



Unidade 3 – ligações químicas e funções químicas. CH= 14 aulas (c + p) mínimo de 11 aulas (75%)

Conteúdo 6 - Ligações químicas - A combinação dos átomos

A combinação de átomos de cerca de cem elementos químicos permite formar milhares de substâncias. Assim como as letras se unem para formar palavras, os átomos também podem se unir para formarem substâncias químicas (com regras específicas para isso).

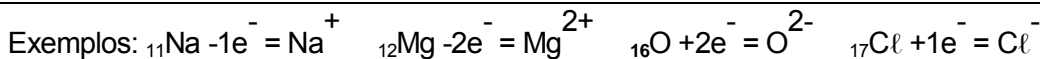
Lewis observou que os átomos dos elementos químicos do grupo dos gases nobres são encontrados isolados, sem fazer ligações químicas. Como hipótese, passou a considerar que a **configuração eletrônica desses átomos confere um equilíbrio de forças capaz de lhes dar estabilidade** - a mesma que os átomos dos demais elementos tendem a adquirir. Então, estabeleceu-se a base para a **teoria eletrônica das ligações: os átomos dos elementos químicos estabelecem ligações químicas para adquirir configurações eletrônicas semelhantes às dos átomos dos gases nobres mais próximos a eles na tabela periódica também conhecida como Regra do Octeto.**

Ligações químicas, os elementos químicos se ligam por compartilhamento, ou transferência de elétrons, seguindo a regra do Octeto, completando suas camadas de valência.

Formação de íon: Os átomos podem ganhar ou perder elétrons (com carga elétrica negativa), ficando eletricamente carregados (positivamente ou negativamente), formando íons. Existem dois tipos de íons.

Cátions: íons carregados positivamente, por perderem elétrons.

Ânions: íons carregados negativamente, por ganharem elétrons.



Mas, apesar de serem formadas por íons, as substâncias formadas são eletricamente neutras. Todas as substâncias **iônicas** são formadas por **cátions e ânions**. E o total de cargas positivas (cátions) é igual ao de negativas (ânions). Logo, as substâncias são eletricamente neutras.



A Valência esta relacionado diretamente à **capacidade de ligação entre os átomos**. E está relacionada diretamente ao número de elétrons que estão presentes em suas camadas mais externas e irão participar das ligações químicas. O número de elétrons que os átomos de um elemento químico possuem na sua camada mais externa, é denominado camada de valência.

Representação das Substâncias

Existe uma forma gráfica bastante simples para representar as substâncias iônicas. É o modelo proposto por Lewis, que indica o número de elétrons da camada de valência dos átomos constituintes. Chamamos de camada de valência o último nível energético que o átomo possui elétrons distribuídos, com o auxílio do diagrama de Linus Pauling, ou podemos consultar diretamente esse valor na tabela periódica.

A regra do octeto e a tabela periódica: Na tabela, pela distribuição eletrônica dos elementos temos:

Número da Família ou coluna	1a	2a	3a	4a	5a	6a	7a	8a
Número de elétrons na camada de valência	1	2	3	4	5	6	7	8
valência	+1	+2	+3	±4	-3	-2	-1	0

Distribuição eletrônica – a tabela periódica e a regra do Octeto

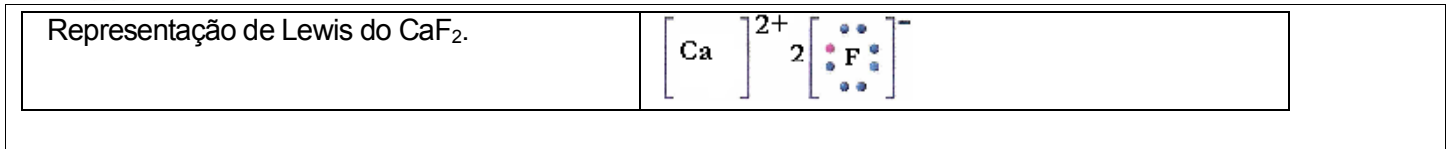
Podemos utilizar o esquema abaixo para prever a formação da ligação química, sua fórmula mínima:

