

AGGIORNAMENTO sulla PRIMA PROVA in ITINERE del 29 novembre 2022

ISCRIZIONE

(o DISISCRIZIONE se ci ripensate e decidete di non farla)

tramite portale UNIMIA

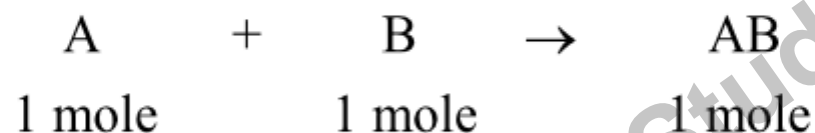
FINO AL 27 novembre

Si svolgerà in:

AULA G24 dalle h. 14.00 alle h. 15.30

Resa percentuale di una reazione

In una reazione avviene una **resa teorica** del 100% quando almeno uno dei reagenti (il reagente limitante) è convertito quantitativamente nel prodotto desiderato



$$\text{resa percentuale} = \frac{\text{resa effettiva del prodotto}}{\text{resa teorica del prodotto}} \times 100$$

resa percentuale o **rendimento percentuale** = rapporto percentuale tra la massa di un dato prodotto (**resa effettiva**) e quella teoricamente ottenibile (**resa teorica**)

Perché non si ha una **resa teorica** del 100%?

- 1) I reagenti non sono completamente convertiti nei prodotti
- 2) I reagenti formano anche prodotti collaterali attraverso reazioni simultanee
- 3) Inefficiente recupero del prodotto dalla miscela di reazione

Esercizio

Calcolare i grammi di H_2SO_4 necessari per preparare 280 g di H_3PO_4 secondo la seguente reazione già bilanciata e con una resa dell'80%. Nominare i composti.



N.B.

I nomi dei composti non siete in grado di darli perché dobbiamo ancora vedere la nomenclatura chimica. Tuttavia ve li anticipo così - quando imparerete le regole - potrete tornare qui ed esercitarvi anche sulla nomenclatura

Per prima cosa dobbiamo trovare le moli corrispondenti a 280 g di H_3PO_4 ,
dividendo per il $\text{PM}_{\text{H}_3\text{PO}_4}$:

$$280(\text{g}) / 98 (\text{g/mol}) = \mathbf{2,86 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4}$$
 corrispondenti a 280 g



*ac. solforico, diortofosfato di tricalcio o difosfato di tricalcio o fosfato di calcio;
solfato di calcio, ac. ortofosforico o fosforico*

Dalla stechiometria della reazione, $\mathbf{3 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}$ reagiscono con $\mathbf{1 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}$
a dare $\mathbf{2 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4}$.

Impostando la seguente proporzione determiniamo le corrispondenti moli
di ac. solforico che reagiscono a dare 2,86 moli di ac. ortofosforico:

$$3 (\text{mol } \text{H}_2\text{SO}_4) : 2 (\text{mol } \text{H}_3\text{PO}_4) = x (\text{mol } \text{H}_2\text{SO}_4) : 2,86 (\text{mol } \text{H}_3\text{PO}_4)$$

$x = \mathbf{4,29 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}$ teoriche necessarie per preparare i 280 g di H_3PO_4
dati dal problema.

Convertiamo le 4,29 moli di H_2SO_4 in grammi moltiplicando per il $\text{PM}_{\text{H}_2\text{SO}_4}$:

$$4,29 \text{ (mol)} \cdot 98 \text{ (g/mol)} = 420 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ teorici}$$

MA la RESA della reazione è pari all' 80%, quindi significa che dovrò caricare più reagente rispetto al valore teorico calcolato (che non teneva conto di questa resa, come se la reazione avesse avuto una resa 100%).

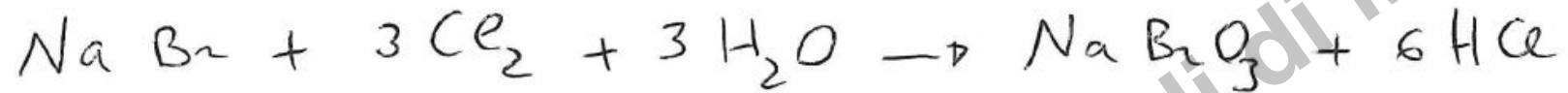
Per calcolare la quantità reale di acido solforico da caricare inizialmente per ottenere la quantità desiderata di prodotto acido fosforico, devo dividere la massa teorica per la resa percentuale:

resa 80%


$$x = 420 \text{ (g)} / 0,80 = 525 \text{ g di } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ reali da caricare}$$

Esercizio

Data la seguente reazione già bilanciata:




Calcolare quanti grammi di NaBrO_3 si

ottengono trattando 150 g di NaBr con

200 g di Cl_2 supponendo una resa dell'85%.

