

АТОМСКИ И МАСЕНИ БРОЈ

Атомски број представља број протона у језгру атома. Обележава се великим латиничним словом **Z**.

$$Z = N(p^+)$$

Масени број представља број нуклеона, односно, једнак је збиру броја протона и броја неутрона у језгру атома. Обележава се великим латиничним словом **A**.

$$A = N(p^+) + N(n^0)$$



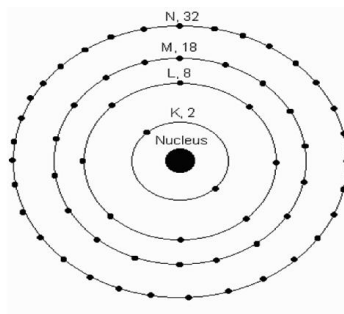
X- представља симбол елемента

ЕЛЕКТРОНСКИ ОМОТАЧ

Електронски омотач састоји се од више енергетских нивоа на којима се налазе електрони.

Енергетски нивои се редом обележавају словима K, L, M, N, O, P, Q.

У првом (K) енергетском нивоу максималан број електрона је 2, у L 8 електрона, у M 18 електрона...



Последњи ниво у атому у коме се налазе електрони назива се **валентни ниво**, а електрони у њему називају се **валентни електрони**.

Валентни електрони неког елемента се обележавају **електронским (Луисовим) формулама**.

Пример

${}_3\text{Li}$ K2 L1 , ${}_4\text{Be}$ K2 L2 ${}_6\text{C}$ K2 L4 ${}_8\text{O}$ K2 L6



ХЕМИЈСКИ СИМБОЛИ

Правила приликом писања хемијских симбола:

1. Сви симболи се пишу **словима латинице**, а изводе се из латинског назива елемента

Пример

Водоник – **H**ydrogenium - **H**

Кисеоник - **O**xxygenium - **O**

Угљеник – **C**arboneum – **C**

2. За симбол хемијског елемента узима се почетно слово његовог имена, али када имена више елемената почињу истим словом, поред почетног пише се још једно слово из његовог имена.

Пример

Бакар – **Cu**rrium - **Cu**

Гвожђе – **Fe**rrum - **Fe**

Хлор – **Ch**lorum – **Cl**

3. Прво слово симбола хемијског елемента је велико, а друго, уколико постоји, је мало.

4. Симбол се изговара тако што се свако слово изговара посебно.

Пример

H → ха Al → а-ел

Hg → ха-ге Ca → це-а

☺ Осим што **симбол** означава хемијски елемент, он представља и један атом хемијског елемента.

Број атома (молекула, јона...) неког хемијског елемента представљамо **коэффицијентом**. Коэффицијент се пише испред симбола (односно са леве стране симбола) и исте је величине као велико слово симбола.

Пример

а) пет атома водоника → 5 H

б) један молекул водоника → H₂

в) три атома хлора → 3 Cl

г) три молекула воде → 3 H₂O

РЕЛАТИВНА АТОМСКА МАСА - је број који показује колико је пута просечна маса атома неког елемента већа од 1/12 масе атома угљениковог изотопа ¹²C.

Обележава се ознаком **Ar**.

$$Ar(E) = \frac{m(E)}{u} = \frac{m(E)}{\frac{1}{12}m(C)}$$

m(E) – просечна маса атома неког елемента

Пример

$$Ar(F) = \frac{0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 031\ 73g}{0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001\ 67g} = 19$$

ХЕМИЈСКА ВЕЗА

Настајање молекула и јона од атома објашњава се грађењем хемијске везе.

Молекули су стабилне целине удружених атома.

Молекули се представљају **хемијским (молекулским) формулама**.

МОЛЕКУЛИ ЕЛЕМЕНАТА Састављени од исте врсте атома	МОЛЕКУЛИ ЈЕДИЊЕЊА Састављени од разноврсних атома
H ₂ , Cl ₂ , O ₂ , P ₄ , S ₈ , N ₂ ...	H ₂ O, HNO ₃ , H ₃ PO ₄ , Ca(OH) ₂ , K ₂ SO ₄

Хемијске формуле имају двојако значење:

Квалитативно значење – показују о којој супстанци је реч и од којих атома се састоји молекул.

