المحاضرة الأولى

حالات المادة

تعريف الكيمياء الفيزيائية: هو علم يربط بين الفيزياء والكيمياء(دراسة التفاعل الكيميائي والتغيرات الفيزيائية التي تحدث له.

يضم العديد من المجالات:

1) الكيمياء.
2) الهندسة.
3) الصيدلة.
4) العلوم.

وستتم دراسة الكيمياء الفيزيائية من وجهة نظر صيدلانية ، يجب بداية التفريق بين المادة الدوائية والمادة الصيدلانية:

المادة الدوائية	المادة الصيدلانية
هي المادة الفعالة (العنصر الفعال في الدواء). مثال: الباراسيتامول مادة مسكنة. قرص الباراسيتامول يتكون من عدة مواد ولكن المادة الفعالة هي الباراسيتامول.	هي المادة التي تدخل بالصناعة الصيدلانية (تدخل بالتفاعل الكيميائي وتساعد بصياغة الشكل الصيدلاني)

أقسام الكيمياء الفيزيائية :

يقسم علم الكيمياء الفيزيائية علم لقسمين أساسيين:

1. تركيب(بنية)المادة وخواصها: يبحث هذا القسم مما تتكون المادة وكيف تتكون وذلك بدءاً من بنية الذرات وصولاً إلى تركيب الجزيئات ثم إلى حالات المادة.
2. ظواهر التفاعل الكيميائي وقوانينه. يتم فيه الاهتمام بكيف تعمل المادة إذ يتم تبني وجهتي نظر الأولى حركية تتعلق بالسرعة والثانية ترموديناميكية تنتج عن تبادل الطاقة مع الوسط.

الواحدات الأساسية للقياس

لنفرض أن لديك التعليمات المخبرية التالية :انقل 1.5 من العينة إلى دورق حجمي سعة 100 ومدد حتى خط العيار .كيف يمكنك إجراء ذلك؟ عملياً فإن المعطيات غير دقيقة لأن واحدات القياس غير محددة .قارن مع المعطيات التالية :انقل 1.5 غرام من العينة إلى دورق حجمي سعة 100 مل ومدد حتى خط العيار، تعتبر هذه المعطيات كاملة ودقيقة .لذلك يجب التعامل بدقة مع الأرقام وواحدتها للوصول إلى النتيجة الصحيحة .يعبر System international الجدول التالي عن الواحدات الأساسية المستعملة للقياس في النظام العالمي للواحدات (SI units) units.

Table 2.1 Fundamental SI Units

Measurement	Unit	Symbol
mass	kilogram	kg
volume	liter	L
distance	meter	m
temperature	kelvin	K
time	second	s
current	ampere	A
amount of substance	mole	mol

بالإضافة إلى الواحدات لابد من تحديد دقة القياس وذلك بحسب عدد الأرقام بعد الفاصلة .فمثلاً عندما يطلب وزن 1.2637 غرام أي أن كل الأرقام بعد الفاصلة دقيقة تماماً إلا الرقم الأخير فقد يحدث فيه خطأ1 ± ، أي أن خطأ القياس في الوزن في هذه الحالة هو 0.0001 ± غرام لذلك تحليلياً لا يتم التعبير عن أي رقم بدون ذكر الفاصلة وعدد محدد من الأرقام بعد الفاصلة لتحديد نسبة الخطأ المسموح بها، فمثلاً لا يجوز أن نعبر عن الوزن تحليلياً بالرقم 15 بل يجب أن نحدد 15.0 أم 15.00 أم 15.000 ، وكلما ازدادت الأرقام بعد الفاصلة كلما ازدادت دقة القياس.

واحدات التعبير عن التركيز

يعبر التركيز عن كمية المادة ضمن حجم محدد من المحلول:

$$\text{Concentration} = \frac{\text{amount of solute}}{\text{amount of solution}}$$

يبين الجدول التالي أهم واحدات قياس التركيز

Name	Units[a]	Symbol
molarity	$\frac{\text{moles solute}}{\text{liters solution}}$	M
formality	$\frac{\text{number FWs solute}}{\text{liters solution}}$	F
normality	$\frac{\text{number EWs solute}}{\text{liters solution}}$	N
molality	$\frac{\text{moles solute}}{\text{kg solvent}}$	*m*
weight %	$\frac{\text{g solute}}{\text{100 g solution}}$	% w/w
volume %	$\frac{\text{mL solute}}{\text{100 mL solution}}$	% v/v
weight-to-volume %	$\frac{\text{g solute}}{\text{100 mL solution}}$	% w/v
parts per million	$\frac{\text{g solute}}{10^6\ \text{g solution}}$	ppm
parts per billion	$\frac{\text{g solute}}{10^9\ \text{g solution}}$	ppb

1. المولارية Molarity :

وهي تعبر عن عدد المولات من المادة في لتر من المحلول (مول/ لتر). ويعبر عنها بالواحدة M كما أن الرمز[NaCl] مثلاً يرمز إلى مولارية كلوريد الصوديوم. وتحسب من العلاقة:

$$M = C/Fw$$

حيث C يعبر عن التركيز الغرام / الليتر، أما Fw فهو يعبر عن الوزن الجزيئي أي وزن مول واحد.

2. النظامية Normality

وهي عبارة عن عدد المكافئات الغرامية من المادة في لتر من المحلول .ويرمز لها بالرمز N ، وتحسب من العلاقة التالية:

$$N = C/Ew$$

حيث Ew هي وزن مكافئ غرامي واحد من المادة، ويحسب من نسبة الوزن الجزيئي للمادة Fw على عدد المكافئات n

$$Ew = Fw/n$$

وبالتالي ترتبط النظامية مع المولارية بالعلاقة التالية

$$N = n \times M$$

يستعمل تعبير عد المكافئات n من المادة لحساب الوزن المكافئ Ew ، ويقصد بالوزن المكافئ كمية المادة الكيميائية التي تتفاعل بشكل كامل مع مادة كيميائية أخرى، وبالتالي فإن التعبير عن النظامية يتعلق بطبيعة التفاعل الكيميائي، فمثلا يملك محلول من حمض الكبريت مولارية محددة بينما تختلف نظاميته باختلاف التفاعل الكيميائي.

يختلف عدد المكافئات n باختلاف طبيعة التفاعل، ففي تفاعلات الحمض- الأساس، يكون n عدد شوارد الهيدروجين التي يحررها الحمض أو عدد شوارد الهيدروجين التي يستقبلها الأساس خلال التفاعل:

$$H2SO4(aq) + 2NH3(aq) \leftrightarrow 2NH4+(aq) + SO42–(aq)$$

في التفاعل السابق يكون n=2 بالنسبة لحمض الكبريت اما بالنسبة للنشادر n=1 .

3. النسبة المئوية:

النسبة المئوية (w/w%) والنسبة المئوية (w/v%) والنسبة المئوية (v/v%)، تعبر كلها عن تركيز المادة المذابة في 100 واحدة من المحلول. فمثلاً يقصد بالتركيز 23 w/v% ، أي أن 23 غرام من المادة مذابة في 100 مل من المحلول.

تستعمل التعابير جزء من مليون جزء ppm وجزء من البليون ppb للتعبير عن التركيز بالغرام من المادة في واح مليون أو واحد بليون غرام من المحلول، فمثلاً عندما نقول 450 ppm نقصد بها 450 ميكروغرام في واحد غرام من المحلول.

$$ppm = \frac{mg}{liter} = \frac{\mu g}{mL}$$

$$ppb = \frac{\mu g}{liter} = \frac{ng}{mL}$$

4. التحويل بين واحدات التركيز:

مثال تطبيقي 1:

لديك محلول من الأمونيا بتركيز 28.0 w/v % ووزن نوعي 0.899 غرام/مل، ما هو التركيز المولي للمحلول؟

$$\frac{28.0\text{ g NH}_3}{100\text{ g solution}} \times \frac{0.899\text{ g solution}}{\text{mL solution}} \times \frac{1\text{ mole NH}_3}{17.04\text{ g NH}_3} \times \frac{1000\text{ mL}}{\text{liter}} = 14.8\text{ M}$$

مثال تطبيقي 2:

إن التركيز الأعلى المسموح به من الكلوريد في مياه الشرب هو 2.5×10^2 ppm ، حول هذه القيمة إلى التركيز بالمول/ليتر؟

$$\frac{2.50 \times 10^2\text{ mg Cl}^-}{\text{L}} \times \frac{1\text{ g}}{1000\text{ mg}} \times \frac{1\text{ mole Cl}^-}{35.453\text{ g Cl}^-} = 7.05 \times 10^{-3}\text{ M}$$

الذرات والجزيئات:

أدخل مفهوم الذرات atoms منذ القرن الخامس قبل الميلاد ويعني الجزء غير القابل للانقسام من المادة كأول تعريف لها ، وتعرف الذرات حالياً بأنها جزيئات ذات كتلة معينة تتحد مع بعضها لتعطي المركبات.

يمكن أن تتحد ذرات بعض العناصر مع نفسها لتعطي جزئية عنصر، والعناصر لها جزيئات:

- عادة أحادية الذرة مثل المعادن.
- أحياناً ثنائية الذرة مثل H_2 ، O_2 ، N_2 ، Cl_2 .
- نادراً متعددة الذرات مثل O_3 ، P_4 ، S_8.

كما يمكن أن للذرة تتحد مع ذرات اخرى لتعطي جزيئات من المركبات:

- عادة متعددة الذرات H_2O ، NH_3 ، C_6H_6.
- أحياناً ثنائية الذرات CO ، NO ، HCl.

كيف تفرق بين مفهومي الذرات والجزيئات؟

تعتبر الجزيئة وحدة المادة التي تتكرر بشكل كبير جداً حتى تصل إلى المقياس العياني وهي التي تدخل في التفاعل الكيميائي بالإضافة غلى أن خواص الأجسام تشتق أساساً من بنية وتركيب الأجسام الموافقة.

أما الذرات فهي تتحد بطرق مختلفة لتعطي كل أنواع الجزيئات وبتشكيل الجزيئات تتشكل الأجسام ذات الخواص المختلفة عن الذرات المعزولة والمولدة لها.

الروابط الكيميائية

تتكون الأنواع الكيميائية من روابط تجمع بين ذرات متماثلة أو متغايرة ، ولتحقيق هذا الجمع بين الذرات لابد من أن تمارس قوى ارتباط فيما بينها وبتعبير آخر يمكن الاقرار بوجود رابط كيميائي بين ذرتين أو أكثر عندما تتحقق فيما بينها قوى كافية من أجل اعتبار البناء المشكل ممثلاً لنوع كيميائي معين.

هناك ظواهر كهربائية تتدخل لربط الجزيئات (الأجزاء) بعضها ببعض وتكون عادة الالكترونات الخارجية هي المسؤولة عن الروابط الكيميائية غير أن حجم الذرة أو مجمل التشكيل الالكتروني يؤثر في شدة القوى الموجودة ضمن المادة.

1) إذا تم تبادل الالكترونات بين الذرات قبل أن تتحد فإننا نحصل على شارسبات وشاجبات تتجاذب فيما بينها مؤدية لتشكل شبكة عيانية تدعى بالشبكة الشاردية (الرابط الشاردي).
2) أما عندما تشارك الذرات وضمن اتجاه محدد بالكتروناتها الخارجية فإن ذلك يؤدي لتشكل روابط وفق تلك الاتجاهات تدعى بالروابط التكافؤية وبتكرارها حتى المقياس العياني نحصل على الشبكة الذرية كما في حالة الألماس.

يتم انتقال الذرة إلى المقياس العياني وفق مرحلتين:

1. في الأولى يتحد عدد محدد من الذرات بواسطة روابط تكافؤية مؤدياً لتشكل الجزيئات.
2. يؤدي التداخل في المرحلة الثانية بين الجزيئات إلى تشكل شبكة تدعى بالشبكة الجزيئية ويدعى الرابط بالرابط بين الجزيئات أو رابط فاندرفالس وتلعب الروابط بين الجزيئات دوراً اساسياً في تغيير حالة المادة.

3) غير أنه عندما تتشارك الذرات وبعدد كبير بالكتروناتها الخارجية ودون ان تكون هذه الالكترونات متوضعة فراغياً ، فإن نمطاً ثالثاً من الروابط يتشكل يدعى الرابط المعدني ونحصل بالمقياس العياني على الشبكة المعدنية.

سيتم التركيز على الروابط بين الجزيئات لدورها الهام في التأثير على حالة المادة، ومن أهمها:

1- روابط فاندرفالس .
2- الرابطة الهيدروجينية.

