

Musterprüfung

- Module:**
- Chemische Bindungen
 - Chemische Reaktionen
 - Säuren und Basen

1. Teil: Chemische Bindungen

- 1.1. Wie nennt man die Regel wonach Atome bestrebt sind, eine gefüllte Valenzschale zu erreichen?
- 1.2. Unterscheide drei Möglichkeiten für Atome, eine gefüllte Valenzschale zu erreichen und beschreibe die drei Möglichkeiten.
- 1.3. Wenn
- a) Magnesium
 - b) Stickstoff
- eine ionische Bindung eingeht, welches Ion entsteht dann wahrscheinlich?
- 1.4. Wie viele Elektronenpaarbindungen wird
- a) Stickstoff
 - b) Schwefel
 - c) Chlor
 - d) Argon
- normalerweise mit anderen Nichtmetallatomen eingehen?
- 1.5. Nenne in untenstehender Tabelle die Art der Bindungen, die Atome untereinander eingehen.

	Metalle	Nichtmetalle
Metalle		
Nichtmetalle	X	

- 1.6. Bei der Bildung einer ionischen Bindung zwischen zwei Atomen werden Elektronen übertragen. Welches Atom ist der Elektronenspender und welches ist der Elektronenempfänger und wie sind die entstandenen Ionen geladen?
- 1.7. Wenn ein Atom ein Elektron

a) abgibt

b) aufnimmt

wie ist dann das entstandene Ion geladen und ist das Ion grösser oder kleiner als das ursprüngliche Atom? Ist das gebildete Ion ein Anion oder ein Kation?

1.8. Wie nennt man die regelmässige Anordnung von Ionen in Salzkristallen und nach welchem Prinzip sind sie aufgebaut?

1.9. Wie bezeichnet man die Bildung einer Hydrathülle beim Auflösen eines Salzkristalls in Wasser?

1.10. Wie bezeichnet man eine Elektronenpaarbindung bei welcher zwei Atome durch

a) ein Elektronenpaar

b) zwei Elektronenpaare

c) drei Elektronenpaare

miteinander verknüpft sind?

1.11. Wie kann man erklären, dass Metalle Strom leiten?

1.12. Welche Stoffe haben eine ausgesprochene Duktilität (Verformbarkeit durch Hämmern und Walzen)?

1.13. Welche Eigenschaft von Atomen wird durch die **Elektronegativität** gekennzeichnet?

1.14. Welche Eigenschaft haben Elektronenpaarbindungen zwischen Nichtmetallatomen mit

a) nahezu gleich grossen Elektronegativitäten?

b) sehr unterschiedlichen Elektronegativitäten?

1.15. Ist ein Molekül mit unpolaren Bindungen unpolar?

1.16. Ist ein Molekül mit polaren Bindungen zwangsläufig polar? Erkläre!

1.17. Beschreibe die Strukturmerkmale von Wasserstoffbrücken.

1.18. Was bewirken Wasserstoffbrücken?

1.19. Wie hängen Van-der-Waals-Kräfte mit der Grösse von Molekülen zusammen?

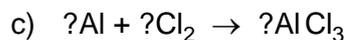
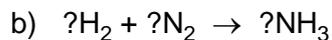
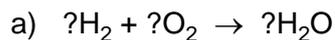
1.20. Gibt es Stoffe bei denen gleichzeitig ionische und kovalente Bindungen vorkommen?
Erkläre!

2. Teil: Chemische Reaktionen

2.1. Welche Stoffe reagieren bei der Photosynthese miteinander und welche Stoffe entstehen?

2.2. Welche Rolle spielen Ausgleichsfaktoren in chemischen Reaktionen?

2.3. Schreibe korrekte Ausgleichsfaktoren in



2.4. Bei einer chemischen Reaktion werden Elektronen übertragen. Um welche Art chemischer Reaktion handelt es sich?

2.5. Bei einer Reaktion von einem Metall mit einem Nichtmetall werden Elektronen übertragen. Gibt das Metall Elektronen ans Nichtmetall ab oder ist es umgekehrt?

2.6. Wenn ein Atom Elektronen

a) abgibt,

b) aufnimmt,

wird es dann oxidiert oder reduziert?

2.7. Was kennzeichnet eine

a) exotherme Reaktion?

b) endotherme Reaktion?

2.8. Beim Aufladen und Entladen eines Akkumulators findet je eine chemische Reaktion statt. Ist die Reaktion beim

a) Aufladen exotherm oder endotherm?

b) Entladen exotherm oder endotherm?

