

Chapter 12: physical properties of solutions

* ⇒ Colligative properties: الخواص الكمية

are properties that depend only on the number of solute particles in solution and not on the nature of solute particles.

هي الصفات التي تعتمد على عدد جزيئات المذاب في المحلول فقط، ولا تعتمد على طبيعة ذراته الجزيئية

* The Colligative properties are:

- | | |
|------------------------------|----------------------|
| 1. Vapor pressure lowering, | انخفاض الضغط البخاري |
| 2. Boiling Point elevation | ارتفاع درجة الغليان |
| 3. Freezing point depression | انخفاض درجة التجمد |
| 4. Osmotic pressure | الضغط الأسموزي |

* قبل الدخول بـ (Section) الامتحان علينا من اجابة بعض القوانين:

1. Mole Fraction:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{total}}}$$

X_A : mole fraction of A

n_A : moles of A

n_{total} : Sum of moles of all Components.

2. Molarity (M):

$$\text{Molarity} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{liters of solvent}}$$

Unit (mol/L)

Molar

3. Molality (m):

$$\text{molality} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{mass of solvent (Kg)}}$$

(mol/Kg)

Molal

(كتلة)

12.6: Colligative properties of Nonelectrolyte solutions:

الصفات الجماعية للمحاليل غير الكهربية

For Our discussion of Colligative properties of nonelectrolyte solutions it is important to keep in Mind that we are talking about relatively dilute solutions, that is, solutions whose concentrations are $\leq 0.2 M$

← باختصار: مثال دراستنا لهذا section يجب أن نتذكر دائما أننا نبحث عن محاليل معتدلة تقريبا، معاليل تركيزها $0.2 M >$

غير متطاير

* nonvolatile: it does not have a measurable vapor pressure.

I Vapor - Pressure Lowering

Raoult's Law: The vapor pressure of a solvent over a solution, (P_1) is given by the vapor pressure of the pure solvent, (P_1^0) , times the mole fraction of the solvent in the solution (X_1) :

تعتمد على نوع المذيب: P_1^0

$$P_1 = X_1 P_1^0 \quad \text{--- (1)}$$

P_1^0 و P_1 : يجب أن تكون لها نفس الوحدة

إذا كان المذاب غير متطاير (Non Volatile)، يكون الضغط البخاري للمحلول دائما أقل من الضغط البخاري للمذيب النقي (pure solvent) ← لذا العلاقة بين الضغط البخاري لكل من المحلول والمذيب تعتمد على تركيز المذاب في المحلول.

81

إذا كان المحلول يحتوي على مذيب واحد فقط؟

$$x_1 + x_2 = 1 \quad \leftarrow 1 = \text{المحلول} \text{ (مجموع المولات)}$$

x_1 : mole fraction of the solvent in the solution

x_2 : mole fraction of the solute in the solution

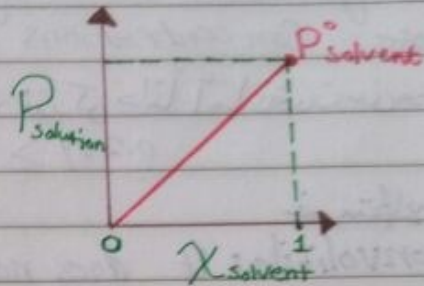
$$x_1 = 1 - x_2 \quad \text{--- (2)}$$

→ (1) with (2): $P_1 = x_1 P_1^\circ$

$$P_1 = (1 - x_2) P_1^\circ$$

$$P_1 = P_1^\circ - P_1^\circ x_2$$

$$P_1^\circ - P_1 = P_1^\circ x_2$$



$$\Delta P = x_2 P_1^\circ$$

ΔP : decrease in vapor pressure

(3)

$\Delta P, P$: لغايات القياس

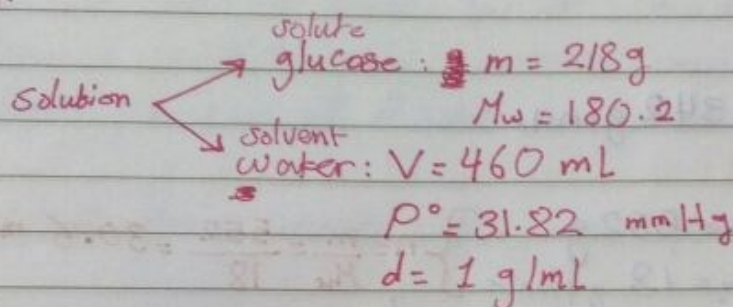
← من القانون و ترى أن الانخفاض في الضغط البخاري (ΔP) يتناسب طردياً مع تركيز المذاب (mole fraction measurement)

← كلما زادت كمية المذاب قلّ الضغط البخاري للمحلول

Examples:

- ① Calculate the vapor pressure of a solution made by dissolving 218 g of glucose ($M_w = 180.2 \text{ g/mol}$) in 460 mL of water at 30°C . What is the vapor pressure lowering?
 (The vapor pressure of pure water at 30°C is 31.82 mmHg , ($d_{\text{water}} = 1 \text{ g/mL}$))

Sol:



$$\begin{aligned}
 \textcircled{1} \quad P_{\text{soln}} &= P^\circ \cdot X_{\text{solvent}} \\
 &= P^\circ \cdot \frac{n_{\text{solvent}}}{n_{\text{solvent}} + n_{\text{solute}}}
 \end{aligned}$$

$n_{\text{water}} = \frac{m}{M_w} = \frac{460}{18} = 25.5 \text{ mole}$

$n_{\text{glucose}} = \frac{m}{M_w} = \frac{218}{180.2} = 1.2 \text{ mole}$

$$= 31.82 \times \frac{25.5}{(25.5 + 1.2)}$$

$$P_{\text{soln}} = 30.38 \text{ mmHg}$$

- ② Vapor pressure lowering ($\Delta P = P^\circ - P_{\text{soln}}$)

$$\Delta P = 31.82 - 30.38 = 1.43 \text{ mmHg}$$

وثل كذلك عن طريق القانوني ③: $\Delta P = X_2 P^\circ$

83

problem

2] How many grams of sucrose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) ($M_w = 342 \text{ g/mol}$) must be added to 552 g of water to give a solution with a vapor pressure 2 mmHg less than that of pure water at 20°C (The vapor pressure of water at 20°C is 17.5 mmHg)

Sol: $C_{12}H_{22}O_{11}$: $m = ?$
(solute) $M_w = 342 \text{ g/mole}$

Water (H_2O) : $m = 552 \text{ g}$
(solvent) $M_w = 18 \text{ g/mole}$ } $n = \frac{m}{M_w} = \frac{552}{18} = 30.6 \text{ mole}$

$$P^\circ = 17.5 \text{ mmHg}$$

$$\Delta P = 2 \text{ mmHg}$$

$$\Delta P = P^\circ - P_{\text{soln}}$$

$$P_{\text{soln}} = 17.5 - 2 = 15.5 \text{ mmHg}$$

← صياك (كش من قانون رابطة الكول، احسن ما يقاسك بالذ

$$P_{\text{soln}} = P^\circ \times X_{\text{solvent}}$$

$$15.5 \text{ mmHg} = 17.5 \text{ mmHg} \times \frac{n_{\text{solvent}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{solvent}}}$$

$$15.5 = 17.5 \times \frac{30.6}{n_{\text{solute}} + 30.6}$$

$$\rightarrow \frac{n_{\text{solute}} + 30.6}{-30.6} = \frac{34.54}{-30.6}$$

$$n_{\text{solute}} = 3.94 \text{ mole}$$

$$M_{\text{solute}} = n \times M_w = 3.94 \times 342 = 1350.34 \text{ g}$$

* Why is the vapor pressure of a solution less than that of the pure solvent?

Because a solution is more disordered than a pure solvent, the difference in disorder between a solution and a vapor is less than that between a pure solvent and a vapor. Thus solvent molecules have less of a tendency to leave a solution than to leave the pure solvent to become vapor, and the vapor pressure of a solution is less than that of the solvent.

* Volatile: have measurable vapor pressure.

(A & B): إذا كان الحل يحتوي على مركبات متطايرة ←

If both components of a solution are volatile, the vapor pressure of the solution is the sum of the individual partial pressures. Raoult's law holds equally well in this case: (A & B)

$$P_A = X_A P_A^\circ$$

$$P_B = X_B P_B^\circ$$

where: P_A and P_B are the partial pressures over the solution for components A & B.

: P_A° and P_B° are the vapor pressure of the pure substances, and

: X_A and X_B are their mole fractions.

The total pressure is given by Dalton's law of partial pressure:

$$P_T = P_A + P_B \Rightarrow P_T = X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ$$

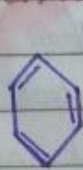
إذا لم نستطع إيجاد X_A لإحدى المكونين الآخر

$$X_A = 1 - X_B$$

يجب أن تكون P_A° , P_B° , P_T هي

85/8

For example, benzene and toluene are volatile components that have similar structures and therefore similar intermolecular forces.

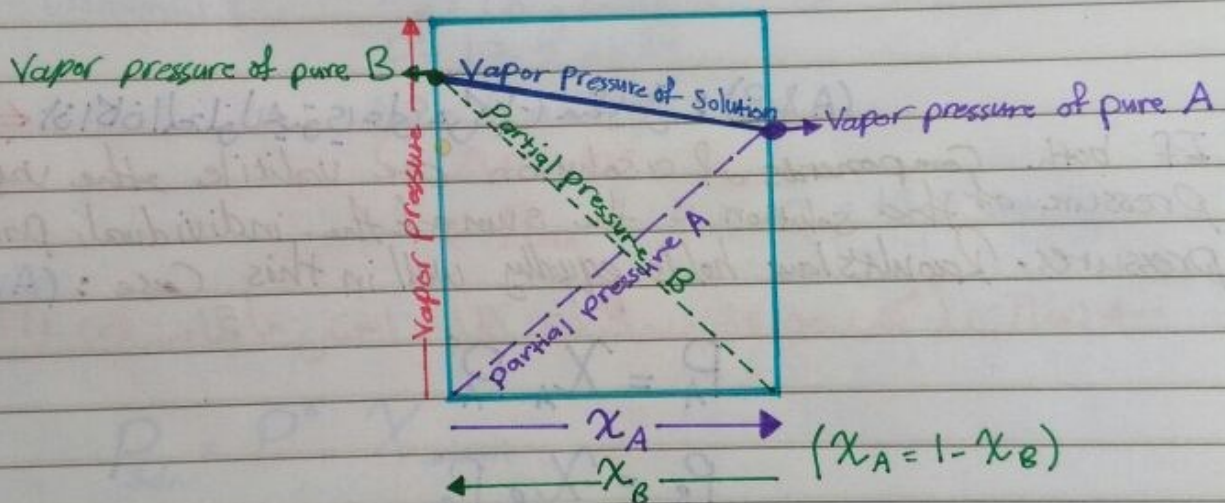


benzene



toluene

The benzene-toluene solution is one of the few examples of an **ideal solution** (is that the heat of solution $(\Delta H_{\text{soln}} = \text{zero})$)



من الرسم: يوضح الرسم العلاقة بين كل من المحلول (solution) ومكوناته (A & B) والضغط البخاري لكل منهما (vapor pressure) [الرسم هنا محلول مثالي solution]

1. من الرسم أن: P_A يتغير مع X_A (محور السينة) وكذلك P_B يتغير مع X_B (محور السينة)
2. يرسم صحن (V.P of solution) \odot $(P_B \& P_A)$ \odot $(V.P \text{ of pure B})$ \odot $(V.P \text{ of pure A})$

⇒ **Cohesive Forces**: the intermolecular forces between like molecules (A with A) ← هي قوة الترابط بين الجزيئات المتشابهة (المشابهة)

⇒ **Adhesive Forces**: the intermolecular forces between different molecules (A with B) ← هي قوة الترابط بين الجزيئات المختلفة

* **The qualification of the ideal solution**: شروط المحلول المثالي

1. Adhesive forces = Cohesive forces

2. $V_{\text{solution}} = V_{\text{solvent}} + V_{\text{solute}}$ ⇒ حجم المحلول = حجم المذيب + حجم المذاب
ideal solutions obey "Raoult's Law"

Example:

	Vapor pressure at 25°C
Benzene (C_6H_6)	94.4 torr
Chloroform ($CHCl_3$)	172 torr

Using the above data, calculate the vapor pressure of solution over a chloroform-benzene solution at 25°C which contains 50 g $CHCl_3$ ($M_w = 119.4 \text{ g/mol}$) and 50 g of C_6H_6 ($M_w = 78 \text{ g/mol}$).

Assume the solution behave ideally:

$$\text{Sol: } n_{CHCl_3} = \frac{m}{M_w} = \frac{50}{119.4} = 0.418 \text{ mol} \quad n_{C_6H_6} = \frac{50}{78} = 0.64 \text{ mol}$$

$$X_{CHCl_3} = \frac{n_{CHCl_3}}{n_{\text{total}}} = \frac{0.418}{0.418 + 0.64} = 0.39 \quad X_{C_6H_6} = \frac{0.64}{0.418 + 0.64} = 0.604$$

$$P_{\text{solution}} = P_{C_6H_6}^{\circ} X_{C_6H_6} + P_{CHCl_3}^{\circ} X_{CHCl_3} = 94.4 \times 0.604 + 172 \times 0.39$$

$$P_{\text{solution}} = 124.09 \text{ torr}$$

* Now we will study about non-ideal solution

سوف ندرس الآن عن المحلول غير المثالي:

Non-ideal solutions do not obey "Raoult's law"

Non-ideal Solutions

positive deviation

محلول يفرض بالإقدام الموجب (ΔH_+)

negative deviation

محلول يفرض بالإقدام السالب (ΔH_-)

خياراً:

خياراً:

1. $V.P_{non\ ideal} > V.P_{ideal}$
 الضغط البخاري للمحلول الحقيقي > الضغط البخاري للمحلول المثالي

1. $V.P_{ideal} > V.P_{non\ ideal}$
 الضغط البخاري للمحلول المثالي > الضغط البخاري للمحلول الحقيقي

2. Cohesive forces > Adhesive forces
 قوى التماسك > قوى التماسك

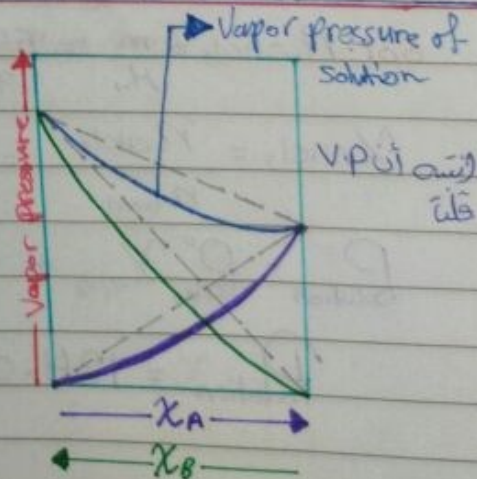
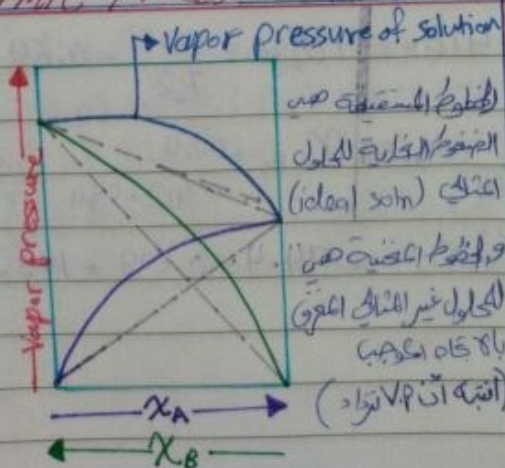
2. Adhesive forces > Cohesive forces
 قوى التماسك < قوى التماسك

3. $V_{solution} > V_{solute} + V_{solvent}$
 حجم المحلول > حجم المذاب + حجم المذيب

3. $V_{solution} < V_{solvent} + V_{solute}$
 حجم المحلول < حجم المذاب + حجم المذيب

→ endothermic process

→ exothermic process



2 Boiling Point Elevation

Boiling point: is the temperature at which its Vapor pressure equals the external atmospheric pressure.