الروابط بين الجزيئات وحالات المادة

والمقصود هنا المادة الكيميائية الصلبة والسائلة والغازية .للتعرف على ذلك لابد بالبدء من بنية الذرة وبينة الجزيء والروابط التي تربط الذرات والجزيئات مع بعضها وأنواع هذه الروابط وكيف تؤثر في طبيعة المادة في حال كانت هذه المادة صلبة أو سائلة أو غازية ومن معرفة المادة وخواصها نتعرف على الخواص والقوانين التي تحكم هذه الحالات والصفات التي تؤثر في الصناعة الصيدلانية

الروابط بين الجزيئات

توجد المادة بإحدى حالاتها الثلاثة نتيجة وجود تنافس بين نوعين من القوى هما:

1) الطاقة الحركية أو الحرارية :هي التي تدفع الجزيئات نحو الفوضى والحركة العشوائية مما يؤدي إلى ابتعاد الجزيئات عن بعضها البعض وهي مسيطرة بالحالة الغازية.
2) الروابط بين الجزيئات :هي التي تعطي الجزيئات حالة الترتيب والنظام وتقلل من حركتها وتعمل على ربط الجزيئات مع بعضها البعض وهي مسيطرة بالحالة الصلبة.

أما في الحالة السائلة فنلاحظ وجود توازن بين هاتين القوتين .وما يجب الإشارة إليه هو أن الروابط بين الجزيئات موجودة في جميع الحالات ولكن تختلف بين الحالة والأخرى بقوتها حيث تكون قوية في الحالة الصلبة وفي بعض السوائل بينما تكون ضعيفة في الحالة الغازية وخاصة الغازات الخاملة وسميت هذه الروابط باسم العالم الذي اكتشفها وهو العالم السويدي فاندرفالس.

سؤال :لماذا يحتاج تمييع غاز الهليوم إلى تبريده إلى درجة الحرارة ° 269 - م؟

الجواب :حتى يتميع الغاز نطبق عليه ضغط(من أجل زيادة الروابط بين الجزيئات)ولكننا نلاحظ أنه مهما زدنا الضغط فإن الغاز لا يتميع حيث تبقى الطاقة الحرارية هي المسيطرة لذلك يجب أن نقوم بإضعاف هذه القوة عن طريق التبريد إلى ما يعرف بدرجة الحرارة الحرجة.

ومن هنا نستنتج أن:

تعتبر درجة الحرارة الحرجة مؤشر للقوى بين الجزيئات فعندما تكون منخفضة تكون الروابط بين جزيئات المادة ضعيفة كما في الهليوم وعندما تكون مرتفعة تكون الروابط بين الجزيئات قوية كما في الماء حيث تبلغ درجة حرارته الحرجة ° 374 م.

يمكن تحويل المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة فالغازية عن طريق تقديم طاقة حرارية فقط أما التحويل بالعكس فيحتاج إلى الضغط بالإضافة إلى التبريد.

ملاحظة: تزداد الروابط بين الجزيئات من الغاز حتى السائل حتى الصلب وهناك عوامل تؤثر في الروابط بين الجزيئات منها:

- المسافة بين الجزيئات :كلما نقصت المسافة بين الجزيئات كلما أصبحت الروابط أقوى.
- درجة الحرارة :كلما ازدادت درجة الحرارة ← كلما زادت الحركة العشوائية للجزيئات ←زادت المسافة بين الجزيئات ← ومن ثم أصبحت الروابط أضعف.

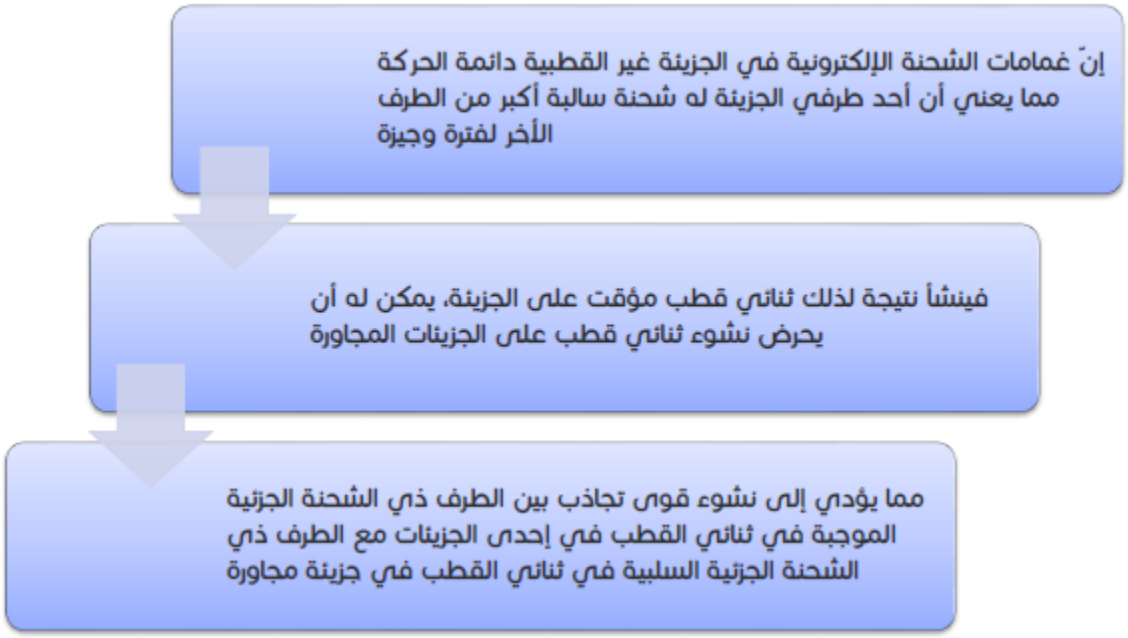
روابط فاندرفالس:

هي نوع من أنواع التجاذب الكهربائي الساكن الناتجة عن الأفعال المتبادلة بين نوى الذرات مع الكتروناتها وتعتمد قوة هذه الروابط على المسافة الفاصلة بين الجزيئات حيث تضعف بازدياد المسافة بينها وتزداد بنقصانها.

أنواع روابط فاندرفالس:

1. قوى لندن(قوى التبعثر):

توجد بين ثنائيي قطب محرضين(حيث يكون التحريض مؤقت ولفترة قصيرة جداً .)يستطيع المركب المحرض أن يحرض مركب آخر غير قطبي بقربه محولاً إياه إلى مركب ثنائي قطب محرض مؤقت ويرتبط معه بروابط لندن وهي أضعف روابط فاندرفالس.



<u>توضيح:</u>

<u>ثنائيات الأقطاب المحرضة :عبارة عن ذرة معتدلة تغير من ترتيب شحناتها لفترة محدودة، ويتم ذلك عندما يمر جزيء غير قطبي أمام ثنائي قطب دائم فيتحرض آنيا ويتشكل ثنائي قطب محرض آني .</u>

وتسمى هذه القوى قوى التبعثر والتشتت(كونها ناتجة عن تبعثر الإلكترونات.)، وتكون طاقة الرابطة (0.5 _1 Kcal/mol)، وهي القوى الأساسية الموجودة بين الغازات(لكون الغازات مركبات غير قطبية.) وهي القوى الأساسية المسؤولة عن تمييع الغازات.

توجد بين المركبات غير القطبية وهي من أضعف روابط فاندرفالس.

ملاحظة : تستطيع جميع الذرات ان تتحرض وهي تتحرك لأنه لا يوجد هناك شروط لوجودها على عكس قوى كه سوم التي تحتاج إلى مركبين قطبيين وقوى ديباي التي تحتاج إلى مركب قطبي وآخر لا قطبي.

تزداد قوى لوندون مع ازدياد الوزن الجزيئي و سبب ذلك:

1. مع زيادة الوزن الجزيئي يزداد عدد الإلكترونات وبالتالي يزداد الاستقطاب الذي يؤدي بدوره إلى زيادة الشحنة و التحريض.
2. زيادة عدد المدارات مع ازدياد الوزن الجزيئي أي أن الإلكترونات الموجودة على المدارات السطحية تكون بعيدة عن جذب النواة لها.

سؤال (1):

الذرات الكبيرة (التي تكون فيها قوى لوندون كبيرة) أسهل وأكثر استقطاباً من الذرات الصغيرة؟

الجواب:

1. زيادة عدد الإلكترونات في الذرات الكبيرة.

2. بعد الإلكترونات خاصة السطحية عن جذب النواة فاستقطاب هذه الالكترونات يكون أسهل.

⇦وبالتالي كلما كان الوزن الجزيئي أكبر كانت قوى لوندون أكبر.

سؤال(2):

يغلي اليود عند 183 درجة مئوية بينما يغلي الهيليوم عند - 269 درجة مئوية، ما هو سبب التباين الكبير في درجة الغليان بالرغم من أن كل منهما يحوي على رابطة لوندون؟

الجواب:

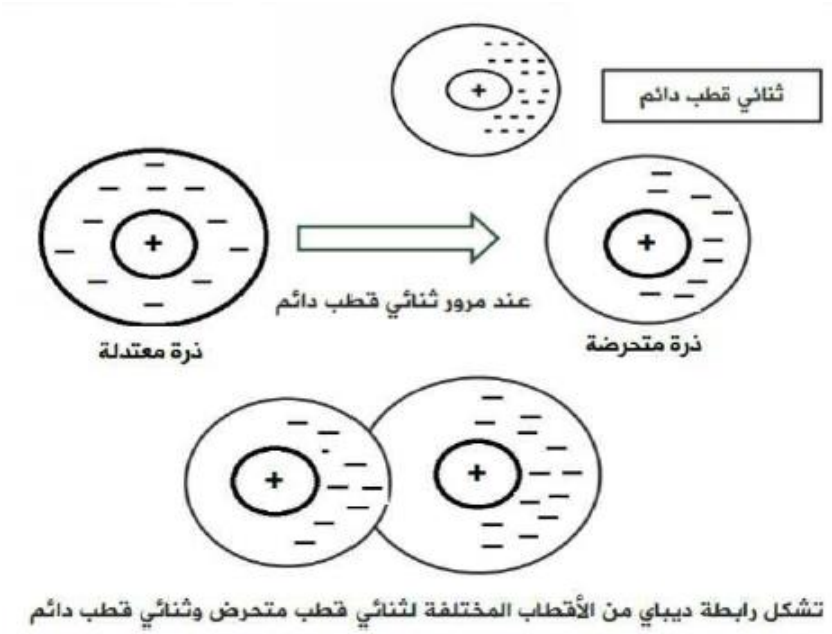
لأن الوزن الجزيئي لليود أكبر من الوزن الجزيئي للهيليوم وكما نعلم أن الوزن الجزيئي يتناسب طرداً مع درجة الغليان.

2. روابط ديباي[Dipole _ Induced]: (Debye)

تنشأ هذه الروابط بين ثنائيات الأقطاب الدائمة و ثنائيات الأقطاب المحرضة(المؤقتة) وتعد روابط ديباي أقوى من روابط لوندون حيث تكون طاقة الرابطة(1 → 3 Kcal/mol) وتزداد قوة ديباي مع ازدياد عزم ثنائي القطب.

ومن الأمثلة على هذه الرابطة:

- ارتباط الكلوروفورم $CHCl3$ مع البرافين ، حيث:الكلوروفورم مركب قطبي والبرافين مركب غير قطبي (مع الانتباه إلى أن البرافين هو اسم عام للألكانات التي لها الصيغة العامة الكيميائية $(CnH2n+2.$
- ارتباط ثنائي كلور الميتلين $CH2Cl2$ مع حمض كلور الماء. HCl حيث ثنائي كلور الميتلين مركب غير قطبي و حمض كلور الماء مركب قطبي.



3. روابط كه سوم : [Dipole_Dipole] (Kessom)

• تنشأ هذه الروابط بين ثنائيات الأقطاب الدائمة Dipole Permanent مثل الكحول والأسيتون و الفينول.

مثال($H^{+}Cl^{-}_____H^{+}Cl^{-}$: ثنائي قطب دائم)

وتعد هذه الرابطة أقوى أنواع فاندرفالس. حيث تبلغ طاقة الرابطة(قوة الرابطة(1 → 7 Kcal/mol)

[أي أن كل واحد مول من الرابطة يحتاج من 1 → 7 Kcal حتى يتفكك] .

