

قانون بويل: عند ضغط ثابت  $\frac{1}{V} \propto \frac{1}{P}$   
 حجم الغاز المحصور يتناسب عكسياً مع الضغط الواقع عليه، عند ثبوت درجة الحرارة.

قانون شارل: عند ضغط ثابت  $V \propto T$   
 يتناسب حجم كمية ثابتة من الغاز تناسباً طردياً مع درجة الحرارة.

قانون غاي-لوساك: عند ضغط ثابت  $P \propto \frac{1}{V}$   
 وجود علاقة تناسب طردي بين ضغط كمية ثابتة من الغاز ودرجة الحرارة المطلقة عند ثبوت الحجم.

ملاحظات  
 1.  $V_1 = 7.0$  م زئبقي،  $P_1 = 1.0$  باسكال  
 2.  $V_2 = 3.0$  م زئبقي،  $P_2 = 1.0$  باسكال  
 3.  $V_3 = 7.0$  م زئبقي،  $P_3 = 2.0$  باسكال

ظروف معيارية  
 درجة الحرارة المطلقة:  $0^\circ \text{C} = 273 \text{K}$   
 ضغط الجو:  $1 \text{ atm} = 1.013 \times 10^5 \text{ Pa}$   
 وفيه يكون حجم الغاز المولي =  $22.4 \text{ لتر}$   
القانون الخالص للغازات:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

حيث  $P$  تقاس بالكلفن ( $0^\circ \text{C} = 273 \text{K}$ )

قانون أفوغادرو: (1811)  
 أن حجم مول واحد من أي غاز في الظروف المعيارية ( $1 \text{ atm}$ ،  $0^\circ \text{C}$ ) يساوي  $22.4 \text{ لتر}$ ، وتدعى هذه الكمية الحجم المولي للغاز.

رياضياً:  $\frac{P}{T} = \frac{1}{V}$

ع: عدد المولات

صفحة (11)

قانون الغازات العام: كلفن

$$PV = nRT$$

ر: ثابت الغازات العام

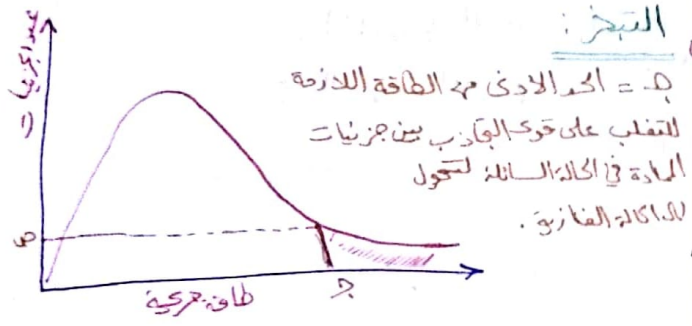
لتوضيح/بولتون

$$R = \frac{8.314 \text{ J/K mol}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}} = \frac{8.314}{273} \text{ J/K mol}$$

نظرية الحركة الجزيئية:

- الغازات تتكون من دقائق تتحرك بعشوائية مستمرة.
- معظم حجم الغاز فراغ.
- تصادمات الدقائق ببعضها تصادمات مرنة (محافظة).
- توسط الطاقة الحركية لجزيئات الغاز تناسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة.

التبخير



هـ = الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التجاذب بين جزيئات المادة في الحالة السائلة لتتحول للحالة الغازية.

- \* جزيئات السائل ذات طاقة كافية عشوائية
- ← مما يؤدي تصادمات مرنة بينها.
- ← فإن بعض الجزيئات تفقد جزءاً من طاقتها.
- ← ويكتسب بعضها الآخر هذه الطاقة.
- ← بحيث تصبح طاقتها الحركية كافية للتغلب على قوى التجاذب بين الجزيئات الأخرى
- ← فتتمكن من الإفلات من سطح السائل (متبخر).

