI
4. SALI IDRATI

1. Sali acidi

I Sali acidi derivano dagli acidi corrispondenti per una **SOSTITUZIONE PARZIALE di H⁺**

Nel carbonato di sodio (Na₂CO₃) si sostituiscono due H⁺ con due Na⁺, ma se solo un H⁺ viene sostituito da Na⁺ si ha:

NaHCO₃ carbonato **acido** di sodio (bicarbonato di sodio)

Ca(HCO₃)₂ carbonato **acido** di calcio:

FeHPO₄ → fosfato **acido** di Fe (II) / fosfato acido ferroso

KH₂PO₄ → fosfato **diacido** di potassio

Per la nomenclatura IUPAC si inserisce il termine **idrogeno** prima del nome dell'anione

FeHPO₄ → **idrogeno**fosfato (V) di ferro (II)

KH₂PO₄ → **diidrogeno**fosfato (V) di potassio



2. Sali basici

Derivano da idrossidi con almeno due gruppi OH⁻

Esempio: $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$

- BiCl_3 cloruro di bismuto
- $\text{Bi}(\text{OH})\text{Cl}_2$ cloruro **basico** di bismuto
- $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$ cloruro **dibasico** di bismuto

3. Sali doppi

Formati da **UN ANIONE E 2 CATIONI DIVERSI**

Esempio: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ solfato (doppio) di K e Al

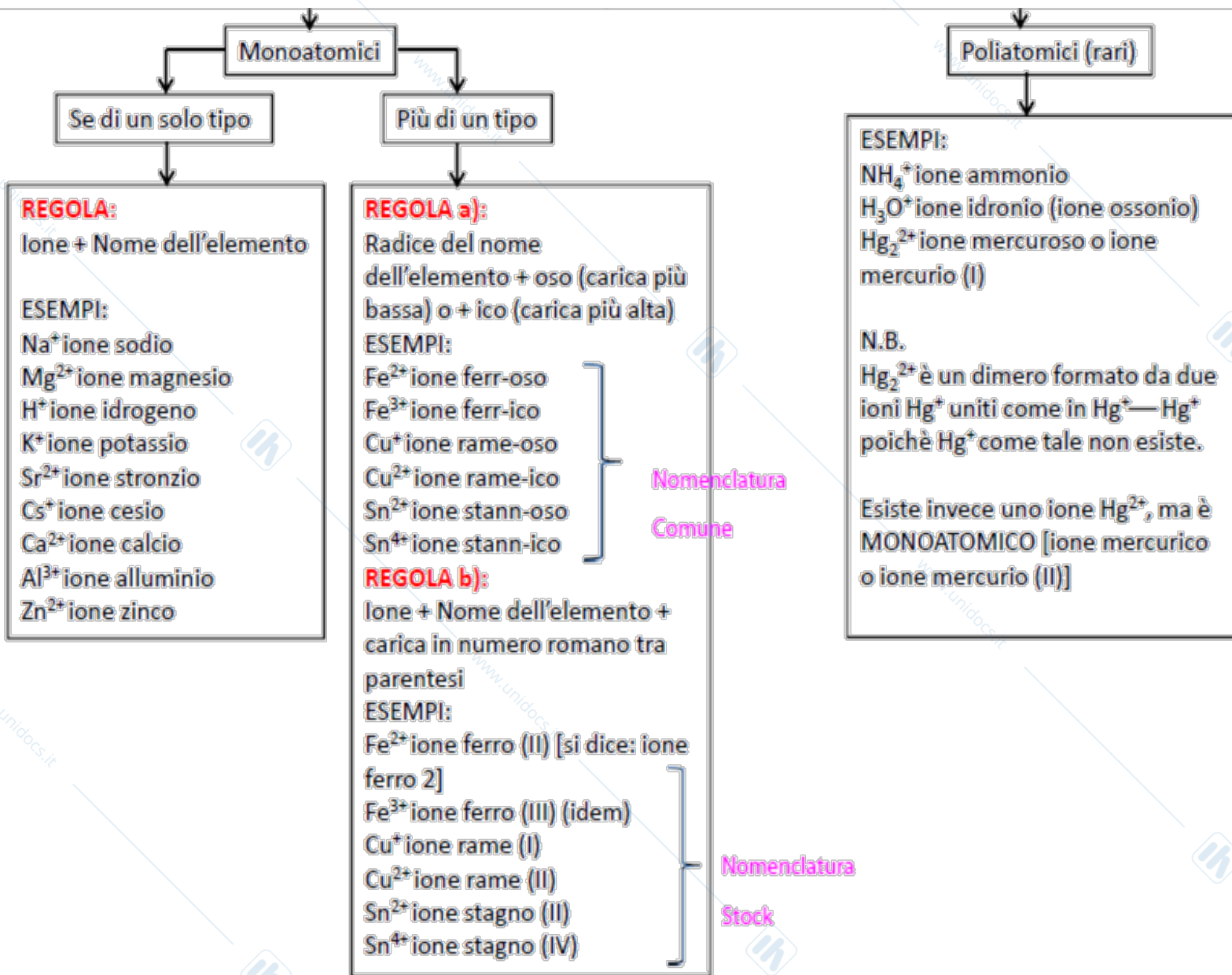
4. Sali idrati

Quando al sale vengono associate *n* molecole d'acqua

Esempio: $\text{MgCl}_2 \bullet n\text{H}_2\text{O}$ cloruro mono/di/ tri/tetra/penta/esa ... idrato di magnesio



Nomenclatura dei cationi

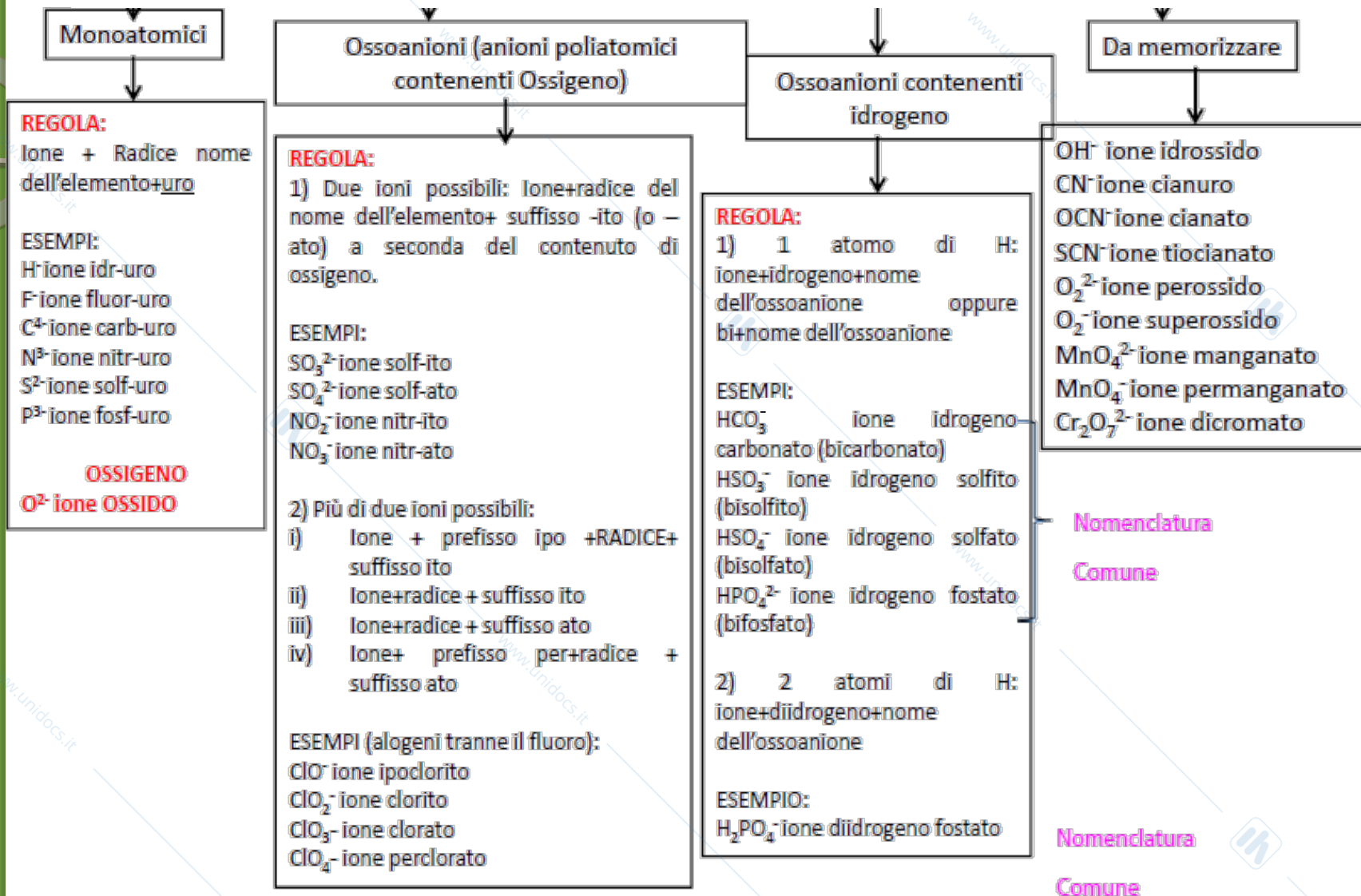


Nomenclatura
Comune

Nomenclatura
Stock



Nomenclatura degli anioni



Esercizi

1) Scrivere la formula del carbonato di sodio

2) Scrivere il nome del composto FeSO_3

3) Scrivere i nomi dei seguenti composti:

- ❖ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- ❖ $\text{Al}(\text{NO}_2)_3$
- ❖ K_3PO_4
- ❖ NaClO
- ❖ LiClO_4
- ❖ ZnS



Esercizi

1) Scrivere la formula del carbonato di sodio

Carbonato: acido carbonico (H_2CO_3), da cui deriva l'anione carbonato CO_3^{2-} .
 CO_3^{2-} si combina con $2 \text{Na}^+ \rightarrow \underline{\text{Na}_2\text{CO}_3}$
(sostituzione dei due protoni H^+ con i due cationi Na^+)

2) Scrivere il nome del composto FeSO_3

SO_3^{2-} (anione solfito) deriva da H_2SO_3 (acido solforoso); Fe e SO_3 sono in rapporto 1:1, quindi il ferro ha n.o. +2.

Sale: solfito ferroso/ solfito di Fe (II)

3) Scrivere i nomi dei seguenti composti:

- ❖ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ nitrato di Cu (II)/ nitrato rameico
- ❖ $\text{Al}(\text{NO}_2)_3 \rightarrow$ nitrito di alluminio
- ❖ $\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ (orto)fosfato di potassio
- ❖ $\text{NaClO} \rightarrow$ ipoclorito di sodio
- ❖ $\text{LiClO}_4 \rightarrow$ perclorato di litio
- ❖ $\text{ZnS} \rightarrow$ solfuro di zinco



Esercizi

4) Scrivere le formule dei seguenti composti:

- Solfato ferrico
- Clorato ferroso
- Fosfato rameoso
- Cloruro di alluminio
- Nitrito rameico
- Cianuro di bario
- Solfuro di cesio



Soluzioni

- Solfato ferrico $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- Clorato ferroso $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_2$
- Fosfato rameoso Cu_3PO_4
- Cloruro di alluminio AlCl_3
- Nitrito rameico $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$
- Cianuro di bario $\text{Ba}(\text{CN})_2$
- Solfuro di cesio Cs_2S



Idruri metallici

METALLI ALCALINI/ ALCALINO-TERROSI + IDROGENO

LiH idruro di litio

MgH₂ idruro di magnesio / diidruro di magnesio

CaH₂ idruro di calcio / diidruro di calcio

Idrogeno ha **n.o. -1**

Anche con i metalli di transizione si possono ottenere idruri:

CuH idruro rame**oso**

Idruri covalenti

NON METALLI + IDROGENO

NH₃ ammoniaca / triidruro di azoto

PH₃ fosfina / triidruro di fosforo

Idrogeno ha **n.o. +1**



Esercizi

Scrivere il nome dei seguenti composti usando la nomenclatura tradizionale

1. SiO_2
2. CaO
3. Na_2O
4. Al_2O_3
5. SnO_2
6. NaH
7. MgH_2
8. MgO
9. H_2S
10. Ca(OH)_2
11. H_2SO_3
12. H_2CO_3
13. NaOH
14. LiOH
15. H_2SeO_4
16. Na_2CO_3
17. KI
18. KNO_2
19. CaHPO_4



Soluzioni

1. anidride silicica (silice); OSSIDO
2. ossido di calcio; OSSIDO
3. ossido di sodio; OSSIDO
4. ossido di alluminio (allumina); OSSIDO
5. ossido stannico; OSSIDO
6. idruro di sodio; IDRURO
7. idruro di magnesio; IDRURO
8. ossido di magnesio (magnesia) OSSIDO
9. acido solfidrico; IDRACIDO
10. idrossido di calcio; IDROSSIDO
11. acido solforoso; ACIDO
12. acido carbonico; ACIDO
13. idrossido di sodio; IDROSSIDO
14. idrossido di litio; IDROSSIDO
15. acido selenico; ACIDO, NB. n.o. Se +6
16. Carbonato di sodio; SALE
17. ioduro di potassio; SALE . NB. Deriva dall'idracido HI (acido iodidrico)
18. nitrito di potassio; SALE
19. fosfato acido di calcio; SALE



Esercizi

Scrivere la formula dei seguenti composti

1. Idrogenocarbonato di sodio
2. Cloruro di ammonio
3. Cloruro di bario
4. Solfato di piombo (II)
5. Nitrato ferrico
6. Ortosilicato di potassio
7. Solfato rameico pentaidrato
8. Solfuro acido di ammonio
9. Piombito di sodio
10. Cianuro rameico
11. Pirofosfato ferrico



Soluzioni

Scrivere la formula dei seguenti composti

1. Idrogenocarbonato di sodio
2. Cloruro di ammonio
3. Cloruro di bario
4. Solfato di piombo (II)
5. Nitrato ferrico
6. Ortosilicato di potassio
7. Solfato rameico pentaidrato
8. Solfuro acido di ammonio
9. Piombito di sodio
10. Cianuro rameico
11. Pirofosfato ferrico

1. NaHCO_3
2. NH_4Cl
3. BaCl_2
4. PbSO_4
5. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
6. K_4SiO_4
7. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
8. NH_4HS
9. Na_2PbO_2
10. $\text{Cu}(\text{CN})_2$
11. $\text{Fe}_4(\text{P}_2\text{O}_7)_3$



Corso di **SOSTENIBILITÀ CHIMICA DI PROCESSI E MATERIALI**

Prof. Francesco Geobaldo

A.A. 2021/2022

Chiara Novara

chiara.novara@polito.it

Tel: 011 – 090 4713



Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022

Relazioni ponderali nelle reazioni chimiche



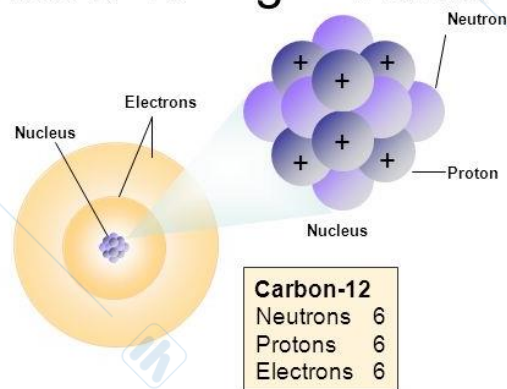
Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2020/2021



L'unità di massa atomica

Le masse degli atomi misurate in grammi sarebbero indicate da valori molto piccoli, basti pensare che il carbonio (l'isotopo ^{12}C) ha un peso di appena 1.99×10^{-23} g. Risulta quindi più conveniente usare pesi atomici relativi, cioè pesi atomici rapportati ad una grandezza di riferimento. Per questo motivo è stata introdotta una grandezza di riferimento chiamata **unità di massa atomica** (chiamata anche Dalton), che corrisponde alla dodicesima parte della massa di un atomo di ^{12}C , ovvero 1.6605×10^{-24} g.

- $\text{Mass}^{12}\text{C atom} = 1.992 \times 10^{-23}$ g
- $1 \text{ amu} = \frac{1}{12}$ the mass of a ^{12}C atom
- $1.992 \times 10^{-23} \text{ g} / 12 = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} = 1 \text{ amu}$
- $1 \text{ p} = 1.007276 \text{ amu}$
- $1 \text{ n} = 1.008665 \text{ amu}$
- $1 \text{ e}^- = 0.0005486 \text{ amu}$



Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Il peso atomico

Il peso atomico è il numero che esprime quante volte la dodicesima parte della massa dell'atomo di ^{12}C (**unità di massa atomica**, 1.6605×10^{-24} g) è contenuta nella massa di un determinato elemento*

Numero atomico

H
Idrogeno
1,0079
 $1s^1$

Peso atomico

Massa dell'atomo di idrogeno: $1.6737236 \times 10^{-27}$ Kg

$$1.6737236 \times 10^{-27} \text{ Kg} / 1.66054 \times 10^{-27} \text{ Kg} = 1.00794 \text{ u}$$

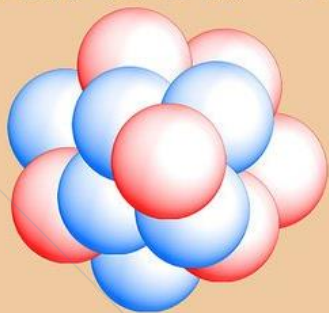
Nuclide	Massa atomica (u)	Abbondanza
^1H	1.007825	99.985 %
^2H	2.014102	0.015
^3H	3.016015	tracce

*Media ponderata (in base all'abbondanza) delle masse atomiche degli isotopi

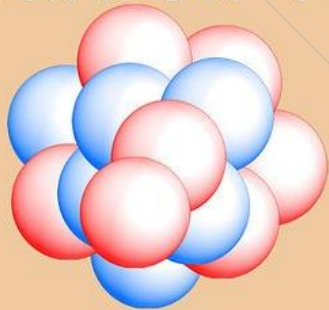


Il peso atomico

carbon-12



carbon-13



-  - neutron
-  - proton

carbon - 12 → 99%

carbon - 13 → 1%

$$= (12 \times 0.99) + (13 \times 0.01)$$

$$= 11.88 + 0.13$$

Atomic Weight = 12.01

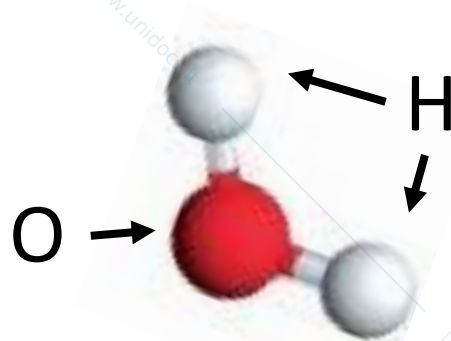


Massa molecolare

E' la massa di una singola molecola di un composto espressa in unità di massa atomica (u) e si calcola come la somma dei pesi atomici di tutti gli atomi costituenti la molecola.

Note le masse atomiche di idrogeno (1.0079 u) e ossigeno (15.9994 u) la massa molecolare dell'acqua è pari a:

$$\text{MM H}_2\text{O} = 1,0079 \times 2 + 15,9994 = 18,015 \text{ u}$$



La mole

Unità di misura nel S.I. della **QUANTITÀ DI MATERIA**



Esprime la quantità di sostanza che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi contenuti in 12 g di isotopo 12 del carbonio → **Numero di Avogadro (N_A)**, pari a **6.02×10^{23} atomi** di ^{12}C .

Una mole (mol) di:

- atomi contiene 6.02×10^{23} atomi
- molecole contiene 6.02×10^{23} molecole
- ioni contiene 6.02×10^{23} ioni
- elettroni contiene 6.02×10^{23} elettroni

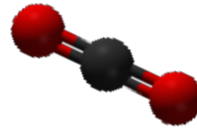


Amedeo Avogadro

Una mole di molecole contiene:

- 6.02×10^{23} molecole
- tanti atomi quanti il numero di atomi contenuto in una molecola moltiplicato per 6.02×10^{23}

La mole



Es. : Una mole di CO₂ contiene:

- 6.02×10^{23} molecole di CO₂
- 6.02×10^{23} atomi di C (poiché ogni molecola ne contiene uno)
- 12.04×10^{23} atomi di O (poiché ogni molecola ne contiene due)
- 18.06×10^{23} atomi (poiché ogni molecola ne contiene tre, uno di C e due di O)

Di conseguenza una mole di CO₂ contiene:

- 1 mole di atomi di C
- 2 moli di atomi di O
- 3 moli di atomi

Quanto pesa in g una mole di atomi di O?

Il peso atomico di O è **16.00 u**. Una mole di atomi di O contiene 6.02×10^{23} atomi di O. Il suo peso in unità di massa atomica è:

$$6.02 \times 10^{23} \times 16.00 \text{ u} = 9.632 \times 10^{24} \text{ u.}$$

Per ottenere la massa in g di una mole di O si moltiplica la massa in u per l'unità di massa atomica :

$$9.632 \times 10^{24} \times 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g} = \mathbf{16.00 \text{ g}}$$

Una mole di una sostanza è caratterizzata da una massa in grammi pari al suo peso atomico di quella sostanza.



Massa molare (MM)

E' la massa di una mole di un composto o elemento, espressa in g/mol. E' numericamente uguale al peso atomico per gli elementi singoli e alla massa molecolare per i composti e si calcola in questo caso come la somma delle masse molari di tutti gli elementi costituenti la molecola

- 1 atomo di Fe ha massa 55.85 u (unità di massa atomica)
- 1 mole di atomi di Fe pesa 55.85 g → la massa molare del Fe è 55.85 g/mol
- 55.85 g di Fe contengono 1 mole di Fe
- 55.85 g di Fe contengono 6.022×10^{23} atomi di Fe



Rapporti ponderali

$$m \text{ (g)} = n \text{ (mol)} \times \text{MM} \text{ (g/mol)}$$

La massa in grammi si ottiene moltiplicando il numero di moli per la massa molare

$$n \text{ (mol)} = m \text{ (g)} / \text{MM} \text{ (g/mol)}$$

Il numero di moli si ottiene dividendo la massa per il peso molare

$$\text{MM} \text{ (g/mol)} = m \text{ (g)} / n \text{ (mol)}$$

Il peso molare si ottiene dividendo la massa per il numero di moli

$$N \text{ molecole (o atomi)} = n \text{ (mol)} \times N_A \text{ (N.Avogadro)}$$

Il numero di molecole si ottiene moltiplicando il numero di moli per il numero di Avogadro



N.B. Attenzione all' unità di misura!

m = massa in grammi

n = numero di moli

MM = massa molare in g/mol

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Esempi

Calcolare la massa in g di una mole di acqua

Si calcola innanzitutto la massa molare:

$$\text{MM} (\text{H}_2\text{O}) = 2 \times \text{MM} (\text{H}) + 1 \times \text{MM} (\text{O}) = 2 \times 1.01 + 1 \times 16.00 = 18.02 \text{ g/mol}$$

Trattandosi di una mole la massa è **18.02 g**

A quanti grammi corrispondono 0.7 moli di H_2SO_4 ?

$$\text{MM} (\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times \text{MM} (\text{H}) + 1 \times \text{MM} (\text{S}) + 4 \times \text{MM} (\text{O}) = 98.1 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa (g)} = 0.7 \text{ (mol)} \times 98.1 \text{ (g/mol)} = \mathbf{68.7 \text{ g}}$$



Esercizi

Calcolare la massa molecolare* di $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$

La massa molecolare si ottiene sommando i pesi atomici degli elementi costituenti, moltiplicati per il numero di volte che appaiono nella formula:

$$1 \times 40.08 \text{ u} + 2 \times 35.45 \text{ u} + 8 \times 16.00 = \mathbf{238.98 \text{ u}}$$

Quale sarà la massa molare di $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$?