	<p>Um método prático para determinar a fórmula mínima do composto, considerando a imagem ao lado. Nela, a letra C representa um cátion e a letra A representa um ânion. Consideramos que o total de cargas positivas é igual ao de negativas, multiplicado o elemento cátion pelo mesmo valor de carga do ânion temos a quantidade de cátions ($X^{+} \cdot Y$) e o elemento ânion pelo mesmo valor de carga do cátion, temos a quantidade de ânions ($Y^{-} \cdot X$).</p>
--	---

Como no exemplo: se Mg é da família 2A: Mg^{2+} e Cl é da família 7A: Cl^{-} , logo: $\text{Mg}^{(+2 \cdot 1)} + \text{Cl}^{(-1 \cdot 2)}$, então são: 1 Mg e 2 Cl, e a fórmula mínima fica: MgCl_2 .

As ligações químicas podem ser: iônica, Covalente e metálica.

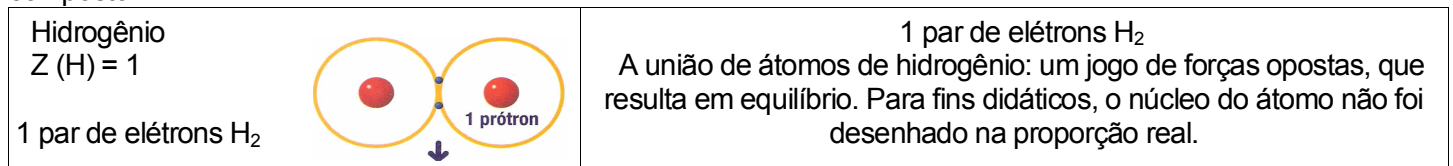
Na **representação de Lewis** aparecem símbolos (na quantidade dos elétrons da camada de valência) ao redor dos respectivos símbolos dos elementos químicos. Veja a formação do fluoreto de cálcio (CaF_2) abaixo:



Ligações iônicas ocorrem com a **transferência de elétrons** de um elemento para o outro, com a formação substâncias iônicas em **retículos cristalinos, capazes de conduzir corrente elétrica quando diluídos em água.**

Ligações covalentes ocorrem com o **compartilhamento de elétrons entre os elementos**, não há transferência de elétrons, cada elemento continua preso à sua eletrosfera, os elétrons são compartilhados pelos dois átomos. Assim, cada átomo de hidrogênio passa a interagir com dois elétrons: o seu e o do átomo vizinho. Os átomos, como na figura abaixo.

Na **representação das ligações químicas** utilizamos os **símbolos dos elementos químicos na representação de Lewis, e** nas fórmulas químicas (mínimas, moleculares, estruturais planas e geométricas). Utilizamos os símbolos de cada elemento químico do composto, os números representam a quantidade de cada elemento neste composto.



Essa união de átomos por compartilhamento de elétrons é denominada ligação covalente e ocorre quase sempre por meio do compartilhamento de pares de elétrons. Exceto na ligação covalente coordenado (ou dativa) onde um dos elementos compartilha 1 par dos seus elétrons com o outro elemento.

Tipos de ligações covalentes:

	Ligação covalente simples H-O-H 1A-6A-1A		Ligação covalente dupla O=C=O 6A=4A=6A
	Ligação covalente tripla N≡N		- Fórmula estrutural geométrica: da molécula de CH_4 .
	Ligação covalente coordenada. O=S=O 6A=6A→6A		- Fórmula estrutural plana da molécula de ácido sulfúrico. H_2SO_4 – fórmula mínima

Ligação metálica: não é explicada pela regra do octeto. Pois há existe a formação de uma nuvem eletrônica ao redor dos íons, o que explica a boa condutividade de eletricidade dos metais e suas ligas. Ligas metálicas são misturas sólidas de 2 ou mais elementos de metais.