\* التبخر يحدث في أي درجة حرارة له حد كـ «جزيئات تمتلك طاقة حركية كافية للتغلب على قوى التجاذب بين الجزيئات الأخرى»  
 الطاقة اللازمة لتحويل مول واحد من جزيئات المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية في درجة الحرارة  $T$  تسمى طاقة التبخر المولية

تفسير قوانين الغازات وفق نظرية الحركة الجزيئية

(أ) قانون بويل: إذا قل حجم الغاز المحصور ظل المساحة بين جدران الوعاء تقل  
وبما أن متوسط سرعة الجزيئات ثابتة عند ثبوت درجة الحرارة فإن عدد التصادمات بجدران الوعاء تزداد فيزداد ضغط الغاز.

(ب) قانون شارل: عندما تزداد درجة الحرارة تزداد الطاقة الحركية للجزيئات الغاز مما يزيد المسافة بين الجزيئات وتثبت الضغط فحجم الغاز يزداد.

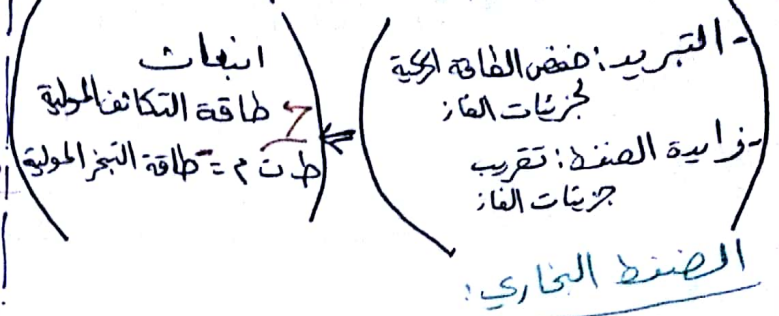
(ج) قانون غاي لوساك: عندما تزداد درجة الحرارة للجزيئات الغاز المحصور تزداد الطاقة الحركية للجزيئات فيزداد عدد التصادمات مع جدران الوعاء وتثبت الحجم فإن الضغط يزداد.

الحرارة من بخار الماء أحد من الماء الساخن عندما يلامس بخار الماء سطح الجلد يتكاثف ويطلق طاقة التكاثف بالإضافة إلى درجة الحرارة البخار المرتفعة.

ترتيب السوائل وفق سرعة التبخر:  
 $CH_3OCH_3 > C_2H_5OH > H_2O$

ترتيب السوائل وفق سرعة التبخر:  
 $CH_3CH_2CH_3 > CH_3CH_2Cl > CH_3CH_2OH$

التكاثف: عملية تحوّل المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة.



الضغط البخاري: هو الضغط الناتج من جزيئات بخار السائل عند الاتزان.

الاتزان بين مصدر (سرعة التبخر = سرعة التكاثف).

العوامل المؤثرة:

- يقل الضغط البخاري بزيادة قوى التجاذب لجزيئات السائل
- يزداد ~ ~ بزيادة درجة الحرارة.

درجة الغليان: هي درجة الحرارة التي يتساوى فيها الضغط البخاري للسائل مع الضغط الواقع على سطح السائل.

درجة الغليان العادية: هي درجة غليان السائل عند ضغط 1.013 × 10<sup>5</sup> باسكال.

الحالة الصلبة:

- قوى التجاذب بين دقائق المادة كبيرة جداً.
- الطاقة الحركية للدقائق منخفضة.
- الدقائق ثابتة مرتبة في أشكال هندسية.
- تسمى بالمواد (مادة صلبة بلورية)

(٢٧) طاقة التكاثف المولدة: هي الطاقة المنبعثة عند تحويل مول واحد من المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة في درجة الحرارة تطلق.



# الذوبان

لوجود عدد كبير من قوى التجاذب بين الأقطاب السالبة للماء والأيون الموجب في البلورة وبين الأقطاب الموجبة للماء والأيون السالب في البلورة.

