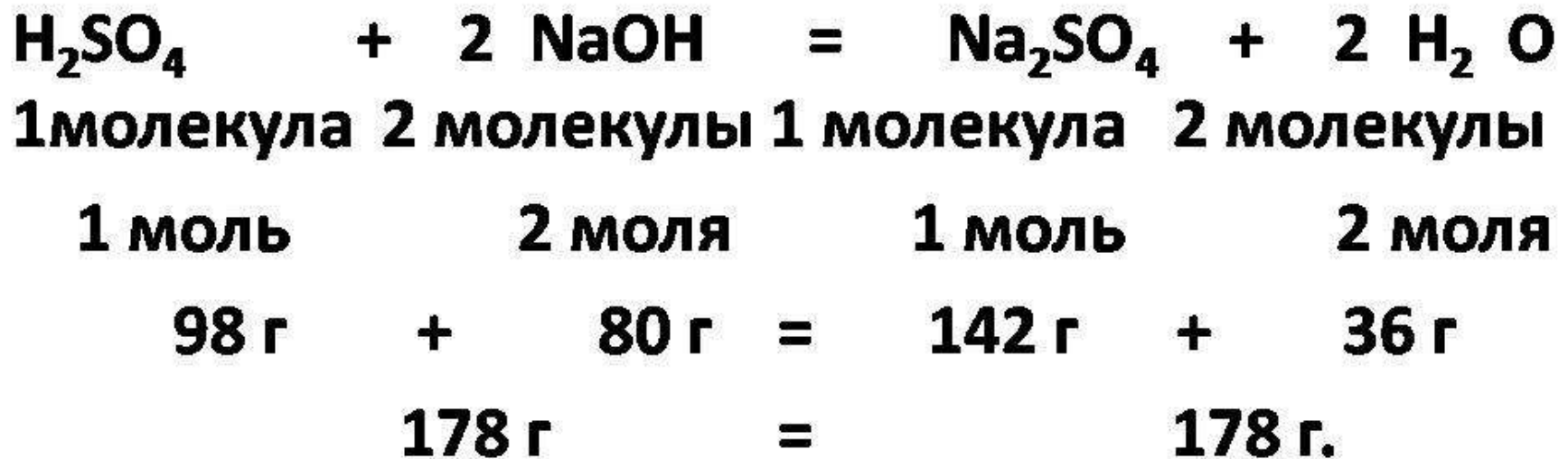


ГЕОХИМИЯ

Проф. Н.К. Чертко

Реакции

Баланс атомов устанавливают при помощи *коэффициентов* перед формулой. Они показывают число молекул или молей каждого вещества, участвующего в реакции:



Содержание элементов, % и моль

- Чтобы найти число молей (система СИ) в 1 кг почве, следует его процентное содержание в ней разделить на атомную массу (АМ) и умножить на 10:
- $\text{моль / кг} = (X \% \cdot 10) / \text{АМ} = (34,18 \cdot 10) / 28 = 12,2$ (для Si)
- Пример. %-ное содержание оксидов по массе:
- | | | | | | | |
|------------------|--------------------------------|--------------------------------|------|------|------------------|-------------------|
| SiO ₂ | Al ₂ O ₃ | Fe ₂ O ₃ | CaO | MgO | K ₂ O | Na ₂ O |
| 73,4 | 8,76 | 2,57 | 1,02 | 0,66 | 2,22 | 1,10. |
- %-ное содержание элементов по массе:
- | | | | | | | |
|-------|------|------|------|------|------|-------|
| Si | Al | Fe | Ca | Mg | K | Na |
| 34,18 | 4,62 | 1,80 | 0,43 | 0,40 | 1,84 | 0,82. |
- Содержание химических элементов, моль / кг (система СИ):
- | | | | | | | |
|------|------|------|------|------|------|-------|
| 12,2 | 1,77 | 0,32 | 0,11 | 0,16 | 0,47 | 0,36. |
|------|------|------|------|------|------|-------|