2.9. Wie wird die Energie bezeichnet, die erforderlich ist, um eine chemische Reaktion in Gang zu setzen?

2.10. Nenne zwei Möglichkeiten, wie man eine chemische Reaktion beschleunigen kann?

2.11. Warum sind wechselwarme Tiere bei tiefen Temperaturen wenig aktiv?

2.12. Was ist ein Katalysator und wie funktioniert er?

2.13. Was bewirkt der Katalysator im Auto?

- 2.14. Wie werden Biokatalysatoren bezeichnet?
- 2.15. Wie nennt man einen Stoff, dessen Umwandlung ein Enzym katalysiert?
- 2.16. Warum sind Lebensmittel im Kühlschrank länger haltbar als ausserhalb?
- 2.17. Welche zwei Kenngrößen von wässrigen Lösungen spielen eine wichtige Rolle bezüglich der Wirksamkeit von Enzymen?
- 2.18. Welche Form von Energie wird von exothermen chemischen Reaktionen am häufigsten abgegeben?
- 2.19. Durch welche Endung sind Namen von Enzymen gekennzeichnet?
- 2.20. Wie bezeichnet man „Gegenspieler“ von Enzymen, die das Enzym inaktivieren?
- 2.21. Wie wirkt Penicillin?

3. Teil: Säuren und Basen

- 3.1 Was kennzeichnet eine Säure?
- 3.2. Was kennzeichnet eine Base?
- 3.3. Wann ist eine Säure eine „starke“ Säure und wann ist eine Base eine „starke“ Base?
- 3.4. Kann eine Säure ein Proton, das sie abgegeben hat, wieder zurück nehmen?

- 3.5. Was entsteht, wenn eine Säure und eine Base miteinander reagieren?
- 3.6. Wie bezeichnet man Stoffe mit unterschiedlicher Farbe je nachdem ob sie sich in einem sauren oder einem basischen Milieu befinden?
- 3.7. Aus was besteht ein Universalindikator und wie funktioniert er?
- 3.8. Wie kann man den pH-Wert messen?
- 3.9. Welche Bedeutung hat der pH-Wert?
- 3.10. Welchen pH-Wert hat eine neutrale Lösung?
- 3.11. Was versteht man unter neutralisieren?
- 3.12. Eine wässrige Lösung hat den pH-Wert 9. Ist sie sauer oder basisch?
- 3.13. Wenn ich eine Base in eine Lösung giesse, nimmt dann der pH-Wert ab oder steigt er?
- 3.14. Wie nennt man Salze der Salzsäure?
- 3.15. Was ist ein Puffer?
- 3.16. Welchen pH-Wert hat die Hautoberfläche?

- 3.17. Ist der pH-Wert der Hautoberfläche bei Frauen und Männern (im Durchschnitt) gleich?
- 3.18. Wozu wird auf der Hautoberfläche ein bestimmter pH-Wert aufrechterhalten?
- 3.19. Wie ist der pH-Wert im Magen?
- 3.20. Warum ist der pH-Wert im Magen „speziell“, d.h. vom pH-Wert im „Rest“ des menschlichen Körpers stark abweichend?
- 3.21. Wie ist der pH-Wert im Dünndarm (dem Magen anschliessend)?
- 3.22. Warum ändert sich der pH-Wert drastisch, wenn die Nahrung vom Magen (durch den Pförtner) in den Dünndarm gelangt?
- 3.23. Was geschieht bei *Sodbrennen*?
- 3.24. Ist CO_2 und Kohlensäure das Gleiche?
- 3.25. In welchem Bereich darf der pH-Wert des menschlichen Bluts schwanken?
- 3.26. Ist der pH-Wert von Harn konstant?
- 3.27. Welche Puffersysteme gibt es im menschlichen Blut?
- 3.28. Welche Organe sind an der Aufrechterhaltung des Säure-Base-Gleichgewichts beteiligt und wie funktioniert das?
- 3.29. Wie nennt der Chemiker Magensäure?

Musterlösungen:

1. Teil: Chemische Bindungen

1.1. Edelgasregel

1.2. **A.** Durch die Bildung von Ionenbindungen: Elektronen werden von einem Atom auf ein anderes Atom übertragen. Mit den aufgenommenen Elektronen kann eines der Atome die Valenzschale auffüllen und somit eine Edelgaskonfiguration erreichen. Das andere Atom gibt all seine Valenzelektronen ab. Unter der nunmehr leeren Valenzschale befindet sich eine vollständig gefüllte innere Schale. Auch das zweite Atom hat somit eine Edelgaskonfiguration erreicht.

