Informationsblatt Begriffsdefinitionen

Inhaltsverzeichnis

[Informationsblatt Begriffsdefinitionen 1](#_Toc519425298)

[Die Masse der Atome 1](#_Toc519425299)

[Die Basisgrößen der Physik und der Chemie 2](#_Toc519425300)

[Basiseinheiten des internationalen Einheitensystems (SI) 2](#_Toc519425301)

[Der Molbegriff 3](#_Toc519425302)

[Die Atommasse 4](#_Toc519425303)

[Die Molekülmasse 4](#_Toc519425304)

[Die Teilchenzahl 5](#_Toc519425305)

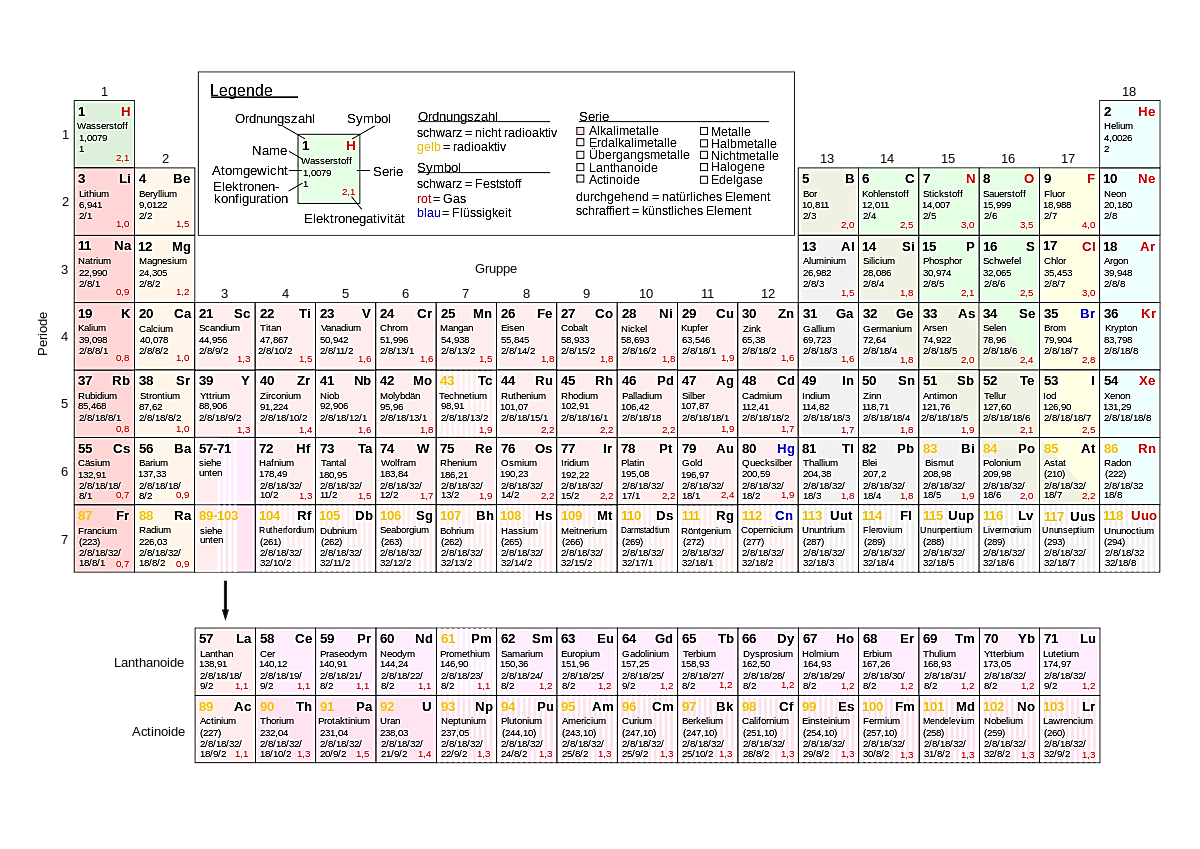
[Die Stoffportion m 5](#_Toc519425306)

[Die Stoffmenge n 6](#_Toc519425307)

[Die molare Masse 6](#_Toc519425308)

[Das molare Volumen 7](#_Toc519425309)

Informationsblatt Begriffsdefinitionen

Ordnungszahl und Atommasse im Periodensystem der Elemente (PSE)

Chemisches Elementsymbol (Abkürzung für das Element)

Ordnungszahl = Zahl der Protonen im Atomkern = Zahl der Elektronen in der Hülle

Atomgewicht = Massezahl = Zahl der Protonen + Zahl der Neutronen im Atomkern

Die Masse der Atome

Die relative Atommasse (in der atomaren Masseneinheit units (1 u))

Atome zu wiegen stellt ein großes Problem dar, da sie nur sehr klein und als Einzelatome viel zu leicht sind, um sie selbst auf einer noch so empfindlichen Waage wiegen zu können.