Пример.

H₂O → представља молекулску формулу **воде** и говори нам да се састоји од **атома водоника (H) и кисеоника (O)**.

Квантитативно значење – показују однос броја атома појединих елемената у том молекулу и представљају један молекул те супстанце.

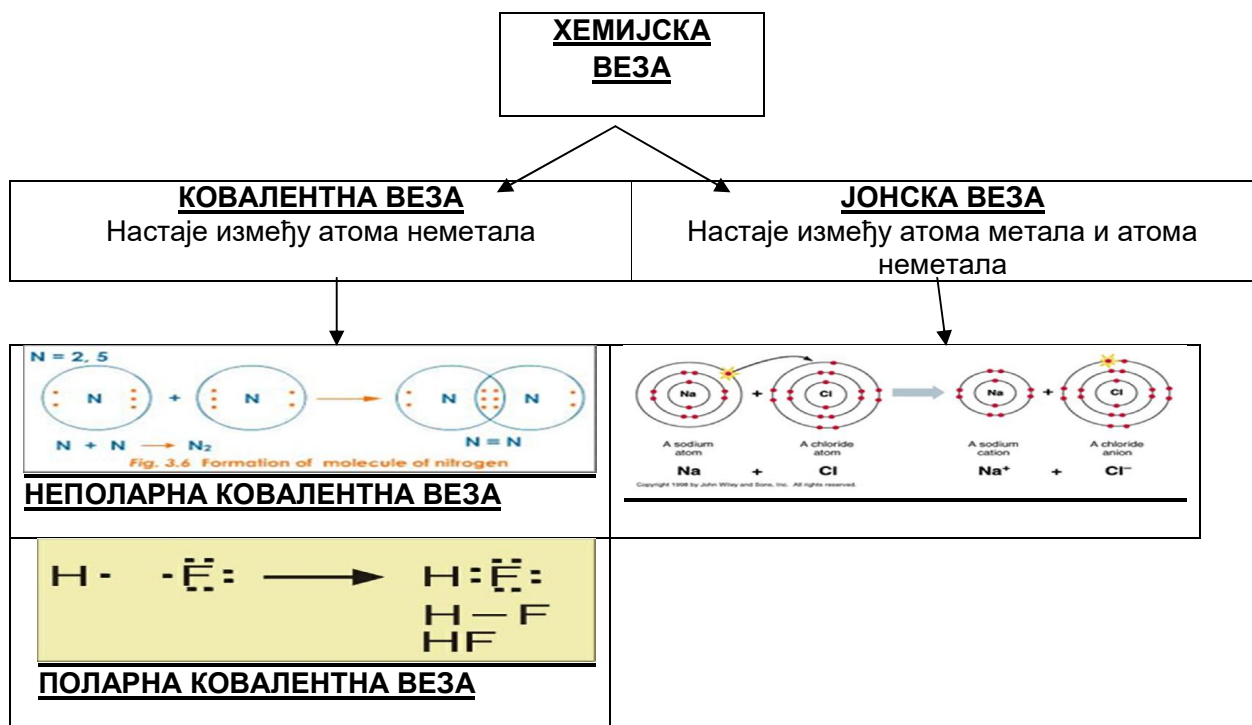
H₂O → представља **један молекул воде** и састоји се од **два атома водоника и једног атома кисеоника**.

Ако желимо да представимо више молекула неке супстанце пишемо **коэффициент** испред формуле.

