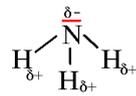
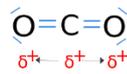
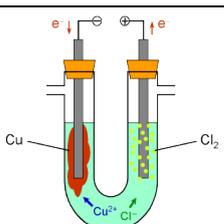


Grundwissen: 9.Klasse – Chemie NTG

Relative Atommasse <i>(vgl. 8 NTG)</i>	<p>Die relative Atommasse gibt an, wie groß die Masse eines Atoms im Verhältnis zum zwölften Teil der Atommasse des Kohlenstoffisotops C-12 ist.</p> <p>Die atomare Masse m_a mit der atomaren Masseneinheit u (unit) beträgt 1/12 der Atommasse des Kohlenstoffisotops C-12.</p> <p>Es gilt: $m_a (1u) = \frac{1g}{N_A} \quad (= 1,66 \cdot 10^{-24})$</p> <p>$N_A$ = Avogadrozahl</p>																		
Avogadro-Konstante N_A	<p>Die Avogadro-Konstante N_A gibt an, wie viele Teilchen in 1 mol Stoffportion enthalten sind. $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ Einheit = [1/mol]</p>																		
Stoffmenge n [n] = 1 mol	<p>Eine Stoffportion, die aus $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen der Art X besteht, hat in Bezug auf diese Teilchenart die Stoffmenge $n(X) = 1 \text{ mol}$</p> <p>Die Stoffmenge (n) gibt an, wie viele Teilchen (N) in einer Stoffportion enthalten sind.</p> <p>→ 1 mol entspricht $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen</p> <p>$N(X) = n(X) \cdot N_A$</p> <p>→ Teilchenzahl N(X) und Stoffmenge n(X) sind zueinander proportional</p>																		
Molare Masse (M)	<p>= Masse von 1 mol eines bestimmten Stoffes.</p> <p>$M = \frac{m}{n}$ Einheit: [g/mol]</p> <p>Durch diese Formel ist die Umrechnung zwischen Masse, Stoffmenge und molare Masse jederzeit möglich</p> <p>Mit Hilfe des PSE ermittelbar</p>																		
Molare Volumen (V_m)	<p>= Volumen von 1 mol Gasteilchen</p> <p>$V_m = \frac{V}{n} = 22,4 \text{ l/mol}$ (unter Normalbedingungen: 0°C, 1,013 bar)</p> <p>Das molare Volumen von unterschiedlichen Gasen ist bei gleichem Druck und Temperatur immer gleich groß.</p>																		
Stoffmengen-konzentration	<p>Sie gibt an, wie viel mol eines gelösten Stoffes in einem Liter Lösung enthalten sind.</p> <p>$c = \frac{n}{V}$ Einheit: [mol/l]</p>																		
Zusammenfassung Quantitäts- und Umrechnungsgrößen	<table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="padding-right: 20px;">$n = \frac{m}{M}$</td> <td>n Stoffmenge [mol]</td> </tr> <tr> <td></td> <td>m Masse [g]</td> </tr> <tr> <td style="padding-right: 20px;">$n = \frac{V}{V_m}$</td> <td>m_A Atomare Masse</td> </tr> <tr> <td></td> <td>M Molare Masse [g/mol]</td> </tr> <tr> <td style="padding-right: 20px;">$n = \frac{N}{N_A}$</td> <td>V Volumen [l]</td> </tr> <tr> <td></td> <td>V_m Molares Volumen (Gase: $22,4 \text{ l/mol}$)</td> </tr> <tr> <td style="padding-right: 20px;">$n = c \cdot V$</td> <td>N Teilchenanzahl</td> </tr> <tr> <td style="padding-right: 20px;">$N = \frac{m}{m_A}$</td> <td>N_A Avogadrokonstante ($6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)</td> </tr> <tr> <td></td> <td>c Konzentration [mol/l]</td> </tr> </table>	$n = \frac{m}{M}$	n Stoffmenge [mol]		m Masse [g]	$n = \frac{V}{V_m}$	m_A Atomare Masse		M Molare Masse [g/mol]	$n = \frac{N}{N_A}$	V Volumen [l]		V_m Molares Volumen (Gase: $22,4 \text{ l/mol}$)	$n = c \cdot V$	N Teilchenanzahl	$N = \frac{m}{m_A}$	N_A Avogadrokonstante ($6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)		c Konzentration [mol/l]
$n = \frac{m}{M}$	n Stoffmenge [mol]																		
	m Masse [g]																		
$n = \frac{V}{V_m}$	m_A Atomare Masse																		
	M Molare Masse [g/mol]																		
$n = \frac{N}{N_A}$	V Volumen [l]																		
	V_m Molares Volumen (Gase: $22,4 \text{ l/mol}$)																		
$n = c \cdot V$	N Teilchenanzahl																		
$N = \frac{m}{m_A}$	N_A Avogadrokonstante ($6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)																		
	c Konzentration [mol/l]																		
Molare Reaktionsenergie	<p>Die molare Reaktionsenergie ΔE_{i_m} ist der Quotient aus der Reaktionsenergie ΔE_i einer chemischen Reaktion und der Stoffmenge n, die gebildet wird.</p>																		