$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ$$

$$\Delta T_b = K_b m_{\text{solute}}$$

ΔT_b : Boiling point Elevation ($^\circ\text{C}$) (الارتفاع في درجة (الغليان) ($^\circ\text{C}$))

K_b : molal Boiling Point elevation Constant ($^\circ\text{C} \cdot \text{Kg}/\text{mol}$)

ثابت الارتفاع المولي في درجة (الغليان) (يعتمد على نوع المذيب)

m_{solute} : molality of solute (mol/Kg) مولالية المذاب

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{\text{mass of solvent (Kg)}}$$

mass of solvent (Kg)

T_b : the boiling point of the solution

T_b° : the boiling point of pure solvent

* كلما زاد كمية المذاب زاد بذلك درجة (الغليان)

89 Boiling point of Water (T_b°) = $100^\circ\text{C} \Rightarrow \text{fix}$

Example: A solution is prepared by dissolving 4.9 g sucrose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) ($M_w = 342 \text{ g/mol}$) in 175 g water.

Calculate the boiling point of this solution (sucrose is a nonelectrolyte) ($K_b = 0.51 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mole}$)

$$n_{\text{solute}} = \frac{m}{M_w} = \frac{4.9}{342} = 0.0143 \text{ mole}$$

$$\begin{aligned} \Delta T_b &= K_b \times m \\ &= K_b \times \frac{n_{\text{solute}}}{\text{mass of solvent (kg)}} \\ &= 0.51 \times \frac{0.0143}{175 \times 10^{-3}} \end{aligned}$$

$$\Delta T_b = 0.04167 = T_b - T_b^\circ$$

$$0.04167 = T_b - 100$$

$$T_b = 100.04167 \text{ }^\circ\text{C}$$

3 Freezing point Depression:

in this property the solute must be non-volatile.

$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f$$

$$\Delta T_f = K_f m$$

ΔT_f : Freezing point depression ($^\circ\text{C}$) (الاختلاف في درجة التجميد)

T_f : The freezing point of the solution.

T_f° : The freezing point of the pure solvent.

K_f : molar freezing point depression constant

ثابت التجميد (المولي) في درجة التجميد (يعتمد على نوع المذيب)

m : molality (Mole/Kg)

* كلما زادت كمية المذاب، تقل درجة التجميد

9) Freezing point of Water (T_f°) = $0^\circ\text{C} \Rightarrow \text{fix}$

Example: Calculate the freezing point of an antifreeze solution that is 50% by mass of ethylene glycol ($\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$) ($M_w = 62 \text{ g/mol}$) in water. Ethylene glycol is a nonelectrolyte ($K_f = 1.86^\circ\text{C} \cdot \text{Kg/mol}$)

$m_{\text{H}_2\text{O}} = 50 \text{ g} / m_{\text{solute}} = 50 \text{ g} \Rightarrow$ distribute 100g (liquid) equally

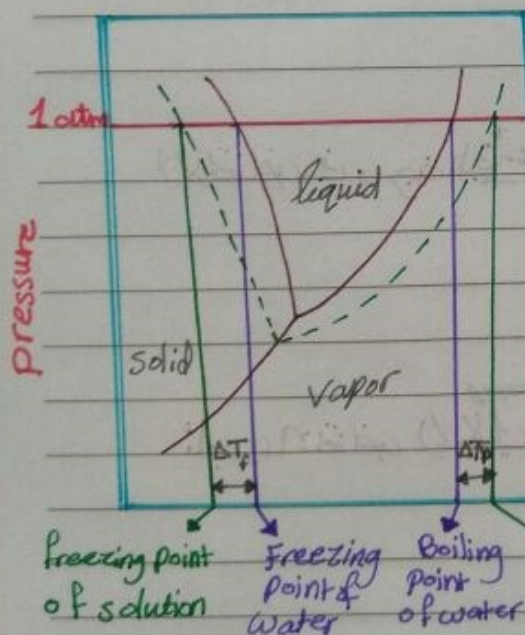
$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f = K_f m \quad (T_f^\circ = 0^\circ\text{C} \text{ (of water)})$$

$$0 - T_f = 1.86 \times \frac{n_{\text{solute}}}{\text{Mass of Solvent (Kg)}}$$

$$T_f = -1.86 \times \frac{0.806}{50 \times 10^{-3}} \quad \left(n_{\text{solute}} = \frac{m}{M_w} = \frac{50}{62} \right)$$

$$T_f = -30^\circ\text{C} \quad (n_{\text{solute}} = 0.806 \text{ mole})$$

Phase Diagram



* phase diagram illustrating the boiling-point elevation and freezing-point depression of aqueous solutions.

The dashed curves pertain to the solution, and the solid curves to the pure solvent.

As you can see: the boiling point of the solution is higher than that of water, and the freezing point of the solution is lower than that of water.

⇒

4 Osmotic Pressure

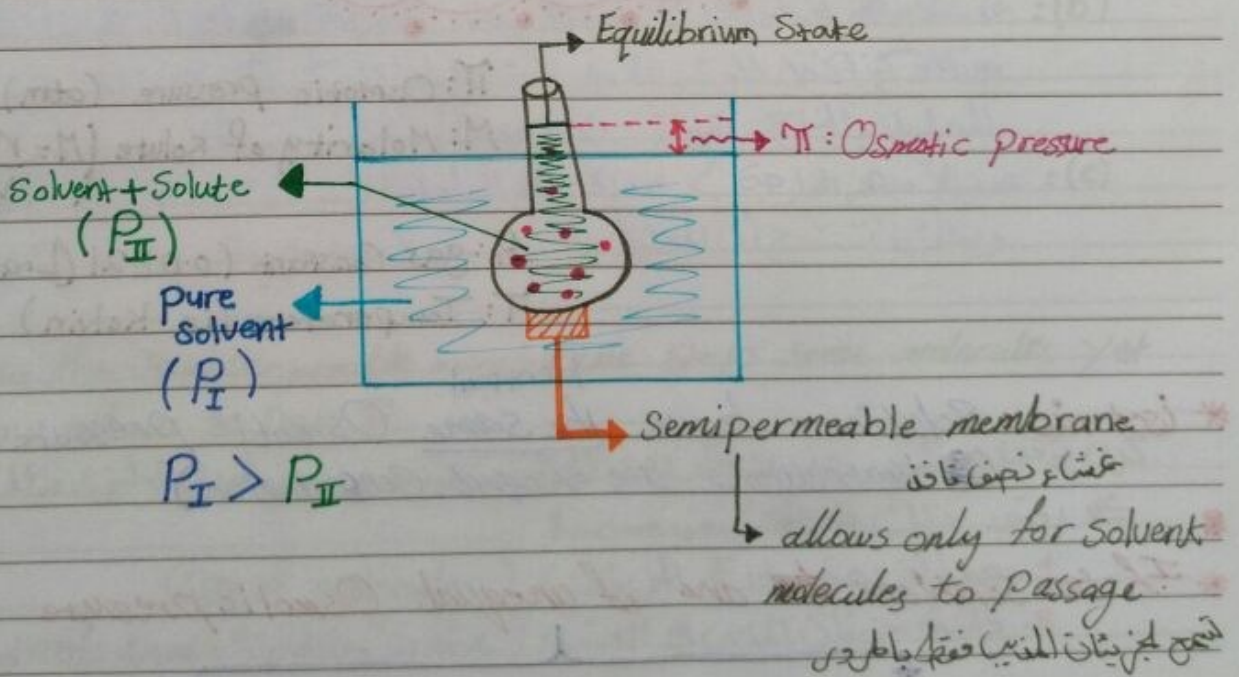
Osmosis : الأسموزية

is the selective passage of solvent molecules through a porous membrane from a dilute solution to a more concentrated one
 هو المرور الانتقائي لجزيئات المذيب عبر غشاء مسامي من المحلول المخفف (ذي التركيز الأقل) إلى المحلول الأكثر تركيزاً

The Osmotic Pressure : (π) الضغط الأسموزي

is the pressure required to stop Osmosis

هو الضغط اللازم لإيقاف الأسموزية



93

* The Osmotic pressure is directly proportional to the Concentration of solution (Molarity)

$$\pi \propto M$$

$$PV = nRT$$

$$\pi \underset{\downarrow}{V} = \underset{\downarrow}{n} RT$$

$$\pi = \frac{n}{V} RT \quad [\underset{\downarrow}{n} = M]$$

$$\pi = MRT$$

$$\pi = MRT$$

π : Osmotic pressure (atm)

M: Molarity of solute ($M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{of solution}}}$)

R: gas Constant (0.0821 L·atm/K·mol)

T: Temperature (in Kelvin)

* **isotonic**: Solutions have ^{identical} the same Osmotic pressure.
(two solutions are of equal concentration.)

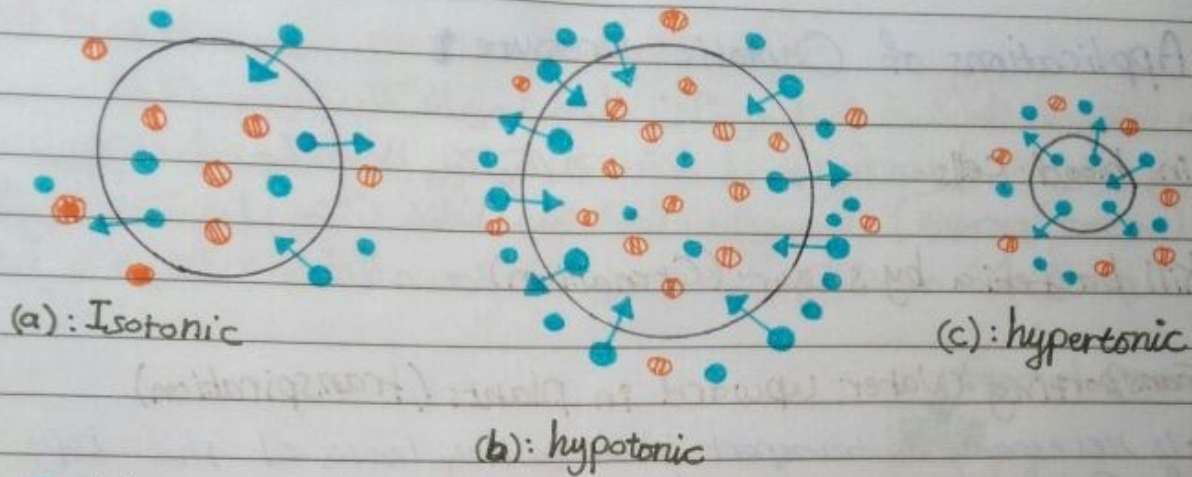
* If two solutions ~~are~~ are of unequal Osmotic pressure

hypertonic

is the more concentrated solution

hypotonic

is the more dilute solution



● : Water molecules.

● : Solute molecules.

← كيف نبتغنا الرسومان إلى (Isotonic / hypotonic / hypertonic) ؟

وذلك بالاعتماد على عدد الأسمم (الجزئيات) الداخلة والخارجة • حيث :

(a) : عدد الأسمم الداخلة (الجزئيات) = عدد الأسمم الخارجة (الجزئيات) : isotonic

(b) : عدد الأسمم الداخلة < عدد الأسمم الخارجة ← أي أن الجزئيات تنتقل

من الوتر أكثر إلى الوتر الأقل (وهو الداخل الوتر أكثر) وبذلك نستنتج أن

المحلول بالخارج هو (hypotonic) أي ذو تركيز أقل

(c) : عدد الأسمم الخارجة < عدد الأسمم الداخلة (وهو التوكن بالخارج أكثر)

وبذلك نستنتج أن المحلول بالخارج هو (hypertonic) أي ذي تركيز أعلى

* How the semipermeable membrane stops some molecules yet allow others to pass ?

كيف يُوقف الغشاء نصف الناقذ بعض الجزئيات من المرور مع السماح للآخرى بذلك ؟

← يعتمد ذلك على أكثر من سبب :

1. ببساطة يعتمد على حجم الجزئيات (size of molecules)

2. ذائبة جزئيات المذيب في الغشاء (The solvent's greater "solubility" in the membrane)

95

* Applications of Osmotic pressure :

1. in blood cells
2. Kill bacteria by sugar (Crenation)
3. Transporting Water upward in plants (transpiration)
⇒ is necessary to transport water to the leaves at the tops of California's redwoods (the capillary action is responsible for the rise of water only up to a few cms)

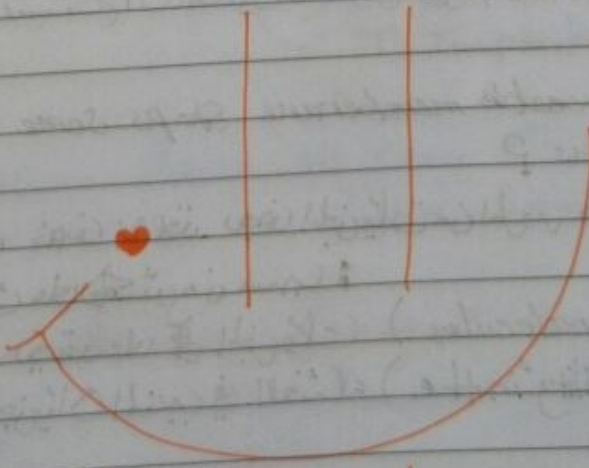
Example: what is the Osmotic pressure (in atm) of a 0.884 M Urea solution at 16°C?