فتفصل الأيونات الموجبة والسالبة عن البلورة.

فتتفكك البلورة إلى أيونات تحيط بها جزيئات الماء القطبية.

يسر الغلوكون يكون من جزيئات قطبية ترتيب فيما بينها بروابط هيدروجينية. وعند إذابته في الماء تتأين جزيئاته وجزيئات الماء قوى ترابط هيدروجينية فتتفصل مكونات البلورة منتشرة بين جزيئات الماء.

المواد الأيونية والمواد القطبية تذوب بسهولة في الماء.

المواد غير القطبية (الزيت، الغاز، لينة، شمعات، إيثانول) من قليلة الذوبان في الماء بشكل كبير. وبسبب ضعف قوى الترابط بين دقائق هذه المواد وجزيئات الماء.

السبب يذيب إشبه

## أ. محلول ضئيل في سائل:

الذائبة: أكبر كتلة من المذاب يمكن أن تذوب في 100 غم من المذيب (الماء) في درجة حرارة معينة.

العوامل المؤثرة في ذائبة المواد الصلبة في الماء:

- اختلاف طبيعة المادة.
- اختلاف درجة الحرارة. (تزداد بازديادها).

بعض المواد تشذ (مثل جزيئات الشوم) إذ أنها تقل ذائبة كلما ازدادت درجة الحرارة.

## ب. محلول سائل في سائل:

في رابع كلوريد الكربون  $CCl_4$  لا يذوب في الماء لعدم امتلاكه خصائص قطبية.

في الإيثانول يذوب في الماء (مثل  $CH_2=CH-OH$ ) نشأ تجاذب هيدروجيني بين جزيئاته وجزيئات الماء فيتحسن انحلاله.

## ج. محلول غاز في سائل:

ذائبة الغاز: كتلة الغاز التي يمكن أن تذوب في كمية معينة من الماء في درجة وضغط معين.

# العوامل المؤثرة في ذوبان الغاز:

① طبيعة الغاز: ذائبة الغازات منخفضة في الماء بشكل عام.

\* تزداد الذائبة بزيادة كتلة المولية للغاز بسبب قوى التجاذب بين دقائق الغاز وجزيئات الماء. قوى لندن تزداد بزيادة الكتلة المولية.

## ② درجة الحرارة:

\* تقل ذائبة الغاز بزيادة درجة الحرارة.

- تتأثر قوى تجاذب بين دقائق الغاز وجزيئات الماء عند زيادة درجة الحرارة بزيادة معدل التحرك للجزيئات.
- تزداد الطاقة الحركية لدقائق الغاز.
- بشكل يكفي للتغلب على قوى الترابط بين دقائق الغاز وجزيئات الماء.
- تتحرر دقائق الغاز وتقل الذائبة.

## ③ ضغط الغاز:

ذائبة الغاز = ثابت هنري  $\times$  ضغط الغاز

يعتمد ثابت هنري على نوع الغاز ودرجة الحرارة

دراسة هور  $1880/1890$

مثال: عدم ذوبان الزيت في الماء؛ الزيت مركب غير قطبي والماء مذيب قطبي ولا يذوبان حيث تكون قوى الترابط بين لدقائق هيدروجينية. فضل حلقة النفتالين والريزل و ملح طعام  $NaCl$ .

- عزلة النفتالين ذات الحجم الكبير، فضل الحلقات الملح بإضافة الماء لزيادة الحجم بين لا يذيب الريزل، فيتم ترسيخ الريزل وتبخره ومنه خلال التجفيف يتم فصل الملح والماء.

$AgNO_3, CH_4, KCl, NH_3, Br_2, C_6H_6$

مجانس؟ / الماء والإيثانول  $CH_3OH$  / بنزين / أستون / الإيثانول /  $CCl_4$  أي الغازين أعلى ذائبة  $CH_2=CH-OH$  /  $H_2O$ ؟

$H_2O$  لأنه غاز ذو قطبية جسيمة والماء مذيب قطبي فتتأثر قوى تجاذب بينهما وتكون  $H_2O$  يتأين ويتحول إلى أيونات في الماء.