ملاحظات:

- عندما نريد المقارنة بين مركبين قطبيين من حيث درجة الغليان ننظر إلى:

1- الكهرسلبية.
2- عزم ثنائي القطب.

و بناءً على ذلك:

• فرق كهرسلبية أكبر ←عزم ثنائي القطب أكبر ←ازدياد قوى كه سوم ← درجة غليان أعلى.

• في ثنائي القطب الدائم يكون هناك فرق في الكهرسلبية بين الذرتين، مثال: H^+Cl^- .

- عند مقارنة بين مركبين من حيث درجة الغليان ننظر للوزن الجزيئي:
  الوزن الجزيئي أعلى ↔ درجة غليان أعلى.

سؤال : يمتلك الأسيتون و البوتان ذات الوزن الجزيئي وهو 58 وبالرغم من ذلك هناك درجة غليان متباينة جداً بينهما، ما السبب؟

الجواب :يعود ذلك إلى أن الأسيتون عبارة عن مركب قطبي يمتلك روابط كه سوم بين جزيئاته وهي أقوى أنواع فاندرفالس.

نهاية المحاضرة الأولى

المحاضرة الثانية

تمارين:

1- **رتب الهالوجينات التالية حسب تزايد قوى لوندون فيها: I - F - Br - Cl**

الحل: $F < Cl < Br < I$

ويعود السبب إلى أن قوى لوندون تزداد بازدياد الوزن الجزيئي.

2- **رتب الغازات الخاملة التالية حسب تزايد درجة الغليان: Kr , He , Xe , Ne , Ar**

الحل: $He < Ne < Ar < Kr < Xe$

ويعود السبب إلى زيادة الوزن الجزيئي الذي يؤدي بدوره إلى زيادة قوى لوندون ومن ثم زيادة درجة الغليان.

3- **رتب الحموض الهالوجينية التالية حسب تزايد قوى كه سوم فيها: HI – HCl – HBr**

الحل : $HCl > HBr > HI$

ويعود السبب إلى أن قوى كه سوم تزداد بازدياد عزم ثنائي القطب.

أهمية قوى فاندرفالس:

- أكثر أنواع الروابط التي تجعل الدواء يرتبط بالمستقبل.
- مسؤولة عن انحلالية المواد.
- لها دور في تشكيل المعقدات.
- مسؤولة عن الغليان وأغلب الصفات الفيزيائية للمواد الدوائية.
- مسؤولة عن جميع الصفات الفيزيائية التي نحتاجها في الصناعة.
- مسؤولة عن اللزوجة والتوتر السطحي وقدرة المركب على كل من الانضغاط والانسياب والانحلال.
- هي المسؤولة عن الصفات الحيوية.

تمرين:

ما هي أنواع روابط فاندرفالس الموجودة بين جزيئات المركبات التالية؟

الجزيئة	نوع الروابط	السبب
HCl	روابط كه سوم	لأنه عبارة عن مركب قطبي (Cl ذرة شديدة الكهرسلبية).
HNO_3	روابط كه سوم	لأنه عبارة عن مركب قطبي (N ذرة شديدة الكهرسلبية).
C_6H_6	روابط لوندون	لأنه مكون من سلاسل كربون وهيدروجين (أي لا توجد قطبية).
CH_3COOH	روابط كه سوم	لأنه مركب قطبي (الحموض كلها عبارة عن مركبات قطبية).
H_2	روابط لوندون	لا توجد قطبية.
HF	روابط كه سوم	لأنه عبارة عن مركب قطبي (F ذرة شديدة الكهرسلبية).
CH_4	روابط لوندون	لأنه مكون من سلاسل كربون وهيدروجين (أي لا توجد قطبية).

الروابط الهيدروجينية:

هي نوع آخر من الروابط الكهربائية الناتجة عن التجاذب الكهربائي الساكن وأقوى من فاندرفالس.

هي رابطة تنشأ من ارتباط الهيدروجين مع ذرة عالية الكهرسلبية (الفلور F ، الاكسجين O ،النتروجينN)، و يوجد في جسمنا الملايين من الروابط الهيدروجينية. ومن أشهر المركبات ذات الروابط الهيدروجينية H_2O، NH_3، HF .

أهمية الرابطة الهيدروجينية:

- مسؤولة عن نقطة الغليان المرتفعة للماء.
- مسؤولة عن التوتر السطحي للماء.
- مسؤولة عن صفه غير اعتيادية للماء :ازدياد حجمه ونقص كثافته مع البرودة فهو يعاكس القاعدة التي اعتدنا عليها والتي تنص على(تتمدد الأجسام بالحرارة وتتقلص بالبرودة.)
- المركب الحاوي على روابط هيدروجينية له قدرة أكبر على القيام بعمليات كيميائية.
- الرابطة الوحيدة الموجودة في سلاسل بروتينية.
- المركبات الحاوية على الروابط الهيدروجينية تنحل بسرعة في المُحلات القطبية.
- تتغير وضعية جزيء الماء ليشكل أكبر عدد ممكن من الروابط الهيدروجينية(يمكن للجزيئة أن تشكل 4 روابط على الأكثر.)
- مسؤولة عن اختلاف الخواص الفيزيائي والكيميائية بين المركبات بالرغم من تشابه الصيغ الكيميائية، فمثلا تختلف الخواص الفيزيائية والكيميائية للأغوال عن الإسترات لأن الأغوال تحتوي على روابط هيدروجينية.

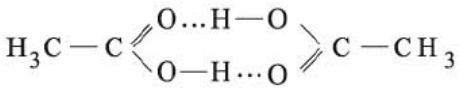
أنواع الروابط الهيدروجينية:

1) روابط هيدروجينية داخلية: عندما تكون الروابط الهيدروجينية موجودة في داخل المركب.

مثال: لديّ مركب عنده OH في مكان و H في مكان آخر هذا يعبر عن الروابط الهيدروجينية الداخلية.

2) روابط هيدروجينية خارجية: تكون الرابطة بين مركب ومركب آخر أو جزيئة وجزيئة أخرى.

- في بعض المركبات تتشكل أكثر من رابطة هيدروجينية، عندها توجد المادة على شكل مثنويات، فمثلاً إذا طُلب منا حساب الوزن الجزيئي لحمض الخل ووجدنا أن وزنه الجزيئي 120 غرام عوضاً عن 60 غرام فالنتيجة ليست خاطئة وهذا يعني أنه قد شكل مثنوية، وذلك لأن جزيئاته قادرة على الارتباط فيما بينها من خلال تشكيل الروابط الهيدروجينية.



حمض الخل

تمرين :منْ من هذه المركبات قادرة على تشكيل روابط هيدروجينية؟

1. HF 2. CH_3COOH

3. C_6H_6 4. CH_3CHO

5. (CH3)2 C=O 6. HNO3

الحل:

1. يشكل روابط هيدروجينية.
2. يشكل روابط هيدروجينية.
3. لا تستطيع لأن ذرة الهيدروجين غير مرتبطة بذرة عالية الكهرسلبية.
4. لايشكل لأنه ألدهيد .
5. لايشكل لأنه كيتون .
6. يشكل روابط هيدروجينية.

الحالات المختلفة للمادة:

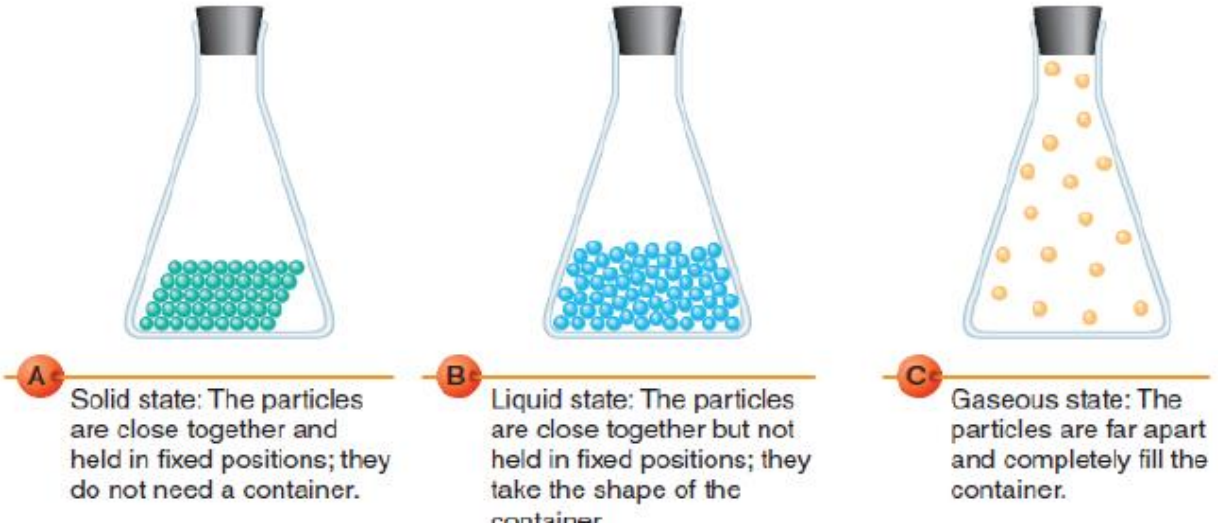
ستتم دراسة الحالات الفيزيائية الثلاث : الغازية، السائلة والصلبة وذلك على ضوء معرفتنا السابقة بالروابط الكيميائية.

يوجد الماء في الحالات الفيزيائية الثلاث المختلفة(الجليد، السائل، بخار الماء)، ومن السهل ملاحظة التحولات من حالة إلى أخرى .بشكل عام يمكن لكل الأجسام أن توجد بالحالات الثلاث، ولكن إذا كانت درجات حرارة الانصهار والغليان بعيدة جداً عن درجة الحرارة العادية فإننا لا نشاهد في الأحوال العادية الحالات الثلاث للمادة. فالمعادن تكون ذات درجات انصهار عالية، لذلك نجدها بدرجة الحرارة العادية صلبة، كذلك ثنائي الهيدروجين وثنائي الأكسجين عبارة عن غازات لا تتيمع إلا بالدرجات المنخفضة جداً من الحرارة، لذلك لا نعرفها إلا كغازات.

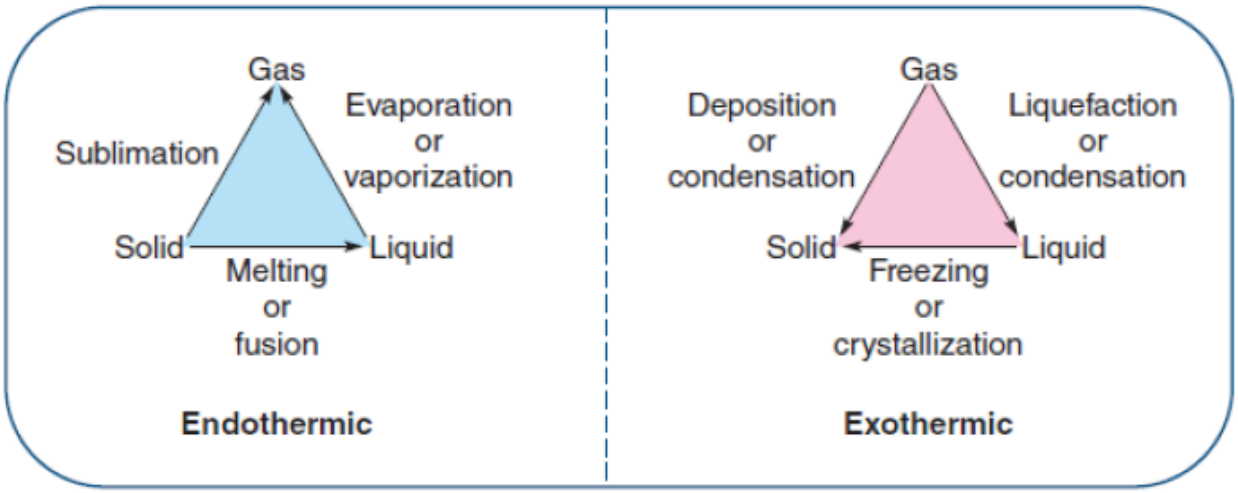
قد يحدث أحياناً أن مادة صلبة أو سائلة لا يمكن لها أن تصل إلى درجة انصهارها أو غليانها دون أن تتفكك، فمثلاً السكر مادة غير معروفة بشكل غازي، أي درجة غليانها أعلى من درجة تخربها بتأثير الحرارة (تشمل الكاراميل.).