La massa di una mole di un composto è numericamente uguale alla sua massa molecolare, quindi sarà di 238.98 g. La sua massa molare vale quindi **238.98 g/mol**.

Quanti atomi di Cl contiene 1 mole di $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$?

In una mole del composto sono contenute 2 moli di atomi. Di conseguenza sono presenti **12.04×10^{23} atomi di Cl**

* $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ è un composto ionico, dunque sarebbe più corretto parlare di peso formula, tuttavia viene comunemente usata la locuzione peso molecolare

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Esercizi

Quante molecole sono contenute in 10.4 g di CH₄?

Per sapere quante molecole sono contenute in 10.4 g di metano bisogna calcolare quante moli di metano sono presenti. Si calcola innanzitutto la massa molare del metano:

$$\text{MM CH}_4 = 1 \times 12.01 \text{ g/mol} + 4 \times 1.008 \text{ g/mol} = 16.04 \text{ g/mol}$$

Se 1 mole di metano corrisponde a 16.04 g per ottenere il numero di moli in 10.4 g si divide 10.4 g per 16.04 g/mol:

$$m \text{ (g)} / \text{MM (g/mol)} = 10.4 \text{ g} / 16.04 \text{ g/mol} = 0.648 \text{ mol di CH}_4$$

Poiché una mole contiene 6.02×10^{23} molecole di metano, in 10.4 g sono contenute $6.02 \times 10^{23} \times 0.648 \text{ mol} = \mathbf{3.9 \times 10^{23} \text{ molecole}}$

10.4 g di CCl₄ contengono più o meno molecole?



Esercizi

Quanti g di $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ bisogna pesare per avere 0.02 mol di composto?

$$\text{MM } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 2 \times 14.00 + 8 \times 1.008 + 1 \times 32.06 + 4 \times 16.00 = 132.12 \text{ g/mol}$$

$$0.02 \text{ mol} \times 132.12 \text{ g/mol} = \mathbf{2.64 \text{ g}}$$

Quanti atomi di azoto e quanti grammi di azoto sono contenuti in 50.0 g di $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?

Innanzitutto è necessario calcolare a quante moli di solfato di ammonio corrispondono 50.0 g:

$$50.0 \text{ g} / 132.12 \text{ g/mol} = 0.378 \text{ mol di } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

Ogni mole di composto contiene due moli di atomi di azoto, quindi 0.378 mol di composto contengono:

$$0.378 \text{ mol} \times 2 = 0.756 \text{ mol di azoto.}$$

$$\text{Il numero di atomi di azoto è quindi } 0.756 \text{ mol} \times N_A = \mathbf{4.55 \cdot 10^{23}}$$

La massa molare di N è 14.00 g/mol, per cui la massa in g di azoto contenuti in 50 g di composto si ottiene come il prodotto tra MM e numero di moli:

$$14.00 \text{ g/mol} \times 0.756 \text{ mol} = \mathbf{10.6 \text{ g di azoto}}$$



Altri esercizi

1. Calcolare il numero di atomi H, P e O contenuti in 4 g di acido ortofosforico
2. A quante moli corrispondono 4.3×10^{22} molecole di tricloro fenolo?
3. In un campione di solfato di sodio sono presenti 1.4 moli di sodio. Calcolare la massa in grammi dell'ossigeno presente.
4. Si calcolino i grammi di solfato di ferro (II) che contengono lo stesso numero di atomi di Fe contenuti in 0.5 g di ossido ferrico.
5. In un campione di $C_6H_{12}O_6$ sono presenti 1.22×10^{23} atomi di idrogeno. Si determini la massa totale del campione.



Soluzioni

1. $0.041 \text{ mol H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 0.041 \times N_A = 2.45 \times 10^{22} \text{ molecole H}_3\text{PO}_4$

atomi H: $3 \times 2.45 \times 10^{22} = \mathbf{7.37 \times 10^{22}}$

atomi P: $1 \times 2.45 \times 10^{22} = \mathbf{2.45 \times 10^{22}}$

atomi O: $4 \times 2.45 \times 10^{22} = \mathbf{9.82 \times 10^{22}}$

2. $4.3 \times 10^{22} / N_A = \mathbf{0.071 \text{ mol triclorofenolo}}$

3. $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ Per 1.4 mol di Na sono presenti 0.7 mol di S e 2.8 mol di O.

$2.8 \text{ mol O} \times 16 \text{ g/mol} = \mathbf{44.8 \text{ g O}}$

4. $0.5 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 / 159.7 \text{ g/mol} = 3.13 \times 10^{-3} \text{ mol Fe}_2\text{O}_3.$

1 mole di Fe_2O_3 contiene 2 moli di Fe $\rightarrow \text{mol Fe} = 3.13 \times 10^{-3} \times 2 = 6.26 \times 10^{-3}$

Solfato ferroso: FeSO_4 . 1 mol di FeSO_4 contiene 1 mol di Fe \rightarrow

$\text{mol FeSO}_4 = \text{mol Fe} = 6.26 \times 10^{-3}$

$6.26 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 151.9 \text{ g/mol} = \mathbf{0.95 \text{ g FeSO}_4}$

5. $1.22 \times 10^{23} / N_A = 0.2 \text{ mol H}$

1 mol $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ contiene 12 mol di H \rightarrow le moli di $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ sono 1/12 di quelle di H =

0.0167

$0.0167 \times 180.16 \text{ g/mol} = \mathbf{3.00 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}$



Reazione chimica

Processo nel quale uno o più composti (REAGENTI) si trasformano in uno o più composti (PRODOTTI)

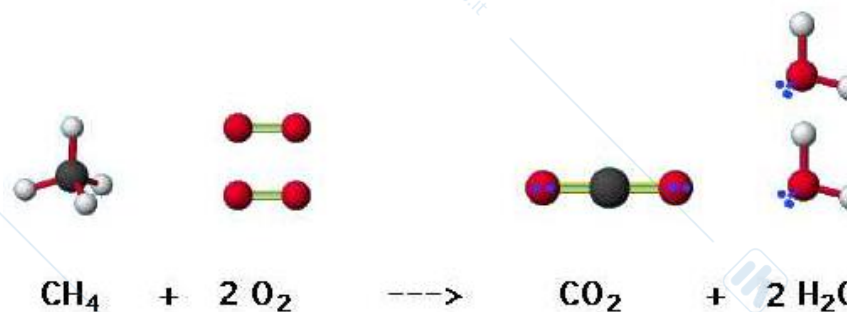


reagenti \rightarrow prodotti

La trasformazione deve obbedire alle **legge della conservazione di massa**: la massa totale di ciascun elemento presente nei reagenti deve coincidere con quella dello stesso elemento nei prodotti (il numero di atomi di un elemento presente nei reagenti deve coincidere con quello presente nei prodotti)

Antoine Lavoisier "in una reazione chimica, la massa dei reagenti è esattamente uguale alla massa dei prodotti in un sistema chiuso"

Nulla si crea, nulla si distrugge, tutto si trasforma!!

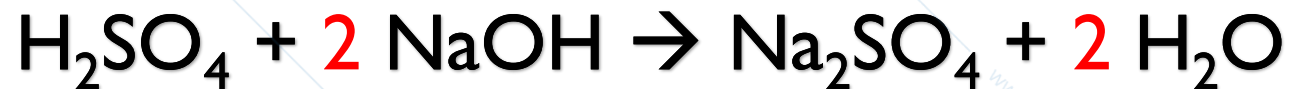


Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021,



Bilanciamento di una reazione chimica

Per bilanciare una reazione chimica è necessario definire i **coefficienti stechiometrici**, cioè il numero di molecole di ciascuna sostanza (reagente e/o prodotto) che partecipa alla reazione in modo che il numero di atomi di ogni specie atomica coinvolta sia conservato.



I coefficienti stechiometrici possono anche essere letti come **il numero di moli** di ciascuna sostanza che partecipa alla reazione.

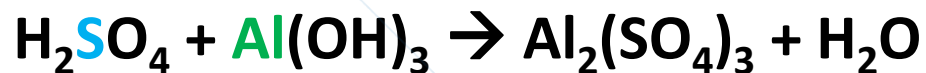


Regole generali per il bilanciamento

1. Bilanciare prima l'elemento che compare nel minor numero di formule.
2. Bilanciare per ultimo l'elemento che compare nel maggior numero di formule.
3. Bilanciare prima i metalli, poi i non metalli ed infine H e O (tramite molecole di acqua)
4. Infine si aggiustano i coefficienti stechiometrici in modo che il numero di atomi sia lo stesso nei reagenti e nei prodotti.
5. Nel caso in cui siano coinvolte specie cariche è necessario rispettare anche il principio di conservazione della carica

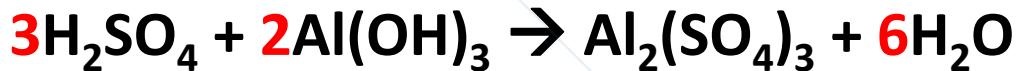


Regole generali per il bilanciamento



Riconoscere le specie presenti → nomi → bilancio di materia

- A. Prima il **metallo** (nell'idrossido) → 2 Al(OH)₃
- B. Poi il **non metallo** (nell'acido) → 3 H₂SO₄
- C. Infine bilanciare H e O → 6 H₂O



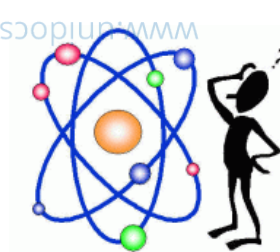
Regole generali per il bilanciamento



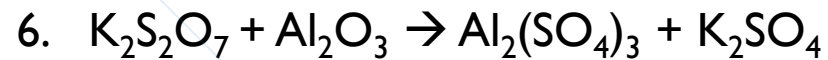
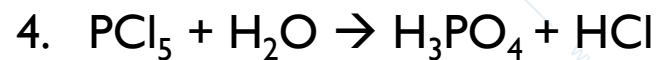
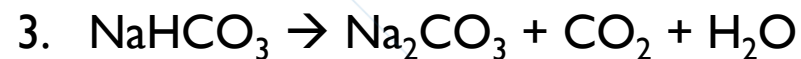
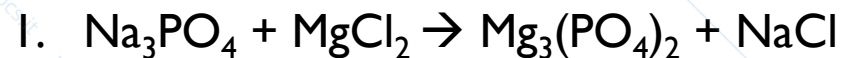
- A. Riconoscimento di specie/ nomenclatura
- B. Bilancio del metallo (Al) $\rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3$
- C. Bilancio del non metallo (C) $\rightarrow 3\text{CO}_2$
- D. Bilancio H e O $\rightarrow 3\text{H}_2\text{O}$



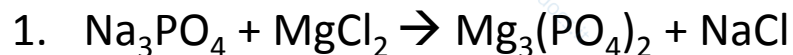
Esercizi



Bilanciare le seguenti reazioni:



Soluzioni



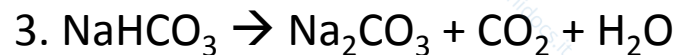
- A. Riconoscimento di specie (4 Sali \rightarrow reaz. scambio)
- B. Bilancio del metallo (Na) \rightarrow 3 NaCl
- C. Bilancio del metallo (Mg) \rightarrow 3 MgCl_2
- D. Bilancio del non metallo (P) \rightarrow 2 $\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3 \times 2 = 6$ NaCl
- E. Bilancio del non metallo (Cl) \rightarrow verifica \rightarrow OK
- F. Bilancio O \rightarrow verifica (gruppo PO_4^{3-}) \rightarrow OK.



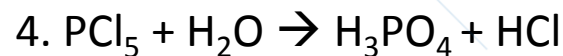
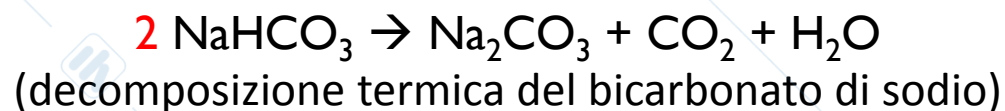
- A. Riconoscimento di specie/ nomenclatura
- B. Bilancio del metallo (K) \rightarrow 2 KCl
- C. Bilancio del non metallo (Cl e C) \rightarrow 2 HCl;
- D. Bilancio H e O



Soluzioni



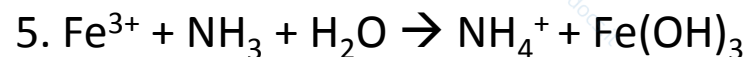
- A. Riconoscimento di specie/ nomenclatura
- B. Bilancio del metallo (Na) $\rightarrow 2\text{NaHCO}_3$
- C. Bilancio del non metallo (C)
- D. Bilancio H e O



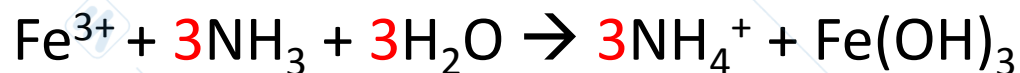
- A. riconoscimento di specie (PCl_5)/ nomenclatura
- B. Bilancio P e Cl : Cl $\rightarrow 5\text{HCl}$
- C. Bilancio H e O



Soluzioni



- A. Riconoscimento di specie / nomenclatura → presenza di ioni!
- B. Bilancio della carica → 3NH_4^+ (3 cariche positive sia nei reagenti che nei prodotti)
- C. Bilancio del metallo (Fe) → ok
- D. Bilancio N → 3NH_3
- E. Bilancio H e O



- A. Riconoscimento di specie / nomenclatura
- B. Bilancio del metallo (K, Al) → ok
- C. Bilancio del non metallo (S) → $3\text{K}_2\text{SO}_4$, ma modifica il bilancio di K, quindi $3\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$
- D. Bilancio H e O



Gruppi → 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

Periodi ↓

Metalli ALCALINO-TERROSI

Metalli di TRANSIZIONE

NON METALLI

ALOGENI

Metalli ALCALINI

METALLI

Tavola periodica degli elementi

1	2											13	14	15	16	17	18
IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1 H 1,01 (2,1)																	2 He 4,00
2 3 Li 6,94 (1,0)	4 Be 9,01 (1,5)											5 B 10,81 (2,0)	6 C 12,01 (2,5)	7 N 14,00 (3,0)	8 O 16,00 (3,5)	9 F 19,00 (4,0)	10 Ne 20,18
3 11 Na 22,99 (0,9)	12 Mg 24,31 (1,2)	III B	IV B	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	13 Al 26,98 (1,5)	14 Si 28,09 (1,8)	15 P 30,97 (2,1)	16 S 32,06 (2,5)	17 Cl 35,45 (3,0)	18 Ar 39,95
4 19 K 39,10 (0,8)	20 Ca 40,08 (1,0)	21 Sc 44,96 (1,3)	22 Ti 47,90 (1,5)	23 V 50,94 (1,6)	24 Cr 52,00 (1,8)	25 Mn 54,94 (1,5)	26 Fe 55,85 (1,8)	27 Co 58,93 (1,8)	28 Ni 58,71 (1,9)	29 Cu 63,54 (1,9)	30 Zn 65,37 (1,6)	31 Ga 69,72 (1,6)	32 Ge 72,59 (1,8)	33 As 74,92 (2,0)	34 Se 78,96 (2,4)	35 Br 79,91 (2,8)	36 Kr 83,80
5 37 Rb 85,47 (1,0)	38 Sr 87,62 (1,2)	39 Y 88,91 (1,2)	40 Zr 91,22 (1,4)	41 Nb 92,91 (1,5)	42 Mo 95,94 (1,8)	43 Tc 98,9 (1,9)	44 Ru 101,07 (2,2)	45 Rh 102,91 (2,2)	46 Pd 106,42 (2,2)	47 Ag 107,87 (1,9)	48 Cd 112,4 (1,7)	49 In 114,82 (1,7)	50 Sn 118,89 (1,8)	51 Sb 121,75 (1,9)	52 Te 127,68 (2,1)	53 I 126,90 (2,5)	54 Xe 131,30
6 55 Cs 132,91 (0,7)	56 Ba 137,34 (0,9)	*57 La 138,91 (1,1)	72 Hf 178,49 (1,3)	73 Ta 180,95 (1,5)	74 W 183,85 (1,7)	75 Re 186,21 (1,9)	76 Os 190,23 (2,2)	77 Ir 192,22 (2,2)	78 Pt 195,09 (2,2)	79 Au 196,97 (2,4)	80 Hg 200,59 (1,9)	81 Tl 204,37 (1,8)	82 Pb 207,19 (1,8)	83 Bi 208,91 (1,9)	84 Po 210	85 At 210	86 Rn (222)
7 87 Fr 223	88 Ra 226	**89 Ac 227	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 266	107 Bh 107	108 Hs 265	109 Mt 266									

Numero atomico z

30
Zn

65,37

(1,6)

Simbolo

Massa atomica (peso atomico)

Elettronegatività (secondo Pauling)

*Lantanidi

58 Ce 140,12	59 Pr 140,907	60 Nd 144,24	61 Pm 146,92	62 Sm 150,35	63 Eu 151,36	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97
--------------------	---------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	--------------------

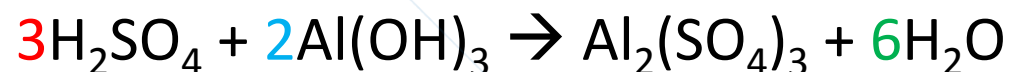
**Attinidi

90 Th 212,038	91 Pa 231,06	92 U 238,03	93 Np 237	94 Pu 242	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 249	99 Es 254	100 Fm 253	101 Md 256	102 No 256	103 Lr 257
---------------------	--------------------	-------------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	------------------	------------------



I rapporti stechiometrici

I coefficienti stechiometrici in una reazione bilanciata indicano in quali rapporti molari reagiscono i composti coinvolti. Nella reazione:



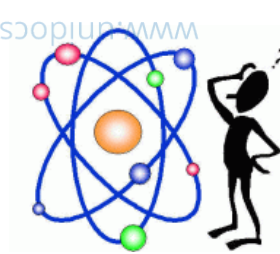
3 moli di acido solforico reagiscono con **2** moli di idrossido di alluminio formando 1 mole di solfato di alluminio e **6** moli di acqua.

Questi rapporti sono fissi per una determinata reazione e permettono quindi di determinare quante moli di un reagente vengono consumate o quante moli di un prodotto formate durante la reazione, anche quando le quantità in moli sono diverse da quelle previste dalla stechiometria della reazione (coefficienti stechiometrici della reazione bilanciata).

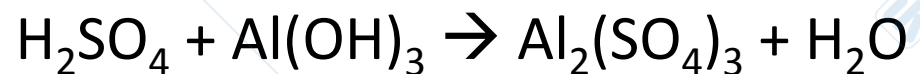
Ad esempio, 1.5 moli di acido solforico reagiranno completamente con 1 mole di idrossido di alluminio, poiché il rapporto tra i reagenti è di **3:2**, e si otterranno 0.5 moli di solfato di alluminio (rapporto **3:1** tra H_2SO_4 e $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) e 3 moli di H_2O (rapporto **3:6**, quindi 1:2, tra H_2SO_4 e H_2O).



Esercizio



1. Data la seguente reazione:

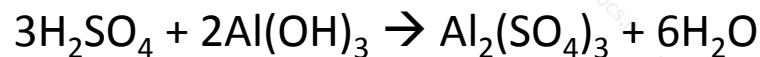


- Calcolare quanti grammi di $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ si ottengono da 68.6 g di H_2SO_4 (si suppone di avere un eccesso di $\text{Al}(\text{OH})_3$)
- Calcolare quanti grammi di H_2O si ottengono



Soluzione

1) Bilancio della reazione



3 moli di acido solforico reagiscono con 2 moli di idrossido di alluminio per dare 1 mole di solfato di alluminio e 6 moli di acqua

2) Calcolo del numero di moli di acido solforico

$$\text{Moli di H}_2\text{SO}_4 = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / \text{MM}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 68.6 \text{ g} / 98.1 \text{ g/mol} = 0.7 \text{ mol}$$

3) Analisi dei rapporti stechiometrici e calcolo delle moli di solfato di alluminio

$$3 \text{ moli H}_2\text{SO}_4 : 1 \text{ mole di Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 0.7 \text{ moli H}_2\text{SO}_4 : X \text{ moli di Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

$$\rightarrow X = 0.23 \text{ moli di Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

4) Calcolo del peso in grammi di solfato di alluminio

$$\text{Grammi Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{MM Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \text{moli Al}_2(\text{SO}_4)_3 =$$

$$[2 \times \text{MM}(\text{Al}) + 3 \times \text{MM}(\text{S}) + 12 \times \text{MM}(\text{O})] \times 0.23 \text{ mol} = 342.3 \text{ g/mol} \times 0.23 \text{ mol} = \mathbf{78.7 \text{ g}}$$

- Calcolare quanti grammi di H₂O si ottengono: **[25.2 g]**



Il reagente limitante

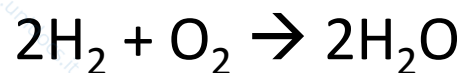
In una reazione chimica irreversibile è detto limitante quel reagente che, esaurendosi per primo, limita sia la quantità di prodotti ottenibili che il totale consumo degli altri reagenti coinvolti.

Per sapere qual è il reagente limitante si calcola per ciascun reagente il numero di moli diviso il coefficiente stechiometrico dello stesso reagente.

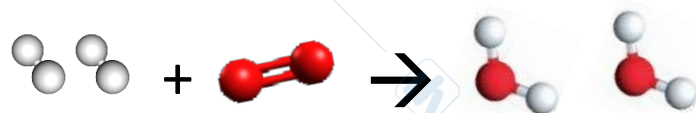
Il reagente che presenterà il numero minore sarà il reagente limitante.



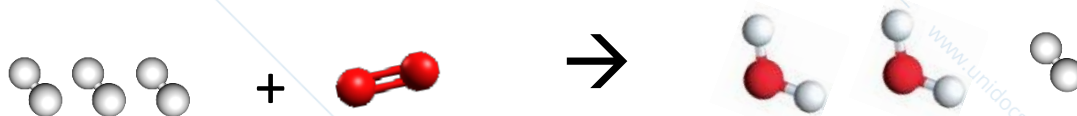
Il reagente limitante



Secondo la stechiometria della reazione 2 molecole (moli) di H_2 reagiscono con 1 molecola (mole) di O_2 per dare 2 molecole (moli) di acqua



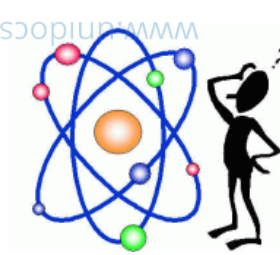
Se sono presenti 3 molecole (moli) di idrogeno e 1 molecola (mole) di ossigeno quante molecole (moli) di acqua si ottengono?



I due atomi di ossigeno nella molecola di O_2 sono sufficienti per reagire con quattro atomi di idrogeno, quindi con due molecole di idrogeno. **Si formano due molecole di acqua.** A fine reazione la terza molecola di idrogeno sarà ancora presente, non avendo potuto reagire perché si è esaurito l'ossigeno. In questo caso **O_2 è il reagente limitante** e determina quante molecole di acqua si formano, mentre **H_2 è il reagente in eccesso.**



Esercizio



- 89.0 g di acido solforico reagiscono con 55.0 g di ossido ferrico. Quanti grammi di solfato ferrico si ottengono?
- Calcolare i grammi di Fe_2O_3 in eccesso (non reagiti).