Пример

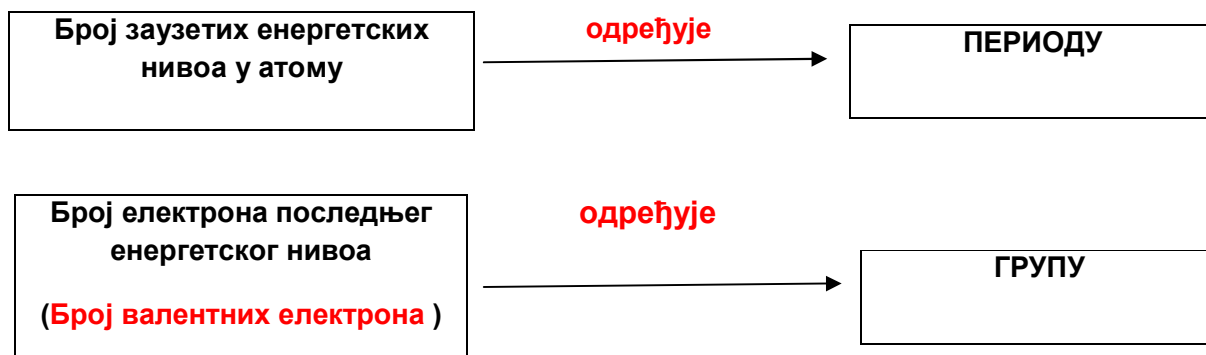
15 H₂O → 15 молекула воде

3 NH₃ → 3 молекула амонијака



ПЕРИОДНИ СИСТЕМ ЕЛЕМЕНАТА

Положај елемената у Периодном систему зависи од распореда електрона у електронском омотачу атома тог елемента.



Пример

${}_8\text{O} \rightarrow \text{K2 L6} \rightarrow$ кисеоник има 6 валентних електрона \rightarrow ГРУПА VI

\rightarrow кисеонику је други ниво, валентан ниво \rightarrow 2. ПЕРИОДА

${}_{17}\text{Cl} \rightarrow \text{K2 L8 M7} \rightarrow$ хлор има 7 валентних електрона \rightarrow ГРУПА VII

\rightarrow хлору је трећи ниво валентан \rightarrow 3. ПЕРИОДА

ВАЛЕНЦА АТОМА ЕЛЕМЕНАТА

Способност атома неког елемента да се повеже са атомима других елемената назива се **валентност**.

Валенца атома неког елемента представља број електрона тог атома који учествује у грађењу хемијске везе.

Валенца се обележава **римским бројем** и може имати вредности од I до VII.

Постоје елементи који имају **сталну валенцу**, односно увек граде исти број веза.

Али постоје и елементи који имају **променљиву валенцу**.

ЕЛЕМЕНТ	ВАЛЕНЦА	ЕЛЕМЕНТ	ВАЛЕНЦА
I група ПСЕ, флуор	I	Фосфор	III, V
II група ПСЕ	II	Сумпор	II, IV, VI
Кисеоник, цинк	II	Угљеник	II, IV
Алуминијум	III	Олово	II, IV
Хлор, бром, јод	I, III, V, VII	Гвожђе	II, III
Азот	I, II, III, IV, V	Бакар	I, II

Одређивање валенце на основу формуле

Валенца неког елемента се одређује на основу формуле једињења уколико једињење садржи елемент сталне валенце.

ПРАВИЛО : Производ валенце једног атома елемента и броја његових атома у молекулу (индекса), мора бити једнак производу валенце и индекса другог елемента.

Пример

☺ CO_2 - одређивање валенце угљеника, кисеоник има сталну валенцу – II

$\text{C}^x \text{O}_2^{\text{II}} \rightarrow x \cdot 1 = \text{II} \cdot 2 \rightarrow x=4 \rightarrow \text{C}^{\text{IV}} \text{O}_2^{\text{II}} \rightarrow$ валенца угљеника износи IV

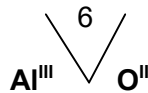
☺ P_2O_5 – одређивање валенце фосфора

$\text{P}_2^x \text{O}_5^{\text{II}} \rightarrow x \cdot 2 = \text{II} \cdot 5 \rightarrow x \cdot 2 = 10 \rightarrow x=5 \rightarrow \text{P}_2^{\text{V}} \text{O}_5^{\text{II}} \rightarrow$ валенца фосфора износи V

Састављање формуле на основу валенце

Да бисмо саставили формулу једињења које се састоји, на пример, од алуминијума и кисеоника, одреди се **најмањи заједнички садржалац њихових валенци**.