خواص حالات المادة:

الحالة الصلبة	الحالة السائلة	الحالة الغازية
تكون الجزيئات ذات حرية أقل، وتتراجع حركة الجزيئات لتصبح محصورة باهتزازات بسيطة حول مواضع التوازن ولا تتغير المواضع النسبية للجزيئات. هي حالة مكثفة ويمكن أن تكون مرتبة (حالة بلورية) أو غير مرتبة (حالة عديمة الشكل). للصلب حجم وشكل خاص به.	تكون الجزيئات بتماس مع بعضها البعض وحركتها محدودة جداً، إلا أنها تحافظ على بعض الحركة الجزئية، كما أن مواضعها النسبية تتعدل بشكل مستمر. هي حالة مكثفة وغير مرتبة، وللسائل حجم خاص به ولكن ليس له شكل خاص به.	تكون الجزيئات متباعدة بعضها عن بعض بشكل كبير إضافة إلى أن ضغطها يكون ضعيفاً جداً. وتتحرك بشكل مستمر ويمكن لها أن تقطع مسافات كبيرة جداً نسبة إلى أبعادها وذلك قبل أن تدخل في تصادم مع بعضها البعض. هي حالة غير مكثفة وغير مرتبة، وليس للغاز حجم خاص به، بل يشغل كل الفراغ المقدم له.



التحول بين حالات المادة



1- الحالة الغازية:

هي حالة من حالات المادة غير مكثفة وغير مرتبة، وتتصف بأنها تمتلك طاقة حرارية(حركية)عالية وتكون جزيئاتها في حركة مستمرة ونشاط دائم، وتكون الروابط بين جزيئاتها ضعيفة جداً(روابط لوندون).، ليس لها حجم أو شكل محدد بل تشغل الفراغ الذي نقدمه لها.

تتميز كل الغازات بأنها قابلة للانضغاط (Compressible) ،وأغلبها غير مرئية invisible ، ويمكن للغاز بالضغط أن يتحول إلى سائل، يوجد نوعين من الغازات :الغازات المثالية والغازات الحقيقية.

الغاز المثالي هو غاز تتحقق فيه الصفات التالية:

- حجم جزيئاته صغير لدرجة أنه يمكن إهمال حجم هذه الجزيئات بالنسبة للفراغ الكبير الذي يشغله الغاز.

- الجزيئات متباعدة عن بعضها البعض جداً ولا يوجد بينها تجاذب.
- تتحرك بحركة عشوائية تؤدي إلى اصطدامها ببعض وبجدران الوعاء اصطدامات مرنة(أي لاتفقدها طاقتها.)

قوانين الغازات:

1-قانون بويل :إذا ثبتنا درجة الحرارة فإن هناك تناسب عكسي بين الضغط والحجم.

$$P.V = constant$$

2-قانون تشارلز :إذا ثبتنا الضغط فإن هناك تناسب طردي بين الحجم ودرجة الحرارة.

$$V/T = constant$$

3- قانون أفوغادرو :هناك تناسب بين حجم الغاز وعدد مولاته.

$$n \sim V$$

4- **القانون العام للغازات** $P.V=nRT$

حيث:

P :ضغط الغاز V حجم الغاز.

n عدد مولات الغاز R .الثابت العام للغازات.

T درجة الحرارة.

مع ملاحظة أن:

$R= 0.082\ L.\ atm.k.mol^{-1}$,وذلك عندما يكون الضغط مقاساً ب atm و الحرارة بالكلفن والحجم مقاساً باللتر.

- تتغير قيمة R حسب الواحدات المستخدمة.
- $K= +273℃$.
- $1\ atm=760\ mm.Hg$

مثال:

ما هو الضغط المطبق لاستخدام 1 مول من غاز ثاني أكسيد الكربون في عبوة حجمها نصف لتر في درجة جرارة الغرفة° 25 (م)؟

$$P.V = n.R.T$$

$$P= 1x0.082x298/0.5$$

$$P=16.68\ atm$$

يمكن تطبيق قانون الغازات المثالية على الغازات الحقيقية مثل الأكسجين والهيدروجين وثاني أكسيد الكربون ولكن بشرط الضغوط المنخفضة ودرجات الحرارة العالية .لماذا؟

لأنه في الضغط المنخفض تكون جزيئات الغاز بعيدة عن بعضها البعض فتشغل حجم كبير يمكن بالمقارنة معه إهمال حجم الجزيئات نفسها وليس هناك تجاذب بين الجزيئات بسبب البعد أي أن الغاز الحقيقي في هذه الحالة يسلك سلوك الغاز المثالي وتقوم جزيئاته بحركة عشوائية.

تطبيقات الغازات في الصيدلة

1- تمييع الغازات :

وهو تحويل الغاز إلى سائل وذلك بتبريده أولاً(لإضعاف الطاقة الحرارية الكبيرة)، وثم تطبيق ضغط عليه (لتقوية الروابط بين الجزيئات.)

نستخدم لهذا الغرض مزيج من الغازات، يتألف غالباً هذا المزيج من ثاني أكسيد الكربون والآزوت والفحوم الهيدروجينية المفلورة، حيث نقوم بتبريد الغازات وبعد التبريد الذي يؤدي إلى خفض الطاقة الحرارية نطبق الضغط الذي يزيد من قوة الروابط بين الجزيئات مما يجعلها مسيطرة فيتحول الغاز إلى سائل يستطيع حل المواد الدوائية .

عندما يخرج السائل من البخاخ يتحول إلى غاز لأنه يتحرر من الضغط(ويكون محمل بالمادة الدوائية)وهذا يسمح بانتشار الدواء على مساحة واسعة .تستخدم هذه البخاخات(والتي تسمى بالحلالات والأغشية المخاطية كما تستخدم لعلاج الربو.

أهمية هذا التطبيق تكمن في:

- سهولة استخدامه في أشكال صيدلانية كالحلالات الهوائية(Aerosols أدوية ،بخاخات ربو، موسع قصبات.)
- يستخدم لضغط أحجام كبيرة من الغازات بعبوات الاستخدام الطبي.
- تأثير موضعي مباشر :المادة الدوائية لا تمر خلال الكبد وبالتالي يتم تجنب الاستقلاب الكبدي.
- انتشار واسع للمادة الدوائية خلال ثوان وهذا التطبيق هام للحالات الإسعافية.

مثال :كما في حالة الربو نستخدم بخة صغيرة فيتم انتشار الدواء بسرعة والأسناخ الرئوية مما يؤدى إلى توسع القصبات الرئوية.

المواد المستخدمة في البخاخات:

- Salbutamol • المادة الإسعافية لموسع القصبات.
- المخدرات الموضعية على شكل بخاخات مثل إيتيل كلورايد(عند وضعها على الجلد تبرّده وتؤدي إلى تخدير موضعي.)
- CO2 في الإمبولات.
- الفحوم الهيدروجينية المفلورة.

ملاحظة :يكون الضغط داخل العبوات فقط من (1→6 atm) ، إذا كان أكثر من ذلك فإنه يؤدي إلى انفجار العبوة.

2- **غازات الدم :**وهما غاز ثاني أكسيد الكربون والأكسجين حيث نقوم بقياس ضغطهما اعتماداً على قانون هنري ويكون الضغط الطبيعي للأكسجين في الدم مساوياً 85 مم زئبقي وضغط غاز ثاني أوكسيد الكربون 35- 45 مم زئبقي حيث أن أي تغير في الضغط يشير إلى وجود مشاكل في الرئتين.

وهذه القيم ترتبط بعاملين هما:

- الفعالية الاستقلابية والحيوية للجسم (عامل داخلي:)

إذا كان الجسم نشيط وحيوي تكون القيم أقرب للطبيعي بينما إذا كان الجسم كسول تخف هذه القيم، وأيضاً عند الشباب تكون أعلى من الشيوخ.

- البيئة المحيطة (عامل خارجي:)

إذا كان الجو يحوي نسبة أكسجين عالية (تكون القيم في حدودها العليا).

سؤال:

إنسان طبيعي قسنا له قيم Po2 مرة عند سطح البحر ومرة أخرى عند قمة جبل فبأي حالة ستكون قيم Po2 أدنى؟

الجواب:

عند قمة الجبل ستكون قيم Po2 أدنى، لأنه كلما ارتفعنا عن سطح البحر ستقل كمية الأوكسجين الموجود في الجو مما يؤدي إلى انخفاض الضغط الجزئي للأوكسجين.

ملاحظة:

قيم Po2 وقيم PCo2 تدل على التهوية الرئوية وتصفية الرئتين.

- إذا كانت التهوية الرئوية جيدة والرئتين تعمل بشكل جيد 2Pco ← منخفض.
- إذا كانت التهوية الرئوية سيئة والرئتين مريضة 2Pco ← مرتفع.
- لذلك يطلب تحليل PCo2 عند حصول مشاكل تنفسية.

نهاية المحاضرة الثانية

المحاضرة الثالثة

2- الحالة السائلة

هي حالة وسط بين الحالة الصلبة والغازية.

• يمتلك السائل طاقة حركية(حرارية)أقل من تلك الموجودة لدى الغازات وأكبر من الطاقة الحرارية (الحركية)للمواد الصلبة.

• تمتلك روابط بين جزيئاتها(لذلك تكون متماسكة) وتكون الروابط أقوى من الغازات وأضعف من تلك الموجودة في المواد الصلبة.

• ليس لها شكل محدد أي تأخذ شكل الإناء الذي توضع فيه.

• تكون السوائل في حالة مكثفة وغير مرتبة.

• هي أكثر كثافة من الغازات.

- **صفاتها:**
  - الروابط بين جزيئاتها تسمح لها بالحركة لذا تتمتع بخاصة السيلان.
  - تحتك السوائل بالأسطح أثناء السيلان فينتج عن ذلك صفة نوعية تدعى لزوجة السائل.
  - السوائل غير قابلة للانضغاط، لذلك فهي تملك حجم محدد .
  - لكل سائل توتر سطحي بسبب امتلاكه سطح خاص يفصله عن الوسط الخارجي.
  - لكل سائل صفة فيزيائية نوعية تختلف عن السائل الآخر تمكننا من معرفة هوية السائل المستخدم، ومن هذه الصفات:
    - نقطة التجمد :نقطة تحول السائل إلى صلب.
    - نقطة الغليان :نقطة تحول السائل إلى غاز.
    - اللزوجة :لكل سائل لزوجة خاصة به.
    - التوتر السطحي.
    - ضغط البخار :مثل النتروغليسيرين(بوليمر إيتلين غليكول PEG
  - ينتشر السائل في السوائل الأخرى بسبب قابليته للامتزاج.

صفات السوائل:

1. ضغط بخار السائل

هي صفة فيزيائية نوعية خاصة بالسوائل والمحاليل، حيث يكون لكل سائل في درجة حرارة معينة ضغط بخار ثابت يميزه عن غيره ويقاس ضغط البخار السائل بواحدة الملم زئبقي.

ماذا يعني ضغط بخار السائل؟

تمتلك جزئيات السائل طاقة حرارية إلا أن بعض الجزيئات تملك طاقة حرارية أعلى من غيرها مما يمكنها من مغادرة سطح السائل إلى الطور الغازي الموجود فوقه ثم يتكثف قسم منها ويعود إلى السائل، وإذا وضعنا السائل في وعاء مفرغ(أي ليس هناك تأثير للضغط الجوي الخارجي عليه)فإننا سنصل إلى مرحلة تكون فيها سرعة تبخر السائل تساوي سرعة تكثفه، فإذا قسنا ضغط بخار السائل في هذه الحالة نحصل على ما يسمى بضغط البخار التوازني وهو ثابت بالنسبة للسائل في درجة الحرارة العادية.

ومنه ضغط بخار السائل التوازني هو ضغط بخار السائل في اللحظة التي تكون فيها سرعة تبخر السائل تساوي سرعة تكثفه، وكلما ازدادت درجة الحرارة ازداد ضغط بخار السائل التوازني بسبب ازدياد عدد الجزيئات المتحررة من سطح السائل إلى الطور الغازي.

يتعلق ضغط بخار السائل بطبيعة السائل من حيث قطبية الجزيئات ووزنها الجزيئي ودرجة الحرارة.