Sol: $T = 16 + 273.15 = 289.15 \text{ K}$

$$\pi = MRT$$

$$= 0.884 \times 0.0821 \times 289.15$$

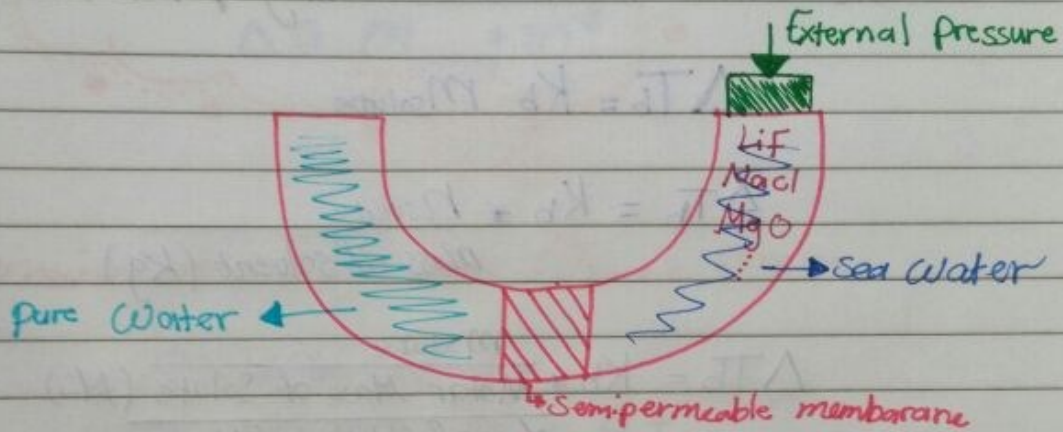
$$\pi = 20.98 \text{ atm}$$



Smile.. Go Ahead..

⇒ Reverse Osmosis : الأسموزية العاكسة

في الأسموزية العاكسة تنتقل جزيئات المذيب من التركيز الأقل ويتم ذلك عن طريق تعريض المنطقة ذي التركيز الأعلى لضغط خارجي (external pressure) ، فيصير الضغط على هذه المنطقة (تس) ، لذا تنتقل الجزيئات من المنطقة ذي التركيز الأقل ، وتستقر هذه الطريقة لتقنية مياه البحر



* Using Colligative properties to Determine Molar mass:

← سابقاً من هنا طريقة اشتقاق القانون وملك الحرية حفظه والى عليه أو
نالحق تدريجياً حسب القوانين السابقة

1. Determine Molar mass from boiling point Elevation:

$$\Delta T_b = K_b m_{\text{solute}}$$

$$\Delta T_b = K_b * \frac{m_{\text{solute}}}{\text{mass of solvent (Kg)}}$$

$$\Delta T_b = K_b * \frac{m_{\text{solute}}}{\text{Molar Mass of Solute (M}_w\text{)}} \times \text{Mass of solvent (Kg)}$$

وبإعادة ترتيب المعادلة نجد (Molar Mass of solute) هو سيف القانون:

$$M_w = \frac{K_b m_{\text{solute}}}{\Delta T_b \times M_{\text{solvent (Kg)}}$$

$$M_w = \frac{K_b m_{\text{solute}}}{\Delta T_b m_{\text{solvent}} * 10^{-3}}$$

نظرون بـ (10^{-3}) إذاً أنت m_{solvent}

بالتزم (g) ← لنا كمولها بذلك (Kg) نستطيع اشتقاقها من Kg بوحدة (Kg) وبذلك
يتبقى (g) من m_{solute} وتكون وحدة (M_w) ب (g/mole)

2. Determine Molar mass from freezing point depression:

: (P → b صبيح) ← طريقة الامتزاز السابقة و تقيس نسبة (المذيب بـ a) ←

$$M_w = \frac{K_f m_{\text{solute}}}{\Delta T_f \frac{m_{\text{solvent}}}{1000} \cdot 10^{-3}}$$

(g)

3. Determine molar mass from Osmotic Pressure:

$$\pi = MRT$$

$$\pi = \frac{n_{\text{solute}}}{\text{liters of solvent (V)}} RT$$

$$\pi = \frac{m_{\text{solute}}}{M_w \text{ solute} \cdot \text{liters of solvent (L)}} RT$$

$$M_w (\text{solute}) = \frac{m RT}{\pi V}$$

$$M_w (\text{solute}) = \frac{m_{\text{solute}} RT}{\pi V}$$

99

Examples:

- 1 A 7.85 g sample of a compound is dissolved in 301 g of benzene. The freezing point of the solution is 1.05°C below that of pure benzene. What is the molar mass of this compound?

Sol: ($K_f = 5.12^\circ\text{C}/m$)

$$M_w = K_f \frac{m_{\text{solute}}}{\Delta T_f}$$

$$M_w = \frac{5.12 \times 7.85 \text{ g}}{1.05 \times 301 \times 10^{-3}}$$

$$M_w = 127.16 \text{ g/mole}$$

- 2 A solution is prepared by dissolving 35 g of hemoglobin (Hb) in enough water to make up 1 L in volume. If the osmotic pressure of the solution is 10 mmHg at 25°C , calculate the molar mass of (hemoglobin)

$$M_w = \frac{m_{\text{solute}} R T}{\pi V} = \frac{35 \times 0.0821 \times (25 + 273.15)}{10 \text{ mmHg} \times 1}$$

$$\rightarrow \pi = 10 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760}$$

$$M_w = \frac{35 \times 0.0821 \times 298.15}{\frac{1}{760}} = 6.51 \times 10^4 \text{ g/mol}$$

3 The average osmotic pressure of sea water is about 30 atm at 25°C. Calculate the mole concentration of an aqueous solution of sucrose (C₁₂H₂₂O₁₁) that is isotonic with seawater.

sol: idea: A solution of sucrose that is isotonic with seawater must have the same osmotic pressure, 30 atm.

$$\pi = MRT$$

$$M = \frac{\pi}{RT} = \frac{30}{0.0821 \times (25 + 273.15)}$$

$$M = 1.225 M$$

4 The freezing point of t-butanol is 25.5°C and K_f is 9.1°C·kg/mol. Usually t-butanol absorbs water on exposure to air. If the freezing point of a 10g sample of t-butanol is 24.59°C, how many grams of water are present in the sample?

sol: $\Delta T_f = 25.5 - 24.59 = 0.91$

$$M_w = m_{\text{solute}} K_f$$

$$m_{\text{solvent}} \times \Delta T_f \times 10^{-3}$$

هنا الماء هو المذاب (Solute)

$$18 = \frac{m_{\text{solute}} \times 9.1}{10 \times 0.91 \times 10^{-3}}$$

$$m_{\text{solute}} = 0.018 g$$

12.7: Colligative properties of Electrolytes Solutions:

والصفات الجماعية للمحاليل الكهربية

المحاليل الكهربية تتفكك المادة بداخلها (إلى أيونات، وبما أن المادة متفككة إذاً سينتج عدد الجزيئات في المحلول، وبما أن الصفات الجماعية تعتمد على عدد الجزيئات فقط، فيجب أن تأخذ هذه النقطة بعين الاعتبار.

∴ سنقوم بهذا (section) بتعديل بسيط على قوانين (Section 12.6) ليصبح عدد الأيونات محسباً:

* يسمى عدد الجزيئات المفككة داخل المحلول بـ (Van't Hoff factor) ويرمز له بالرمز i

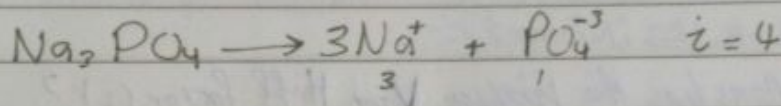
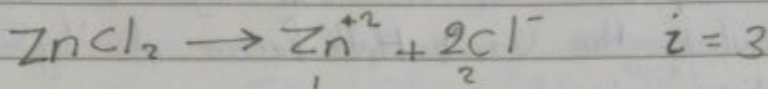
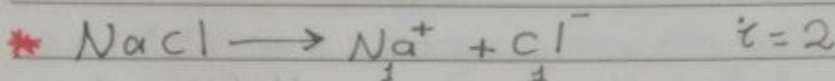
$$\Delta T_b = i K_b m$$

$$\Delta T_f = i K_f m$$

$$\pi = i M R T$$

بالحقيقة، قيمة i أقل من المحسوبة، لأننا عندما تفكك المعادلات نعتبر أنه تفكك كلي (Complete Dissociation)، وكذلك نفهم وجود قوى بين الأيونات المفككة، إذ أن الأيونات المفككة مستر تبط مع بعضها بقوى تسمى (Electrostatic forces) وبذلك يقل عدد الجزيئات (i).
ولنرى الأيونات المرتبطة ion pairs

- * i for all nonelectrolytes = 1
- i for strong electrolytes such as NaCl , KNO_3 = 2
- i for strong electrolytes such as Na_2SO_4 , CaCl_2 = 3



* Review of Concepts:

indicate which compound in each of the following groups has a greater tendency to form ion pairs in water

(a): NaCl or Na_2SO_4 : Na_2SO_4 ; because it has 3 ions but NaCl has 2 ions

(b): MgCl_2 or MgSO_4 : MgCl_2 ; because it has 3 ions but MgSO_4 has 2 ions

Example: The Osmotic pressure of a 0.01 M potassium iodide (KI) solution at 25°C is 0.465 atm, Calculate the Van't Hoff factor (i) for KI at this concentration.

Sol: i is the number of particles (ions) in solution. KI dissociates into K^+ and I^- ions.

$$i = \frac{\pi}{\pi_{\text{ideal}}} = \frac{0.465 \text{ atm}}{0.0821 \text{ atm}}$$

$$\text{MRT} = (0.01 \text{ M})(0.0821)(25 + 273.15)$$

$$i = 1.9$$

103

* أفلدا أيضا من السؤال السابق معزوة قيمة π للملك (السالين) على

$$\pi = i M R T = 2 \times 0.01 \times 0.0821 \times 298 = 0.489 \text{ atm}$$

↓ وهو قريبا على قيمة π الملكة

* For student:

The freezing point depression of a 0.1 m MgSO_4 solution is 0.225°C . Calculate the Van't Hoff Factor of MgSO_4 at this concentration.

* Which of the following solutions has the highest Van't Hoff factor (i)?

a. glucose

b. NaCl

c. MgCl_2

d. HNO_3

non-electrolyte $i=1$

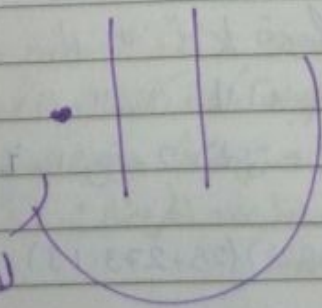
$i=2$

$i=3$

$i=2$

Chapter "12"

Was Finished



لا تنسوا من صالح دعاكم
آمنًا وسليمًا

في العلم ذات نأبي الرخوخ ..

Chapter 14: Chemical Equilibrium الاتزان الكيميائي

* Chemical Equilibrium: (الاتزان الكيميائي)

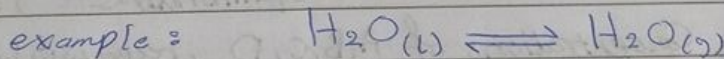
is a dynamic process when the rates of the forward and reverse reactions are equal and the concentrations of the reactants and products remain constant.

هي عملية ديناميكية عندما يكون معدل التفاعل الأمامي والتفاعل العكسي متساوي والتركيز للمواد المتفاعلة والنواتج ثابتة مع الوقت.

← هذا الاتزان التفاعلي قد توقف، بل يبقى مستقرًا دون أن يتغير بأي تغييرات تحدث للتفاعل

* Physical Equilibrium: is

is the equilibrium between two phases of the same substance



* ← القليل من التفاعلات تقع بالتمام واحد، والوقت هي تفاعلات متبادلة (reversible)

* Types of Equilibria:

1. Homogeneous Equilibria: all reacting species are in the same phase
جميع التفاعل لها نفس الحالة

2. Heterogeneous Equilibria: results from a reversible reaction involving reactants and products that are in different phase
عبر حيز
نتيجة التفاعل لها حالات مختلفة

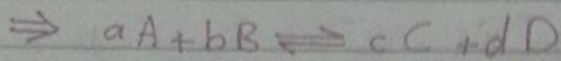
105

على ذرة الجليء على الاطلاق الكيمياء يجب الانتباه ان المعادلة متوازنة

* The equilibrium Constant (K) ثابت الاتزان

$$K_c = \frac{\text{(Concentrations of products)}^n}{\text{(Concentrations of reactants)}^m}$$

من اكثر الوانج ←
واكثر المتفاعلات ←



$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

K_c : equilibrium constant

(at equilibrium)

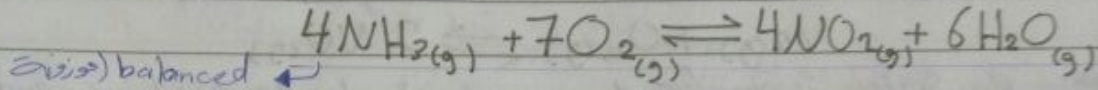
$[A], [B], [C], [D]$: the concentrations of A, B, C, D, respectively
 a, b, c, d : the stoichiometric coefficients for the reactants species
 A, B, C, D in a balanced equation.

* **نقطة:** يدخل في تعبير ثابت الاتزان المواد الغازية (g) والسائلة (aq)

* If K is much greater than 1 (any number greater than 10 is considered to be much greater than 1) ($K \gg 1$) \Rightarrow
 \Rightarrow The equilibrium will lie to the right and favors the products.

If K is much smaller than 1 (any number less than 0.1 is much less than 1) ($K \ll 1$)
 \Rightarrow The equilibrium will lie to the left and favor the reactant.

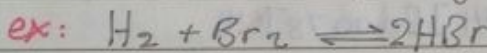
Ex1: Write the equilibrium expression for the following reactions:



$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^4 [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{NH}_3]^4 [\text{O}_2]^7}$$

* ملاحظة وحدة K ؟

ليس تفاعل وحدة ثابتة لـ (K) ، وذلك بسبب (اختلاف) (الأسس) ← عند الأملان في ثابت الاتزان من تفاعل كاتن ، لذا وحدة K لكل تفاعل لوحدته ، عن طريق (مستطير) (لوحدها) للتراكيب بالسبب مع التفاعل.

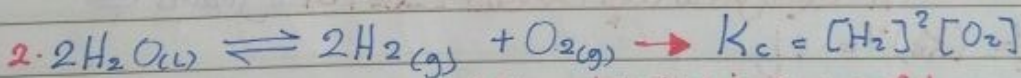
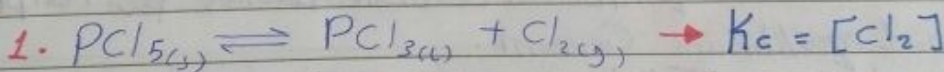


$$K_c = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2][\text{Br}_2]}$$

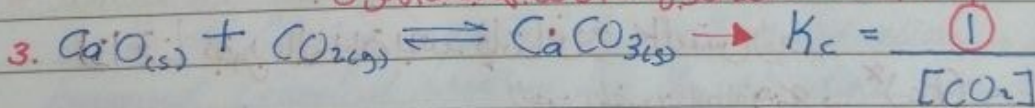
(concentration)² / ((concentration) x (concentration))

لا يوجد وحدة لـ (K) هنا (في هذا التفاعل)

Ex2: Write the equilibrium expression for the following reactions:



في بعض وجود عناصر في النواتج نستطيع كتابة ثابت الاتزان.