Soluzione

1) Scrittura e bilanciamento della reazione



2) Calcolo del numero di moli dei reagenti

MM (H_2SO_4) = 98.1 g/mol ; MM (Fe_2O_3) = 159 g/mol

moli (H_2SO_4) = 89.0 (g) / 98.1 (g/mol) = 0.91 mol

moli (Fe_2O_3) = 55.0 (g) / 159 (g/mol) = 0.34 mol

3) Determinazione del reagente limitante attraverso l'analisi dei rapporti molari tra reagenti

Rapporto molare => 3 moli H_2SO_4 reagiscono con 1 mole di Fe_2O_3

Per H_2SO_4 : $0.91 / 3 = 0.30$; Per Fe_2O_3 $\rightarrow 0.34/1=0.34$; $0.34 > 0.30 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ è in eccesso, quindi il reagente limitante è H_2SO_4

4) Analisi dei rapporti molari tra reagenti e prodotti e calcolo delle moli di prodotto

Le moli di prodotto si calcolano partendo dalle moli del reagente limitante!

Proporzione: 3 moli H_2SO_4 : 1 mole $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ = 0.91 moli H_2SO_4 : X moli $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

X = 0.30 mol ; MM $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ = 399.9 g/mol; \rightarrow g $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ = 0.30 x 399.9 = **120.8 g**

▪ Calcolo dei g di Fe_2O_3 residui

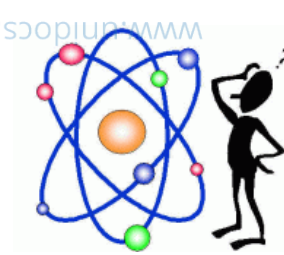
3 mol H_2SO_4 : 1 mol Fe_2O_3 = 0.91 mol H_2SO_4 : x mol $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow x = 0.30$ mol Fe_2O_3 reagite

0.34 mol Fe_2O_3 (totali) – 0.30 mol Fe_2O_3 (reagite) = 0.04 mol Fe_2O_3 (eccesso)

Grammi Fe_2O_3 (eccesso) = 0.04 x 159.6 g/mol = **6.4 g**



Esercizio

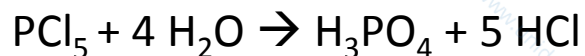


450 g pentacloruro di fosforo reagiscono con 150 g acqua per dare acido fosforico e acido cloridrico. Calcolare quanti grammi di acido si ottengono.



Soluzione

1) Scrittura e bilanciamento della reazione



2) Calcolo del numero di moli dei reagenti

MM (PCl_5) = 208 g/mol; MM (H_2O) = 18 g/mol;

Moli (PCl_5) = 450 g / 208 (g/mol) = 2.16 mol

Moli (H_2O) = 150 g / 18 (g/mol) = 8.33 mol

3) Analisi dei rapporti molari tra reagenti e determinazione del reagente limitante

$\text{PCl}_5 : \text{H}_2\text{O} = 1 : 4$

Per H_2O 8.33 : 4 = **2.08**; per PCl_5 2.16/1 = **2.16**;

2.08 < 2.16 \rightarrow il reagente limitante è H_2O

4) Analisi dei rapporti molari tra reagenti e prodotti e calcolo delle moli di acido

(Calcolo a partire dalle moli del reagente limitante ($\text{H}_2\text{O} = 2.08$ moli))

Rapporti molari \rightarrow 4 moli H_2O : 1 mole $\text{H}_3\text{PO}_4 = 2.08$ moli H_3PO_4

MM $\text{H}_3\text{PO}_4 = 98.00$ g/mol

g $\text{H}_3\text{PO}_4 = 98.00$ (g/mol) x 2.08 mol = **203.84 g**

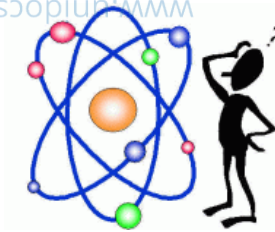
MM $\text{HCl} = 36.45$ g/mol

Rapporti molari \rightarrow 4 moli H_2O : 5 moli $\text{HCl} = 8.33$ moli H_2O : x moli HCl

x = 5 * 8.33 / 4 = 10.4 mol $\text{HCl} \rightarrow$ g $\text{HCl} = 36.45$ (g/mol) x 10.4 mol = **379 g**



Esercizio

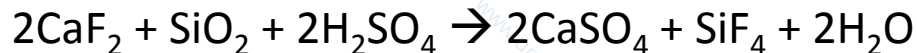


4.5 g di fluoruro di calcio reagiscono con 7 g di silice in presenza di un eccesso di acido solforico producendo solfato di calcio, tetrafluoruro di silicio e acqua. Calcolare la massa di tutti i prodotti ottenuti.



Soluzione

1) Scrittura e bilanciamento della reazione



2) Calcolo del numero di moli dei reagenti

MM (CaF_2) = 78.08 g/mol; MM (SiO_2) = 60.09 g/mol;

Moli (CaF_2) = 4.5 g / 78.08 (g/mol) = 0.0576 mol

Moli (SiO_2) = 7 g / 60.09 (g/mol) = 0.116 mol

3) Analisi dei rapporti molari tra reagenti e determinazione del reagente limitante

$\text{CaF}_2 : \text{SiO}_2 = 2 : 1$

Per CaF_2 $0.0576 : 2 = \mathbf{0.0288}$; per SiO_2 $0.116/1 = 0.116$;

$0.0288 < 0.116 \rightarrow$ il reagente limitante è CaF_2

4) Analisi dei rapporti molari tra reagenti e prodotti e calcolo delle moli di prodotti

(Calcolo a partire dalle moli del reagente limitante ($\text{CaF}_2 = 0.0576$ moli))

Rapporti molari:

$2 \text{ moli } \text{CaF}_2 : 2 \text{ moli } \text{CaSO}_4 = 0.0576 \text{ moli } \text{CaF}_2 : x \text{ moli } \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{mol } \text{CaSO}_4 = 0.0576$

$2 \text{ moli } \text{CaF}_2 : 1 \text{ mole } \text{SiF}_4 = 0.0576 \text{ moli } \text{CaF}_2 : x \text{ moli } \text{SiF}_4 \rightarrow \text{mol } \text{SiF}_4 = 0.0288$

$2 \text{ moli } \text{CaF}_2 : 2 \text{ moli } \text{H}_2\text{O} = 0.0576 \text{ moli } \text{CaF}_2 : x \text{ moli } \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{mol moli } \text{H}_2\text{O} = 0.0576$

MM $\text{CaSO}_4 = 136.08$ g/mol, g $\text{CaSO}_4 = 136.08$ (g/mol) x 0.0576 (mol) = **7.84 g**

MM $\text{SiF}_4 = 104.09$ g/mol, g $\text{SiF}_4 = 104.09$ (g/mol) x 0.0288 (mol) = **3.00 g**

MM $\text{H}_2\text{O} = 18.02$ g/mol, g $\text{H}_2\text{O} = 18.02$ (g/mol) x 0.0576 (mol) = **1.04 g**



Esercizio



6 grammi di carbonato di calcio vengono trattati con acido cloridrico (in eccesso) formando CO_2 (g) secondo la reazione:



Il gas viene fatto gorgogliare in una soluzione acquosa di cloruro di bario e si forma carbonato di bario secondo la reazione:

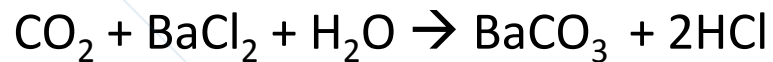


Quanti grammi di BaCO_3 ottengo? (BaCl_2 in eccesso; resa 100 %)



Soluzione

1) Bilancio le due equazioni:



2) Analisi dei rapporti molari

da 1 mole di $\text{CaCO}_3 \rightarrow 1$ mole di $\text{CO}_2 \rightarrow 1$ mole di BaCO_3

3) Calcolo del numero di moli

MM (CaCO_3) = 100 g/mole; MM (BaCO_3) = 197.3 g/mole

moli CaCO_3 = moli BaCO_3 = 6 (g) / 100 (g/mole) = 0.06 moli

4) Calcolo dei grammi di BaCO_3

g BaCO_3 = 0.06 moli x 197.3 (g/mole) = **11.8 g**



Esercizio

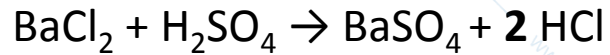


Data la reazione tra 500 g di cloruro di bario e 100 g di acido solforico con produzione di solfato di bario e acido cloridrico calcolare quanti grammi di solfato di bario si formano. Calcolare inoltre quale dei due reagenti non reagisce completamente ed in che quantità (in g) si trova al termine della reazione.



Soluzione

1) Scrittura e bilanciamento della reazione



2) Calcolo del numero di moli dei reagenti

MM (H_2SO_4) = 98.1 g/mol ; MM (BaCl_2) = 208.2 g/mol

moli (H_2SO_4) = 100 (g) / 98.1 (g/mol) = 1.02 mol

moli (BaCl_2) = 500 (g) / 208.2 (g/mol) = 2.40 mol

3) Determinazione del reagente limitante attraverso l'analisi dei rapporti molari tra reagenti

Rapporto molare => 1 mole di BaCl_2 reagisce con 1 mole di H_2SO_4

Per H_2SO_4 : 1.02 / 1 = 1.02; Per BaCl_2 → 2.40/1 = 2.40; 2.40 > 1.02 → BaCl_2 è in eccesso, quindi il reagente limitante è H_2SO_4

4) Analisi dei rapporti molari tra reagenti e prodotti e calcolo delle moli di prodotto

Le moli di prodotto si calcolano partendo dalle moli del reagente limitante!

Proporzione: 1 mole H_2SO_4 : 1 mole BaSO_4 = 1.02 moli H_2SO_4 : x moli BaSO_4

x = 1.02 mol ; MM BaSO_4 = 233.4 g/mol; → g BaSO_4 = 1.02 x 233.4 = **238 g**

▪ Calcolo della quantità di BaCl_2 residuo

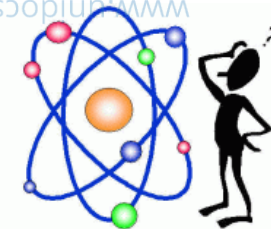
1 mol H_2SO_4 : 1 mol BaCl_2 = 1.02 mol H_2SO_4 : x mol BaCl_2 → x = 1.02 mol BaCl_2 reagite
2.40 mol (totali) – 1.02 mol (BaCl_2 reagito) = 1.38 mol BaCl_2 (eccesso)

Grammi BaCl_2 (eccesso) = 1.38 x 208.2 g/mol = **287.3 g**

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Esercizio



Nella reazione tra cloruro di calcio e 17.8 g di fosfato di litio, si formano fosfato di calcio e 11.9 g di cloruro di litio.

-Qual è il reagente limitante?

-Considerando solo i prodotti di reazione, calcolare le moli di ogni elemento presente.



Soluzione

1) Scrittura e bilanciamento della reazione



2) Calcolo del numero di moli del prodotto

$$\text{MM} (\text{LiCl}) = 42.4 \text{ g/mol};$$

$$\text{Moli} (\text{LiCl}) = 11.9 \text{ g} / 42.4 \text{ (g/mol)} = 0.28 \text{ mol}$$

3) Analisi dei rapporti molari tra reagenti e prodotti e determinazione delle moli di reagenti consumate

$$\text{LiCl}:\text{CaCl}_2 = 6:3 \rightarrow 2:1$$

$$\text{LiCl}:\text{Li}_3\text{PO}_4 = 6:2 \rightarrow 3:1$$

$$6 \text{ moli LiCl} : 3 \text{ moli CaCl}_2 = 0.28 \text{ moli LiCl} : x \text{ moli CaCl}_2 \rightarrow \text{mol CaCl}_2 = 0.14$$

$$6 \text{ moli LiCl} : 2 \text{ moli Li}_3\text{PO}_4 = 0.28 \text{ moli LiCl} : x \text{ moli Li}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{mol Li}_3\text{PO}_4 = 0.094$$

4) Confronto moli di reagente totali con moli di reagente consumate e determinazione del reagente limitante

$$\text{Moli} (\text{Li}_3\text{PO}_4) = 17.8 \text{ g} (\text{Li}_3\text{PO}_4) / \text{MM} (\text{Li}_3\text{PO}_4) = 17.8 \text{ g Li}_3\text{PO}_4 / 115.8 \text{ g/mol} = 0.154$$

Moli totali > moli consumate \rightarrow Li_3PO_4 è in eccesso. **CaCl_2 è quindi il reagente limitante** e ne erano presenti 0.094 mol perché ha reagito completamente.

5) Determinazione del numero di moli di ciascun elemento nei prodotti

0.28 mol di LiCl (già noto) \rightarrow **0.28 mol di Li** e **0.28 mol di Cl**

$$6 \text{ moli LiCl} : 1 \text{ mole Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 0.28 \text{ moli LiCl} : x \text{ moli Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 0.047$$

$$0.047 \text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow 3 \times 0.047 = \mathbf{0.14 \text{ mol Ca}}, 0.047 \text{ mol} \times 2 = \mathbf{0.094 \text{ mol P}},$$

$$8 \times 0.047 = \mathbf{0.376 \text{ mol O}}$$

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



La resa

Una reazione può portare alla **formazione di una quantità di prodotti inferiore rispetto a quella prevista dalla stechiometria di reazione.**

In questo caso si parla di **RESA**.

La resa si può indicare rispetto ad un reagente oppure rispetto alla reazione.

$$\text{RESA \%} = 100 * \text{grammi ottenuti} / \text{grammi teorici}$$

Grammi teorici: quelli calcolati dalla stechiometria della reazione.

Esercizio precedente (slide 26):

68.6 g di H_2SO_4 reagiscono con un eccesso di $\text{Al}(\text{OH})_3$ e danno 69.2 g di $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Calcolare la resa.

→ Calcolo grammi teorici di $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (procedimento esercizio precedente) = 78.7 g

$$\rightarrow \text{Resa} = 100 \times 69.2 \text{ (g ottenuti)} / 78.7 \text{ (g teorici)} = 88 \%$$



Esercizio

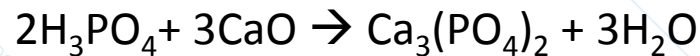


L'acido fosforico reagisce con l'ossido di calcio formando fosfato di calcio e acqua. Quanti grammi di sale si formano da 21.5 grammi di acido se la resa è pari a 82 %? (si suppone un eccesso di CaO)



Soluzione

1) Scrittura e bilanciamento della reazione



2) Calcolo del numero di moli dei reagenti

$$\text{MM} (\text{H}_3\text{PO}_4) = 98.0 \text{ g/mol};$$

$$\text{Moli} (\text{H}_3\text{PO}_4) = 21.5 \text{ g} / 98.0 \text{ (g/mol)} = 0.219 \text{ mol}$$

3) Analisi dei rapporti molari tra reagenti e prodotti e calcolo delle moli di sale

$$\text{Rapporti molari} \rightarrow 2 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4 : 1 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 0.219 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4 : x \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

$$\text{mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 0.219 \times 1 / 2 = 0.110 \text{ mol}$$

$$\text{MM } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310.3 \text{ g/mol}$$

$$\text{g teorici } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310.3 \text{ (g/mol)} \times 0.110 \text{ mol} = 34.0 \text{ g}$$

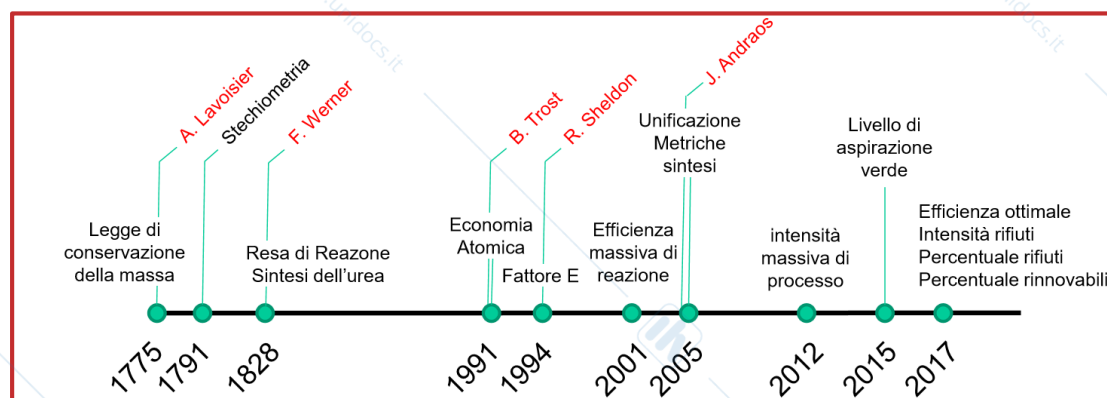
4) Calcolo della massa di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ottenuta

$$82 \times 34.0 \text{ g} / 100 = 27.9 \text{ g}$$



Resa di una reazione e sostenibilità chimica

La resa % è l'indicatore di efficienza di una reazione più 'antico'.



Evoluzione temporale degli indicatori di metrica verde

J. Andraos, Reaction Green Metrics, CRC Press, 2019

Un altro indicatore di efficienza di una reazione, l'economia atomica (AE), tiene conto di quanti atomi dei reagenti vengono inglobati nel prodotto di interesse.

$$AE = \frac{\text{MM del prodotto}}{\text{MM dei reagenti}}$$

Es. reazione esercizio precedente

$$AE \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = (310.3 \text{ g/mol}) / (364 \text{ g/mol}) = 0.827$$

Metriche più complesse cercano di tenere conto dell'intero processo, considerando:

- Generazione di scarti e loro pericolosità
- Consumo energetico
- Presenza di stadi di purificazione
- Presenza di co-prodotti utilizzabili/benigni
- Uso di solventi e loro tipologia
- ...

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Corso di **SOSTENIBILITÀ CHIMICA DI PROCESSI E MATERIALI**

Prof. Francesco Geobaldo

A.A. 2021/2022

Chiara Novara

chiara.novara@polito.it

Tel: 011 – 090 4713



Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2020/2021

Configurazioni elettroniche



Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2020/2021



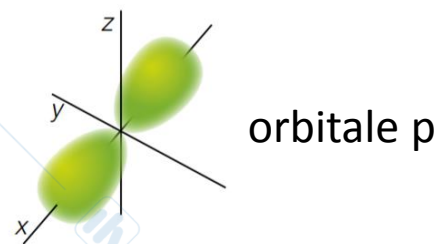
Distribuzione degli elettroni in un atomo

Nel 1923, il fisico Erwin Schrödinger pose le basi per lo sviluppo della teoria del modello atomico ad orbitali. **Gli elettroni all'interno di un atomo si dispongono in stati energetici ben precisi che sono descritti dagli orbitali atomici.**



Erwin Schrödinger

Un **orbitale atomico** è una regione di spazio tridimensionale intorno al nucleo nella quale si ha un'elevata probabilità di trovare un elettrone. Ogni orbitale è caratterizzato da una determinata energia, forma e orientazione nello spazio, definite da un insieme di numeri, detti **numeri quantici**.



I numeri quantici

Ogni orbitale possiede una forma caratteristica e una determinata energia. La dimensione, l'orientamento e la forma di questi orbitali sono descritti dai **numeri quantici**.

I numeri quantici:

Numero quantico principale (n) = 1, 2, ...



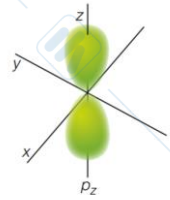
definisce il **livello energetico** o il guscio

Numero quantico secondario (l) = da 0 a $(n-1)$

definisce la **forma**

Numero quantico magnetico (m) = da $-l$ a $+l$

definisce l'**orientazione** nello spazio

			
	1	2	2
possibili l:	0 ↓	0, 1 ↓	0, 1 ↓
	0	0	1
possibili m:	0 ↓	0 ↓	-1, 0, +1 ↓
	0	0	-1



Il numero quantico principale

Il numero quantico principale **definisce il livello energetico e la dimensione degli orbitali**. Può assumere solo valori interi (1,2,3,...) e crescendo gli orbitali diventano più grandi, aumenta la loro energia e gli elettroni sono più distanti dal nucleo. Il numero max di elettroni presenti nel livello è pari a $2 \cdot n^2$ (es. $n=1 \rightarrow 2 e^-$ $n=2 \rightarrow 8 e^-$)

I numeri quantici:

Numero quantico principale (n) = 1, 2, ...



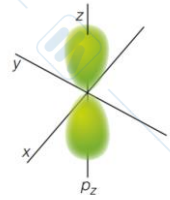
definisce il **livello energetico** o il guscio

Numero quantico secondario (l) = da 0 a (n-1)

definisce la **forma**

Numero quantico magnetico (m) = da -l a +l

definisce l'**orientazione** nello spazio

			
	1	2	2
possibili l:	0 ↓	0, 1 ↓	0, 1 ↓
	0	0	1
possibili m:	0 ↓	0 ↓	-1, 0, +1 ↓
	0	0	-1



Il numero quantico secondario

Il numero quantico secondario **definisce la forma degli orbitali**. Se il numero quantico principale n indica i livelli elettronici, il numero quantico secondario l corrisponde ai sottolivelli.

I numeri quantici:

Numero quantico principale (n) = 1, 2, ...



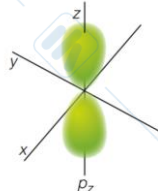
definisce il **livello energetico** o il guscio

Numero quantico secondario (l) = da 0 a ($n-1$)

definisce la **forma**

Numero quantico magnetico (m) = da $-l$ a $+l$

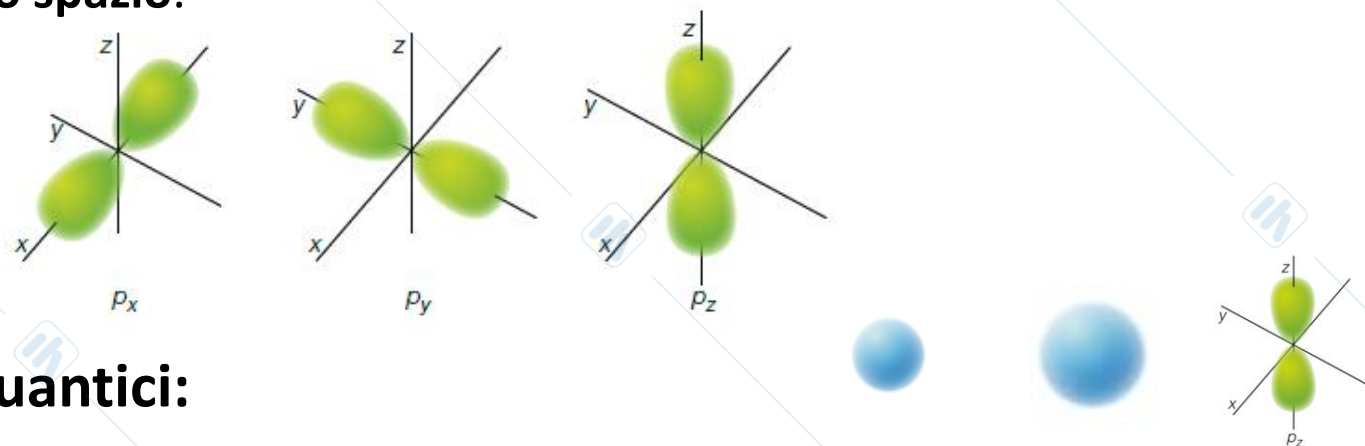
definisce l'**orientazione** nello spazio

			
	1	2	2
possibili l :	0 ↓	0, 1 ↓	0, 1 ↓
	s 0	s 0	p 1
possibili m :	0 ↓	0 ↓	-1, 0, +1 ↓
	0	0	-1



Il numero quantico magnetico

Il numero quantico magnetico indica l'orientazione di un dato orbitale nello spazio.