يبين الجدول التالي تأثير قطبية السائل ووزنه الجزيئي في ضغط بخاره:

Liquid	Molecular Weight (u)	Polarity	Vapor Pressure (torr)
pentane (C_5H_{12})	72	Nonpolar	414.5
hexane (C_6H_{14})	86	Nonpolar	113.9
heptane (C_7H_{16})	100	Nonpolar	37.2
ethanol (C_2H_5—OH)	46	Polar (hydrogen bonds)	43.9
1-propanol (C_3H_7—OH)	60	Polar (hydrogen bonds)	17.3
1-butanol (C_4H_9—OH)	74	Polar (hydrogen bonds)	7.1

يبدو واضحاً من الجدول السابق تأثير الوزن الجزيئي والقطبية في ضغط بخار السائل لمجموعة من المركبات غير القطبية(ألكانات)ومجموعة من المركبات القطبية(الكحولات .)حيث يبدو واضحاً في كلتا المجموعتين انخفاض ضغط بخار السائل كلما ارتفع الوزن الجزيئي للمركب، ويفسر ذلك بازدياد تأثير قوى لندن كلما ازداد الوزن الجزيئي للمركب.

وبالمقارنة بين البنتان والبوتانول، وهما مركبان يختلفان بالقطبية إلا أنهما يملكان نفس الوزن الجزيئي، يبدو واضحاً أن ضغط بخار المركب القطبي أقل من ضغط بخار المركب غير القطبي بسبب الروابط الهيدروجينية بين جزيئات المركب القطبي.

مثال :قارن بين كل زوج من المركبات التالية من حيث ضغط بخار السائل، اشرح إجابتك بشكل مفصل:

C3H7OH.والكحول البروبيلي· CH3OH الكحول المتيلي

N2.والنتروجين السائل· He الهليوم السائل

Ne.و النيون السائل· HF فلور الهيدروجين السائل

الحل :بشكل عام كلما كانت القوى بين الجزيئات أقل، كلما كان ضغط بخار السائل أعلى.

- تتشكل الروابط الهيدروجينية في كلا المركبين، إلا أن قوى لندن تكون أكبر في الكحول البروبيلي وبالتالي يملك الميتانول ضغط البخار الأعلى.
- إن الروابط الوحيدة المؤثرة في كلا الجزيئتين هي قوى التبعثر(قوى لندن)، وبما أن هذه القوى تكون أكبر في جزيئات النتروجين مما يعني امتلاكها لضغط البخار أقل بالمقارنة مع الهليوم السائل.
- تملك جزيئات فلور الهيدروجين روابط هيدروجينية فيما بينها، بينما تكون القوى الوحيدة المؤثرة في جزيئات النيون هي قوى لندن وبالتالي فإن ضغط بخار النيون السائل أعلى من ضغط بخار فلور الهيدروجين.

مثال على تطبيقات ضغط بخار السائل في التصنيع الصيدلاني:

النتروغليسيرين :هو موسع شرايين يعطى على شكل أقراص تحت اللسان، يمتلك النتروغليسيرين ضغط بخار مرتفع نسبياً في درجة حرارة الغرفة فعندما نضع النتروغليسيرين داخل المضغوطة فإنه ومع مرور الزمن يمكن أن يغادرها بسبب ضغط بخاره المرتفع مما يسبب فقدان المضغوطة لفعاليتها، لذا يستخدم البولي ايتيلين غليكول كسواغ الذي يعمل على خفض ضغط بخار السائل للنتروغليسيرين وبالتالي يساهم في الحفاظ على المادة الفعالة داخل المضغوطة ويخفف من انتشارها خارجها وبالتالي الحفاظ على الفعالية الدوائية للمضغوطة.

مثال :لدينا سائل ضغط بخاره 80 مم زئبقي وآخر ضغط بخاره 30 مم زئبقي من منهما يغلي أولاً؟

السائل الذي ضغط بخاره أكبر يغلي أولاً لأن ضغط بخاره يصل إلى الضغط الجوي 760 (مم زئبقي)قبل السائل الآخر، أي أن درجة غليانه أقل.

2. درجة الغليان:

حرارة التبخر Heat of vaporization(التحول من السائل إلى الغاز.)

هي كمية الطاقة المقدمة ل 1mol من الماء لانفصام الروابط الهيدروجينية وانتقال الماء إلى الحالة الغازية.

$\Delta HV(water)BP$=9720 $calory/mol/$

1mol = 18g

3. التوتر السطحي:

صفة فيزيائية خاصة بالسطح الفاصل لسائل عن الهواء.أو عن سائل آخر، وهي مهمة في الصناعات الصيدلانية خاصة في صناعة المعلقات والمستحلبات والقطرات العينية، حيث تلعب دور مهم في مزج المستحلبات والمعلقات وبدخول القطرة إلى العين.

التوتر السطحي من الصفات الفيزيائية النوعية التي نستطيع من خلالها تحديد هوية المادة لأن كل مادة لها توتر سطحي معين.

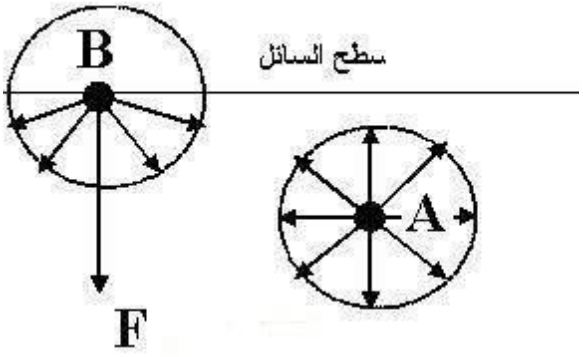
التوتر السطحي عبارة عن كمية القوة المخزنة(المُطبقة) في 1 cmمن محيط السائل ويقدر بواحدة التوتر السطحي دينة/سم.

توضيح لمفهوم التوتر السطحي:

- نأخذ سائل في وعاء ونعتبر كل جزيئة من جزيئات كرة:

• إذا أخذنا جزيئة من جزيئات السائل الداخلية نجد بأنها محاطة من جميع الجهات بجزيئات السائل نفسه(من نفس النوع ونفس البعد)ومن ثم تكون حصيلة التجاذب صفر(كون الجزيئة تخضع لتأثير قوى تجاذب متساوية من كل الاتجاهات.)

• بينما لو أخذنا جزيئة من سطح السائل نجد بأنها تخضع لتأثير قوى تجاذب مختلفة، فالقسم السفلي منها يخضع لتأثير قوى جذب جزيئات السائل، بينما القسم العلوي يخضع لقوى جذب جزيئات الهواء، ولأن قوى شد جزيئات السائل أكبر فإن سطح السائل يبدو مقعر إلا أن جزيئات السائل الداخلية تبذل جهد لتعيد جزيئات سطح السائل إلى وضعها الطبيعي ويتجلى هذا الجهد في قوى تختزن في جزيئات الطبقة السطحية تدعى قوى التوتر السطحي مما يجعل سطح السائل يبدو كغشاء مشدود مرن.



ملاحظات:

• كلما كانت الروابط بين الجزيئات قوية ←كانت قوى الشد كبيرة ← قوى توتر سطحي أكبر.

• كلما ارتفعت درجة الحرارة ← ازدادت الطاقة الحركية للجزيئات ← ضعفت الروابط بين الجزيئات ←انخفض التوتر السطحي.

• في بعض الحالات ينعدم التوتر السطحي عند درجة الحرارة الحرجة.

نهاية المحاضرة الثالثة

المحاضرة الرابعة

3- الحالة الصلبة

هي حالة مكثفة ومرتبة ، تكون فيها الجزيئات متوضعة بشكل منتظم ومرتب وتكون الروابط بين جزيئاتها قوية ومسيطرة.، والطاقة الحرارية ضعيفة وليست معدومة وتؤمن للجزيئات حركة اهتزازية موضعية، تملك حجم وشكل محدد، وهي غير قابلة للانضغاط. (Incompressible) .

تملك المادة الدوائية و الصيدلانية الصلبة ثلاث أشكال:

1) المواد البلورية. Crystals
2) المواد عديمة الشكل. Amorphous
3) المتماثراتPolyme

- **المواد البلورية Crystals:**

هي مواد صلبة منتظمة، ذات توضع هندسي منتظم للجزيئات، تنتج عن تكرار لنفس الوحدة البلورية التي لها ثلاثة أبعاد (طول، عرض، ارتفاع) في شبكات محددة، ومن الجدير بالذكر أن أغلب المواد الدوائية هي مواد بلورية.

الوحدة البلورية Unit Cell:هي عبارة عن وحدة صغيرة مكررة آلاف المرات بتوضع هندسي مدروس. تحوي رؤوس هذه الواحدات عقدة ذرة أو جزيئة أو شاردة.

المنظومات البلورية السبعة:

وهي أشكال تواجد الوحدة البلورية(Unit Cell)

الشكل	المصطلح	المثال
مكعبية	Cubic	Sodium chloride
رباعية	Tetragonal	urea
سداسية	Hexagonal	lodoform
أحادية الميل	Monoclinic	sucrose
معينة	Rhombic	lodine
ثلاثية الميل	Triclinic	Boric acid
ثلاثية	Trygonal	

تختلف هذه الأشكال عن بعضها البعض ب:

1. النسب بين الأضلاع(طول ضلع بالنسبة لآخرى في البلورة نفسها.)

2. الزوايا بين الأضلاع.

تمتلك المواد الصلبة البلورية النقية درجة انصهار محددة تماماً، أي لا توجد حدود لدرجة الانصهار بل هي درجة محددة.

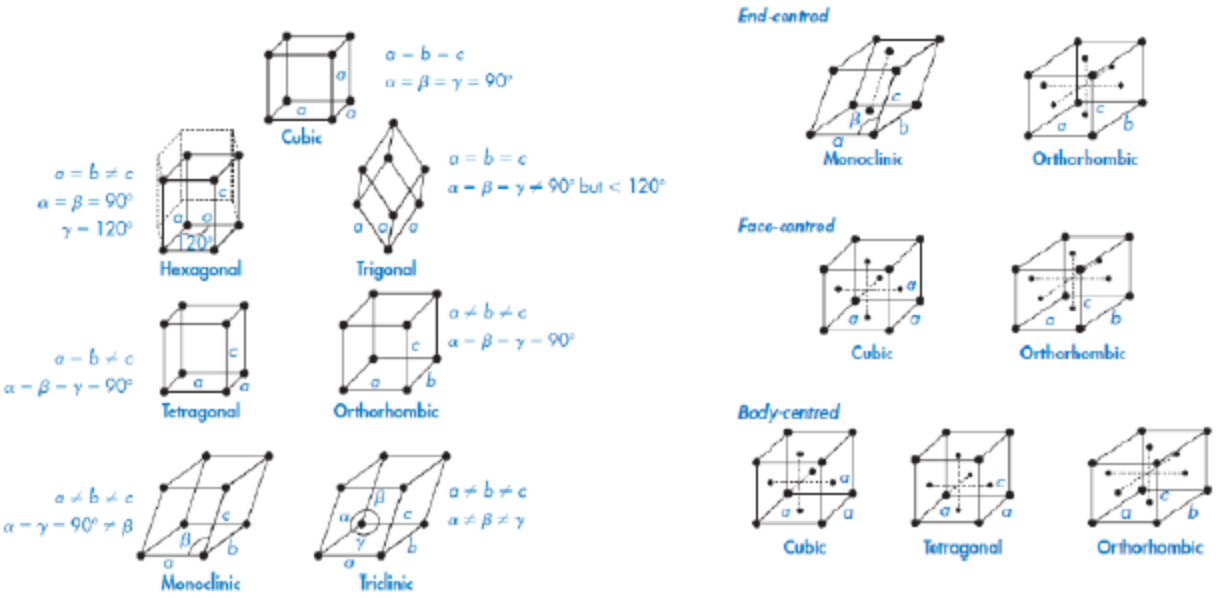
ويمثل الجدول التالي أنواع البلورات وصفاتها

	بلورة الوحدة فيها تتألف من أيونات	بلورة الوحدة فيها تتألف من جزيئات	بلورة الوحدة فيها تتألف من ذرات
الروابط	أيونيةإذاً الروابط قوية	فاندرفالس إذاً الروابط ضعيفة	تشاركية إذاً الروابط قوية
تراص البلورة	البلورة مرتصة جداً مع بعضها	مرتصة البلورة مع بعضها	البلورة مرتصة جداً مع بعضها
نقاط الانصهار و الغليان.	مرتفعة	منخفضة	مرتفعة
	البلورة تكون قاسية	البلورة تكون رقيقة	البلورة تكون قاسية وكبيرة.
مثال	Nacl	اليود	الألماس، الغرافيت، أكسيد السيلكون

نلاحظ من الجدول السابق أن صفات البلورة تختلف بحسب الوحدة المكونة لهذه البلورة.