Алуминијум има валенцу III, а кисеоник II. Најмањи заједнички садржалац њихових валенци је 6.



Индекси се добијају када се најмањи заједнички садржалац подели њиховим валенцама.

$$\text{Al} \rightarrow \frac{6}{\text{III}} = 2 \quad \text{O} \rightarrow \frac{6}{\text{II}} = 3$$



РЕЛАТИВНА МОЛЕКУЛСКА МАСА – Mr- је број који показује колико је пута маса молекула неке супстанце већа од $1/12$ масе атома угљениковог изотопа ^{12}C .

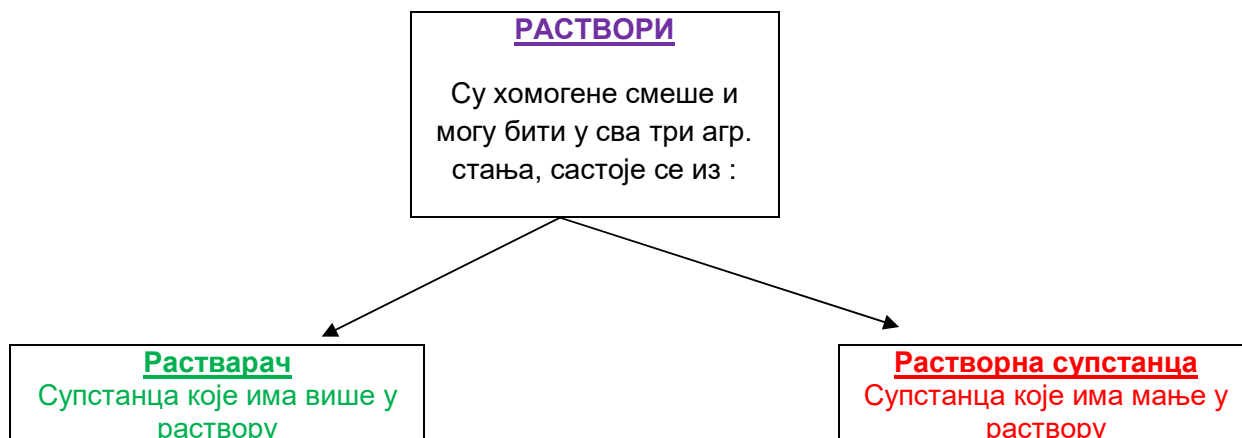
Релативна молекулска маса израчунава **се сабирањем релативних атомских маса свих атома у том молекулу**.

Пример

☺ $\text{Mr}(\text{CO}) = \text{Ar}(\text{C}) + \text{Ar}(\text{O}) = 12 + 16 = 28$

☺ $\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot \text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$

☺ $\text{Mr}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 3 \cdot \text{Ar}(\text{Ca}) + 2 \cdot (\text{Ar}(\text{P}) + 4 \cdot \text{Ar}(\text{O})) = 3 \cdot 40 + 2 \cdot (31 + 4 \cdot 16) = 120 + 2 \cdot (31 + 64) = 120 + 2 \cdot 95 = 120 + 190 = 310$



Маса раствора = маса растворне супстанце + маса растварача

Да ли ће се нека супстанца растворити у одређеном растварачу зависи од поларности / неполарности супстанце и растварача. Ту важи ПРАВИЛО:

СЛИЧНО СЕ У СЛИЧНОМ РАСТВОРА

РАСТВОРЉИВОСТ – је број грама растворне супстанце који се може растворити у **100g** растварача на одређеној температури.

<i>supstanca</i>	<i>rastvorljivost (g/100g vode)</i>
kuhinjska so	35,9
limunska kiselina	73
soda bikarbona	9,6
kalcijum-karbonat	0,0006

Пример

☺ Колико грама кухињске соли може да се раствори у 50 g воде, ако је, на температури раствора, растворљивост кухињске соли 35,9 g?