I numeri quantici:

Numero quantico principale (n) = 1, 2, ...
 definisce il **livello energetico** o il guscio

Numero quantico secondario (l) = da 0 a (n-1)
 definisce la **forma**

Numero quantico magnetico (m) = da -l a +l
 definisce l'**orientazione** nello spazio

	1	2	2
possibili l:	0 ↓	0, 1 ↓	0, 1 ↓
	0	0	1
possibili m:	0 ↓	0 ↓	-1, 0, +1 ↓
	0	0	-1



Gli orbitali atomici

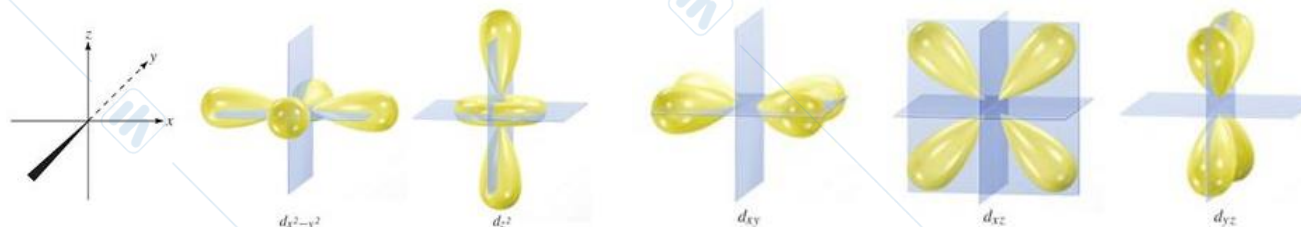
Energia

$n = 4,$
 $l = 3$



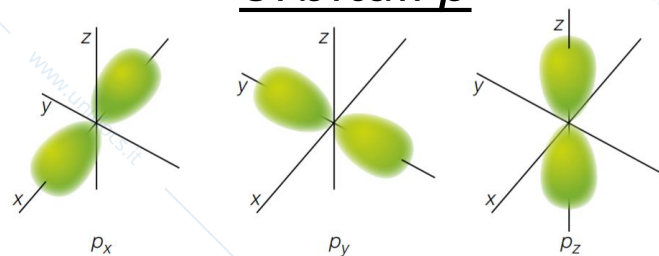
orbitali f

$n = 3,$
 $l = 2$



orbitali d

$n = 2, l = 1$



orbitali p

$n = 1, l = 0$



orbitali s

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022

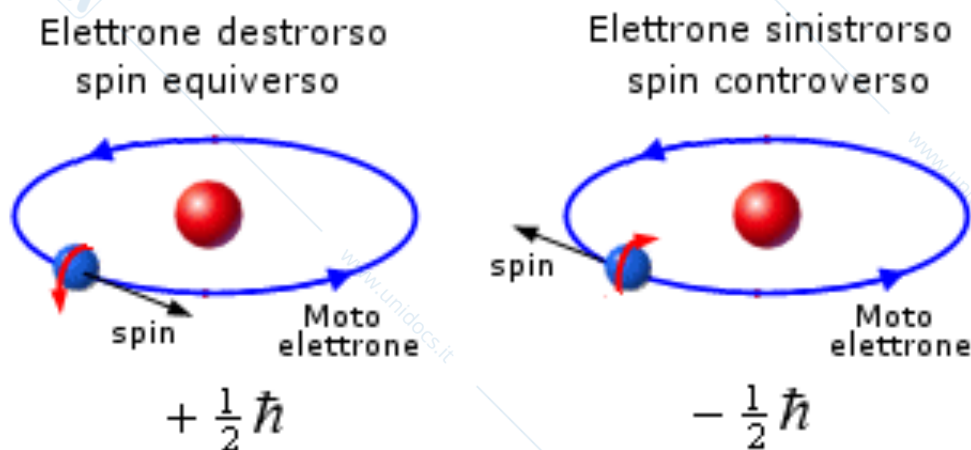


Il numero quantico di spin

I numeri quantici n , l e m di un elettrone indicano il tipo di orbitale atomico che occupa. Tuttavia esiste un quarto numero quantico:

Numero quantico di spin, $(m_s) = +1/2$ o $-1/2$

Legato alla rotazione dell'elettrone sul proprio asse



Principio di esclusione di Pauli

In un atomo non possono esistere due elettroni con gli stessi 4 n° quantici
Se due elettroni hanno uguali numeri quantici n , l e m essi hanno diverso numero quantico di spin.



Elettroni con uguale n° quantico di spin si dicono a SPIN PARALLELO
Elettroni con diverso n° quantico di spin si dicono a SPIN ANTIPARALLELO

**Ogni orbitale può contenere al massimo
due elettroni aventi spin antiparallelo**



Due elettroni con spin antiparalleli sono indicati da due frecce con verso opposto e possono occupare lo stesso orbitale

NO



Due elettroni con spin paralleli sono indicati da due frecce con lo stesso verso e non possono occupare lo stesso orbitale

Notazione spdf o spettroscopica

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022

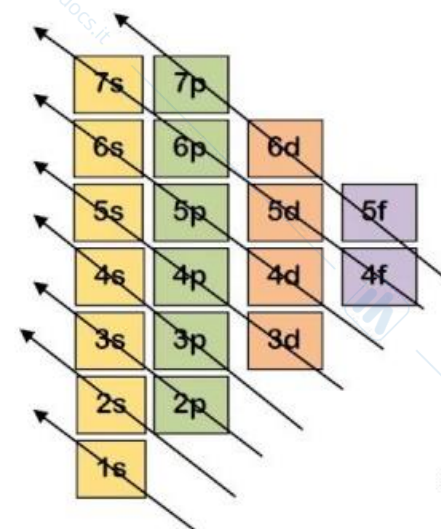


Configurazione elettronica

E' la rappresentazione della disposizione degli elettroni di un atomo

PRINCIPIO DELL' AUFBAU o «costruzione»

La configurazione elettronica dello stato fondamentale di un elemento si può costruire **inserendo ciascun elettrone in orbitali di energia progressivamente crescente**. (l'ordine di energia si può stimare sommando i numeri quantici n ed l). + **principio di esclusione di Pauli e regola di Hund**



Ne risulta l'ordine di riempimento:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d

RAPPRESENTAZIONE DELLA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA



n = n° quantico principale (livello)

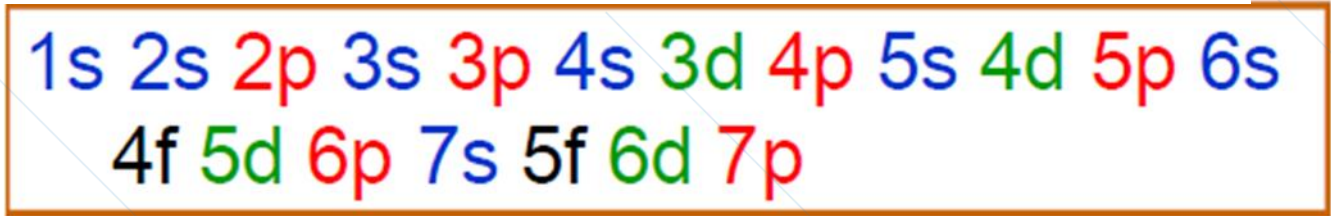
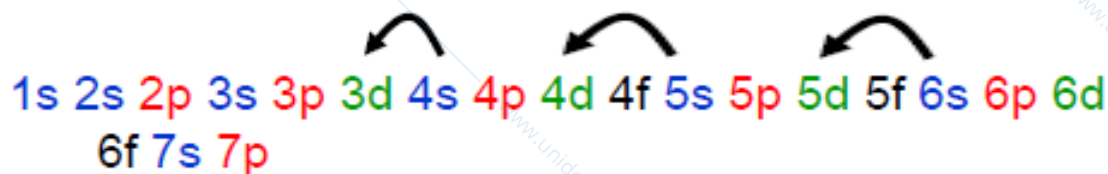
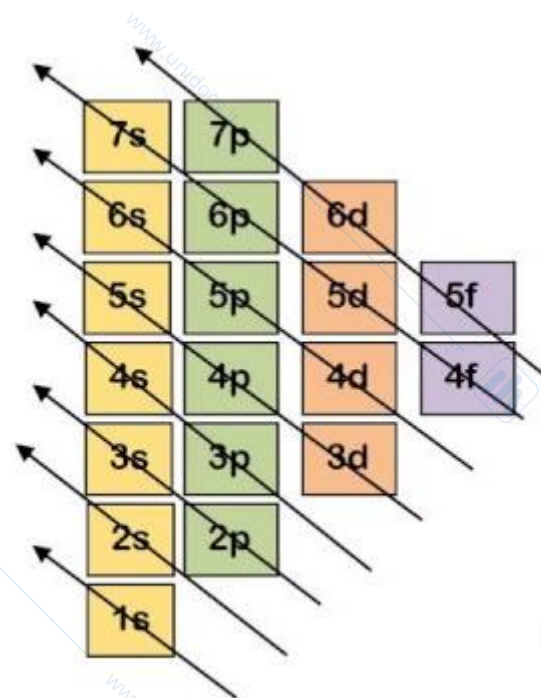
l = n° quantico secondario (forma)

x = n° di elettroni negli orbitali definiti da n e l



Sequenza di riempimento

A partire da $n = 3$ le energie degli orbitali aventi valori diversi di n possono avere valori molto simili o addirittura si possono avere delle inversioni, per cui per esempio l'energia dell'orbitale $3d$ è superiore a quella dell'orbitale $4s$



Configurazioni elettroniche: come si rappresentano?

nl^x

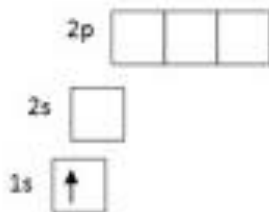
$n = n^\circ$ quantico principale

$l = n^\circ$ quantico secondario

$x = n^\circ$ di elettroni negli orbitali definiti da n e l

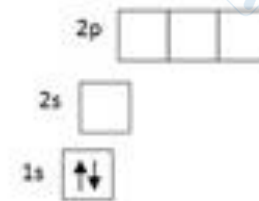
H - Idrogeno **Z=1**

configurazione elettronica:
 $1s^1$



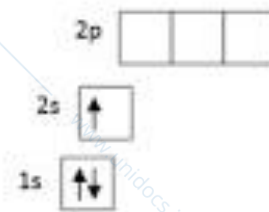
He - Elio **Z=2**

configurazione elettronica:
 $1s^2$



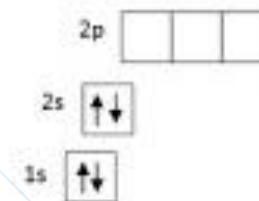
Li - Litio **Z=3**

configurazione elettronica:
 $1s^2 2s^1$
o $[\text{He}] 2s^1$



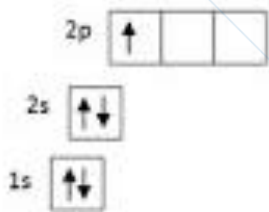
Be - Berillio **Z=4**

configurazione elettronica:
 $1s^2 2s^2$
o $[\text{He}] 2s^2$



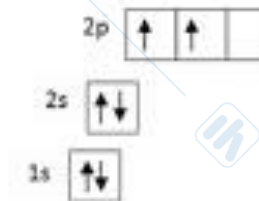
B - Boro **Z=5**

configurazione elettronica:
 $1s^2 2s^2 2p^1$
o $[\text{He}] 2s^2 2p^1$

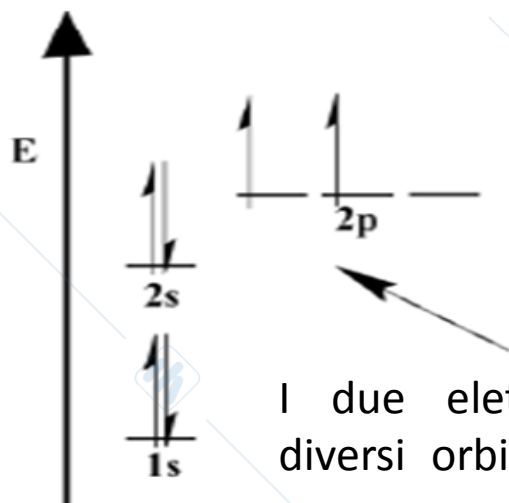


C - Carbonio **Z=6**

configurazione elettronica:
 $1s^2 2s^2 2p^2$
o $[\text{He}] 2s^2 2p^2$



Regola di Hund: principio di massima molteplicità



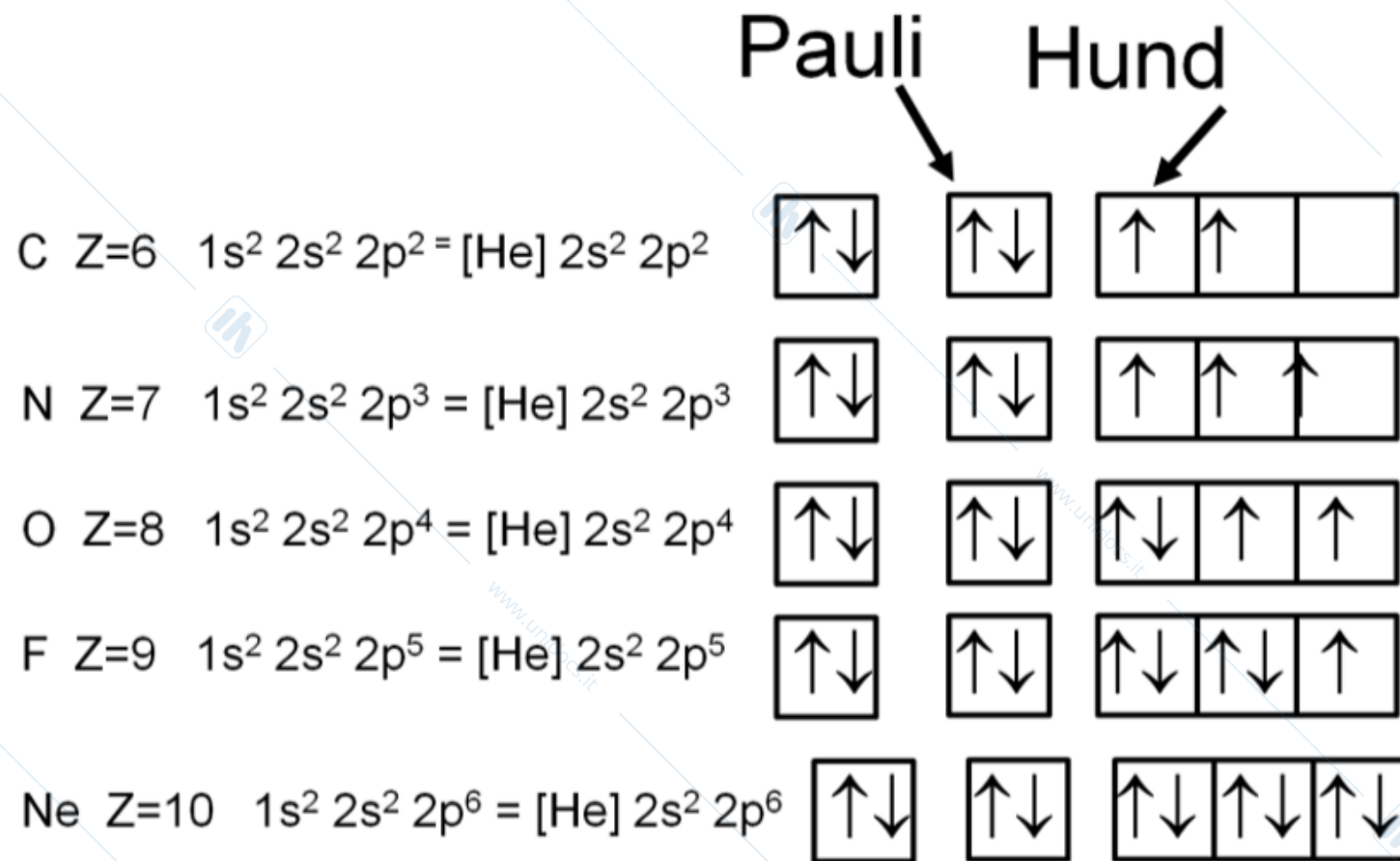
I due elettroni occupano diversi orbitali p, invece di occuparne uno solo



Per gli elementi successivi al B nella Tavola Periodica iniziano ad essere occupati gli orbitali p, che costituiscono un gruppo di orbitali degeneri (a pari energia). **Gli elettroni si dispongono in modo da occupare il massimo numero di orbitali, per minimizzare la repulsione elettrone-elettrone.**

Tutti gli orbitali di un certo sottolivello vengono occupati prima che gli elettroni inizino ad accoppiarsi.

Regola di Hund: principio di massima molteplicità



Gruppi → 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

Periodi ↓

Metalli
ALCALINO-TERROSI

ALOGENI

Metalli
ALCALINI

Tavola periodica degli
elementi

NON METALLI

VIIIA

Metalli
di TRANSIZIONE

METALLI

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1 H 1,01 (2,1)																	2 He 4,00
2 Li 6,94 (1,0)	4 Be 9,01 (1,5)											5 B 10,81 (2,0)	6 C 12,01 (2,5)	7 N 14,00 (3,0)	8 O 16,00 (3,5)	9 F 19,00 (4,0)	10 Ne 20,18
3 Na 22,99 (0,9)	12 Mg 24,31 (1,2)											13 Al 26,98 (1,5)	14 Si 28,09 (1,8)	15 P 30,97 (2,1)	16 S 32,06 (2,5)	17 Cl 35,45 (3,0)	18 Ar 39,95
4 K 39,10 (0,8)	20 Ca 40,08 (1,0)	21 Sc 44,96 (1,3)	22 Ti 47,90 (1,5)	23 V 50,94 (1,6)	24 Cr 52,00 (1,8)	25 Mn 54,94 (1,5)	26 Fe 55,85 (1,8)	27 Co 58,93 (1,8)	28 Ni 58,71 (1,9)	29 Cu 63,54 (1,9)	30 Zn 65,37 (1,6)	31 Ga 69,72 (1,6)	32 Ge 72,59 (1,8)	33 As 74,92 (2,0)	34 Se 78,96 (2,4)	35 Br 79,91 (2,8)	36 Kr 83,80
5 Rb 85,47 (0,8)	38 Sr 87,62 (1,0)	39 Y 88,91 (1,2)	40 Zr 91,22 (1,4)	41 Nb 92,91 (1,5)	42 Mo 95,94 (1,8)	43 Tc 98,9 (1,9)	44 Ru 101,07 (2,2)	45 Rh 102,91 (2,2)	46 Pd 106,42 (2,2)	47 Ag 107,87 (1,9)	48 Cd 112,4 (1,7)	49 In 114,82 (1,7)	50 Sn 118,89 (1,8)	51 Sb 121,75 (1,9)	52 Te 127,68 (2,1)	53 I 126,90 (2,5)	54 Xe 131,30
6 Cs 132,91 (0,7)	56 Ba 137,34 (0,9)	*57 La 138,91 (1,1)	72 Hf 178,49 (1,3)	73 Ta 180,95 (1,5)	74 W 183,85 (1,7)	75 Re 186,21 (1,9)	76 Os 190,23 (2,2)	77 Ir 192,22 (2,2)	78 Pt 195,09 (2,2)	79 Au 196,97 (2,4)	80 Hg 200,59 (1,9)	81 Tl 204,37 (1,8)	82 Pb 207,19 (1,8)	83 Bi 208,91 (1,9)	84 Po 210	85 At 210	86 Rn (222)
7 Fr 223	88 Ra 226	**89 Ac 227	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 266	107 Bh 268	108 Hs 265	109 Mt 266									

Numero atomico z

30
Zn

Simbolo

65,37
Massa atomica (peso atomico)

Elettronegatività
(secondo Pauling)

*Lantanidi

58 Ce 140,12	59 Pr 140,907	60 Nd 144,24	61 Pm 146,92	62 Sm 150,35	63 Eu 151,36	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97
--------------------	---------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	--------------------

**Attinidi

90 Th 232,038	91 Pa 231,06	92 U 238,03	93 Np 237	94 Pu 242	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 249	99 Es 254	100 Fm 253	101 Md 256	102 No 256	103 Lr 257
---------------------	--------------------	-------------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	------------------	------------------



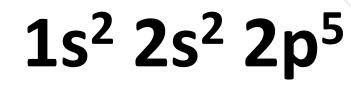
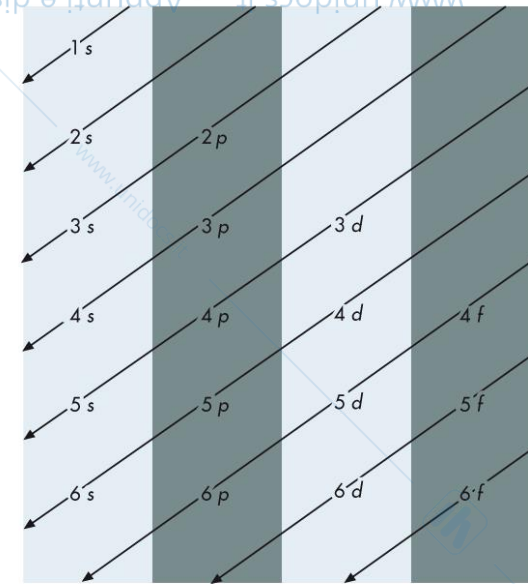
Esercizio

Determinare la configurazione elettronica dei seguenti atomi:
F, K, Si, P, Ti, Fe, Zn, Ga, Br.



Soluzione

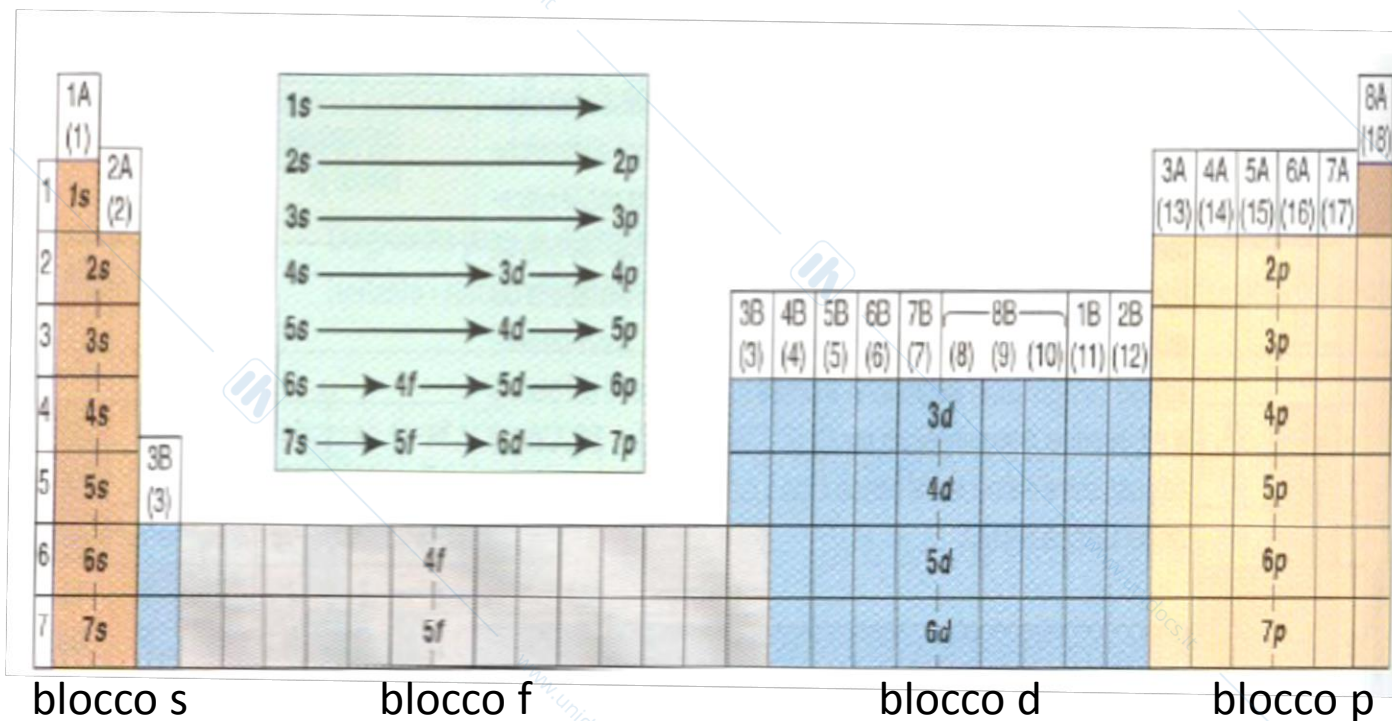
F **Z = 9**



Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Relazione tra configurazioni elettroniche e tavola periodica



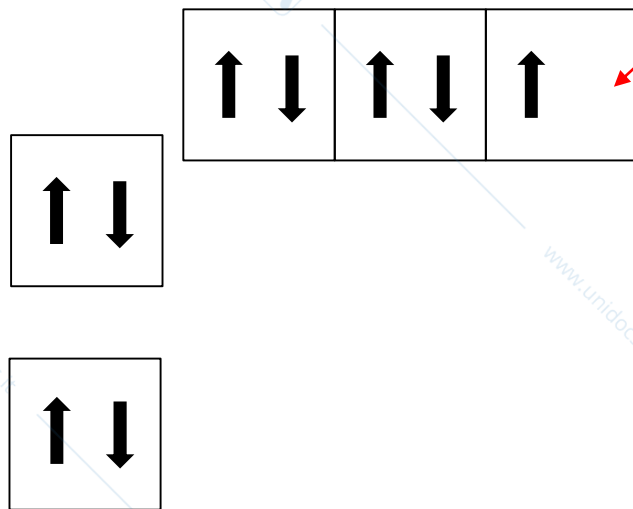
Notare che:

La configurazione elettronica di un elemento appartenente a un determinato blocco termina con l'ultimo elettrone nel tipo di orbitale da cui il blocco prende il nome. Es. Na si trova nel blocco s. La configurazione elettronica è $[\text{Ne}] 3s^1$, quindi come previsto l'ultimo orbitale occupato è di tipo s.