ملاحظة:

- بفرض الوحدة البلورية مكعبة الشكل تحوي ذرة بمركزها نسميها البلورة المركزية.
- في حال تواجد ذرة بمركز كل وجه من وجوه البلورة نسميها البلورة مركزية الوجوه وهكذا نحصل على 14منظومة تسمى شبكة برافيس.



كل مادة دوائية يمكن أن توجد بشكل من الأشكال البلورية التي تم ذكرها سابقاً ولكن في بعض الحالات يمكن لنفس المادة الدوائية أن توجد بأكثر من شكل بلوري.

- **المواد متعددة الشكل البلوري:**

تعرف ظاهرة تعدد الشكل : Polymorphic بأنها ظاهرة توجد فيها المادة الدوائية بأكثر من شكل بلوري، وهي ليست حالة خاصة وإنما قد تتبع للشكل البلوري أو عديمة الشكل.

تتحول المادة من شكل بلوري لآخر تبعاً لتغير الظروف المحيطة مثل درجة الحرارة، شروط التخزين، والمُحِلات،(وهذه المواد قد تعود إلى طبيعتها أو لا تعود.)

• عندما تتحول البلورة من شكل بلوري إلى شكل آخر أكثر ثباتا بشكل لا يسمح بالعودة إلى الشكل البلوري الأول، نسمي هذه الظاهرة. Monotropic

• عندما تتحول المادة من شكل بلوري إلى آخر بحيث يسمح بالعودة إلى الشكل البلوري الأول، نسمي هذه الظاهرة. Enantropic

• يتشابه تعدد الشكل البلوري مع ظاهرة التآصل(التي تحدث في العناصر.)

ومن الأمثلة عليها:

• السيتامول له أربعة أشكال.

• الكافايين له شكلان.

• سيميتيدين له ثلاثة أشكال(مثبط للحموضة في المعدة ويستخدم في حالات القرحة.)

• فينوتوئين له شكلان(يستخدم في حالات الصرع.)

ينتج عن تعدد الشكل البلوري للمادة اختلاف الصفات الفيزيائية والمكيانيكية للأشكال المختلفة، بينما تأثير هذه المادة لا يختلف باختلاف شكلها البلوري:

- الصفات الفيزيائية :ثباتية، انحلالية، درجة انصهار.
- الصفات المكيانيكية :قدرة المادة على الانضغاط والانزلاق أثناء التصنيع.

الصفات الفيزيائية

1. الانحلالية:

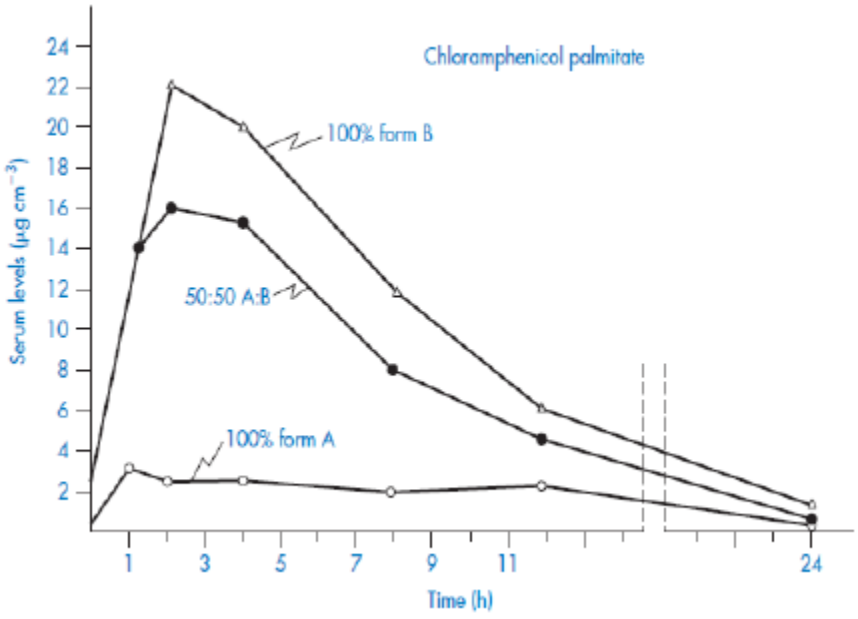
هي عدد الغرامات أو المولات من الجسم الصلب المنحلة ب 100 غرام من المُحل، وكل مادة لها انحلالية خاصة.

• كلما كانت الانحلالية أعلى كانت سرعة التأثير أعلى ← يمكن تخفيف الجرعة.

مثال :مادة الكلورامفينيكول) Chloramphenicol (لها أكثر من شكل بلوري.

• الكلورامفينيكيول هو مضاد حيوي فعال بشكل أساسي ضد العصيات التيفية التي تسبب مرض التيفوئيد.

• أصدرت منظمة الصحة العالمية أمر بإيقاف استخدامه داخلياً نظراً لتأثيره على الصيغة الدموية بينما ما يزال يستخدم بكثرة ضمن الأشكال الصيدلانية خارجية التأثير كالمراهم والقطرات العينية.



نلاحظ من المخطط ما يلي:

- بعد ساعة ونصف من إعطاء الشكل B من هذه المادة للمريض، كان تركيزها في الدم . 322µg/cm
- وبعد ساعة ونصف من إعطاء المريض نفسه الجرعة نفسها من الشكل A ، كان تركيز المادة بالدم 33µg/cm .

نستنتج أن الشكل B من هذه المادة أكثر انحلالية وبالتالي أكثر فاعلية من الشكل. A

اختلاف الانحلالية يؤدي الى اختلاف التوافر الحيوي.

انحلالية أعلى ← امتصاص أعلى ← توافر حيوي أكبر (استجابة أعلى وجرعة أقل).

2. الثباتية:

عند اختيار الشكل البلوري للمادة الدوائية نبحث عن الشكل الأمثل والأكثر ثباتاً(أي الشكل ذو الفعالية العلاجية الأكبر بأقل جرعة ممكنة.)

مثال :خلات الكورتيزون لها 7 أشكال بلورية، واحد منها ثابت.

3. درجات الانصهار:

إن اختلاف الشكل البلوري ← اختلاف طريقة ارتباط الوحدات البلورية ← اختلاف في درجات الانصهار.

مثال :زبدة الكاكاو : (Butter Cocoa) مادة صيدلانية متعددة الشكل البلوري.

أشكال زبدة الكاكاو	
الشكل β	الشكل α
أكثر ثباتاً	أقل ثباتاً
ينصهر عند 37°C	ينصهر عند 25°C
سواغ مناسب لصناعة التحاميل	قوامه غير مناسب لصناعة التحاميل

ملحوظة :عند تسخين الشكل β إلى أكثر من 40°C يتحول إلى الشكل. α

علل :للحصول على تحاميل من نوع جيد نقوم أثناء التصنيع بتسخين زبدة الكاكاو بشكل بطيء؟

- لأن التسخين إلى الدرجة 40 م أو أكثر يحول زبدة الكاكاو إلى الشكل α الأقل ثباتاً الذي ينصهر بدرجة حرارة الغرفة.

إنّ اختلاف الروابط يؤثر على الخواص الفيزيائية بين الجزيئات وأيضاً اختلاف التوضع الفراغي.

الصفات الميكانيكية

ومن الخصائص التي تتأثر بتعدد الشكل البلوري قابلية المادة للانضغاط.

مثال :الباراسيتامول :متعدد الشكل البلوري.

أشكال بلورة الباراسيتامول	
معينية	أحادية الميل
قابلة للانضغاط	غير قابلة للانضغاط
لا تحتاج مواد رابطة	تحتاج مواد رابطة
أقل ثباتاً	أكثر ثباتاً
الحصول عليها أصعب	الحصول عليها أسهل

علل :اختيار الشكل البلوري المعيني؟

- لأنه:

أوفر اقتصادياً :بسبب عدم الحاجة لمواد رابطة.

صحياً :تخفيض المواد الكيميائية الداخلة في التصنيع.

ملاحظات:

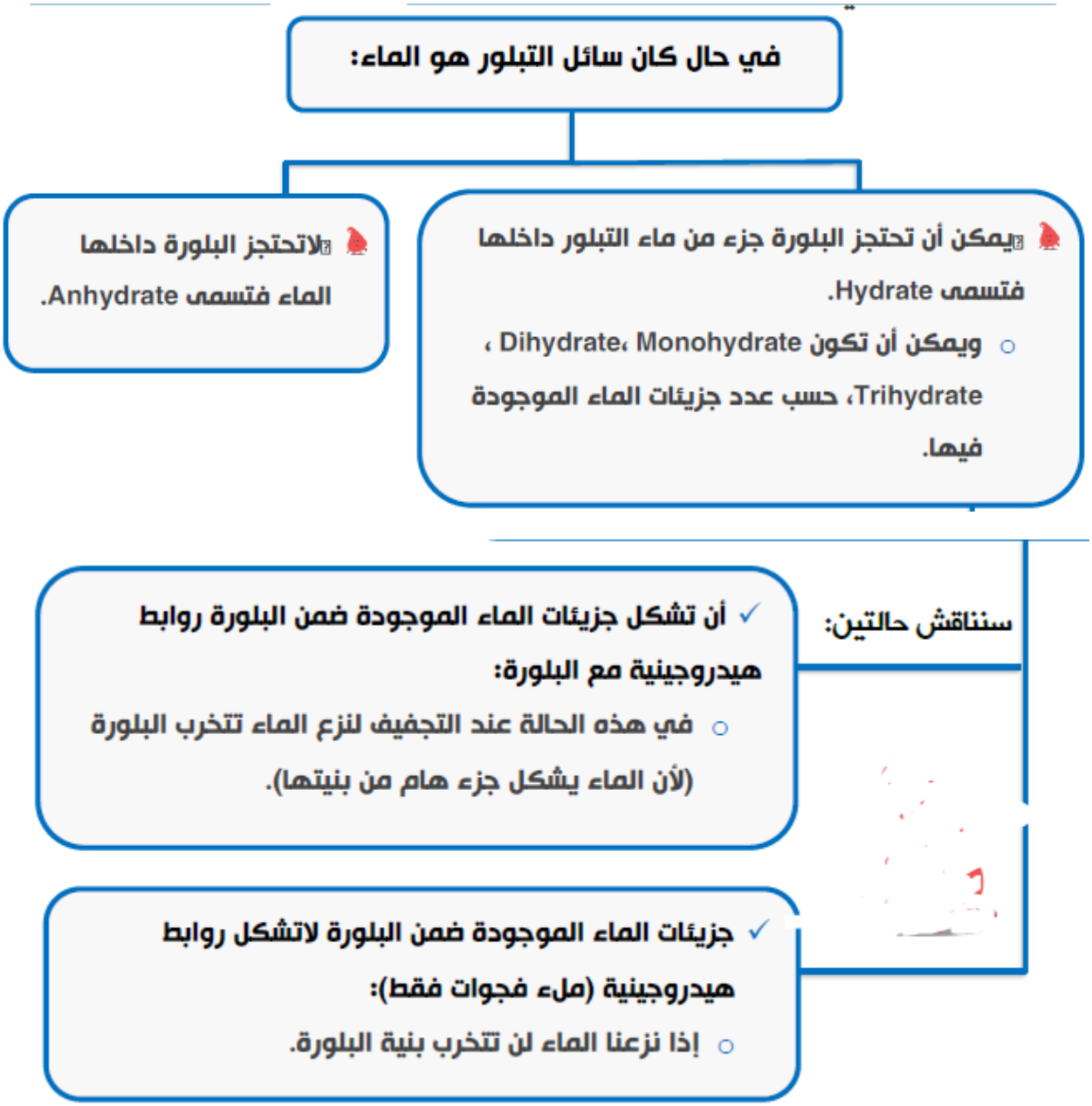
- أثناء التخريب في شروط غير مناسبة (رطوبة، درجة حرارة غير مناسبة)تتحول بلورات الباراسيتامول المعينية إلى أحادية الميل مما يؤدي إلى تفتت الشكل الصيدلاني بسبب عدم وجود مواد رابطة.

- المادة البلورية النقية تنصهر عند درجة حرارة محددة تماما.

- نلاحظ وجود مجال من درجات الانصهار الخاصة بالمادة البلورية المشوبة.

ماء التبلورCrystallization Water

عند إعادة بلورة إحدى المواد(تنقية المواد)نحصل على كمية من البلورات قسم منها قد يحتوي على بقية من السائل التي تمت به عملية البلورة، ويدعى هذا السائل بماء التبلور(ماء أو محلات عضوية.)