معقد أو ارتفاع درجة الحرارة يسهل الانحلال الكائنة المنزلة.

ارتفاع درجة الحرارة تقلل ذائبة الغازات المنحلة (الذائبة) في الماء الضرورية تجاه الكائنة المنزلة مثل  $CO_2$ .

سما يقلل تركيزها في الماء.

سبب انطلاق فقاعات عند فتح مشروبات غازية عند فتح الزجاجة يقل ضغط الغاز فتقل ذائبة  $CO_2$  المحل فينتقل أقسام منه على شكل فقاعات.

صفحة ②



# الذوبان

- لخواص عدد كبير من قوى التجاذب بين الأقطاب السالبة للماء والأيونات الموجبة في البلورة وبين الأقطاب الموجبة للماء والأيونات السالبة في البلورة.
- تختلف القوى الجاذبة للماء في البلورة.
- فتشكل البلورة أي أيونات تحت تأثير جزيئات الماء العذبة.
- سلك البلورة يكون من جزيئات وقطعة تترتب فيما بينها بروابط هيدروجينية، وكذا إذا فيه في الماء تتشابه جزيئاته وجزيئات الماء حوى تربط هيدروجينية.
- فتتفصل مكونات البلورة متشترين. من جزيئات الماء العذبة الأيونية و المواد القوية تذوب بسهولة في الماء.
- المواد غير القطبية (الزيت، الفازلين، مستحبات البترول) من قليلة الذوبان في الماء بشكل كبير. وبسبب ضعف قوى الترابط بين دقائق هذه المواد وجزيئات الماء.

## المشبه يذوب المشبه

المحلول صلب في سائل:  
الذائبة: أكبر كتلة من المذاب يمكن أن تذوب في 100 غم من المذيب (الماء) في درجة حرارة معينة.

العوامل المؤثرة في الذائبة المولية في الماء:  
1- اختلاف نسبة المادة (الخلاصة) في المذيب.  
2- اختلاف درجة الحرارة (تزداد بازديادها).  
بعض المواد تشتد مع كبريات الذوبان كالماء.

## المحلول سائل في سائل

في رابع كلوريد الكربون لا يذوب في الماء لعدم امتلاكه خصائص قطبية. الايثانول يذوب في الماء (الماء الكحول) تشابه في جزيئات هيدروجينية بين جزيئاته وجزيئات الماء فتجاذب المحلول.

## المحلول غاز في سائل

الذائبة الغازية: كتلة الغاز التي يمكن أن تذوب في كمية معينة من الماء بدرجة ودرجة معينة.

## العوامل المؤثرة على ذوبان الغاز:

- 1- طبيعة الغاز: ذائبة الغازات المنخفضة في الماء بشكل عام.
- \* تزداد الذائبة بزيادة كتلة المولية للغاز بزيادة قوى التجاذب بين دقائق الغاز وجزيئات الماء حوى لذات تزداد بزيادة الكتلة المولية.
- 2- درجة الحرارة: تقل ذائبة الغاز بزيادة درجة الحرارة. تنقل قوى تجاذب بين دقائق الغاز وجزيئاته عند زيادة درجة الحرارة يزداد معدل التصادم الجزيئية.
- 3- تزداد الطاقة الحركية لدقائق الغاز. تنقل ويكفي للتغلب على قوى الترابط بين دقائق الغاز وجزيئات الماء.
- 4- فتتصغر دقائق الغاز وتنقل الذائبة.