Trovo le moli corrispondenti a 150 g di NaBr (Bromuro di sodio)
tramite il $\text{PM}_{\text{NaBr}} = 102.9 \text{ g/mol}$:

$$\frac{150 \text{ (g)}}{102.9 \text{ (g/mol)}} = 1.457 \text{ mol NaBr}$$


Trovo le mols corrispondenti a 200 g di Cl_2 tramite
il $PM_{\text{Cl}_2} = 70.9 \text{ (g/mol)}$:

$$\frac{200 \text{ (g)}}{70.9 \text{ (g/mol)}} = 2.821 \text{ mol } \text{Cl}_2$$

Vediamo quale dei due reagenti NaBr e Cl_2
è il reagente limitante osservando la stechiometria
della reazione e aiutandoci con le proporzioni:

$$1 \text{ (mol NaBr)} : 3 \text{ (mol } \text{Cl}_2) = 1.457 \text{ (mol NaBr)} : x \text{ (mol } \text{Cl}_2)$$

$$\Rightarrow x = \frac{1.457 \cdot 3}{1} = 4.371 \text{ mol } \text{Cl}_2$$

MA non ne abbiamo, perché nella
realtà disponiamo di 2.821 mol Cl_2



Da ciò deduco che Cl_2 sia il reagente limitante,
ma possiamo confermarlo impostando questa
proporzione:

$$1(\text{mol NaBr}) : 3(\text{mol Cl}_2) = x(\text{mol NaBr}) : 2.821(\text{mol Cl}_2)$$
$$\Rightarrow x = \frac{1 \cdot 2.821}{3} = 0.94 \text{ mol NaBr}$$

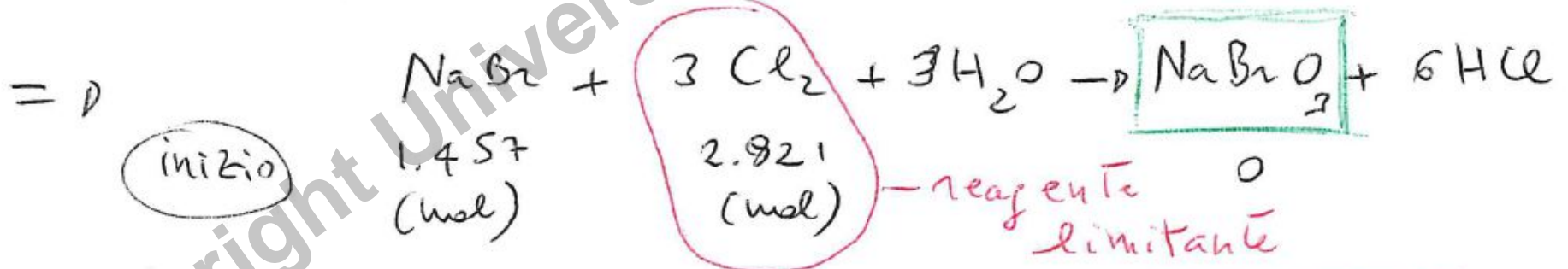
MA nella realtà ne abbiamo anche di più:
perché disponiamo di 1.457 mol NaBr

Da ciò confermiamo che NaBr è il reagente in
eccesso e che Cl_2 è il reagente limitante



⇒ sulle moli di Cl_2 fornite dal problema basiamo i nostri calcoli, tenendo conto dei rapporti stechiometrici della reazione.

Tra Cl_2 e NaBr esiste un rapporto molare di 3:1, ovvero 3 moli Cl_2 reagiscono con 1 mole NaBr o, equivalentemente, per ogni mole di Cl_2 reagiscono $\frac{1}{3}$ moli NaBr e si formano $\frac{1}{3}$ mol NaBrO_3 .