في حال كان سائل التبلور هو الماء:
يمكن أن تحتجز البلورة جزء من ماء التبلور داخلها فتسمى Hydrate.
ويمكن أن تكون Monohydrate، Dihydrate ، Trihydrate، حسب عدد جزيئات الماء الموجودة فيها.
لاتحتجز البلورة داخلها الماء فتسمى Anhydrate.
سنناقش حالتين:
أن تشكل جزيئات الماء الموجودة ضمن البلورة روابط هيدروجينية مع البلورة:
في هذه الحالة عند التجفيف لنزع الماء تتخرب البلورة (لأن الماء يشكل جزء هام من بنيتها).
جزيئات الماء الموجودة ضمن البلورة لاتشكل روابط هيدروجينية (ملء فجوات فقط):
إذا نزعنا الماء لن تتخرب بنية البلورة.

ملاحظات:

- قد تحتجز البلورة بداخلها (محل عضوي) فتسمى Solvate (لانستخدم Solvate في الأشكال الصيدلانية لأن معظم المحلات العضوية سامة).
- قد لاتحتجز البلورة بداخلها (محل عضوي) فتسمى Nonsolvate.
- الحالة الأكثر استخداماً في الأشكال الصيدلانية هي التي تشكل جزيئات الماء فيها روابط.
- الشكل Anhydrate أكثر انحلالية من الشكل Hydrate.
- الشكل Hydrate أقل انحلالاً لأنها تكون روابط هيدروجينية قوية.
- الشكل Anhydrate يعطي توافر حيوي أفضل.
- Solvate انحلالها أسرع من الـ Nonsolvate.
- يمكن تغير حالة البلورة من Hydrate إلى Anhydrate و بالعكس وذلك حسب الظروف المحيطة.

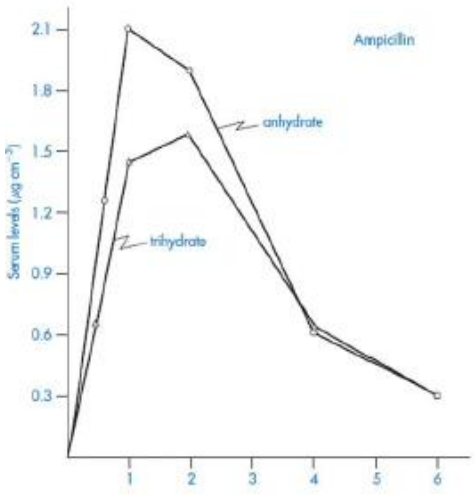
أمثلة للتوضيح:

الأمبيسيللين(صاد حيوي)موجود كمادة دوائية بالشكلين:

- Trihydrate لديه ثلاث جزيئات مائية.
- Anhydrate .

عند إعطاء المريض نفس الجرعة من الأمبيسيللين بالشكلين وقياس تركيز الدواء بالدم بعد ساعة نجد أن:

تركيز ال Anhydrate أعلى من تركيز ال Trihydrate.



2. الثيوفيلين:

عبارة عن دواء موسع القصبات، وبالتالي يجب أن يكون تأثيره سريع ← أي يحتاج لبلورات من النوع Anhydrate

3. اللاكتوز:

هو مادة غير دوائية يستخدم في الصناعات الصيدلانية، وله ثلاثة أشكال:

- Monohydrate : يستخدم كسواغ في الأشكال الصيدلانية ذات التأثير المديد.
- Anhydrate : يستخدم لصناعة المضغوطات وذلك لأنه قابل للانضغاط فهو لا يحوي ماء.
- Dihydrate

ملاحظات:

- يتم استخدام اللاكتوز ال Monohydrate كسواغ للأشكال الصيدلانية مديدة التأثير لأن انحلاله يتم ببطء وتأثيره أطول.
- لا يُفضل استخدام اللاكتوز ال Monohydrate في صناعة المضغوطات لأنه غير قابل للانضغاط فيتم استخدام اللاكتوز اللامائي(Anhydrate).
- اللاكتوز ال Monohydrate هو النوع المضاف إلى حليب الأطفال المجفف والسبب: لأنه إذا تم استخدام ال Anhydrate سيتم التفاعل مع الغليسين (الحمض الأميني الموجود بالحليب وهو هام للأطفال) فيتم تخريبه.
- سوء التخزين في بعض الأحيان يؤدي الى تحويل البلورة من مائية إلى لامائية وبالعكس، فتصبح الجرعة العادية أحياناً سامة وأحيانا تصبح غير مؤثرة أي غير قادرة على الوصول إلى التأثير العلاجي المطلوب.

نهاية المحاضرة الرابعة

المحاضرة الخامسة

المواد عديمة الشكلAmorphous

وهي الشكل الثاني من الأشكال الدوائية.وهي عبارة عن مواد صلبة تتجمع الجزيئات فيها بشكل عشوائي غير منتظم، مثل :الزجاج.

- ليس لها شكل هندسي مرتب.
- تدعى السوائل فائقة التبريد Super Cooled Liquid ، وسميت بذلك لاشتراكها مع السوائل بصفتين هما:
- التجمع العشوائي للجزيئات عند التبريد.
- خاصية السيلان.

مقارنة هامة جداً بين الشكل البلوري وعديم الشكل:

من حيث	الشكل البلوري	عديم الشكل
اللانحلالية	أقل	أعلى (بسبب البنية الهشة العشوائية وغياب الروابط القوية).
الثباتية	أعلى	أقل
درجة الانصهار	أعلى (درجة محددة تماماً).	أقل (على شكل مجال من درجات الانصهار).

- عند القيام بعملية إعادة البلورة يمكن الحصول على Amorphous أو على الشكل البلوري ← أي نستطيع التحكم بشكل المادة الدوائية صلبة بلورية أو عديمة الشكل وذلك حسب الحاجة.

مثال:

1. النوفوبيوسين (مضاد حيوي)

- بلوري :ليس له أي فعالية علاجية.
- عديم الشكل : فعال جداً.

2. إيبوبرفين(مسكن ألم:)

يكون فعال في كلا الشكلين(البلوري و عديم الشكل البلوري)

- بلوري :أقل فعالية.
- عديم الشكل :أكثر فعالية(لكونه أكثر انحلالاً.)

3. الأنسولين:

- بلوري :استخدامه للمرضى المعتمدين على الأنسولين بشكل أساسي. (تأثيره مديد action Prolonged طويل ↔ انحلاله بطيء.)
- عديم الشكل :استخدامه إسعافي في حالات نوبات السكر(.تأثيره إسعافي ومباشر).

ملاحظة:

يمكن للشكل الدوائي أن يتواجد إما بالشكل Isotropic أو الشكلAnisotropic ، ويكمن الفرق بينهما :

Isotropic	Anisotropic
تماثل الخواص الضوئية (الشعاعية).	عدم تماثل الخواص الضوئية (الشعاعية).
قدرة انكسار الضوء بزوايا متماثلة ← المادة بنفس السرعة في كل الاتجاهات.	قدرة انكسار الضوء بزوايا مختلفة ← يكون انتشار المادة أسرع باتجاه معين مقارنة مع بقية الاتجاهات.
هي البلورات المكعبة والعديمة الشكل.	بقية المنظومات البلورية الستة.

يستفاد من هذه الخاصية في نظام توصيل الدواء. Drug Delivery System لتوجيه الدواء إلى المنطقة المصابة(الخلية الهدف)بشكل أكبر وأسرع من بقية المناطق السليمة نستخدم. Anisotropic .

المتماثرات(Polymers) (البوليميرات)

➢ تعريف البوليميرات

هي مواد مرتفعة الوزن الجزيئي تنتج عن تكرار وحدات مفردة تسمى مونوميرات، ترتبط مع بعضها مشكلة سلسلة طويلة قد تكون خطية أو متشعبة، فمثلاً يتألف البولي ايتيلين من تكرار وحدة الايتيلين

$CH_2=CH_2 \leftrightarrow CH_2-CH_2-CH_2-CH_2$

➢ أنواع المتماثرات:

حسب البنية:

1. المتماثرات المتجانسة Homopolymers

تتطابق فيها جميع الوحدات المرتبطة مع بعضها مثل polystyrene polyethylene, poly(vinyl alcohol), polyacrylamide و polyvinylpyrrolidone ، يتراوح عدد الوحدات المرتبطة في السلسلة بين 100 إلى 10000 وحدة.

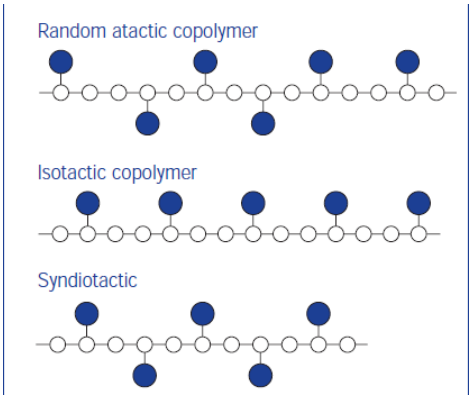
كما تتشكل في بعض الأحيان بوليميرات متجانسة قصيرة السلسلة تحوي على وحدتين فقط لتشكل ما يعرف باسم dimers ، أو ثلاث وحدات trimers،أو أربع وحدات tetramers، تسمى المتماثرات قصيرة السلسلة oligomers.

يمكن أن تكون السلاسل متشعبة أو مرتبطة بجذر R كما في المتماثرات الفينيلية من نمط

-H2C-CH(R)

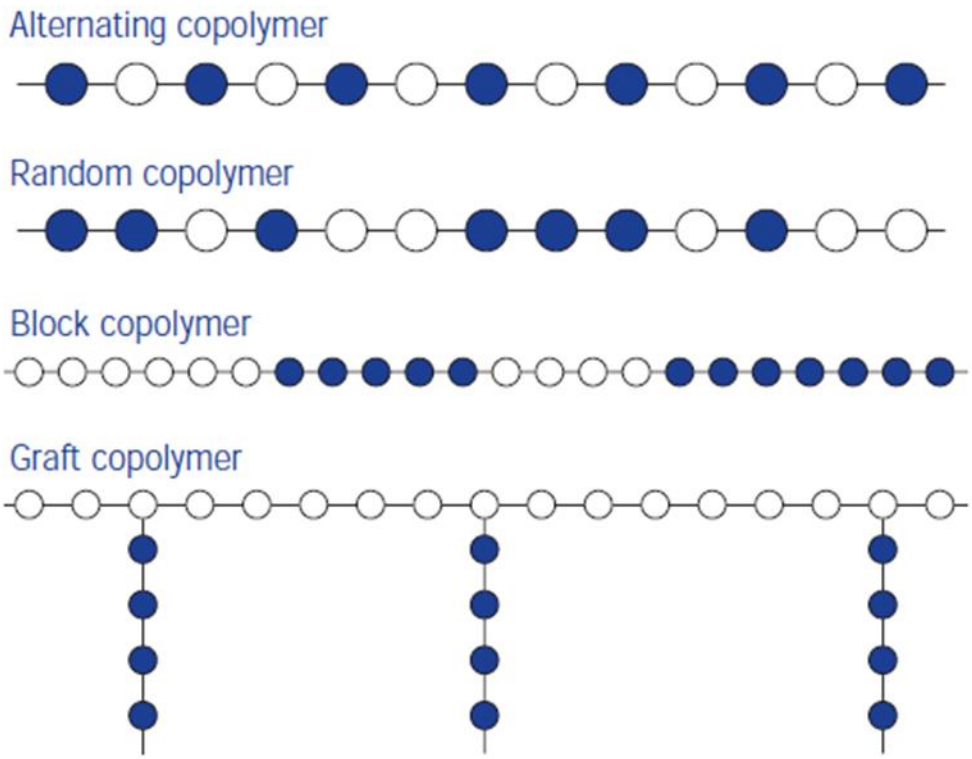
ونميز ثلاث حالات لارتباط R على السلسلة:

- Isotcatic حيث تكون جميع المتبادلات في جهة واحدة بالنسبة للسلسلة.
- تناوب ارتباط منتظم للحذر R على طرفي السلسلة وتدعىsyndiotactic .
- توزع عشوائي للجذر R على جانبي السلسلة وتدعى atactic .