## ذائبة الغاز ثابتة هيمي X ضعف الغاز

يعتمد ثابت هيمي على نوع الغاز ودرجة الحرارة بزيادة هيمي / ضغط / درجة

مثلا: عدم ذوبان الزيت في الماء: الزيت مركب غير قطبي والماء مذيب قطبي ولا يذوبان حيث تكون قوى الترابط بين دقائق هيميية. فضل طاقة التنشيط والربط مع الطعام المثل  $N_2$ .  
- عزلة المتجانسة ذات الحجم الكبير، فضل المتجانسة المثل بالماء المادة لا ذائبة المثل في الزيت والربط، فتمت ترسيخ الربط وتجميعه ومنه صلابة التجزئة يتم فصل الماء المثل  $CH_4, CO_2, NH_3, H_2O, AgNO_3$  مع جاسون؟  
المواد والبيوتول  $CH_4, CO_2, NH_3, H_2O, AgNO_3$  مع جاسون؟  
هل أي الغازين أعلى ذائبة هيمي / ضغط؟  
لأنه غاز ذو قطبية هيميية والماء مذيب قطبي فتشبه قوى تجاذب بينهما وكثرة  $H_2O$  يتأثر ويجذب أي أيونات في الماء.

الارتفاع درجة الحرارة تقلل ذائبة الغازات المتخلة (الغازية) في الماء الصغرى في الماء الكافية المثل  $CO_2$  هيمي. سائل تنقل تركيزها في الماء. هيمي انقلق فضا هيمي كضعف من زيادة في ارتفاع الضغط يقل ضعف الغاز فضعف ذائبة هيمي المتخلل فينتقل أو فام منه على شكل فضا هيمي. هيمي

# تركيز المحلول

يعبر عن كمية المذاب والمذيب في المحاليل. أي انتشار المذاب بالمذيب **بنسبة ثابتة**.

1] النسبة المئوية الكتلية للمذاب

$$\text{النسبة المئوية للكتلة} = \frac{\text{كتلة المذاب} \times 100}{\text{كتلة المحلول}}$$

← كتلة المحلول = كتلة مذاب + كتلة مذيب

## 2] المولارية

عدد مولات المذاب في لتر من المحلول.

$$\text{المولارية (التركيز)} = \frac{\text{عدد مولات المذاب [مول]}}{\text{حجم المحلول [لتر]}}$$

## 3] المولالية

نسبة عدد مولات المذاب إلى كتلة المذيب بالكيلوغرام

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب [مول]}}{\text{كتلة المذيب [كغ]}}$$

## التخفيف

عند التخفيف بالماء كمية المذيب كما هو ←  
عدد مولات المذيب لا تتغير بل حجم المحلول وتركيزه فقط هو الذي يتغير.

← n مولات قبل = n مولات قبل التخفيف

$$n_1 \times V_1 = n_2 \times V_2$$

ماله ② بعد

ماله ① قبل

صفحة ⑤



# تركيز المحلول

يعبر عن كمية المذاب والمذيب في المحاليل. أي انتشار المذاب بالمذيب بنسبة ثابتة.

1] النسبة المئوية الكتلية للمذاب

$$\text{النسبة المئوية للكتلة} = \frac{\text{كتلة المذاب في } x \text{ لتر}}{\text{كتلة المحلول في } x \text{ لتر}}$$

$$\leftarrow \text{كتلة المحلول} = \text{كتلة المذاب} + \text{كتلة المذيب}$$

2] المولارية

عدد مولات المذاب في لتر من المحلول.

$$\text{المولارية (التركيز)} = \frac{\text{عدد مولات المذاب [مول]}}{\text{حجم المحلول [لتر]}}$$

3] المولالية

نسبة عدد مولات المذاب إلى كتلة المذيب بالكيلوغرام

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب [مول]}}{\text{كتلة المذيب [كغ]}}$$

# التخفيف

عند التخفيف بإضافة كمية من المذيب اساط ← عدد مولات المذاب لا يتغير بل حجم المحلول وتركيزه فقط هو الذي يتغير.

← n مولات قبل = n مولات قبل التخفيف

$$n_1 \times \overset{\text{مولاري}}{C_1} = n_2 \times \overset{\text{مولاري}}{C_2}$$

① ماله قبل  
② ماله بعد