Ако се 35,9 g кухињске соли може растворити у 100 g воде, онда се X g може растворити у 50 g воде.

Постави се пропорција

$$35,9 \text{ g} : 100 \text{ g} = X : 50 \text{ g} \quad \text{или} \quad \begin{array}{l} 35,9 \text{ g раст. суп} \text{ ----- } 100 \text{ g воде} \\ X \text{ раст. суп} \text{ ----- } 50 \text{ g воде} \end{array}$$

$$100 \text{g} * X = 35,9 \text{g} * 50 \text{g}$$

$$X = 17,95 \text{ g}$$

ПРОЦЕНТНИ САСТАВ РАСТВОРА – (Процентна концентрација раствора) представља број грама растворене супстанце у **100 g раствора**.

$$m \text{ раствора} : m \text{ растворне супстанце} = 100 \% : X \%$$

Пример

Колика је процентна концентрација сирћета ако 200 g раствора садржи 18 g сирћетне киселине?

Треба да одредимо колико би сирћетне киселине било у 100 g раствора. Ако 200 g раствора садржи 18 g киселине, онда 100 g садржи **X**.

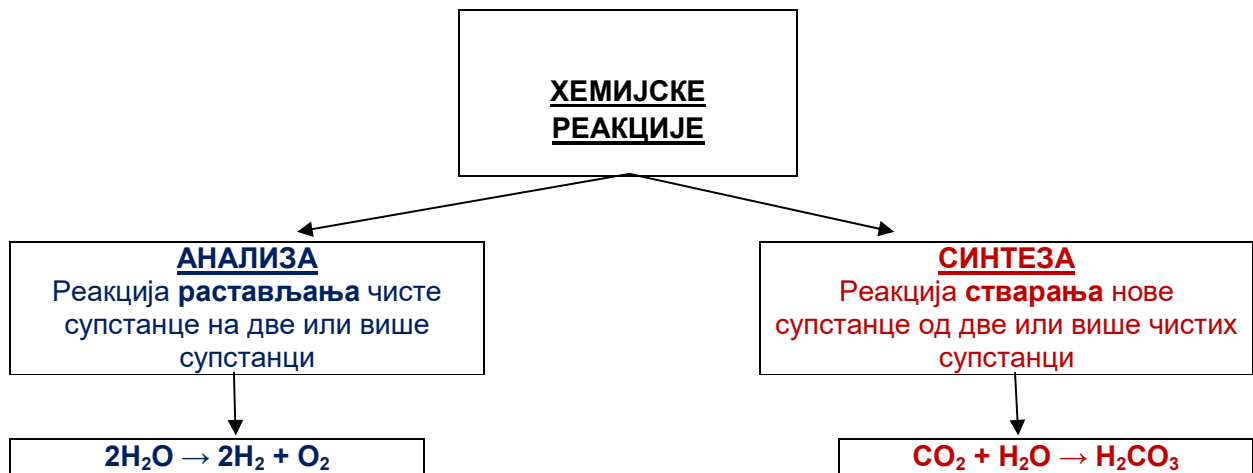
$$200 \text{ g} : 18 \text{ g} = 100 \text{ g} : X$$

Према дефиницији, број грама растворене супстанце је њена процентна концентрација, па пишемо :

$$200 \text{ g} : 18 \text{ g} = 100\% : X\% \quad \text{или} \quad \begin{array}{l} 18 \text{ g раст. суп.} \text{ ----- } 200 \text{ g раствора} \\ X\% \text{ раст. суп.} \text{ ----- } 100\% \text{ раствора} \end{array}$$

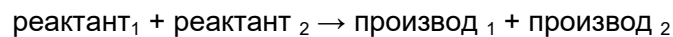
$$200 \text{ g} \cdot X = 18 \text{ g} \cdot 100\%$$

$$X = 9\%$$

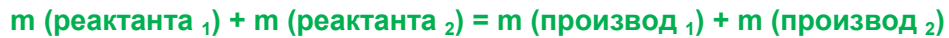


ЗАКОН ОДРЖАЊА МАСЕ – Збир маса реактаната једнак је збиру маса реакционих производа.