EXERCÍCIO= 1. Utilizando a representação de Lewis, represente a ligação entre os elementos das famílias:

- | | | | |
|------------|-------------|------------|-------------|
| a) 1A e 7A | d) 3A e 6A | g) 2A e 7A | j) 4A e 6A |
| b) 3A e 7A | e) 1A e 5A | h) 4A e 7A | k) 2A e 5 A |
| c) 1A e 6A | f) 3A e 5 A | i) 2A e 6A | l) 4A e 5 A |

FUNÇÕES INORGÂNICAS

As substâncias químicas podem ser agrupadas de acordo com suas propriedades comuns. Estas propriedades comuns são chamadas de propriedades funcionais. Segundo essas propriedades podemos agrupar as substâncias químicas em 2 grupos: **as funções inorgânicas, e as funções orgânicas.**

As principais funções inorgânicas são: ácido, base ou hidróxido, sal, e óxido.

Para compreender os conceitos das funções deveremos distinguir os fenômenos de ionização e dissociação.

Observe o fenômeno: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ Devido à diferença de eletronegatividade entre os átomos de hidrogênio e cloro a ligação covalente é quebrada produzindo íons. Este fenômeno chama-se ionização. A ionização ocorre com alguns compostos moleculares.

Veja agora o fenômeno: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$



Neste fenômeno os íons apenas são separados. O fenômeno será denominado de dissociação. A dissociação ocorre com os compostos iônicos.

FUNÇÃO ÁCIDO (CONCEITO DE ARRHENIUS)

Segundo Arrhenius toda substância que em solução aquosa sofre ionização produzindo como cátion, apenas o íon H^+ , é um ácido.	Exemplos: $H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+ + SO_4^{2-}$
Hoje, sabemos que o íon H^+ liga-se à molécula de água formando íon H_3O^+ , chamado de hidrônio ou hidroxônio.	Exemplo: $H_2SO_4 + 2H_2O = 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$

PROPRIEDADES DOS ÁCIDOS

Os ácidos possuem algumas propriedades características: condutibilidade elétrica, ação sobre indicadores e ação sobre as bases.

Condutibilidade elétrica: Em solução conduz a corrente elétrica.

Ação sobre indicadores: Algumas substâncias adquirem colorações diferentes quando estão na presença dos ácidos, estas substâncias são chamadas de indicadores.	Indicador	Cor na presença de ácido
	Fenolftaleína	Incolor
	Tomassol	Róseo
	Laranja de metila	Vermelho

Ação sobre bases: Reagem com as bases produzindo sal e água.

NOMENCLATURA DOS ÁCIDOS

HIDRÁCIDOS: Ácido + elemento formador + ÍDRICO Exemplos: HCl: ácido clorídrico,

OXIÁCIDOS: Usamos os prefixos hipo e per e os sufixos oso e ico, que dependem do Nox do elemento central, de acordo com a tabela abaixo.

Ácido hipo ELEMENTO CENTRAL oso	HClO : ácido hipocloroso
Ácido oso	HClO ₂ : ácido cloroso
Ácido ico	HClO ₃ : ácido clórico
Ácido per ico	HClO ₄ : ácido perclórico

FUNÇÃO BASE OU HIDRÓXIDO (CONCEITO DE ARRHENIUS)

Para Arrhenius base ou hidróxido é todo composto que em solução aquosa sofre dissociação iônica, libertando como ânion, apenas o íon OH^- , denominado de oxidrila ou hidroxila.



Estas equações recebem o nome de equações de dissociação da base. As bases podem ser classificadas seguindo vários critérios.

NOMENCLATURA DAS BASES

A nomenclatura de uma base depende da valência do cátion. Quando o cátion possui uma única valência devemos colocar a palavra hidróxido seguida do nome elemento que originou o cátion. Ex.: LiOH: hidróxido de lítio.

Se o cátion possui duas valências diferentes devemos acrescentar os sufixos oso e ico, respectivamente, para a menor ou maior valência. Ex.: $Fe(OH)_2$: hidróxido ferroso. $Fe(OH)_3$: hidróxido férrico.

Para as bases constituídas por cátions com duas valências diferentes, podemos substituir as terminações oso ou ico pelas suas valências em algarismos romanos. Ex.: $Fe(OH)_2$ hidróxido de ferro II.