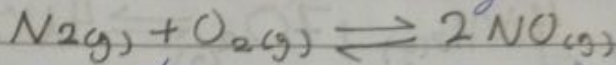


107

$$cm^3 = ml$$

Oxygen

Ex₃: At high temperatures, elemental nitrogen and Oxygen react with each other to form nitrogen monoxide



Suppose the system is analyzed at a particular temperature, and the equilibrium concentrations are found to be:

$$[N_2] = 0.041 M$$

$$[O_2] = 0.0078 M$$

$$[NO] = 4.7 \times 10^{-4} M$$

Calculate the value of K for the reaction.

$$\text{Sol: } K = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} = \frac{[4.7 \times 10^{-4}]^2 (M)^2}{[0.041][0.0078] (M)} = 6.91 \times 10^{-4}$$

هنا لا توجد وحدة لـ K

* Rules for Writing equilibrium Constant:

1. When the equation for a reversible reaction is written in the opposite direction, the equilibrium constant becomes the reciprocal of the original equilibrium constant.

← بالتعكس: إذا عكسنا المعادلة فإننا نحصل على قيمة K

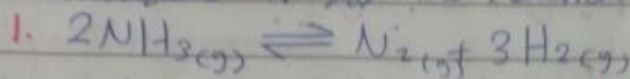
$$\Rightarrow K'_c = (K_c)^{-1} = \frac{1}{K_c}$$

2. إذا قمنا بضرب المعادلة بعدد فإننا نرفع K لنفس العدد
العند بضرب المعادلة بـ 2،

$$\Rightarrow K'_c = (K_c)^2$$

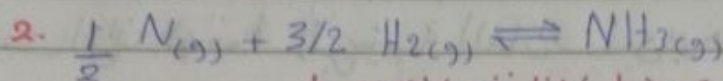
Example: $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$, $K = 3.8 \times 10^4$

Calculate K for the reactions



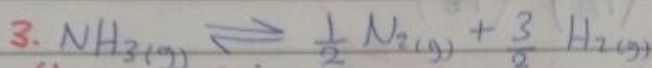
هذا تفاعل العكس لهذا تفاعل K

$$K' = (K)^{-1} = \frac{1}{K} = \frac{1}{3.8 \times 10^4} = 2.6 \times 10^{-5}$$



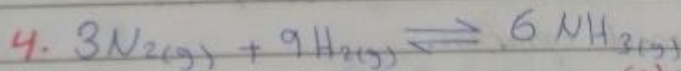
هذا تفاعل العكس لهذا تفاعل K بـ $(\frac{1}{2})$ لذا نرفع K للقوة $\frac{1}{2}$

$$K' = (K)^{\frac{1}{2}} = \sqrt{3.8 \times 10^4} = 1.9 \times 10^2$$



هذا تفاعل العكس لهذا تفاعل K بـ $(\frac{1}{2})$ لذا نرفع K للقوة $(\frac{1}{2})$

$$K' = (K)^{-\frac{1}{2}} = \left((3.8 \times 10^4) \right)^{-\frac{1}{2}} = \frac{1}{\sqrt{3.8 \times 10^4}} = 5.12 \times 10^{-3}$$



هذا تفاعل العكس لهذا تفاعل K بـ (3) :: نرفع K للقوة (3)

$$K' = (K)^3 = (3.8 \times 10^4)^3 = 5.48 \times 10^{13}$$

* Review of Concepts (for student):

From the following equilibrium constant expression, write a balanced chemical equation for the gas phase reaction.

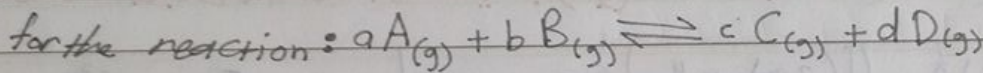
$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2 [\text{H}_2\text{O}]^4}{[\text{NO}_2]^2 [\text{H}_2]^7}$$

* Equilibrium Expressions Involving Pressures:

تعبير ثابت الاتزان يتضمن الضغوط

يمكننا حساب ثابت الاتزان للغازات، إما عن طريق التراكيز (Kc) كما مر معنا سابقاً أو باستخدام الضغوط الجزئية للغازات بالتفاعل ويسمى ثابت الاتزان بـ *Equilibrium partial pressures Constant of gases* (Kp) أي ثابت الاتزان الضغوط الجزئية للغازات ويرمز له بـ (Kp)

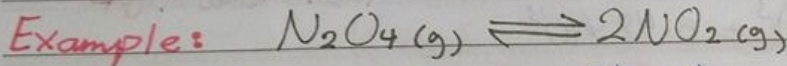
$$K_p = \frac{(P_c)^c (P_d)^d}{(P_a)^a (P_b)^b}$$



P_c, P_d, P_a, P_b : the partial pressures of C, D, A, B respectively at equilibrium

a, b, c, d : the stoichiometric coefficients for the reactants species

A, B, C, D in balanced equation.



The gaseous N_2O_4 was placed in a flask and allowed to reach equilibrium at a temperature where $K_p = 0.133$ at equilibrium the pressure of N_2O_4 was found to be 2.71 atm. Calculate the equilibrium pressure of NO_2

Sol:

$$K_p = \frac{P[NO_2]^2}{P[N_2O_4]}$$

$$0.133 = \frac{P[NO_2]^2}{2.71}$$

$$\sqrt{P[NO_2]^2} = \sqrt{0.36}$$

$$P_{NO_2} = 0.6 \text{ atm}$$

* اشتقاق القانون للتوضيح فقط ولا يشاء عقلك رااا (ليس للحفظ)

⇒ The Relation between K_c , K_p :

110

Firstly: In general, K_c is not equal to K_p ; because the partial pressures of Reactants and products are not equal to their concentrations expressed in moles/l.

$$K_c = \frac{[B]^b}{[A]^a}$$

For the reaction: $aA(g) \rightleftharpoons bB(g)$

~~the~~ the expression for K_p is:

$$K_p = \frac{(P_B)^b}{(P_A)^a}$$

where P_A and P_B are the partial pressures of A and B.

Assuming ideal gas behavior:

$$P_A V = n_A RT$$

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

where V is the volume of the container in liters. Also:

$$P_B = \frac{n_B RT}{V}$$

substituting these relations into the expression for K_p :

$$K_p = \frac{\left(\frac{n_B RT}{V}\right)^b}{\left(\frac{n_A RT}{V}\right)^a} = \frac{\left(\frac{n_B}{V}\right)^b}{\left(\frac{n_A}{V}\right)^a} * (RT)^{(b-a)}$$

now, both (n_A/V) and (n_B/V) have units of (mol/L) and can be replaced by $[A]$ and $[B]$

$$K_p = \frac{[B]^b}{[A]^a} * (RT)^{\Delta n}$$

↳ K_c

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

Δn = moles of gaseous products

— moles of gaseous reactants

(K_c or K_p) is a dimensionless quantity (كمية بلا أبعاد)

III

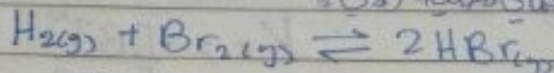
• (تساوي K_c و K_p)

1. $R = 0.0821$ (L·atm / K·mol) $\Delta n = 0$ $K_c = K_p$

(atm) $\Delta n = 0$ $K_c = K_p$

2. $\Delta n = 0$ $K_c = K_p$

• (تساوي K_c و K_p)



• (تساوي $\Delta n = 0$)

~~• (تساوي $\Delta n = 2$)~~ $\Delta n = 2 - (1+1) = 0$

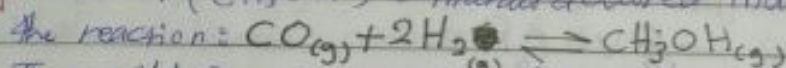
$$\Rightarrow K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$= K_c (RT)^0 \rightarrow$ Any number raised to the zero

$K_p = K_c$ power is equal to 1

• (تساوي K_c و K_p)

Example: Methanol (CH_3OH) is manufactured industrially by



The equilibrium constant (K_c) for the reaction is 10.5 at 220°C. What is the value of K_p at this temperature

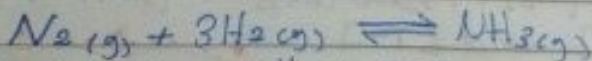
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \rightarrow \Delta n = 1 - 3 = -2$$

$$\rightarrow 220 + 273 = 493 K$$

$$K_p = 10.5 \times (0.0821 \times 493)^{-2}$$

$$K_p = 6.41 \times 10^{-3}$$

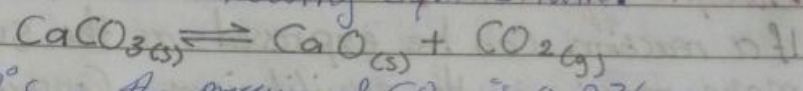
For student: For the reaction:



K_p is 4.3×10^{-4} at 37°C

Calculate K_c for the reaction

Example 2: Consider the following equilibrium:



at 800°C, the pressure of CO₂ is 0.236 atm.

Calculate: (a) K_p (b) K_c

for the reaction at this temperature.

$$T = 800 + 273 = 1073$$

Sol: (a) K_p = P_{CO₂} = 0.236

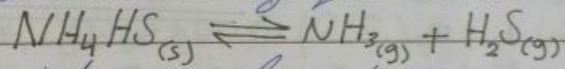
(b) K_p = K_c (RT)^{Δn} Δn = 1

$$0.236 = K_c (0.0821 \times 1073)^1$$

$$K_c = 2.68 \times 10^{-3}$$

ملاحظة
لأن Δn = 1
فإن K_p = K_c (RT)¹

For student: Consider the following equilibrium at 395 K

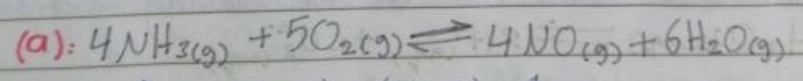


The partial pressure for each gas is 0.265 atm

Calculate K_c, K_p for the reaction.

Review of Concepts:

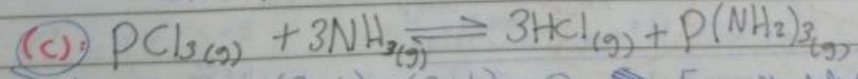
For which of the following reaction is K_c equal to K_p?



$$\Delta n = (6+4) - (4+5) = 1$$



$$\Delta n = 1$$



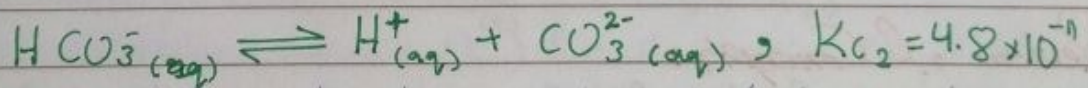
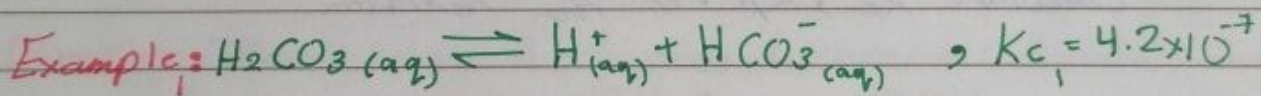
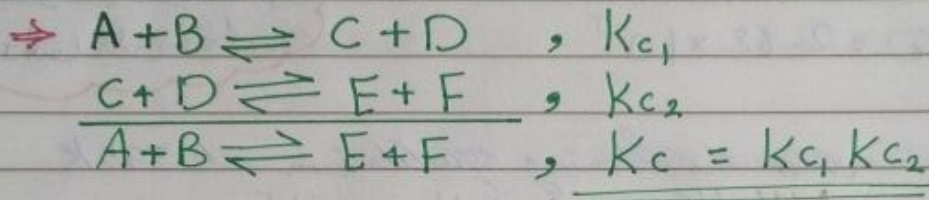
$$\Delta n = (3+1) - (3+1) = 0 \quad [\Delta n = 0]$$

نلاحظ في هذا السؤال على حساب Δn من التغير في عدد الجزيئات فقط
لأن Δn = 0 فإن K_c = K_p في الحالة (c)

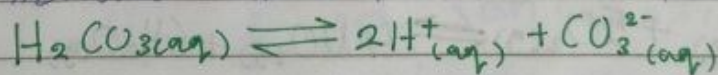
* Multiple Equilibria :

If a reaction can be expressed as the sum of two or more reactions, the equilibrium constant for the overall reaction is given by the product of equilibrium constants of the individual reactions.

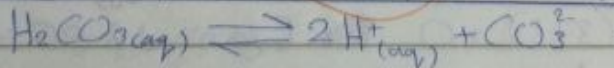
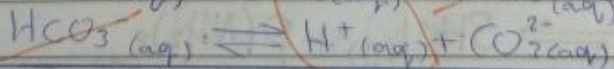
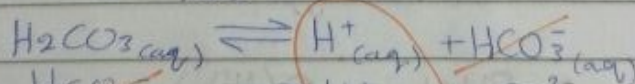
إذا كان التفاعل ناتجاً عن مجموع تفاعلين أو أكثر، فيكون ثابت الاتزان للتفاعل الكلي هو حاصل ضرب ثابت الاتزان لكل تفاعل على حدى.



Depend on the above reactions, calculate the equilibrium constant (K_c) for the following reaction:



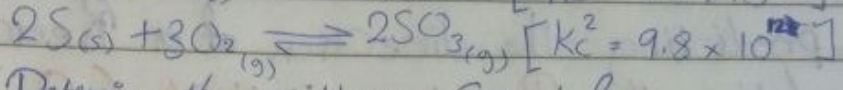
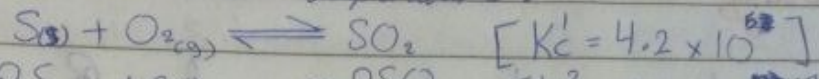
نجمع التفاعلين بالأعلى



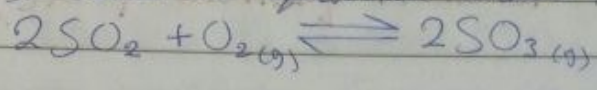
نتبع مبدأ التفاعل
الحاصل K_c

$$K_c = K_{c1} \cdot K_{c2} = 4.2 \times 10^{-7} \times 4.8 \times 10^{-11} = 2 \times 10^{-17}$$

Example 2: at the certain temperature:



Determine the equilibrium constant for:

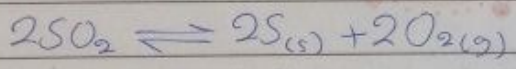


Sol: نلاحظ أن المعادلة المطلوبة لها K_c هي مجموع المعادلتين بالأعلى (مع تعديل بسيط على كل منهما) وهذا التعديل على المعادلتين تجريه على قيم K_c لها لإيجاد K_c للمعادلة المطلوبة.