Ако хемијску реакцију представимо изразом:



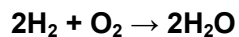
Онда важи :



Пример

☺ Одредити масу изреагованог кисеоника уколико је маса изреагованог водоника 2 g, а маса настале воде 18 g?

Прво запишемо хемијску реакцију настајања воде



Затим, на основу закона пишемо

$$m (\text{H}_2) + m (\text{O}_2) = m (\text{H}_2\text{O})$$

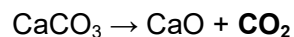
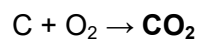
$$2 \text{ g} + m (\text{O}_2) = 18 \text{ g}$$

$$m (\text{O}_2) = 18 \text{ g} - 2 \text{ g} = 16 \text{ g}$$

ЗАКОН СТАЛНИХ ОДНОСА МАСА – хемијски елементи међусобно се једине у сталним односима маса и састав једињења је сталан без обзира на који је начин једињење добијено.

Пример

Угљеник (IV)- оксид може се добити сагоревањем угљеника или жарењем кречњака :



Без обзира на који начин је добијен угљеник (IV)- оксид однос маса угљеника и кисеоника биће исти.

$$\text{Ar} (\text{C}) : 2 * \text{Ar} (\text{O})$$

$$12 : 2 * 16$$

$$12 : 32 \quad / \text{ делимо са } 4$$

(пошто се оба броја могу поделити са 4)

$$3 : 8$$

То значи да ће се угљеник и кисеоник увек јединити, у једињењу CO_2 , у односу маса **3 : 8**.

КОЛИЧИНА СУПСТАНЦЕ – (n) - Од 1mol садржи онолико честица колико има атома у 12g угљениковог изотопа ^{12}C , што износи 602 трилијарде атома.

Јединица за количину супстанце је **mol**.

Авогадров број (Na) означава број честица (атома, молекула, јона, електрона...) у једном молу и записује се као

$$N_A = 6,02 * 10^{23} \frac{1}{mol}$$

МОЛАРНА МАСА – (M) - супстанце представља однос масе супстанце и њене количине (броја молова)

$$M = \frac{m}{n} \left[\frac{g}{mol} \right]$$

За **супстанце које изграђују атоми**, моларна маса је једнака њиховој релативној атомској маси

$$M = A_r \frac{g}{mol}$$

Пример

$$M(\text{Na}) = 23 \frac{g}{mol}, \quad M(\text{Zn}) = 65,4 \frac{g}{mol}$$

За супстанце које изграђују молекули или јони, моларна маса је једнака њиховој релативном молекулској маси

$$M = M_r \frac{g}{mol}$$

Пример

$$M(\text{NaNO}_3) = ?$$

$$M_r(\text{NaNO}_3) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{N}) + 3 * A_r(\text{O}) = 23 + 14 + 3 * 16 = 85$$

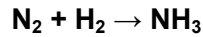
$$M = M_r \text{ g/mol} = 85 \text{ g/mol}$$

СТЕХИОМЕТРИЈА – ХЕМИЈСКА ИЗРАЧУНАВАЊА

Пример

Ако посматрамо реакцију настајања амонијака.

Да бисмо могли да извршимо израчунавања на основу хемијске реакције, прво морамо тачно да напишемо хемијску реакцију



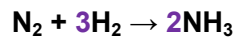
Следећи корак је **изједначавање реакције**

N : Са леве стране имамо 2 атома азота, а са десне 1 атом.

H : Са леве стране имамо 2 атома водоника, а са десне 3 атома.

♥ Број атома датог елемента мора да буде једнак са леве
и десне стране хемијске реакције ♥

Да бисмо изједначили реакцију испред молекула водоника (H_2) ставићемо **коэффициент 3**, а испред молекула амонијака (NH_3) ставићемо **коэффициент 2**.