Абсолютная и относительная масса вещества

- В химии различают *абсолютную* и *относительную массу* вещества. Абсолютная атомная масса (m_a) – это масса атомов, выраженная в килограммах (кг) или граммах (г). Она очень мала и ею неудобно пользоваться. Примеры:
- m_a водорода (H) = $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг,
- m_a кислорода (O) = $26,57 \cdot 10^{-27}$ кг,
- m_a углерода (C) = $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг.
- В связи с этим вместо *абсолютных* атомных масс используют *относительные* (A_r) атомные массы. Для их расчета в качестве *атомной единицы массы* (*а.е.м.*) используют 1/12 часть массы атома изотопа ^{12}C , который является основным изотопом природного углерода:
- $1 \text{ а.е.м.} = 1/12 m(^{12}\text{C}) = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$.
- Таким образом, 1/12 часть массы атома углерода ^{12}C называется атомной единицей массы (*а.е.м.*):
- $1 \text{ а.е.м.} = m_a(\text{C}) / 12 = 19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг} / 12 = 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$.
- Переход от абсолютных единиц массы к безразмерным относительным массам (A_r) следующий:
- $A_r = m_a(x) / 1 \text{ а.е.м.}$;

Закон сохранения массы

- ***Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.***
- ***Суммарные масса и энергия веществ, вступающих в реакцию, всегда равны суммарным массе и энергии продуктов реакции.***
- **Закон постоянства состава**
- **Каждое химическое соединение имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способа его получения.**

Закон эквивалентов

- Дальтон ввел в науку понятие о соединительных весах элементов, впоследствии названных эквивалентами.
- Химическим эквивалентом элемента называют такую массу его, которая соединяется с единицей массы водорода (1,008) или с 8 единицами массы кислорода или эти же количества в их соединениях.
- **Закон эквивалентов: вещества вступают в химические реакции в весовых количествах, пропорциональных их эквивалентам.**
- Для определения эквивалента (Э) элемента необходимо знать весовой состав его соединения с другим элементом, эквивалент которого известен.
- **Пример.** Определить Э_{Ca} , если известно, что 0,5 г кальция при окислении дают 0,7 г оксида кальция.
- Из условия видно, что в 0,7 г оксида кальция содержится 0,5 г кальция. Следовательно в этом соединении будет кислорода $0,7 - 0,5 = 0,2$ г. Составляем пропорцию: $0,5 : 0,2 = \text{Э}_{\text{Ca}} : \text{Э}_{\text{O}}$. Учитывая, что $\text{Э}_{\text{O}} = 8$, можем записать: $\text{Э}_{\text{Ca}} = (0,5 \cdot 8) / 0,2 = 20$.
- Валентность, эквивалент и атомная масса химического элемента связаны между собой: **валентность (V) · эквивалент (Э) = атомная масса (A),**
 - $V = A : \text{Э}, \quad \text{Э} = A : V$.

Закон Авогадро

- В 1811 г. итальянский химик А. Авогадро выдвинул гипотезу: **в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (давлении и температуре) содержится равное число молекул.**
- Из закона Авогадро вытекают три следствия:
 - Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых температуре и давлению занимают одинаковый объем.
 - При нормальных условиях ($t = 0^\circ\text{C}$ или 273 K , $p = 101,3\text{ кПа}$) объем любого газа химическим количеством в 1 моль равен $22,4\text{ дм}^3$. Объем порции газа химическим количеством в 1 моль получил название **молярного объема**: $V_m = 22,4\text{ дм}^3 / \text{моль}$.
 - Массы одинаковых объемов двух газов относятся как их молярные массы.
- Отношение масс равных объемов газов называется **относительной плотностью** (D) одного газа (А) относительно другого (В).
- **Пример.** Найти относительную плотность хлора по воздуху ($M_{\text{возд.}} = 29\text{ г / моль}$). $D_{\text{возд.}}(\text{Cl}_2) = M(\text{Cl}_2) / M_{\text{возд.}} = 71 / 29 = 2,45$.

Периодический закон Д. И. Менделеева

- Современная формулировка периодического закона звучит так: *свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов ядер атомов.*
 - Геохимический закон Гольдшмидта
- *Кларки (среднее содержание) элементов зависят от строения атомного ядра, а их миграция – от наружных электронов, определяющих химические свойства элементов .*
- Роль кларка и химических свойств элемента в его геохимии не одинакова для элементов. Поэтому *геохимия элемента в земной коре определяется как его химическими свойствами, так и величиной кларка*