

KEMI 1:

SAMMANFATTNING AV BLOCK 2

Det viktigaste från del 1:

Du ska kunna beskriva hur man identifierar okända ämnen med enkla metoder:

Identifiera okända jonföreningar:

Steg 1: Lågtest för att bestämma den positiva jonen.

Steg 2: Fällningstester och syratestet för att bestämma den negativa jonen (ett fällningstest testar positiva koppar- och järnjoner).

Identifiera okända molekylföreningar:

Testa kokpunkt, densitet och löslighet.

Du ska kunna utföra beräkningar (inkl. titreringsberäkningar) med följande formel:

$$n = v \cdot c$$

n= substansmängd (mol)

v= volym (dm³)

c= koncentration (mol/dm³)

Det viktigaste från del 2:

Du ska kunna rita elektronformeln för olika molekyler och sedan avgöra om molekylerna är dipoler eller inte:

Kriterium 1: Innehåller molekyl en olikatom (olika elektronegativitet så att olika laddningar uppkommer)?

Kriterium 2: Är molekyl osymmetrisk (så att en ojämn laddningsfördelning uppkommer, centrum för den positiva och negativa laddningen ska inte vara på samma plats i molekyl)?

Exempel:

Molekyl:	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{---C---}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{H---C---Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H---}\ddot{\text{N}}\text{---H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Uppfyller kriterium 1?:	Ja	Ja	Ja
Uppfyller kriterium 2?:	Nej	Ja	Ja
Dipol?:	Nej	Ja	Ja

Du ska kunna de olika intermolekylära bindningarna:

Intermolekylära bindningar

(bindningar mellan molekyler)

Vätebindningar	Dipol-dipolbindningar	van der Waalsbindningar
<ul style="list-style-type: none"> Ämnen som uppfyller Hydro-FON-regeln kan skapa vätebindningar mellan sina molekyler. Hydro-FON-regeln måste vara uppfylld mellan molekylerna och i den molekyl som bidrar med vätet. Vätebindningar räknas som starka intermolekylära bindningar (starkast av dessa tre) och ger ofta upphov till relativt höga kokpunkter och hög löslighet i vatten. Exempel på ämnen som kan skapa vätebindningar: C_2H_5OH, H_2O, NH_3. 	<ul style="list-style-type: none"> Bindningar mellan molekyler som är dipoler. Den positiva änden på den ena molekylen binder till den negativa änden på den andra molekylen etc. Dipol: Molekyler med en partiellt positivt laddad sida/ände och en partiellt negativt laddad sida/ände. För att ett ämne ska vara en dipol krävs det att ämnets molekyler innehåller olika atomer och har en osymmetrisk struktur. Exempel på ämnen som ej kan skapa vätebindningar men som kan skapa vanliga dipol-dipolbindningar: HCl, CH_2Cl_2, CO. 	<ul style="list-style-type: none"> Tillfälliga och svaga dipol-dipolbindningar. En molekyl kan tillfälligt bli en dipol eftersom de slumpvisa elektronrörelserna i molekylerna kan göra att den ena delen av molekylerna får ett elektronöverskott. Varje enskild van der Waalsbindning är svag men stora och avlånga molekyler kan skapa många van der Waalsbindningar vilket innebär att den totala styrkan blir hög. Alla ämnen kan skapa van der Waalsbindningar. Exempel på ämnen som enbart kan skapa van der Waalsbindningar: Cl_2, N_2, H_2, O_2, CH_4, C_2H_6.

Det viktigaste från del 3:

Du ska kunna utföra beräkningar med hjälp av nedanstående 2 formler (och genom att kombinera dessa formler):

$$n = m/M$$

n = substansmängd (mol)

m = massa (g)

M = molmassa (g/mol)

$$n = v \cdot c$$

n = substansmängd (mol)

v = volym (dm^3)

c = koncentration (mol/ dm^3)