2. المتماثرات غير المتجانسة

عندما تتشكل المتماثرات من أكثر من نوع واحد من المونوميرات تسمى عندهاcopopolymers ، ومنها عدة أنواع كما في الشكل



- **<u>حسب المنشأ:</u>**

1. طبيعية: المطاط (وحدة الإيزوبيرين هي التي يتم تكرارها) والسيللوز.
2. صنعية: جميع أنواع البلاستيك.
3. نصف صنعية: عبارة عن بوليمير طبيعي مضافاً إلى بعض التعديلات، مثال: مشتقات السيللوز(كاربوكسي ميتيل سيللوز CMC ، كاربوكسي إيتيل سيللوز CEC ، هيدروكسي إيتيل بروبيل سيللوزHEPC

✓ **خواص المتماثرات:**

تختلف خواص المتماثرات بحسب:

- وزنها الجزيئي.
- درجة التماثر.

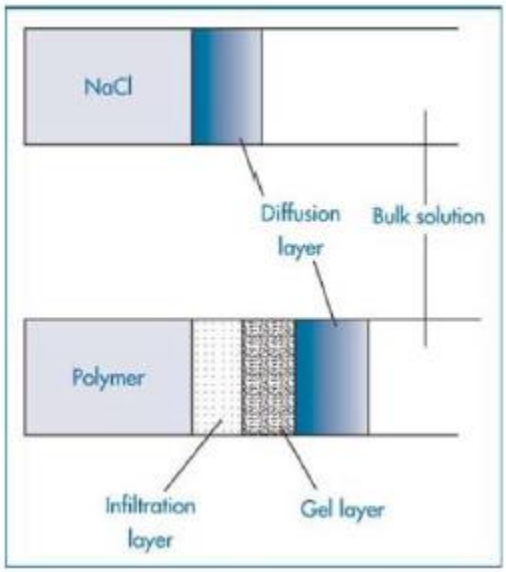
تحدد انحلالية المتماثرات تماماً كما تحدد انحلالية الجزيئات الأصغر حجماً، حيث تنحل المتماثرات القطبية في الماء، ويؤدي هذا الانحلال إلى زيادة لزوجة المحلول حتى بالتراكيز المنخفضة، كما تتميز المتماثرات بقدرتها على الادمصاص على السطوح.

بينما تستعمل المتماثرات غير المنحلة أو قليلة الانحلال من أجل تشكيل ما يعرف بالفيلم الرقيق حيث تستعمل كمواد للتلبيس لضبط تحرر المواد الدوائية وتستعمل لتحضير أغشية التحال الدموي أو الترشيح أو كمواد تغليف.

المتماثرات المنحلة بالماءsoluble polymers-Water

تعتمد سرعة انحلال المتماثر على وزنه الجزيئي، فكلما ازداد الوزن الجزيئي للمتماثر كلما ازدادت قوى الروابط بين سلاسله، وبالتالي كلما كان انحلاله أصعب .كما أنه كلما ازدادت درجة تبلور المتماثر crystallinityكلما انخفضت سرعة الانحلال.

إلا أن انحلال المتماثرات ليس بنفس سهولة انحلال المواد البسيطة، حيث نلاحظ تشكل طبقتين إضافيتين حول المتماثرات هما طبقة الارتشاح infiltration layer وطبقة الهلام. gel layer



وبالتالي في حال تغليف الدواء باستعمال مادة متماثرة، فإن تحرر هذا الدواء يعتمد على عبور المادة الدوائية عبر كافة هذه الطبقات .وبالتالي فإن اختيار المتماثر الأمثل يعتمد على وزنه الجزيئي وبالتالي سرعة انحلاله ولزوجة الوسط الناتجة عن انحلاله، فمثلاً يؤدي استعمال متماثرات بطيئة الانحلال إلى إطالة زمن تحرر الدواء .كما يمكن انتقاء متماثرات ذات لزوجة مناسبة لتحضير المعلقات وتجنب ترسب المواد الدوائية الصلبة المتبعثرة.

تبدي المحاليل عالية التركيز من المتماثرات لزوجة مرتفعة جداً نظراً لتوضع سلاسل المتماثرات ببنية فراغية ثلاثية الأبعاد لتعطي جملة تعرف باسم الهلام .من أجل تشكل الهلامات لابد من تركيز حدي للتهلم critical concentration of gelationحيث لا تتشكل الهلامات عند استعمال المتماثرات بتراكيز أقل من هذا التركيز .

- **استخدام المتماثرات في الصيدلة**

تستخدم المتماثرات في الصيدلة :

- استخدام صيدلاني :

✓ استخدام خارجي:

تستخدم في في مجال التعبئة والتغليف الصيدلي (كل العبوات البلاستيكية عبارة عن متماثرات) ، وكذلك في صناعة الكبسولات: حيث تكون الكبسولات مصنوعة من البوليمرات المدروسة بدقة وذو لزوجة محددة، وفي الأدوية مديدة التأثير فالمادة الدوائية ملبسة ببوليمرات تنحل تدريجياً ومن ثم يبقى تأثيرها في الجسم مدة أطول.

وكما تستخدم في التلبيس، وذلك من أجل:

1. الحماية من التخرب الخارجي.
2. حماية المعدة من الدواء.
3. حماية الدواء من التخرب في المعدة.
4. التحكم في مكان التأثير والانحلال (معوي، معدي)
5. إخفاء الطعم السيء.
6. وجود بعض الأدوية بشكل أملس يعود لوجود ظاهرة التلبيس

✓ استخدام داخلي:

يتم إضافة البوليمرات أحياناً إلى داخل الدواء لغايات معينة مثل:

1) لتحسين الانحلالية:

يتم إضافة البوليمير للمادة الدوائية (يكون انحلالها ضعيف مثلاً) فالبوليمير يعمل على تشكيل معقد مع المادة الدوائية، ويكون البوليمير بالشكل. Amorphous

مثال: لدّي مركب إيتراكونازول وهو مضاد فطور قليل الانحلال جداً فعندما يتم تصنيع منه مضغوطات لا يوجد له تأثير دوائي.

فيتم إضافة 1 مل من المادة الدوائية والتي هي الإيتراكونازول إلى 1 مل من هيدروكسي بروبيل ميتيل سيللوز) HPMC (وهو متماثر نصف صنعي مشتق من السيللوز، مما يؤدي إلى تحسين انحلاليتها بمقدار 30%

2) لتحسين الثباتية:

من الممكن أن يكون الدواء يتخرب بسرعة فإذا تمت إضافة البوليمير يؤدي إلى زيادة الثباتية أي التقليل من تخرب المادة الدوائية

3) منع إعادة البلورة:

إن الشكل Amorphous يتحول إلى الشكل البلوري في أوساط المعدة الحامضية مما يؤدي إلى ضعف الانحلالية وزيادة ثباتية المادة لذلك نضيف بعض أنواع المتماثرات التي تمنع إعادة البلورة

من الممكن أثناء التخزين أن يتحول الشكل Amorphous إلى شكل بلوري فبهذه الحالة نكون قد خسرنا الشكل الصيدلاني الذي نريده فالحل هو إضافة بعض البوليمرات التي تمنع إعادة البلورة

4) تُستخدم كعوامل مُثخنة أو مُثبتة أو مُعلقة:

عامل مُثخن : Thickening Agent هي مواد ذوّابة في الماء عادة، تؤدي عند إضافتها إلى مزيج مائي إلى زيادة لزوجة هذا المزيج دون تغيير أساسي في خصائصه الأخرى.

عامل مثبت Stabilizer Agent.

حيث تدمص البوليميرا ت على سطح الجزيئات الصلبة المتبعثرة في

المعلقات مما يؤدي إلى ثبات هذه الجمل الغرويدية

عامل مُعلق. Agent Suspending

توضيح بسيط: يوجد لدينا أدوية اسمها معلقات مكتوب عليها رج جيداً قبل الاستعمال، المادة فيها تكون غير منحلة وإنما معلقة فإذا تُرِكَت مع الوقت تترسب فيتم إضافة مواد معينة تجعل المادة معلقة أي تصبح المادة متوزعة في المحلول ولا تترسب

- **<u>استخدام دوائي</u>**

تستعمل محاليل polyvinyl alcohol لتحضير الجل المستعمل لتطبيق المواد الدوائية على الجلد وتتميز بجفافها السريع بعد تطبيقها على الجلد تاركة طبقة رقيقة بلاستيكية plastic film مما يسمح بإطالة فترة تماس الدواء مع الجلد.

تستعمل الهلامات أيضاً كحوامل للصادات الحيوية مما يسمح بإطالة فترة تحرر المادة الدوائية، فمثلاً تستعمل هلامات الصادات الحيوية لعلاج التهاب الأذن الوسطى وهي أحد المناطق التي يصعب علاجها بالأشكال الصيدلانية التقليدية.

تستعمل العدسات اللاصقة المحبة للماء hydrophilic contact lenses المصنعة باستعمال-2)poly (hydroxyethyl methacrylatesلتسمح بنفاذية الأكسجين .كما تستعمل هذه العدسات كمخزن للمواد الدوائية لتحررها على سطح القرنية .حيث تم تعديل صيغ القطورات العينية على مر السنوات الماضية بإضافة بعض المواد الرافعة للزوجة(المتماثرات) مثل ,hydroxypropylmethylcellulose poly(vinyl alcohol) and siliconesمما يسمح بإطالة الفعالية العلاجية.

استعمال المتماثرات المائية كمليناتhydrophilic polymers as bulk laxatives

تم الاستفادة من قابلية المواد السكرية والجزيئات الضخمة الأخرى على امتصاص كميات كبيرة من الماء في الصناعة الدوائية .ة .حيث تستعمل هذه الخاصية لتصنيع أدوية الإمساك وخافضات الشهية .لابد من التأكد من ثلاث خواص رئيسية لدى تحضير أدوية الإمساك وهي:

- حجم الماء الذي يتم ادمصاصه في مختلف الأوساط.
- لزوجة وقوام الهلامة المتشكلة.
- قدرة الهلامة المتشكلة على الاحتفاظ بالماء.

- بشكل عام يفضل أن تكون المتماثرات المستعملة كمليناتقادرة على الانتباج في الأجزاء الأخيرة من الأمعاء الدقيقة وفي الأمعاء الغليظة وأن لا يكون قاد راً على الانتباج في المعدة والإثنى عشر أي أن تكون قادرة على الانتباج في الأوساط المعتدلة وليس في الأوساط الحامضية .فمثلاً بينت الدراسات التي أجريت في الزجاج in-vitroباستعمال العصارات المعوية أن حجم صمغ الخرنوب يزداد 5- 10 مرات ويزداد حجم المتيل سليلوز 16-30 مرة بعد 24 ساعة.

- وبينت الدراسات التي أجريت في الأوساط الحيوية in-vivoأن المتيل سليلوز والكربوكسي متيل سليلوز تملك ميزتين بالمقارنة مع الصموغ الطبيعية، أحدها هي قدرة المتيل سليلوز على امتصاص كميات أكبر من الماء بالمقارنة مع الصموغ الطبيعية، كما أن الكربوكسي متيل سليلوز تتوزع بشكل متجانس في كافة أنحاء الأمعاء.

- إن خاصية ادمصاص الجزيئات الضخمة على السطوح هي ما يفسر أن بعض المواد مثل حمض الهيالورونيك hyaluronic acid تعمل كمزلقات حيوية في السوائل المفصلية. فعند الأشخاص

السليمين صحياً تكون كمية 1.5 مل كافية لتحقيق خاصية الانزلاق، وفي الحالات المرضية تكون هذه الكمية غير متوفرة مما يؤدي إلى العديد من الاضطرابات الصحية، وتسعى الأبحاث إلى اصطناع هذه السوائل.

- بينما تكون هذه الخاصية غير مرغوبة في بعض الحالات الأخرى فمثلاً يدمص الأنسولين على العبوات الزجاجية وعلى الأوعية الحاوية على Polyvinyl chloride-وعلى أنابيب التسريب الوريدي. تتراوح نسبة الادمصاص بين 5و 3.1 % عند إضافة 20 وحدة او 40 وحدة على التوالي إلى 500 مل من محلول متوازن الضغط الحلولي، أما أنابيب التسريب الوريدي البلاستيكية فتدمص 30 % من 20 وحدة المضافة أو 26 % من 40 وحدة المضافة، ويكون الادمصاص سريعاً لا يتجاوز 15 ثانية. ويعتبر إضافة الألبومين أحد الإجراءات الشائعة حالياً للوقاية من هذه الظاهرة، حيث يدمص الألبومين على السطوح الزجاجية أو البلاستيكية ويشكل سطحاً أكثر قطبيةً مما يخفض من ادمصاص الأنسولين.

نهاية المحاضرة الخامسة