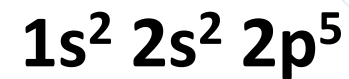


Configurazione elettronica e n.o.

F Z = 9



Manca **un solo elettrone** per raggiungere la **configurazione elettronica del Ne!** Il F tende a formare anioni monoatomici con carica -1 e quindi ad assumere n.o. -1.

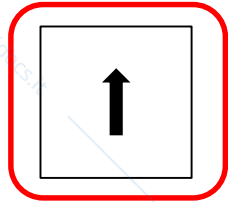


Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022

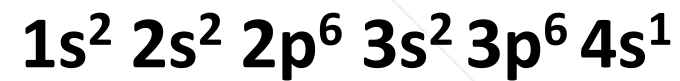
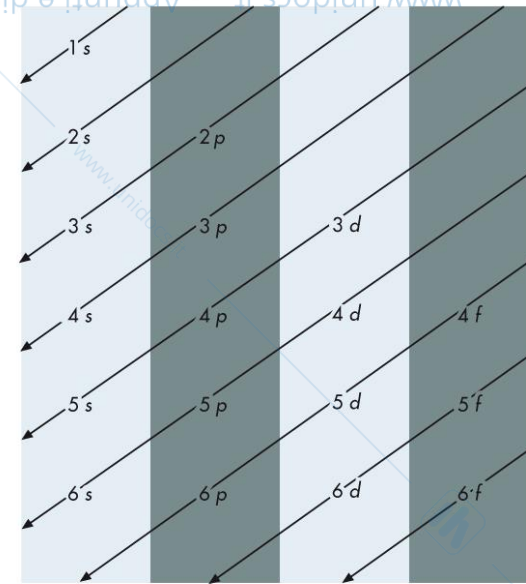
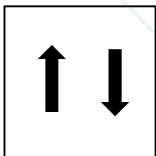
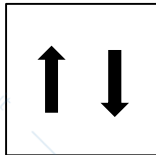
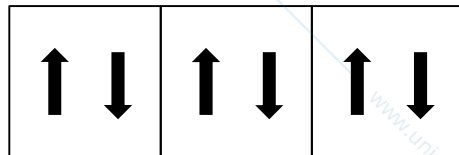
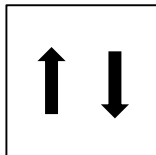
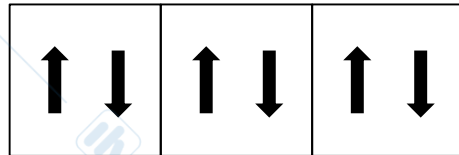


Soluzione

K **Z = 19**

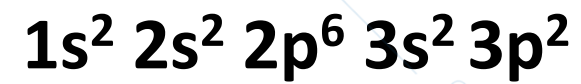
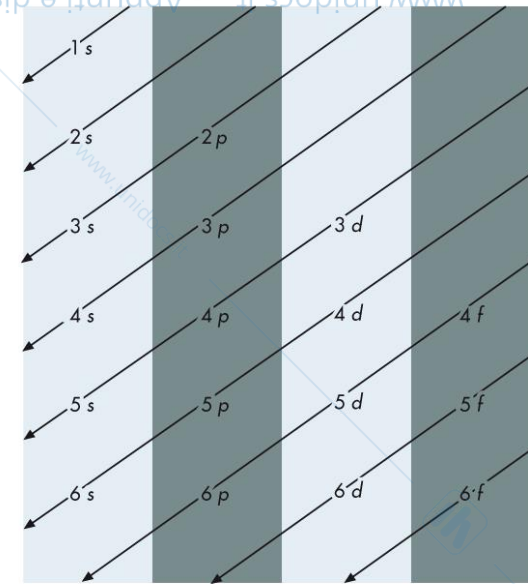
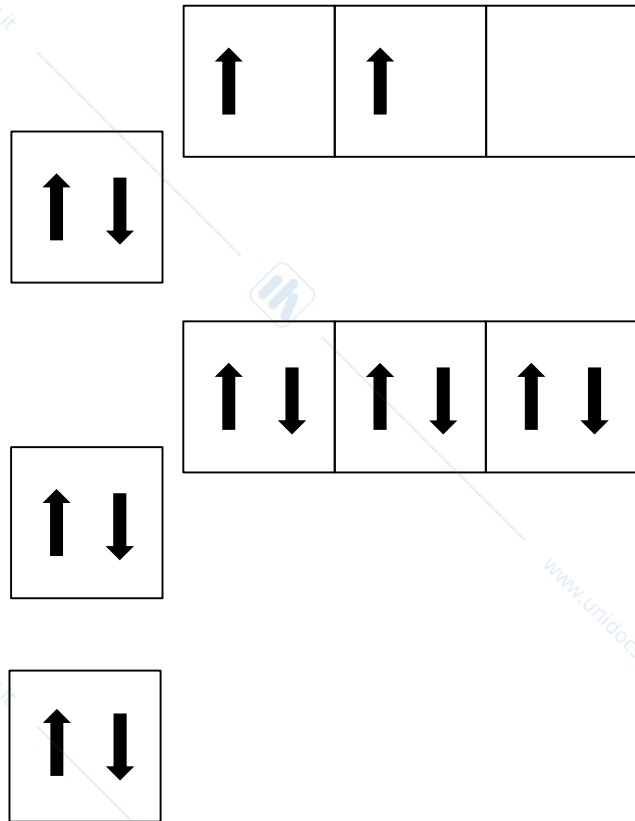


Rimuovendo l'elettrone si raggiunge la **configurazione elettronica dell'Ar!** Il K tende a formare cationi monoatomici con carica +1 e quindi ad assumere n.o. + 1.



Soluzione

Si $Z = 14$

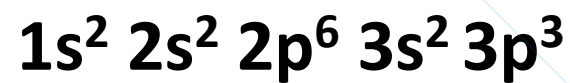
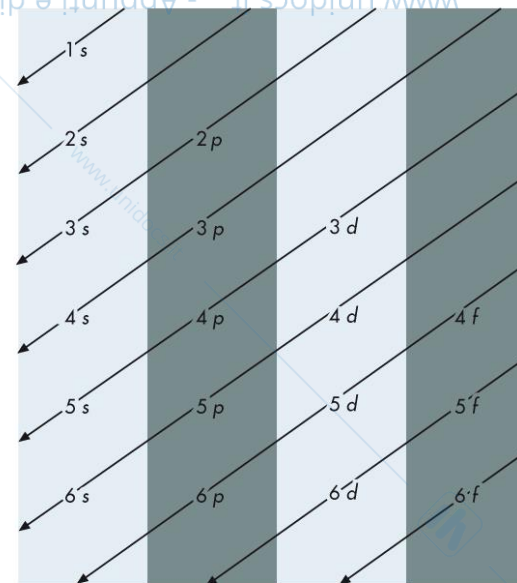
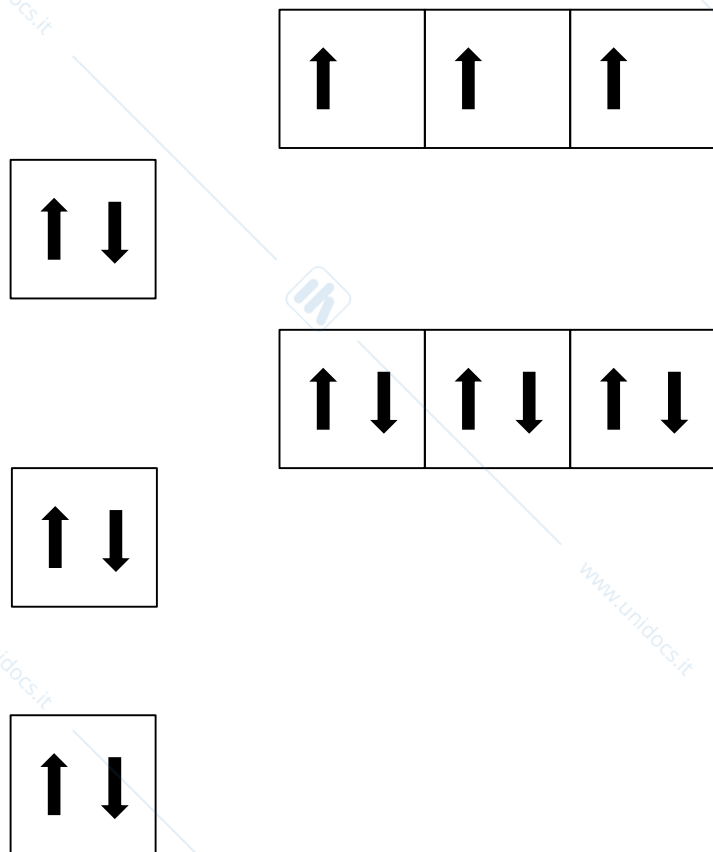


Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



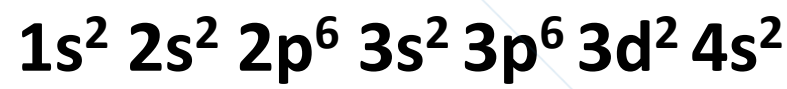
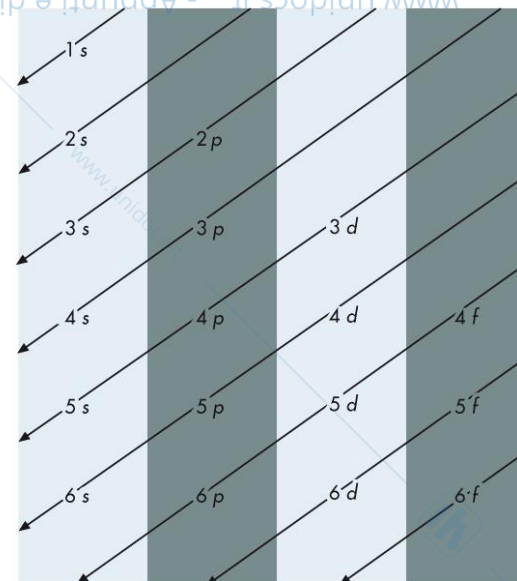
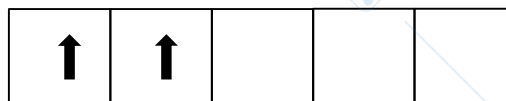
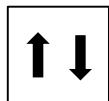
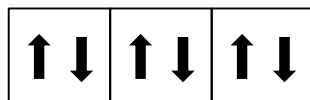
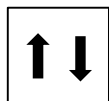
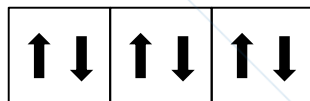
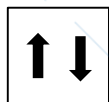
Soluzione

P **Z = 15**



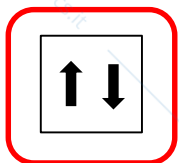
Soluzione

Ti $Z = 22$



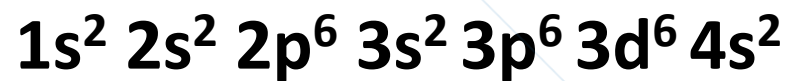
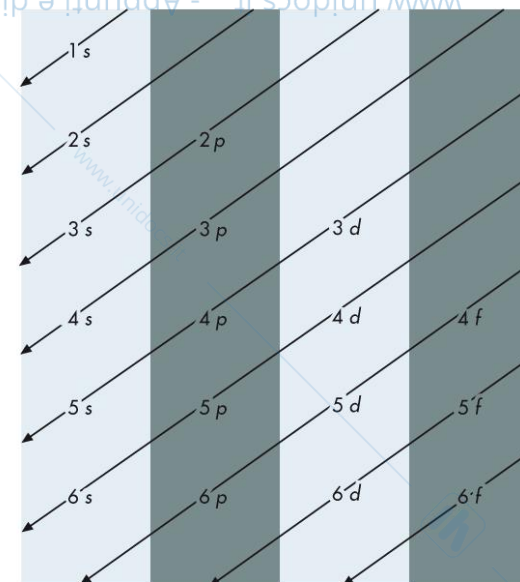
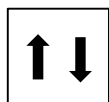
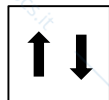
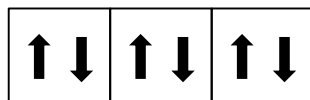
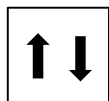
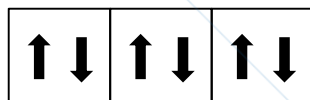
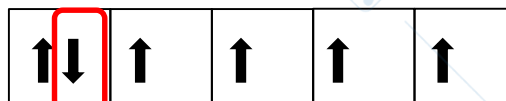
Soluzione

Fe $Z = 26$



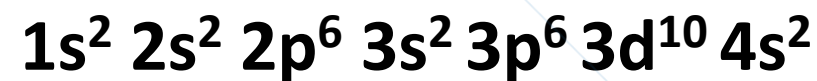
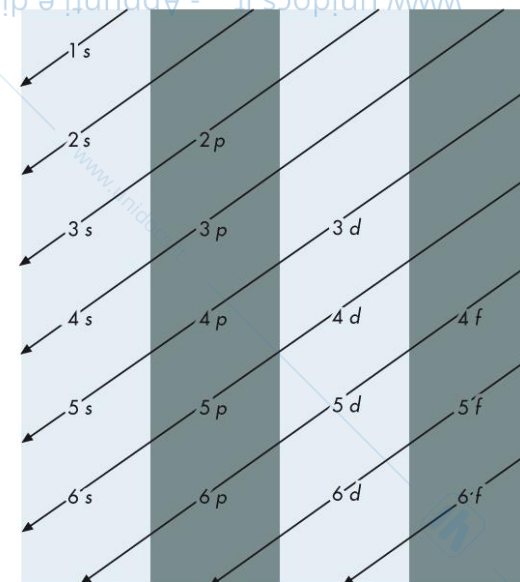
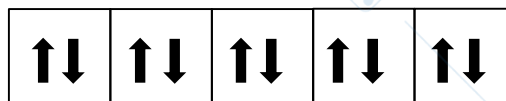
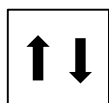
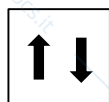
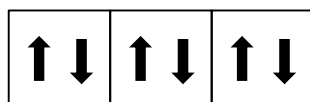
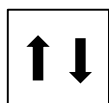
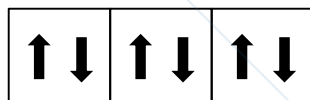
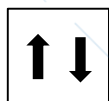
+ 2

+ 3



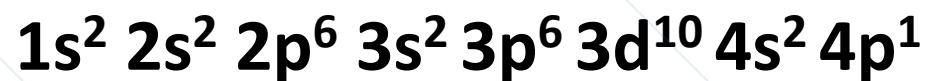
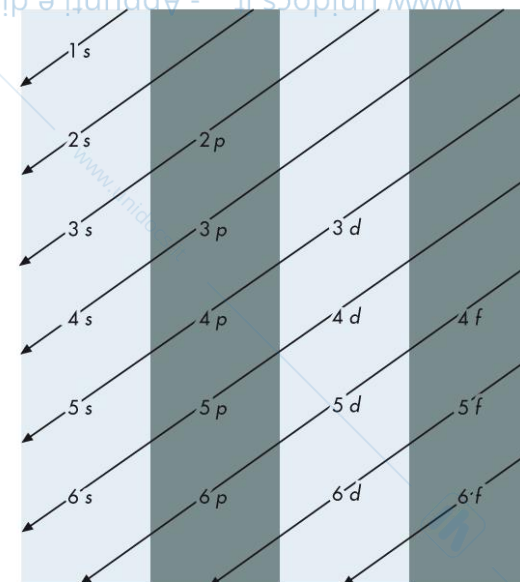
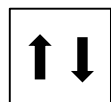
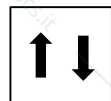
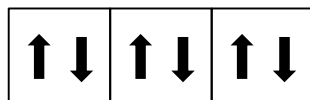
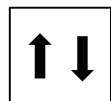
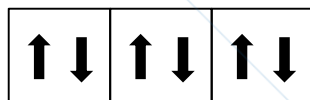
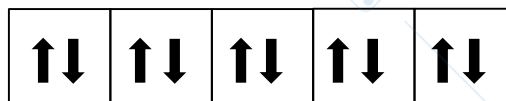
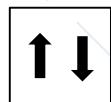
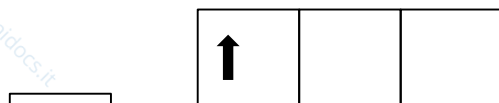
Soluzione

Zn Z = 30



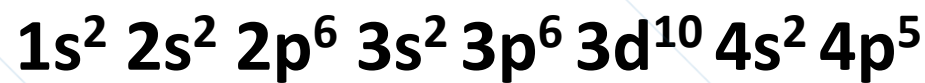
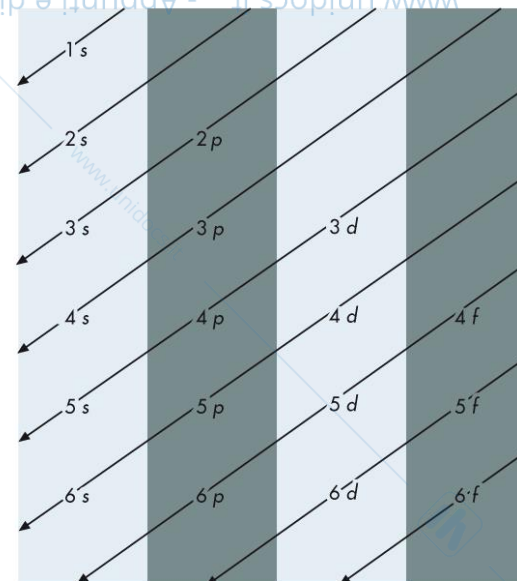
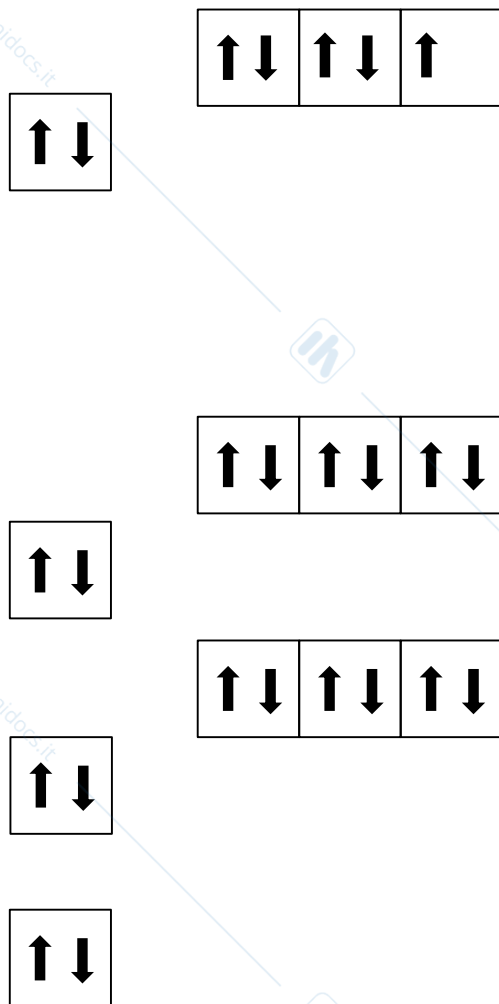
Soluzione

Ga Z = 31



Soluzione

Br $Z = 35$



Configurazioni elettroniche di ioni monoatomici

Anioni monoatomici (es. Cl^- , O^{2-})

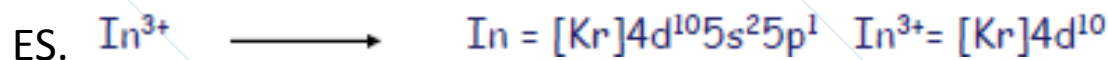
si utilizza il principio dell'*Aufbau* come per gli atomi neutri

Cationi monoatomici (es. K^+ , Ca^{2+})

non sempre l'atomo perde l'elettrone aggiunto per ultimo secondo l'*Aufbau*.

Infatti, a causa della differente costante di schermo dello ione rispetto all'atomo, può succedere che l'ordine energetico degli orbitali del catione non sia più uguale a quello dell'atomo neutro. Si può ricavare una regola che, salvo alcune eccezioni, ha validità generale:

dalla configurazione elettronica fondamentale dell'atomo neutro si tolgono gli elettroni necessari, incominciando con quelli che hanno n maggiore e, a parità di n , quelli che hanno l maggiore



1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d



Riassumendo...