Trotzdem benötigt man bei chemischen Reaktionen Mengenangaben in Gramm.

Um dieses Problem zu lösen, wurde für das Gewicht eines einzelnen Atoms eine „künstliche Masse“ eingeführt, die atomare Masseneinheit: 1unit (1 u). Sie ist bezogen auf das leichteste aller Atome, das Wasserstoffatom. Bei ihm wurde die Masse willkürlich = 1 u gesetzt.

Alle anderen Atome sind um ein Vielfaches schwerer als ein Wasserstoffatom, deshalb haben sie größere Massen (z. B. ein Kohlenstoffatom ist 12 mal schwerer als ein Wasserstoffatom und hat deshalb die Atommasse 12 u, ein Sauerstoffatom ist 16 mal schwerer als ein Wasserstoffatom und hat daher die Atommasse 16 u, Neon ist 20 mal schwerer → 20 u, …)

Die Massezahl gibt also an, wie viel ein Atom in der Einheit Units (1 u) wiegt.

Bsp.: Ein einzelnes Atom Wasserstoff wiegt 1,0 units (1,0 u)

Die absolute Atommasse (in g)

Um Berechnungen anstellen und Mengen in Gramm abwiegen zu können, benötigt man sehr, sehr viele Atome (so viele Atome, wie in der Stoffmenge 1 mol eines Stoffes enthalten sind).

Aus den Berechnungen ergibt sich folgender Zusammenhang zwischen der Atommasse in der atomaren Masseneinheit u und der Atommasse in g:

1 u = 1,66058 · 10‒24 g (1,66058·10‒27 kg)

Die Basisgrößen der Physik und der Chemie

Aus der Physik kennt man die Basisgrößen oder Grundgrößen. Sie sind die Größen, aus denen alle anderen Größen zusammengesetzt sind.

Basiseinheiten des internationalen Einheitensystems (SI)

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Name | Zeichen | Definition |
| Meter | m | Das Meter ist die Länge der Strecke, die Licht im Vakuum während der Dauer von 1/299 792 458 Sekunde durchläuft. |
| Kilogramm | kg | Das Kilogramm ist die Masse des internationalen Kilogrammtyps. |
| Sekunde | s | Die Sekunde ist die Dauer von 9 192 631 770 Perioden der Strahlung, die dem Übergang zwischen den beiden Hyperfeinstrukturniveaus des Grundzustandes des Atoms Caesium 133 entspricht. |
| Ampere | A | Das Ampere ist die Stärke des zeitlich unveränderten elektrischen Stromes durch zwei geradlinige, parallele, unendlich lange Leiter von vernachlässigbarem Querschnitt, die den Abstand 1 m haben und zwischen denen die durch den Strom elektrodynamisch hervorgerufene Kraft im leeren Raum je 1 m Länge der Doppelleitung 2  10-7 N beträgt. |
| Kelvin | K | Das Kelvin ist der 273,16te Teil der thermodynamischen Temperatur des Tripelpunktes von Wasser. |
| Mol | mol | Das Mol ist die Stoffmenge eines Systems, das aus ebenso vielen Einzelteilchen besteht, wie Atome in 0,012 kg des Kohlenstoffnuklids 12C enthalten sind. |
| Candela | cd | Die Candela ist die Lichtstärke in einer bestimmten Richtung einer Strahlungsquelle, die monochromatische Strahlung der Frequenz 540  1012 Hertz aussendet und deren Strahlstärke in dieser Richtung 1/683 Watt durch Steradiant beträgt. |

So ist z. B. die Einheit für die Basisgröße Länge (Strecke) das Meter (Einheit 1 m). Das Meter ist so gewählt, dass man es in der Praxis als Längeneinheit im täglichen Leben benutzen kann. Benötigt man kleinere Einheiten, so kann man die Basiseinheit Meter unterteilen z. B. in cm, mm oder noch kleiner in µm oder nm. Muss man größere Längen messen, kann man die Basiseinheit Meter aber auch multiplizieren z. B. km oder Mm (Megameter) 1 Mm = 1Million Meter.