B. Durch Metallbindungen: Metalle unter sich setzen alle Valenzelektronen frei. Es bilden sich Ionen mit Edelgaskonfiguration. Die abgegebenen Valenzelektronen sind im Metall frei beweglich. Sie halten die positiv geladenen Metallionen zusammen.

C. Durch Elektronenpaarbindungen: Zwei Nichtmetallatome „teilen“ genau so viele Valenzelektronen, dass ihre Valenzschale aufgefüllt wird. Dabei betrachten beide der an der Bindung beteiligten Atome die Elektronen der Elektronenpaarbindung als seiner Valenzschale zugehörig.

1.3. a) Mg^{2+} . (b) N^{3-}

1.4. a) Drei, denn N hat drei einfach besetzte Valenzorbitale. (b) Zwei, denn S hat zwei einfach besetzte Valenzorbitale. (c) Eine, denn Cl hat ein einfach besetztes Valenzorbital. (d) Keine, denn Ar hat kein einfach besetztes Valenzorbital. Seine Valenzschale ist gefüllt.

1.5.

	Metalle	Nichtmetalle
Metalle	Metallische Bindungen	Ionische Bindungen
Nichtmetalle	X	Elektronenpaarbindungen (od. kovalente Bindungen)

1.6. Ionische Bindungen werden zwischen Metallen und Nichtmetallen gebildet. Das Metall ist dabei ein Elektronenspender. Das Nichtmetall nimmt die vom Metall abgegebenen Elektronen auf, d.h. es tritt als Elektronenempfänger in Erscheinung. Bei der Abgabe der negativ geladenen Elektronen werden Metallatome zu positiv geladenen Ionen (Kationen) und durch die Aufnahme von Elektronen werden die Nichtmetallatome zu negativ geladenen Ionen (Anionen).

1.7. a) Nachdem ein (ungeladenes) Atom ein (negativ geladenes) Elektron abgegeben hat, ist es positiv geladen (Kation). Die verbleibenden Elektronen werden dadurch vom Kern stärker angezogen. Das Kation ist daher erheblich kleiner als das ursprüngliche Atom.

b) Nachdem ein (ungeladenes) Atom ein (negativ geladenes) Elektron aufgenommen hat, ist es negativ geladen (Anion). Durch das zusätzliche Elektron wird die Elektronenhülle „aufgeblasen“. Das gebildete Anion ist daher erheblich grösser als das ursprüngliche Atom.

- 1.8. Ionengitter. Die räumliche Anordnung der Ionen ist so, dass gleichnamige Ionen (Abstossung!) möglichst weit voneinander entfernt sind, während ungleichnamige Ionen (Anziehung!) nahe beieinander liegen.
- 1.9. Hydratation
- 1.10. a) Einfachbindung. (b) Doppelbindung. (c) Dreifachbindung.
- 1.11. Mit dem Ziel eine Edelgaskonfiguration zu erreichen, haben die Metallatome alle Valenzelektronen abgegeben. Die abgegebenen Valenzelektronen sind keinem einzelnen Atomen zugehörig. Sie gehören auch nicht zu zwei Atomen wie bei der Elektronenpaarbindung. Sie sind daher frei beweglich. Ein Strom von Ladungsträgern entspricht einem elektrischen Strom. Wenn in einem Metalldraht also ein Strom fließt, so fließen Valenzelektronen zwischen den positiv geladenen, so genannten Atomrümpfen mit Edelgaskonfiguration.
- 1.12. Metalle. Legierungen ebenfalls, aber Legierungen sind im Allgemeinen spröder als Metalle.
- 1.13. Die Elektronegativität kennzeichnet die Stärke mit welcher in einem Atom die Valenzelektronen festgehalten werden. Atome mit hoher Elektronegativität sind typische Nichtmetalle. Sie sind zuweilen sogar bestrebt, von Metallen zusätzliche Elektronen aufzunehmen, damit sie ihre Valenzschale zu einer Edelgaskonfiguration auffüllen können.
- 1.14. a) Elektronenpaarbindungen zwischen Atomen mit fast gleicher Elektronegativität sind unpolar. (b) Elektronenpaarbindungen zwischen Atomen mit stark unterschiedlichen Elektronegativitäten sind polar.
- 1.15. Ja.
- 1.16. Ein Molekül mit polaren Bindungen ist als Ganzes nicht notwendigerweise polar. Es kommt auf die räumliche Anordnung der Ladungen an. Wenn die Schwerpunkte von positiven und negativen Ladungen zusammenfallen, so ist das Molekül als Ganzes trotz polaren Bindungen unpolar.
- 1.17. Ein Wasserstoffatom, das an ein stark elektronegatives Atom gebunden ist, kann mit einem zweiten stark elektronegativen Atom eine Art Bindung eingehen. Diese Bindung ist erheblich schwächer als eine reguläre Elektronenpaarbindung, aber trotzdem recht stark.
- 1.18. Wasserstoffbrücken zwischen verschiedenen Molekülen können bewirken, dass diese aneinander haften. Wasserstoffbrücken innerhalb von „flexiblen“ Molekülen, wie z.B. Proteinen (Eiweisse), stabilisieren bestimmte räumliche Anordnungen. Die Funktionen der meisten Proteine sind stark mit ihrer räumlichen Struktur verknüpft.
- 1.19. Je grösser die Moleküle, desto grösser sind die zwischen ihnen wirkenden Van-der-Waals-Kräfte.
- 1.20. Salze sind ionische Verbindungen. Die Ionen, insbesondere Anionen, bestehen häufig aus mehreren Atomen, die untereinander durch Elektronenpaarbindungen verknüpft sind. Diese beiden Arten von Bindungen können also durchaus gleichzeitig vorkom-