(vgl. 8 NTG)	$\Delta E_{im} = \frac{\Delta E_i}{n} \quad [\text{kJ/mol}]$ <p>Um Vergleichswerte zu erhalten werden die Energiewerte für Standardbedingungen angegeben: Standardraumtemperatur = 25°C, Standarddruck = 1,013 bar</p>
Orbital	<p>Ein Orbital ist der Raum, in dem sich maximal zwei Elektronen mit größter Wahrscheinlichkeit aufhalten.</p> <p>Eine Überlappung von mindestens zwei Orbitalen führt zur Bindung von Atomen durch ein gemeinsames, bindendes Elektronenpaar (Atombindung, kovalente Bindung)</p>
Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell	<p>Sowohl bindende als auch nichtbindende Elektronenpaare stoßen sich elektrostatisch ab, so dass sich die Elektronenpaare mit möglichst großer Entfernung voneinander anordnen. Das Orbital eines nichtbindenden Elektronenpaars nimmt einen etwas größeren Raum ein als das Orbital eines bindenden Elektronenpaars.</p> <p>Molekülgeometrie – Beispiele H₂O = gewinkelt CH₄ = Tetraeder NH₃ = trigonal pyramidal</p>
Elektro-negativität	<ul style="list-style-type: none"> - Eigenschaften der Atome, Bindungselektronen anzuziehen - Die Atombindung ist umso polarer, je größer die Elektronegativitätsdifferenz ΔEN ist - Die Elektronegativität hängt von der Größe und der Kernladung der Atome ab
Polare Atom-bindung	<p>Atombindung, bei der die Bindungselektronen zum elektronegativeren Atom verschoben sind.</p> <p>$\delta^+ \quad \delta^-$ $\text{H} - \text{Cl}$</p> <p>δ^+ positive Partialladung δ^- negative Partialladung (! Keine Elementarladungen wie bei Ionen)</p>
Dipolmoleküle	<p>Dipole sind nach außen elektrisch ungeladene Moleküle, bei denen die Schwerpunkte positiver und negativer Ladungen im Molekül nicht zusammenfallen (asymmetrischer Molekülbau): Sie besitzen daher einen positiven und einen negativen Pol</p> <p>Beispiel:</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">  <p>Dipol</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Dipol</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>kein Dipol</p> </div> </div>
Zwischen-molekulare Wechsel-wirkungen	<p>Van der Waals WW</p> <ul style="list-style-type: none"> - Zwischen unpolaren Molekülen wirken nur schwache Anziehungskräfte - Anziehungskräfte zwischen spontanen und induzierten Dipolen - Steigen mit zunehmender Kontaktfläche und Molekülmasse <p>Dipol-Dipol-WW</p> <ul style="list-style-type: none"> - Zwischen zwei permanenten Dipolen (z.B. HCl) <p>Wasserstoffbrücken</p> <ul style="list-style-type: none"> - Zwischen stark positiv polarisiertem H-Atom und F-, O-, oder N-Atomen - Sind bei geringer Molekülgröße die stärksten WW <div style="text-align: right; margin-top: 20px;">  </div>