Dasselbe gilt für alle Basisgrößen wir z. B. Masse (kg) oder Zeit (s), aber z. B. auch für Geld (Euro, Cent, tausend Euro).

Der Molbegriff

Mengen von Teilchen, die sehr klein sind und deshalb ein Zählen dieser Teilchen (fast) nicht mehr möglich ist, werden in der Praxis in der Regel in der Einheit kg oder als Anzahl von Packungen angegeben z. B. Popcorn, Kartoffelchips, Mehl, Kaffeebohnen, Schrauben, …

Atome und Moleküle sind solche Teilchen, die man praktisch nicht mehr zählen kann. Die kleinste Einheit wäre theoretisch ein Atom, das kann man praktisch aber weder sehen noch wiegen. Daher einigten sich die Chemiker darauf, eine bestimmte Menge von Atomen als Basiseinheit zu verwenden, die man (in der Einheit g) wiegen kann.

Durch Berechnungen fanden sie heraus, dass als Basiseinheit eine Zahl von

602 200 000 000 000 000 000 000 Atomen/Molekülen/Teilchen geeignet wäre. Um diese Zahl nicht immer schreiben zu müssen, wurde als Abkürzung für die Basiseinheit in der Chemie der Begriff 1mol eingeführt. 1 mol = 602 200 000 000 000 000 000 000 Teilchen.

1 mol = 6,022 ∙ 1023 Teilchen.

Die Zahl wurde zu Ehren ihres Entdeckers nach ihm benannt und heißt heute „Avogadrozahl“.

|  |
| --- |
| Das Mol ist eine Mengenangabe  Aufgrund der sehr geringen Größe der Atome ist die Teilchenzahl selbst in einer sehr kleinen Stoffportion riesig groß. Deshalb fasst man eine sehr große Teilchenzahl in der Chemie zu einer neuen Basiseinheit (mol) zusammen.  So wie man z. B. die Anzahl 12 als „Dutzend“ oder die Anzahl 144 als „Gros“ benennt, bezeichnet man eine Anzahl von 6,022 · 1023 Teilchen als 1 mol.  1 mol eines jeden Stoffes enthält also 6,022 · 1023 Teilchen.  Die Zahl 6,022 · 1023 wird als Avogadrozahl NA bezeichnet. |

|  |
| --- |
| Definition des Mengenbegriffs mol  1 mol ist diejenige Stoffmenge, die aus genauso vielen Teilchen besteht, wie Atome in 12 g des Kohlenstoffisotops 12 C enthalten sind und das sind genau 6,022 · 1023 Teilchen. |

Beispiele zur Veranschaulichung der Größe der Avogadrozahl 6,022 · 1023

1. Zahl der Popcorn Kerne, mit denen man die gesamten USA 15 km hoch bedecken könnte.
2. Zahl der Getränkedosen, mit denen man die gesamte Erde 300 km hoch bedecken könnte.
3. Zahl der Gläser mit Wasser, in die man den Pazifik füllen könnte.
4. Könnte man 1 g Schwefel (0,0311 mol) auf der ganzen Erde gleichmäßig verteilen, so   
   kämen auf jeden Quadratmillimeter immer noch 40 Atome.

Die Atommasse

In der Chemie verwendet man zwei verschiedene Atommassen.

1. **relative Atommasse**

Festlegung der atomaren Masseneinheit u:

1 u = 1/12 der Masse des Kohlenstoffisotops 12 C

Bsp.: 1 H: 1 u 12 C: 12 u 14 N: 14 u 16 O: 16 u 23 Na: 23 u

1. **absolute Atommassen**

1u = 1,66058·10‒24g

Bsp.: 1 H: 1·1 u · 1,66058 · 10‒24 g/u = 1,66058 · 10‒24 g

Bsp.: 12 C: 1·12 u · 1,66058 · 10‒24 g/u = 19,92696 · 10‒24 g

Bsp.: 16 O: 1·16 u · 1,66058 · 10‒24 g/u = 26,56928 · 10‒24 g

Die Molekülmasse

Die Masse eines Moleküls berechnet sich als Summe der Massen aller Atome in einem Molekül.