men. Z.B. in der ionischen Bindung $\text{Na}^+ \text{OH}^-$ werden im Anion (OH^-) Wasserstoff und Sauerstoff durch eine Elektronenpaarbindung zusammen gehalten.

2. Teil: Chemische Reaktionen

- 2.1. Wasser (H_2O) und Kohlendioxid (CO_2) reagieren miteinander. Dabei entstehen Glucose und Sauerstoff.
- 2.2. Ausgleichsfaktoren stellen sicher, dass von jeder Sorte Atome bei den Ausgangsstoffen und den Produkten auf beiden Seiten der Reaktionsgleichung gleich viele vorhanden sind.
- 2.3. a) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
b) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
c) $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$
- 2.4. Es handelt sich um eine Redoxreaktion.
- 2.5. Das Metall gibt Elektronen ans Nichtmetall ab.
- 2.6. a) Das Element wird oxidiert. (b) Das Element wird reduziert.
- 2.7. a) Es wird Energie nach aussen abgegeben. Das System hat nach der Reaktion weniger Energie. (b) Von aussen gelangt mehr Energie ins System, als nach aussen abgegeben wird. Nach der Reaktion hat es im System mehr Energie als vorher.
- 2.8. a) Beim Aufladen findet eine endotherme Reaktion statt. (b) Beim Entladen findet eine exotherme Reaktion statt.
- 2.9. Als Aktivierungsenergie.
- 2.10. Man kann
 - die Temperatur erhöhen
 - die Konzentration der Ausgangsstoffe erhöhen
 - bei festen Ausgangsstoffen deren Oberfläche erhöhen
 - die Ausgangsstoffe intensiv miteinander vermischen
 - einen Katalysator verwenden, der die Reaktion beschleunigt
- 2.11. Bei tiefen Temperaturen verlaufen die im Stoffwechsel enthaltenen Reaktionen langsamer ab. Dadurch sind sie bei tiefer Temperatur nicht optimal mit Energie versorgt.
- 2.12. Ein Katalysator beschleunigt eine Reaktion, ohne dabei aufgebraucht zu werden. Er reduziert die Aktivierungsenergie der Reaktion.
- 2.13. Er bewirkt, dass giftige Stoffe in den Abgasen rasch miteinander reagieren, wodurch ungiftige Stoffe entstehen.
- 2.14. Enzyme
- 2.15. Substrat
- 2.16. Weil chemische Reaktionen, z.B. mit Sauerstoff bei den tiefen Temperaturen im Kühlschrank verlangsamt ablaufen. Nahrungsmittel verderben jedoch hauptsächlich durch

Aktivitäten von Mikroorganismen. Deren Stoffwechsel wird durch die tiefen Temperaturen im Kühlschrank verlangsamt.