كيف سنقوم بهذا التعديل؟

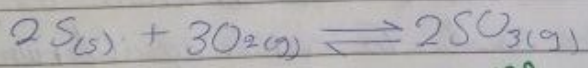
أولاً ننظر إلى نواتج المعادلة ومنتجاتها:

نلاحظ أن المتفاعلات هي $(2SO_2)$ وهي عبارة عن نواتج المعادلة الأولى مضمومة بالعدد 2، وبما أن المتفاعلات أتبعن نواتج تقوم كذلك بقلب المعادلة، فتصبح المعادلة الأولى كالآتي:



نلاحظ أن النواتج هي $(2SO_3)$ وهي نواتج المعادلة الثانية

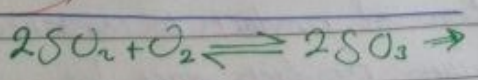
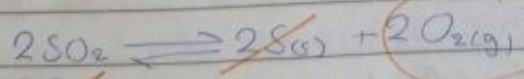
وبما أن النواتج بقيت ذاتها والمعادلة عن مضمومة بأي عدد، فلا يجري أي تغيير على المعادلة الثانية:



وقيمة K_c لها تبقى كما هي $[K_c^2 = 9.8 \times 10^{128}]$

ثمنا قيمة K_c للمعادلة الأولى نقوم بقلبها ونضعها الأس (2):

$$K_c^1 = (K_c^1)^{-2} = (4.2 \times 10^{53})^{-2} = 5.6 \times 10^{-12}$$



مجموع المعادلتين بعد التعديل:
* انبعاث حرارة المادة: مثلاً لو أن $2S$ ليس كليهما في كلا المعادلتين زمولية (S) لها استرخا اختيارها.
المعادلة الأولى لها K_c

$$K_c = K_c^1 * K_c^2 = 5.6 \times 10^{-12} * 9.8 \times 10^{128} = 54.88$$

* Predicting the direction of a Reaction:

We can predict the direction of a Reaction by Calculating the Reaction quotient (Q_c)

Q_c هو نفس تعريف K_c لكن الفرق الوحيد هو أن Q_c يتم حسابها في أي لحظة أما K_c يتم حسابها عند الاتزان فقط

for the reaction: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$$Q_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

← كيف نستفيد من قيمة Q_c بتحديد اتجاه التفاعل؟ (الموجهة لقيمة K_c)

⇒ $Q_c < K_c$: reaction shift to the right (reactants → products)
 the ~~ratio~~ ratio of initial concentrations of products to reactants is too small. To reach equilibrium, reactants must be converted to products.
 The system (consuming reactants, forming products) to reach equilibrium.

⇒ $Q_c = K_c$: at Equilibrium.

⇒ $Q_c > K_c$: reaction shift to the left (reactants ← products)
 the ratio of initial concentrations of products to reactants is too large. To reach equilibrium, products must be converted to reactants. The system (consuming products, forming reactants) to reach equilibrium.

reaction \leftarrow
 * إذا ذكر بالسؤال كلمة (at the start of Rxn) يعني أن التفاعل ليس في حالة الاتزان، أي يجب حساب Q لمعرفة اتجاه التفاعل

Example: At 700 K, the reaction: $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ has an equilibrium constant ($K_c = 4.3 \times 10^4$) and the following concentrations are present:

$$[SO_2] = 0.1 M$$

$$[SO_3] = 10 M$$

$$[O_2] = 0.1 M$$

التفاعل ليس في حالة الاتزان (وإنما لا نعرف ذلك، لذا علينا حساب Q):

$$Q_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]} = \frac{[10]^2 (M^2)}{[0.1]^2 [0.1] (M^3)} = 1 \times 10^5 M^{-1}$$

$Q_c > K_c$ ∴ Reaction shifts to the left.

* قواعد معرفة حساب Q ومعرفة جهة انحراف التفاعل:

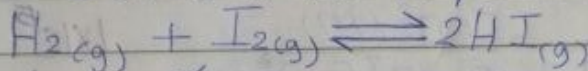
1. إذا كان تركيز أحد المتفاعلات أو النواتج غير موجود في بداية التفاعل (zero) فإن الاتزان يتجه في هذه الجهة دون الحاجة لحساب Q ومقارنته ب (K)
2. إذا أعطيت تركيز المتفاعلات والنواتج بالسؤال ولم تكن عند وضع الاتزان فحين حساب قيمة Q لتحديد اتجاه التفاعل (وعلى هذا الأساس نقرر بالحل)
3. دائماً الجهة التي يقل تركيزها الاتزان تتحرك في الجهة التي يقل فيها تركيزها الزيادة أو التجهان حسب معامل المادة من المعادلة الكيميائية.

* Calculating Equilibrium Concentrations:

تعتمد هذه الفقرة على حساب التراكيز للنواتج والمتفاعلات عند الاتزان عن طريق معطيين: [1] K_c [2] التراكيز الابتدائية (Initial Concentration)

← سنتبين طريقة الحل للمسألة.. رالر بالتوفيق..

Question: A mixture of 0.50 mol H_2 and 0.50 mol I_2 was placed in 1 L flask at $430^\circ C$. The equilibrium constant $K_c = 54.3$ at this temperature for the reaction:



Calculate the concentration of I_2 , H_2 , HI at equilibrium.

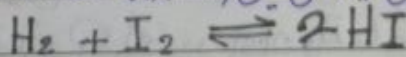
[1] نسبة التراكيز في البداية (Molarity) $M = \frac{n}{V}$

$$M_{H_2} = \frac{0.5}{1} = 0.5 M$$

$$M_{I_2} = \frac{0.5}{1} = 0.5 M$$

[2] نسبة التفاعل وقت المقارنة (لمقارنة التراكيز والتغير فيها):

تغير x = التغير في التراكيز (Change in Concentration)



initial (M): 0.5 0.5 zero

change (M): $-x$ $-x$ $+2x$

Equilibrium (M): $0.5-x$ $0.5-x$ $2x$

للتفاعلات التي يقل بعدد x والنواتج تزيد بمقدارها، لكن يجب مراعاة عدد المولات إذ أن النواتج هنا تزيد بمقدار $2x$ لأنهم لم يمولات

3] نضع التراكيز التي وجدناها عند الاتزان بدلالة x ، في تعيين ثابت الاتزان :
 (مع العلم أن K_c معطاة بالسؤال، وهي $K_c = 54.3$)
 ← الهدف من هذه الخطوة (يجاد قيمة x)

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$54.3 = \frac{(2x)^2}{(0.5-x)(0.5-x)}$$

$$\sqrt{54.3} = \frac{2x}{0.5-x} \rightarrow 7.37 = \frac{2x}{0.5-x}$$

the Same

$$x = 0.393 M \quad (\text{The Change in Concentrations})$$

4] نخرج ونطرح x من التراكيز عند الاتزان حسب المقارنة بالخطوة 3]

$$[H_2] = 0.5 - x = (0.5 - 0.393) M = 0.107 M$$

$$[I_2] = (0.5 - 0.393) M = 0.107 M$$

$$[HI] = 2x = 2 \times 0.393 = 0.786 M$$

← نعرضنا لهذا السؤال :

كيف علمنا أن التفاعل يتجه نحو اليمين، أي أن المتفاعلات هي التي تقل بمقدار x

والنواتج هي التي تزداد بمقدار x ؟

وذلك بالرجوع لقواعد حساب Q ومعرفة جهة إغراق التفاعل

تقول القاعدة الأولى أن: "إذا كان تركيز أحد المتفاعلات أو النواتج

غير موجود في بداية التفاعل ($Q = 0$) فإن الاتزان يتجه في هذه الجهة

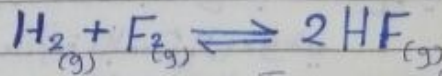
ذات الكمية لحساب Q ومقارنتها ب K

← وهذا السؤال هذه الإجابة هي HI لذلك اتجه التفاعل لجهة

النواتج

119

Example: Assume the (K_c) For the following reaction is (1.15×10^2):



at a certain temperature. In a particular experiment 3 mole of each component was added to a 1.5 L flask. Calculate the equilibrium concentration for all species.

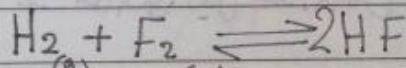
← جميع المركبات كما تقسم التراكيز في البداية :

$$M = \frac{n}{V} = \frac{3}{1.5} = 2 \text{ M}$$

← نسبة Q_c لحركة سرعة التفاعل :

$$Q_c = \frac{[\text{HF}]^2}{[\text{H}_2][\text{F}_2]} = \frac{(2)^2}{2 \times 2} = 1$$

$\therefore Q_c < K_c$
 Reaction left to the Right (\rightarrow)



Initial (M): 2 2 2

Change (M): $-x$ $-x$ $+2x$

equilibrium (M): $2-x$ $2-x$ $2+2x$

(نبتة) $2x$ $2x$

$$K_c = \frac{[\text{HF}]^2}{[\text{H}_2][\text{F}_2]} = \frac{[2+2x]^2}{(2-x)(2-x)} \quad : K_c \leftarrow$$

$$\sqrt{1.15 \times 10^2} = \sqrt{\left(\frac{2+2x}{2-x}\right)^2} \rightarrow 10.72 = \frac{2+2x}{2-x}$$

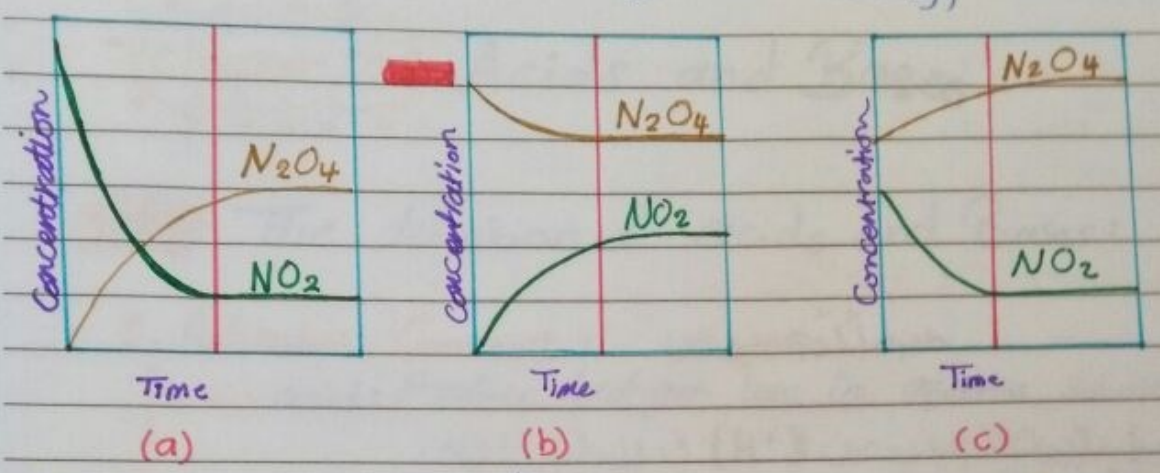
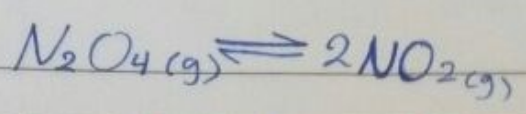
$$x = 1.53$$

\Rightarrow equilibrium Concentrations:

$$[\text{HF}] = 2 + 2x = 2 + 2 \times 1.53 = 5.05 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = [\text{F}_2] = 2 - x = 2 - 1.53 = 0.47 \text{ M}$$

* قد يطلب السؤال العكس، يعطى التراكيز عند التوازن، ويطلب عند البداية. والم



(a) initially only NO_2 is present

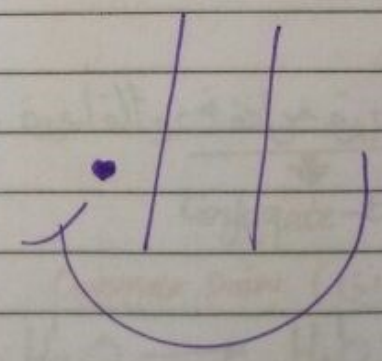
(b) initially only N_2O_4 is present

(c) initially a mixture of NO_2 and N_2O_4 is present

The equilibrium is established to the right of the vertical line

Figure (1): Changes in Concentrations of NO_2 and N_2O_4 with time in three situations

Chapter "14" Was Finished



لا تقبل بأقل مما تستحق...
آمين! سماعيل

لا تقبل بأقل مما تستحق!!
سؤال: اذا ما درست شي بلك تقبل؟

Chapter 15: Acids and Bases

The definition of acids and Bases:

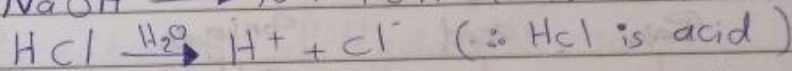
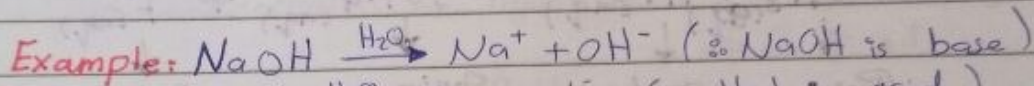
1. Arrhenius Concept: مبدأ أرهينيوس

(a): acid: Produce hydrogen ions in aqueous solutions.

يعطي أيون الهيدروجين (H^+) في المحاليل المائية

(b): base: Produce hydroxide ions (OH^-) in aqueous solutions.

يعطي أيون الهيدروكسيد (OH^-) في المحاليل المائية



لكن هذا التعريف يعتمد على عدد قليل من الحموض والقواعد

2. Bronsted-Lowry Model: نموذج برونستد-لوري

(a): acid: Proton (H^+) donor ممانح البروتون

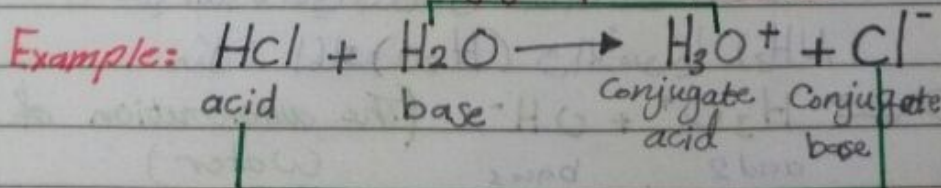
(b): base: Proton (H^+) acceptor مستقبل البروتون

* دائماً الحمض يعطي قاعدة مرافقة، والقاعدة تُعطي حمض مرافق.

Conjugate - acid

Conjugate - base

Conjugate pair (زوج مرافق)

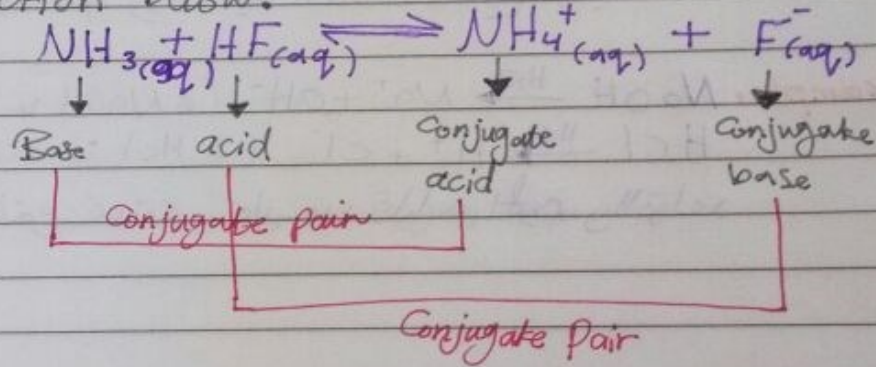


Conjugate pair (زوج مرافق)

*→ **Conjugate Acid:** (المترافق) results from the addition of a proton to a Brønsted base.
 تنتج من إضافة البروتون (H⁺) لقاعدة برونستد.