PROPRIEDADES DAS BASES: As bases de Arrhenius apresentam características referentes aos íons OH^- , entre elas podemos citar: condutibilidade elétrica, ação sobre indicadores e ação sobre ácidos.

Condutibilidade elétrica: As soluções básicas, por possuírem íons livres, conduzem a corrente elétrica.

Ação sobre indicadores: Algumas substâncias adquirem colorações diferentes quando estão na presença das bases, estas substâncias são chamadas de indicadores.	indicador	Cor na presença de ácido
	Fenolftaleína	Vermelho
	Tomassol	Azul
	Laranja de metila	Amarelo

Ação sobre os ácidos: Reagem com os ácidos produzindo sal e água. $HCl + NaOH = NaCl + H_2O$

FUNÇÃO SAL Sal é todo composto que em solução aquosa possui pelo menos um cátion diferente do H^+ , e pelo menos um ânion diferente do OH^- . Podemos também afirmar que sal é um composto obtido pela neutralização de um ácido por uma base.



Ex.: $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, onde o NaCl possui o Na^+ , que é diferente do H^+ , e o Cl^- , que é diferente do OH^-
 $\text{HNO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaOHNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, onde o CaOHNO_3 possui o Ca^{2+} , que é diferente do H^+ , e o NO_3^- , que é diferente do OH^- .

A reação entre um ácido e uma base recebe o nome especial de neutralização ou salificação.

A neutralização entre um ácido e uma base pode ser total ou parcial.

<p>Neutralização total É quando o total de hidrogênios ionizáveis do ácido é igual ao total de oxidrilas da base, neste caso o sal formado é classificado como um sal normal. Exemplos: $\text{HBr} + \text{KOH} = \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$ Sal normal</p>	<p>Neutralização parcial Ocorre quando o número de hidrogênios ionizáveis do ácido for diferente do número de oxidrilas da base. Exemplos: $\text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 = \text{Ca(OH)Cl} + \text{H}_2\text{O}$ sal básico $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{AgOH} = \text{AgH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ sal ácido</p>
<p>Podemos também efetuar a reação entre dois ácidos diferentes e uma única base ou, entre duas bases diferentes e um único ácido, formando nestes casos sais duplos.</p>	<p>Exemplos: $\text{HCl} + \text{HBr} + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaBrCl} + 2 \text{H}_2\text{O}$ sal duplo $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} + \text{KOH} = \text{NaKSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ sal duplo</p>

A nomenclatura dos sais normais é feita citando-se o nome do ânion, proveniente do ácido (mudando-se a terminação) seguido do nome do cátion, proveniente da base.

Terminações dos ácidos e sais

<p>ÁCIDO SAL ÍDRICO ETO OSO ITO ICO ATO</p>	<p>$\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ácido clídrico + hidróxido de sódio = cloreto de sódio + água</p>
---	---

Os sais obtidos pela neutralização parcial de um ácido por uma base são classificados como:
 Sais ácidos ou hidrogenossais Restaram hidrogênios ionizáveis do ácido. Exemplos: NaHCO_3 ; KH_2PO_4
 Sais básicos ou hidróxissais Restaram oxidrilas da base. Exemplos: Ca(OH)Cl ; $\text{Fe(OH)}_2\text{NO}_3$

A **nomenclatura desses sais** é feita citando-se a presença do H^+ ou da OH^- , pelos termos hidrogeno ou hidroxí ao nome do sal normal, respectivamente.

Exemplos: NaHCO_3 : hidrogeno-carbonato de sódio $\text{Fe(OH)}_2\text{NO}_3$: di-hidroxi-nitrato férrico

Para os sais duplos devemos citar o nome dos dois cátions ou dos dois ânions.