- 2.17. Temperatur und pH-Wert.
 - 2.18. Wärme
 - 2.19. „ase“
 - 2.20. Hemmstoffe oder Enzymgifte.
 - 2.21. Das Penicillin blockiert ein Enzym, das Mikroorganismen bei der Zellteilung einsetzen. Dadurch kann die Zellteilung der Mikroorganismen nicht vollständig ablaufen.
-
- 3.1. Eine Säure ist ein Protonendonator. D.h., dass die Moleküle einer Säure H-Atome enthalten, dessen Kern (Proton) sie auf andere Moleküle übertragen können.
 - 3.2. Eine Base ist ein Protonenakzeptor. Die Moleküle müssen also Protonen aufnehmen können.
 - 3.3. Eine Säure ist eine starke Säure, wenn sie ihr Proton leicht auf eine Base überträgt. Eine starke Base bindet aufgenommene Protonen stark.
 - 3.4. Eine schwache Säure kann durch eine starke Säure dazu „gezwungen“ werden ihr Proton zurück zu nehmen.
 - 3.5. Ein Salz und Wasser
 - 3.6. Säure-Base-Indikatoren
 - 3.7. Ein Universalindikator besteht aus einer geeigneten Mischung von Indikatoren so, dass sich seine Farbe in Abhängigkeit des pH-Werts kontinuierlich ändert. Durch Vergleich mit einer Farbskala kann man den pH-Wert bestimmen.
 - 3.8. Z.B. mit einem Universalindikator. Er verändert seine Farbe in Abhängigkeit vom pH-Wert kontinuierlich. Durch Vergleich mit einer Farbskala kann man den pH-Wert bestimmen. Eine Voraussetzung dafür ist, dass die Lösung nicht allzu stark gefärbt ist. Es gibt handliche elektronische Geräte mit einer so genannten „pH-Elektrode“ zur Bestimmung des pH-Wertes. Die Elektrode wird in die zu messende Flüssigkeit getaucht.
 - 3.9. Der pH-Wert kennzeichnet das saure oder basische Verhalten einer Lösung. In einer sauren Lösung mit einem pH-Wert kleiner als 7, hat es sozusagen „freie Protonen“, die von Basen aufgenommen werden können. Im Gegensatz dazu hat es in einer basischen Lösung, mit einem pH-Wert von mehr als 7, überschüssige OH⁻-Ionen, die gewissermassen Gegenspieler zu den „freien“ Protonen darstellen. In der basischen Lösung können Säuren ihre Protonen an die OH⁻-Ionen abgeben. Dann entsteht Wasser wie folgt: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$.
 - 3.10. 7
 - 3.11. Wenn man zu einer Säure genau so viel Base gibt, bis ein pH-Wert von 7 erreicht ist oder wenn man einer Base genau so viel Säure beifügt, bis sich ein pH-Wert von 7 eingestellt hat.

- 3.12. Sie ist basisch
- 3.13. Er steigt
- 3.14. Chloride
- 3.15. Ein Puffer besteht aus einem Gemisch von einer schwachen Säure und ihrem Salz oder aus einem Gemisch von einer schwachen Base und ihrem Salz. Wenn einem Puffer eine starke Säure oder eine Base beigefügt wird, so ändert sich der pH nur wenig. Eine beigefügte starke Säure kann z.B. die schwache Säure verdrängen oder mit der schwachen Base reagieren.
- 3.16. 4.9 – 5.6
- 3.17. Nein, bei Männern (4.9) ist er etwas saurer als bei Frauen (5.6).
- 3.18. Die Haut bildet einen so genannten *Säureschutzmantel* zur Abwehr von schädlichen Keimen.
- 3.19. Stark sauer, ungef. 2 bis 6.8
- 3.20. Im stark sauren Milieu werden schädliche Keime in der Nahrung abgetötet. Eiweisse in der Nahrung denaturieren und werden dadurch leichter verdaulich.
- 3.21. Neutral bis basisch, 5.6 – 8.3
- 3.22. Durch basische Ausscheidungen der Pankreas (Bauchspeicheldrüse) wird der saure Nahrungsbrei aus dem Magen neutralisiert.
- 3.23. Saurer Magensaft steigt die Speiseröhre hoch und verätzt sie.
- 3.24. Aus CO_2 bildet sich im Wasser Kohlensäure, H_2CO_3 . Die Kohlensäure kann wieder in CO_2 und Wasser zerfallen. CO_2 und H_2CO_3 sind jedoch nicht das Gleiche.
- 3.25. Zwischen 7.35 und 7.4. Der pH-Wert des Bluts darf nicht stark variieren. Eine Übersäuerung (Azidose) oder Untersäuerung (Alkalose) ist lebensbedrohlich.
- 3.26. Der pH-Wert des Harns variiert stark, denn er dient unter anderem der Regulierung des Säure-Base-Haushalts. Sein pH-Wert ist abhängig von der Ernährung.
- 3.27. Es gibt vier Puffersysteme wie folgt: 1. Bicarbonat-System (CO_2). 2. Hämoglobinpuffer. 3. Phosphatpuffer. 4. Proteinpuffer.
- 3.28. Niere und Lunge. Die Niere greift über die Ausscheidung von Harn in den Säure-Base-Haushalt ein. In der Lunge wird CO_2 ausgeschieden. Dadurch wird das Bicarbonat-System beeinflusst.
- 3.29. Salzsäure.