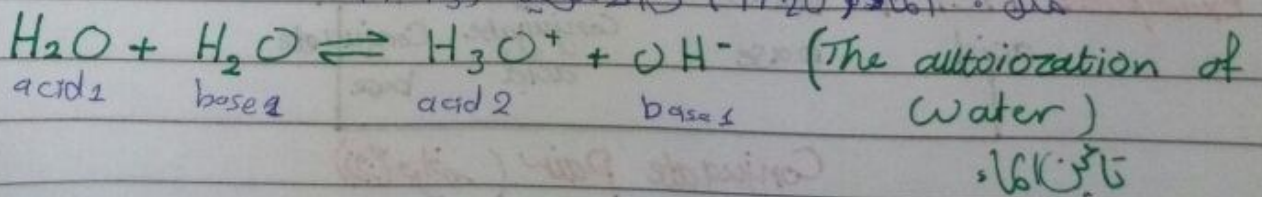
*→ **Conjugate Base:** (المترافقة) the species that remains when one proton has been removed from the acid.

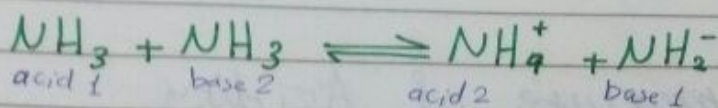
Example 1: Identify the acid-base pairs in the reaction below:



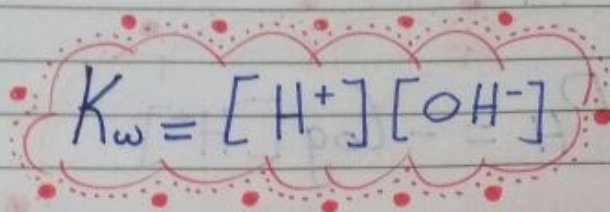
* كل ما زادت قوة الحمض (acid) قلت قوة قاعدته المترافقة (Conjugate base) من حيث القاعدية، والعكس صحيح.
 ← هذه القوة هي قوة نسبية وليست مطلقة (إذ تقار مقارنتها مع الماء).

* **Amphoteric substance:** (المادة المترددة) is a substance act as an acid or as a base.
 هي المادة التي تتفاعل كحمض أو كقاعدة.
 مثال: الماء (H₂O) والأمونيا (NH₃)





← ومن تفاعل تأيّن الماء، ننتج المعادون (التالي):



K_w : Dissociation Constant For water ثابت تفكك الماء

قيمته $= 1 \times 10^{-14}$ عند درجة حرارة 25°C

$[\text{H}^+]$: The Concentration of hydrogen ion = $[\text{H}_3\text{O}^+]$

← هو نفسها

$[\text{OH}^-]$: The Concentration of Hydroxide ion

← من خلال هذا القانون نستطيع إيجاد $[\text{H}^+]$ أو $[\text{OH}^-]$ بإزالة الآخر.

Example: Calculate $[\text{H}^+]$ for the solution at 25°C and

$$[\text{OH}^-] = 4.67 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$\text{sol: } K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+] \times 4.67 \times 10^{-8}$$

$$4.67 \times 10^{-8}$$

$$[\text{H}^+] = 2.14 \times 10^{-7}$$

* $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow$ neutral solution

$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow$ acidic solution

$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow$ basic solution.

124

* P_H - a measure of Acidity

PH : مقياس لدرجة الحموضة

$$P_H = -\log [H^+]$$

$$P_{OH} = -\log [OH^-]$$

* $P_H > 7$: Basic Solutions

$P_H = 7$: neutral solutions

$P_H < 7$: Acidic solutions.

* Notice that P_H increases as $[H^+]$ decreases

$$P_H \propto \frac{1}{[H^+]}$$

$$* \begin{aligned} [OH^-] &= 10^{-P_{OH}} \\ [H^+] &= 10^{-P_H} \end{aligned}$$

\Rightarrow

نم اشتقاقها من العلاقات التالية

$$pH + pOH = 14$$

Kw value is constant is 1 \leftarrow

split into pOH and pH value is 2

Example: Calculate pH and pOH for:

a. $2.66 \times 10^{-4} M = [H^+]$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$= -\log 2.66 \times 10^{-4}$$

$$pH = 3.575$$

$$pOH + pH = 14$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 3.575 = 10.42$$

b. $5.86 \times 10^{-8} M = [OH^-]$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

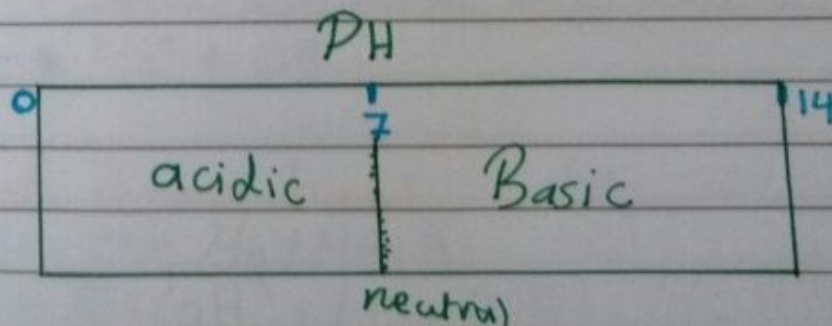
$$= -\log (5.86 \times 10^{-8})$$

$$pOH = 7.23$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 - 7.23$$

$$pH = 6.76$$



126

Example: The pH of a sample of human blood was measured to be 7.41 at 25°C. Calculate pOH, $[H^+]$, and $[OH^-]$ for the sample.

sol: $\Rightarrow pH = -\log[H^+]$

$$[H^+] = 10^{-pH}$$
$$= 10^{-7.41}$$

$$[H^+] = 3.89 \times 10^{-8}$$

$$\Rightarrow pOH = 14 - pH$$

$$= 14 - 7.41$$

$$= 6.59$$

$$\Rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$= 10^{-6.59}$$

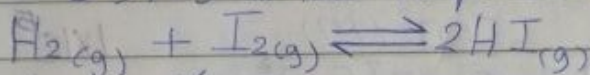
$$[OH^-] = 2.57 \times 10^{-7}$$

* Calculating Equilibrium Concentrations:

تقدم هذه الفقرة على حساب التراكيز للنواتج والمتفاعلات عند الاتزان عن طريق معطيين: [1] K_c [2] التراكيز الابتدائية (initial concentration)

← سنتبين طريقة الحل للمسألة.. رالر بالتوفيق..

Question: A mixture of 0.50 mol H_2 and 0.50 mol I_2 was placed in 1 L flask at $430^\circ C$. The equilibrium constant $K_c = 54.3$ at this temperature for the reaction:



Calculate the concentration of I_2 , H_2 , HI at equilibrium

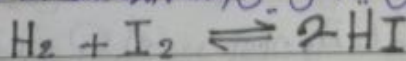
[1] نسبة التراكيز في البداية (Molarity) : $M = \frac{n}{V}$

$$M_{H_2} = \frac{0.5}{1} = 0.5 M$$

$$M_{I_2} = \frac{0.5}{1} = 0.5 M$$

[2] نضج التفاعل وقت المقارنة (لمقارنة التراكيز والتغير فيها):

نقرب $x =$ التغير في التراكيز (change in concentration)



initial (M): 0.5 0.5 zero

change (M): $-x$ $-x$ $+2x$

Equilibrium (M): $0.5-x$ $0.5-x$ $2x$

للتفاعلات تبدل بمقدار x والنواتج تزداد بمقدارها، لكن يجب مراعاة عدد المولات إذ أن النواتج هنا تزداد بمقدار $2x$ لأنهم (م) مولات

* Strength of Acids and Bases:

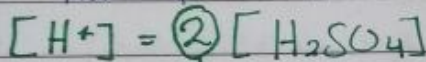
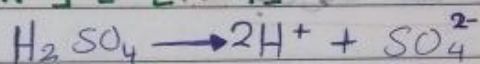
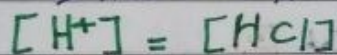
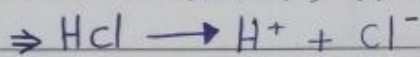
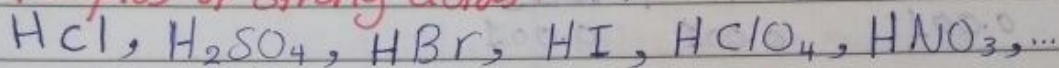
→ **strong acid:** strong electrolyte is assumed to ionize completely in water

(المركب القوي: كهرلي قوي يتفكك كلياً لتأيونات في الماء)

[Complete dissociation تفكك كلياً]



examples of strong acids: *أمثلة*



نسبة لعديد المولات بالمعادلة
الموزونة

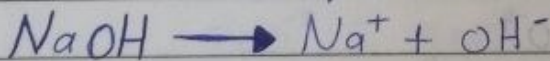
[المركب القوي أو القوي] $OH^- \Rightarrow$ قوي

تعتبر
Strong base

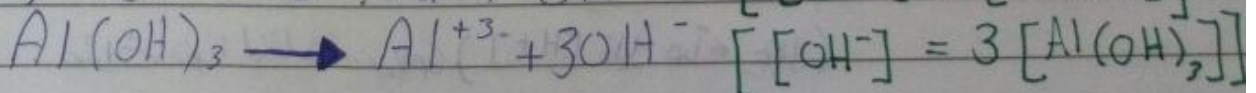
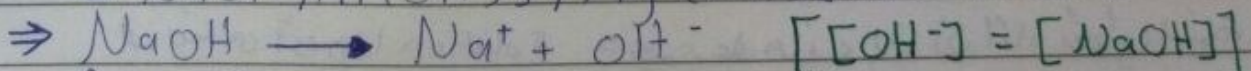
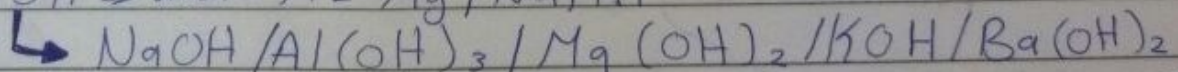
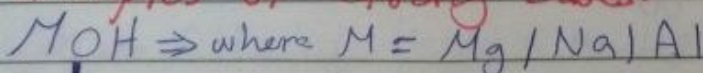
→ **Strong Base:** is strong electrolyte is assumed to ionize completely in water

(القاعدة القوية: كهرلي قوي يتفكك كلياً لتأيونات)

[Complete dissociation تفكك كلياً]



examples of strong bases: *أمثلة*



* Calculating the PH of strong Acid & Base solutions *

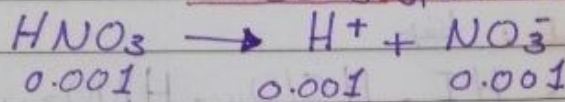
□ PH of strong acid:

حسب تركيز $[H^+]$ من تركيز المحلول القوي لأنه يتفكك كلياً

Example:

Calculate PH of $(0.001)M HNO_3$

□ نكتب معادلة التفكك للمحلول مع موازنتها:



□ بمقارنة عدد مولان H^+ مع عدد مولان المحلول القوي، نجد أن:

$$\Rightarrow n_{H^+} = n_{HNO_3}$$

$$\therefore [H^+] = [HNO_3] = 0.001 M$$

□ حسب PH

$$PH = -\log [H^+]$$

$$= -\log [0.001]$$

$$PH = 3$$

Example 2: Calculate PH of $2.3 \times 10^{-4} M H_2SO_4$ solution



$$[H^+] = 4.6 \times 10^{-4}$$

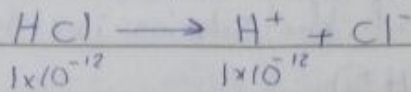
$$PH = -\log [H^+] = -\log [4.6 \times 10^{-4}]$$

$$PH = 3.34$$

لا ننسى أن هذا solution قوي جداً، لذلك فإن المواد تُصنّف لسهولة ضياعها لذلك نكتب $([H^+] \text{ قليل جداً})$

قوة عالية

Example 3: Calculate pH of 1×10^{-12} M of HCl solution



$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [1 \times 10^{-12}] = 12$$

ل هذا الجواب خاطئ ← لأن $\text{pH} = 12$ هي قاعدة وهي لربنا محيطة

← فنفضل مثل هذه الأمثلة :

في مثل هذه الأمثلة نذكر $[\text{H}^+]$ الناتج من H_2O (الماء) 1×10^{-7}

هنا $[\text{H}^+]_{\text{HCl}} < [\text{H}^+]_{\text{H}_2\text{O}}$ ولنا نأخذ $[\text{H}^+]_{\text{H}_2\text{O}}$ ونكتب pH

عنه أساسه ← وهذه الحالة $\text{pH} = 7$ دائماً

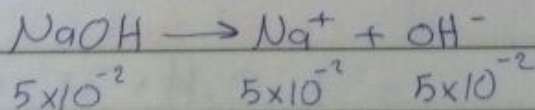
علياً: قماً يا خرافة نسبة قليلة من HCl (الماء) لذلك
موجبة الماء لم تتغير (HCl تأثيره ضئيل جداً فلا نحسبها)
ويتبقى $\text{pH} = 7$ (مثل قدرة ساي جزيان ماء ← لا تؤثر عليه)

2] pH for Strong Bases:

حسب تركيز $[\text{OH}^-]$ من تركيز القاعدة القوية (لأنها تتفكك كلياً)

Example 1: Calculate the pH of a 5×10^{-2} M NaOH solution

نفس خطوات (pH for strong acid) مع زيادة في قوة ودرجة التفكك



$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 5 \times 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log [5 \times 10^{-2}] = 1.3$$

الخطوة
الزيادة

$$\Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1.3 = 12.7$$

130:

Example 2:

solid $\text{Ca}(\text{OH})_2$ is dissolved in water until $\text{pH} = 10.94$

The OH^- concentration of the solution is:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

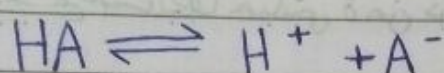
$$[\text{H}^+] = 10^{-10.94} = 1.1 \times 10^{-11}$$

$$[\text{OH}^-][\text{H}^+] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] \times (1.1 \times 10^{-11}) = 1 \times 10^{-14}$$

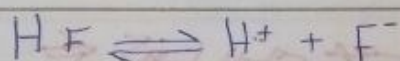
$$[\text{OH}^-] = 9 \times 10^{-4} \text{ M}$$

→ **Weak acid:** is an acid dissociated partially into their ions
 الحمض الضعيف: هو الحمض الذي يتفكك جزئياً إلى أيوناته
 [باللغة]



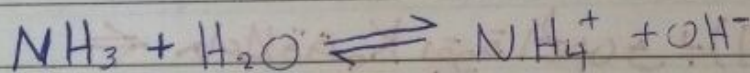
examples of weak acids: *بعض*

Organic acid (RCOOH): $CH_3COOH \Rightarrow$ all Organic acids are weak
 HF, HCN, HClO, ... etc.