Per scrivere la configurazione elettronica di:

ATOMI NEUTRI

- 1) Cercare il numero atomico (Z) dell'elemento sulla tavola periodica
- 2) Realizzare la configurazione elettronica dell'elemento tenendo conto dei principi precedentemente menzionati (Aufbau, Pauli, Hund)

IONI

ANIONI: si utilizza il principio dell'Aufbau come per gli atomi neutri, inserendo $Z + n$ elettroni (n = carica dell'anione)

CATIONI: dalla configurazione elettronica fondamentale dell'atomo neutro si tolgono gli elettroni necessari, iniziando da quelli che hanno n maggiore e, a parità di n , che hanno l maggiore



Gruppi → 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

Periodi ↓

Metalli
ALCALINO-TERROSI

ALOGENI

Metalli
ALCALINI

Tavola periodica degli
elementi

NON METALLI

VIIIA

Metalli
di TRANSIZIONE

METALLI

	IA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
1	1 H 1,01 (2,1)											5 B 10,81 (2,0)	6 C 12,01 (2,5)	7 N 14,00 (3,0)	8 O 16,00 (3,5)	9 F 19,00 (4,0)	10 Ne 20,18	
2	3 Li 6,94 (1,0)	4 Be 9,01 (1,5)											13 Al 26,98 (1,5)	14 Si 28,09 (1,8)	15 P 30,97 (2,1)	16 S 32,06 (2,5)	17 Cl 35,45 (3,0)	18 Ar 39,95
3	11 Na 22,99 (0,9)	12 Mg 24,31 (1,2)	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	31 Ga 69,72 (1,8)	32 Ge 72,59 (1,8)	33 As 74,92 (2,0)	34 Se 78,96 (2,4)	35 Br 79,91 (2,8)	36 Kr 83,80
4	19 K 39,10 (0,8)	20 Ca 40,08 (1,0)	21 Sc 44,96 (1,3)	22 Ti 47,90 (1,5)	23 V 50,94 (1,6)	24 Cr 52,00 (1,8)	25 Mn 54,94 (1,5)	26 Fe 55,85 (1,8)	27 Co 58,93 (1,8)	28 Ni 58,71 (1,9)	29 Cu 63,54 (1,8)	30 Zn 65,37 (1,8)	49 In 114,82 (1,7)	50 Sn 118,89 (1,8)	51 Sb 121,75 (1,9)	52 Te 127,68 (2,1)	53 I 126,90 (2,5)	54 Xe 131,30
5	37 Rb 85,47 (0,8)	38 Sr 87,62 (1,0)	39 Y 88,91 (1,2)	40 Zr 91,22 (1,4)	41 Nb 92,91 (1,5)	42 Mo 95,94 (1,8)	43 Tc 98,9 (1,9)	44 Ru 101,07 (2,2)	45 Rh 102,91 (2,2)	46 Pd 106,42 (2,2)	47 Ag 107,87 (1,9)	48 Cd 112,4 (1,7)	81 Tl 204,37 (1,8)	82 Pb 207,19 (1,8)	83 Bi 208,91 (1,9)	84 Po 210	85 At 210	86 Rn (222)
6	55 Cs 132,91 (0,7)	56 Ba 137,34 (0,9)	*57 La 138,91 (1,1)	72 Hf 178,49 (1,3)	73 Ta 180,95 (1,5)	74 W 183,85 (1,7)	75 Re 186,21 (1,9)	76 Os 190,23 (2,2)	77 Ir 192,22 (2,2)	78 Pt 195,09 (2,2)	79 Au 196,97 (2,4)	80 Hg 200,59 (1,9)						
7	87 Fr 223	88 Ra 226	**89 Ac 227	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 266	107 Bh 268	108 Hs 265	109 Mt 266									

Numero atomico z

30
Zn

Simbolo

65,37
Massa atomica (peso atomico)

Elettronegatività
(secondo Pauling)

*Lantanidi

58 Ce 140,12	59 Pr 140,907	60 Nd 144,24	61 Pm 146,92	62 Sm 150,35	63 Eu 151,36	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97
--------------------	---------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	--------------------

**Attinidi

90 Th 232,038	91 Pa 231,06	92 U 238,03	93 Np 237	94 Pu 242	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 249	99 Es 254	100 Fm 253	101 Md 256	102 No 256	103 Lr 257
---------------------	--------------------	-------------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	------------------	------------------



Esercizio

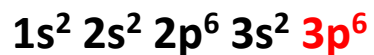
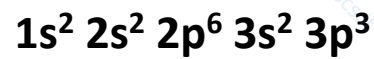
Determinare la configurazione elettronica dei seguenti IONI:



Soluzione

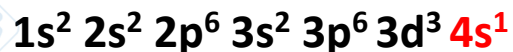
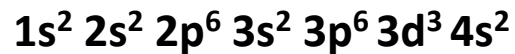
P³⁻

$$e^- = 15 + 3 = 18$$



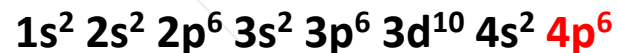
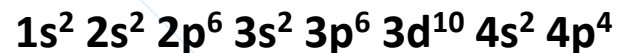
V⁺

$$e^- = 23 - 1 = 22$$



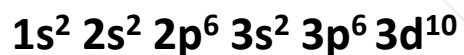
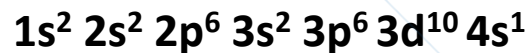
Se²⁻

$$e^- = 34 + 2 = 36$$



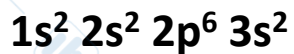
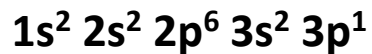
Cu⁺

$$e^- = 29 - 1 = 28$$



Al³⁺

$$e^- = 13 - 3 = 10$$



Corso di **SOSTENIBILITÀ CHIMICA DI PROCESSI E MATERIALI**

Prof. Francesco Geobaldo

A.A. 2021/2022



Chiara Novara

chiara.novara@polito.it

Tel: 011 – 090 4713



Leggi dei gas ideali



Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Lo stato gassoso

- Un gas non ha né forma né volume proprio e può essere compresso ed espanso.
- La densità di un gas è molto bassa, perché le molecole che lo compongono sono molto distanti tra loro.
- Le molecole che compongono il gas si muovono continuamente in modo caotico e la loro velocità media è tanto maggiore quanto più la temperatura del gas è alta.
- I gas sono miscibili in tutte le proporzioni



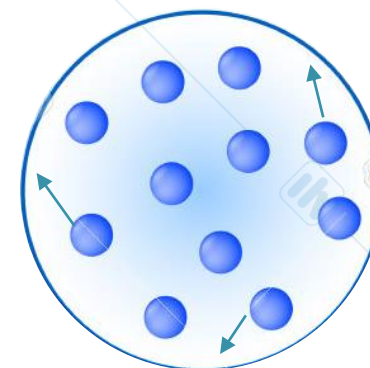
Traiettoria simulata al computer di una particella di gas in 160 nanosecondi
 10^{10} urti per molecola per secondo

Volume occupato da 1 mole di H_2O	
Liquido	18 mL
Vapore (100°C)	36000 mL

Legge dei gas perfetti

Le leggi dei gas descrivono il comportamento fisico di un gas attraverso quattro variabili:

- Temperatura (T)
- Pressione (P - forza esercitata per unità di superficie)
- Volume (V)
- Numero di moli (n)



GAS IDEALE:

1. Assenza di interazioni tra le molecole del gas
2. Il volume occupato dalle molecole è trascurabile (atomi puntiformi)
3. Urti perfettamente elastici

Basse P e T amb.

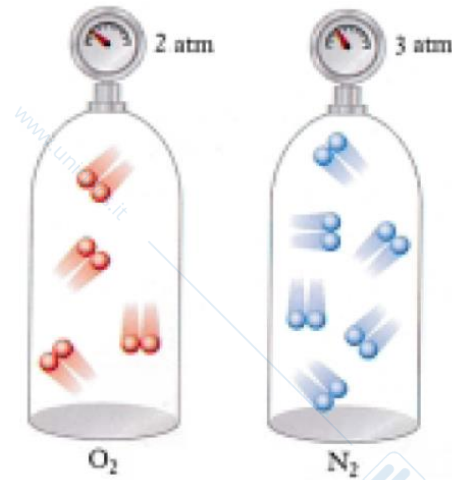
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Legge dei gas perfetti

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$



P (pressione): 1 atm (atmosfera)

= 101325 Pa (Pascal) = 760 mmHg = 760 Torr 1 bar = 100000 Pa

V (Volume): 1 l o L (litro) = 1 dm³ = 1000 cm³ (1000 L = 1 m³ 1 mL = 1 cm³)

n (Numero di moli)

T (Temperatura): 273.15 K (gradi Kelvin) = 0 °C (gradi centigradi o Celsius)

R (Costante dei gas perfetti): 0.082 l · atm / mol · K;

8.314 J/ mol · K ; 1.987 cal /mol · K

Condizioni normali-NTP

c.n. o *NTP*, dall'inglese *Normal Temperature and Pressure*

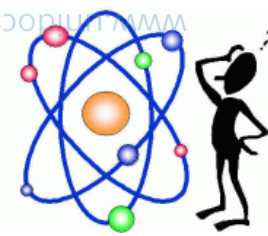
Sono condizioni convenzionali di temperatura e pressione.

Esse possono variare, a seconda della fonte consultata. I valori comunemente impiegati per i **gas** sono:

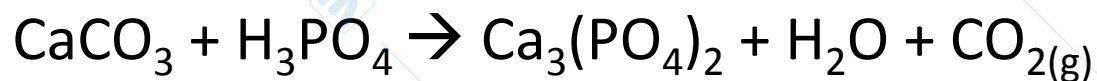
0 °C (273 K) e 1 atm (760 mmHg)



Esercizio 1



In un recipiente indeformabile del volume di 50 L, in cui è stato fatto inizialmente il vuoto, vengono introdotti 5.4 Kg di carbonato di calcio e 4.41 Kg di acido fosforico. Una volta chiuso il recipiente avviene la seguente reazione:

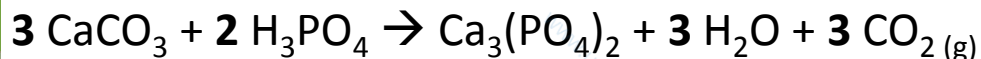


Calcolare la pressione esercitata dalla CO_2 a 33°C assumendo che il volume occupato dalle specie non gassose sia pari a 3.5 L.



Soluzione 1

Si bilancia la reazione:



1 gas = > CO_2 ; $T = 306 \text{ K}$; V (occupato dalla CO_2) = V totale – V occupato dalle specie non gassose = $50 - 3.5 = 46.5 \text{ l}$; $\text{MM CaCO}_3 = 100.1 \text{ g/mol}$; $\text{MM H}_3\text{PO}_4 = 98 \text{ g/mol}$

$PV = nRT \rightarrow$ Per calcolare P attraverso la legge dei gas ideali mi serve n (ricavabile considerando il numero di moli dei reagenti e la stechiometria di reazione).

Moli $\text{CaCO}_3 = 5400 \text{ g} / 100.1 \text{ g/mol} = 53.9 \text{ moli}$

Moli $\text{H}_3\text{PO}_4 = 4410 \text{ g} / 98 \text{ g/mol} = 45.0 \text{ moli}$

Calcolo le moli di acido e di carbonato e deduco quale dei due è in condizioni limitanti:

53.9 moli di carbonato: $3 = \underline{17.97 \text{ moli di CaCO}_3}$; 45 moli di acido: $2 = \underline{22.5 \text{ moli di H}_3\text{PO}_4}$

Il reagente limitante è dunque il carbonato, di conseguenza per calcolare le moli di prodotto si parte dal numero di moli di carbonato di calcio. Considerando i coefficienti stechiometrici:

3 mol CaCO_3 : 3 mol $\text{CO}_2 = 53.9 \text{ mol CaCO}_3$: $x \text{ mol CO}_2$

Si formano quindi 53.9 mol di anidride carbonica

Calcolo infine la pressione esercitata dalla CO_2 :

$P = nRT/V = 53.91 \text{ (mol)} \times 0.0821 \text{ (L atm/ K mol)} \times 306 \text{ K} / 46.5 \text{ (L)} = \mathbf{29.1 \text{ atm}}$

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Esercizio 2

La combustione di una certa quantità di etanolo ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) libera 5 L di CO_2 a 1 atm e 300°C . Calcolare la quantità in g di etanolo che è stato bruciato.

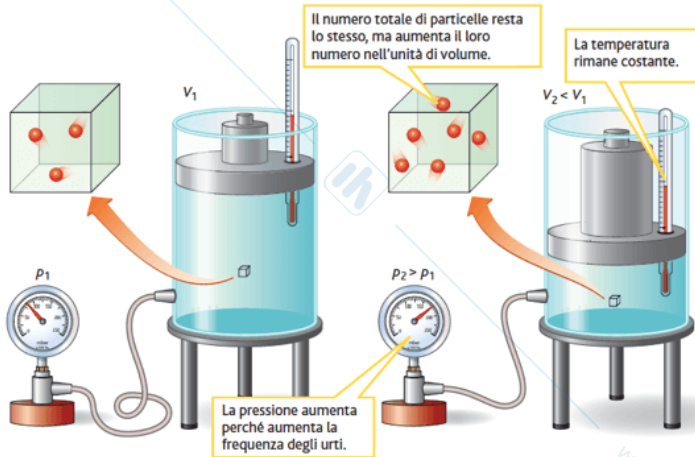


Situazioni particolari

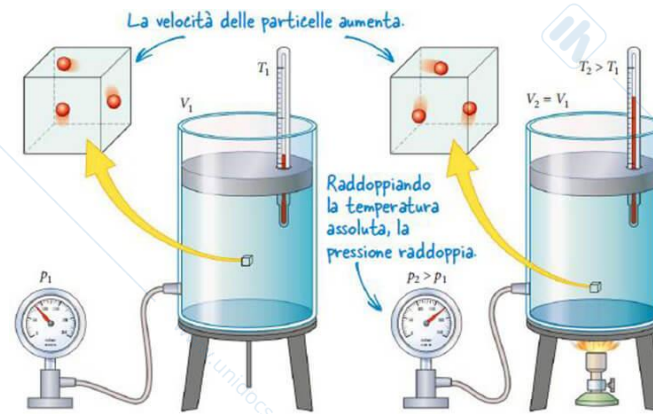
Equazione di stato dei gas ideali

$$PV = nRT$$

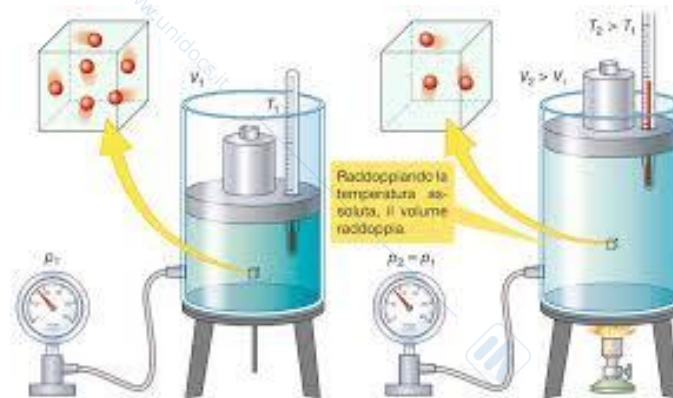
se n e T
sono costanti
Legge di Boyle



se n e V
sono costanti
Legge di Gay-Lussac



se n e P
sono costanti
Legge di Charles



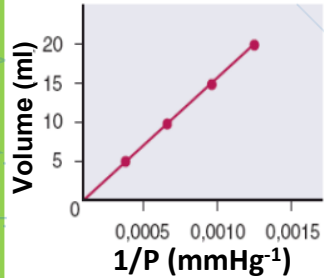
Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Situazioni iniziale diversa da quella finale

Cambiano le condizioni da una situazione iniziale (i) a quella finale (f) ma una variabile (T,V,P) rimane costante.

• TEMPERATURA COSTANTE (condizione isoterma)



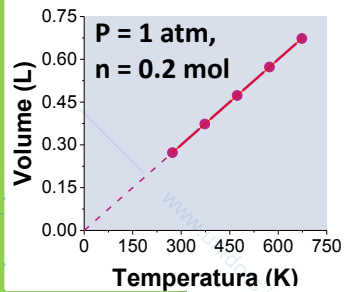
all'inizio: $P_i \cdot V_i = n \cdot R \cdot T_i$
alla fine: $P_f \cdot V_f = n \cdot R \cdot T_f$

ma $T_i = T_f \Rightarrow$

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$$

(legge di Boyle)

• PRESSIONE COSTANTE (condizione isobara)



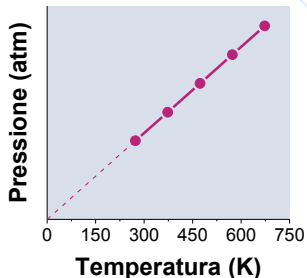
all'inizio: $P_i \cdot V_i = n \cdot R \cdot T_i$
alla fine: $P_f \cdot V_f = n \cdot R \cdot T_f$

ma $P_i = P_f \Rightarrow$

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$

(legge di Charles)

• VOLUME COSTANTE (condizione isocora)



all'inizio: $P_i \cdot V_i = n \cdot R \cdot T_i$
alla fine: $P_f \cdot V_f = n \cdot R \cdot T_f$

ma $V_i = V_f \Rightarrow$

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

(legge di Gay-Lussac)

Esempio 1

Un pallone viene gonfiato con aria fino ad un volume di 2.5 L in una stanza riscaldata a 24 °C. Poi viene portato all'aperto in una giornata invernale molto fredda (-30 °C). Ammettendo che la quantità di aria nel pallone e la pressione rimangano costanti, quale sarà il volume del pallone una volta portato all'esterno?



Soluzione 1

A pressione e numero di moli costanti la legge dei gas ideali si riduce alla legge di Charles e si può scrivere:

$$V_i / T_i = V_f / T_f \quad \text{da cui} \quad V_f = V_i T_f / T_i$$

I dati forniti dall'esercizio devono essere espressi nelle unità di misura appropriate:

$$T_i = 24^\circ\text{C} = 297 \text{ K}$$

$$T_f = -30^\circ\text{C} = 243 \text{ K}$$

$$V_i = 2.5 \text{ L}$$

Si può quindi calcolare il volume finale del pallone:

$$V_f = (2.5 \text{ L} \times 243 \text{ K}) / 297 \text{ K} = \mathbf{2.05 \text{ L}}$$



Esempio 2

Uno pneumatico è stato gonfiato a una pressione di 2.47 atm a una temperatura di 35 °C. Quale sarà la pressione dello pneumatico quando la temperatura scende a 0 °C e si ha una riduzione del 3% del suo volume?



Soluzione 2

Il numero di moli di gas nello pneumatico rimane costante, quindi PV/T è uguale a nR che è costante. Si può scrivere:

$$P_i V_i / T_i = P_f V_f / T_f \quad \text{da cui } P_f = P_i V_i T_f / T_i V_f$$

$$P_i = 2.47 \text{ atm}$$

$$P_f = ?$$

$$T_i = 308 \text{ K}$$

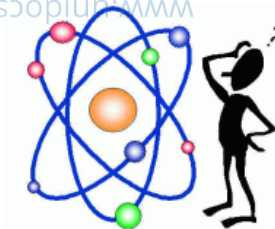
$$T_f = 273 \text{ K}$$

$$V_f = V_i - 0.03 V_i = 0.97 V_i$$

$$P_f = (2.47 \text{ atm}) \times (V_i) \times (273 \text{ K}) / (308 \text{ K}) \times (0.97 V_i \text{ atm}) = \mathbf{2.26 \text{ atm}}$$



Esercizio 3



Una data quantità di gas che segue il comportamento dei gas ideali occupa in condizioni normali un volume di 0.150 L. Calcolare il volume occupato a $-125\text{ }^{\circ}\text{C}$ e alla pressione di 10.5 atm



Soluzione 3

n non varia, quindi PV/T è uguale a nR che è costante. Si può scrivere quindi:

$$P_i V_i / T_i = P_f V_f / T_f \quad \text{da cui } V_f = P_i V_i T_f / T_i P_f$$

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

$$P_f = 10.5 \text{ atm}$$

$$T_i = 273 \text{ K}$$

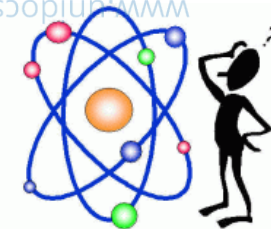
$$T_f = -125 \text{ }^\circ\text{C} = 148.15 \text{ K}$$

$$V_i = 0.150 \text{ L}$$

$$V_f = (1 \text{ atm}) \times (0.150 \text{ L}) \times (148 \text{ K}) / (273) \times (10.5 \text{ atm}) = \mathbf{0.00775 \text{ L}}$$



Esercizio 4



Una bombola del volume di 40.00 L è riempita di N_2 a 25 °C e 200.0 atm. Qual è la temperatura massima (in °C) a cui può essere sottoposta la bombola, sapendo che la pressione massima che può sopportare è di 350.0 atm?



Soluzione 4

Poiché il volume della bombola non varia si può applicare la legge di Gay-Lussac, da cui si deriva che:

$P_i/T_i = P_f/T_f$, dove in questo caso P_f è la massima pressione a cui la bombola può resistere. La massima temperatura si può quindi calcolare (dopo aver convertito la temperatura in gradi Kelvin) come:

$$T_f = P_f T_i / P_i = (350.0 \text{ atm} \times 298 \text{ K}) / 200.0 \text{ atm} = 521.5 \text{ K}$$

Il risultato convertito in °C è:
 $521.5 - 273 = \mathbf{248.5 \text{ °C}}$



Esercizio 5

200 mL di azoto si trovano ad una pressione di 755 mmHg. Calcolare il volume che si ottiene se la pressione sale a 3.0 atm e la temperatura rimane costante.



Soluzione 5

A temperatura e numero di moli costanti, la legge dei gas ideali si riduce alla legge di Boyle:

$$P_i V_i = P_f V_f \quad \text{da cui: } V_f = P_i V_i / P_f$$

$$V_i = 200 \text{ ml} = 0.2 \text{ L}$$

$$P_i = 755 \text{ mmHg} = 0.993 \text{ atm} \quad (1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg})$$

$$P_f = 3.0 \text{ atm} \quad V_f = (P_i V_i) / P_f = (0.993 \text{ atm} \cdot 0.200 \text{ L}) / 3.0 \text{ atm} = 0.0662 = 6.62 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$



Legge di Avogadro



Alla stessa T e P volumi uguali di gas diversi contengono lo stesso numero di molecole/moli

In condizioni normali **273 K (0 °C)** e **1 atm** due diversi gas occupano lo stesso volume:

P: 1 atm

n: 1 mol

R: 0.0821 (L atm)/(mol K)

V: ?

T: 273.15 K



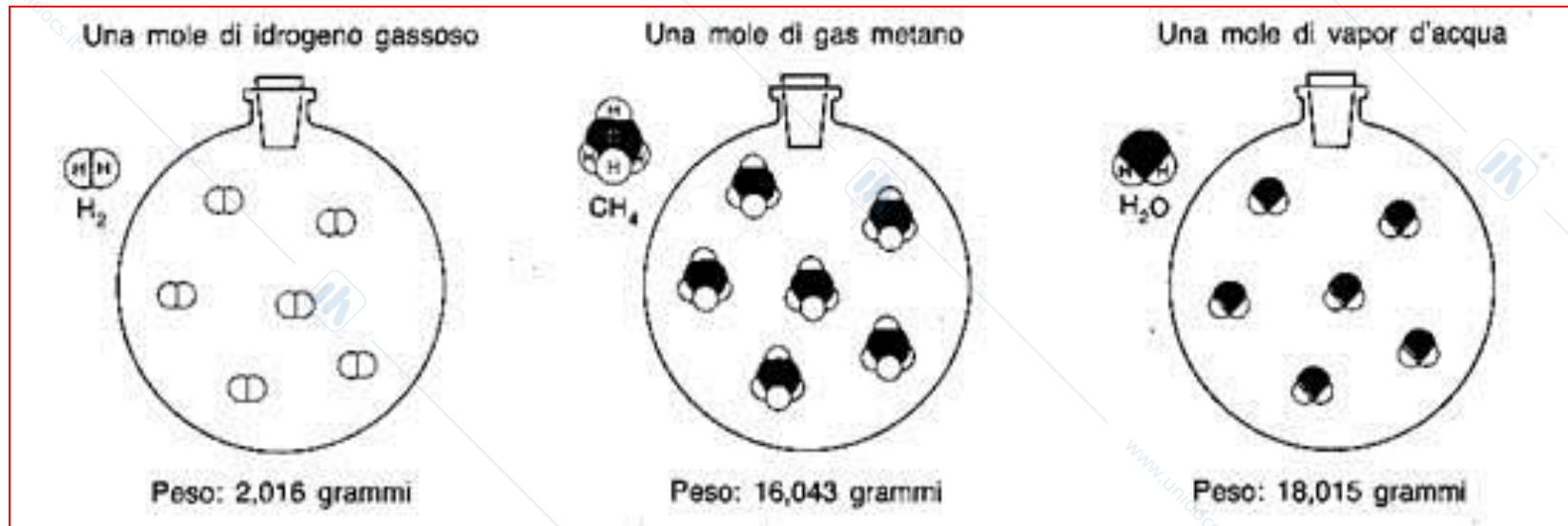
22.414 L

Volume Molare Normale

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Legge di Avogadro



Alla stessa T e P volumi uguali di gas diversi contengono lo stesso numero di molecole/moli ... ma hanno un peso diverso

Ogni gas ha diversa densità (m/V), che varia con T e P

Esercizio 6

Una (1.00) mole di gas occupa 27.00 L, e la sua densità vale 1.41 g/L ad una particolare temperatura e pressione. Qual è il suo peso molecolare? Qual è la sua densità in condizioni normali?