1. relative Molekülmasse (relative Teilchenmasse)

Bsp.: 1H2: 2 · 1 u = 2 u 14N2: 2 · 14 u = 28 u 16O2: 2 · 16 u = 32 u

HCl: 1 · 1 u + 1 · 35,5 u = 36,5 u H2SO4: 2 · 1 u + 1 · 32 u + 4 · 16 u = 98 u

NH3: 17 u

1. absolute Molekülmasse (absolute Teilchenmasse)

absolute Molekülmasse (Teilchenmasse) = relative Teilchenmasse · absolute Masse einer Unit

Bsp.: 1H2: 2 · 1 u · 1,66058·10‒24 g/u = 3,32116 · 10‒24 g

Bsp.: 16O2: 2 · 16 u · 1,66058 · 10‒24 g/u = 53,13856 · 10‒24 g

Bsp.: H2SO4: (2 · 1 u + 1 · 32,1 u + 4 · 16 u) · 1,66058·10‒24 g/u = 162,903 · 10‒24 g

Die Teilchenzahl

Sie gibt an, wie viele Teilchen in einer bestimmten Stoffportion vorkommen.

Bsp. 1: Wie viele Teilchen sind in 12 g des Kohlenstoffisotops C enthalten?

Bsp. 2: Wie viele Teilchen sind in 26 g des Natriumisotops 23Na enthalten?

Bsp. 3: Wie viele Teilchen sind in 100 g des Quecksilberisotops 200,6Hg enthalten?

Die Stoffportion m

Prinzipiell kann die Größe einer Stoffportion mit Hilfe der Masse, dem Volumen oder der Anzahl der Teilchen angegeben werden.

Die Stoffportion m gibt die Masse der Teilchen an, die an der Reaktion beteiligt sind. Die Einheit ist das Gramm.

Stoffportion = Teilchenzahl in der Stoffportion · absolute Masse des Teilchens in g

Bsp.: Wie groß ist die Masse von 6,022 · 1023 Teilchen Schwefel?

Stoffportion = 6,022 · 1023 · 32,1 u · 1,66058 · 10‒24 g/u = 32,1 g

Bsp.: Wie groß ist die Masse von 1,2 · 1023 Teilchen Schwefel?

Stoffportion = 1,2 · 1023 · 32,1 u · 1,66058 · 10‒24 g/u = 6,397 g

Die Stoffmenge n

Die Stoffmenge n berechnet sich als Quotient der Teilchenzahl und der Avogadrozahl oder als Quotient der Masse der Stoffportion und der molaren Masse .

oder

Die Einheit der Stoffmenge ist das mol: [] = mol

Die molare Masse

Sie gibt die Masse von 1mol Atomen/Teilchen eines bestimmten Stoffes an.

1 mol = 6,022 · 1023 Teilchen.

molare Masse = absolute Masse des Teilchens in g · Teilchenzahl in einem Mol

Bsp.: 1 H Atom wiegt 1 u, 1 mol Wasserstoffatome enthält 6,022 · 1023 Teilchen

molare Masse von 1H:

1,66058 · 10‒24 g/Teilchen · 6,022 · 1023 Teilchen/mol = 1,0 g/mol

1 mol eines Elementes hat genau die gleiche Masse in Gramm wie ein Atom oder Molekül dieses Stoffes in atomaren Masseneinheiten u besitzt.

Bsp.: molare Masse von 1H2:

3,32 · 10‒24 g/Teilchen · 6,022 · 1023 Teilchen/mol = 1,999 g/mol = 2 g/mol

molare Masse von 16O2:

5,312 · 10‒23 g/Teilchen · 6,022 · 1023 Teilchen/mol = 31,988 g/mol = 32 g/mol

molare Masse von H2SO4:

1,6268 · 10‒22 g/Teilchen · 6,022 · 1023 Teilchen/mol = 97,966 g/mol = 98 g/mol

Bsp.: Berechnung der molaren Masse von Schwefelsäure, wenn 0,5 mol H2SO4 eine Masse von 49 g aufweisen.

Das molare Volumen

gibt das Volumen von 1 mol eines Stoffes an. Speziell nur für Gase gilt:

Das molare Volumen verschiedener Gase ist bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich groß.

Das Volumen von 1 mol eines beliebigen Gases beträgt unter Normbedingungen (1013 hPa Druck und 273 K) 22,4 L.