Löslichkeit von Stoffen	<ul style="list-style-type: none"> - Salze (aufgebaut aus Ionen) oder polare Stoffe (z.B. Zucker) lösen sich in polaren Lösungsmitteln z.B. Wasser → hydrophil - Unpolare Stoffe z.B. Fette, lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln (z.B. Benzin) → hydrophob, lipophil <p>→ „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“</p>
Kennzeichen einer sauren und basischen (alkalischen) Lösung	<p>Saure Lösungen enthalten Oxoniumionen (H_3O^+) Herstellung: Nichtmetalloxid + Wasser</p> <p>Basische Lösungen enthalten Hydroxidionen (OH^-) Herstellung: Metalloxyd + Wasser, oder Unedles Metall + Wasser</p> <p>Neutrale Lösungen enthalten gleich viele Teilchen an Hydroxid- und Oxoniumionen</p>
Säure und Base (Brönsted)	<p>Säure = Protonendonator; Teilchen, das Protonen H^+ abgibt</p> <p>Basen = Protonenakzeptor, Teilchen, das Protonen aufnimmt</p>
Protonenübergang	Bei einer Säure-Base Reaktion werden Protonen von der Säure (=Protonendonator) auf die Base (=Protonenakzeptor) übertragen. Beispiel: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
Wichtige Säuren	Salzsäure: $\text{HCl}(\text{aq})$, Salpetersäure: HNO_3 , salpetrige Säure: HNO_2 , Schwefelsäure: H_2SO_4 , schweflige Säure: H_2SO_3 , Kohlensäure: H_2CO_3 , Phosphorsäure: H_3PO_4 , Blausäure: $\text{HCN}(\text{aq})$
Wichtige Basen	Natriumhydroxyd: NaOH , Kaliumhydroxyd: KOH , Calciumhydroxyd: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Ammoniak: NH_3
Indikator	Indikatoren sind Farbstoffe, die durch ihre Farbe anzeigen, ob eine wässrige Lösung neutral, sauer oder basisch ist. z.B. Phenolphthalein, Lackmus, Bromthymolblau
pH-Wert	<p>Der pH-Wert einer wässrigen Lösung gibt an, wie sauer oder basisch eine Lösung ist → Ein Maß für die Oxoniumionen-Konzentration:</p> <p>$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$</p> <p>$\text{pH} < 7$ sauer</p> <p>$\text{pH} = 7$ neutral $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$</p> <p>$\text{pH} > 7$ basisch</p> <div style="text-align: center;"> <p>© Seilmacht</p> </div>
Ampholyt	= Teilchen, die sowohl als Säure als auch Base reagieren können. Entscheidend für das jeweilige Reaktionsverhalten ist der Reaktionspartner. z.B. H_2O , HCO_3^-
Neutralisation	Bei einer Reaktion äquivalenter Mengen einer starken Säure mit einer starken Base bildet sich eine neutrale Salzlösung. $\text{Säure} + \text{Base} \rightarrow \text{Wasser} + \text{Salz}$
Säure-Base Titration	Quantitatives Verfahren zur Bestimmung einer unbekanntes Konzentration eines gelösten Stoffes (z.B. Säure) durch schrittweise Zugabe einer Lösung bekannter Konzentration (z.B. Lauge) bis zum Äquivalenzpunkt (Farbumschlag Indikator). Am ÄP gilt: $n(\text{Säure}) = n(\text{Base})$
Oxidation und Reduktion	<p>Oxidation: Abgabe von Elektronen (Oxidationszahl steigt)</p> <p>Reduktion: Aufnahme von Elektronen (Oxidationszahl sinkt)</p> <p>Ein Oxidationsmittel = Elektronenakzeptor, nimmt Elektronen auf und wird selbst reduziert: z.B. O_2, F_2, Cl_2</p> <p>Ein Reduktionsmittel = Elektronendonator, gibt Elektronen ab und wird selbst oxidiert. H_2, Metalle</p>

	An einer Redoxreaktion sind immer zwei korrespondierende Redoxpaare beteiligt.
Elektrolyse	<p>Redox-Reaktion wird durch Zufuhr von elektrischer Energie erzwungen. Dabei wird elektrische Energie in chemische Energie umgewandelt.</p> <p>Beispiel: Kathode (-Pol), Reduktion: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ Anode (+Pol), Oxidation: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$</p> 
Galvanisches Element	<p>Redoxreaktionen setzen elektrische Energie frei → Batterie</p> <p>Beispiel: Kathode (+Pol), Reduktion: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ Anode (-Pol), Oxidation: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$</p> 