Soluzione 6

a) Calcolo del peso molecolare

E' necessario conoscere la massa in g, che si può calcolare a partire dalla densità e dal volume:

$$d = m \text{ (g)} / V \text{ (L)} \text{ --- } > m = V d = 27.00 \text{ L} \times 1.41 \text{ g/L} = 38.1 \text{ g}$$

Poiché 27.00 L il volume occupato da una mole, 38.1 g/mol è la massa molare del composto --- > **38.1 u** è il peso molecolare.

b) Calcolo della densità in condizioni normali

Dalla legge di Avogadro deriva che il volume occupato da una mole di qualsiasi gas in condizioni normali è 22.4 L (Volume Molare Standard). La densità in queste condizioni si può quindi ricavare come:

$$m/V = 38.1 \text{ g} / 22.4 \text{ L} = \mathbf{1.70 \text{ g/L}}$$



Esercizio 7

Calcolare la densità dell' NO_2 a una temperatura di $50\text{ }^\circ\text{C}$ e $1.24 \cdot 10^5\text{ Pa}$.



Soluzione 7

Si può riscrivere la legge dei gas ideali in modo che sia esplicitata la densità:

$$\text{In } PV = nRT \text{ si sostituisce } n = m / MM \\ P \text{ MM}/RT = m/V = d$$

E' quindi sufficiente calcolare la MM dell'NO₂ e sostituire i valori di pressione (1 atm ≈ 101000 Pa) e temperatura convertiti in atm e gradi Kelvin nell'equazione dei gas ideali:

$$d_{\text{NO}_2} = \frac{(1.22 \text{ atm}) (46.00 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(323 \text{ K})} = \mathbf{2.12 \text{ g/L}}$$



Corso di **SOSTENIBILITÀ CHIMICA DI PROCESSI E MATERIALI**

Prof. Francesco Geobaldo

A.A. 2021/2022



Chiara Novara

chiara.novara@polito.it

Tel: 011 – 090 4713



Concentrazione delle soluzioni e pH



Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Le soluzioni

MISCELE OMOGENEE* (particelle dell'ordine del nm) DI DUE O PIÙ COMPONENTI.

Le più comuni sono costituite da **un liquido** in forte eccesso (**SOLVENTE**) in cui sono disciolte una o più sostanze (**SOLUTI**)

Sono soluzioni le miscele in stato:

✓ **gas** (es. aria: 78 % azoto, 21 % ossigeno, ...)

✓ **solido** (leghe metalliche)

✓ **liquido** - solvente (sostanza in maggiore quantità, es. acqua)

- soluto (sostanza in minor quantità: solido – liquido* – gassoso)

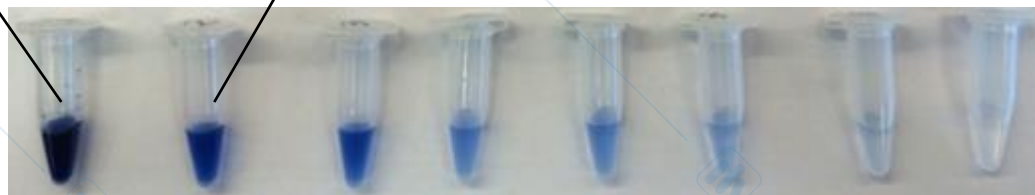
* Acqua – etanolo → miscibili → **Soluzione omogenea**

Acqua – olio → non miscibili → **Miscela eterogenea (più fasi distinguibili)**

Misura delle concentrazioni di soluzioni liquide

La *molarità* (M) o *concentrazione molare* di una soluzione esprime il numero di moli (n) di soluto contenute in un litro di soluzione

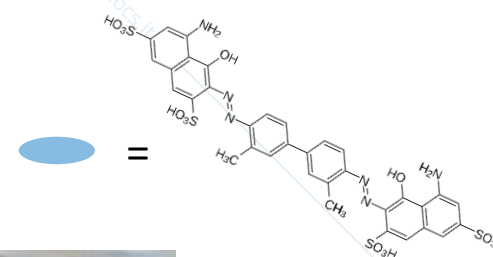
$$M = \frac{n \text{ mol soluto}}{V \text{ soluzione (l)}}$$



10^{-4} M

$5 \cdot 10^{-5}$ M

$5 \cdot 10^{-8}$ M



Esercizio 1

Calcolare la massa in grammi di soluto necessaria per preparare 250 mL di soluzione di cloruro di calcio 0.10 M



Soluzione 1

Calcolo del numero di moli di CaCl_2 necessarie in 250 mL per ottenere una soluzione 0.10 M (molare):

$$0.10 \text{ mol/L} \cdot 0.250 \text{ L} = 0.025 \text{ mol}$$

2- Calcolo della quantità in grammi di CaCl_2

$$\text{MM } \text{CaCl}_2 = (40.08 + 35.45 \times 2) \text{ g/mol} = 110.98 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa } \text{CaCl}_2 = 0.025 \text{ mol} \cdot 110.98 \text{ g/mol} = \mathbf{2.77 \text{ g}}$$



Esercizio 2

È stata preparata una soluzione acquosa di 250.0 mL contenente 10.20 g di acido nitrico. Calcolarne la molarità.



Soluzione 2

Calcolo del numero di moli di HNO_3 :

$$\text{MM HNO}_3 = 1.01 + 14.00 + 3 \times 16.00 = 63.01 \text{ g/mol}$$

$$10.20 \text{ g} / 63.01 \text{ g/mol} = 0.162 \text{ mol}$$

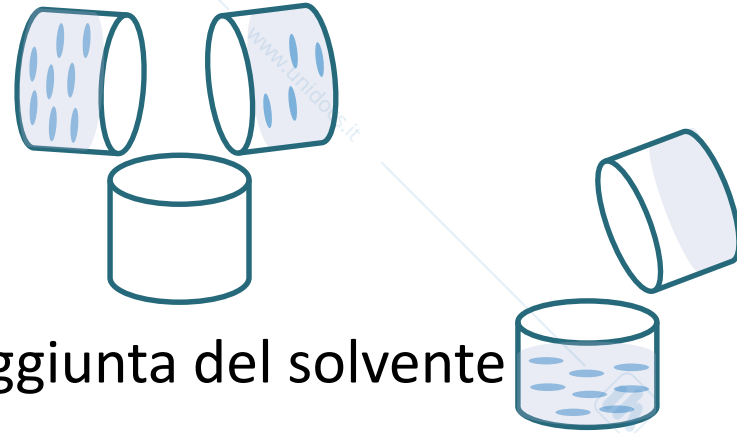
Calcolo della concentrazione:

$$0.162 \text{ mol} / 0.2500 \text{ L} = \mathbf{0.648 \text{ M}}$$



Miscelazione e diluizione

- Miscele di due o più soluzioni
- Diluizione di una soluzione con l'aggiunta del solvente



La MASSA della soluzione finale è pari alla somma delle masse

Il VOLUME della soluzione finale NON è pari alla somma dei volumi miscelati perché nella solubilizzazione si possono avere variazioni di volume!

Talvolta si può approssimare il volume finale come somma dei volumi di partenza ma deve essere espressamente detto nell'esercizio.

Esercizio 1

A 120 mL di NaOH 10.00 M vengono aggiunti 200 mL di acqua.
Calcolare la molarità della soluzione finale. **CONSIDERARE I
VOLUMI ADDITIVI**



Soluzione 1

In una diluizione il numero di moli di soluto (dato dal prodotto tra volume e concentrazione della soluzione) resta costante. Si può scrivere: $V_1 C_1 = V_2 C_2$

In questo caso l'incognita è C_2 , mentre V_1 è 0.120 L e C_1 è 10 M. Il volume finale della soluzione (V_2) è dato dalla somma:

$$120 \text{ mL} + 200 \text{ mL} = 320 \text{ mL}$$

$$C_2 = V_1 C_1 / V_2 = (0.120 \text{ L} \cdot 10 \text{ mol/L}) / 0.320 \text{ L} = \mathbf{3.75 \text{ M}}$$



Esercizio 2

0.010 L di soluzione di HCl 0.150 M sono aggiunti a 0.400 L di una soluzione di HCl 2.50×10^{-3} M. Calcolare la concentrazione molare della soluzione risultante considerando i volumi additivi.



Soluzione 2

Calcolo del numero di moli nei volumi delle due soluzioni:

$$0.010 \text{ L} \times 0.150 \text{ mol/L} = 0.0015 \text{ mol sol.1}$$

$$0.400 \text{ L} \times 2.50 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = 0.001 \text{ mol sol.2}$$

$$\text{Moli totali: } 0.0015 + 0.001 = 0.0025 \text{ mol}$$

$$V \text{ totale: } 0.010 \text{ L} + 0.400 \text{ L} = 0.410 \text{ L}$$

$$\text{Concentrazione finale: } [\text{HCl}] = 0.0025 \text{ mol} / 0.410 \text{ L} = 0.0061 \text{ M}$$



Altri esercizi sulla concentrazione

1. A quale volume è necessario diluire 50 mL di una soluzione HCl 12.0 M per ottenere una soluzione 1.50 M?
2. Quanti mL di una soluzione 0.2 M servono per preparare 1 L di soluzione 0.054 M?
3. Calcolare la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 149.12 g di KCl in H₂O fino al volume complessivo di 4 L



Soluzioni

1. 400 mL (350 mL acqua aggiunta a 50 mL di soluzione)
2. 270 mL
3. 0.5 mol/L

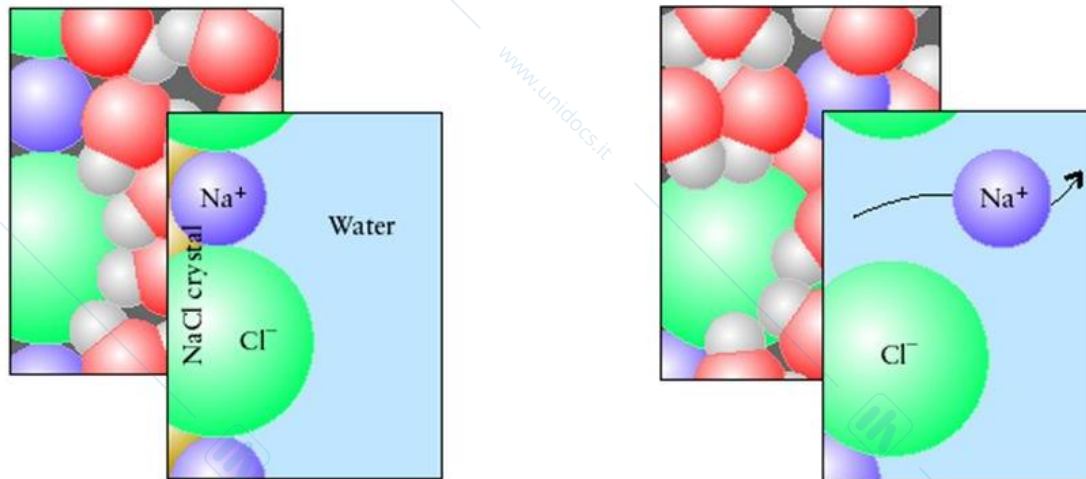
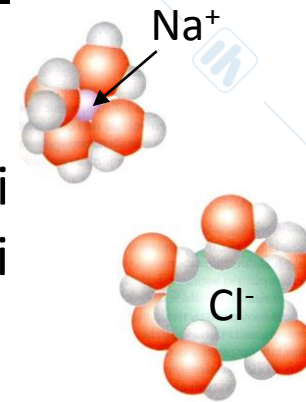


Gli elettroliti

ELETTROLITI: sostanze che si dissociano in ioni quando vengono disciolte in solventi molto polari, come l'acqua

Le sostanze che non si dissociano vengono dette non elettroliti.

Il termine "**elettrolita**" si riferisce alla capacità di **condurre la corrente elettrica** grazie all'intervento di ioni, caratteristica peculiare di queste specie chimiche.



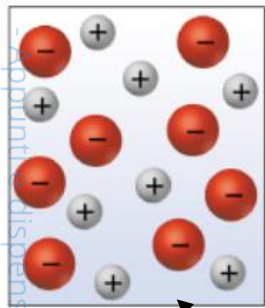
: materiali a.a. 2021/2022



Gli elettroliti

$$\alpha = \frac{\text{Moli dissociate}}{\text{Moli iniziali}}$$

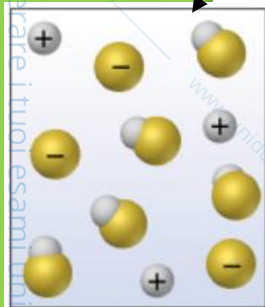
Gli elettroliti in soluzione danno origine a specie cariche (+) o (-)



✓ **ELETTROLITI FORTI**: completamente dissociati in soluzione (equilibrio completamente spostato verso i prodotti, cioè gli ioni)



Grado di
dissociazione
 $\alpha = 1$



✓ **ELETTROLITI DEBOLI**: parzialmente dissociati in soluzione. Si instaura un **equilibrio chimico** tra elettrolita indissociato e ioni A^+ e B^- , caratterizzato da una costante di equilibrio

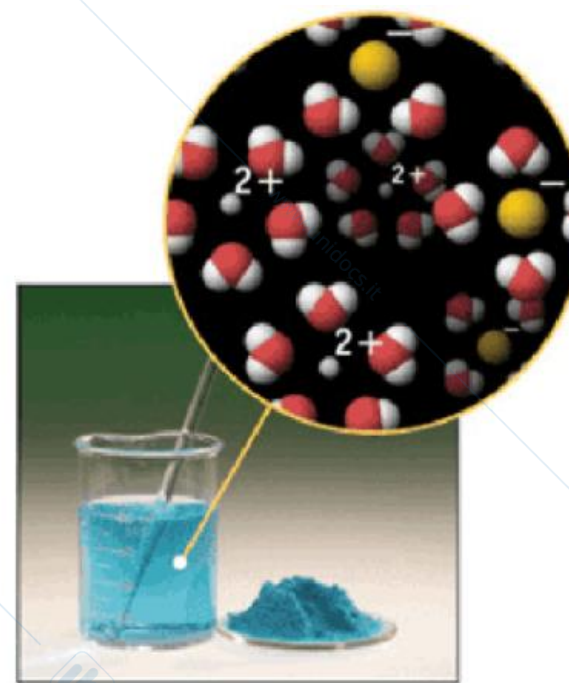
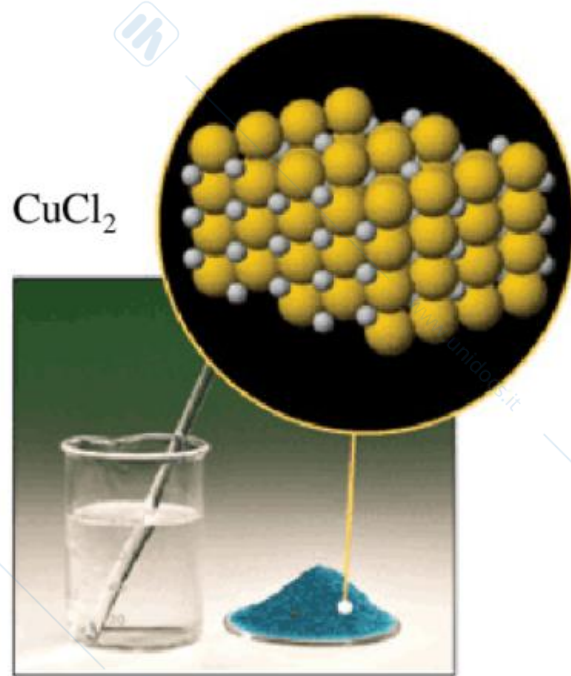


Grado di
dissociazione
 $\alpha < 1$

Gli elettroliti: sali

I sali sono quasi tutti elettroliti forti

(tranne sali di Zn, Cd, Hg, Pb)



Gli elettroliti: acidi e basi

- **FORTI** (acidi forti e basi forti)

ACIDI FORTI: HCl, HBr, HNO₃

BASI FORTI: NaOH, Ba(OH)₂

- **DEBOLI** (acidi deboli e basi deboli)

**ACIDI DEBOLI: HF, H₂CO₃, HClO, CH₃COOH
(e altri acidi organici),**

BASI DEBOLI: NH₃



Esercizio 1



330 mL di una soluzione sono preparati sciogliendo 2.34 g di cloruro di calcio (elettrolita forte, $\alpha = 1$) in acqua. Calcolare la concentrazione molare delle specie ioniche Ca^{2+} e Cl^- in soluzione e il numero di ioni cloruro presenti.

P.M. $\text{CaCl}_2 = 110.1 \text{ g/mole}$



Soluzione

Il cloruro di calcio è un elettrolita forte, quindi si dissocia completamente:



M.M. $\text{CaCl}_2 = 110.1 \text{ g/mole} \rightarrow \text{moli } \text{CaCl}_2 = 2.34 \text{ g}/110 \text{ g/mol} = 2.11 \times 10^{-2} \text{ moli}$

Secondo la stechiometria della dissociazione, una mole di CaCl_2 produce una mole di Ca^{2+} e due moli di Cl^- , per cui le moli di Ca^{2+} sono uguali alle moli di CaCl_2 , mentre le moli di Cl^- sono il doppio rispetto a quelle di CaCl_2 .

Trovate le moli, si calcolano le concentrazioni dividendo per il volume di soluzione (si trascura il volume del CaCl_2).

$$[\text{Ca}^{2+}] = 2.11 \times 10^{-2} \text{ moli} / 0.33 \text{ l} = 6.39 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = 2 \times 2.11 \times 10^{-2} / 0.33 \text{ l} = 1.28 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$N \text{ Cl}^- = 4.22 \times 10^{-2} \times 6.02 \times 10^{23} = 2.54 \times 10^{22}$$



Esercizio 2

8 mL di soluzione di bromuro di magnesio vengono preparati pesando 5 g del sale e poi mescolati con 20 mL di una soluzione di bromuro di potassio 0.4 M. Calcolare la concentrazione molare di anioni nella soluzione finale (considerare i volumi additivi).



Soluzione

Il bromuro di magnesio e il bromuro di potassio sono elettroliti forti, quindi si dissociano completamente in ioni in soluzione:



Per calcolare la concentrazione di anioni bisognerà considerare gli ioni bromuro derivanti da entrambe le dissociazioni.

Dissociazione del bromuro di magnesio

$$\text{M.M. MgBr}_2 = 184.1 \text{ g/mole} \rightarrow \text{moli MgBr}_2 = 5 \text{ g}/184.1 \text{ g/mol} = 0.027 \text{ moli}$$

Secondo la stechiometria della dissociazione, una mole di MgBr_2 produce una mole di Mg^{2+} e due moli di Br^- , per cui le moli di Br^- sono il doppio rispetto a quelle di MgBr_2 .

$$n(\text{Br}^-) = 0.027 \times 2 = 0.054 \text{ mol}$$

Dissociazione del bromuro di potassio

Secondo la stechiometria della dissociazione, una mole di KBr produce una mole di K^+ e una mole di Br^- , per cui le moli di K^+ e di Br^- corrispondono a quelle di KBr :

$$n(\text{KBr}) = n(\text{Br}^-) = 0.4 \text{ M} \times 0.020 \text{ l} = 0.008 \text{ mol}$$

Trovate le moli di Br^- derivanti dalle due dissociazioni si calcola la concentrazione di anioni dividendo il numero di moli di ioni Br^- totali per il volume totale di soluzione.

$$n(\text{Br}^-)_{\text{TOT}} = 0.054 \text{ mol} + 0.008 \text{ mol} = 0.062 \text{ mol}$$

$$[\text{Br}^-] = 0.062 \text{ mol} / (0.008 \text{ l} + 0.020 \text{ l}) = 2.23 \text{ M}$$

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Proprietà acido-base dell'acqua

L'acqua è un elettrolita molto debole che si dissocia in ioni H^+ e OH^-



Il prodotto tra la concentrazione molare di ioni H_3O^+ e ioni OH^- in acqua è costante

$$K_{eq} = \frac{[OH^-]_{(aq)} [H_3O^+]_{(aq)}}{[H_2O]^2} \longrightarrow \text{Si può considerare costante}$$

$$K_w = [OH^-]_{(aq)} [H_3O^+]_{(aq)} = 10^{-14} \text{ a } 25^\circ C$$

$K_w = [H_3O^+][OH^-]$ PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA

A $25^\circ C$ $K_w = 1.00 \times 10^{-14}$ (pochissime molecole di acqua sono dissociate)

Per l'acqua pura quindi:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 1 \cdot 10^{-7} M$$



Proprietà acido-base dell'acqua

Per esprimere la concentrazione degli ioni H_3O^+ e OH^- si utilizza la forma logaritmica:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Acqua pura:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [1 \times 10^{-7}] = 7$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Acqua pura:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log [1 \times 10^{-7}] = 7$$

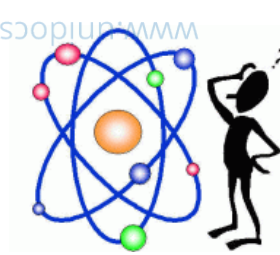
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$



Esercizio 2



Calcolare il pH di una soluzione 8.61×10^{-1} M di HClO_4 (acido forte)



Soluzione

Quando viene chiesto di calcolare il pH bisogna innanzitutto stabilire se l'elettrolita è forte o debole. Questo determina se la dissociazione è completa e quindi, per un acido, $[H_3O^+] = n[HA]$, dove n dipende dalla stechiometria della reazione di dissociazione.

Nell'esercizio, l'acido perclorico è un elettrolita forte.

1) Si scrive la reazione di dissociazione:



2) Si calcola la relazione tra concentrazione dell'acido e la concentrazione degli ioni

$$[HClO_4] = [H_3O^+] = [ClO_4^-] = 8.62 \times 10^{-1} \text{ M}$$

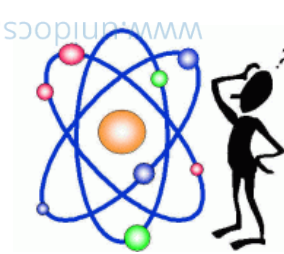
3) Si calcola il pH

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (8.61 \times 10^{-1}) = 0.0645$$

*È ugualmente corretto scrivere la dissociazione come: $HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$



Esercizio 3



Calcolare il pH di una soluzione 4.44×10^{-2} M di NaOH



Soluzione

1) NaOH è un elettrolita forte. Si scrive la reazione:



$$[\text{NaOH}] = [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 4.44 \times 10^{-2} \text{ M}$$

2) Poiché il prodotto $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$ è costante e pari a K_w si può ricavare $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} / 4.44 \times 10^{-2} = 2.25 \times 10^{-13} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(2.25 \times 10^{-13}) = 12.65$$

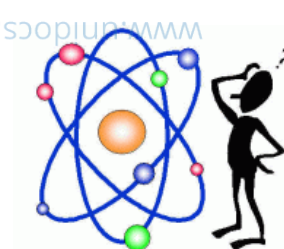
Si può notare che, se si fosse calcolato il pOH, la somma di pH e pOH avrebbe giustamente dato come risultato 14:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(4.44 \times 10^{-2}) = 1.35$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$



Esercizio 4



Calcolare la molarità di una soluzione di acido nitrico con un pH pari a 3.25



Soluzione

L'acido nitrico è un elettrolita forte.