Exemplos: CaBrCl : cloreto brometo de cálcio, NaKSO_4 : sulfato de sódio e potássio

FUNÇÃO ÓXIDO É o conjunto de compostos binários onde o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

Exemplos: Na_2O ; H_2O ; Al_2O_3 ; SO_3 ; CaO

Podemos dividir os óxidos em dois grupos:

Os óxidos moleculares: O elemento ligado ao oxigênio é ametal. Exemplos: CO_2 ; SO_3 ; CO ; Cl_2O_7

Os óxidos iônicos: O elemento ligado ao oxigênio é um metal. Exemplos: Fe_2O_3 ; CaO ; Na_2O ; Al_2O_3

NOMENCLATURA DOS ÓXIDOS - Para os óxidos moleculares: óxido + de + nome do elemento

Antes da palavra óxido e do nome do elemento colocamos os prefixo mono, di, tri, tetra, etc., para indicar a quantidade de átomos de cada elemento na fórmula.

Exemplos: Cl_2O_7 : heptóxido de dicloro. CO_2 : dióxido de carbono.

Para os compostos iônicos: óxido + de + nome do elemento. Ex.: Na_2O : óxido de sódio, ZnO : óxido de zinco.

Se o elemento forma dois cátions diferentes, devemos indicar a valência em algarismos romanos ou com as terminações oso e ico. Ex.: FeO : óxido de ferro II ou óxido ferroso, Fe_2O_3 : óxido de ferro III ou óxido férrico

PERÓXIDOS - São compostos que possuem em sua estrutura o grupo $(\text{O}_2)^{2-}$. Os peróxidos mais comuns são formados por hidrogênio, metais alcalinos e metais alcalinos terrosos. Sua nomenclatura é feita usando-se a palavra peróxido, seguida do nome do elemento ligado ao grupo $(\text{O}_2)^{2-}$.

Exemplos: Na_2O_2 : peróxido de sódio; CaO_2 : peróxido de cálcio; H_2O_2 : peróxido de hidrogênio

Os peróxidos reagem com a água, produzindo uma base e água oxigenada, e reagem com os ácidos, produzindo um sal e água oxigenada. Exemplos: $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2$; $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$

O peróxido de hidrogênio é líquido e molecular. Quando está dissolvido em água, produz uma solução conhecida como água oxigenada, muito comum no nosso dia-a-dia.



E.E. Aracy Eudociak

Aluno (a): _____ e _____ EJA III sala _____ nota: _____ (0- 2,0)
1. atividade de produção de Química - **unidade 3** – profª Karine data: ____/____/____

C6 – ligações químicas e C7 – funções Inorgânicas

01. Na tabela periódica, estão no mesmo grupo (coluna) elementos que apresentam o mesmo:
- Número de elétrons no último nível de energia.
 - Número de elétrons emparelhados ou desemparelhados.
 - Número de nêutrons no último nível de energia.
02. Sobre as afirmações abaixo, marque a opção falsa:
- as ligações químicas ocorrem para dar instabilidade aos átomos dos elementos.
 - todas as ligações químicas ocorrem seguindo a regra do octeto.
 - as ligações químicas podem ser iônica e covalente.
03. Sobre os elementos químicos, marque a alternativa correta:
- os elementos se ligam buscando uma instabilidade.
 - os elementos se ligam para completar suas camada de valência.
 - os elementos se ligam por que sentem vontade.
04. Julgue os itens abaixo, marcando V se verdadeiros ou F se falsos.
- a ligação iônica ocorre por transferência de elétrons de um elemento para o outro.
 - os elementos podem somente “ganhar” elétrons durante uma ligação química.
 - ocorrem ligações químicas somente entre átomos de elementos iguais.
 - pela regra do octeto os elementos se ligam buscando completar suas camadas de valência como gases nobres da tabela periódica.
 - a ligação covalente ocorre por compartilhamento de elétrons entre os elementos.
05. São características da ligação iônica:
- A transferência de elétrons, a formação de íons, forma retículo cristalino e conduz corrente elétrica quando diluídos em água.
 - O compartilhamento de elétrons, não forma íons, forma moléculas e não conduz corrente elétrica quando diluído em água.
 - A formação de nuvem eletrônica, forma de retículo cristalino metálico e conduz corrente elétrica.
06. Quais são os tipos de ligação covalente. (Marque a alternativa correta):
- molecular, iônica e eletrovalente.
 - antártica, polar e ártico.
 - polar, apolar e coordenada.
07. A ligação covalente pode ser:
- simples, dupla e tripla.
 - uno, dos, tres
 - one, two, tree
08. Quais podem ser as formas de representar uma ligação química: marque a alternativa correta:
- fórmula mínima, representação de Lewis e fórmula estrutural plana.
 - fórmula metálica, fórmula estrutural e representação de dalton.
 - fórmula iônica, fórmula (truck e stock car) e representação de Meyer.
09. Qual é alternativa que explica o que é um cátion:
- um ânion carregado positivamente.
 - um íon carregado positivamente.
 - um íon carregado negativamente.
10. Nas ligações químicas ocorre a interação entre:
- as camadas de valência (as mais externas) dos elementos.
 - os nêutrons dos elementos.
 - as primeiras camadas eletrônicas de cada elementos (camada K)
11. A regra que melhor explica a ligação química entre os elementos para o ensino médio é:
- a teoria do campo cristalino.
 - a regra do octeto.
 - a regra de três.
12. As ligações entre os elementos dão origem à:
- substâncias químicas.
 - cinética química.
 - fórmulas químicas.