	0.517 (mol)		
	$(1.457 - \frac{1}{3} \cdot 2.821)$		0
			0.94 (mol)
			$(\frac{1}{3} \cdot 2.821)$

Le moli prodotte di NaBrO_3 possono essere
convertite in grammi moltiplicandole per il

$$PM_{\text{NaBrO}_3} = 150.9 \text{ (g/mol)} :$$

$$0.94 \text{ (mol)} \cdot 150.9 \text{ (g/mol)} = 141.85 \text{ g di}$$

NaBrO_3
TEORICI

I grammi di NaBrO_3 (BROMATO di sodio) trovati
sono TEORICI perché finora abbiamo ignorato la
RESA della reazione = 85%, che pu  ci portare
ad un minore quantitativo di prodotto rispetto
a quello teoricamente atteso se avessimo una
resa 100%.

$$\Rightarrow 141.85 \text{ (g)} \cdot 0.85 = 120.57 \text{ g NaBrO}_3$$

EFFETTIVI

resa 85%

Numero di ossidazione

Gli atomi nei composti chimici sono tenuti insieme da **legami chimici** che si formano per condivisione degli elettroni degli atomi coinvolti nel legame



A seconda della posizione degli atomi nella tavola periodica questi saranno più disposti ad attirare gli elettroni del legame e quindi diventeranno parzialmente carichi negativi (se attraggono elettroni) o positivi (se perdono elettroni)

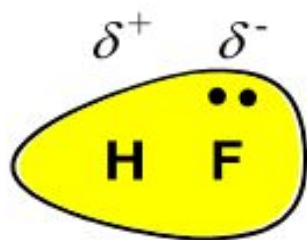


Lo **stato di ossidazione** rappresenta il numero di elettroni che vengono formalmente tolti (**stato di ossidazione positivo**) od assegnati (**stato di ossidazione negativo**) ad un atomo di un composto, rispetto al numero di elettroni presenti nell'atomo non combinato con atomi di altri elementi.

Numero di ossidazione

numero di ossidazione positivo = se un atomo ha **formalmente** perso elettroni nella formazione del composto chimico

numero di ossidazione negativo = se un atomo ha **formalmente** accettato elettroni nella formazione del composto chimico



numero di ossidazione idrogeno = +1

numero di ossidazione fluoro = -1

In un composto chimico
la somma algebrica degli stati/numeri di ossidazione dei singoli atomi
è uguale a zero se il *composto* è *neutro*;
se, invece, il *composto* è *carico*
tale somma dovrà corrispondere alla carica del composto

N.B.

{ i numeri di ox. si indicano con **+n** e **-n**
le cariche degli ioni con **n+** o **n-**

*Riepilogando
in altre
parole...*

NUMERO di OSSIDAZIONE

Il **Numero di Ossidazione** dell'atomo di un elemento in un composto è la carica che esso avrebbe se acquistasse (segno -) o cedesse (segno +) gli e- dei doppietti (coppie) di legame



E' un numero, positivo o negativo, che viene attribuito all'atomo di un elemento dopo che gli e- che lo legano agli atomi che lo circondano sono stati assegnati all'elemento più elettronegativo:
ogni doppietto e- assegnato contribuisce con -1 al n° ossidazione dell'atomo dell' elemento, ogni doppietto ceduto con +1

Regole per la Determinazione del Numero di Ossidazione (n.o.)

Esistono delle **Regole** che semplificano l'attribuzione del **numero di ossidazione** di un atomo di un elemento in un composto, tenendo conto della formula della molecola o ione

Queste **Regole** derivano da un'analisi della struttura e delle proprietà della Tavola Periodica e tengono conto della configurazione elettronica del livello di valenza dei diversi elementi

Vediamo insieme le Regole più importanti



▪ Il **n.o.** dell'atomo di un elemento allo stato elementare (monoatomico) o dell'atomo dello stesso elemento allo stato molecolare (di- o poliatomico) è **0**

(es. Na, Ag, Al...Cl in Cl_2 , P in P_4 , S in S_8 , O in O_2 e O_3 ...hanno tutti n. o. = 0)

▪ Il **n.o.** di **F** (eccetto in F_2 in cui è 0 per la regola appena vista) è sempre **- 1**

▪ Il **n.o.** dell'atomo degli elementi dei **Gruppi 1 e 2** è sempre uguale a **+1 e +2**, rispettivamente (eccetto quando si trovano allo stato elementare per la prima regola)

▪ Il **n.o.** di **H** (eccetto in H_2 in cui è 0 per la prima regola) è uguale a **+ 1** quando è legato a elementi più elettronegativi (es. in HCl e H_2O);
è invece uguale a **-1** quando si lega a elementi meno elettronegativi (es. in NaH e CaH_2)

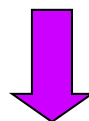
▪ Il **n.o.** di **O** (eccetto in O_2 e O_3 in cui è 0 per la prima regola) è uguale a **- 2** in tutti gli **Ossidi e Ossiacidi** (es. in Li_2O , BaO , H_2SO_4 , HNO_3 , ecc.);

è invece uguale a **- 1** nei **Perossidi** (es. in H_2O_2 , BaO_2);