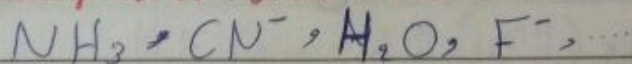
$[HF] \neq [H^+] \Rightarrow$ لأنهما يتفكك جزئياً وليس كلياً فالتركيز قبل التفاعل
 اعتبار وتزداد بالكمية لنفسه بالنوع

→ **Weak base:** is a base dissociated partially into their ions
 القاعدة الضعيفة: هي القاعدة التي تتفكك جزئياً إلى أيوناتها
 [باللغة]



$[NH_3] \neq [OH^-] \Rightarrow$ لأن تتفكك جزئياً وليس كلياً

examples of weak bases: *بعض*



$\Rightarrow (R_3N)$ are weak bases: such as: $CH_3-NH_2 / CH_3CH_2NH_2$...

* Calculating the pH of weak acid & Base Solutions

III pH for Weak acid solution:

لدينا حسابها مباشرة من تركيز الحمض الضعيف لأنه تفكك بشكل جزئي

لذلك نعتمد على ما يسمى بـ K_a (الحسابها)

← ما هو K_a ؟

هو ثابت تفكك الحمض الضعيف (dissociation constant of acid)

← كيف يتم حساب K_a ؟

بالاعتماد على المعادلة $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$

يتم حساب K_a حسب القانون الآتي:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

← ما علاقة K_a بقوة الحمض و $[H^+]$ ؟

إذا أعطان السؤال K_a مباشرة نعرف أن الحمض ضعيف لكن بالمقارنة بين الأرقام الضعيفة الأعلى K_a بينهم هو الأقوى

$K_a \uparrow \rightarrow [H^+] \uparrow \rightarrow \uparrow$ "strength of acid (acidity)"

← كيف يتم حساب pH من K_a ؟

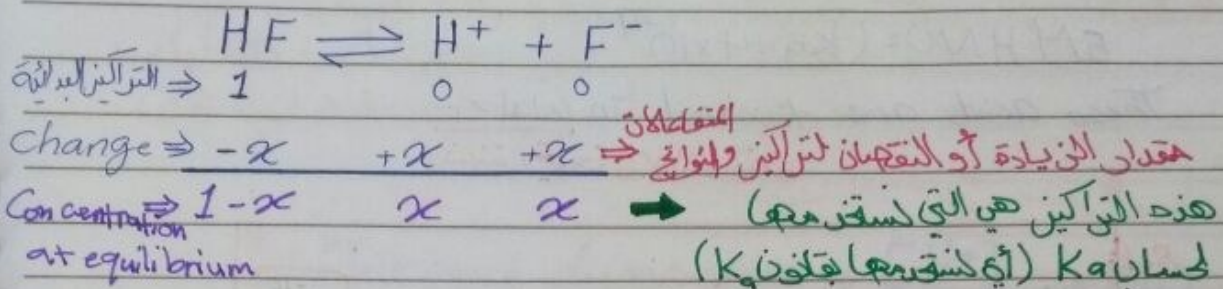
موضح هذه الخطوة بالأقلية، لكن أهم نقطة يجب تذكرها هي أن التراكيز المتفاعلات تقل بمقدار يساوي مقدار زيادة تراكيز النواتج (x)

حساب pH واحد فقط راجع

133

Example 1: Calculate the pH of a 1 M HF solution if $(K_a(\text{HF}) = 7.2 \times 10^{-4})$

نسب معادلات تفاعل الحمض الضعيف مع قوتان المعادلات



2] كل على قانون K_a :

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

$$7.2 \times 10^{-4} = \frac{x \times x}{1-x} \quad [\text{نتيجة معادلات التبريدية}]$$

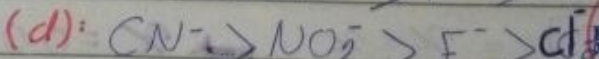
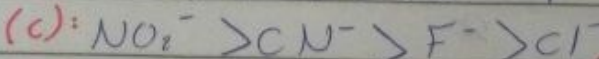
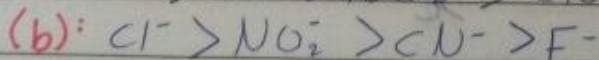
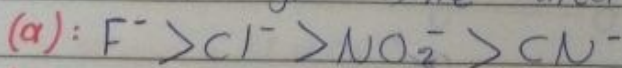
\Rightarrow * كل المعادلات التبريدية *

$$x = 0.0265 \quad \leftarrow$$

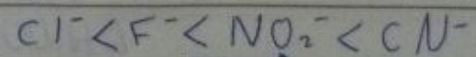
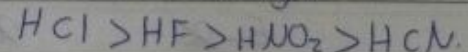
$$x = [\text{H}^+] = 0.0265$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0.0265) = 1.57$$

Example 2: Given the following acids: HNO_2 ($K_a = 4 \times 10^{-4}$), HF ($K_a = 7.2 \times 10^{-4}$), HCN ($K_a = 6.2 \times 10^{-10}$) and HCl (strong acid), The correct order of base strength is:



$K_a \uparrow \rightarrow \text{acidity} \uparrow$



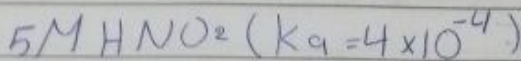
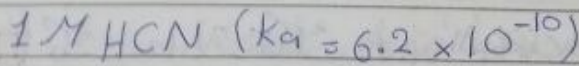
Basicity

PH of a Mixture of acids
حساب PH لخلول يمتوي على خليط من الحموض

134

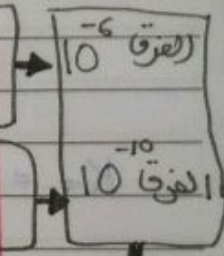
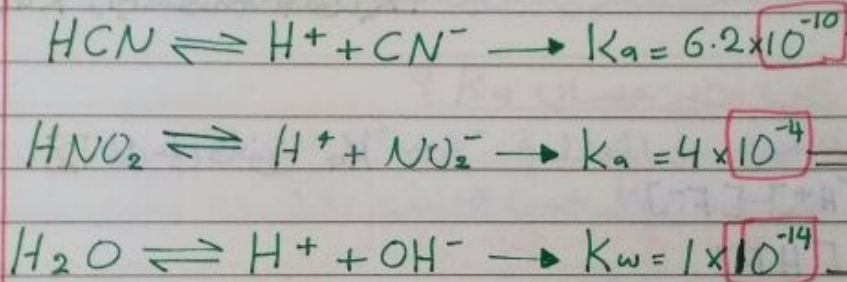
Example 3:

Calculate the PH of the solution that contains



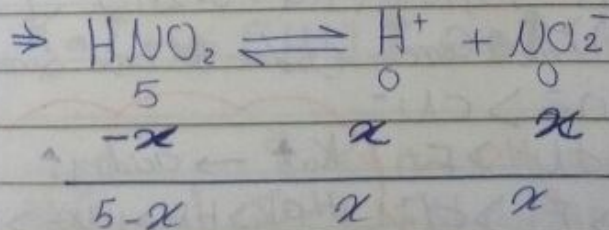
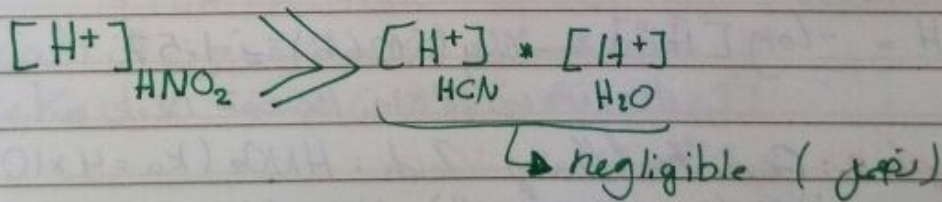
These acids are dissolved in water
تتميز قيمة K_a المقارنة

Sol:



[H⁺] القادم من كلا الحمضين (H₂O/HCN) ولا حسب [H⁺]، بل من الحمض [HNO₂]

* في هذه الحالة نفضل القيمة K_a ، إذا كان الفرق بينها ≥ 10
 فإننا نفضل [H⁺] القادم من الحمض الأضعف، ولا حسب
 بل من الحمض الأقوى.



$K_a = 4 \times 10^{-4} = \frac{[H^+][NO_2^-]}{[HNO_2]} = \frac{x \times x}{5-x} \rightarrow x = 0.0445 M$
 $[H^+] = 0.0445 M$

PH = -Log [H⁺] = -Log (0.0445) = 1.35

⇒ Percent dissociation : نسبة التفكك المئوية للمحلول

* كما في المثالين السابقين : قد يطلب بالخطأ نسبة P نسبة التفكك المئوية للمحلول، يتم حلها كالخطوات السابقة تماماً مع التطبيق على القانون الآتي :

$$\text{Percent dissociation} = \frac{[H^+]}{[HA]} * 100\%$$

for the reaction: $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$

نعود للمثالين السابقين ونسب Percent dissociation

مثال 1: percent dissociation = $\frac{[H^+]}{[HF]} * 100\% = \frac{0.0265}{1} * 100\%$

% dissociation = 2.65%

Example 3: % dissociation = $\frac{[H^+]}{[HNO_2]} * 100\% = \frac{0.0445}{5} * 100\% = 0.89\%$

For student: If an acid (HA) is 10% dissociated in 1 M solution, what is the K_a for this acid?

answer: 1.1×10^{-2}

2] p_H for Weak base Solutions:

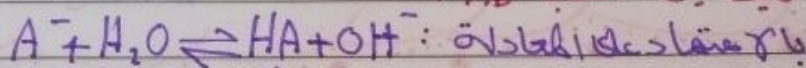
لا يتم حسابها مباشرة من تركيز القاعدة الضعيفة لأنه تفكك جزئياً

لذلك يعتمد على ما يسمى (K_b) لحسابها

← ماهو K_b ؟

ثابت تفكك القاعدة الضعيفة (dissociation Constant for bases)

← كيف يتم حساب K_b ؟



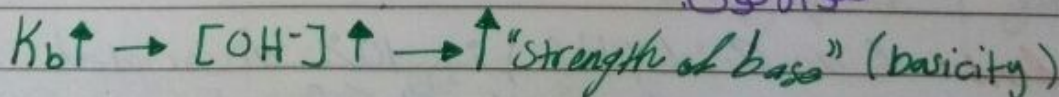
بالاستفادة من المعادلة :
يتم حساب K_b حسب القانون الآتي :

$$K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

له تركيز القاعدة الضعيفة

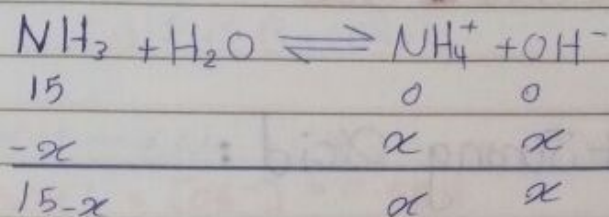
← ما علاقة K_b بقوة القاعدة و $[OH^-]$ ؟

إذا أعطى السؤال K_b مباشرة نعرف أن القاعدة ضعيفة
لكن بالمقارنة بين القواعد الضعيفة الأعلى K_b فإنها هي
هو الأقوى



Example 1: Calculate the pH of a 15 M solution of NH_3
($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$)

نفس الطريقة حساب pH للحوض الحمضية لزيادة دقة النتيجة



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{15-x} = 1.8 \times 10^{-5} \quad (\text{مطابقة تربيعية})$$

$$[\text{OH}^-] = x = 1.64 \times 10^{-2} \quad \text{بحل المطابقة التربيعية}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1.64 \times 10^{-2}) = 1.79$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1.79 = 12.21$$

⇒ Percent dissociation : نسبة التقلد، التوبة للتارة

$$\% \text{ dissociation} = \frac{[\text{OH}^-]}{[A^-]} \times 100\%$$

$$\Rightarrow \% \text{ dissociation for (Example 1)} = \frac{1.64 \times 10^{-2}}{15} \times 100\% = 0.1\%$$

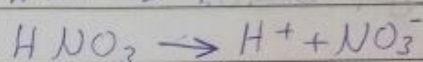
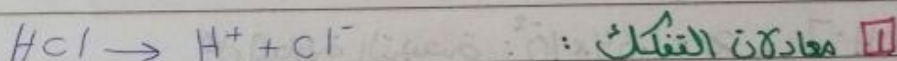
138

* When we want to calculate $[H^+]$, pH , $[x]$ for a mixture contains 2 bases or acids :

هناك 3 حالات لها

[1] Strong acid + Strong acid :

Example : Calculate $[H^+]$, $[Cl^-]$ for the mixture contains :
50 mL of 0.05 M HCl and 150 mL of 0.1 M HNO_3



$$[Cl^-] = [H^+]$$

: حساب عدد مولات H^+ [2] $\rightarrow = n_{Cl^-}$

$$n_{H^+}(HCl) = M \times V(L) = 0.05 \times 50 \times 10^{-3} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mole } H^+$$

$$n_{H^+}(HNO_3) = M \times V(L) = 0.1 \times 150 \times 10^{-3} = 15 \times 10^{-3} \text{ mole } H^+$$

: حساب $[H^+]$ [3]

$$[H^+] = \frac{\text{total moles}}{\text{total Volume (L)}} = \frac{2.5 \times 10^{-3} + 15 \times 10^{-3}}{50 \times 10^{-3} + 150 \times 10^{-3}} = 0.0875$$

: حساب $[Cl^-]$ [4]

$$[Cl^-] = \frac{\text{moles of } Cl^-}{\text{total Volume}} = \frac{2.5 \times 10^{-3}}{200 \times 10^{-3}} = 0.0125$$

$$pH = -\log[H^+]$$

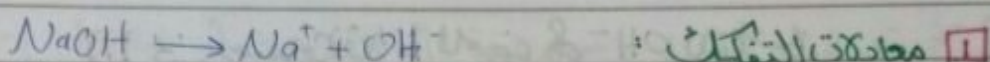
$$= -\log(0.0875)$$

$$= 1.05$$

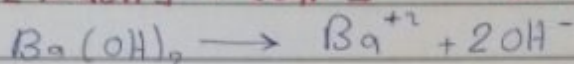
: حساب pH [5]

2 Strong base + Strong base:

Example: Calculate $[OH^-]$, $[Ba^{2+}]$, pOH , for the mixture
 Contains: 50 ml of 0.05 M NaOH and 150 ml of
 0.1 M $Ba(OH)_2$



$$[NaOH] = [OH^-] = 0.05 M$$



$$2[Ba(OH)_2] = [OH^-] = 2 \times 0.1 = 0.2 M$$

2 حساب عدد مولات OH^-

$$n_{OH^-}(NaOH) = M \times V(L) = 0.05 \times 50 \times 10^{-3} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mole}$$

$$n_{OH^-}(Ba(OH)_2) = M \times V(L) = 0.2 \times 150 \times 10^{-3} = 30 \times 10^{-3} \text{ mole}$$

$$[OH^-] = \frac{\text{total moles}}{\text{total volume}} = \frac{(2.5 + 30) \times 10^{-3}}{(150 + 50) \times 10^{-3}} = 0.1625 \quad 3$$

$$[Ba^{2+}] = \frac{\text{total moles}}{\text{total volume}} = \frac{15 \times 10^{-3}}{(50 + 150) \times 10^{-3}} \quad : [Ba^{2+}] \quad 4$$

$$[Ba^{2+}] = 0.075$$

$$pOH = -\log [OH^-] \quad : pOH \quad 5$$

$$= -\log [0.1625]$$

$$pOH = 0.78$$

$$pOH = 0.78$$

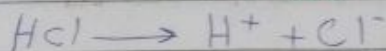
140

[3] Strong acid + Strong Base:

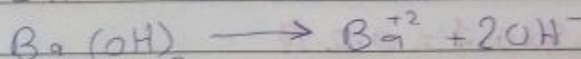
Example: Calculate pH , $[\text{Ba}^{2+}]$, $[\text{Cl}^-]$ for the mixture
 Contains: 50 mL of 0.1 M HCl & 150 mL of 0.2 M
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$

هذا السؤال مختلف

نكتب عدد مولات H^+ و OH^- للتحديد



$$[\text{H}^+] = [\text{HCl}] = 0.1$$



$$[\text{OH}^-] = 2[\text{Ba}(\text{OH})_2] = 2 \times 0.2 = 0.4$$

$$n_{\text{H}^+} = M \times V = 0.1 \times 50 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-3} \text{ mole}$$

$$n_{\text{OH}^-} = M \times V = 2 \times (150 \times 0.2 \times 10^{-3}) = 60 \times 10^{-3} \text{ mole}$$

نلاحظ أن $n_{\text{OH}^-} > n_{\text{H}^+}$ (أي أن OH^- أكثر من H^+)

moles $\text{OH}^- \gg$ moles of H^+

$$\text{remaining moles } \text{OH}^- = (60 - 5) \times 10^{-3} = 55 \times 10^{-3} \text{ mole}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{total moles}}{\text{total volume}} = \frac{55 \times 10^{-3}}{(50 + 150) \times 10^{-3}} = 0.275$$

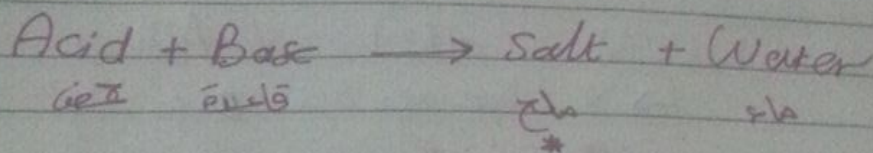
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0.275) = 0.56$$

$$\text{pH} = 14 - 0.56 = 13.43$$

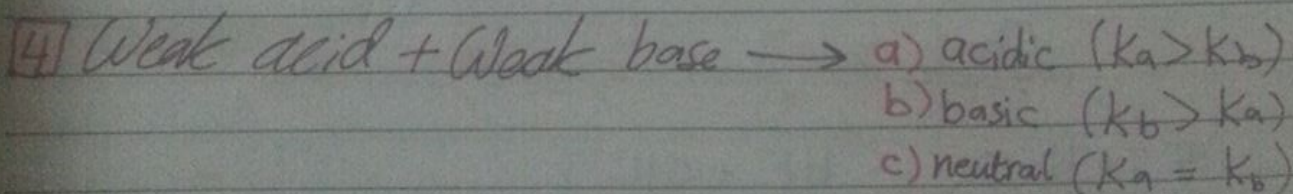
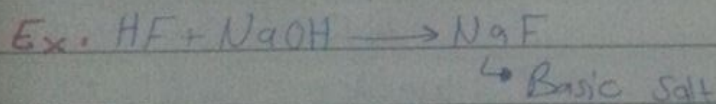
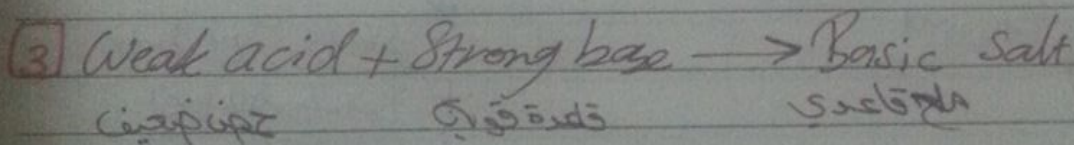
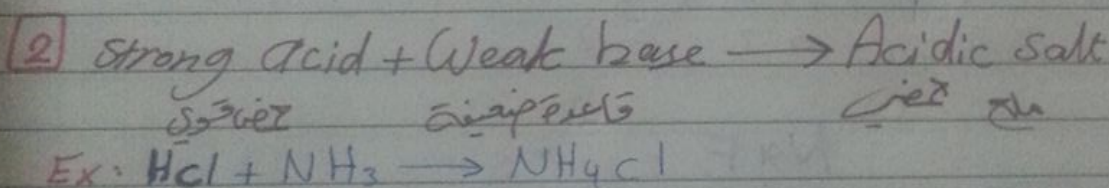
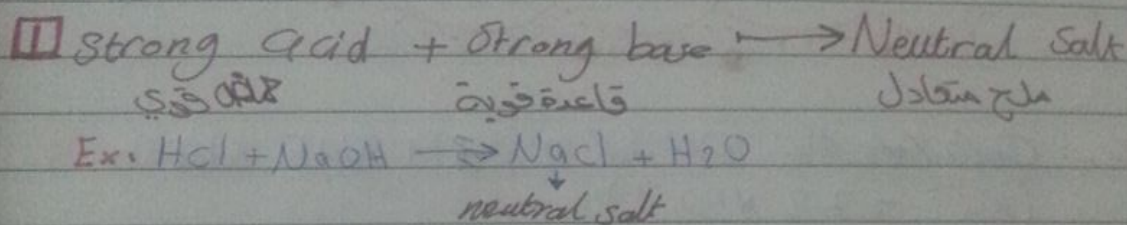
$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{30 \times 10^{-3}}{0.2} = 0.15$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{5 \times 10^{-3}}{0.2} = 0.025$$

* Acid-base properties of salts:



* املح الناتج قد يكون متعادلاً أو قاعدياً أو حامضياً حسب العلاقات التالية:



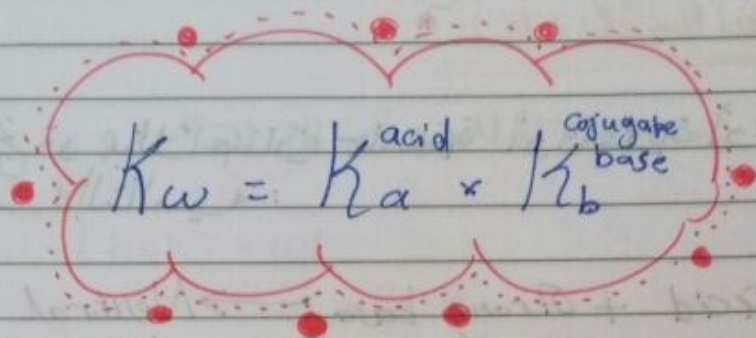
المحوض والمغزل المرافقة هي قوية نسبة للماء (كحمض وكقاعدة) أما
بالمقابل فهي ضعيفة

142

Example: which of the following 0.1 M solutions has the highest pH?

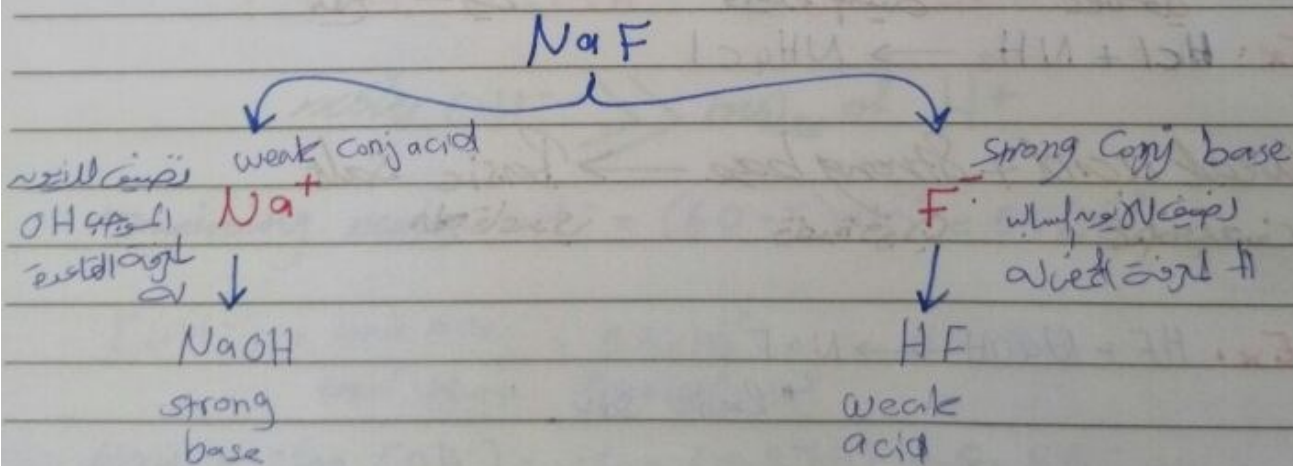
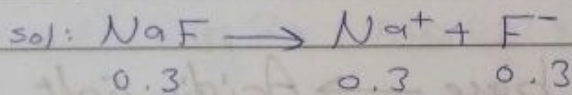
- a) NH_4CN b) KCN c) KCl d) NH_4Cl

↳ √ because it's a basic salt

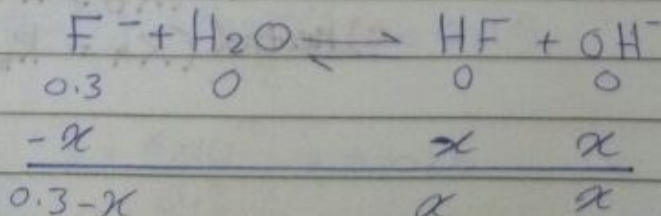


Example 2: Calculate the pH of a 0.3 M NaF solution.

($K_a^{\text{HF}} = 7.2 \times 10^{-4}$)



[basic salt]



$$K_a^{\text{HF}} \times K_b = K_w = 1 \times 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{1 \times 10^{-14}}{7.2 \times 10^{-4}} = 0.138 \times 10^{-10} = 1.38 \times 10^{-11}$$

$$K_b = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]}$$

$$1.38 \times 10^{-11} = \frac{x^2}{(0.3 - x)} \Rightarrow x = 2 \times 10^{-6} = [\text{OH}^-]$$

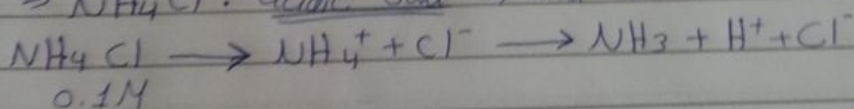
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2 \times 10^{-6}) = 5.69$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5.69 = 8.31$$

Example 3: Calculate pH of 0.1 M NH_4Cl solution

$$(K_b^{\text{NH}_3} = 1.8 \times 10^{-5})$$

Sol: $\Rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$: acidic salt \Rightarrow find K_a



$$K_b \times K_a = 1 \times 10^{-14} \Rightarrow K_a = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{NH}_4^+]} \quad (\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-)$$

$$5.6 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0.1}$$

$$x = [\text{H}^+] = 7.5 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(7.5 \times 10^{-6}) = 5.12$$

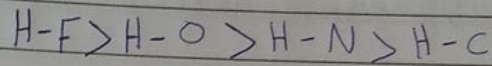
$$pK_a + pK_b = 14$$

* The effect of Structure on acid-Base Properties:

تأثير التركيب على الحمضية والقاعدية

1] في نفس الدورة كلما قربنا إلى اليمين زادت الحمضية (\uparrow acidity)

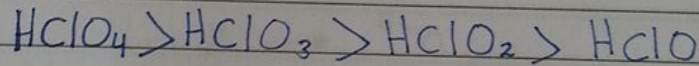
Example:



← Acidity ↑

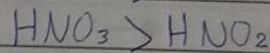
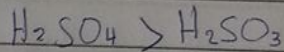
2] كلما زادت الفترات ذات العدد وسمية العالية (مثل Cl, Br, F, O, N) زادت الحمضية

Example:



← Acidity ↑

No. of O ↑ ⇒



3. The Lewis acid - Base Mode: نموذج Lewis للحمض والقواعد

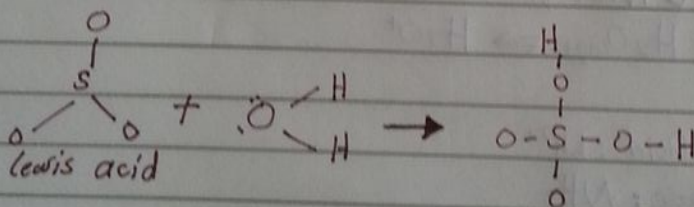
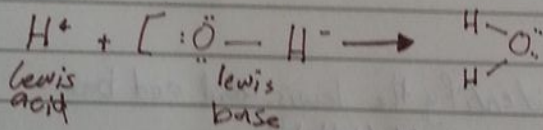
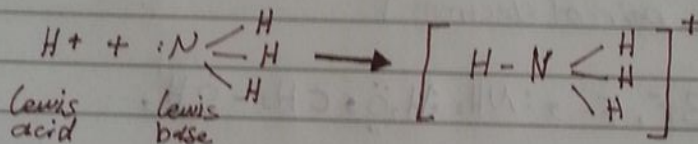
* نموذج لويس هو أشهر نموذج على الأتماس والقواعد، وتعريف لويس هو (التعريف الثالث للأتماس والقواعد) وسيأتي ذكره هنا مع تعريف الاستلاب والتمتت للطلاب.

⇒ Lewis acid: حمض لويس

an electron pair acceptor مستقبل زوج الإلكترونات

⇒ Lewis base: قاعدة لويس

an electron pair donor مانح زوج (الإلكترونات)



* بالاعتقاد على هذا التعريف:

1 Lewis acid (Lewis acid):
هو كل أيون موجب (+ve ion) أو متعادلا لا يحتوي على أزواج منفردة
من الإلكترونات (لا تحتوي على الإلكترونات s, p, d, f)
(no lone pair of electrons)

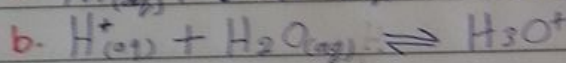
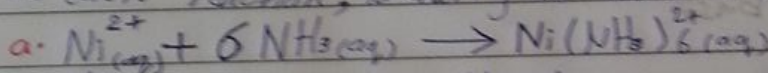
Example: H^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , $AlCl_3$, $FeBr_3$, ...

2 قاعدة لويس (Lewis base):
هو كل أيون سالب (-ve ion) أو متعادلا يحتوي على أزواج منفردة
من الإلكترونات (تحتوي على الإلكترونات s, p, d, f)
(Contains lone pair of electrons)

Example: Cl^- , Br^- , F^- , $:NH_3$, H_2O , CH_3-OH , ...

Question:

For each reaction, identify the Lewis acid and base.



answer \Rightarrow a. Lewis Acid: Ni^{2+}
Lewis base: NH_3

b. Lewis acid: H^+
Lewis base: H_2O

Example: which of the following is an acid, but not a Bronsted acid:
a. Cl^- c. HCN e. OH^-
b. Al^{3+} d. CO_3^{2-}