1) Si scrive la reazione di dissociazione:



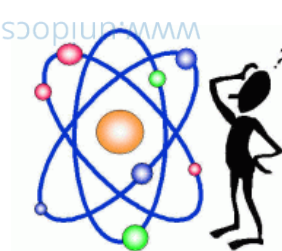
2) La concentrazione di ioni H_3O^+ si ottiene dal pH attraverso la formula:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3.25} = 5.6 \times 10^{-4}$$

3) 1 mole di HNO_3 produce 1 mole di ioni H_3O^+ , quindi la concentrazione di HNO_3 è uguale a quella degli ioni H_3O^+ ed è pari a 5.6×10^{-4} M



Esercizio 5



Calcolare quanti grammi di idrossido di bario devono essere pesati
Per preparare 300 mL di soluzione a pH 12.43.



Soluzione



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12.43} = 3.72 \times 10^{-13} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} / 3.72 \times 10^{-13} \text{ M} = 0.0269 \text{ M}$$

Poiché da una mole di idrossido di bario si ottengono due moli di ioni idrossido:

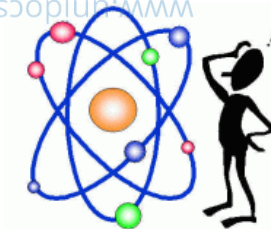
$$[\text{Ba(OH)}_2] = 0.0269 / 2 = 0.0134 \text{ M}$$

$$n \text{ Ba(OH)}_2 = 0.0134 \text{ mol/L} \times 0.300 \text{ L} = 0.0402 \text{ mol}$$

$$m \text{ Ba(OH)}_2 = 0.0402 \text{ mol} \times 171.3 \text{ g/mol} = 6.89 \text{ g}$$



Esercizio 6



Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 250 mL di NaOH 4×10^{-1} M, 250 mL di HCl 8×10^{-1} M e 500 mL d'acqua (considerare i volumi additivi).



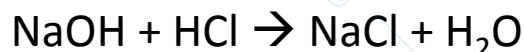
Soluzione

In 250 mL di soluzione 0.4 M di NaOH e in 250 mL di soluzione 0.8 M di HCl il numero di moli è ricavabile moltiplicando le concentrazioni per i rispettivi volumi:

$$0.4 \text{ M} * 0.250 \text{ L} = \underline{\underline{0.1 \text{ mol NaOH}}};$$

$$0.8 \text{ M} * 0.250 \text{ L} = \underline{\underline{0.2 \text{ mol HCl}}}$$

Mescolando una soluzione di acido forte ed una di base forte avverrà una reazione di neutralizzazione:



Poiché il n di moli di NaOH (0.1) è inferiore al numero di moli di HCl (0.2), NaOH si consumerà prima di HCl.

A fine reazione avremo dunque HCl, NaCl e H₂O e la soluzione sarà pertanto acida (pH<7).

Dalla reazione bilanciata si vede che 0.1 moli di NaOH neutralizzano 0.1 moli di HCl in un volume totale di 0.25 L + 0.25 L + 0.5 L = 1 litro di soluzione.

La soluzione finale avrà dunque una concentrazione molare= 0.1 mol / 1 L = 0.1 M di HCl che sarà completamente dissociato secondo la reazione:



$$\text{pH} = -\log(0.1) = \mathbf{1}$$



Esercizio 7

100 mL di soluzione di acido cloridrico a pH 0.05 reagiscono con 3 g di carbonato di calcio solido.

Calcolare:

- il pH della soluzione a fine reazione;
- il volume di CO_2 liberato se la reazione avviene a $30\text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm;
- quante moli di idrossido di magnesio devono essere aggiunte per neutralizzare la soluzione finale.

(Considerare il volume del solido trascurabile)



Soluzione

- il pH della soluzione a fine reazione;

1. Si calcola la concentrazione di ioni H^+ :

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-0.05} = 0.89 \text{ M}$$

2. Si scrive la reazione di dissociazione dell' HCl:



Poiché HCl è un acido forte $[HCl] = [H^+] = 0.89 \text{ M}$

$$0.89 \text{ mol/l} \times 0.100 \text{ l} = 0.089 \text{ mol di HCl}$$

3. Si calcolano le moli di $CaCO_3$: $3 \text{ g} / 100.09 \text{ g/mol} = 0.03 \text{ mol}$.

4. Si scrive la reazione tra HCl e carbonato di calcio per determinare i rapporti molari e calcolare quante moli di HCl reagiscono.



$CaCO_3$ è il reagente limitante.

$$2 \text{ mol HCl} : 1 \text{ mol } CaCO_3 = x : 0.03 \rightarrow x = 0.06 \text{ mol di HCl reagite}$$

5. Calcolo delle moli di HCl residue e del pH

$$0.089 \text{ mol} - 0.06 \text{ mol} = 0.029 \text{ mol di HCl residue}$$

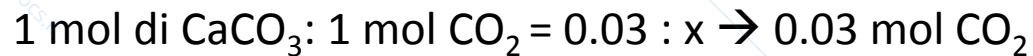
$$[HCl] = [H^+] = 0.29 \text{ M} \rightarrow pH = -\log [H^+] = \mathbf{0.54}$$



Soluzione

- il volume di CO₂ liberato se la reazione avviene a 30°C e 1 atm.

1. Dalla reazione bilanciata precedentemente si ricava:



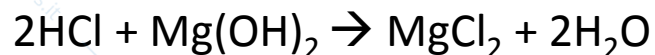
2. Calcolate le moli di CO₂ prodotte si può ottenere il volume attraverso la legge dei gas perfetti:

$$V = nRT/P = 0.03 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ (L atm/mol K)} \times 303 \text{ K} / 1 \text{ atm} = \mathbf{0.75 \text{ L}}$$

- quante moli di idrossido di magnesio devono essere aggiunte per neutralizzare la soluzione finale

1. Le moli di ioni idrogeno sono 0.029 nella soluzione finale.

Si scrive la reazione tra HCl e Mg(OH)₂ per determinare i rapporti molari e calcolare il numero di moli di idrossido necessarie alla neutralizzazione:



2. mol HCl: 1 mol Mg(OH)₂ = 0.029 mol: x → x = **0.0145** mol Mg(OH)₂



Altri esercizi sul pH

1. 100 mg di acido cloridrico (HCl) sono sciolti in 150 mL di acqua. Calcolare il pH.
2. 1.31 g di HClO_4 sono sciolti in 250 cm^3 di acqua. Calcolare la concentrazione dello ione idrogeno e dello ione idrossido in soluzione (trascurando la variazione di volume).
3. Indicare quante moli di HCl sono contenute in un litro di soluzione acquosa di HCl a $\text{pH}=3$
4. Il pH di una soluzione acquosa è 3.50. Calcolare la concentrazione dello ione idrogeno.
5. 5.50 g di KOH sono sciolti in 0.50 dm^3 di acqua. Calcolare il pH della soluzione.
6. 0.322 g di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sono sciolti in un volume di acqua tale da ottenere 2.50 L di soluzione. Calcolare la concentrazione dello ione idrossido e dello ione idrogeno.



Soluzioni

1. pH= 1.73
2. $[H^+] = 5.2 \cdot 10^{-2} M$; $[OH^-] = 1.9 \cdot 10^{-13} M$
3. 0,001 moli.
4. $[H^+] = 3.16 \cdot 10^{-4} M$
5. pH=13.3
6. $[H^+] = 2.87 \cdot 10^{-12} M$; $[OH^-] = 3.48 \cdot 10^{-3} M$



Corso di **SOSTENIBILITÀ CHIMICA DI PROCESSI E MATERIALI**

Prof. Francesco Geobaldo

A.A. 2021/2022



Chiara Novara

chiara.novara@polito.it

Tel: 011 – 090 4713



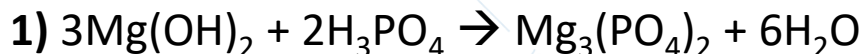
Esercizi

- 1)** Data la reazione tra idrossido di magnesio e acido fosforico. Quanti grammi di idrossido di magnesio sono necessari per produrre 366.9 g di fosfato di magnesio?
- 2)** Calcolare il volume di idrogeno misurato a 18 °C ed a $6.02 \cdot 10^5$ Pa ottenuto dalla reazione tra 214 g di Zn con un eccesso di HCl,
$$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$$

(Considerare il comportamento del gas ideale)
- 3)** Un gas occupa 27 litri alla P di 700 mmHg e alla T di 10 °C. Che volume occuperebbe se la pressione fosse di 760 mmHg e la T di 17 °C?
- 4)** Data la reazione (da bilanciare):
$$\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$$

Calcolare quanti grammi di ammoniaca si formano per reazione completa di 6.52 g di idrogeno.
- 5)** Quale sarà il pH di una soluzione che viene preparata sciogliendo 3.2 g di HCl in 0.5 l di acqua?
- 6)** Data la reazione tra fosfato di calcio e acido solforico, con produzione di acido fosforico e solfato di calcio:
Quanti grammi di acido solforico servono per reagire completamente con 156.5 g di fosfato di calcio?

Soluzioni



MM $\text{Mg}(\text{OH})_2 = 58.33 \text{ g/mol}$; MM $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 = 262.87 \text{ g/mol}$

n moli $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 = 366.9 \text{ g} / 262.87 \text{ g/mol} = 1.4 \text{ mol}$

3 moli $\text{Mg}(\text{OH})_2$: 1 mole $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 = x \text{ moli} : 1.4 \text{ moli } \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 = 4.2 \text{ moli } \text{Mg}(\text{OH})_2$

Grammi $\text{Mg}(\text{OH})_2 = 4.2 \text{ mol} * 58.33 \text{ (g/mole)} = 244.99 \text{ g}$

2) MM Zn 65.41 g/mol

n moli Zn = $214 / 65.41 = 3.27 \text{ mol}$

rapporto tra coefficienti stechiometrici 1:1 = 3.27 mol di H_2

$P = 6.02 \cdot 10^5 \text{ Pa} / 101325 \text{ Pa/atm} = 5.94 \text{ atm}$

$T = 291 \text{ K}$

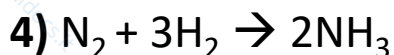
$V = 13.15 \text{ l}$

3) $700 \text{ mmHg} / 760 \text{ mmHg/atm} = 0.921 \text{ atm}$

$PV/T = P'V'/T'$

$0.921 * 27 / 283 = V' / 290$

$V' = 25.48 \text{ litri}$



MM $\text{NH}_3 = 17.03 \text{ g/mole}$; MM $\text{H}_2 = 2.02 \text{ g/mol}$

n moli $\text{H}_2 = 6.52 \text{ g} / 2.02 \text{ g/mol} = 3.23 \text{ moli}$

3 moli H_2 : 2 mole $\text{NH}_3 = 3.23 \text{ moli } \text{H}_2 : x$

$X = 2.15 \text{ moli } \text{NH}_3$

Grammi $\text{NH}_3 = 2.15 \text{ moli} * 17.03 \text{ (g/mole)} = 36.61 \text{ g}$

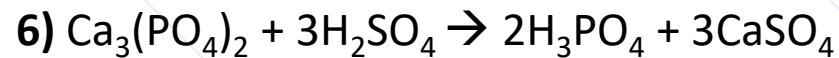
Soluzioni

$$5) 3.2 \text{ g}/36.46 \text{ g/mol} = 8.78 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$M = 8.78 \cdot 10^{-2} \text{ mol}/0.5 \text{ l} = 1.76 \cdot 10^{-1} \text{ M}$$

$$\text{H}^+ = \text{HCl} = 1.76 \cdot 10^{-1} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = 0.75$$



$$\text{MM } \text{H}_2\text{SO}_4 = 98.08 \text{ g/mole}; \text{MM } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310.18 \text{ g/mole}$$

$$156.5 \text{ g}/310.18 \text{ g/mol} = 0.503 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

$$3 \text{ moli } \text{H}_2\text{SO}_4 : 1 \text{ mole } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = x \text{ moli } \text{H}_2\text{SO}_4 : 0.503 \text{ moli } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

$$x = 1.51 \text{ (moli)}$$

$$\text{Grammi } \text{H}_2\text{SO}_4 = 1.51 \text{ (moli)} \times 98.08 \text{ (g/mole)} = 148.1 \text{ g}$$

Esercizi

1) Solfito di sodio e acido cloridrico reagiscono formando cloruro di sodio, anidride solforosa gassosa e acqua.

Calcolare il volume di anidride solforosa prodotta a 40°C se 5.0 g di solfito di sodio reagiscono con 400 ml di una soluzione 0.40 M di acido cloridrico a pressione atmosferica.

2) 4.0 l di metano (CH_4) misurati in condizioni normali vengono bruciati con un eccesso di ossigeno formando acqua e anidride carbonica.

-Scrivere e bilanciare la reazione.

-Calcolare la massa in g dell' anidride carbonica prodotta.

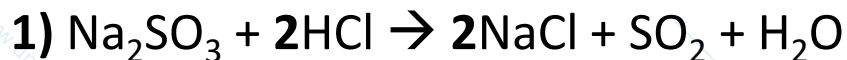
3) 250 ml di soluzione di acido cloridrico reagiscono completamente con idrossido di bario formando cloruro di bario e acqua.

-Calcolare il pH della soluzione di acido cloridrico se la reazione produce 15.0 g di sale

-Quale sarà invece il pH della soluzione finale se la stessa soluzione di HCl reagisce con 5.0 g di idrossido di bario? (Trascurare il volume del solido)

4) Un pallone da 4 l è riempito con anidride carbonica gassosa a cui viene poi aggiunta acqua. Si ottengono 2 l di soluzione acquosa di acido carbonico. Se la concentrazione di acido carbonico nella soluzione finale è pari 0.05 M, considerando che la reazione dell'anidride carbonica con l'acqua sia completa, qual era la pressione iniziale del gas a 30°C nel pallone?

Soluzioni



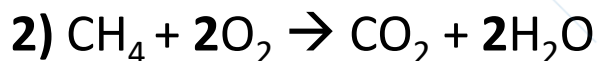
$0.40 \text{ M} \times 0.400 \text{ l} = 0.16 \text{ mol HCl}$

$5.0 \text{ g} / 126.04 \text{ g/mol} = 0.040 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3$

$0.040/1 = 0.040$; $0.16/2 = 0.080 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$ è limitante

1 mol Na_2SO_3 produce 1 mol di $\text{SO}_2 \rightarrow \text{mol Na}_2\text{SO}_3 = \text{mol SO}_2 = 0.04$

V SO_2 = $nRT/P = 0.040 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ l atm/ mol K} \times 313 \text{ K} / 1 \text{ atm} = \mathbf{1.0 \text{ l}}$

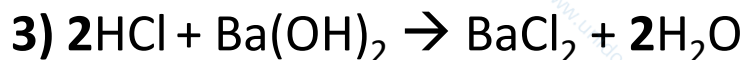


$4.0 \text{ l} / 22.4 \text{ l/mol} = 0.18 \text{ mol CH}_4$

1 mol CH_4 produce 1 mol di CO_2 , $\text{mol CO}_2 = 0.18$

$0.18 \text{ mol} \times 44 \text{ g/mol} = \mathbf{7.9 \text{ g CO}_2}$

Soluzioni



$15.0 \text{ g} / 208.2 \text{ g/mol} = 0.072 \text{ mol BaCl}_2$

$2 \text{ mol HCl} : 1 \text{ mol BaCl}_2 = x \text{ mol HCl} : 0.0720 \rightarrow x = 0.144 \text{ mol HCl}$

$[\text{HCl}] = 0.144 \text{ mol} / 0.250 \text{ l} = 0.576 \text{ M} = [\text{H}^+]$

pH soluzione HCl = $-\log[\text{H}^+] = 0.240$

$5.0 \text{ g} / 171.34 \text{ g/mol} = 0.029 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2$

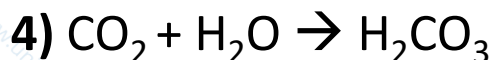
$0.144 \text{ mol HCl} / 2 = 0.072$; $0.029 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2 / 1 = 0.029 \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$ è limitante

2 mol HCl reagiscono con 1 mol di $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$ reagiscono $0.029 * 2 = 0.058 \text{ mol}$

HCl

$0.144 - 0.058 = 0.086 \text{ mol HCl}$ residue

$0.086 \text{ mol} / 0.250 \text{ l} = 0.34 \text{ M} \rightarrow$ **pH soluzione finale** = $-\log(0.34) = 0.47$



$0.05 \text{ mol/l} \times 2 \text{ l} = 0.1 \text{ mol H}_2\text{CO}_3$

1 mol CO_2 produce 1 mol di $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{mol CO}_2 = 0.1$

P CO₂ = $nRT/V = (0.1 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ l atm/mol K} \times 303 \text{ K}) / 4 \text{ l} = 0.62 \text{ atm}$

Esercizi

1) 50.0 ml di una soluzione acquosa di idrossido di calcio a pH = 13.7 reagiscono con 2.00 g di acido nitrico formando nitrato di calcio e acqua. Calcolare la massa in g di idrossido di calcio consumato e di nitrato di calcio prodotto.

2) Data la reazione tra fosfato di manganese (II) e acido solforico, con produzione di solfato di manganese (II) e acido fosforico:

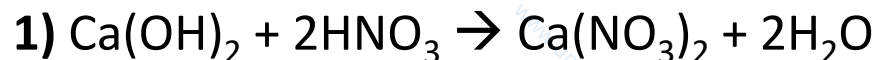
a) Quanti litri di soluzione di acido solforico a pH 2 devono essere utilizzati per ottenere 6 g di solfato di manganese (II)?

b) Qual è il pH della soluzione finale considerando una riduzione del volume a 4 L?

c) Quanti grammi di idrossido di magnesio servono per neutralizzare la soluzione a fine reazione?

Scrivere e bilanciare tutte le reazioni necessarie, comprese le dissociazioni di acidi e basi. Considerare tutti gli acidi come elettroliti forti.

Soluzioni



Calcolo del numero di moli di Ca(OH)_2

$$[\text{H}^+] = 10^{-13.7} = 2 \times 10^{-14} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = K_w / 2 \times 10^{-14} = 1 \times 10^{-14} / 2 \times 10^{-14} = 0.500 \text{ M}$$



$$0.500 \text{ mol/l} \times 0.0500 \text{ l} = 0.025 \text{ mol OH}^-$$

$$1 \text{ mol Ca(OH)}_2 : 2 \text{ mol OH}^- = x \text{ mol Ca(OH)}_2 : 0.025 \text{ mol OH}^-$$

$$x = 0.0125 \text{ mol}$$

Calcolo del numero di moli di HNO_3

$$2 \text{ g} / 63.01 \text{ g/mol} = 0.0317 \text{ mol}$$

Determinazione del reagente limitante

$$\text{HNO}_3 : 0.0317/2 = 0.0159, \text{Ca(OH)}_2 : 0.0125/1 = 0.0125 \text{ limitante}$$

Calcolo delle masse in grammi

$$\text{mol Ca(NO}_3)_2 = \text{mol Ca(OH)}_2 = 0.0125 \text{ mol}$$

$$0.0125 \text{ mol} \times 164.1 \text{ g/mol} = \mathbf{2.05 \text{ g Ca(NO}_3)_2}$$

$$0.0125 \text{ mol} \times 74.1 \text{ g/mol} = \mathbf{0.926 \text{ g Ca(OH)}_2}$$

Soluzioni



$$[\text{H}^+] = 10^{-2} = 0.01 \text{ M}$$

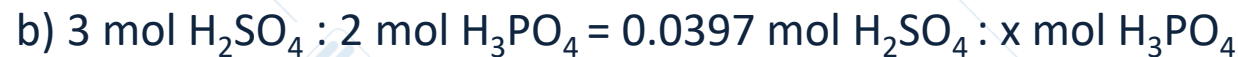


$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = [\text{H}^+]/2 = 0.005 \text{ M}$$

$$6 \text{ g} / 151 \text{ g/mol} = 0.0397 \text{ mol MnSO}_4$$

$$n \text{ MnSO}_4 = n \text{ H}_2\text{SO}_4 = 0.0397 \text{ mol}$$

$$V_{\text{soluzione H}_2\text{SO}_4} = 0.0397 \text{ mol} / 0.005 \text{ M} = \mathbf{7.95 \text{ L}}$$



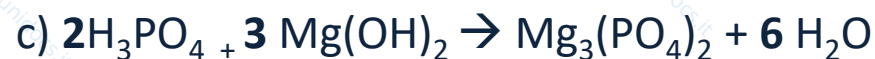
$$x = 0.0397 \times 2 / 3 = 0.0265 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$



$$n\text{H}^+ = 3 \times 0.0265 = 0.0794 \text{ mol}$$

$$[\text{H}^+] = 0.0794 \text{ mol} / 4 \text{ L} = 0.0199 \text{ M}$$

$$\mathbf{\text{pH} = 1.70}$$



$$x = 0.0265 \times 3 / 2 = 0.040 \text{ mol Mg(OH)}_2$$

$$\mathbf{m(\text{g}) Mg(OH)}_2 = 0.040 \text{ mol} \times 58.3 \text{ g/mol} = \mathbf{2.33 \text{ g}}$$

Corso di **SOSTENIBILITÀ CHIMICA DI PROCESSI E MATERIALI**

Prof. Francesco Geobaldo

A.A. 2021/2022



Chiara Novara

chiara.novara@polito.it

Tel: 011 – 090 4713



Esempio da prova d'esame

Data la reazione tra carbonato di potassio e acido nitrico, che produce nitrato di potassio, anidride carbonica e acqua:

- Calcolare la concentrazione della soluzione di acido nitrico, sapendo che, se ne vengono aggiunti 500 mL a del carbonato di potassio in eccesso, si sviluppa 1 L di anidride carbonica a 28 °C e 1 atm.
- Calcolare la concentrazione di cationi del quarto periodo nella soluzione ottenuta dopo la reazione al punto a), sapendo che 3 g di carbonato di potassio non hanno reagito.
- Determinare la densità dell'anidride carbonica a 20 °C e 2 atm. A parità di T e P, se avessimo invece considerato l'anidride solforosa, la densità di quest'ultima sarebbe maggiore o minore? Motivare la risposta.

Scrivere e bilanciare tutte le reazioni necessarie, comprese le dissociazioni di acidi e basi. Considerare trascurabile il volume dei solidi.

Suggerimenti per l'esame:

- Leggere *attentamente tutto* il testo dell'esercizio prima di iniziare a risolverlo
- Riportare tutti i passaggi nel foglio di bella

Sostenibilità chimica di processi e materiali a.a. 2021/2022



Soluzione prova d'esame



$$n_{\text{CO}_2} = PV/RT = (1 \text{ atm} \times 1 \text{ L}) / (0.0821 \text{ (L atm/mol K)} \times 301 \text{ K}) = 0.040 \text{ mol}$$

$$2 \text{ mol HNO}_3 : 1 \text{ mol CO}_2 = x \text{ mol HNO}_3 : 0.040 \text{ mol CO}_2$$

$$x = 0.40 \times 2 / 1 = 0.080 \text{ mol HNO}_3$$

$$[\text{HNO}_3] = 0.080 \text{ mol} / 0.500 \text{ L} = \mathbf{0.160 \text{ M}}$$

b) $[\text{K}^+] = ?$

$$n_{\text{K}_2\text{CO}_3 \text{ eccesso}} = 3 \text{ g} / 138.2 \text{ g/mol} = 0.022 \text{ mol}$$

$$n_{\text{K}_2\text{CO}_3 \text{ consumato}} = n_{\text{CO}_2} = 0.040 \text{ mol}$$

$$n_{\text{K}_2\text{CO}_3 \text{ tot}} = 0.022 + 0.040 = 0.062 \text{ mol}$$



$$n_{\text{K}^+} = 0.062 \times 2 = 0.124 \text{ mol}$$

$$[\text{K}^+] = 0.124 \text{ mol} / 0.500 \text{ L} = \mathbf{0.248 \text{ M}}$$

c) $d_{\text{CO}_2} = MMP / RT = (44 \text{ (g/mol)} \times 2 \text{ atm}) / (0.0821 \text{ (L atm/mol K)} \times 293 \text{ K}) =$
 $= \mathbf{3.66 \text{ g/L}}$