è uguale a **- 1/2** nei **Superossidi** (es. in NaO_2 , KO_2);

è infine uguale a **+ 2** in **OF_2** (F è l'unico elemento più elettronegativo di O)

- La Somma algebrica dei **n.o.** degli atomi degli elementi di una molecola neutra è **0**, mentre di uno ione è **uguale alla carica**
- In una **Reazione Chimica** la Somma algebrica dei **n.o.** di tutti i partecipanti deve essere **0**



Ciò permette il bilanciamento delle reazioni dette **“redox”** (ossido-riduzione) caratterizzate dall'acquisto e cessione di e^- :
(le vedremo dettagliatamente più avanti)

Il fenomeno che coinvolge l'acquisto di 1 o più e^- si chiama **Riduzione** e comporta la riduzione del **n.o.** dell'atomo dell'elemento che si riduce

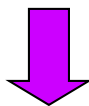
Il fenomeno che coinvolge la cessione di 1 o più e^- si chiama **Ossidazione** e comporta l'aumento del **n.o.** dell'atomo dell'elemento che si ossida

Entrambi i fenomeni avvengono contemporaneamente:

il n° e^- acquistati dall'atomo di un elemento deve essere uguale al n° e^- ceduti dall'atomo di un altro elemento

Quindi il **Numero di Ossidazione (n.o.)**:

Il **n.o.** è la carica “formale” che l’atomo di un elemento assume in una molecola se si pensa di associare gli e⁻ di ciascun legame all’atomo più elettronegativo (vi ricordo che l' **Elettronegatività** è la capacità di un atomo in una molecola di attrarre e⁻ verso sé)



Può, perciò, assumere valori sia positivi che negativi e in modo tale che la somma algebrica dei n.o. dei singoli atomi di un elemento in una *molecola neutra* sia sempre 0, mentre in uno *ione* sia pari alla sua carica

Sulla Tavola Periodica i più comuni n.o. che l’atomo di un elemento può assumere sono riportati attraverso i numeri con segno scritti sopra il simbolo dell’elemento



Esempi

Assegnare il **numero di ossidazione** agli atomi di tutti gli elementi in ciascuno dei seguenti composti:

1) F_2 , P_4 , Pb , Au

2) HCl , $NaBr$, AlF_3 , CaH_2 , K_2O , ZnS

3) SO_2 , H_3PO_4

1) In tutte le specie assegnate l'atomo di ciascun l'elemento, sia nella specie monoatomica (Pb , Au) sia in quella di- e poliatomica (F_2 , P_4), ha **n.o. = 0** per la 1° regola vista

2) HCl, NaBr, AlF₃, CaH₂, K₂O, ZnS

- **HCl** **H** ha **n.o. = + 1** (perchè Cl è più elettronegativo di H)
 Cl conseguentemente ha **n.o. = -1**
- **NaBr** **Na** ha **n.o. = + 1** (gruppo 1)
 Br conseguentemente ha **n.o. = -1**
- **AlF₃** Poichè **F** ha sempre **n.o. = - 1** → **(-1 · 3 = -3)**
 Al conseguentemente ha **n.o. = +3**

• **CaH₂** **Ca** ha **n.o. = +2** (gruppo 2)

H conseguentemente (anche perchè **Ca** è meno elettronegativo di **H**) ha **n.o. = -1**

• **K₂O** **K** ha **n.o. = + 1** (gruppo 1) → **(+1 · 2 = +2)**

O conseguentemente ha **n.o. = - 2** (come atteso essendo il composto un ossido)

• **ZnS** **Zn** ha sempre **n.o. = +2** (come riportato sulla Tavola Periodica)

S conseguentemente ha **n.o. = - 2**

3) SO₂, H₃PO₄

• SO₂ O ha n.o. = - 2 (il composto è un ossido) → $(-2 \cdot 2 = -4)$
S conseguentemente ha n.o. = + 4

• H₃PO₄ O ha n.o. = - 2 (il composto è un ossiacido) → $(-2 \cdot 4 = -8)$
H ha n.o. = + 1 (O è più elettronegativo di H) → $(+1 \cdot 3 = +3)$

P ...si calcola dall'equazione:

$$+3 + (\text{n.o. P}) + (-8) = 0 \quad \rightarrow \quad \text{n.o. P} = 8 - 3 = +5$$

Al file della lezione di oggi, aggiungerò un altro file con
alcuni esercizi di riepilogo già risolti.

Lo caricherò, come sempre, su Ariel sotto 'materiale didattico' e lo chiamerò:
'Esercizi di riepilogo_DELLA PINA_27ott22'