Сада имамо и са леве и десне стране хемијске реакције 2 атома азота и 6 атома водоника.

Што значи да **реагује 1 молекул азота са 3 молекула водоника и настаје 2 молекула амонијака**.

Односно, **реагује 1 мол азота са 3 мола водоника и настаје 2 мола амонијака**.

Хемијска реакција	N_2	+	3H_2	→	2NH_3
n	1 mol		3 mol		2 mol
$M = M_r \text{ g/mol}$	$2 \cdot 14 = 28 \text{ g/mol}$		$2 \cdot 1 = 2 \text{ g/mol}$		$14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol}$
$m = n \cdot M$	$1 \text{ mol} \cdot 28 \text{ g/mol} = 28 \text{ g}$		$3 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol} = 6 \text{ g}$		$2 \text{ mol} \cdot 17 \text{ g/mol} = 34 \text{ g}$

Сада можемо да решавамо задатке.

☺ **1. Задатак** : Колико се мола амонијака добија у реакцији 6 мола водоника са азотом?

На основу табеле видимо да 3 мола водоника даје 2 мола амонијака, па можемо да поставимо **пропорцију** тако да нам **са леве стране стоје познати подаци** које добијамо из реакције, а са **десне стране податке који се траже** у задатку.

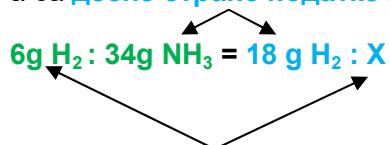


$$X = \frac{6 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{3 \text{ mol}}$$

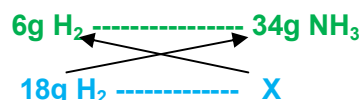
$$X = 4 \text{ mol NH}_3$$

☺ **2. Задатак** : Колико грама амонијака се добија у реакцији 18 g водоника са азотом?

На основу табеле видимо да 6g водоника даје 34g амонијака, па можемо да поставимо **пропорцију** тако да нам **са леве стране стоје познати подаци** које добијамо из реакције, а са **десне стране податке који се траже** у задатку.



или



$$X = \frac{18\text{g} \cdot 34\text{g}}{6\text{g}}$$

$$X = 102\text{g NH}_3$$

☺ **3. Задатак** : Израчунај количину молекула (n) водоника потребну за реакцију са 14 g азота, при чему настаје амонијак.

Један од начина је да се дата маса азота прерачуна у количину супстанце, а затим израчунавање изводи као у 1. Задатку .

$$M(\text{N}_2) = 2 \cdot Ar(\text{N}_2) = 2 \cdot 14\text{g/mol} = 28\text{g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{14\text{g}}{28\text{g/mol}} = 0,5\text{ mol молекула азота}$$

$$3\text{ mol H}_2 : 1\text{ mol N}_2 = X : 0,5\text{ mol N}_2$$

$$X = \frac{3\text{mol} \cdot 0,5\text{mol}}{1\text{mol}}$$

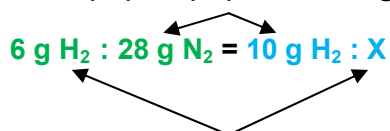
$$X = 1,5\text{ mol H}_2$$

☺ **4. Задатак** : Израчунај масу азота потребну за реакцију са 5 mol водоника, при чему настаје амонијак.

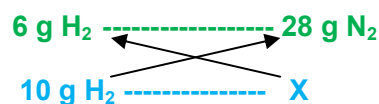
Један од начина је да се дата количина водоника прерачуна у масу, а затим израчунавање изводи као у 2. Задатку .

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot Ar(\text{H}_2) = 2 \cdot 1\text{g/mol} = 2\text{g/mol}$$

$$m = n(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) = 5\text{mol} \cdot 2\text{g/mol} = 10\text{g H}_2$$



или



$$X = \frac{10\text{g} \cdot 28\text{g}}{6\text{g}} = 46,7\text{g N}_2$$