13. As substâncias químicas podem ser representadas por:
a() seu número de massa atômica. b() seu número atômico. c() fórmulas químicas.
14. Sabendo a distribuição eletrônica dos elementos, podemos saber:
a() O símbolo do elemento químico, o número de prótons e o número de elétrons.
b() A localização do elemento na tabela, a camada de valência e a formação de íons.
c() O número de massa atômica, o número de nêutrons e o símbolo do elemento.
15. A ligação iônica difere da ligação covalente por:
a() a primeira compartilhar elétrons e a segunda transferir elétrons entre os elementos.
b() a primeira transferir elétrons e a segunda compartilhar elétrons entre os elementos.
c() a primeira compartilhar elétrons e a segunda formar íons entre os elementos
16. Qual das afirmações é correta:
- 16.1 Segundo Arrhenius, ácidos são todas as substâncias químicas que em solução aquosa:
a() liberam íons H^+ , formando o íon H_3O^+ , chamado de hidrônio ou hidroxônio.
b() liberam íons OH^- , formando o íon H_3O^- , chamado de hidrônio.
c() liberam íons H^- , chamado de hidrônio ou hidroxônio.
- 16.2 As Bases de Arrhenius sobrem:
a() ionização em solução aquosa, liberando íons H^+ .
b() dissociação iônica em solução aquosa, liberando íons OH^- .
c() ionização em solução aquosa, liberando íons OH^+ .
- 16.3 Um sal é formado:
a() pela reação entre um sal e um ácido.
b() pela reação entre um óxido e uma base.
c() pela reação de neutralização entre um ácido e uma base.
- 16.4 As substâncias: Na_2O , ZnO , Al_2O_3 são:
a() ácidos - compostos de 2 elementos (metais ou não-metais) e o OH^+ ;
b() óxidos - compostos de 2 elementos (metais ou não-metais) e o oxigênio;
c() Bases - compostos de 2 elementos (metais ou não-metais) e o H^- ;
- 16.5 Neutralização é uma reação característica de:
a() Ácidos e óxidos; b() Sais e óxidos; c() Ácidos e bases;
- 16.6 Qual das opções apresenta a nomenclatura correta dos compostos inorgânicos:
a() Óxido clorídrico, dióxido de sódio, cloreto de carbono e dióxido de cloreto
b() Ácido clorídrico, hidróxido de sódio, cloreto de sódio e dióxido de carbono.
c() Ácido de sódio, hidróxido clorídrico, cloreto de carbono e óxido de carbono.
- 16.7 As propriedades dos ácidos e das bases sobre os indicadores são apresentadas:
a() não conduzem corrente elétrica.
b() pela alteração de cor em papéis indicadores, ou quando utilizadas soluções indicadoras.
c() sal e óxidos formam ácidos e bases.

This document was created with Win2PDF available at <http://www.win2pdf.com>.
The unregistered version of Win2PDF is for evaluation or non-commercial use only.
This page will not be added after purchasing Win2PDF.